

## فصل ۲

### آسایش و رفاه در سایه شیمی

معلم نقش اساسی در فرایند آموزش اثربخش دارد. برای نیل به این موضوع کاربست شیوه‌های نوین با محوریت تفکر و پرورش آن در فراگیران ضرورت دارد. لذا برای نیل به این موضوع، آشنایی معلمان با دانش موضوعی - تربیتی ضروری است تا بتوانند آنها را در شرایط مختلف برای نیل به آموزش کارآمد در علوم پایه به کار بگیرند. دانش موضوعی - تربیتی، شرایطی را مهیا می‌کند که بتوان به مفیدترین شکل ممکن، به ارائه مفاهیم پرداخت تا موضوعات مختلف علمی توسط فراگیران قابل درک باشد. این دانش، ترکیبی از دانش موضوعی، آگاهی از دانش‌آموزان و کج فهمی‌های احتمالی آنها، دانش برنامه درسی و دانش عمومی تربیتی می‌باشد. دانش موضوعی - تربیتی بیان می‌دارد که چه موضوعی، در چه زمانی و با چه ضرورتی، چگونه تدریس شود تا نتیجه مطلوب و اثر بخش در آموزش حاصل شود.

تسلط بر محتوای دانش موضوعی در تدریس مهم است و صرف نظر از شیوه آموزش، معلمان باید تسلط کافی بر روی موضوع تدریس داشته باشند تا بتوانند یادگیری دانش‌آموزان را جهت بخشیده و با تسلط بر محتوای موضوعی، امکان به کارگیری روش‌های نوین در آموزش را تسهیل نمایند. تسلط بر موضوع منجر به طرح مواردی می‌شود که در ایجاد علاقه و انگیزه در فراگیران برای آموزش آن موضوع تأثیرگذار است. درک کج فهمی‌های دانش‌آموزان در موضوع مورد تدریس، در فرایند آموزش ضرورت دارد تا معلم ضمن تشخیص، بتواند کج فهمی‌های دانش‌آموزان را با فراهم کردن شرایط یادگیری فعال اصلاح نماید.

کاربست کاوشگری در آموزش، موقعیت فعالی را در آموزش مهیا می‌کند که در آن مسئله‌ای به دانش‌آموزان ارائه و سپس آنها برای پاسخگویی به آن اطلاعات را گردآوری و بررسی می‌کنند و نتایج خود را گزارش می‌دهند. این روش باعث می‌شود که فرد نسبت به روش علمی فهم درستی به دست آورد و در این رابطه، مهارت لازم را در فرایند تفکر کسب نماید. تدریس باید به گونه‌ای باشد که نیاز تفکر فراگیر را تأمین و به تفکرات او، فرصت فعالیت بیشتری بدهد. آموزش مبتنی بر کاوشگری، یکی از بهترین شیوه‌های آموزش برای سیر در تفکر، همگام با یادگیری موضوعات علمی مرتبط با برنامه درسی می‌باشد.

دانش موضوعی - تربیتی در فصل مشترک محتوا و فرایند تعلیم و تربیت، با درک چگونگی سازماندهی و ارائه اثربخش محتوا، در تبدیل دانش موضوعی به شکلی که برای دانش‌آموزان قابل درک باشد به ایفای نقش می‌پردازد و بر اثر بخشی آموزش معلم تأثیر می‌گذارد. دبیران شیمی می‌توانند همگام با آموزش مفاهیم در حیطه شناختی، به مهارت‌های تفکر و دست‌ورزی همراه با ارزش‌ها، نگرش‌های علمی و نگرش به خود در فراگیران نیز توجه نمایند تا بتوانند مهارت‌های تفکر دانش‌آموزان و سطوح درک و فهم آنها را در حیطه‌های شناختی از مفاهیم علوم در ارتباط با زندگی روزمره تعالی دهند.

در این میان توجه به ارزشیابی برای تعیین پیش‌زمینه‌ها و پیشرفت‌های یادگیرندگان و کمک به پیشرفت شخصی و اجتماعی آنها ضرورت دارد. نتایج ارزیابی‌های چندگانه برای هدایت و بهبود آموزش،

تجزیه تحلیل کردن یادگیری دانش آموزان و درگیر کردن آنها در تحلیل فعالیت های خودشان مورد استفاده قرار می گیرد.

با توجه به موارد یاد شده پیشنهاد می شود در این فصل دبیران محترم ابتدا ضرورت توجه به این حیطه از دانش را با در نظر گرفتن ارتباط و تعامل آن با زندگی روزمره برای دانش آموزان تبیین نموده و سپس بر روی اهداف نگرشی تمرکز داشته باشند تا انگیزه ورود به حوزه دانش الکتروشیمی در فراگیران برای یادگیری و توسعه این دانش در جهت رفاه و آسایش انسان حاصل شود. تلاش شده است با ارائه مطالب مختلف در مقدمه و بخش های داخل فصل، محتوای لازم در جهت کارست توسط معلم برای ایجاد فضای انگیزشی در فراگیران ارائه شود. در این فصل تلاش شده تا دانش موضوعی به زبانی ساده ارائه شود تا دبیران محترم بتوانند آن را با رویکردهای فعال در آموزش به کار بگیرند، هر چند که در محتوای ارائه شده و کتاب درسی در بخش های «باهم بیندیشیم» و «کاوش کنید» این موضوع قابل دسترسی است. در پایان فصل گزارش جمع بندی با تأکید بر نگرش به دانش الکتروشیمی ارائه شده است. همچنین با توجه به اهمیت کج فهمی در آموزش شیمی، این موضوع در ارتباط با الکتروشیمی مورد بررسی قرار گرفته است.

لازم به ذکر است بخشی از محتوای آموزشی ارائه شده در این فصل فراتر از اهداف آموزشی کتاب درسی می باشد که می تواند ضمن فراهم کردن دانش مرتبط برای دبیران، آنان را در خلق فرصت های تفکر مبتنی بر اهداف و مفاهیم ارائه شده در کتاب درسی یاری نماید.



## واحد یادگیری ۱

### آسایش و رفاه در سایه شیمی

از صفحه ۳۷ تا ۳۹

## پیامدهای یادگیری (اهداف شایستگی محور)

دانش آموزان در پایان این واحد یادگیری قادر خواهند بود :

- ۱ نقش شیمی را در افزایش سطح رفاه و آسایش تحلیل کنند.
- ۲ الکتروشیمی را به عنوان یکی از شاخه های مهم شیمی بشناسند و نقش آن را در تأمین انرژی بیان کنند.
- ۳ نمونه هایی از فراورده های الکتروشیمی را بشمارند و نقش آنها را در زندگی توضیح دهند.

## پرسش های اساسی

- ۱ الکتروشیمی چگونه و در چه زمینه هایی موجب افزایش آسایش و رفاه می شود؟
- ۲ الکتروشیمی چه دستاوردهایی را به ارمغان آورده است؟

## روش تدریس پیشنهادی: مشارکتی، پژوهش گروهی، بارش فکری

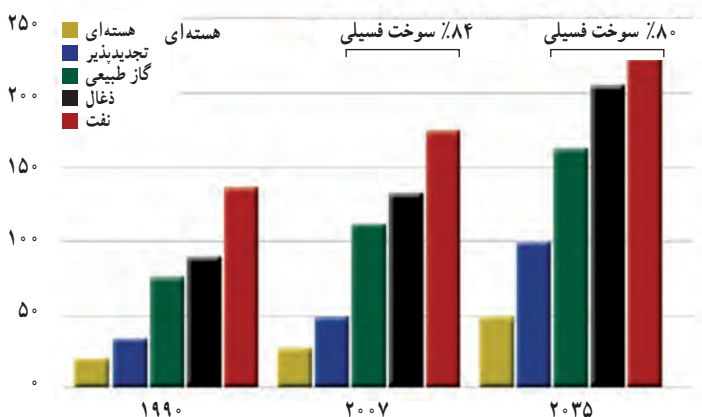
توصیه می شود مراحل زیر را به ترتیب انجام دهید :

- ۱ فهرستی از فناوری های مرتبط با الکتروشیمی مانند باتری، سلول های سوختی، آبکاری، برق کافت و ... تهیه کنید.
- ۲ از هر گروه بخواهید یکی از موارد را انتخاب و درباره آنها پژوهش نموده و مطالب جمع آوری شده را به شکل پوستر درآورند.
- ۳ پوستر هر گروه را در تابلوی کلاس نصب و در مورد آنها با گروه ها گفت و گو کنید. از این بحث و گفت و گوها نقش الکتروشیمی در آسایش و رفاه را استخراج و جمع بندی کنید.

## بر دانشی خود بیفزایید

در دهه‌های اخیر، انرژی در کنار سایر عوامل تولید، نقش کلیدی در رشد اقتصادی کشورها داشته و اهمیت آن همچنان رو به افزایش است. دستیابی به توسعه پایدار از مهم‌ترین اهداف اقتصادی برای هر کشوری به‌شمار می‌رود. در این میان، انرژی به عنوان عامل تأثیرگذار در تولید، یکی از عوامل اصلی توسعه پایدار محسوب می‌شود. انرژی در جهان امروز یک عامل راهبردی است و نقش ویژه‌ای در رشد و توسعه اقتصاد، رفاه اقتصادی، بهبود کیفیت زندگی و امنیت یک جامعه ایفا می‌کند. از این‌رو میزان دسترسی کشورها به منابع گوناگون انرژی، نشانگر پیشرفت، قدرت سیاسی و اقتصادی آنان می‌باشد. وابستگی روزافزون به انرژی موجب تعامل این بخش با سایر بخش‌های اقتصادی شده و سرعت در مسیر رشد و توسعه اقتصادی را وابسته به سطح مصرف انرژی کرده است. افزایش جمعیت و رشد اقتصادی در دهه‌های آینده سبب خواهد شد که تقاضای انرژی نیز دستخوش رشد شدیدی شود. این افزایش در تقاضای جهانی انرژی در شرایطی اتفاق می‌افتد که نه تنها بخش عمده انرژی جهانی همچنان به نفت وابسته خواهد ماند، بلکه نگرانی‌های مرتبط با منابع محدود سوخت‌های فسیلی و اثر گلخانه‌ای ناشی از مصرف آن وجود خواهد داشت. لذا در سال‌های اخیر توجه به منابع انرژی جدید بیشتر مورد توجه واقع شده است.

شکل ۱، تقاضای جهانی مصرف انرژی را نشان می‌دهد. در این نمودار تغییر مصرف انرژی سوخت‌های فسیلی را با انرژی‌های تجدیدپذیر مقایسه کنید. دلیل توجه بیشتر به استفاده از منابع انرژی‌های نو چیست؟



شکل ۱- نمودار تقاضای جهانی مصرف انرژی

نمودار بالا نشان می‌دهد با اینکه در گذر زمان مصرف جهانی انرژی در راستای تأمین آسایش و رفاه انسان، پیوسته افزایش یافته اما مصرف سوخت‌های فسیلی کاهش یافته است.

مایکل فارادی در اوایل قرن نوزدهم اصول پایه برای تولید الکتریسته را بنیان نهاد. از آن پس به مرور استفاده از انرژی الکتریکی در زندگی رایج شد. شکلی از انرژی که به زندگی انسان روشنایی بخشید و نویدی از آسایش می داد. با گذشت زمان وسایل مختلفی ساخته شد که بهره برداری از آنها وابسته به انرژی الکتریکی بود. این ویژگی نشان می داد که انرژی الکتریکی می تواند پرکاربردترین شکل انرژی در زندگی باشد. به تدریج مصرف این شکل از انرژی افزایش یافت تا جایی که تأمین آن دشوار و دشوارتر شد. سوزاندن سوخت های فسیلی در قرن بیستم توانست بخش عمده ای از انرژی الکتریکی را تأمین کند. اما جهان از یک سو با رشد جمعیت و افزایش تقاضای انرژی رو به رو بود و از سوی دیگر منابع سوخت های فسیلی محدود بوده و مصرف آنها با زبان های زیست محیطی همراه بود. این چالش ها در قرن بیست و یکم نیاز به منابع جدید را همراه با صرفه جویی در مصرف انرژی آشکار ساخت. در این میان بهره برداری از منابع انرژی تجدیدپذیر مانند آب، باد و خورشید با استقبال روبه رو شد. باید توجه داشت که استفاده از فناوری های جدید می تواند مصرف بهینه انرژی الکتریکی را ممکن سازد.

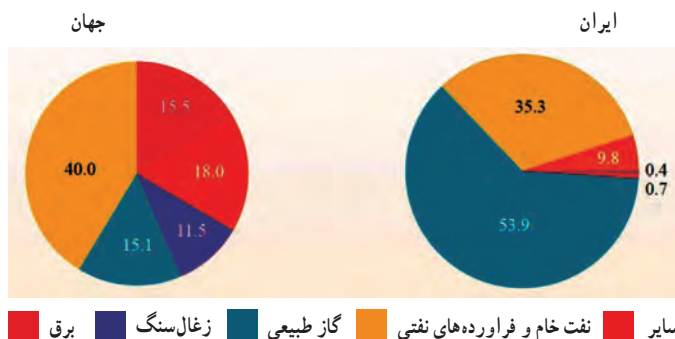
الکتریسته به عنوان انرژی مصرفی رایج در زندگی روزمره، باعث افزایش سطح توسعه انسانی، رفاه انسان و بهبود در کیفیت زندگی می شود. عرضه مداوم، انتقال به نقاط دورافتاده، پاک بودن و انتشار گاز گلخانه ای کمتر و تجدیدپذیر بودن انرژی الکتریکی باعث شده که الکتریسته در توسعه اقتصادی کشورها نقش آفرین باشد. در شکل ۲، سهم حامل های انرژی در مصرف نهایی ایران و جهان در سال ۱۳۹۲ نشان داده شده است.

در گذر زمان مصرف این شکل از انرژی افزایش یافت تا جایی که تأمین آن دشوار و دشوارتر شد. سوخت های فسیلی در قرن حاضر در حدود ۸۵ درصد از انرژی الکتریکی مورد نیاز ما را تولید می کنند. چالش های پیش رو در تأمین انرژی الکتریکی از سوخت های فسیلی عبارت اند از :

**چالش اول :** امنیت در تأمین منابع سوخت های فسیلی و بحران های سیاسی و منطقه ای تأثیرگذار بر آن  
**چالش دوم :** سادگی استفاده از سوخت های فسیلی مانند سوختنی و تعامل آن با نگرانی های زیست محیطی  
**چالش سوم :** توجه به این واقعیت، که سوخت های فسیلی در عرضه محدود هستند.

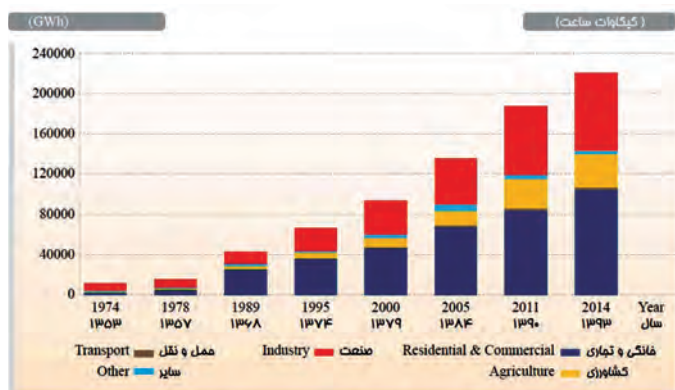
با توجه به این چالش ها، چه راهکاری را بایستی در نظر گرفت؟

در این میان بهره برداری از منابع انرژی تجدیدپذیر مانند آب، باد و خورشید در تأمین انرژی الکتریکی راه حل مناسبی است. با این حال تغییرات عمده در نحوه استفاده از سوخت های فسیلی و روش هایی که منجر به کاهش قیمت انرژی می شود حائز اهمیت هستند. همچنین استفاده از فناوری های جدید، امکان مصرف بهینه انرژی الکتریکی را ممکن ساخت که می تواند در جهت حفظ بیشتر منابع مرتبط با تأمین انرژی الکتریکی کمک نماید.

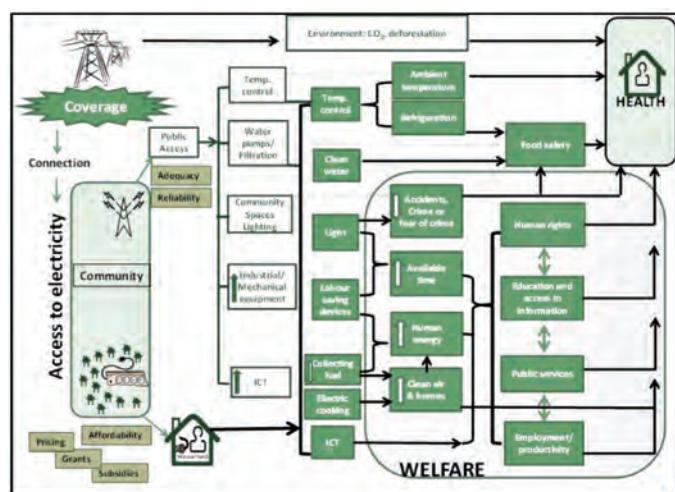


شکل ۲- سهم حامل‌های انرژی در مصرف نهایی در ایران و جهان در سال ۱۳۹۲

سایر ■ نفت خام و فراورده‌های نفتی ■ گاز طبیعی ■ زغال‌سنگ ■ برق



شکل ۳- شیوه‌های مصرف انرژی الکتریکی در بخش‌های مختلف در ایران در سال‌های مختلف

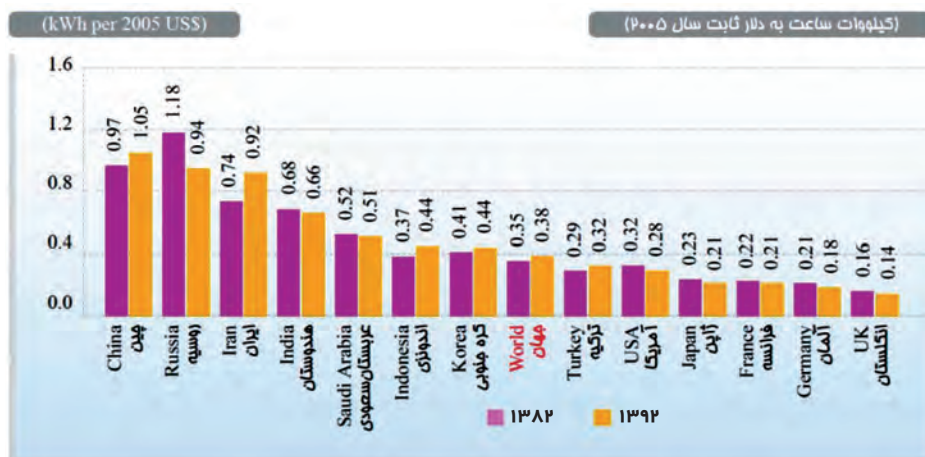


شکل ۴- انرژی الکتریکی و تأثیر آن بر رفاه انسان

مصرف بی‌رویه و غیر بهینه انرژی منجر به آن شده که مفاهیم جدیدی برای معرفی مصرف صحیح انرژی و افزایش رفاه اجتماعی تعریف شود. در این راستا به کارایی مصرف انرژی افزون بر منابع جدید انرژی در جوامع مختلف، توجه شده است. کارایی مصرف انرژی، میزان محصولی است که به ازای هر واحد انرژی مصرفی در یک سیستم تولیدی یا خدماتی حاصل می‌شود. شدت مصرف انرژی یکی از شاخص‌های بررسی کارایی مصرف انرژی است. این شاخص با تقسیم انرژی بر تولید ناخالص داخلی به دست می‌آید. به طور کلی می‌توان گفت با پیشرفت اقتصاد و رشد توسعه، شدت انرژی کاهش می‌یابد. عواملی همچون تغییر در ساختار تولید محصولات می‌تواند شدت انرژی را تحت تأثیر قرار دهد. بالا بودن شدت مصرف انرژی، نشانگر مصرف بیشتر انرژی است. مثلاً اگر شدت مصرف انرژی در کشور (آ) دو برابر کشور (ب) باشد یعنی کشور (آ) برای تولید میزان برابری کالا و خدمات دو برابر کشور (ب) انرژی مصرف کرده است.

تولید ناخالص داخلی یکی از معیارهای اندازه‌گیری در اقتصاد است. تولید ناخالص داخلی دربرگیرنده مجموع ارزش کالاها و خدماتی است که در انتهای زنجیر تولید هستند و خود آنها برای تولید و خدمات دیگر خریداری نمی‌شوند که در طی یک دوره معین، معمولاً یک سال، در یک کشور تولید می‌شود.

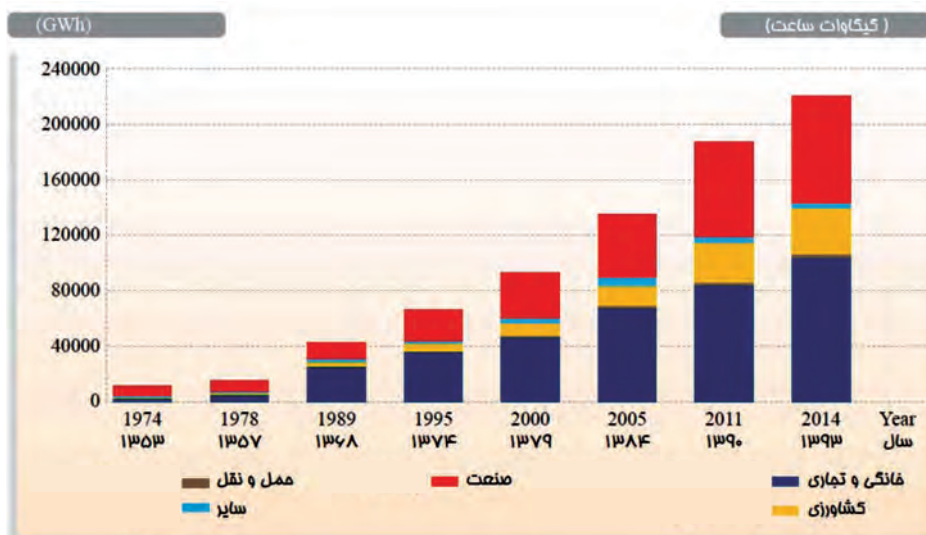
در شکل ۵، شدت مصرف انرژی الکتریکی در کشورهای مختلف در دو سال ۱۳۸۲ و ۱۳۹۲ نشان داده شده است.



شکل ۵- شدت مصرف انرژی الکتریکی در برخی از کشورهای منتخب جهان در دو سال ۱۳۸۲ و ۱۳۹۲



شکل ۶، مصرف انرژی الکتریکی را برای بخش‌های مختلف در ایران نشان می‌دهد.



شکل ۶- نمودار مصرف انرژی الکتریکی برای بخش‌های مختلف در سال‌های مختلف

فناوری‌هایی مانند خودروهای الکتریکی، تلفن همراه، رایانه قابل حمل، تنظیم‌کننده ضربان قلب و اندام‌های مصنوعی که آسایش و رفاه را برای زندگی بهتر تأمین می‌نمایند، دستاوردهایی از علوم و مهندسی‌های وابسته به آنها است. از آنجا که هر فناوری بدون منبع انرژی کارایی ندارد می‌توان به جایگاه و اهمیت باتری در تأمین انرژی برای آنها پی‌برد. دستگاهی که می‌تواند انرژی مورد نیاز را در محل استفاده تأمین نماید.

زندگی ما به منابع انرژی مشخصی که انرژی را به مدت طولانی تأمین کرده و قابل اعتماد در جهت تأمین انرژی الکتریکی بوده و دارای اندازه مناسب هستند، وابسته است. شما این وسایل تولیدکننده انرژی را به عنوان باتری که در آن با انجام واکنش‌های شیمیایی، الکتریسیته تولید می‌شود، می‌شناسید. بدون باتری وسایل الکترونیکی قابل حمل که در جهت رفاه و آسایش ما طراحی شده‌اند، کاربردی نخواهند داشت. شما باتری را در ابعاد کوچک و بزرگ در تنظیم‌کننده ضربان قلب، سمعک، تلفن‌های همراه، اندام‌های مصنوعی، دوربین‌های دیجیتال، رایانه قابل حمل، خودروهای الکتریکی و اتومبیل به کار می‌برید. فرایند اساسی که در باتری جریان دارد، انتقال الکترون است. آیا همه باتری‌ها دارای عملکرد مشابهی هستند؟ به نظر شما باتری قابل شارژ چیست؟



شکل ۷- موتورسیکلت برقی ایرانی، ساخت شرکت دانش بنیان بنا شریف با باتری لیتیم - یون

می‌دانید که بخش عمده انرژی الکتریکی از سوخت‌های فسیلی تأمین شده و سبب ورود آلاینده‌ها به محیط‌زیست می‌شود. بدیهی است که تأمین انرژی الکتریکی از روش‌های دوستدار محیط‌زیست، ردپای کمتری به جا می‌گذارد. در این راستا فناوری‌های جدیدی برای تولید باتری با به عرصه ظهور گذاشته‌اند. باتری‌هایی که افزون بر تأمین انرژی الکتریکی، امکان ذخیره‌سازی این انرژی را فراهم می‌کنند و دوستدار محیط‌زیست نیز هستند.

برای آشنایی و درک عملکرد باتری‌های به کار رفته در زندگی روزمره، نیاز است از الکتروشیمی بیشتر بدانیم. دانشی که به بررسی انجام واکنش‌های شیمیایی برای تولید انرژی الکتریکی و نیز مصرف انرژی الکتریکی برای انجام واکنش‌های شیمیایی دلخواه می‌پردازد. باتری می‌تواند بخشی از تفاوت انرژی شیمیایی مواد فراورده با واکنش دهنده را به انرژی الکتریکی تبدیل کند. از آنجا که هر روز نیاز به فناوری جدیدی احساس می‌شود و کارایی آن به تأمین انرژی در محل مورد استفاده وابسته است، پژوهش‌هایی در راستای تولید باتری‌های ارزان‌تر، کوچک‌تر، سبک‌تر، انعطاف‌پذیرتر، ایمن‌تر، دوستدار محیط‌زیست و با کارایی بیشتر انجام می‌شود.

الکتروشیمی، دانش کاربرد واکنش‌های شیمیایی برای ایجاد جریان الکتریکی و یا به کاربردن جریان الکتریکی برای ایجاد تغییرات شیمیایی است. براساس قانون پایستگی انرژی، انرژی نه خودبه‌خود تولید شده و نه از بین می‌رود بلکه می‌تواند از یک شکل به شکل دیگری تبدیل شود، از این رو در واکنش‌های مرتبط با الکتروشیمی، انرژی الکتریکی و انرژی شیمیایی در ارتباط با یکدیگرند. به کمک فناوری باتری، می‌توان انرژی شیمیایی را در محل مورد استفاده به انرژی الکتریکی تبدیل نمود. از طرف دیگر جریان الکتریکی می‌تواند در ایجاد واکنش‌های شیمیایی به کار رود. شما پیش از این با کاربرد جریان الکتریکی در تجزیه آب آشنا هستید که جریان الکتریکی می‌تواند آب را به اکسیژن و هیدروژن تجزیه کند. در حال حاضر نیز استفاده از نیروی الکتریکی جهت ایجاد تغییرات شیمیایی نقش مهمی در توسعه شیمی دارد که شما در این فصل با برخی از موارد آن آشنا خواهید شد.

دانش الکتروشیمی که در ارتباط با الکتریسیته است می‌تواند دستاوردهای گوناگونی را برای رفاه بشری به ارمغان آورد. شناخت قوانین مرتبط با این دانش می‌تواند ما را در ایجاد آسایش برای مردم سهیم نموده و در سرعت بخشی فرایند پیشرفت کشورمان شریک نماید.

## انجام واکنش با سفر الکترون

از صفحه ۳۹ تا ۴۴

واحد  
یادگیری ۲

### پیامدهای یادگیری (اهداف شایستگی محور)

- دانش آموزان در پایان این واحد یادگیری قادر خواهند بود :
- ۱ ماهیت واکنش های شیمیایی که با انجام آنها انرژی شیمیایی به انرژی الکتریکی تبدیل می شود را بشناسند و تفاوت آنها را با سایر واکنش های شیمیایی توضیح دهند.
  - ۲ گونه های اکسید شده و کاهش یافته را در یک واکنش اکسایش – کاهش مشخص کنند و واکنش کلی را به صورت نیم واکنش های اکسایش – کاهش بیان کنند.
  - ۳ با در نظر داشتن قانون پایستگی بار الکتریکی بتوانند واکنش های اکسایش – کاهش را موازنه کنند.
  - ۴ با استفاده از خواص ماکروسکوپی (دما، رنگ و...) انجام پذیر بودن یا نبودن واکنش های اکسایش – کاهش را پیش بینی کنند.

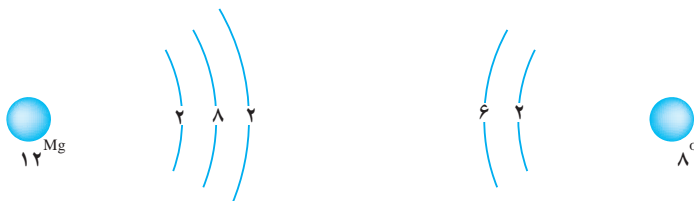
### پرسش های اساسی

- ۱ واکنش های اکسایش – کاهش چگونه و در چه زمینه هایی به کمک ما می آیند؟
- ۲ چگونه می توان به کمک آزمایشی ساده قدرت کاهندگی فلزات را با یکدیگر مقایسه کرد؟

## روش تدریس پیشنهادی: مشارکتی

توصیه می‌شود مراحل زیر را به ترتیب انجام دهید :

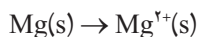
- ۱ ساختار لایه‌ای زیر را در اختیار گروه‌ها قرار دهید و از آنها بخواهید باهم فکری در گروه به موارد خواسته شده پاسخ دهند.



- آ در واکنش بین اتم منیزیم و اتم اکسیژن کدام اتم الکترون از دست می‌دهد؟ کدام اتم الکترون می‌گیرد؟
- ب از دست دادن الکترون را اکسایش می‌نامند. کدام اتم اکسایش می‌یابد؟ به چه گونه‌ای تبدیل می‌شود؟
- پ گرفتن الکترون را کاهش می‌نامند. کدام اتم کاهش می‌یابد؟ به چه گونه‌ای تبدیل می‌شود؟

- ۲ نتایج سایر گروه‌ها را به تابلوی کلاس منتقل و پس از تبادل نظر نتیجه‌گیری کنید و از آنها بخواهید ساختار لایه‌ای گونه‌های به‌دست آمده را رسم کنند.

- ۳ از گروه‌ها بخواهید با معادله نشان دهند چه گونه‌هایی به هم تبدیل می‌شوند، آنها باید به موارد زیر برسند.



- ۴ از گروه‌ها بخواهید هر نیم‌واکنش را از لحاظ جرم (اتم‌ها) و بار الکتریکی موازنه کنند و با دلیل مشخص کنند که کدام نیم‌واکنش، اکسایش و کدام نیم‌واکنش، کاهش است.

- ۵ با تعریف ماده اکسند و ماده کاهنده از آنها بخواهید در نیم‌واکنش‌ها گونه اکسند و کاهنده را مشخص کنند.

- ۶ در هر مورد نتایج کار گروه‌ها به تابلو منتقل و نتیجه‌گیری کنید.

- ۷ نمونه‌های دیگری را برای تمرین و تسلط در اختیار گروه‌ها قرار دهید و مسیر طی شده را از آنها بخواهید.

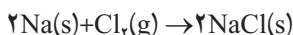
## بر دانش خود بیفزایید

## انجام واکنش با سفر الکترون

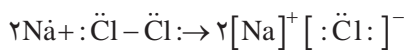
جابه‌جایی بار الکتریکی نشانه جریان الکتریکی است، این جابه‌جایی بار در شیمی به شکل داد و ستد الکترون بین گونه‌های مختلف، می‌تواند منجر به انجام واکنش‌های شیمیایی شود. برای تولید جریان الکتریکی در باتری، یک گونه الکترون از دست داده و الکترون آزاد شده از طریق مدار الکتریکی جابه‌جا شده و گونه دیگر، الکترون را می‌گیرد و انرژی شیمیایی به انرژی الکتریکی تبدیل می‌شود. به این دسته از واکنش‌های شیمیایی که در



آن انتقال الکترون بین گونه‌های واکنش‌دهنده رخ می‌دهد، واکنش‌های اکسایش – کاهش می‌گویند. اتم‌ها می‌توانند با دادن و گرفتن الکترون و نیز به اشتراک گذاشتن آن پایدار شوند. واکنش زیر را در نظر بگیرید. فلز سدیم در گاز کلر واکنش داده و سدیم کلرید تشکیل می‌شود. از واکنش سدیم در گاز کلر، سدیم کلرید تشکیل می‌شود.



در این واکنش انتقال الکترون بین فلز سدیم و نافلز کلر رخ می‌دهد.

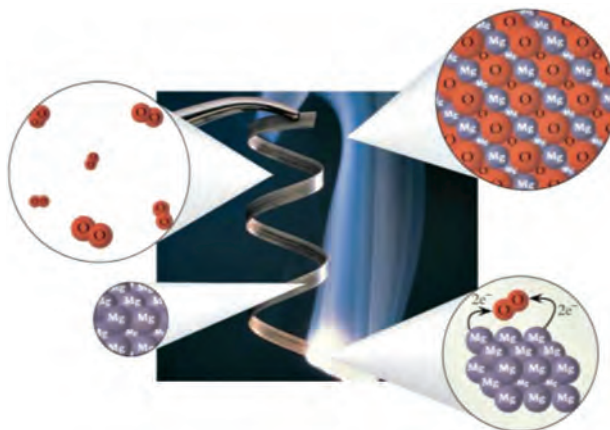


به این گونه واکنش‌ها، که در آن انتقال الکترون رخ می‌دهد، واکنش‌های اکسایش – کاهش گفته می‌شود. در این واکنش سدیم اکسایش و کلر کاهش یافته است. پس در واکنش یاد شده سدیم گونه اکسایش یافته و کلر گونه کاهش یافته است.

اغلب فلزها در واکنش با نافلزها تمایل دارند یک یا چند الکترون خود را به نافلزها منتقل نمایند. در این واکنش‌ها، فلزها الکترون یا الکترون‌های خود را از دست داده و با تبدیل شدن به کاتیون، اکسایش می‌یابند و نافلزها با گرفتن الکترون یا الکترون‌های فلزها، با تبدیل شدن به آنیون، کاهش یافته و ترکیب‌های یونی را ایجاد می‌نمایند.

اتم‌های فلزی با اکسیژن واکنش داده و اکسیدهای فلزی را ایجاد می‌نمایند. با تشکیل اکسید فلزی، گرما آزاد می‌شود، که گاهی اوقات با ایجاد نور شدید همراه است. این واکنش، نوعی واکنش اکسایش – کاهش است که در طی آن، فلزها الکترون از دست داده و اکسایش می‌یابند.

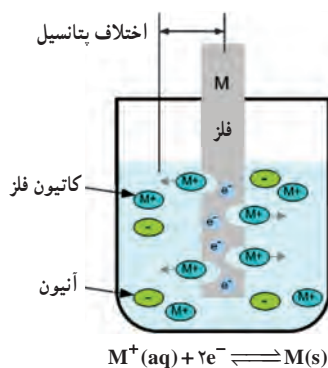
برای کاربرد واکنش‌های اکسایش – کاهش می‌توان به استفاده از نور حاصل از سوختن منیزیم در زمان‌های قدیم در عکاسی به عنوان منبع نور اشاره نمود. در این واکنش منیزیم  $\text{Mg(s)}$  با نور خیره‌کننده‌ای در اکسیژن  $\text{O}_2\text{(g)}$  می‌سوزد و به منیزیم اکسید  $\text{MgO(s)}$  تبدیل می‌شود (شکل ۸).



شکل ۸- سوختن منیزیم در اکسیژن

## سفری به میل الکترود

اگر تیغه‌ای از فلز  $M$  درون یک محلول غوطه ور شود، پس از گذشت زمانی کوتاه، واکنش اکسایش  $M$  و تبدیل آن به  $M^+$  و الکترون به تعادل می‌رسد. پس از رسیدن به تعادل، برخی از کاتیون‌های  $M^+$  جذب فلز شده و با الکترون‌های موجود در سطح فلز کاهش یافته و به  $M$  تبدیل می‌شوند. لذا فلز در تعادل با کاتیون‌های خود قرار گرفته و جدایی بار الکتریکی منفی و مثبت در فاصله بسیار کم بین سطح فلز و محلول، اختلاف پتانسیل الکتریکی در حد ولت ایجاد می‌کند. میزان اختلاف پتانسیل الکتریکی ایجاد شده با میزان بار موجود در سطح فلز رابطه مستقیم دارد. چون فلزهای مختلف در زمان تعادل با آب دارای مقادیر متفاوتی از الکترون‌های آزاد حاصل از اکسایش فلز، در سطح خود می‌باشند لذا اختلاف پتانسیل الکتریکی ایجاد شده در فلزهای گوناگون متفاوت خواهد بود. به واکنش تعادلی فلز  $M$  در آب، نیم واکنش

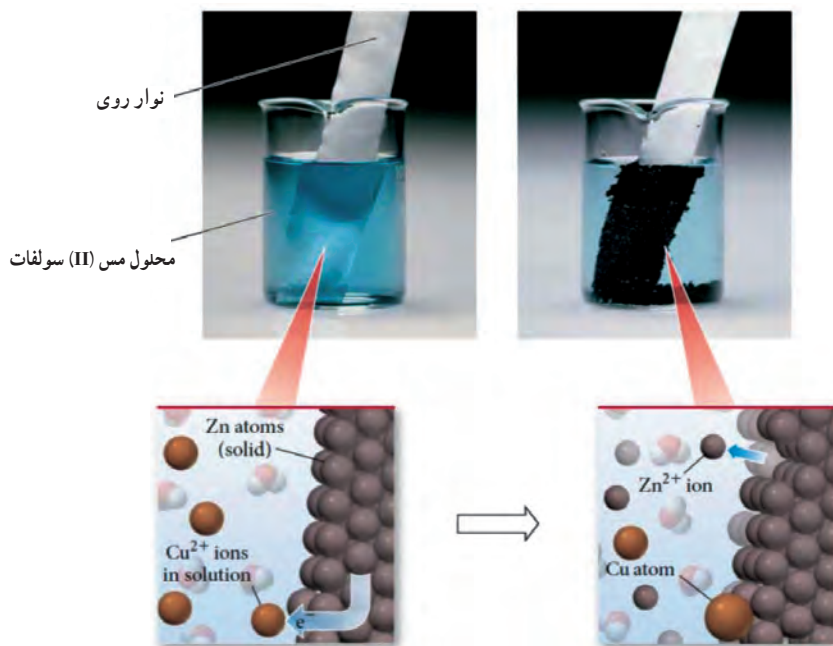


شکل ۹- واکنش تعادلی فلز  $M$  در آب - نیم واکنش  $M^+/M$

فلز  $M$  در آب گفته شده و به صورت  $M^+/M$  نمایش داده می‌شود. مقدار بار مثبت موجود در سمت محلول با مقدار بار منفی ناشی از حضور الکترون‌ها در سطح فلز، برابر بوده و مجموعه الکترود در درون آب بدون بار الکتریکی می‌باشد. محلول حاوی تیغه فلزی  $M$  می‌تواند از پیش شامل کاتیون‌های  $M^+$  نیز باشد. غلظت کاتیون‌های فلز در محلول بر روی اختلاف پتانسیل تیغه فلزی تأثیر می‌گذارد (شکل ۹).

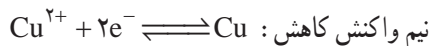
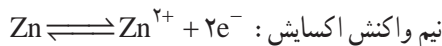
در واکنش‌های اکسایش – کاهش، به موادی که منجر به انجام نیم واکنش اکسایش و کاهش می‌شوند به ترتیب اکسنده و کاهنده گفته می‌شود. مواد اکسنده با اکسایش گونه کاهنده، به گونه کاهش یافته تبدیل می‌شوند. برای انجام هر واکنش اکسایش – کاهش هر دو گونه اکسنده و کاهنده لازم می‌باشند. در طی این واکنش گونه اکسنده، کاهش یافته و گونه کاهنده، اکسید می‌شود.

برای پیش‌بینی امکان انجام واکنش اکسایش – کاهش میان دو گونه، همواره لازم است که تمایل نسبی این دو گونه برای اکسایش یا کاهش را معین نمود. به نظر شما چگونه می‌توان با استفاده از اختلاف انرژی پتانسیل الکتریکی در حالت نیم واکنش، تمایل نسبی بین دو گونه را برای انجام واکنش اکسایش – کاهش سنجید؟ یک تیغه از جنس فلز روی را در محلول آبی دارای کاتیون مس (II) در نظر بگیرید (شکل ۱۰). با وارد شدن تیغه روی در محلول مس (II) سولفات، لایه تیره‌ای از مس بر روی تیغه تشکیل می‌شود. با گذشت زمان و انجام واکنش، محلول آبی مس (II) سولفات با خارج شدن کاتیون‌های  $\text{Cu}^{2+}$  و وارد شدن کاتیون‌های  $\text{Zn}^{2+}$  بی‌رنگ، سرانجام بسیار کم‌رنگ می‌شود.

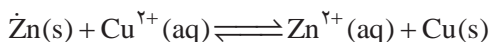


شکل ۱۰- واکنش تیغه فلزی روی با محلول مس(II) سولفات ( $\text{CuSO}_4$ )

نیم واکنش های اکسایش و کاهش انجام شده به صورت زیر می باشد :



از جمع کردن نیم واکنش اکسایش و کاهش، واکنش کلی اکسایش – کاهش رخ داده را می توان نوشت.



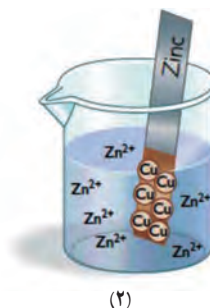
پس در مقایسه واکنش پذیری روی و مس برای از دست دادن الکترون، روی فعال تر است. در شکل زیر واکنش پذیری روی، مس و نقره مقایسه شده است.

تیغه مس در محلول نقره نیترات



(۱)

تیغه روی در محلول مس (II) نیترات

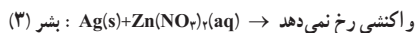
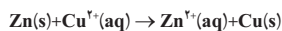
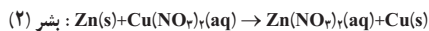
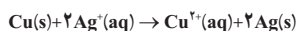
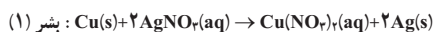


(۲)

تیغه نقره در محلول روی نیترات



(۳)



شکل ۱۱ – مقایسه فعالیت روی، مس و نقره در واکنش اکسایش – کاهش



## واکنش‌های شیمیایی و سفر هدایت شده الکترون‌ها (سلول‌های گالوانی)

از صفحه ۴۴ تا ۴۶

واحد  
یادگیری ۳

### پیامدهای یادگیری (اهداف شایستگی محور)

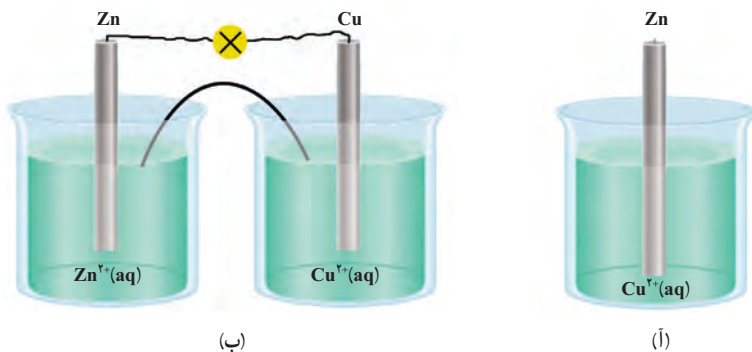
- ۱ دانش‌آموزان در پایان این واحد یادگیری قادر خواهند بود :  
چگونگی تبدیل انرژی شیمیایی به الکتریکی در باتری را شرح دهند.
- ۲ توضیح دهند که چگونه با انجام واکنش در سلول گالوانی جرم تیغه‌ها کم یا زیاد می‌شود.
- ۳ نقش دیواره متخلخل در سلول گالوانی را توضیح دهند.

### پرسش‌های اساسی

- ۱ چرا جهت حرکت الکترون‌ها از آند به کاتد است و برعکس حرکت نمی‌کنند؟
- ۲ برچه اساس در سلول گالوانی علامت الکتروآند، منفی و علامت الکتروکاتد، مثبت است؟

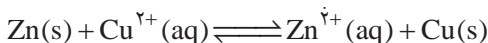
### روش تدریس پیشنهادی: مشارکتی، بارش فکری

- توصیه می‌شود مراحل زیر را به ترتیب انجام دهید :
- ۱ تصاویر زیر را در اختیار گروه‌ها قرار دهید و از آنها بخواهید تشابه و تفاوت این دو تصویر را بنویسند.



سلول یا دیواره متخلخل

گروه‌ها در این بررسی باید به نتایج زیر برسند :  
تشابه : در هر دو تصویر واکنش زیر انجام می‌شود.



تفاوت : در شکل (آ) واکنش اتم‌های Zn با یون‌های  $\text{Ca}^{2+}$  مستقیماً انجام می‌شود و انرژی آزاد شده هدر می‌رود اما در شکل (ب) اتم‌های روی با یون‌های مس (II) به‌طور غیرمستقیم واکنش می‌دهند و بخشی از انرژی آزاد شده به انرژی الکتریکی تبدیل می‌شود. شکل (ب) سلول گالوانی نامیده می‌شود.

**۲** از گروه‌ها بخواهید درباره ساختار و فرایندهای انجام شده در سلول گالوانی شکل (ب) گفت‌وگو کنند و به موارد زیر پاسخ دهند.

(آ) نیم‌واکنش‌های هر نیم‌سلول را مشخص کنند.

(ب) با مطالعه کتاب درسی و با دلیل آند و کاتد را مشخص کنند.

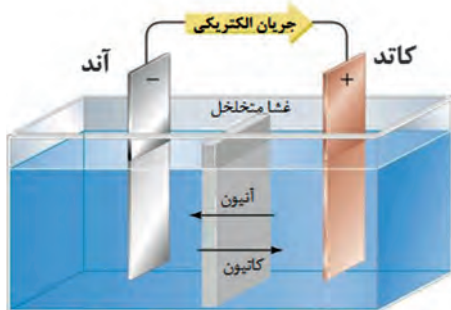
(پ) جهت حرکت الکترون‌ها را در مدار بیرونی با دلیل مشخص کنند.

(ت) با گذشت زمان تغییر جرم آند و کاتد را تحلیل کنند.

**۳** در هر مورد نتایج فعالیت گروه‌ها را به تابلوی کلاس منتقل و پس از بحث و گفت‌وگو نتیجه‌گیری کنید.

## واکنش‌های شیمیایی و سفر هدایت شده الکترون‌ها

چگونه می‌توان از الکترون‌های آزاد شده در واکنش اکسایش – کاهش برای ایجاد جریان الکتریکی استفاده نمود؟ آیا می‌توان الکترون‌های آزاد شده در گونه اکسایش یافته را به کمک سیم فلزی به گونه کاهش یافته منتقل نمود؟ به نظر می‌رسد در انجام واکنش‌های اکسایش – کاهش می‌توان به‌گونه‌ای عمل نمود که نیم‌واکنش اکسایش در یک مکان و نیم‌واکنش کاهش در مکان دیگر رخ بدهد. برای انجام اتصال بین دو

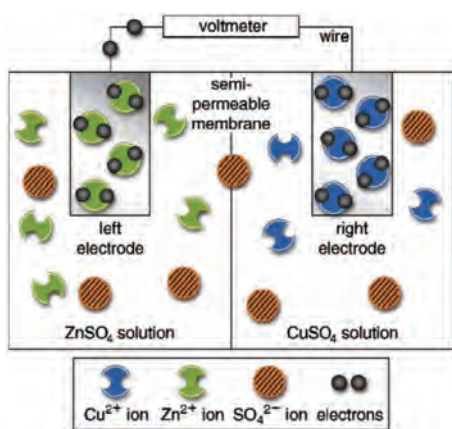


شکل ۱۲- نمای کلی از سلول گالوانی

ظرف، از غشا متخلخل استفاده می‌شود که اجازه نفوذ و عبور به برخی از یون‌ها را داده تا یون‌ها به آهستگی از یک طرف به طرف دیگر مهاجرت کنند تا هردو مکان اکسایش و کاهش از نظر بار الکتریکی خنثی بمانند. این غشا از مخلوط شدن سریع و مستقیم دو الکترولیت جلوگیری نموده و با ساختار متخلخل، امکان عبور یون‌ها را مهیا می‌کند تا اتصال الکتریکی بین دو مکان مهیا شود. به این وسیله سلول گالوانی گفته می‌شود (شکل ۱۲).

در سلول گالوانی که نوعی سلول الکتروشیمیایی است، الکترودی که در آن نیم‌واکنش اکسایش رخ می‌دهد، آند و الکترودی که در آن نیم‌واکنش کاهش رخ می‌دهد، کاتد نامیده می‌شود. در آند سلول گالوانی، الکترون‌ها آزاد شده و از طریق سیم در مدار خارجی به سمت کاتد جریان پیدا می‌کنند. الکترون‌های جریان یافته به سمت کاتد، توسط کاتیون‌های موجود در محلول دریافت شده و نیم‌واکنش کاهش بر روی تیغه فلزی در کاتد رخ می‌دهد. پس آند دارای بار منفی بوده و کاتد دارای بار مثبت می‌باشد و الکترون‌ها در سلول گالوانی از قطب منفی به سمت قطب مثبت جریان می‌یابند. با توجه به واکنش کاهش کاتیون در کاتد سلول گالوانی، مقدار کاتیون نسبت به آنیون در سمت کاتد کم شده و با در نظر گرفتن خنثی بودن محلول از نظر بار الکتریکی، از طریق غشا متخلخل، کاتیون‌ها از سمت آند به سمت کاتد جریان می‌یابند. همان‌گونه که در شکل ۱۲ نشان داده شده، آنیون‌ها نیز می‌توانند از سمت کاتد به سمت آند حرکت نمایند.

سلول گالوانی شبیه‌سازی شده روی – مس در شکل ۱۳ نشان داده شده است. همان‌گونه که در شکل نشان داده شده در ترسیم سلول گالوانی، آند در سمت چپ و کاتد در سمت راست نشان داده می‌شود. دستگاه اندازه‌گیری ولتاژ (ولت متر)، پتانسیل الکتریکی  $V$  را نشان می‌دهد.



شکل ۱۳- نمای شبیه‌سازی شده از سلول گالوانی روی – مس

زمانی که ولت متر را برمی‌داریم جریان الکتریکی در مدار برقرار می‌شود با برقراری جریان الکتریکی در مدار، نیم‌واکنش اکسایش در آند انجام شده و الکترون‌ها از سمت آند به کاتد حرکت نموده و نیم‌واکنش کاهش در آنجا رخ می‌دهد. با گذشت زمان از جرم تیغه روی کاسته شده و به جرم تیغه مس افزوده می‌شود.

برای اندازه‌گیری نسبی پتانسیل فلزهای مختلف، برای انجام واکنش اکسایش – کاهش در مقایسه با یکدیگر، می‌توان از سلول گالوانی استفاده نمود. تیغه‌های فلزی در سلول گالوانی برای اندازه‌گیری

پتانسیل سلول به یک ولت سنسج با مقاومت بالا متصل می‌شوند. ولت سنسج، اختلاف پتانسیل بین کاتد و آند را با مقیاس ولت نشان می‌دهد. به عبارت دیگر اختلاف پتانسیل بین کاتد با آند، پتانسیل سلول گالوانی نامیده می‌شود. در صورتی که اندازه‌گیری پتانسیل در دمای  $25^{\circ}C$  و در غلظت  $1\text{ M}$  محلول‌های الکترولیت در آند و کاتد انجام شود، در آن صورت هر الکتروود غوطه‌ور در الکترولیت خود، نیم سلول استاندارد نامیده می‌شود.

## پتانسیل استاندارد

از صفحه ۴۷ تا ۵۰

واحد  
یادگیری ۴

## پیامدهای یادگیری (اهداف شایستگی محور)

دانش‌آموزان در پایان این واحد یادگیری قادر خواهند بود :

- ۱ ماهیت نیروی الکتروموتوری را در یک سلول گالوانی بشناسند و چگونگی و چرایی تغییر آن با گذشت زمان را تشریح کنند.
- ۲ با استفاده از داده‌های جدول سری الکتروشیمیایی و پتانسیل‌های استاندارد، یک باتری با بیشترین ولتاژ طراحی کنند. دلایل استفاده از باتری‌های لیتیومی در وسایل الکترونیکی را توضیح دهند.

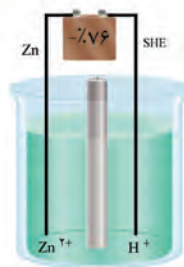
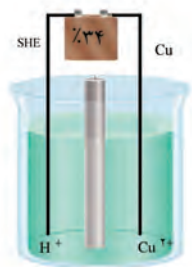
## پرسش‌های اساسی

- ۱ چرا پتانسیل یک نیم‌سلول را نمی‌توان به‌طور مستقل اندازه‌گیری کرد؟
- ۲ چگونه می‌توان پتانسیل استاندارد یک نیم‌سلول را تعیین نمود؟
- ۳ چگونه از روی داده‌های پتانسیل استاندارد می‌توان جهت انجام واکنش‌های اکسایش – کاهش را پیش‌بینی کرد؟

## روش تدریس پیشنهادی: مشارکتی، بارش فکری

توصیه می‌شود مراحل زیر را به ترتیب انجام دهید :

- ۱ تصویرهای زیر را در اختیار گروه‌ها قرار دهید و از آنها بخواهید پس از بحث و تبادل نظر گروه در هر مورد به سؤال‌های زیر پاسخ دهند.



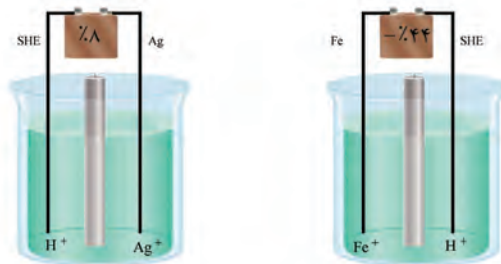
آ) با مطالعه کتاب درسی واژه SHE را معنی کنید؟

ب) SHE چه ویژگی‌هایی دارد و به چه منظور به کار می‌رود؟

پ) با توجه به سلول‌های گالوانی نشان داده شده پتانسیل نیم سلول  $\text{SHE} (E^\circ)$ ،  $\text{Cu}$ ،  $\text{Zn}$  را مشخص کنید.

ت) نیم واکنش کاهش همراه با پتانسیل آنها را برای  $\text{SHE}$ ،  $\text{Cu}$ ،  $\text{Zn}$  به ترتیب از بیشتر به کمتر مرتب کنید. گروه‌ها پس از بحث و تبادل نظر باید به نتایج زیر برسند.

۲ تصویرهای دیگری مشابه نمونه‌های زیر در اختیار گروه‌ها قرار دهید و از آنها بخواهید پتانسیل الکترودی  $(E^\circ)$  برای نیم واکنش کاهش آنها را نوشته، مرتب کنند و به موارد زیر پاسخ دهند.



آ) علامت مثبت برای  $E^\circ$  نیم سلول‌ها به چه معنی است؟

ب) علامت منفی برای  $E^\circ$  نیم سلول‌ها به چه معنی است؟

پ) اگر دو نیم سلول باهم سلول گالوانی را تشکیل دهند میزان  $E^\circ$  نیم سلول‌ها چه کمکی در تشخیص آند و کاتد و جهت حرکت الکترون‌ها دارند؟

### نکته

در هر یک از موارد بالا نتایج‌های گروه‌ها را به تابلو کلاس منتقل و پس از بحث و تبادل نظر نتیجه‌گیری کنید.

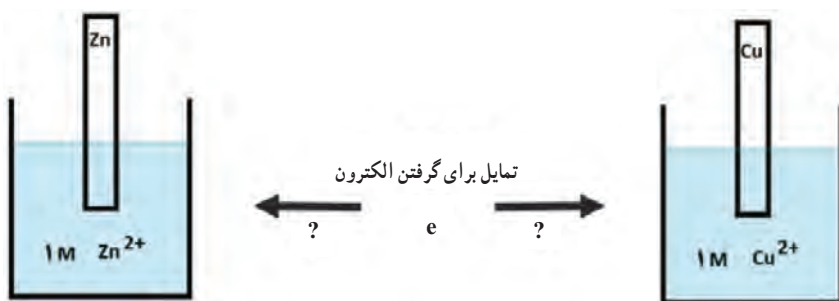
۳ با مطالعه کتاب درسی مفهوم نیروی الکتروموتوری (emf) را بیان و رابطه‌ای برای محاسبه آن در یک سلول الکتروشیمیایی ارائه دهید.

۴ از گروه‌ها بخواهید درباره باتری‌های لیتیومی، پژوهش انجام داده، سپس داده‌ها را جمع‌بندی به صورت پوستر درآورده به کلاس ارائه دهند، پوسترها را به تابلو کلاس منتقل و گروه‌ها پس از مطالعه آنها را باهم مقایسه کنند.

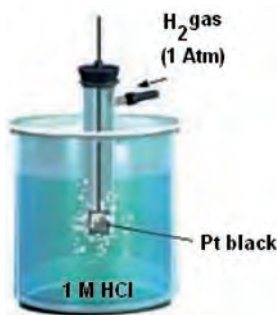
## بر دانش خود بیفزایید

### چگونه می‌توانیم پتانسیل سلول گالوانی را محاسبه کنیم؟

در واکنش الکتروشیمیایی که در سلول گالوانی رخ می‌دهد هر نیم سلول تمایل دارد تا در تعامل با نیم سلول دیگر، الکترون بگیرد. اما در این میان، آن نیم سلولی الکترون می‌گیرد که نسبت به دیگری اکسندۀ قوی‌تری است. لذا در این تعامل، یکی الکترون از دست می‌دهد و دیگری الکترون می‌گیرد. پتانسیل سلول الکتروشیمیایی، معیاری از اختلاف قدرت در به‌دست آوردن الکترون، بین دو نیم سلول می‌باشد (شکل ۱۴).



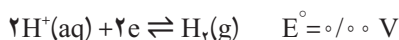
شکل ۱۴—کنش الکترونی بین دو نیم سلول برای به دست آوردن الکترون



شکل ۱۵—ساختار SHE

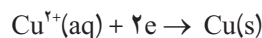
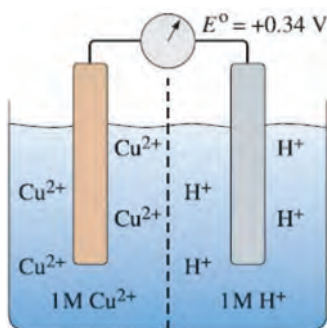
چگونه می‌توان این اختلاف قدرت بین دو نیم سلول در به دست آوردن الکترون را سنجید؟ مبنای مقایسه چیست؟ یک راه حل استفاده از مبنای استاندارد است تا این کنش الکترونی نسبت به آن سنجیده شود. برای این منظور می‌توان از الکتروود استاندارد هیدروژن (SHE) استفاده نمود. نیم سلول استاندارد هیدروژن شامل الکتروود پلاتین (پلاتین) از لحاظ شیمیایی واکنش نمی‌دهد اما هادی خوبی برای الکتروسیته است) غوطه‌ور شده در محلول یک مولار از یون‌های  $H^+$  (HCl) در دمای  $25^\circ C$  می‌باشد که گاز هیدروژن با فشار یک اتمسفر به درون این نیم سلول وارد می‌شود (شکل ۱۵).

پتانسیل نیم سلول استاندارد هیدروژن به صورت زیر برابر با صفر ولت در نظر گرفته می شود :



زمانی که در یک سلول گالوانی، الکترود استاندارد هیدروژن به نیم سلول  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  متصل می شود، نیم سلول  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ، اکسنده قوی تری نسبت به الکترود استاندارد هیدروژن می باشد. بنابراین واکنش کاهش

در این نیم سلول  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  رخ می دهد.



در صورتی که در سلول الکتروشیمیایی، واکنش کاهش در نیم سلول  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  رخ دهد واکنش انجام شده در نیم سلول  $\text{H}^+/\text{H}_2$  به صورت زیر می باشد :



شکل ۱۶- سلول گالوانی SHE - Cu

همان گونه که از شکل ۱۶ معلوم است ولتاژ اندازه گیری شده در سلول گالوانی روبه رو (شامل نیم سلول الکترود استاندارد هیدروژن و نیم سلول  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ) برابر با ۰/۳۴ V می باشد. از آنجایی که پتانسیل SHE برابر با صفر فرض شده است، پتانسیل نیم سلول استاندارد  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  برابر با ۰/۳۴ V می باشد. در سلول گالوانی تشکیل شده، بین گونه های  $\text{Cu}^{2+}$  و  $\text{H}^+$ ، کاتیون های مس اکسنده قوی تری هستند.

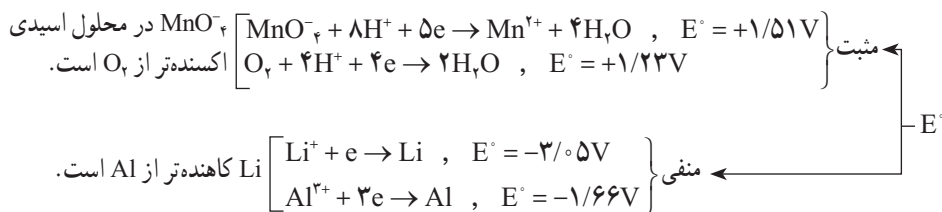
پتانسیل نیم سلول استاندارد  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  مربوط به واکنش کاهش کاتیون مس می باشد. به کارگیری واژه استاندارد برای این پتانسیل ها، یادآور شرایط غلظت  $1 \text{ mol.L}^{-1}$  برای یون های محلول و فشار یک اتمسفر برای گازهاست و اندازه گیری ها در  $25^\circ \text{C}$  انجام می گیرد. برای هماهنگی بیشتر و براساس یک قرارداد، پتانسیل های استاندارد برای واکنش کاهش گزارش می شود. به عبارت دیگر در نیم واکنش یاد شده، الکترون ها در سمت چپ و گونه کاهش یافته همواره در سمت راست معادله واکنش نوشته می شود. واکنش های اکسایش - کاهش براساس پتانسیل استاندارد کاهشی آنها در یک جدول مرتب می شود که مثبت ترین مقدار پتانسیل استاندارد مربوط به نیم واکنشی است که در بالای جدول قرار دارد. به این جدول، جدول سری الکتروشیمیایی گفته می شود (جدول ۱). در این جدول در هر نیم سلول، گونه کاهنده در سمت راست و گونه های اکسنده در سمت چپ قرار دارد.

جدول ۱- پتانسیل‌های کاهش استاندارد

$F_2(g) + 2 e^-$	$\longrightarrow 2 F^-(aq)$	2.87
$H_2O_2(aq) + 2 H^+(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow 2 H_2O(l)$	1.78
$PbO_2(s) + 4 H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow PbSO_4(s) + 2 H_2O(l)$	1.69
$MnO_4^-(aq) + 4 H^+(aq) + 3 e^-$	$\longrightarrow MnO_2(s) + 2 H_2O(l)$	1.68
$MnO_4^-(aq) + 8 H^+(aq) + 5 e^-$	$\longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4 H_2O(l)$	1.51
$Au^{3+}(aq) + 3 e^-$	$\longrightarrow Au(s)$	1.50
$PbO_2(s) + 4 H^+(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Pb^{2+}(aq) + 2 H_2O(l)$	1.46
$Cl_2(g) + 2 e^-$	$\longrightarrow 2 Cl^-(aq)$	1.36
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14 H^+(aq) + 6 e^-$	$\longrightarrow 2 Cr^{3+}(aq) + 7 H_2O(l)$	1.33
$O_2(g) + 4 H^+(aq) + 4 e^-$	$\longrightarrow 2 H_2O(l)$	1.23
$MnO_2(s) + 4 H^+(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 2 H_2O(l)$	1.21
$IO_3^-(aq) + 6 H^+(aq) + 5 e^-$	$\longrightarrow \frac{1}{2} I_2(aq) + 3 H_2O(l)$	1.20
$Br_2(l) + 2 e^-$	$\longrightarrow 2 Br^-(aq)$	1.09
$VO_2^+(aq) + 2 H^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow VO^{2+}(aq) + H_2O(l)$	1.00
$NO_3^-(aq) + 4 H^+(aq) + 3 e^-$	$\longrightarrow NO(g) + 2 H_2O(l)$	0.96
$ClO_2(g) + e^-$	$\longrightarrow ClO_2^-(aq)$	0.95
$Ag^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow Ag(s)$	0.80
$Fe^{3+}(aq) + e^-$	$\longrightarrow Fe^{2+}(aq)$	0.77
$O_2(g) + 2 H^+(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow H_2O_2(aq)$	0.70
$MnO_4^-(aq) + e^-$	$\longrightarrow MnO_4^{2-}(aq)$	0.56
$I_2(s) + 2 e^-$	$\longrightarrow 2 I^-(aq)$	0.54
$Cu^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow Cu(s)$	0.52
$O_2(g) + 2 H_2O(l) + 4 e^-$	$\longrightarrow 4 OH^-(aq)$	0.40
$Cu^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Cu(s)$	0.34
$SO_4^{2-}(aq) + 4 H^+(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow H_2SO_3(aq) + H_2O(l)$	0.20
$Cu^{2+}(aq) + e^-$	$\longrightarrow Cu^+(aq)$	0.16
$Sn^{4+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Sn^{2+}(aq)$	0.15
<b><math>2 H^+(aq) + 2 e^-</math></b>	<b><math>\longrightarrow H_2(g)</math></b>	<b>0</b>
$Fe^{3+}(aq) + 3 e^-$	$\longrightarrow Fe(s)$	-0.036
$Pb^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Pb(s)$	-0.13
$Sn^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Sn(s)$	-0.14
$Ni^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Ni(s)$	-0.23
$Cd^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Cd(s)$	-0.40
$Fe^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Fe(s)$	-0.45
$Cr^{3+}(aq) + e^-$	$\longrightarrow Cr^{2+}(aq)$	-0.50
$Cr^{3+}(aq) + 3 e^-$	$\longrightarrow Cr(s)$	-0.73
$Zn^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Zn(s)$	-0.76
$2 H_2O(l) + 2 e^-$	$\longrightarrow H_2(g) + 2 OH^-(aq)$	-0.83
$Mn^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Mn(s)$	-1.18
$Al^{3+}(aq) + 3 e^-$	$\longrightarrow Al(s)$	-1.66
$Mg^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Mg(s)$	-2.37
$Na^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow Na(s)$	-2.71
$Ca^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Ca(s)$	-2.76
$Ba^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Ba(s)$	-2.90
$K^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow K(s)$	-2.92
$Li^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow Li(s)$	-3.04

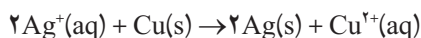


چگونه می توان امکان انجام واکنش اکسایش – کاهش بین دو گونه اکسنده و کاهنده را براساس پتانسیل کاهشی استاندارد آنها پیش بینی نمود؟ در جدول سری الکتروشیمیایی، در هر نیم سلول که نسبت به نیم سلول دیگر دارای پتانسیل کاهش استاندارد کمتری (با در نظر گرفتن علامت منفی و مثبت در جلو اعداد) می باشد تمایل گونه کاهنده برای اکسایش بیشتر و تمایل گونه اکسنده برای کاهش کمتر است.

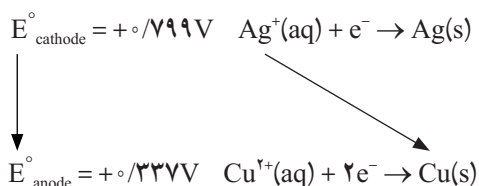


## محاسبه پتانسیل سلول گالوانی

پتانسیل هر سلول گالوانی استاندارد می تواند از پتانسیل کاهش استاندارد نیم واکنش های کاهش محاسبه شود. سلول گالوانی را در نظر بگیرید که در آن واکنش زیر صورت می گیرد :



در این سلول گالوانی آند از مس و کاتد از نقره تشکیل شده است. نیم واکنش اکسایش در آند منجر به تشکیل  $\text{Cu}^{2+}$  و نیم واکنش کاهش در کاتد، منجر به کاهش  $\text{Ag}^+$  و تولید نقره می شود. از روی جدول پتانسیل کاهش استاندارد موارد زیر را داریم :



پتانسیل سلول گالوانی، اختلاف پتانسیل کاهش کاتد و آند بوده و از رابطه زیر محاسبه می شود :

$$\begin{aligned} E^\circ_{\text{cell}} &= E^\circ_{\text{cathode}} - E^\circ_{\text{anode}} \\ E^\circ_{\text{cell}} &= (+0.799\text{V}) - (+0.337\text{V}) \\ E^\circ_{\text{cell}} &= +0.462\text{V} \end{aligned}$$

## خود را بیازمایید

سلول گالوانی را در نظر بگیرید که شامل نیم سلول استاندارد منیزیم و نیم سلول استاندارد کادمیم است. در صورتی که واکنش های سلولی به صورت زیر باشد :



واکنش کلی سلول گالوانی را نوشته و پتانسیل استاندارد سلول گالوانی را در دمای  $25^{\circ}\text{C}$  محاسبه نمایید. با شناخت واکنش های اکسایش – کاهش می توانیم به بررسی کاربرد آنها در زندگی روزمره بپردازیم. بخش های بعدی این فصل با مواردی از کاربرد این واکنش ها در جهت فراهم کردن شرایط رفاه بیشتر در زندگی روزمره آشنا خواهیم شد.

## در مورد پتانسیل سلول گالوانی بیشتر بدانیم :

سلول گالوانی تغییر انرژی آزاد واکنش خود به خودی را به انرژی جنبشی حرکت الکترون ها در مدار خارجی یعنی انرژی الکتریکی تبدیل می کند. انرژی الکتریکی با اختلاف پتانسیل الکتریکی بین دو الکترود متناسب است. اختلاف پتانسیل الکتریکی بین دو الکترود، پتانسیل سلول ( $E_{\text{cell}}$ )، ولتاژ سلول یا نیروی الکتروموتوری (emf) نامیده می شود. هنگام کار کردن سلول گالوانی، الکترون ها از سمت الکترود منفی به سمت الکترود مثبت به طور خود به خودی جریان پیدا می کنند. جریان خود به خودی الکترون ها به سمت الکترودی می باشد که دارای پتانسیل مثبت تر نسبت به الکترود دیگر می باشد.

برای پتانسیل سلول گالوانی می توانیم موارد زیر را در نظر بگیریم :

$E_{\text{cell}} > 0$ ، در این حالت واکنش سلول خود به خودی است و بزرگ بودن مقدار مثبت آن نشان دهنده این است که سلول گالوانی می تواند کار بیشتری را انجام دهد.

$E_{\text{cell}} < 0$ ، در این حالت واکنش سلول غیر خود به خودی است.

$E_{\text{cell}} = 0$ ، زمانی رخ می دهد که واکنش سلول گالوانی به تعادل می رسد و سلول گالوانی نمی تواند کاری انجام دهد.

### حال به بررسی بیشتر پتانسیل سلول گالوانی می‌پردازیم :

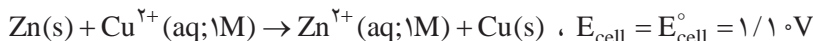
یکای پتانسیل الکتریکی در SI، ولت (V) و یکای بار الکتریکی، کولن (C) است. بنا به تعریف، اگر بین دو الکترود به میزان یک ولت اختلاف پتانسیل الکتریکی وجود داشته باشند، یک ژول انرژی برای هر کولن از باری که بین دو الکترود حرکت می‌کند، آزاد یا مصرف می‌شود.

$$1V = 1 J/C$$

با پیشرفت واکنش، پتانسیل سلول گالوانی از تغییر غلظت مواد واکنش دهنده، از دست دادن انرژی از طریق گرم شدن سلول گالوانی و مدار خارجی تأثیر می‌پذیرد. بنابراین برای آنکه بتوانیم پتانسیل سلول‌های گالوانی مختلف را با هم مقایسه کنیم، به پتانسیل استاندارد سلول گالوانی ( $E^{\circ}_{cell}$ ) نیاز است.

پتانسیل استاندارد سلول گالوانی در شرایط دمایی خاص (اغلب ۲۹۸ کلوین) و بدون آنکه جریانی از مدار عبور کند و همه اجزای شرکت کننده در واکنش در حالت استاندارد باشند، تعریف می‌شود. حالت استاندارد برای گازها، فشار یک اتمسفر، برای محلول‌ها، غلظت یک مولار و برای الکترودها، حالت خالص و جامد در نظر گرفته می‌شود.

برای مثال پتانسیل سلول گالوانی روی – مس در دمای ۲۹۸ کلوین با غلظت کاتیون‌های روی و مس یک مولار ( $[Zn^{2+}] = [Cu^{2+}] = 1M$ ) برابر با  $1.10V$  می‌باشد.

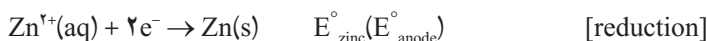


### حال به نقش واکنش‌های نیم سلولی در پتانسیل استاندارد سلول گالوانی بیشتر می‌اندیشیم :

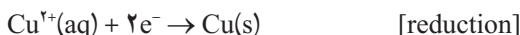
می‌دانید که هر نیم واکنش بخشی از واکنش کلی سلول گالوانی را تشکیل می‌دهد از این رو پتانسیل هر نیم سلول بخشی از پتانسیل کلی سلول گالوانی را شامل می‌شود.

پتانسیل استاندارد الکترودی ( $E^{\circ}_{half-cell}$ ) پتانسیل هر نیم سلول با اجزای شرکت کننده در نیم واکنش آن در حالت استاندارد می‌باشد. طبق قرارداد، پتانسیل استاندارد الکترود، به صورت نیم واکنش کاهش نوشته می‌شود.

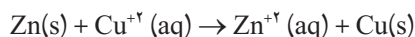
دوباره سلول گالوانی روی – مس را در نظر بگیرید. پتانسیل استاندارد الکترودی برای هر دو نیم واکنش به شکل کاهش نوشته می‌شود :



اما چون واکنش کلی سلول گالوانی شامل اکسایش روی و کاهش مس می‌باشد پس بایستی نیم‌واکنش مرتبط با نیم سلول روی را وارونه نماییم. لذا خواهیم داشت :



واکنش کلی سلول گالوانی روی – مس، حاصل مجموع نیم‌واکنش‌های بالاست :



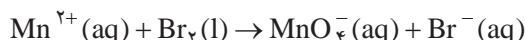
چون جریان خود به خودی الکترون‌ها از الکتروود منفی به الکتروود مثبت است، و الکتروود مس (کاتد) پتانسیل استاندارد الکتروودی مثبت‌تری نسبت به الکتروود روی (آند) دارد، لذا برای به دست آوردن پتانسیل سلول گالوانی مثبت که نشان دهنده واکنش خودبه خودی در آن می‌باشد بایستی پتانسیل استاندارد الکتروود آند را از پتانسیل استاندارد الکتروود کاتد کرد یعنی :

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{\text{copper}}^{\circ} - E_{\text{zinc}}^{\circ}$$

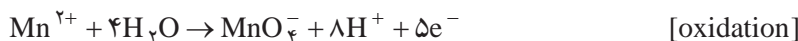
در حالت کلی می‌توان نوشت :

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{\text{cathode (reduction)}}^{\circ} - E_{\text{anode (oxidation)}}^{\circ}$$

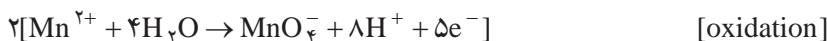
از علامت پتانسیل سلول گالوانی می‌توان به خودبه خودی بودن واکنش اکسایش – کاهش پی‌برد. واکنش زیر را بین کاتیون منگنز و برم در محیط اسیدی در نظر بگیرید، با محاسبه پتانسیل سلول گالوانی نشان دهید که آیا واکنش زیر خودبه خود انجام می‌گیرد یا نه؟



از جدول پتانسیل کاهش استاندارد داریم :



از آنجاکه در واکنش بالا منگنز اکسید شده و برم کاهش یافته است لذا به شرط انجام واکنش، نیم واکنش آندی و کاتدی به صورت بالا خواهد بود. همچنین در نیم‌واکنش اکسایش، ۵ الکترون تولید و در نیم‌واکنش کاهش ۲ الکترون مصرف شده است که برای به دست آوردن واکنش کلی سلول گالوانی و حذف تعداد الکترون‌های مبادله شده از طرفین معادله، باید نیم‌واکنش اکسایش را در ۲ و نیم‌واکنش کاهش را در ۵ ضرب کرد (تا تعداد کل الکترون‌های مبادله شده ده الکترون و از طرفین معادله واکنش کلی سلول گالوانی حذف شوند). بنابراین خواهیم داشت :



$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{\text{cathode(reduction)}}^{\circ} - E_{\text{anode(oxidation)}}^{\circ} = 1/0\text{V} - 1/5\text{V} = -0/44\text{V}$$

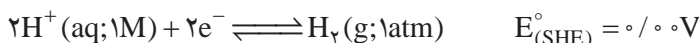
چون علامت پتانسیل سلول گالوانی مثبت نیست لذا واکنش ارائه شده بین کاتیون منگنز و برم به صورت خود به خودی انجام نمی شود.

در مطالب بالا از پتانسیل استاندارد الکترودی در جدول استفاده شد و نشان داد که در هر سلول گالوانی بخشی از پتانسیل سلول گالوانی مربوط به آند و بخشی دیگر مربوط به کاتد است. حال بایستی پرسید که سهم آند و کاتد در پتانسیل سلول گالوانی چگونه محاسبه می شود:

برای این منظور پتانسیل استاندارد هر نیم واکنش در یک سلول گالوانی نسبت به نیم واکنش استاندارد مرجع سنجیده می شود. توجه کنید که به پتانسیل استاندارد الکترودی مرجع مقدار برابر با صفر ولت نسبت داده می شود.

$$E_{\text{reference}}^{\circ} = 0/0\text{V}$$

الکترود استاندارد هیدروژن به عنوان نیم واکنش استاندارد مرجع در نظر گرفته می شود که شامل الکترود پلاتین، گاز هیدروژن در فشار یک اتمسفر و محلول اسید قوی یک مولار می باشد.



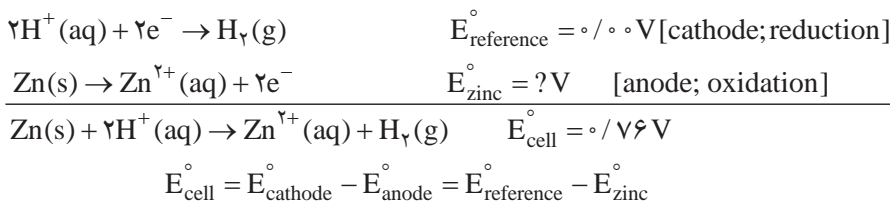
هنگامی که در یک سلول گالوانی الکترود استاندارد هیدروژن با نیم واکنش مجهول به کار می رود اگر جریان الکترونی به سمت SHE باشد، الکترود مجهول نقش آند را ایفا نموده و یون های هیدروژن در واکنش کاهش شرکت می کنند که در آن صورت در نیم واکنش دیگر، اکسایش رخ خواهد داد و پتانسیل استاندارد نمونه مجهول به صورت زیر با پتانسیل سلول گالوانی رابطه خواهد داشت:

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{\text{cathode}}^{\circ} - E_{\text{anode}}^{\circ} = E_{\text{reference}}^{\circ} - E_{\text{unknown}}^{\circ} = 0/0\text{V} - E_{\text{unknown}}^{\circ} = -E_{\text{unknown}}^{\circ}$$

در صورت عکس، الکترود استاندارد هیدروژن به عنوان آند عمل خواهد کرد:

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{\text{cathode}}^{\circ} - E_{\text{anode}}^{\circ} = E_{\text{unknown}}^{\circ} - E_{\text{reference}}^{\circ} = E_{\text{unknown}}^{\circ} - 0/0\text{V} = E_{\text{unknown}}^{\circ}$$

برای مثال یک سلول گالوانی را شامل نیم‌واکنش  $\text{Zn} / \text{Zn}^{2+}$  با SHE در نظر بگیرید. با اندازه‌گیری تجربی، جریان الکترون از سمت نیم‌واکنش روی به سمت SHE بوده و نیم‌واکنش روی نقش آند را در سلول گالوانی دارد. پتانسیل اندازه‌گیری شده این سلول در حالت استاندارد برابر با  $0.76 \text{ V}$  می‌باشد. پس خواهیم داشت:

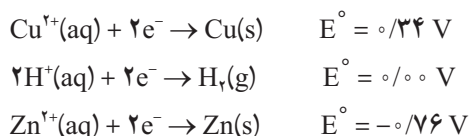


لذا خواهیم داشت:

$$E_{\text{zinc}}^{\circ} = E_{\text{reference}}^{\circ} - E_{\text{cell}}^{\circ} = 0.00 \text{ V} - 0.76 \text{ V} = -0.76 \text{ V}$$

### مقایسه نسبی عوامل اکسند و کاهنده

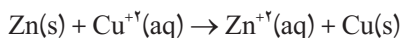
با در نظر گرفتن پتانسیل استاندارد روی و مس می‌توانیم آنها را به ترتیب کاهش پتانسیل مرتب کنیم. لذا خواهیم داشت:



با مقایسه مقادیر پتانسیل استاندارد می‌توان دریافت که تمایل  $\text{Cu}^{2+}$  برای دریافت الکترون از  $\text{H}^+$  و  $\text{Zn}^{2+}$  بیشتر است. به عبارت بهتر، قدرت اکسندگی کاتیون‌های  $\text{Cu}^{2+}$ ،  $\text{H}^+$  و  $\text{Zn}^{2+}$  به ترتیب کاهش و قدرت کاهندگی  $\text{Cu}$ ،  $\text{H}_2$  و  $\text{Zn}$  به ترتیب افزایش پیدا می‌کند.

با ادامه این فرایند برای نیم سلول‌های دیگر، لیستی از نیم واکنش‌ها را می‌توان مرتب نمود که پتانسیل استاندارد الکترودی آنها از بالا به پایین در حال کاهش است. همه مقادیر نسبت به الکتروستند استاندارد هیدروژن سنجیده شده و نیم واکنش‌ها به شکل کاهشی نوشته می‌شوند. بنابراین، پتانسیل استاندارد آنها، پتانسیل استاندارد کاهش نامیده می‌شود. در واقع واکنش‌دهنده‌ها عامل اکسایش (اکسند) و فراورده‌ها عامل کاهش (کاهنده) هستند. گویی یک اکسند قوی یک کاهنده ضعیف را تشکیل می‌دهد و بر عکس.

همه واکنش‌های اکسایش – کاهش مجموع دو نیم‌واکنش است، که در آن یک اکسنده با یک کاهنده وارد واکنش می‌شود. به عنوان مثال، در واکنش روی – مس، روی و مس عامل‌های کاهنده درحالی که  $\text{Cu}^{2+}$  و  $\text{Zn}^{2+}$  عامل‌های اکسنده هستند. عوامل کاهنده و اکسنده قوی‌تر به‌طور خود به خودی با هم واکنش می‌دهند تا عوامل کاهنده و اکسنده ضعیف‌تر را تشکیل دهند.



عامل اکسنده قوی‌تر، پتانسیل استاندارد کاهش بزرگ‌تر (بیشتر مثبت یا کمتر منفی) را دارد و عامل کاهنده قوی‌تر پتانسیل استاندارد کاهش کوچک‌تر (کمتر مثبت، بیشتر منفی) را دارد.

یک واکنش خود به خودی ( $E^\circ_{\text{cell}} > 0$ )، بین یک عامل اکسنده و هر کاهنده‌ای که در جدول پتانسیل کاهش استاندارد پایین‌تر از آن باشد، رخ می‌دهد. به عبارت دیگر، در یک واکنش خود به خود، نیم‌واکنش بالاتر در جدول پتانسیل کاهش استاندارد، در کاتد و نیم واکنش پایین‌تر در جدول در آند به‌صورت وارونه انجام می‌شود. گویی عامل اکسنده قوی‌تر (بالاتر سمت چپ) و عامل کاهنده قوی‌تر (پایین‌تر سمت راست) واکنش‌دهنده‌ها خواهند بود.

دو نیم‌واکنش زیر را در نظر بگیرید:



با توجه به مقادیر پتانسیل کاهش استاندارد، گاز کلر به‌عنوان اکسنده و نیکل به‌عنوان کاهنده عمل می‌کند. لذا نیم واکنش نیکل را به شکل اکسایش می‌نویسیم:



با این وجود، علامت پتانسیل کاهش استاندارد (E) نیم سلول را بر عکس نمی‌کنیم چون در محاسبه (آند – کاتد) این کار را انجام خواهیم داد.

سپس بایستی اطمینان پیدا نمود که الکترون‌های از دست داده شده با گرفته شده یکسان هستند در غیر این صورت برای یکسان‌سازی آن بایستی در ضریبی ضرب نمود تا تعداد الکترون‌های مبادله شده برای هر نیم‌واکنش یکسان باشند. بایستی توجه نمود که طی این عمل، پتانسیل کاهش استاندارد هر نیم واکنش تغییر نکرده و در ضریب، ضرب نمی‌شود. پتانسیل کاهش استاندارد یک کمیت شدتی بوده و به مقدار ماده وابسته نیست. حال برای به‌دست آوردن واکنش موازنه شده نیم‌واکنش‌ها را جمع برنید.

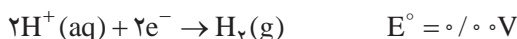


پتانسیل استاندارد سلول به صورت زیر محاسبه می‌شود:

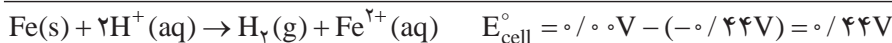
$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cathode}} - E^\circ_{\text{anode}} = E^\circ_{\text{chlorine}} - E^\circ_{\text{nickel}} = 1/36\text{V} - (-0/25\text{V}) = 1/61\text{V}$$

## بررسی قدرت کاهندگی فلزها

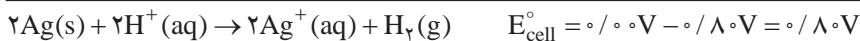
برخی فلزها در واکنش با اسیدها، گاز هیدروژن آزاد نموده و حتی برخی در واکنش با آب نیز گاز هیدروژن آزاد می‌کنند. حال می‌خواهیم واکنش‌پذیری فلزها را از دیدگاه واکنش‌های اکسایش-کاهش بررسی نماییم. پتانسیل کاهش استاندارد یون‌های هیدروژن به صورت زیر می‌باشد:



برای بررسی این که کدام فلزها  $\text{H}^+$  را از اسید کاهش می‌دهند، یک فلز را انتخاب کنید، نیم واکنش آن را به شکل اکسایش بنویسید، مجموع این نیم واکنش را با نیم واکنش SHE در نظر بگیرید و emf سلول را از جهت مثبت یا منفی بودن بررسی نمایید. اگر که پتانسیل سلول مثبت باشد واکنش انجام می‌گیرد. به عنوان مثال واکنش زیر را در نظر بگیرید:



پس آهن در اسید حل شده و گاز هیدروژن آزاد می‌شود. حال اگر فلز دیگری را داشته باشیم و بخواهیم فعالیت آن را در واکنش با اسید با فلز آهن مقایسه کنید اگر پتانسیل سلول آن مثبت و بزرگ‌تر از آهن باشد، واکنش‌پذیری آن فلز با اسید بیشتر خواهد بود. به عبارت بهتر فلز جدید کاهنده قوی‌تری از فلز آهن خواهد بود. فلزهایی که در جدول پتانسیل کاهش استاندارد در بالای هیدروژن قرار گرفته و دارای پتانسیل استاندارد کاهش مثبت هستند نمی‌توانند گاز هیدروژن را از اسید آزاد نموده و در اسید حل نمی‌شوند. به عنوان مثال واکنش زیر را در نظر بگیرید:

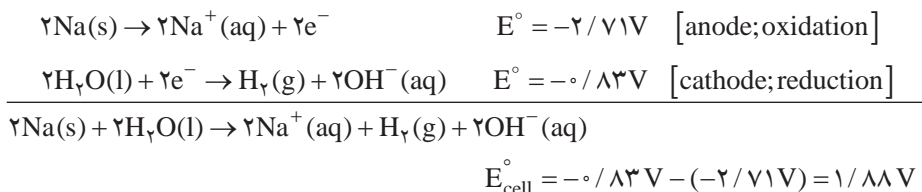


پس نقره نمی‌تواند گاز هیدروژن را در محیط اسیدی تولید نماید. پتانسیل کاهش استاندارد آب را در نظر بگیرید:



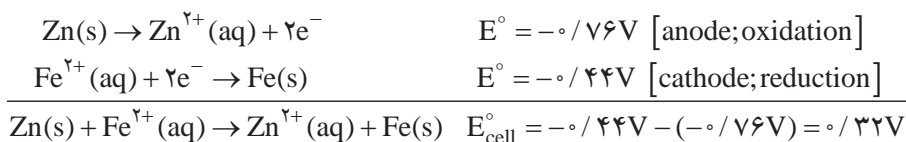


از طرف دیگر فلزهایی که دارای پتانسیل منفی‌تری هستند می‌توانند حتی آب را کاهش داده و گاز هیدروژن را آزاد نمایند. برای مثال واکنش زیر را در نظر بگیرید:



پس سدیم با آب واکنش داده و گاز هیدروژن را آزاد می‌کند. این موضوع در فلزهای گروه اول و دوم اصلی عناصر مشاهده می‌شود.

حال به بررسی بیشتر قدرت کاهندگی فلزها می‌پردازیم. برخی فلزها می‌توانند فلز دیگر را از محلول نمک آن آزاد نمایند. این واکنش زمانی رخ می‌دهد که پتانسیل سلول محاسبه شده برای واکنش مثبت باشد. هر فلزی که در جدول پتانسیل کاهش استاندارد پایین‌تر باشد می‌تواند یون فلز بالاتر را کاهش دهد. برای مثال روی می‌تواند یون‌های آهن را از محلول آبی آن آزاد کند.



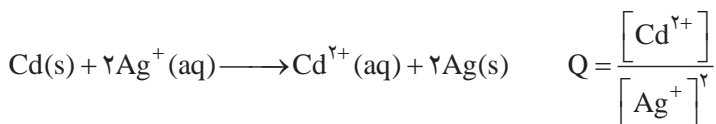
این واکنش در خوردگی آهن نقش داشته و منجر به حفاظت آهن در فرایند خوردگی می‌شود. وقتی شما با دندان پر شده ورقه آلومینیمی را گاز می‌گیرید در این حالت ورقه آلومینیم به عنوان آند عمل کرده و آب دهان مانند الکترولیت و ماده‌ای که دندان با آن پر شده است (اغلب نقره/قلع/آلیاژ جیوه) مانند کاتد عمل می‌کند که گاز اکسیژن در آن به آب کاهش می‌یابد. جریان تولید شده بین آند و کاتد توسط اعصاب دندان به صورت درد حس می‌شود.

## تأثیر غلظت بر روی پتانسیل سلول

تاکنون تنها سلول‌های الکتروشیمیایی استاندارد بررسی شد. در حالی که در عمل غلظت اجزای شرکت‌کننده در واکنش، منطبق با شرایط استاندارد نبوده و از طرف دیگر طی عملکرد سلول، غلظت اجزا تغییر می‌کند و با تغییر غلظت اجزای اکسند و کاهنده، پتانسیل سلول تغییر می‌کند. رابطه‌ای که این ارتباط را بین پتانسیل استاندارد سلول و پتانسیل سلول نشان می‌دهد تحت عنوان رابطه نرنست شناخته می‌شود.

$$E_{\text{cell}} = E_{\text{cell}}^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

در این رابطه،  $Q$  (خارج قسمت واکنش) نسبت غلظت فراورده‌ها به واکنش دهنده‌ها می‌باشد که در حال تغییر هستند (مواد جامد و مایع خالص در معادله ذکر شده برای  $Q$  ظاهر نمی‌شوند). به عنوان مثال داریم:



حال چگونه تغییر  $Q$  بر پتانسیل سلول اثر می‌گذارد؟

- When  $Q < 1$  and thus  $[\text{reactant}] > [\text{product}]$ ,  $\ln Q < 0$ , so  $E_{\text{cell}} > E_{\text{cell}}^{\circ}$ .
- When  $Q = 1$  and thus  $[\text{reactant}] = [\text{product}]$ ,  $\ln Q = 0$ , so  $E_{\text{cell}} = E_{\text{cell}}^{\circ}$ .
- When  $Q > 1$  and thus  $[\text{reactant}] < [\text{product}]$ ,  $\ln Q > 0$ , so  $E_{\text{cell}} < E_{\text{cell}}^{\circ}$ .

اگر که دما برابر با ۲۹۸ کلوین باشد، با جای‌گذاری مقادیر ثابت در معادله نرنست خواهیم داشت:

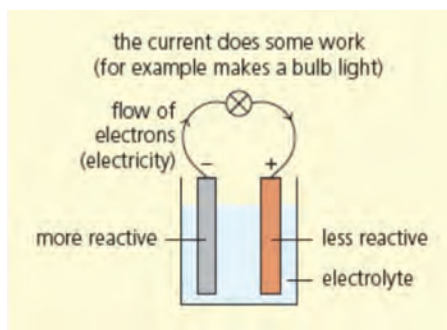
$$E_{\text{cell}} = E_{\text{cell}}^{\circ} - \frac{0.0592\text{V}}{n} \log Q$$

## لیتیم، فلزی ارزشمند برای ذخیره انرژی الکتریکی

ما در زندگی روزمره خود از انواع باتری استفاده می‌کنیم. برای نمونه وسایل نقلیه برای شروع حرکت خود نیازمند باتری هستند، تلفن‌های همراه و بسیاری از لوازم کاربردی در زندگی روزمره به باتری نیاز دارند. در شکل زیر مدل ساده‌ای از باتری (یک نوع سلول گالوانی) نشان داده شده است.

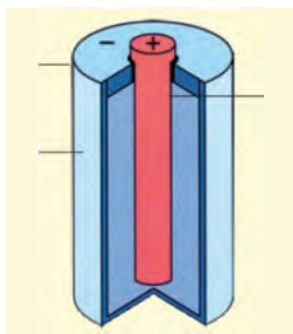


(ب) لیتیم، نفت سفید: عنصری مهم در اقتصاد کشورها



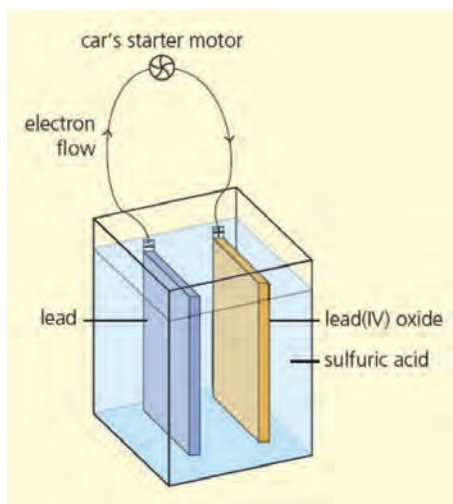
شکل ۱۷- (آ) مدل ساده‌ای از یک باتری

هر سلول گالوانی از دو نیم سلول تشکیل شده که هر کدام دارای پتانسیل کاهش استاندارد متفاوتی است. هنگام کار کردن سلول گالوانی، نیم واکنش های اکسایش و کاهش به ترتیب در هر یک از الکترودهای آند و کاتد رخ می دهد. پتانسیل الکتریکی باتری از تفاضل پتانسیل کاتد از آند به دست می آید. در انواع مختلف باتری دو ماده جامد با واکنش پذیری مختلف وجود دارد که در دو قطب باتری قرار گرفته و بین آنها الکترولیت مناسب وجود دارد. جریان الکتریکی بین دو قطب باتری برقرار شده و یونها درون الکترولیت باتری برای انتقال جریان الکتریکی حرکت می کنند و ماده واکنش پذیرتر که در قطب منفی باتری قرار دارد، جریان الکترون ها را در مدار خارجی تأمین می کند. ما در انجام فعالیت های روزمره از باتری های مختلف برای رفاه و آسایش خود استفاده می کنیم.



شکل ۱۸- مدل ساده ای از باتری قلمی

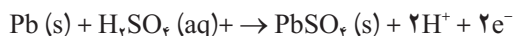
شکل ۱۸ مدل ساده ای از باتری های قلمی ساده را نشان می دهد. در این نوع باتری قطب منفی پیرامون باتری و قطب مثبت در درون آن قرار گرفته و بین این دو، الکترولیت قرار دارد. اغلب از فلز روی به عنوان قطب منفی و منگنز (IV) اکسید ( $MnO_2$ ) به عنوان قطب مثبت استفاده می شود. در آند، روی اکسید شده و در کاتد  $Mn^{+4}$  به  $Mn^{+2}$  تبدیل می شود. چون ماده به کار رفته در قطب مثبت به صورت جامد یونی می باشد لذا برای اتصال الکتریکی آن، میله زغالی به کار می رود.



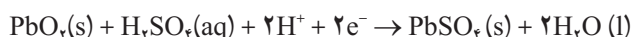
شکل ۱۹- مدل ساده ای از باتری ماشین

الکترولیت به کار رفته در باتری های قلمی اغلب قلیا می باشد لذا به این باتری ها، باتری های آلکالاین هم گفته می شود. نوع دیگری از باتری ها در زندگی روزمره، باتری های سرب - اسیدی هستند. باتری ماشین اغلب از دو ماده واکنش پذیر سرب و سرب (IV) اکسید تشکیل شده که هر کدام به شکل صفحاتی تهیه شده و بین آنها الکترولیت اسیدی قرار دارد. به این نوع باتری، باتری سرب - اسیدی هم گفته می شود. مدل ساده ای از این نوع باتری در شکل ۱۹ نشان داده شده است.

در قطب منفی این نوع باتری، سرب اکسایش یافته و به سرب (II) سولفات تبدیل می‌شود که نیم‌واکنش انجام شده به صورت زیر می‌باشد :



جریان الکترون‌ها از مدار خارجی، منجر به استارت زدن ماشین می‌شود. الکترون‌های منتقل شده به کاتد، باعث کاهش سرب (IV) اکسید به سرب (II) سولفات می‌شود. نیم‌واکنش کاتدی به صورت زیر می‌باشد :



باتری‌های سرب - اسیدی این قابلیت را دارند که پس از استفاده شارژ شده و مورد استفاده قرار گیرند. دسته دیگری از باتری‌های قابل شارژ که امروزه در وسایل الکتریکی قابل حمل استفاده می‌شود، باتری‌های نیکل - کادمیم می‌باشند.

واکنش زیر را در نظر بگیرید که در یک باتری نیکل - کادمیم (Ni - Cd) رخ می‌دهد :

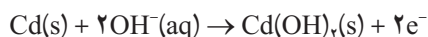


از جمع کردن دو نیم واکنش بالا، واکنش کلی زیر حاصل می‌شود :

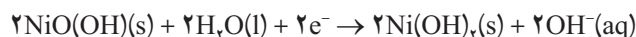


حرکت الکترون‌ها از مدار خارجی به علت اختلاف پتانسیل، باعث جریان الکتریسته می‌شود. واکنش شیمیایی که در یک سلول Ni - Cd رخ می‌دهد پیچیده‌تر از آن است که در معادلات فوق نمایش داده شد. فلز کادمیم در آند، حاوی اتم‌های کادمیم است که به  $\text{Cd}^{2+}$  اکسایش می‌یابد. این به نوبه خود با  $\text{OH}^-$  ترکیب می‌شود تا  $\text{Cd(OH)}_2$  را شکل دهد. به طور هم‌زمان،  $\text{Ni}^{2+}$ ، موجود در  $\text{NiO(OH)}$  بر روی کاتد نیکل، به  $\text{Ni}^{3+}$  در شکل شیمیایی  $\text{Ni(OH)}_2$  کاهش می‌یابد. یک خمیر الکترولیت مبتنی بر آب حاوی یک محلول بسیار متراکم از باز قوی NaOH یا KOH، الکترودها را تفکیک می‌کند و امکان جریان بار را فراهم می‌آورد. لذا به طور دقیق‌تر نیم واکنش‌های اکسایش - کاهش به شکل زیر می‌باشد :

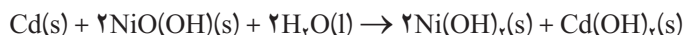
نیم‌واکنش اکسایش (آند) :



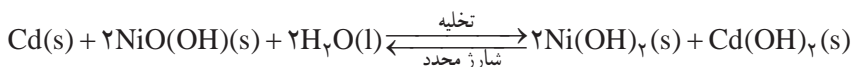
نیم‌واکنش کاهش (کاتد) :



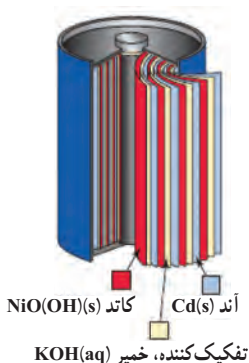
واکنش کلی (مجموع دو نیم واکنش) :



«باتری» Ni - Cd قابل شارژ است که یک مزیتی مضاعف برای بسیاری از کاربردها است. یک باتری قابل شارژ، واکنش‌های الکتروشیمیایی را به کار می‌گیرد که می‌توانند در هر دو جهت انجام شوند. این انتقال الکترون‌ها هم در فرایند دشارژ (تخلیه) و هم شارژ رخ می‌دهد.



چه ویژگی‌هایی باعث قابلیت ایجاد شارژ برای یک باتری می‌شوند؟ نکته کلیدی این است که هم واکنش‌دهنده‌ها و هم فراورده‌ها جامد هستند. همچنین، فراورده‌های جامد به جای انتشار، به یک شبکه فولادی ضدزنگ درون باتری می‌چسبند. که در صورت دریافت ولتاژ مناسب هنگام شارژ، می‌توان فراورده‌ها را به واکنش‌دهنده‌ها تبدیل نمود. اگرچه یک باتری قابل شارژ را می‌توان بارها تخلیه و شارژ نمود، ولی نهایتاً تجمع ناخالصی‌ها، از بین رفتن تفکیک‌کننده‌ها، یا تولید فراورده‌های جانبی ناخواسته، عمر مفید آن را کم می‌کند.



باتری Ni-Cd در دریل برقی قابل شارژ

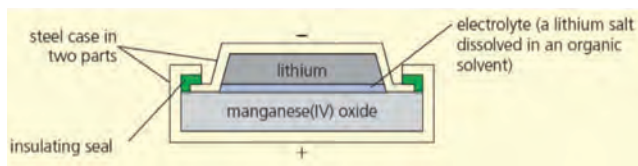
شکل ۲۰- نمایش یک سلول گالوانی Ni-Cd که نشان می‌دهد چگونه قطعات برای افزایش مساحت الکترودها لایه‌بندی می‌شوند.

لیتیم فلزی است که امروزه در فناوری باتری‌های جدید مورد توجه است. با ارزش‌ترین ماده معدنی که اکنون همه در جست‌وجوی آن هستند. به نظر شما دلیل این موضوع چیست؟ لیتیم کمترین چگالی و پایین‌ترین پتانسیل کاهش استاندارد را در بین فلزها دارد. لذا به کمک این فلز می‌توان باتری‌های سبک با میزان ذخیره انرژی بالا تولید نمود. تقاضا برای لیتیم در جهان با توجه به گسترش کاربرد آن در باتری‌ها رو به افزایش است که منجر به افزایش قیمت آن می‌شود و به نظر می‌رسد یکی از عوامل مؤثر در صنعت انرژی در دهه‌های آینده باشد.

یکی از کاربردهای لیتیم در فناوری باتری، باتری‌های دگمه‌ای هستند. آیا در ساعت مچی خود از این نوع باتری‌ها استفاده می‌کنید؟ ساختار ساده‌ای از این نوع باتری که در اندازه‌های متفاوت وجود دارد در شکل ۲۱ نشان داده شده است.



باتری دگمه‌ای در اندازه‌های مختلف



شکل ۲۱- مدل ساده‌ای از باتری دگمه‌ای

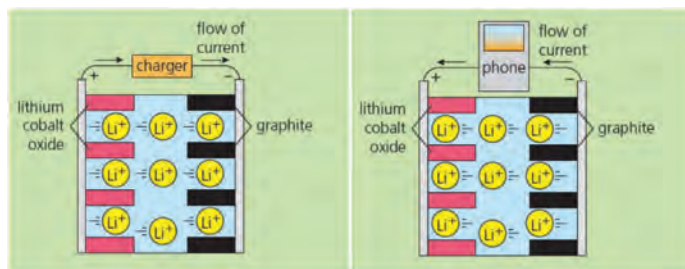
این باتری‌ها اغلب در قطب منفی خود، لیتیم دارند. به جدول  $E^\circ$  مراجعه کنید و بر اساس آن توضیح دهید که دلیل استفاده از لیتیم در این نوع از باتری‌ها چیست؟ الکترون‌های آزاد شده از آند، از طریق مدار خارجی به کاتد رسیده و در آنجا نیم‌واکنش کاتدی را منجر می‌شوند. در باتری دگمه‌ای اغلب کاتد از منگنز (IV) اکسید تشکیل شده که در نیم‌واکنش کاتدی عدد اکسایش منگنز از ۴+ به ۳+ کاهش می‌یابد.

باتری‌های مختلف نیاز ما را به تأمین انرژی در وسایل مختلف تأمین می‌کنند. با توجه به مقدار نیاز ما به انرژی الکتریکی، از یکی از انواع باتری استفاده می‌کنیم. باتری‌ها، انرژی ذخیره شده در مواد واکنش دهنده خود را به انرژی الکتریکی تبدیل می‌کنند. آیا ما می‌توانیم مجدداً با اعمال انرژی الکتریکی، آن را در باتری ذخیره کرده و مجدداً مورد استفاده قرار دهیم؟ آیا شما با این دسته از باتری‌ها آشنا هستید که آنها را بعد از استفاده شارژ کرده و دوباره مورد استفاده قرار دهیم؟

باتری لیتیم-یون، ذخیره‌کننده خوب انرژی الکتریکی است که اغلب در لوازم الکترونیکی از قبیل تلفن همراه و خودروهای الکتریکی از آن بهره می‌بریم. در شکل ۲۲ مدل ساده‌ای از این نوع باتری را هنگام شارژ و ذخیره انرژی الکتریکی و در زمان استفاده نشان می‌دهد.

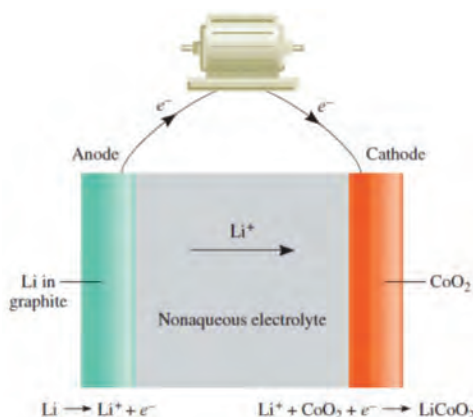


دریاچه نمک قم: منبع لیتیم (در هر تن از نمک دریاچه، بالای ۳۰۰ گرم لیتیم وجود دارد.)

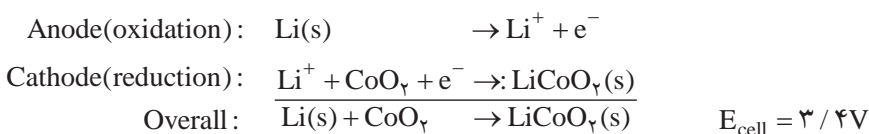


شکل ۲۲- مدل ساده‌ای از باتری لیتیم یون هنگام شارژ و هنگام استفاده در تلفن همراه

در این نوع باتری‌ها، در قطب منفی از گرافیت و در قطب مثبت از ترکیب لیتیم کبالت اکسید  $\text{LiCoO}_2$  استفاده می‌شود. در زمان شارژ باتری، قطب منفی دارای بار منفی شده و یون‌های لیتیم از سمت قطب مثبت به سمت قطب منفی حرکت کرده و گرافیت آنها را به خود جذب می‌کند. به هنگام استفاده از باتری در وسیله الکترونیکی، یون‌های لیتیم جذب شده در گرافیت به سمت الکتروود لیتیم کبالت اکسید حرکت کرده و الکترون‌ها در مدار خارجی جریان یافته و به سمت قطب مثبت حرکت می‌کنند. به عبارت بهتر، حرکت یون‌های لیتیم بین قطب منفی و مثبت، جریان الکتریکی را در مدار خارجی برقرار می‌کند. پتانسیل الکتریکی تولید شده از هر سلول لیتیم – یون، حدود سه ولت می‌باشد (شکل ۲۳).



شکل ۲۳- باتری لیتیم – یون



مزیت باتری لیتیم – یون این است که لیتیم منفی ترین پتانسیل کاهش استاندارد را دارد و از این رو یک عامل کاهنده قوی محسوب می‌شود. از طرف دیگر لیتیم سبک ترین فلز بوده به گونه‌ای که ۶/۹۴۱ گرم از آن یک مول الکترون آزاد می‌کند. همچنین این باتری می‌تواند بارها شارژ شده و مورد استفاده قرار گیرد. باتری‌ها در تولید برق و ذخیره آن در وسایل قابل حمل الکترونیکی کاربرد دارند. امروزه از مواد مختلفی برای استفاده در آند و کاتد باتری‌ها و الکترولیت آنها استفاده می‌شود تا بتوان باتری با توان الکتریکی بالا و جرم کمتر تولید نمود. از این رو باتری‌های جدید سبک‌تر شده و انرژی الکتریکی بیشتری را برای کارکرد لوازم مختلف الکتریکی در اختیار ما قرار می‌دهند.



سرب، نیکل، آرسنیک و کادمیم فلزهای سمی هستند که در بیشتر تلفن‌های همراه یافت می‌شوند.

امروزه تجهیزات الکترونیکی زیادی به بازار ارائه می‌شود که کارکرد آنها مرتبط با استفاده از انرژی الکتریکی ذخیره شده در باتری‌ها می‌باشد. در این میان کاربرد باتری‌های جدید در وسایل نقلیه الکتریکی، نوید بخش رفع نگرانی‌های زیست محیطی در مسیر پیشرفت پایدار است. لذا محققین تلاش می‌نمایند تا باتری‌های جدید را سبک‌تر و با توان و عمر بالاتر که بتوان بارها آنها را شارژ و استفاده کرد، با کمک دانش شیمی طراحی نموده و تا حد امکان از مواد جدیدی استفاده نمایند که برای محیط‌زیست خطرات کمتری دارد.

روزانه مقادیر زیادی باتری مورد استفاده قرار گرفته و سپس دور انداخته می‌شوند. برخی از باتری‌ها تنها یک بار استفاده شده و برخی دیگر بارها پس از شارژ، استفاده می‌شوند. موادی که در باتری‌ها به کار رفته، متفاوت بوده و اغلب ارزشمند هستند. از طرف دیگر برخی از باتری‌ها حاوی فلزهای سنگین بوده که می‌توانند پس از دور انداختن وارد محیط زیست شده و به آن آسیب می‌رسانند. با توجه به اینکه در ساختار باتری اجزای گوناگونی به کار رفته پس گستره وسیعی از فرایندهای بازیافت، برای باتری‌ها به کار می‌رود. در گام نخست برچسب به کار رفته بر روی باتری برداشته شده سپس محفظه نگهدارنده باتری با روش‌های مکانیکی باز می‌شود. در گام بعدی، با روش‌های مرتبط با شیمی و مهندسی مواد، فلزهای باتری جداسازی شده تا دوباره استفاده شوند.



شکل ۲۴- چرخه بازیافت تلفن همراه

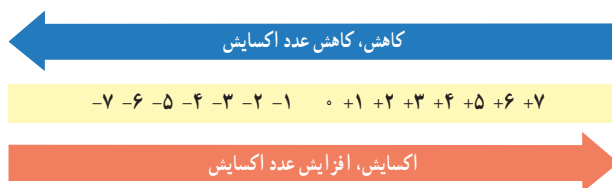


## انتقال الکترون بین نافلزها

انتقال الکترون به طور کامل بین فلزها و نافلزها انجام می گیرد و منجر به انجام واکنش های اکسایش – کاهش شده که طی آن یک گونه الکترون از دست داده و گونه دیگر الکترون می گیرد. تبادل الکترون بین نافلزها هم انجام می گیرد. اما چگونه می توان تبادل الکترون بین گونه های واکنش دهنده را فهمید؟ چه شاخصی برای این شناسایی می تواند به ما کمک نماید؟ عدد اکسایش شاخصی است که می تواند در شناسایی واکنش های اکسایش – کاهش به ما کمک کند. عدد اکسایش یک اتم در یک ترکیب، برابر با تعداد الکترون هایی است که آن اتم برای تبدیل شدن به اتم خنثی می گیرد یا از دست می دهد. علامت مثبت عدد اکسایش نشان دهنده به دست آوردن الکترون برای تبدیل شدن به حالت بدون بار، و علامت منفی عدد اکسایش، نشان دهنده از دست دادن الکترون برای تبدیل شدن به حالت بدون بار می باشد. لذا با دادوستد الکترون بین گونه های واکنش دهنده، اعداد اکسایش تغییر می یابد. همچنین عدد اکسایش صفر نشان می دهد که آن اتم دارای آرایش الکترونی اتم خنثی است. برای اتم در حالت عنصری ترکیب نیافته و یا در حالت ترکیب خالص آن عنصر، عدد اکسایش صفر منظور می شود.

موارد زیر می تواند در تعیین اعداد اکسایش به کار گرفته شود.

- ۱ مجموع اعداد اکسایش در یک مولکول برابر با صفر است. در حالی که برای یک یون چند اتمی، مجموع اعداد اکسایش برابر با بار یون و با در نظر گرفتن علامت آن می باشد.
- ۲ عدد اکسایش عنصرها به شکل اتمی (از قبیل Fe, Na و ... ) یا دو اتمی (از قبیل  $H_2$ ,  $O_2$  و ...) برابر صفر می باشد.
- ۳ عدد اکسایش در یون تک اتمی برابر با بار یون است، برای مثال عدد اکسایش  $Na^+$  برابر با +۱ و عدد اکسایش  $Cl^-$  برابر با -۱ می باشد.
- ۴ در ترکیب های مختلف، عدد اکسایش فلزهای گروه ۱ برابر با +۱ و فلزهای گروه ۲ برابر با +۲ می باشد.
- ۵ در ترکیب های مختلف، عدد اکسایش فلئوئور (F) برابر -۱ می باشد.
- ۶ در ترکیب های مختلف، عدد اکسایش اکسیژن (O) برابر -۲ می باشد. فقط در ترکیب  $OF_2$ ، عدد اکسایش اکسیژن برابر +۲ می باشد.
- ۷ در ترکیب های مختلف هیدروژن با نافلزها، عدد اکسایش هیدروژن (H) برابر با +۱ بوده و در ترکیب های مختلف هیدروژن با فلزها، عدد اکسایش هیدروژن (H) برابر با -۱ می باشد.
- ۸ عدد اکسایش یک اتم می تواند در ترکیب های گوناگون، متفاوت باشد.

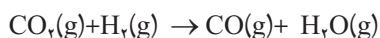


از تغییر اعداد اکسایش در واکنش‌های اکسایش – کاهش می‌توان گونه‌های اکسایش یافته یا کاهش یافته را مشخص نمود.

برای آشنایی دانش آموزان با مفهوم عدد اکسایش و تعیین آن از فعالیت یادگیری زیر سود جست :

### باهم بیندیشیم

دادوستد الکترون در واکنش‌های اکسایش – کاهش با انتقال الکترون از گونه اکسایش یافته به گونه کاهش یافته همراه است. واکنش زیر را در نظر بگیرید :



(آ) ساختار لوویس هر یک از مواد شرکت کننده را رسم نموده و برای هر اتم، جفت الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی را مشخص کنید. مجموع تعداد الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی هر یک از اتم‌ها را در هر ترکیب در واکنش بالا محاسبه نمایید.

(ب) در ساختار لوویس برای محاسبه تعداد الکترون پیوندی برای هر اتم، هر زوج الکترون پیوندی به اتمی در آن پیوند نسبت داده می‌شود که دارای خصلت نافلزی بیشتری است.

(پ) در هر اتم در هر ترکیب، تعداد الکترون‌های لایه ظرفیت آن اتم را در حالت خنثی، از مجموع تعداد الکترون پیوندی و ناپیوندی آن کم کنید. عدد حاصل می‌تواند مثبت یا منفی باشد.

به عدد حاصل که مربوط به هر اتم در هر ترکیب است، عدد اکسایش آن اتم در آن ترکیب گفته می‌شود. در صورتی که آن اتم دارای تعداد الکترون (تعداد الکترون پیوندی + تعداد الکترون ناپیوندی) اضافی نسبت به اتم خنثی باشد به میزانی که الکترون اضافه دارد دارای عدد اکسایش منفی و در صورتی که دارای تعداد الکترون کمتری نسبت به اتم خنثی باشد به میزانی که الکترون کمتر دارد دارای عدد اکسایش مثبت خواهد بود.

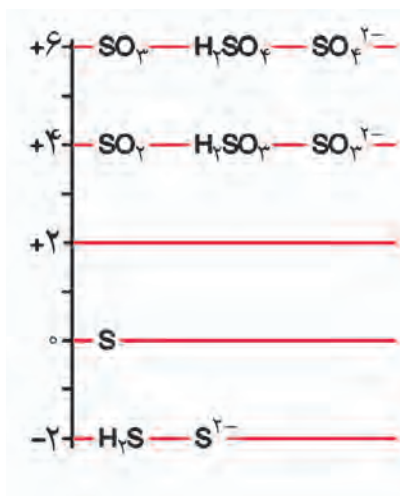
(د) با توجه به اعداد اکسایش محاسبه شده، مشخص کنید که عدد اکسایش کدام اتم یا اتم‌ها در مواد واکنش دهنده در مقایسه با فراورده‌ها تغییر یافته است؟ براساس تغییر عدد اکسایش، گونه‌های اکسایش و کاهش یافته را مشخص کنید.

تغییر اعداد اکسایش در گونه‌های واکنش دهنده نسبت به فراورده‌ها، می‌تواند برای شناسایی واکنش‌های اکسایش – کاهش به کار رود. در واکنش اکسایش – کاهش، گونه‌ای که الکترون از دست داده، اکسایش می‌یابد که همراه با افزایش عدد اکسایش آن است. همچنین گونه‌ای که الکترون گرفته، کاهش می‌یابد که همراه با کاهش عدد اکسایش آن می‌باشد. پس می‌توان گفت در واکنش اکسایش – کاهش الکترون‌های گونه اکسایش یافته به گونه کاهش یافته منتقل شده است.

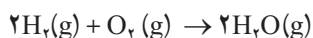
ه) آیا می‌توان برای شناخت دادوستد الکترون در واکنش شیمیایی، از شاخص تغییر عدد اکسایش اتم‌های شرکت کننده در واکنش استفاده نمود؟ در این مورد در کلاس بحث نمایید.

### خود را بیازمایید

آ) واکنش سوختن هیدروژن به صورت زیر می‌باشد :



تغییر عدد اکسایش گوگرد در ترکیبات مختلف



با توجه به اعداد اکسایش واکنش دهنده‌ها و فراورده‌ها بیان کنید که آیا واکنش سوختن هیدروژن، واکنش اکسایش – کاهش می‌باشد؟ در صورتی که واکنش سوختن هیدروژن، واکنش اکسایش – کاهش می‌باشد گونه‌های اکسایش و کاهش یافته در واکنش را مشخص نمایید.

ب) عدد اکسایش کلر را در  $\text{HClO}_2$  و  $\text{HClO}_3$  محاسبه و باهم مقایسه نمایید.

## سلول سوختی

از صفحه ۵۰ تا ۵۴

## واحد

## یادگیری ۵

## پیامدهای یادگیری (اهداف شایستگی محور)

دانش آموزان در پایان این واحد یادگیری قادر خواهند بود :

- ۱ نقش الکتروشیمی در کاهش ردپای کربن دی اکسید را تشریح کنند.
- ۲ چگونگی و اساس عملکرد خودروهای هیبریدی را بیان کنند.
- ۳ مفهوم عدد اکسایش را بشناسند و با استفاده از آن گونه های اکسید شده و کاهش یافته را در یک واکنش اکسایش – کاهش مشخص کنند.

## پرسش های اساسی

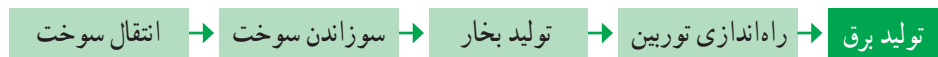
- ۱ سلول سوختی هیدروژن برای سال ها در پروازهای فضایی مورد استفاده قرار گرفته است. دلیل آن چیست؟
- ۲ از کدام یک از مواد به عنوان سوخت در سلول سوختی هیدروژن استفاده می کنید؟  $\text{CH}_4$  یا  $\text{H}_2$  چرا؟

## روش تدریس پیشنهادی – مشارکتی

توصیه می شود مراحل زیر را به ترتیب انجام دهید :

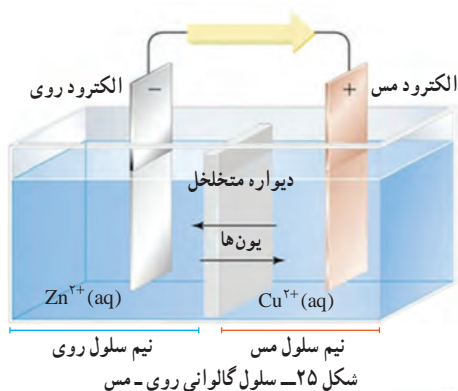
- ۱ تصاویر زیر را در اختیار گروه ها قرار دهید و از آنها بخواهید با توجه به تصاویر دو روش ارائه شده برای تبدیل انرژی شیمیایی موجود در یک سوخت به انرژی الکتریکی را باهم مقایسه کنید.

روش (۱)

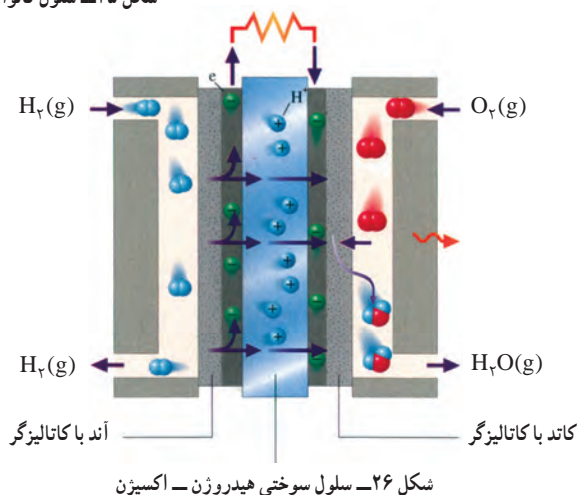


روش (۲)





۲ حال تصاویر زیر را در اختیار گروه‌ها قرار دهید و از آنها بخواهید پس از مقایسه در تصویر به سؤال‌های مطرح شده پاسخ دهند.



آ تشابه و تفاوت دو تصویر؟

ب) نیم‌واکنش‌هایی که در هریک انجام می‌شود؟ آنها در پاسخ‌هایشان باید به موارد زیر بپردازند.

تشابه: هر دو سلول گالوانی‌اند و ویژگی‌های کلی آن را دارند.

تفاوت: نوع آند و کاتد، دیواره متخلخل نیم‌واکنش‌ها، واکنش کلی در دو سلول متفاوت است.

۳ نتایج فعالیت گروه‌ها را بر تابلو کلاس منتقل و پس از تبادل نظر با دانش‌آموزان، سلول‌های سوختی را معرفی و ساختار و کارکرد نیم‌واکنش‌ها و واکنش کلی و اهمیت آن را بیان کنید.

۴ از دانش‌آموزان بخواهید در یک پژوهش گروهی، اطلاعاتی در مورد سلول‌های سوختی جمع‌آوری، طبقه‌بندی و به شکل پوستر درآورده، به کلاس ارائه نمایند.

۵ با معرفی عدد اکسایش و چگونگی حساب کردن آن و محاسبه تغییر عدد اکسایش نیم‌واکنش اکسایش، نیم‌واکنش کاهش، گونه کاهنده‌های اکسنده را مشخص کنید.

## بر دانش خود بیفزایید

### سلول سوختی، منبعی برای تولید انرژی پاک

واکنش سوختن هیدروژن را می‌توان در یک سلول الکتروشیمیایی انجام داد تا دادوستد الکترون کنترل شده انجام گیرد و بتوان الکتریسیته تولید نمود. انجام این واکنش منجر به ظهور یکی از فناوری‌های جدید در تبدیل انرژی شیمیایی به انرژی الکتریکی، یعنی فناوری سلول سوختی می‌شود که در حال حاضر پیشرفت‌های خوبی برای حضور تجاری در رفع نیازهای جامعه داشته است. این فناوری می‌تواند در لوازم الکترونیکی قابل حمل گوناگون و وسایل نقلیه برقی، انرژی الکتریکی مورد نیاز را با بازده مناسب تأمین نماید.

سلول سوختی، سلول گالوانی است که در آن واکنشگرها (اکسند و کاهنده) به طور مداوم به درون سلول وارد شده و با جریان آنها، الکتریسیته به طور مداوم تولید می‌شود.

در سلول سوختی، انرژی شیمیایی سوخت طی فرایندی الکتروشیمیایی به انرژی الکتریکی تبدیل می‌شود. سلول‌های سوختی از دو الکتروود، سوخت (آند) و اکسیدان (کاتد) و الکترولیت تشکیل شده‌اند. الکتروودها از قسمت‌های مهم سلول‌های سوختی هستند. در سلول‌های سوختی دمای پایین (سلول‌های سوختی با غشاء پلیمری، سلول سوختی قلبایی و سلول سوختی اسید فسفریک) از الکتروودهای متخلخل (گازی نفوذی) استفاده می‌شود. هر الکتروود دارای لایه گاز رسان یا یک لایه از کاتالیست می‌باشد که لایه کاتالیست روی سطحی که به طرف الکترولیت قرار دارد، کشیده شده است.

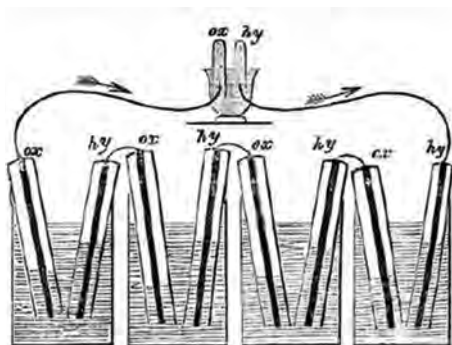
یک واحد سلول سوختی بدون توجه به نوع آن دارای دو الکتروود سوخت و اکسیدان (اغلب اکسیژن محیط) و الکترولیت است. الکترولیت می‌تواند قلبایی یا اسیدی و نیز جامد یا مایع باشد. نیم‌واکنش‌های آندی و کاتدی در سلول سوختی با سوخت هیدروژن و الکترولیت اسیدی به صورت زیر است:



و نمایش آیوپاک سلول به صورت زیر خواهد بود:



مکانیسم تولید جریان در این سلول‌ها به این صورت است که در آند سوخت اکسید شده و الکترون‌ها از سیم به کاتد می‌رسند. در کاتد هم اکسیژن کاهش یافته و الکترون‌ها در آن مصرف می‌شوند. با تغذیه پیوسته آند و کاتد با واکنشگرهای گازی و انجام منظم واکنش‌های کاتدی و آندی، جریانی از الکترون‌ها در سیم ایجاد و در نتیجه جریان الکتریسیته برقرار می‌شود. فراورده واکنش در سلول‌های با سوخت هیدروژن و

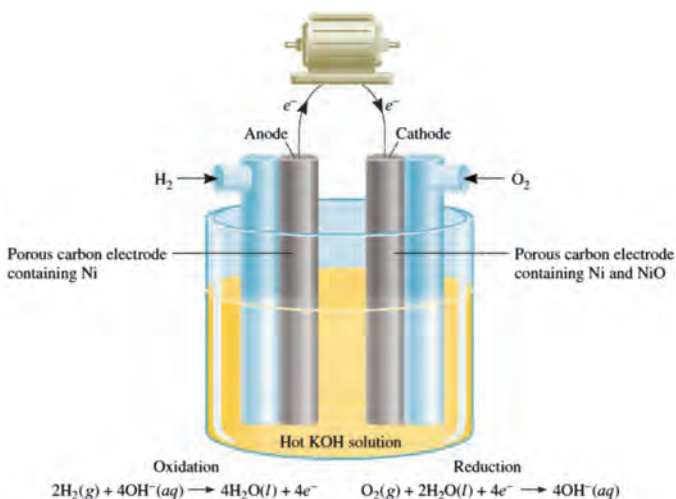


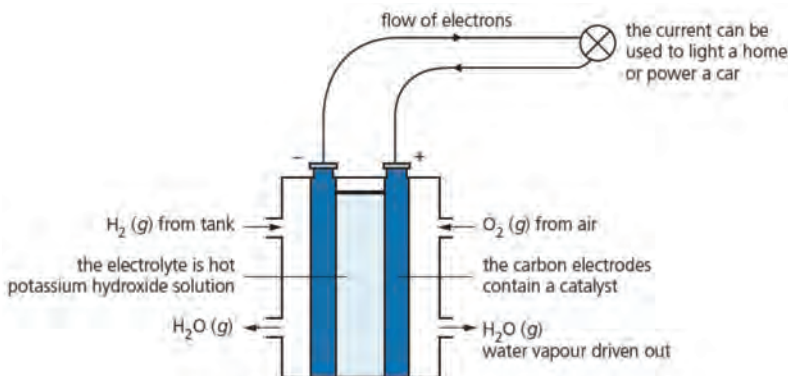
شکل ۲۵- اولین سلول سوختی سر ویلیام گرو

اکسیدان و اکسیژن، در نهایت آب و گرما است. در سلول‌ها با انواع دیگر سوخت مانند هیدروکربن‌ها و متانول افزون بر آب، کربن دی اکسید هم تولید می‌شود. برای خروج آب دمای بخش‌هایی از سلول را بالا می‌برند تا با تشکیل بخار آب از ایجاد رطوبت در سلول که می‌تواند بر عملکرد آن تأثیر منفی داشته باشد، جلوگیری نمایند.

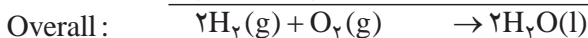
تاریخچه این سیستم‌ها به قرن نوزدهم برمی‌گردد که کار دانشمند انگلیسی ویلیام گرو<sup>۱</sup> می‌باشد. او اولین سلول سوختی را در سال ۱۸۳۹ با سر مشق گرفتن از واکنش برق‌کافت آب در واکنش وارونه و در حضور کاتالیست پلاتین ساخت.

به مرور زمان، تلاش‌های گسترده‌ای در جهت افزایش بازده این سیستم‌ها (سیستم‌های تبدیل انرژی الکتروشیمیایی) انجام شد که اغلب در نیمه دوم قرن بیستم به نتیجه رسید (می‌توان به کاربرد سلول‌های سوختی در سفینه آپلو و خودروی نفریر فضایی همرس اشاره کرد). شکل ۲۶، مدل ساده‌ای از یک سلول سوختی قلبی را نشان می‌دهد. این سلول الکتروشیمیایی با هیدروژن و اکسیژن کار کرده و محلول پتاسیم هیدروکسید به عنوان الکترولیت به کار رفته است.





شکل ۲۶- مدل ساده‌ای از سلول سوختی هیدروژنی قلیایی



$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{\text{cathode}}^{\circ} - E_{\text{anode}}^{\circ} = 0.40 \text{ V} - (-0.83 \text{ V}) = 1.23 \text{ V}$$

سلول‌های سوختی بر خلاف باتری‌ها، انرژی شیمیایی را ذخیره نمی‌کنند. در این سلول‌ها، مواد واکنشگر به‌طور پیوسته بایستی به درون سلول جریان یافته و فرآورده‌ها از سلول سوختی دور شوند، از این‌رو عملکرد سلول سوختی بیشتر شبیه موتور احتراق درونی می‌باشد. به عنوان مثال در سلول سوختی هیدروژنی قلیایی، خروجی بخار آب می‌باشد که به‌طور دائم از سلول سوختی خارج می‌شود.

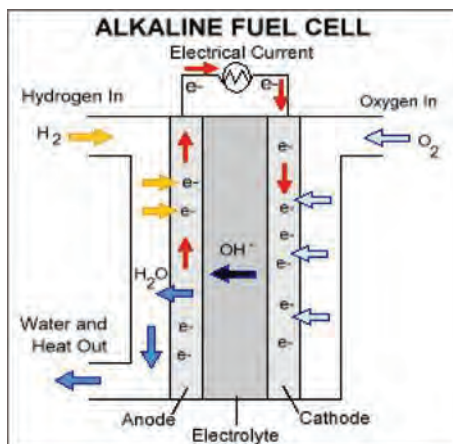
برخلاف باتری‌ها، سلول‌های سوختی انرژی شیمیایی را ذخیره نمی‌کنند. واکنش‌دهنده‌ها پیوسته وارد سلول شده و فرآورده‌ها پیوسته از سلول خارج می‌شوند. در این نگاه سلول سوختی بیشتر شبیه موتور است تا باتری. سلول‌های سوختی را می‌توان با بازده بالا طراحی نمود که بازده بیشتری از موتورهای احتراق درونی دارند و می‌توان آنها را در خودروها به کار برد. از طرف دیگر عملکرد سلول‌های سوختی مشکلات موتورهای احتراق درونی مانند تولید سرو صدا، انتقال گرما، آلودگی زیست محیطی و... را ندارند.

در یک طبقه‌بندی مقدماتی می‌توان سلول‌های سوختی را برحسب نوع سوخت به کار رفته در آند، فشار و دمای کارکرد و نوع الکترولیت طبقه‌بندی نمود. سلول‌های سوختی را بر اساس دمای کارکردشان می‌توان به سیستم با دمای بالا، متوسط و پایین یا بر اساس فشار کارکرد به سیستم‌های با فشار بالا، متوسط و پایین دسته‌بندی کرد. همچنین آنها می‌توانند بر اساس نوع سوخت یا اکسیدان از هم متمایز شوند:



- سوخت‌های گازی (مثل هیدروژن و آمونیاک)
- سوخت‌های مایع (مانند اتانول، هیدرازین و هیدروکربن‌ها)
- سوخت جامد (مانند هیدرید فلزها)

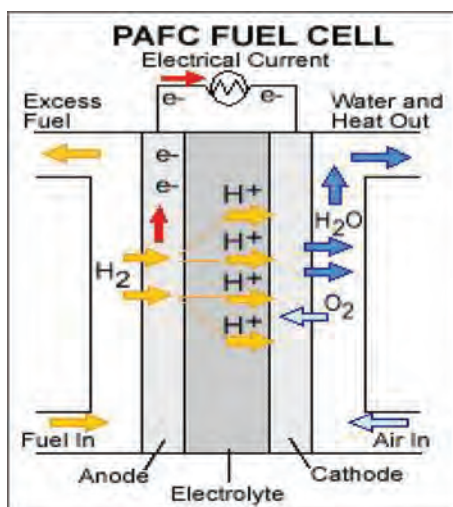
رایج‌ترین نوع دسته‌بندی سلول‌های سوختی بر اساس نوع الکترولیت آنهاست و بر همین اساس هم نام‌گذاری می‌شوند.



شکل ۲۷- سلول سوختی با الکترولیت قلیایی

## ۱ سلول سوختی قلیایی<sup>۱</sup> (AFC): این

سلول سوختی در برنامه فضایی ایالات متحده، از دهه ۱۹۶۰ مورد استفاده قرار گرفته است. AFC به اکسیژن خالص در کاند نیاز دارد و این موضوع بر هزینه تولید آن افزوده و آن را گران می‌سازد لذا این نوع سلول سوختی برای مصارف تجاری مناسب نیست (شکل ۲۷).



شکل ۲۸- سلول سوختی دارای الکترولیت فسفریک اسید

## ۲ سلول سوختی فسفریک اسید (PAFC):

سلول سوختی فسفریک اسید، پتانسیل استفاده در سیستم‌های نیروگاهی کوچک تولید برق را دارد. در دمای بالاتری نسبت به سلول‌های سوختی با غشا پلیمری کار می‌کند، بنابراین زمان بیشتری طول می‌کشد تا گرم شود. این خاصیت آن را برای استفاده در خودروها نامناسب می‌کند (شکل ۲۸).