




بخش آموزش رسانه تفریحی سنتر

کلیک کنید  [www.tafrihicenter.ir/edu](http://www.tafrihicenter.ir/edu)

نمونه سوال  گام به گام 

امتحان نهایی  جزوه 

دانلود آزمون های آزمایشی 

متوسطه اول : هفتم ... هشتم ... نهم

متوسطه دوم : دهم ... یازدهم ... دوازدهم

[www.tafrihicenter.ir](http://www.tafrihicenter.ir)

در پدیده‌های طبیعی مانند تندر و آذرخش، بخشی از انرژی به شکل انرژی الکتریکی میان سامانه‌ی واکنش و محیط پیرامون آن جاری می‌شود که در حقیقت نوعی تخلیه الکتریکی است. مشاهده‌ی چنین پدیده‌هایی که به **ماهیت الکتریکی** ماده وابسته هستند، سبب شد دانشمندان برای شناسایی واکنش‌هایی شامل داد و ستد الکترون، تلاش کنند. این واکنش‌ها مبنای تولید انرژی الکتریکی هستند. تولید انرژی الکتریکی پاک و ارزان، نتیجه و دستاوردی از دانش **الکتروشیمی** است که در سایه‌ی فناوری‌های پیشرفته، افزایش سطح رفاه و آسایش را در جهان بدنبال داشته است. الکتروشیمی علاوه بر تهیه مواد جدید و مناسب، به کمک انرژی الکتریکی می‌تواند به ما در راستای پیاده کردن اصول شیمی سبز یاری رساند.

پس دو رکن اساسی در تحقق این فناوری وجود دارد که عبارتند از: الف) دستیابی به مواد مناسب ب) تأمین انرژی بطور کلی الکتروشیمی بدنبال تبدیل دو نوع انرژی به یکدیگر است یعنی انرژی شیمیایی به الکتریکی مانند باتری و سلول‌های گالوانی و یا تبدیل انرژی الکتریکی به شیمیایی مانند آبرکاری که جلوتر راجع به آنها صحبت می‌کنیم، می‌باشد.

شاخه‌ای از علم شیمی که در بهبود خواص مواد و تأمین انرژی نقش بسزایی دارد را الکتروشیمی گویند.

برخی از قلمروهای الکتروشیمیایی عبارتند از:

الف) باتری‌ها: یکی از تولیدات مهم صنایع بوده و در محل‌های مورد نیاز با انجام واکنش‌های شیمیایی، انرژی الکتریکی تولید می‌کنند. به عنوان مثال باتری، تلفن همراه، رایانه و لپ‌تاپ یا باتری در انواع خودروهای بنزینی و الکتریکی و یا در وسایلی که در بدن انسان کاربرد دارند مانند سمعک، باتری تنظیم کننده ضربان قلب و اندام مصنوعی و ...

ب) کاربرد الکتروشیمی در صنایع فلزی مانع از زنگ زدگی و خوردگی فلزات می‌شود. به عنوان نمونه ساخت فلزات مربوط به بدنه کشتی و اسکله‌ها و یا لوله‌های فلزی انتقال آب، قوطی‌های کنسرو و مواد غذایی و لوازم آشپزخانه که باید در برابر خوردگی بسیار مقاوم باشند.

پ) اندازه‌گیری و کنترل کیفی فرآورده‌های دارویی، بهداشتی، غذایی و به منظور اطمینان از کیفیت آنها، تمامی موارد گفته شده در بالا عامل افزایش سطح رفاه و آسایش در جامعه بشمار می‌آیند.

### انجام واکنش با سفر الکترون



هرگاه دو فلز متفاوت در یک محیط مرطوب به یکدیگر متصل شوند، بین این دو فلز، جریان الکتریکی ایجاد می‌شود. به عنوان نمونه طبق شکل روبرو که به باتری لیمویی معروف است. دو تیغه از فلزهای متفاوت مانند مس و روی را به درون یک لیمو فرو می‌بریم، در این حالت با انرژی تولید شده از این باتری می‌توان یک LED را روشن کرد.

**باتری:** مولدی است که در آن، واکنش‌های شیمیایی رخ می‌دهد و بخشی از انرژی شیمیایی

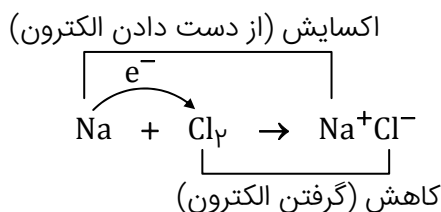
مواد به انرژی الکتریکی تبدیل می‌شود که از این انرژی الکتریکی می‌توان در وسایل مختلفی مانند موتورسیکلت برقی و ... استفاده کرد.

با توجه به مطالب گفته شده در بالا، باید واکنش‌های درون باتری‌ها را بطور کامل توصیف کرد و با شناخت آنها بتوان نیازهای جدید جامعه را در زمینه باتری‌ها برطرف نمود.

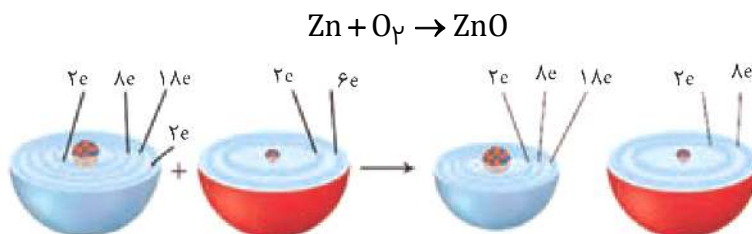
### واکنش‌های اکسایش و کاهش:

هرگاه در یک واکنش انتقال یک یا چند الکترون از گونه‌ای به گونه‌ای دیگر اتفاق بیافتد، واکنش از نوع اکسایش و کاهش است. اکسایش به معنای از دست دادن الکترون و کاهش به معنای گرفتن (جذب) الکترون است؛ پس گونه‌ی اکسایش یافته، الکترون از دست می‌دهد و گونه‌ی کاهش یافته، الکترون می‌گیرد.

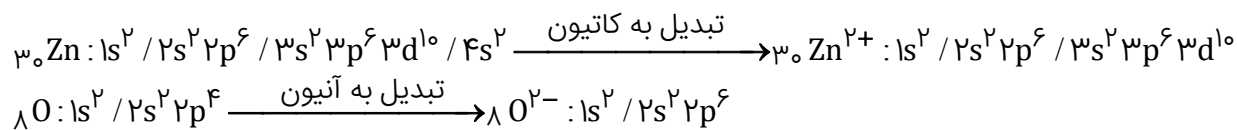
به واکنش اکسایش و کاهش زیر دقت کنید:



در این واکنش گونه Na اکسایش یافته و الکترون از دست داده است و گونه Cl<sub>2</sub> کاهش یافته و یا به عبارت دیگر الکترون گرفته است. همان طور که می بینید در این واکنش الکترون بین اتم سدیم و کلر جابه جا شده است. اکسیژن عنصر نافلزی بسیار فعالی است که با اغلب فلزها واکنش داده و باعث اکسید شدن آنها می شود، به جز فلزاتی نظیر طلا، پلاتین، مس و نقره. به واکنش موازنه نشده زیر دقت کنید.



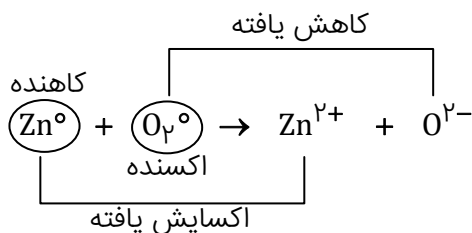
در این واکنش هر اتم روی (Zn) دو الکترون از دست داده و اکسایش می یابد و هر اتم اکسیژن (O) با گرفتن دو الکترون، کاهش می یابد.



حال به دو تعریف جدید دقت کنید:

**اکسنده:** ذره ای که با گرفتن الکترون از گونه های دیگر، آنها را اکسید می کند، اکسنده است. در واقع گونه اکسنده باعث اکسایش گونه های دیگر شده و خودش کاهش پیدا می کند.

**کاهنده:** ذره ای که با از دست دادن الکترون به گونه های دیگر، آنها را کاهش می دهد (می کاهد) کاهنده است و خودش اکسایش پیدا می کند.

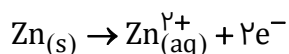


در معادله بالا: اتم روی الکترون از دست می دهد پس اکسایش یافته و کاهنده است و اتم اکسیژن با جذب الکترون، کاهش یافته و اکسنده است.

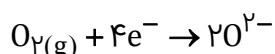
نکته: در واکنش های اکسایش و کاهش، هر دو گونه اکسنده و کاهنده باید در یک واکنش موجود باشند.



هر واکنش اکسایش و کاهش از دو نیم واکنش تشکیل شده که هر نیم واکنش باید از نظر بار الکتریکی و تعداد اتم موازنه باشد. به نیم واکنشی که با از دست دادن الکترون همراه است نیم واکنش اکسایش ( $e^- \rightarrow$ ) و نیم واکنشی که با جذب الکترون همراه است نیم واکنش کاهش ( $e^- \rightarrow$ ) می‌گویند. به نیم واکنش‌های اکسایش و کاهش واکنش بالا دقت کنید. نیم واکنش اکسایش فلز روی که همراه با از دست دادن الکترون است:

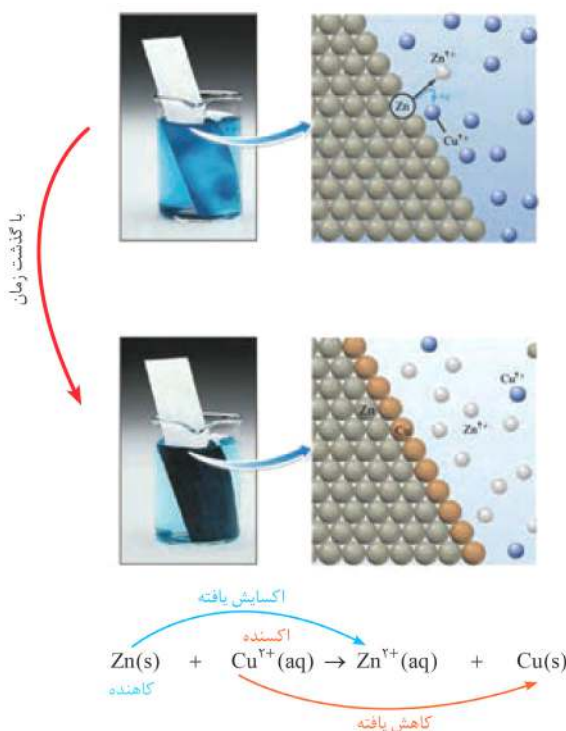
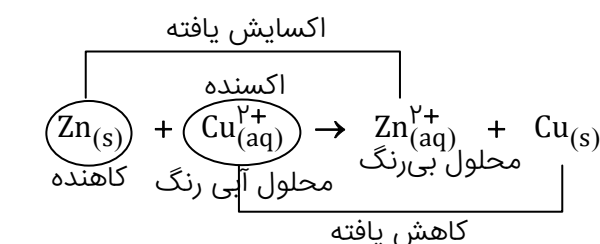


نیم واکنش کاهش اکسیژن که همراه با جذب الکترون است.

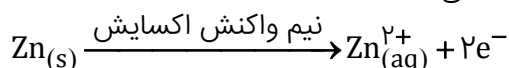


نکته: اغلب فلزها تمایل به از دست دادن الکترون و تشکیل یون مثبت (کاتیون) و نافلزها تمایل به جذب الکترون و تشکیل یون منفی (آنیون) دارند، بنابراین در واکنش بین فلزها و نافلزها، اغلب فلزها را کاهنده و نافلزها را اکسنده می‌دانیم. نکته: نیم واکنش‌های اکسایش و کاهش هم‌زمان و در کنار هم رخ می‌دهند، پس واکنش اکسایش تنها و یا کاهش تنها نداریم. به یک واکنش اکسایش و کاهش دیگر دقت کنید:

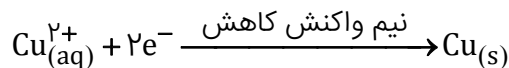
هر گاه یک تیغه از جنس روی را درون محلول مس (II) سولفات آبی‌رنگ (کات کبود) قرار دهیم پس از مدتی از رنگ آبی محلول کاسته شده و محلول به سمت بی‌رنگ شدن می‌رود که این تغییر رنگ نشان دهنده یک واکنش شیمیایی است.



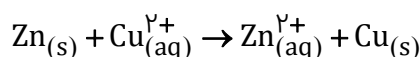
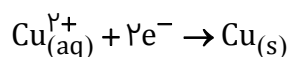
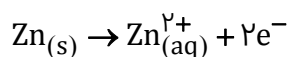
در معادله بالا تیغه روی الکترون از دست می‌دهد.



و یون‌های مس الکترون جذب می‌کند.



که هرگاه دو نیم واکنش اکسایش و کاهش بالا را با یکدیگر جمع کنیم و تعداد الکترون‌های برابر دو طرف را با یکدیگر ساده کنیم به واکنش کلی اصلی خواهیم رسید که فرآورده‌ها پایدارتر از واکنش‌دهنده‌ها هستند.



**نکته:** هرگاه در هر واکنش شیمیایی بار الکتریکی هر ذره (اتم، مولکول یا یون) مثبت‌تر شود، آن ذره اکسایش یافته و هر ذره‌ای که منفی‌تر شود، کاهش می‌یابد.

### خود را بیازمایید

۱- اغلب فلزها در واکنش با محلول اسیدها، گاز هیدروژن و نمک تولید می‌کنند. با توجه به شکل روبه رو که نمایی از این واکنش را نشان می‌دهد، به پرسش‌ها پاسخ دهید.

(آ) کدام گونه اکسایش و کدام گونه کاهش یافته است؟ چرا؟

(ب) نیم واکنش‌های اکسایش و کاهش را بنویسید و موازنه کنید.

(پ) نیم واکنش‌ها را با هم جمع کنید تا با حذف الکترون‌ها، معادله واکنش به دست آید.

(ت) با خط زدن واژه نادرست در هر مورد، عبارت داده شده را کامل کنید.

در این واکنش، اتم‌های روی الکترون (از دست داده / به دست آورده) و (کاهش / اکسایش)

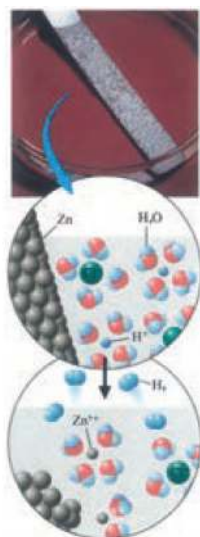
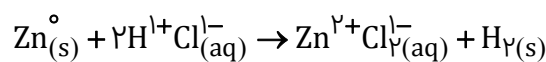
یافته‌اند و سبب (کاهش / اکسایش) یون‌های هیدروژن شده‌اند، از این رو اتم‌های روی نقش

(اکسنده / کاهنده) دارند. در حالی که یون‌های هیدروژن، الکترون (از دست داده / به دست آورده)

و (کاهش / اکسایش) یافته‌اند و سبب (کاهش / اکسایش) اتم‌های روی شده‌اند، از این رو

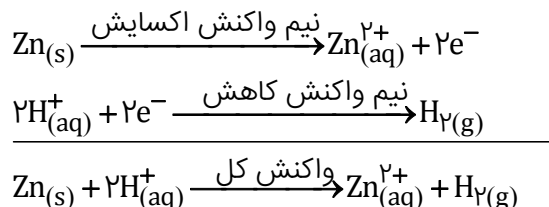
یون‌های هیدروژن نقش (اکسنده / کاهنده) دارند.

(ا) واکنش فلز روی با هیدروکلریک اسید را نشان می‌دهد که معادله آن به قرار زیر است.

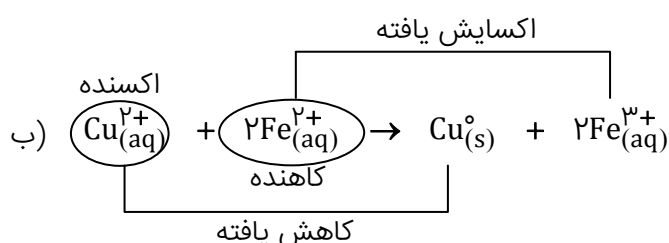
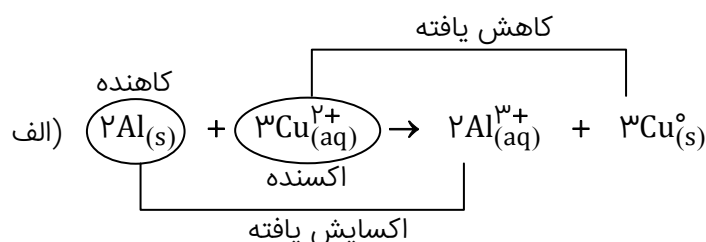


• واکنش فلز روی با محلول هیدروکلریک اسید.

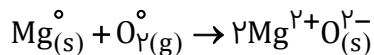
فلز روی که در سمت چپ معادله واکنش است بصورت تیغه‌ای وجود دارد که خنثی بوده و هیچ باری ندارد در حالیکه در سمت راست واکنش تبدیل به کاتیون  $Zn^{2+}$  شده است در حقیقت الکترون از دست داده یعنی اکسایش یافته و خود Zn کاهنده است. و از طرفی یون  $H^+$  که در هیدروکلریک اسید بصورت کاتیون در سمت چپ معادله وجود دارد و در سمت راست معادله بصورت گاز هیدروژن درآمده که خنثی است و الکترون جذب کرده کاهش یافته و اکسند است. و نیم واکنش‌های اکسایش و کاهش و واکنش کلی آن به قرار زیر است.



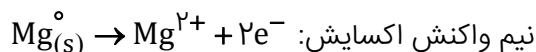
(۲) در هر یک از واکنش‌های زیر، گونه‌های اکسند و کاهنده را مشخص کنید.



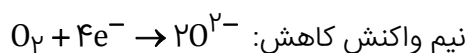
یکی از واکنش‌هایی که برای منبع نور عکاسی در گذشته استفاده می‌شده، واکنش سوختن منیزیم است که نور سفید و خیره‌کننده‌ای تولید می‌کند. به واکنش اکسایش و کاهش زیر دقت کنید.



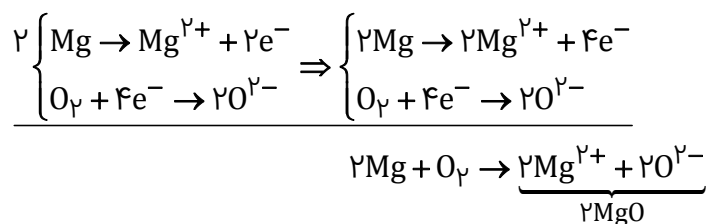
در این واکنش فلز منیزیم طبق نیم واکنش اکسایش زیر الکترون از دست داده و به یون  $Mg^{2+}$  تبدیل شده و اکسایش می‌یابد پس خود فلز منیزیم کاهنده است.



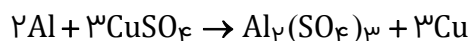
و گاز اکسیژن با جذب الکترون و تشکیل یون منفی (آنیون) کاهش یافته و اکسند است.



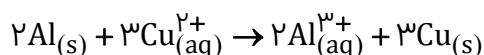
حالا از جمع دو نیم واکنش بالا و برابر کردن تعداد الکترون‌ها در دو نیم واکنش خواهیم داشت:



به عنوان نمونه دیگر به واکنش فلز آلومینیم و مس (II) سولفات که گرماده است دقت کنید.



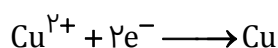
در این واکنش همانطور در انتهای فصل اول گفتیم یون سولفات ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) که نقش اساس در واکنش ندارد و یون ناظر یا تماشاچی یا تماشاگر خوانده می‌شود حذف می‌کنیم خواهیم داشت:



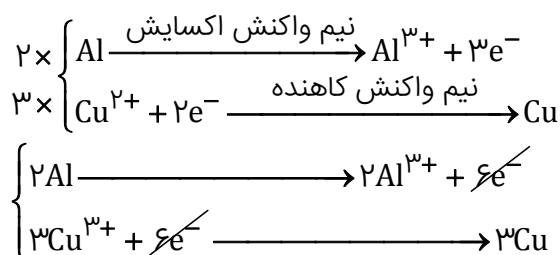
آلومینیم طی یک نیم‌واکنش اکسایش الکترون‌های خود را از دست می‌دهد و کاهنده است.



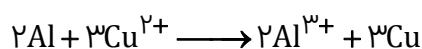
و یون‌های مس  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$  طی یک نیم‌واکنش کاهش الکترون جذب کرده و اکسند می‌باشند.



حال از جمع نیم واکنش بالا و برابر کردن تعداد الکترون‌ها خواهیم داشت.



با ساده کردن تعداد الکترون‌های برابر و از جمع دو نیم واکنش بالا، واکنش کلی زیر حاصل می‌شود.



که روابط بالا نشان دهنده این است که میان اتم‌های آلومینیم و یون‌های مس ۶ الکترون مبادله شده است

جدول زیر داده‌هایی را از قرار دادن برخی تیغه‌های فلزی درون محلول مس (II) سولفات در دمای  $20^\circ\text{C}$  نشان می‌دهد. با توجه به آن به پرسش‌ها پاسخ دهید.

نام فلز	نشانه شیمیایی فلز	دمای مخلوط واکنش پس از مدتی ( $^\circ\text{C}$ )
آهن	Fe	۲۳
طلا	Au	۲۰
روی	Zn	۲۶
مس	Cu	۲۰



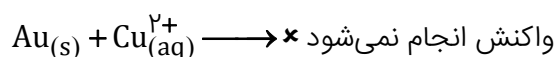
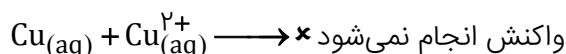
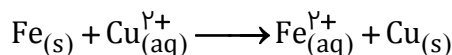
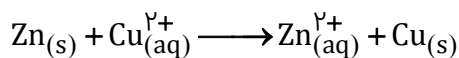
• تیغه مس درون محلول روی سولفات پس از مدت طولانی.

(آ) تغییر دمای مخلوط واکنش نشان دهنده چیست؟

نشان دهنده میزان شدت فعالیت شیمیایی این فلزات با محلول مس (II) سولفات است به عبارت دیگر بر اثر قرار دادن تیغه‌های آهن و روی درون محلول دمای مخلوط واکنش تغییر کرده و می‌توان نتیجه گرفت واکنش اکسایش و کاهش در



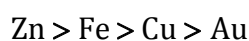
حال انجام شدن است. در حالیکه با قرار دادن تیغه‌های مس و طلا هیچ تغییر دمایی نداریم یعنی هیچ واکنش اکسایش و کاهش صورت نگرفته است. به عبارت ساده‌تر داریم:



نکته: نکته جالب‌تر اینکه هر چه تغییر دمای محلول بیشتر باشد، فلز تمایل بیشتری به از دست دادن الکترون داشته و کاهنده‌تر است با توجه به این قضیه می‌توانیم قدرت کاهندگی دو فلز آهن و روی را با یکدیگر مقایسه کنیم.

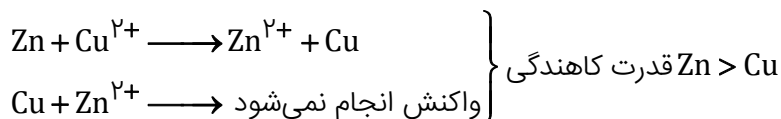
(Fe) آهن > (Zn) روی: قدرت کاهندگی

از طرفی فلز طلا (Au) با محلول مورد نظر هیچ واکنشی نمی‌دهد. پس با یک جمع‌بندی به این مقایسه قدرت کاهندگی می‌رسیم.



نکته ۱) تمایل فلزها برای از دست دادن الکترون متفاوت است به عبارت دیگر فلزها قدرت کاهندگی متفاوتی دارند.

نکته ۲: فلزی که کاهنده قوی‌تر است می‌تواند با یون فلزی که کاهندگی ضعیف‌تر دارد واکنش داده و آن را اکسایش دهد و خود کاهش یابد.

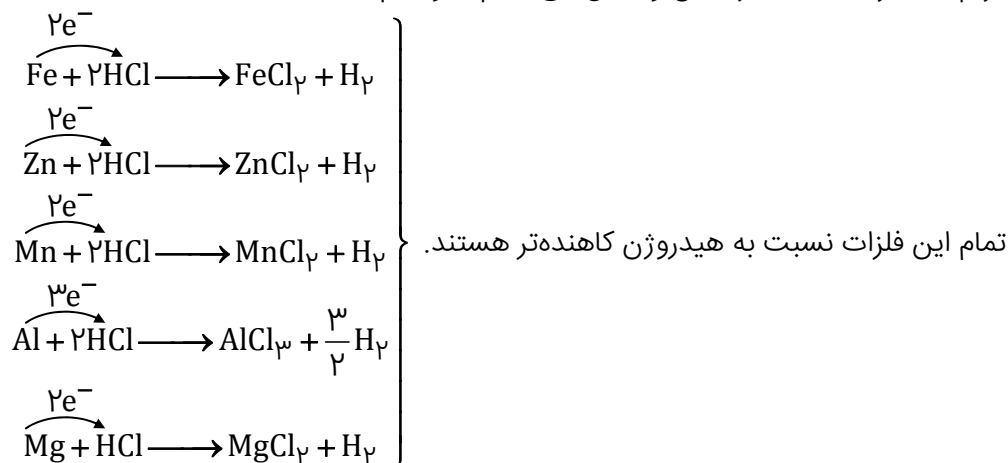


پس با توجه به واکنش‌های بالا هر گاه تیغهی مس درون محلول روی سولفات قرار گیرد هیچ واکنشی انجام نمی‌شود. چون قدرت کاهندگی و از دست دادن الکترون روی بیشتر از مس است.

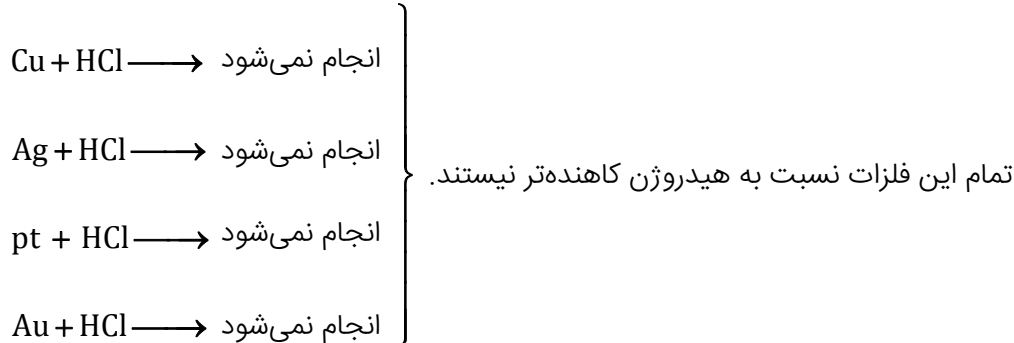
در نتیجه روی می‌خواهد الکترون از دست بدهد نه اینکه جذب کند.

نکته ۳: در واکنش‌های اکسایش و کاهش، مخلوط واکنش گرم می‌شود، زیرا سامانه واکنش بخشی از انرژی خود را به شکل گرما به محیط می‌دهد. هر چه گرمای آزاد شده بیشتر باشد، قدرت کاهندگی فلز بیشتر است.

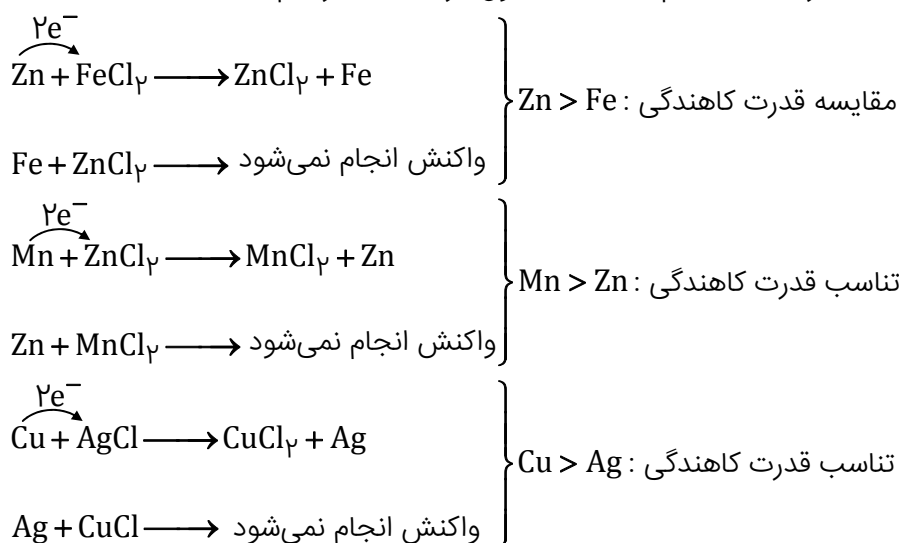
با آزمایش‌های مشابه می‌توان عناصر جدول تناوبی را بر حسب مقایسه قدرت کاهندگی مرتب کرد برای این کار هیدروژن را به عنوان مبنای جدول در نظر می‌گیریم، که فلزات مختلف را با آن واکنش می‌دهیم. خواهیم داشت.







حال نوبت به این می‌رسد که خود فلزات را با یکدیگر مقایسه کنیم تا به یک جدول مرتب شده برسیم.



و الی آخر تا به یک جدول مشابه زیر می‌رسیم.

نیم‌واکنش کاهش	$E^\circ$ (V)
$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}(\text{s})$	+۱/۵۰
$\text{Pt}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pt}(\text{s})$	+۱/۲۰
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+۰/۸۰
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+۰/۳۴
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	۰/۰۰
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-۰/۴۴
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-۰/۷۶
$\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}(\text{s})$	-۱/۱۸
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s})$	-۱/۶۶
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-۲/۳۷

↑ اکسیده قوی‌تر

↓ کاهنده قوی‌تر

**پتانسیل الکترودی استاندارد ( $E^\circ$ ):** به اختلاف پتانسیل الکتریکی میان تیغه و محلول الکترولیت، در یک الکترود استاندارد، پتانسیل الکترودی استاندارد ( $E^\circ$ ) می‌گویند که در دمای  $25^\circ\text{C}$  و فشار ۱ اتمسفر و غلظت محلول الکترولیت یک مولار اندازه‌گیری شده است.

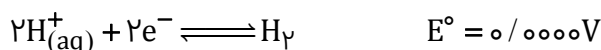
متأسفانه راه مستقیمی برای اندازه‌گیری پتانسیل الکترودی استاندارد ( $E^\circ$ ) یک الکتروود در دسترس نیست اما خوشبختانه می‌توان پتانسیل یک الکتروود را به خوبی با پتانسیل الکتروود دیگر مقایسه کرد و اختلاف مایع آن دو را بطور نسبی اندازه گرفت.

برای تعیین پتانسیل نسبی هر الکتروود، به یک الکتروود مرجع نیاز است، بطوریکه پتانسیل مطلق آن بر حسب قرار داد مقدار مشخصی فرض شود، الکتروود استاندارد هیدروژن (SHE)، عنوان الکتروود مرجع انتخاب شده است و پتانسیل الکتروودی آن را

$$E^\circ_{(SHE)} = 0/000V \text{ یعنی: می‌گیرند.}$$

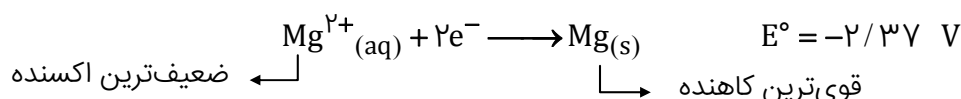
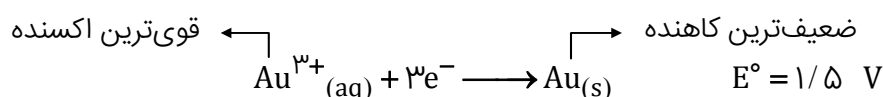
### الکتروود استاندارد هیدروژن (SHE):

این الکتروود تشکیل شده از یک تیغه‌ی پلاتینی (Pt) در محلولی از یک اسیدفولیک با pH=۱ که گاز هیدروژن با فشار یک اتمسفر از روی آن عبور می‌کند. و نیم واکنش آن به قرار زیر بوده و مبنای جدول پتانسیل کاهش است.



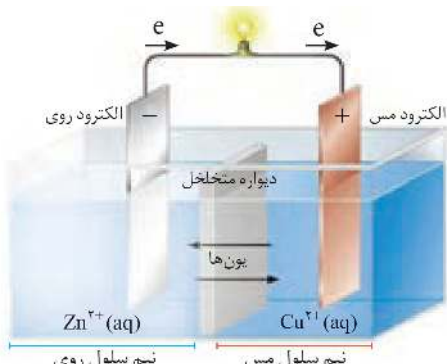
### نکات جدول پتانسیل کاهش استاندارد:

- ۱) تمام واکنش‌ها در این جدول بر اساس کاهش مرتب شده‌اند. یعنی الکترون سمت چپ نیم واکنش قرار می‌گیرد.
- ۲) عناصر از بالا به پایین در حال کاهش تدریجی است. یعنی هر چه  $E^\circ$  نیم‌واکنش بزرگتر (مثبت‌تر) باشد در مکان بالای جدول قرار دارد و هر چه  $E^\circ$  نیم‌واکنش کوچکتر (منفی‌تر) باشد، در مکان پایین‌تری از جدول قرار دارد.
- ۳) فلزات پایین هیدروژن قدرت کاهندگی بیشتری و فلزات بالای هیدروژن قدرت اکسندگی بیشتر دارند به عبارت دیگر از بالا به پایین قدرت کاهندگی افزایش و قدرت اکسندگی کاهش می‌یابد.
- ۴) هر چه مقدار پتانسیل الکتروودی یک نیم‌واکنش بزرگتر (مثبت‌تر) باشند، در سری الکتروشیمیایی در مکان بالاتری قرار دارد و گونه‌ی سمت چپ آن، تمایل بیشتری برای گرفتن و جذب کردن الکترون دارد و اکسندگی قوی‌تری است. به عبارت دیگر از پایین به بالا قدرت اکسندگی افزایش می‌یابد.
- ۵) هر چه مقدار پتانسیل الکتروودی یک نیم واکنش کوچکتر (منفی‌تر) باشد، در سری الکتروشیمیایی در مکان پایین‌تری قرار دارد و گونه‌ی سمت راست آن، تمایل بیشتری برای از دست دادن الکترون یا اکسایش یافتن دارد، در نتیجه کاهنده قوی‌تری است. به عبارت دیگر از بالا به پایین قدرت کاهندگی افزایش می‌یابد.
- ۶) هر قدر  $E^\circ$  یک نیم‌واکنش بزرگتر (مثبت‌تر) باشد، گونه سمت چپ نیم‌واکنش تمایل بیشتری برای گرفتن الکترون دارد پس اکسندگی قوی‌تری است. در مقابل، گونه سمت راست نیم‌واکنش تمایل کمتری برای از دست دادن الکترون (اکسیدشدن) دارد مس کاهنده ضعیف‌تری است. به همین ترتیب هر چه  $E^\circ$  نیم‌سلول کوچکتر (منفی‌تر) باشد، گونه سمت راست کاهنده قوی‌تری و گونه سمت چپ اکسندگی ضعیف‌تری است پس طبق جدول پتانسیل کاهش استاندارد.



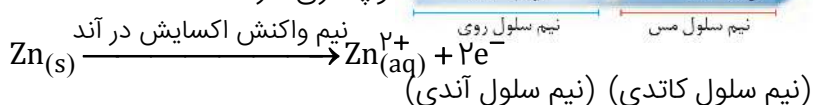
**سلول گالوانی (ولتایی):** وسیله‌ای که انرژی شیمیایی مواد را به علت تفاوت در قدرت کاهندگی عناصر تبدیل به انرژی الکتریکی می‌نماید.

هر سلول گالوانی از دو نیم سلول آندی و کاتدی تشکیل شده است که شرح آن را در زیر می‌بینید:



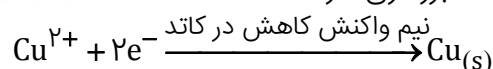
آند (قطب منفی)

آند: فلزی است که در جدول صفحه‌ی قبل در مکان پایین‌تری قرار دارد و یا به عبارت دیگر  $E^\ominus$  کوچکتری دارد.



کاتد (قطب مثبت)

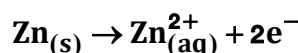
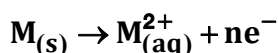
کاتد: فلزی است که در جدول صفحه قبل در مکان بالاتری قرار دارد و یا به عبارت دیگر  $E^\ominus$  بزرگتری دارد



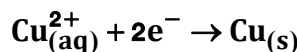
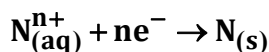
نکات سلول گالوانی:

۱- هر نیم سلول تشکیل شده از یک تیغه فلزی در محلولی از کاتیون خودش به عنوان نمونه تیغه روی باید در محلول مانند روی سولفات، روی کربنات و روی کلرید و .... باشد.

۲- تیغه‌ی آندی بدلیل انجام نیم واکنش اکسایش لاغر شده و کاهش جرم خواهد داشت.



۳- تیغه‌ی کاتدی بدلیل انجام نیم واکنش کاهش ضخیم شده و افزایش جرم خواهد داشت.



شکل ۸- تغییر جرم تیغه‌ها پس از کار کردن در سلول گالوانی روی - مس.

۴- جهت جریان در مدار بیرونی (سیم) همیشه از آند (قطب منفی) به کاتد (قطب مثبت) است. چرا؟ پس به طور خلاصه

آند	کاتد
نیم واکنش اکسایش (آندی)	نیم واکنش کاهش (کاتد)
از دست دادن الکترون	گرفتن الکترون
قطب منفی	قطب مثبت

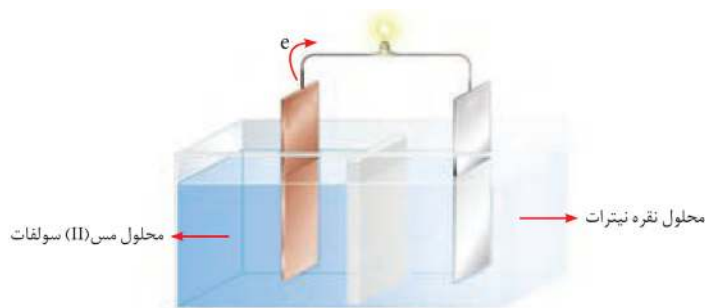
۵- ولتاژ کلی سلول گالوانی یا نیروی الکتروموتوری (emf):

قطب منفی  $-E^\circ$  قطب (+)  $E^\circ$  اکسایش  $-E^\circ$  کاهش  $E^\circ$  آند  $-E^\circ$  کاتد  $E^\circ$  = ولتاژ کلی سلول

به عنوان مثال در همین مثال:  $E^\circ_{\text{کل}} = E^\circ_{\text{Cu}} - E^\circ_{\text{Zn}} = +0/34 - (-0/76) = +1/1V$

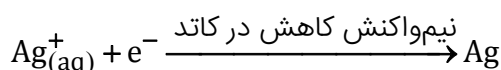
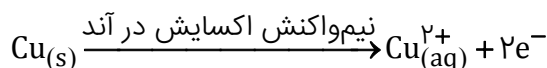
۶- هر چه دو فلز در جدول پتانسیل کاهش از هم دورتر باشند، ولتاژ کلی سلول یا نیروی الکتروموتوری بیشتر است و برعکس.

وظیفه‌ی پل نمکی: از آنجا که در آند نیم‌واکنش اکسایش انجام می‌شود  $M_{(s)} \rightarrow M_{(aq)}^{n+} + ne^-$  و لحظه به لحظه بر غلظت کاتیون  $M_{(aq)}^{n+}$  افزوده می‌شود و از طرفی در کاتد نیم‌واکنش کاهش انجام می‌شود  $N_{(aq)}^{n+} + ne^- \rightarrow N_{(s)}$  و کاتیون درون محلول مصرف می‌شود و فقط آنیون‌ها باقی‌می‌ماند در جهت برقراری تعادل بارالکتریکی بین یون‌های نیم سلول از دیواره متخلخل استفاده شود که وظیفه برقراری تعادل بار الکتریکی بین دو نیم سلول را دارد. به این ترتیب کاتیون‌ها به سمت کاتد و آنیون‌ها به سمت آند در حرکت هستند تا این تعادل ایجاد شود. در خود را بیازمایید ص ۴۶ کتاب درسی به یک سلول گالوانی مس - نقره (Cu - Ag) اشاره شده است:

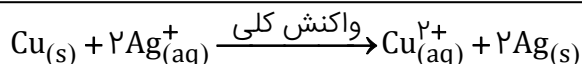
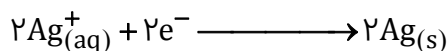
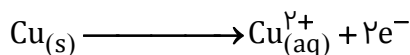


در این سلول: چون مس  $E^\circ$  کوچکتری دارد و در مکان پایین‌تری نسبت به نقره دارد قرار دارد، آند (قطب منفی) و نقره که  $E^\circ$  بزرگی دارد و در مکان بالاتری نسبت به مس قرار دارد کاتد (قطب مثبت) است.

طبق گفته‌های قبل همیشه نیم‌واکنش اکسایش در آند و نیم‌واکنش کاهش در کاتد صورت می‌گیرد.



در این مرحله برای برابر کردن تعداد الکترون‌ها باید نیم‌واکنش دوم را در عدد ۲ ضرب کنیم

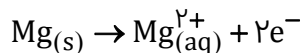


طبق نیم‌واکنش‌های بالا از جرم آند (مس) کاسته شده و بر جرم کاتد (نقره) افزوده می‌شود. و جهت جریان الکترون در مدار خارجی از آند (مس) به کاتد (نقره) بوده و جهت حرکت یون‌ها، کاتیون‌ها به سمت کاتد و آنیون‌ها به سمت آند در حرکت هستند.

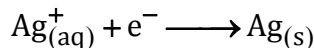
در خود را بیازمایید صفحه ۴۸ کتاب درسی سلول گالوانی نقره - منیزیم را داریم

منیزیم که در جدول در مکان پایین‌تری قرار دارد و یا  $E^\circ$  کوچکتری دارد نقش آند را برعهده دارد و نیم‌واکنش اکسایش انجام می‌دهد.

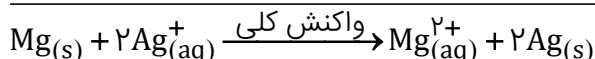
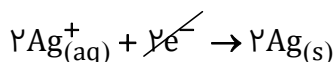
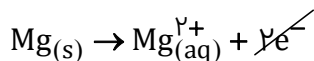




و نقره که در جدول در مکان بالاتری قرار دارد و یا  $\text{E}^{\circ}$  بزرگتری دارد نقش کاتد را برعهده داشته و نیم‌واکنش کاهش را انجام می‌دهد.



برای برابر کردن تعداد الکترون‌ها باید نیم واکنش کاهش نقره را در عدد ۲ ضرب کنیم، که خواهیم داشت:



### لیتیم فلزی ارزشمند برای ذخیره انرژی الکتریکی:

نکاتی چند پیرامون فلز لیتیم:

- ۱- شیمی‌دان‌ها به دنبال ساخت باتری‌های سبکتر، کوچکتر و توانایی ذخیره بیشتر انرژی هستند که در این زمینه لیتیم نقش اساسی برعهده دارد. چون لیتیم در میان فلزها دارای کمترین چگالی و کمترین  $\text{E}^{\circ}$  است.
- ۲- سالانه از میلیاردها باتری لیتیومی درون دستگاه‌های الکترونیک در سرتاسر جهان استفاده می‌شود.
- ۳- از لیتیم در ساخت باتری‌های دگمه‌ای، تلفن و رایانه همراه استفاده می‌شود که بارها قابل شارژ است.
- ۴- در هر تن از نمک دریاچه قم، بیش از ۲۰۰ گرم لیتیم وجود دارد.
- ۵- برخی مواد و فلزهای بکاررفته در باتری و قطعات الکترونیکی مانند لپ‌تاپ و تلفن همراه، ارزشمند و گران قیمت هستند و می‌توانند منبعی برای بازیافت این مواد بشمار آیند در حالیکه برخی دیگر حاوی فلزهای سنگین هستند که می‌توانند پس از دور ریختن، به محیط زیست آسیب برسانند.

### سلول سوختی منبعی برای تولید انرژی سبز:

همانطور که می‌دانید و می‌بینید سوخت‌های فسیلی همچنان مناسبترین سوخت برای خودروها و نیروگاه‌ها می‌باشند که مصرف بی‌رویه این سوخت‌ها دو اشکال مهم دارد.

- ۱- استخراج و مصرف بی‌رویه سوخت‌های فسیلی باعث شده تا ذخایر آن به سرعت کاهش یابد
- ۲- گسترش روزافزون آلودگی‌های ناشی از مصرف سوخت‌های فسیلی، جهان را با چالش نگران‌کننده روبرو کرده است. بدین ترتیب باید جایگزینی مناسب برای آنها پیدا کرد تا بتوان به مشکلات بالا غلبه کنیم.

### سلول سوختی:

نوعی سلول گالوانی است که امکان تبدیل انرژی شیمیایی به الکتریکی را برای ما فراهم می‌کند و دو مشکل مطرح شده در بالا را مرتفع می‌نماید. و دارای برتری‌های زیر نسبت سوخت‌های فسیلی می‌باشد.

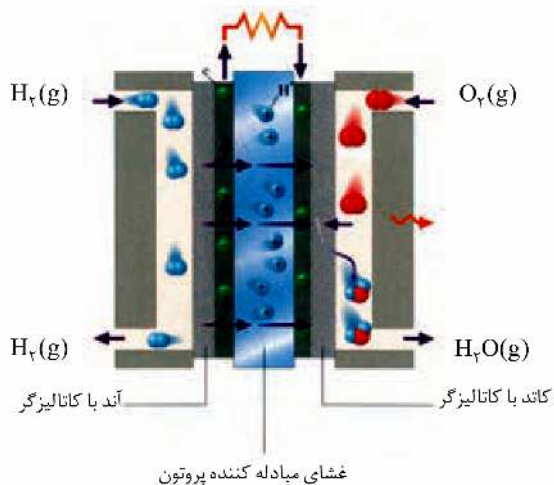
- ۱- کارایی بالا و اتلاف کمتر انرژی به شکل گرما
- ۲- کاهش ردپای کربن دی‌اکسید
- ۳- دوستدار محیط زیست
- ۴- منبع انرژی سبز

### سلول سوختی هیدروژن - اکسیژن:

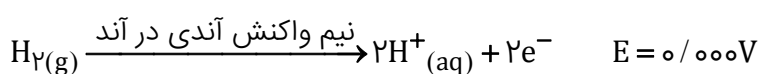
متداولترین سلول سوختی، سلول هیدروژن - اکسیژن است. وسیله‌ای که در آن گازهای هیدروژن و اکسیژن به طور کنترل شده واکنش داده و قسمت اعظم و قابل توجهی از انرژی شیمیایی (نه تمام آن) در حضور کاتالیزور، به انرژی الکتریکی تبدیل می‌شود. بازدهی اکسایش گاز هیدروژن در سلول سوختی در حدود ۶۰٪ است به عبارت دیگر در سلول سوختی ۶۰٪ انرژی

شیمیایی به انرژی الکتریکی تبدیل می‌شود و بقیه آن (حدود ۴۰٪) به شکل گرما تلف می‌شود. در حالی که سوزاندن مستقیم گاز هیدروژن در موتورهای درون‌سوز بازدهی حدود ۲۰٪ دارد پس کارایی سلول سوختی در این زمینه حدود ۳ برابر است.

در شکل زیر، سلول سوختی هیدروژن - اکسیژن نمایش داده می‌شود. هر سلول سوختی سه جزء اساسی دارد که عبارتند از: غشاء، الکترود آند و الکترود کاتد، در این سلول آند و کاتد دارای کاتالیزگرهایی هستند که به نیم واکنش‌های اکسایش و کاهش سرعت می‌بخشند.



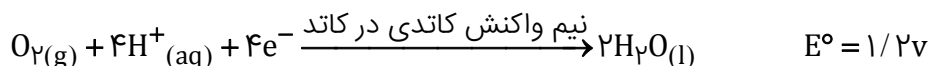
در این سلول، گاز هیدروژن به عنوان سوخت پیوسته وارد سلول می‌شود و در آند، بصورت زیر اکسایش می‌یابند:



همانطور که در شکل می‌بینید، گاز هیدروژن از سمت چپ سلول

وارد شده و در غشای مبادله کننده پروتون اکسایش یافته و یون  $\text{H}^+$  را تحویل این غشاء می‌دهد و گاز هیدروژن مصرف نشده از سمت چپ و پایین شکل خارج می‌شود.

یون‌های  $\text{H}^+(\text{aq})$  تولید شده در نیم واکنش آندی، از طریق غشای مبادله کننده پروتون به سمت الکترود کاتد (سمت راست) رفته و با گاز اکسیژن که از راست وارد سلول می‌شود، واکنش می‌دهند.



حال از جمع و برابر کردن تعداد الکترون‌ها از دو واکنش بالا داریم:



نکته ۱: در این نوع سلول هم مانند سلول گالوانی جهت حرکت الکترون در مدار بیرونی (سیم) از آند (قطب منفی) به کاتد (قطب مثبت) است.

نکته ۲: همانطور که از معادله کلی سلول برمی‌آید، محصول سلول سوختی آب می‌باشد که در فضاپیماها و زیر دریایی‌ها فرآورده‌ی حیاتی و مهمی است.

نکته ۳: ولتاژهای سلول سوختی:

$$E = E_{\text{آند کاتد کل}} - E_{\text{آند}} = 1/2 - 0 = 1/2\text{V}$$

نکته ۴: دو مزیت سلول‌های سوختی بر موتورهای درون‌سوز:

الف) آلودگی زیست محیطی کمتر: چون این نوع سلولها فقط آب تولید می کنند در حالیکه در موتورهای درون سوز، آب ( $H_2O$ ) و کربن دی اکسید ( $CO_2$ ) که گازی گلخانه ای است تازه اگر خوب کار کنند و درست تنظیم شوند، چون اگر تنظیم نباشد گاز سمی و خطرناک کربن مونوکسید ( $CO$ ) تولید می کنند.

ب) بازدهی و کارایی بالاتر: قبلاً گفتیم که بازدهی سوزاندن هیدروژن در موتور درون سوز 20% است در حالیکه اکسایش کنترل شده هیدروژن در سلول سوختی حدود 60% بازدهی دارد.

نکته ۵: تفاوت باتریها با سلولهای سوختی:

الف) باتریها می توانند انرژی شیمیایی را ذخیره کنند در حالیکه در سلول سوختی هیچ ذخیره ای انرژی شیمیایی وجود ندارد.

ب) باتریها مواد واکنش دهنده و اولیه را در خودشان دارند در حالیکه در سلول سوختی از بیرون وارد می شود.

پ) باتریها فقط انرژی الکتریکی تولید می کنند در حالیکه در سلول سوختی علاوه بر انرژی الکتریکی، آب هم تولید می شود.

### عدد اکسایش:

به بار الکتریکی که به طور واقعی یا ظاهری به یک اتم نسبت می دهند، عدد اکسایش می گویند.

### تعیین عدد اکسایش به روش کتاب درسی:

(۱) ابتدا ساختار الکترون - نقطه ای (لوئیس) مولکول یا یون مورد نظر را رسم می کنیم.

(۲) اگر دو اتم متصل به هم یکسان باشند، با توجه به الکترونگاتیوی (تمایل به جذب الکترون) برابر آنها، الکترونهای پیوندی را بطور مساوی بین آنها تقسیم می کنیم. (از هر جفت پیوندی، یک الکترون به هر اتم نسبت داده می شود).

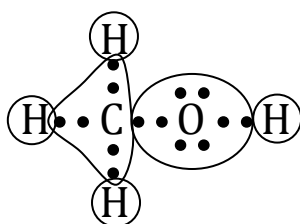
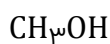
(۳) الکترونهای پیوندی موجود میان دو اتم متفاوت، همگی به اتم الکترونگاتیوتر (نافلزتر) تعلق می گیرد.

(۴) کاملاً واضح که همه الکترونهای ناپیوندی روی هر اتم را به همان اتم نسبت می دهیم.

(۵) همه الکترونهای ظرفیتی نسبت داده شده به اتم مورد نظر (یعنی تمام الکترونهایی که تا این مرحله برای اتم حساب کردیم) را می شماریم.

(۶) تعداد الکترونهای ظرفیتی نسبت داده شده را از تعداد الکترونهای ظرفیت اتم مورد نظر کم می کنیم تا عدد اکسایش اتم مورد نظر بدست آید. عبارت زیر را از چپ به راست بخوانید.

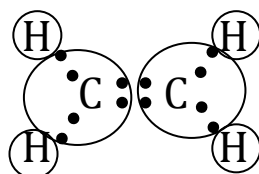
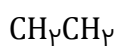
تعداد الکترونهای نسبت داده شده - تعداد الکترونهای لایه ظرفیت = عدد اکسایش اتم



C عدد اکسایش :  $4 - 6 = -2$

O عدد اکسایش :  $6 - 8 = -2$

H ها عدد اکسایش :  $1 - 0 = +1$

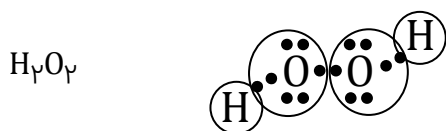


C عدد اکسایش :  $4 - 6 = -2$

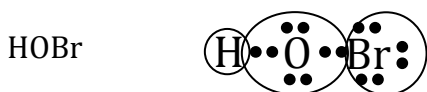
H ها عدد اکسایش :  $1 - 0 = +1$



C عدد اکسایش :  $4 - 0 = +4$   
 O ها عدد اکسایش :  $6 - 8 = -2$



H عدد اکسایش :  $1 - 0 = +1$   
 O ها عدد اکسایش :  $6 - 7 = -1$



O عدد اکسایش :  $6 - 8 = -2$   
 Br عدد اکسایش :  $7 - 6 = +1$

### قواعد تعیین عدد اکسایش (روش دوم)

#### میانبرهای رسیدن به عدد اکسایش

برای تعیین سریعتر عدد اکسایش می‌توان از قواعد زیر استفاده کرد:

**۱** عدد اکسایش هر عنصر در حالت آزاد (نه در ترکیب) برابر صفر است.  
 به‌طور مثال عدد اکسایش اکسیژن در مولکول‌های O<sub>۲</sub> و O<sub>۳</sub>، فسفر در مولکول P<sub>۴</sub>، Na در فلز سدیم برابر صفر است.

**۲** عدد اکسایش یون‌های تک‌اتمی برابر بار یون است.

به‌طور مثال عدد اکسایش در یون Fe<sup>۳+</sup> برابر با «+۳» و کلر Cl<sup>-</sup> برابر با «-۱» است.

**۳** عدد اکسایش فلئور در ترکیب با بقیه‌ی عنصرها همیشه منفی و برابر با «-۱» است.

زیرا فلئور الکترونگاتیوترین عنصر موجود در جدول تناوبی است، مانند عدد اکسایش فلئور در HF، CaF<sub>۲</sub> و OF<sub>۲</sub>

**۴** عدد اکسایش اکسیژن معمولاً در ترکیب با بقیه‌ی عنصرها برابر «-۲» است.

به‌طور مثال عدد اکسایش اکسیژن در H<sub>۲</sub>O و H<sub>۲</sub>SO<sub>۴</sub> برابر «-۲» است.

عدد اکسایش اکسیژن در اکسیدها (O<sup>۲-</sup>) مانند Na<sub>۲</sub>O و CaO همواره برابر با «-۲» است و اما موارد استثنا:

الف) عدد اکسایش اکسیژن در پراکسیدها (O<sub>۲</sub><sup>-</sup>) مانند H<sub>۲</sub>O<sub>۲</sub>، K<sub>۲</sub>O<sub>۲</sub> و CaO<sub>۲</sub> برابر با «-۱» است.

ب) عدد اکسایش اکسیژن در سوپراکسیدها (O<sub>۲</sub><sup>-</sup>) مانند KO<sub>۲</sub> برابر با «- $\frac{1}{۲}$ » است.

ج) عدد اکسایش اکسیژن در HOF برابر با صفر است.

د) عدد اکسایش اکسیژن در OF<sub>۲</sub> برابر با «+۲» و در O<sub>۲</sub>F<sub>۲</sub> برابر با «+۱» است؛ زیرا الکترونگاتیوی فلئور بیشتر از اکسیژن است.

ه) عدد اکسایش هیدروژن در ترکیب‌ها برابر با «+۱» است به‌جز هیدریدهای فلزی که برابر با «-۱» می‌باشد.





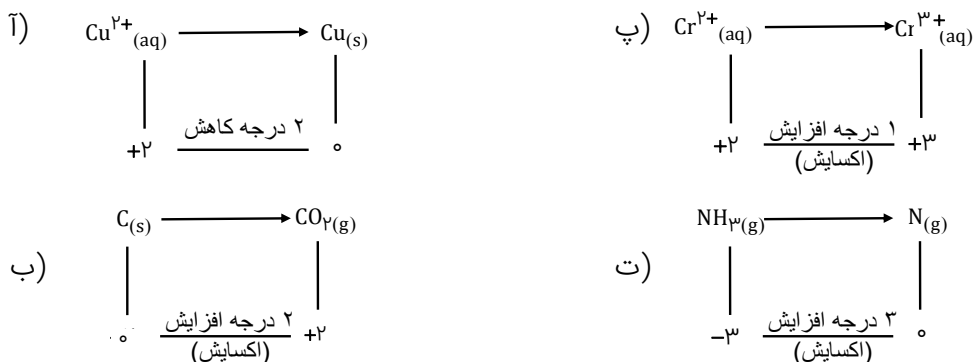
**شناسایی گونه‌های اکسنده و کاهنده در یک واکنش:**

با محاسبه تغییر عدد اکسایش اتم‌ها در یک واکنش، می‌توان گونه‌های اکسنده و کاهنده را تعیین کرد. گونه‌ای که در واکنش‌های اکسایش - کاهش الکترون بگیرد (گونه اکسنده)، کاهش یافته و عدد اکسایش آن کاهش پیدا می‌کند. از طرفی گونه‌ای که در این واکنش‌ها الکترون از دست بدهد (گونه کاهنده)، اکسایش یافته و عدد اکسایش آن افزایش می‌یابد.

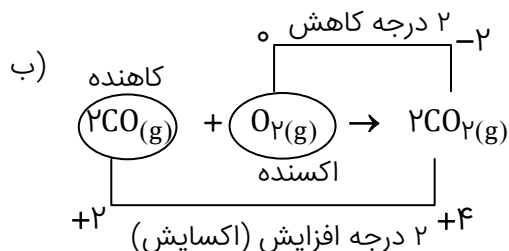
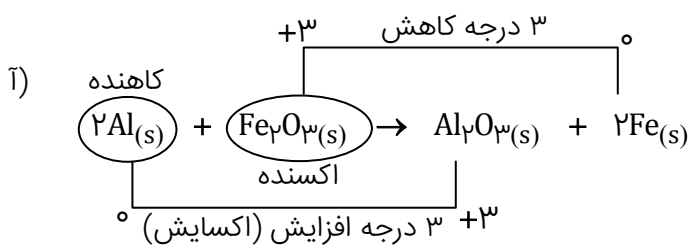
در حقیقت و به طور خلاصه:

گونه اکسنده ← همان گونه کاهش یافته ← عدد اکسایش آن کاهش می‌یابد.  
 گونه کاهنده ← همان گونه اکسایش یافته ← عدد اکسایش آن افزایش می‌یابد.

۱) در هر مورد با تعیین عدد اکسایش مشخص کنید که آن اتم اکسایش یا کاهش یافته است؟

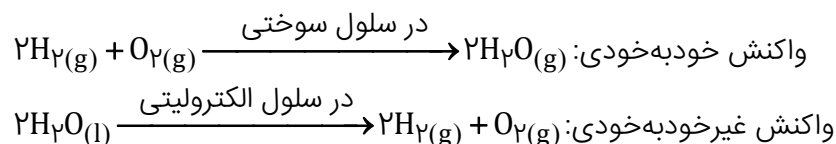


۲) در هریک از واکنش‌های زیر با محاسبه تغییر عدد اکسایش، گونه کاهنده و اکسنده را تعیین کنید.



## سلول الکترولیتی:

تا این جا با سلول های گالوانی و سوختی آشنا شدید. سلول هایی که در آن ها با انجام واکنش های اکسایش و کاهش انرژی شیمیایی مواد به انرژی الکتریکی تبدیل می شود. حال به نوعی سلول می رسمیم که با اعمال ولتاژ بیرونی انرژی الکتریکی را به انرژی شیمیایی تبدیل می کند که به سلول الکترولیتی معروف است. پس سلول گالوانی و سوختی واکنش خودبخودی داشتند در حالیکه سلول الکترولیتی واکنش غیر خودبخودی دارد یعنی به طور خودبخود انجام نمی شود. برای روشن شدن موضوع به معادلات زیر دقت کنید.



- نکته ۱: اعمال ولتاژ بیرونی باید توسط منبع جریان مستقیم مانند باتری باشد نه جریان متناوب مانند برق شهر.
- نکته ۲: در سلول های الکترولیتی دو الکتروند آند و کاتد درون یک محلول قرار دارند.
- نکته ۳: در این سلول معمولاً از الکترودهای بی اثر با رسانایی خوب استفاده می شود مانند زغال - گرافیت و پلاتین
- نکته ۴: محلول الکترولیت در این نوع سلول ها باید از یک ترکیب یونی مذاب یا محلول یونی در آب باشد.
- نکته ۵: الکترودی که به قطب منفی باتری وصل می شود، کاتد و الکترودی که به قطب مثبت باتری وصل می شود، آند است.
- نکته ۶: در محلول الکترولیت این نوع سلول کاتیون ها به سمت کاتد برای کاهش و آنیون ها به سمت آند برای اکسایش حرکت می کنند.
- نکته ۷: واکنش سلولی الکترولیتی خود به خودی نیست.

## تشابه و تفاوت های سلول های الکترولیتی با سلول های گالوانی:

تشابه:

- الف) در هر دو سلول اکسایش در آند و کاهش در کاتد انجام می شود.
- ب) حرکت آنیون ها به سمت آند و کاتیون ها به سمت کاتد می باشد.
- پ) در هر دو، جهت جریان الکترون ها در مدار بیرونی از آند به کاتد است.

تفاوت ها:

سلول الکترولیتی	سلول گالوانی
۱) واکنش غیرخودبخود خودی	۱) واکنش خودبخود خودی
۲) واکنش گرماگیر	۲) واکنش گرمازا
۳) تبدیل انرژی الکتریکی به شیمیایی	۳) تبدیل انرژی شیمیایی به الکتریکی
۴) الکتروند: پلاتین - گرافیت - زغال	۴) الکتروند: یک تیغه فلزی در محلولی از نمک های خودش
۵) آند (+) کاتد (-)	۵) آند (-) کاتد (+)
۶) در یک نیم سلول انجام می گیرد	۶) در دو نیم سلول انجام می گیرد

**برقکافت:** تجزیه یک ماده به وسیله‌ی جریان الکتریسیته را برقکافت یا الکترولیز می‌گویند.

نکات:

- (۱) ظرف برقکافت نوعی سلول الکترولیتی است، بنابراین انرژی الکتریکی را به انرژی شیمیایی تبدیل می‌کند.
- (۲) محلول الکترولیت در برقکافت باید یون‌هایی داشته باشد که بتوانند آزادانه در محلول حرکت کنند و رسانای یونی باشند، بنابراین الکترولیت موجود در این سلول، می‌تواند یک ترکیب یونی مذاب یا محلول یک ماده یونی باشد.
- (۳) منبع جریان الکتریسیته باید، یک منبع جریان مستقیم (DC) مانند باتری باشد و نباید جریان برق متناوب (AC) به الکترودهای سلول برقکافت متصل شود.

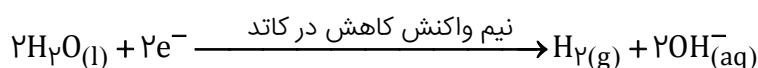
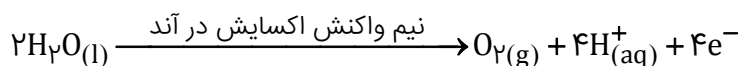
### برقکافت آب، راهی برای تولید گاز هیدروژن:

همانطور که در بالا گفته شده نوعی از سلول‌ها هستند که با اعمال ولتاژ بیرونی و عبور جریان الکتریسیته از درون محلول الکترولیت می‌توانند یک واکنش شیمیایی را خلاف جهت طبیعی به حرکت درآورند. شکل روبه‌رو برقکافت آب را نشان می‌دهد که طی آن به عنصرهای سازنده‌اش یعنی هیدروژن و اکسیژن تجزیه می‌شود.

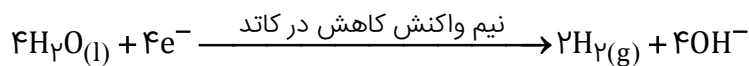
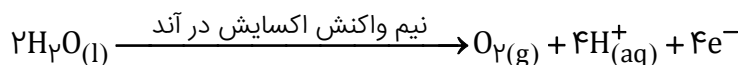


تجزیه آب به عنصرهای سازنده آن با مصرف انرژی الکتریکی

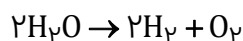
نیم واکنش‌های انجام شده در این سلول الکترولیتی (برقکافت آب) به قرار زیر است.



برای برابر کردن مقدار الکترون در دو نیم واکنش بالا باید نیم واکنش کاهش را در عدد ۲ ضرب کنیم، یعنی خواهیم داشت.



حال با ساده کردن دو معادله بالا خواهیم داشت:



همان‌طور که در نیم واکنش اکسایش مشاهده می‌کنید اطراف الکتروده آند، به دلیل تولید یون  $(\text{H}^+(\text{aq}))$  محلول اسیدی است و کاغذ pH به رنگ قرمز درمی‌آید. در اطراف الکتروده کاتد، به دلیل تولید یون  $(\text{OH}^-(\text{aq}))$  محلول بازی است و کاغذ pH به رنگ آبی در می‌آید.

در ضمن حجم گاز هیدروژن تولید شده در کاتد دو برابر حجم گاز اکسیژن تولید شده در آند است.



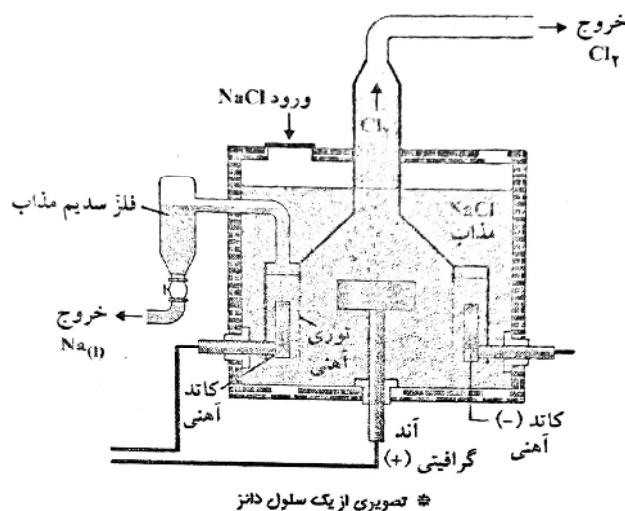
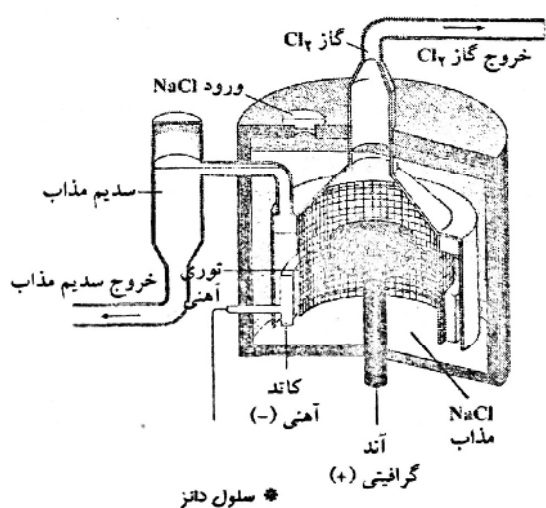
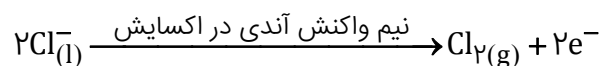
**برقکافت سدیم کلرید مذاب (NaCl(l)) و تهیه فلز سدیم:**

فلز سدیم به حالت آزاد در طبیعت وجود ندارد چون یک کاهنده قوی با فعالیت شیمیایی بسیار زیاد است. اما ترکیب‌های شیمیایی زیادی از آن بصورت یون سدیم وجود دارد.

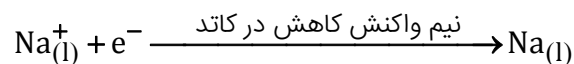
**سلول دانز:** یک سلول الکترولیتی است که هدف اصلی آن تولید فلز سدیم (Na) از برقکافت سدیم کلرید (NaCl) مذاب است. در مورد سلول دانز باید به موارد زیر توجه نمود.

(۱) سدیم کلرید خالص در دمای ۸۰۱°C ذوب می‌شود، در سلول دانز با افزودن مقداری CaCl<sub>2</sub> به NaCl، دمای ذوب NaCl تا ۵۸۷°C پایین می‌آید. این عمل باعث می‌شود که طی فرآیند برقکافت انرژی کمتری مصرف شود و در نتیجه تولید سدیم، از نظر اقتصادی ارزان‌تر تمام می‌شود.

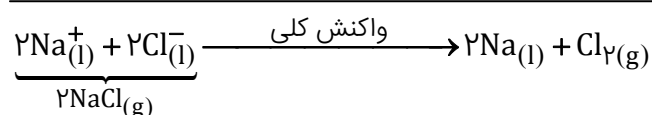
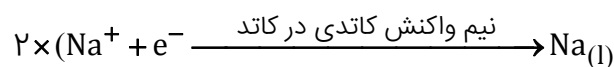
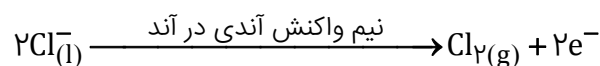
(۲) در سلول دانز آنیون‌های Cl<sup>-</sup> به طرف آند مهاجرت می‌کنند و در آنجا اکسایش یافته و تبدیل به گاز کلر می‌شوند، که این گاز از قسمت فوقانی سلول دانز خارج می‌شود. به شکل مقابل دقت کنید.

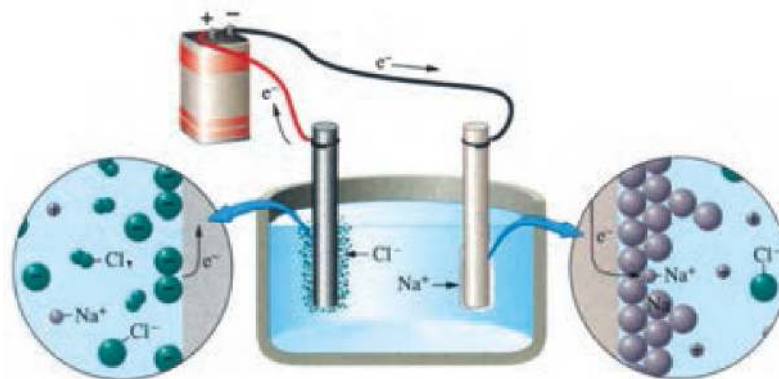


(۳) در سلول دانز، کاتیون‌های Na<sup>+</sup> به طرف کاتد مهاجرت کرده و در آنجا با گرفتن الکترون کاهش می‌یابند و تبدیل به فلز سدیم می‌شوند. البته به دلیل حرارت بالای دستگاه، فلز سدیم حاصل بصورت مذاب است که چون چگالی کمتری نسبت به NaCl دارد روی آن قرار گرفته و از خروجی‌هایی که در جداری دستگاه تعبیه شده است خارج می‌شود.



از نیم واکنش‌های آندی و کاتدی در سلول دانز داریم:

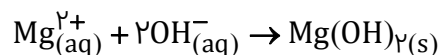




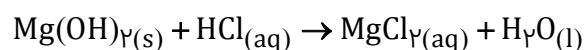
شکل ۱۲- برقکافت سدیم کلرید مذاب

### تهیه فلز منیزیم از آب دریا:

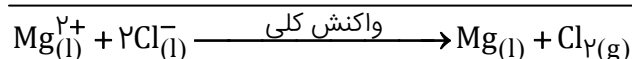
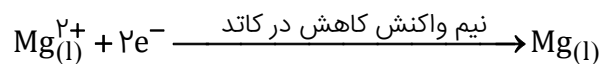
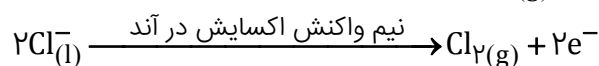
در شیمی سال دهم آموختید که یکی از یون‌های موجود در آب دریا، یون منیزیم  $Mg^{2+}_{(aq)}$  است، یون منیزیم موجود در آب دریا با اضافه کردن یون هیدروکسید ( $OH^-$ ) بصورت رسوب  $Mg(OH)_2(s)$  درمی‌آید.



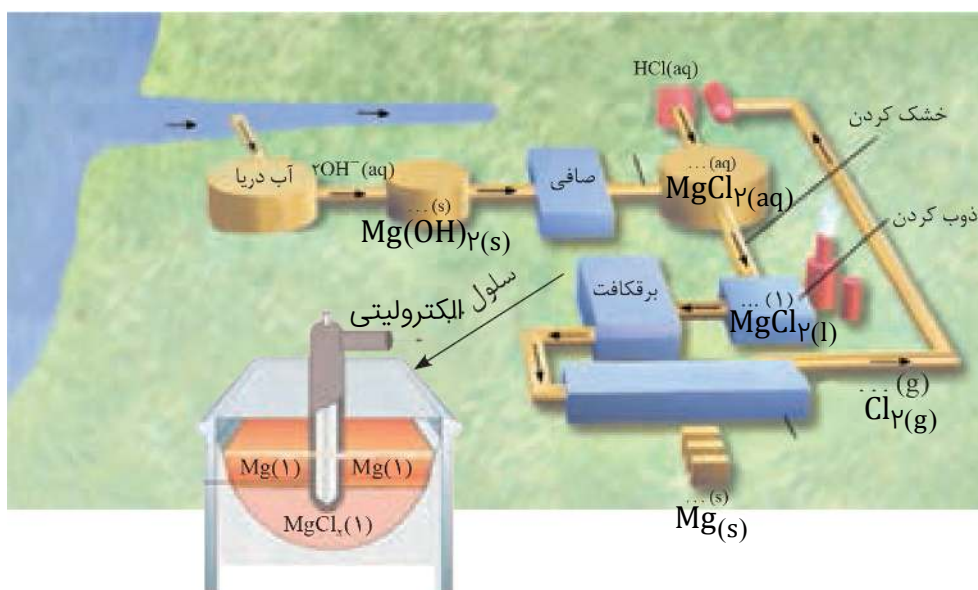
رسوب تشکیل شده در این مرحله را به کمک صافی جداسازی می‌کنند و در مرحله بعد، منیزیم هیدروکسید جامد  $Mg(OH)_2(s)$  را با محلول هیدروکلریک اسید  $HCl(aq)$  واکنش داده و محلول منیزیم کلرید تشکیل می‌شود.



حال منیزیم کلرید محلول در آب  $MgCl_2(aq)$  را خشک کرده و آن را به منیزیم کلرید جامد  $MgCl_2(s)$  تبدیل می‌کنند. سپس منیزیم کلرید جامد را ذوب کرده و در سلول الکترولیتی بر اثر برقکافت به گاز  $Cl_2(g)$  و منیزیم مذاب تبدیل می‌کنند.



حال منیزیم تولید شده در این مرحله که به صورت مایع است با سرد کردن به منیزیم جامد تبدیل می‌کنند.



### خوردگی فلزات، یک واکنش اکسایش و کاهش ناخواسته:

به فرآیند ترد و خرد شدن و فرو ریختن فلزها بر اثر اکسایش و کاهش، خوردگی گفته می‌شود. خوردگی یک واژه‌ی عام است که در مورد آهن، اغلب زنگ زدن نامیده می‌شود. سیاه شدن نقره و زنگار سبز فلز مس نمونه‌هایی دیگر از خوردگی فلزات هستند.

اکسیژن عنصر بسیار واکنش‌پذیری است، بطوری که می‌تواند اغلب فلزات (به جز فلزهای نجیب یعنی طلا، پلاتین و پالادیم) را به طور خودبه‌خودی اکسید کند.

عوامل دیگری به جز اکسیژن نیز خوردگی فلزها را در پی دارند. برخی فلزها بر اثر مجاورت با آب دریا یا یک محلول اسیدی دچار خوردگی می‌شوند.

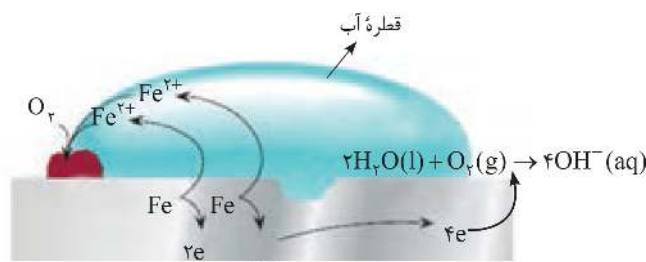
خوردگی فلزات علی‌الخصوص آهن، سالانه خسارات بسیار زیادی به اقتصاد کشورها وارد می‌کند، بطوریکه در کشورهای صنعتی حدود ۲۰٪ از آهن و فولاد تولیدی برای جایگزین کردن قطعات خورده شده مصرف می‌شود.

نکته ۱: از آن‌جا که پتانسیل کاهش اکسیژن مثبت است هر فلزی که پتانسیل کاهشی منفی داشته باشد، در مقابل اکسیژن و رطوبت هوا، اکسایش انجام داده (خورده می‌شود) و اکسیژن نقش اکسندگی دارد و خود کاهش می‌یابد.

نکته ۲: هر چه  $E^\circ$  فلزی منفی‌تر باشد سریع‌تر و راحت‌تر اکسایش می‌یابد و خورده می‌شود.

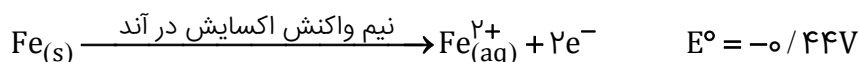
### خوردگی آهن:

خوردگی آهن یک فرآیند اکسایش و کاهش است و چگونگی انجام آن تا حدودی شبیه سلول‌های گالوانی است.

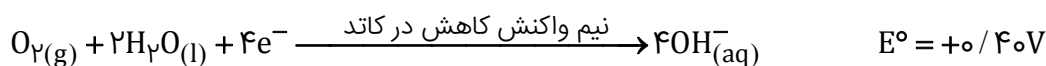


زنگ زدن آهن در هوای مرطوب

هنگامی که آهن در معرض رطوبت هوا قرار می‌گیرد؛ دو نیم واکنش اکسایش و کاهش روی می‌دهد که به قرار زیر است:

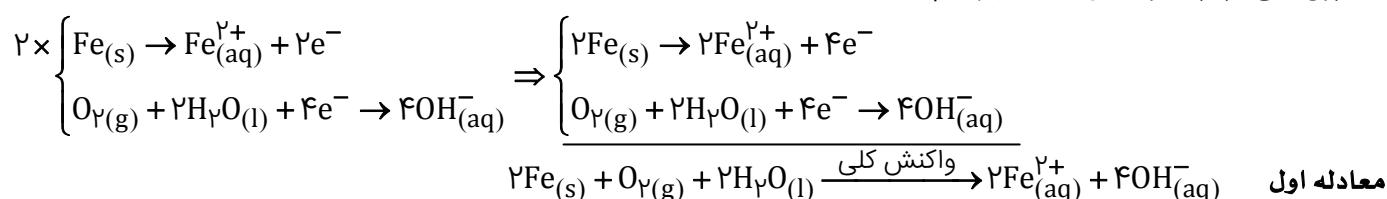


الکترون‌های تولید شده در این نیم واکنش از طریق آهن جابه‌جا شده و به سمت کاتد می‌روند و یون‌های  $\text{Fe}_{(aq)}^{2+}$  در قطره آب شروع به حرکت می‌کنند.



تذکر: فلز آهن به دلیل انتقال الکترون‌ها به رسانای الکترونی یا مدار درونی (یعنی درون آهن) معروف است و یونها برای کامل کردن مدار الکتریکی در قطره‌ی آب جریان می‌یابند.

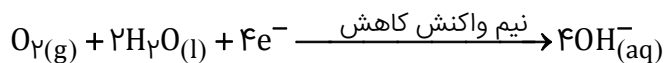
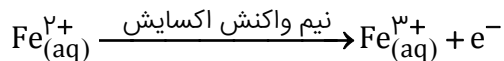
حال طرفین دو نیم واکنش اکسایش و کاهش را در عددی ضرب می‌کنیم تا تعداد الکترون‌ها برابر شود و با ساده کردن تعداد الکترون‌های برابر به واکنش کلی می‌رسیم.



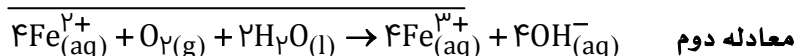
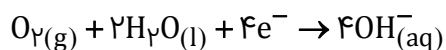


در واکنش بالا اکسیژن نقش اکسنده و آهن نقش کاهنده را برعهده دارند.

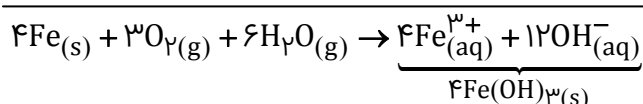
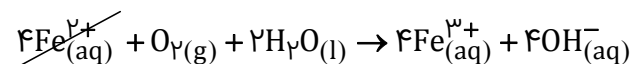
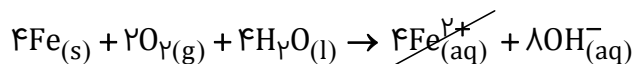
در ادامه کار کاتیون‌های  $Fe^{2+}$  که در آند تولید شده‌اند می‌توانند در مجاورت گاز اکسیژن، اکسید شده و به یون‌های  $Fe^{3+}$  تبدیل شوند:



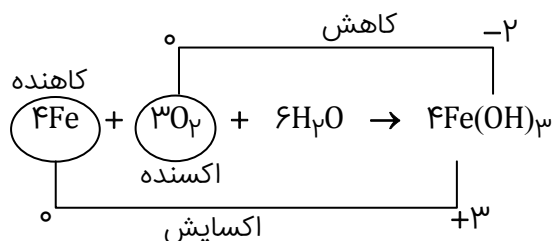
حال طرفین نیم واکنش در اکسایش بالا را در عدد ۴ ضرب کرده و تعداد الکترون‌های برابر را ساده می‌کنیم.



حال اگر معادله اول را در عدد ۲ ضرب کنیم و با معادله دوم جمع کنیم، معادله واکنش کلی زنگ زدن آهن بصورت زیر بدست می‌آید.

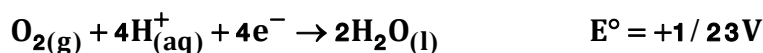


نکته: طبق کتاب شیمی (۲) یازدهم در صفحه ۱۹ کتاب درسی داشتیم که یون‌های  $Fe^{3+}$  و  $OH^{-}$  با یکدیگر واکنش داده و رسوب  $Fe(OH)_3$  قرمز رنگ می‌دهند. که همان فرآورده نهایی خوردگی آهن یا زنگ آهن است.



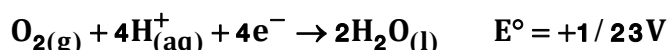
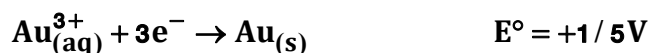
نکته ۱: در واکنش کلی زنگ زدن آهن، آهن نقش کاهنده و اکسیژن نقش اکسنده دارد.

نکته ۲: با توجه به دو نیم واکنش زیر:

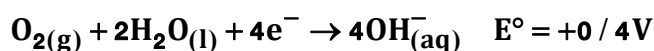


خواهیم دید که پتانسیل الکترودی استاندارد اکسیژن ( $O_2$ ) در محیط اسیدی بزرگتر است، پس قدرت اکسندگی گاز اکسیژن در محیط اسیدی بیشتر است؛ در نتیجه می‌تواند آهن را اکسید کند؛ به عبارت دیگر خوردگی آهن در محیط اسیدی به میزان بیشتری رخ می‌دهد.

نکته ۳: با توجه به نیم واکنش‌های :







خواهیم دریافت که فلزهای نجیب مانند طلا و پلاتین و پالادیم که  $E^\circ$  بزرگتری نسبت به پتانسیل کاهش استاندارد اکسیژن ( $\text{O}_2$ )، حتی در محیط اسیدی دارند، بنابراین در محیط مرطوب و حتی در محیط اسیدی اکسید نمی‌شوند و الکترون از دست نمی‌دهند. به همین علت فلز طلا در هوای مرطوب و حتی در اعماق دریا همچنان درخشان باقی مانده و زنگ نمی‌زند.

### راههای جلوگیری از زنگ زدن آهن:

برای جلوگیری از زنگ زدن آهن دو روش کلی وجود دارد.

(۱) حفاظت فیزیکی: هر راهی که مانع رسیدن رطوبت به سطح فلز آهن شود مانند زنگ زدن، قیر اندود کردن، روکش دادن، روغن کاری و لعاب دادن و ...

نکته: متأسفانه در روش اول (حفاظت فیزیکی) نمی‌شود به طور کامل از خوردگی پیشگیری کرد، زیرا به تدریج رطوبت و اکسیژن از روزنه‌های این پوشش به درون نفوذ کرده و به سطح آن می‌رسد.

(۲) حفاظت کاتدی: در این روش فلزی که دارای  $E^\circ$  کوچکتری باشد در تماس با آهن قرار می‌دهند، با حضور رطوبت سلولی تشکیل می‌شود، فلزی که  $E^\circ$  کمتر دارد نقش آند را پیدا کرده و خورده می‌شود، در حقیقت فدای کاتد (آهن) شده و از زنگ زدن آهن جلوگیری می‌کند.

نکته ۱: فلزی که  $E^\circ$  کوچکتری نسبت به آهن دارد یعنی همان فلز فعال‌تر فلز الکترون دهنده‌تر یا همان فلز کاهنده‌تر و در جایگاه پایین‌تری در جدول پتانسیل نسبت به آهن قرار دارد. مانند Mg یا Zn

نکته ۲: هر چه فلز در مکان پایین‌تری قرار گیرد حفاظت کاتدی (جلوگیری از زنگ زدن آهن) بهتر انجام می‌شود. به عنوان نمونه در بین دو فلز منیزیم و روی، منیزیم حفاظت بهتری را از آهن انجام می‌دهد.



نکته ۳: برای حفاظت آهن در بدنه کشتی‌ها و لوله‌های نفتی از منیزیم استفاده می‌شود و لازم به ذکر است با گذشت زمان فلز منیزیم اکسایش یافته و مصرف می‌شود و باید هر از گاهی آن‌ها را بررسی کرد و در صورت لزوم تعویض نمود.



(ب)

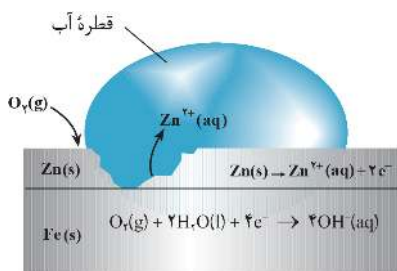
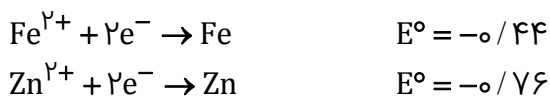
حفاظت از آهن با منیزیم، (آ) بدنه کشتی (ب) لوله‌های نفتی



(آ)

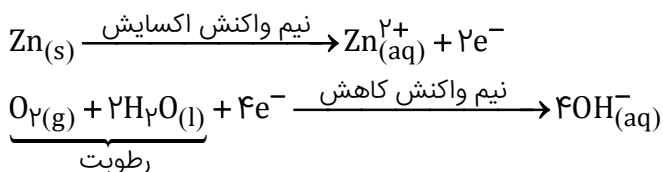
### آهن سفید (آهن گالوانیزه):

هرگاه یک ورقه‌ی آهنی بوسیله‌ی لایه‌ی نازکی از فلز روی (Zn) پوشیده شود به فلز موردنظر آهن سفید (گالوانیزه) می‌گویند. در آهن سفید فلز روی نه تنها قبل از ایجاد خراش از آهن محافظت می‌کند و روی آن را می‌پوشاند تا رطوبت به سطح آن نرسد، بلکه هنگامی که در سطح آن سفید خراش ایجاد شود نیز همچنان در نقش یک محافظ با وفا! از آهن محافظت می‌کند. برای بررسی دقیق‌تر، فرض می‌کنیم خراش در سطح آهن گالوانیزه ایجاد شده است. در این صورت فلز آهن و فلز روی در مجاورت اکسیژن و رطوبت یک سلول الکتروشیمیایی تشکیل می‌دهند که در آن، فلز آهن نقش کاتد و فلز روی نقش آند را خواهد داشت، زیرا فلز آهن در جدول  $E^\circ$  بزرگتری نسبت به روی دارد.

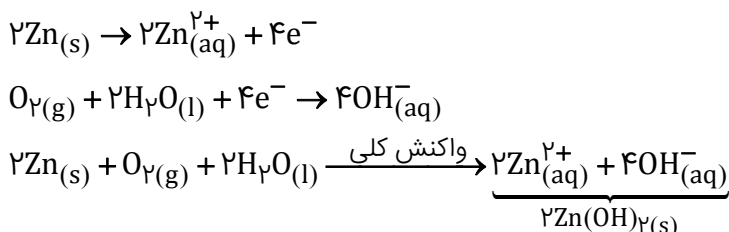


شکل ۱۵- رقابت آهن و روی در آهن گالوانیزه

حال به نحوه‌ی مقاومت آهن گالوانیزه در برابر زنگ زدن و مراحل آن دقت کنید.



حال اگر نیم واکنش اکسایش را در عدد ۲ ضرب کنیم و تعداد الکترون‌های برابر را ساده کنیم خواهیم داشت.

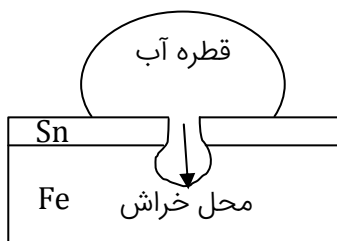
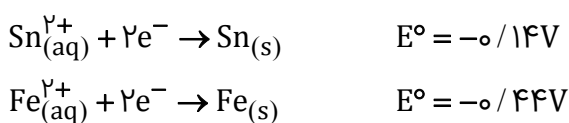


همانطور که از واکنش کلی بالا برمی‌آید، آهن اصلاً در واکنش اکسایش و کاهش شرکت نمی‌کند پس زنگ هم نمی‌زند در حقیقت فلز آهن در نقش کاتد فقط رسانای الکترونی است، سالم و دست نخورده باقی می‌ماند.

**نکته:** از آهن گالوانیزه (آهن سفید) در ساخت تانکر آب، کانال کولر، ورق کابینت‌های فلزی و ... استفاده می‌شود.

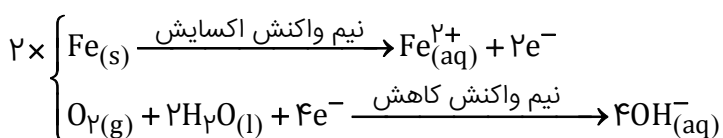
### حلبی:

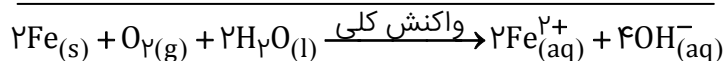
هرگاه آهن را به وسیله یک لایه نازک از فلز قلع (Sn) ببوشانند به فلز حاصل حلبی می‌گویند. شکل زیر یک حلبی را نشان می‌دهد.



قبل از ایجاد خراش، فلز قلع در نقش پوشش محافظ از خوردگی آهن جلوگیری می‌کند و هیچ‌یک از دو فلز Sn و Fe خورده و پوسیده نمی‌شوند (حفاظت فیزیکی).

نباید تصور نمود که قلع در حلبی نقش حفاظت کاتدی آهن را دارد، بلکه حلبی با پیدایش یک خراش روی آن برخلاف آهن سفید با سرعت قابل ملاحظه‌ای زنگ می‌زند. زیرا موقعیت آهن در جدول پتانسیل کاهش پایین‌تر از قلع است و با پیدایش خراش، اتم‌های آهن نقش آند را ایفا کرده و الکترون از دست می‌دهند و خورده می‌شوند و در عوض قلع به عنوان کاتد محافظت می‌شود.





نکته ۱: از ورقه‌های حلبی برای ساختن قوطی‌های کنسرو و روغن نباتی و بطور کلی ظروف بسته‌بندی مواد غذایی استفاده می‌شود.  
نکته ۲: چرا با وجود اینکه در حضور خراش، قلع باعث سرعت زنگ زدگی و خوردگی آهن می‌شود، از فلز قلع استفاده می‌کنند؟ چون تنها فلزی که در مقابل اسیدهای خوراکی مقاوم بوده و سمی نیست و مواد غذایی در مجاورت این فلز مدت بیشتری محفوظ می‌ماند، فلز قلع است.

نکته ۳: برخلاف حلبی از آهن گالوانیزه نمی‌توان برای ساختن ظروف بسته‌بندی مواد غذایی استفاده کرد، زیرا مواد غذایی در مجاورت فلز روی (Zn) فاسد شده و بوی بد می‌گیرند چون فلز روی با سرعت با اسیدهای خوراکی واکنش داده و به  $\text{Zn}_{(aq)}^{2+}$  تبدیل می‌شود.



پس از مدتی



• قوطی‌هایی از جنس حلبی در اثر خراش زودتر و آسان‌تر دچار خوردگی می‌شوند.

## آبکاری:

پوشاندن سطح یک فلز با لایه نازکی از فلزهای ارزشمند و مقاوم در برابر خوردگی که به کمک سلول الکترولیتی انجام می‌شود را آبکاری گویند.

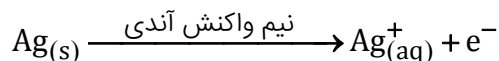
در فرآیند آبکاری دانستن موارد زیر بر شما واجب است.

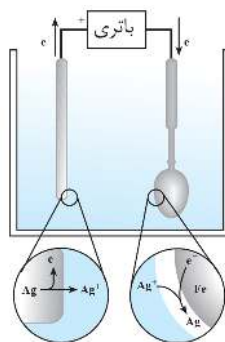
(۱) جسمی را که روکش فلزی روی آن ایجاد می‌شود به عنوان کاتد (قطب منفی) سلول الکترولیتی قرار می‌دهند؛ یعنی آن را به قطب منفی باتری وصل می‌کنند و در ضمن این جسم باید حتماً رسانای جریان برق باشد.

(۲) فلزی را که قرار است روی جسم مورد نظر بنشیند (فلز پوشاننده) به عنوان آنود (قطب مثبت) سلول الکترولیتی قرار می‌دهند؛ یعنی آن را به قطب مثبت باتری وصل می‌کنند.

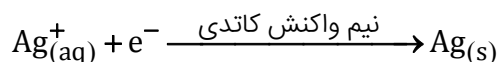
(۳) الکترولیت مورد استفاده برای آبکاری باید دارای یون‌های فلزی باشد که قرار است بر روی جسم مورد نظر ما قرار گیرد؛ به عبارت دیگر باید دارای کاتیون فلز آنود (فلز پوشاننده) باشد.

به عنوان نمونه، برای آبکاری یک قاشق آهنی با نقره از یک سلول الکترولیتی مانند شکل روبه‌رو استفاده می‌کنیم: در آنود، ابتدا اتم‌های نقره طی فرآیند اکسایش به یون‌های نقره تبدیل می‌شوند (با پیشرفت واکنش، تیغه‌ی آنود لاغر می‌شود)



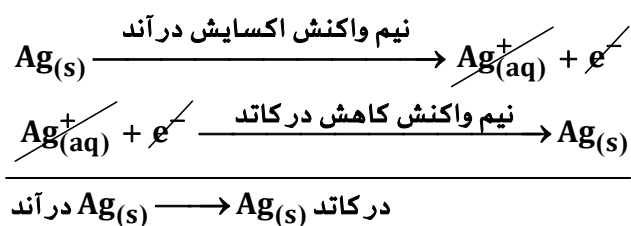


در کاتد نیز یون‌های نقره‌ی موجود در محلول الکترولیت کاهش یافته و به صورت یک لایه‌ی نازک فلز نقره بر روی قاشق قرار می‌گیرند (با پیشرفت واکنش، تیغه‌ی کاتد چاق‌تر و ضخیم‌تر می‌شود)



همان‌طور که دیدید در فرآیند آبکاری، نیم‌واکنش‌های آندی و کاتدی هر دو مربوط به فلز پوشاننده (در این جا نقره) می‌باشند.

**نکته:** غلظت یون  $\text{Ag}^+(\text{aq})$  در محلول الکترولیت ثابت است چون هر چه قدر درآند تولید شود به همان میزان در کاتد مصرف می‌شود.



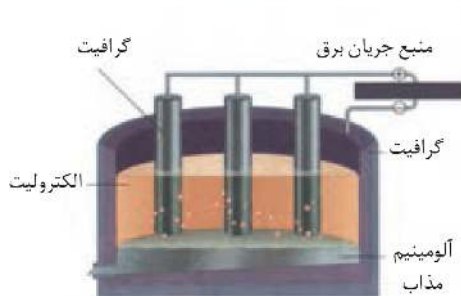
### فرآیند هال:

آلومینیم یکی از فلزهایی است که به علت داشتن  $E^\circ$  کوچک و قدرت کاهندگی بالا  $\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Al} \quad E^\circ = -1/66\text{V}$  به سرعت اکسایش می‌یابد، اما مانند آهن خورده نمی‌شود و علت این است که با تشکیل لایه چسبنده و متراکم ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) از ادامه اکسایش محافظت می‌شود و لایه‌های زیرین برای مدت طولانی دست نخورده باقی می‌مانند و استحکام خود را حفظ می‌کنند. به همین دلیل فعالیت شیمیایی و کاهندگی بالا در طبیعت به شکل ترکیب یافت می‌شود. از این رو تنها می‌توان آن را از برقکافت نمک‌های مذاب آن بدست آورد. همین ویژگی آلومینیم باعث شده که از آن در ساخت لوازم خانگی، هواپیما، کشتی و ... استفاده شود.

برای تولید آلومینیم در صنعت از فرآیند هال استفاده می‌شود به این ترتیب که سنگ معدن طبیعی آلومینیم که بوکسیت ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) نام دارد مذاب کرده و آن را برقکافت می‌کنند.

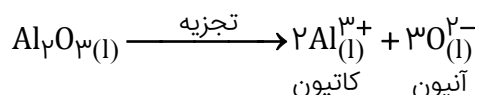
سلول الکترولیتی که در آن این عمل انجام می‌شود با توجه به شکل دارای دو قطب آند (+) و کاتد (-)، گرافیتی می‌باشد. با دقت در شکل خواهیم دید که بدنه (دیواره و کف سلول) نقش قطب کاتد (-) و تیغه‌های آندی (+) در بالای سلول قرار گرفته‌اند و الکترولیت نیز حاوی  $\text{Al}_2\text{O}_3$  مذاب است.



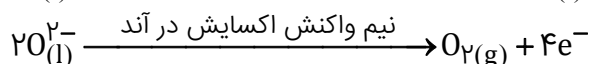
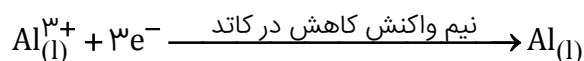


فرایند هال برای تولید آلومینیم از  $Al_2O_3$

ابتدا به واکنش تجزیه  $Al_2O_3$  مذاب و سپس به نیم واکنش‌های انجام شده در آند و کاتد دقت کنید:

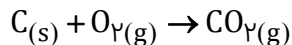


همان‌طور که قبلاً گفتیم کاتیون به سمت کاتد رفته و در آنجا کاهش می‌یابد و آنیون نیز به سمت آند رفته و در آنجا اکسایش می‌یابد.

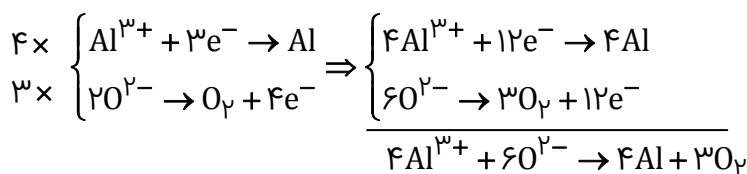


از آنجا که چگالی آلومینیوم مذاب بدست آمده از الکترولیت موجود در سلول بیشتر است، آلومینیوم در ته ظرف برقکافت جمع می‌شود و از طریق لوله‌ی تعبیه شده در سمت چپ سلول خارج می‌گردد.

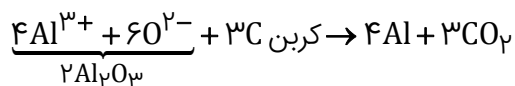
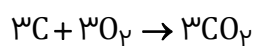
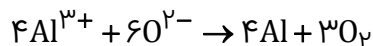
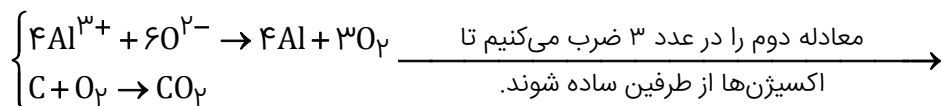
با توجه به نیم واکنش اکسایش (آندی)، گاز اکسیژن تولید شده در آند در دمای بالا با تیغه‌های گرافیتی (C) واکنش داده و کربن دی‌اکسید ( $CO_2$ ) تولید می‌کند.



حال برای اینکه به معادله کلی واکنش برسیم به مراحل زیر دقت کنید، ابتدا باید تعداد الکترون‌ها را در دو نیم واکنش اکسایش و کاهش برابر و ساده کنیم.



با توجه به تولید گاز  $CO_2$  طبق توضیحات بالا در آند خواهیم داشت:



که به معادله کلی  $2Al_2O_3 + 3C \rightarrow 4Al + 3CO_2$  خواهیم رسید.

نکته: فرایند هال برای مذاب کردن  $Al_2O_3$ ، به مقدار بسیار زیادی انرژی الکتریکی که هزینه بالایی دارد، نیاز دارد، بنابراین بازیافت فلز آلومینیوم به صرفه‌ترین راه برای تولید آن است. در ضمن با بازیافت این فلز می‌توان عمر منابع تجزیه‌ناپذیر این فلز را طولانی کرد. به عنوان نمونه، تولید قوطی‌های آلومینیومی از قوطی‌های کهنه، فقط به ۷٪ از انرژی لازم برای تهیه همان مقدار قوطی از فرایند هال نیاز دارد.