فصل دوم
آسایش و رفاه در سایه شیمی

آسایش و رفاه در سایه شیمی

- رشد دانش و پیشرفت فناوری ← آسان‌تر کردن انجام فعالیت‌های فردی، اقتصادی، صنعتی و افزایش سطح رفاه و آسایش مانند تأمین روشنایی، حمل و نقل سریع‌تر و ایمن‌تر، درمان و کاهش اثر نقص عضو و ...
- دو رکن اساسی تحقق فناوری‌ها: دستیابی به مواد مناسب؛ تأمین انرژی
- پرکاربردترین شکل انرژی در به کارگیری فناوری‌ها، انرژی الکتریکی است. تولید انرژی الکتریکی پاک و ارزان دستاوردی از دانش الکتروشیمی است.

الکتروشیمی

- الکتروشیمی شاخه‌ای از دانش شیمی است که در بهبود خواص مواد و تأمین انرژی نقش بسزایی دارد.
- الکتروشیمی افزون بر تهیهٔ مواد جدید به کمک انرژی الکتریکی می‌تواند در راستای پیاده کردن اصول شیمی سبز گام بردارد.
- الکتروشیمی به مطالعهٔ فرایندهایی می‌پردازد که انجام واکنش‌های شیمیایی در آن‌ها با داد و ستد الکترون همراه است ← واکنش‌هایی که مبنای تولید انرژی الکتریکی هستند.
- **برخی قلمروهای الکتروشیمی:**

۱- تأمین انرژی (باتری‌ها، سلول سوختی و سوخت آن‌ها)

۲- تولید مواد (برقکافت، آبکاری)

۳- اندازه‌گیری و کنترل کیفی (اطمینان از کیفیت فراورده)

- باتری یکی از فراورده‌های مهم صنعتی است که با انجام واکنش‌های شیمیایی، الکتریسیته تولید می‌کند. ←(مانند) تأمین انرژی الکتریکی برای تنظیم ضربان قلب، تلفن همراه، سمعک، اندام مصنوعی، دوربین دیجیتال، رایانه قابل حمل و ...

انجام واکنش با سفر الکترون

- بسیاری از واکنش‌های شیمیایی با داد و ستد الکترون همراه هستند که این داد و ستد الکترون بین گونه‌های واکنش‌دهنده می‌تواند منشأ تولید انرژی الکتریکی باشد.
- در واکنش‌های اکسایش – کاهش، گونه‌های شیمیایی الکترون داد و ستد می‌کنند ← برخی گونه‌ها با از دست دادن الکترون اکسایش می‌یابند و برخی گونه‌ها نیز با گرفتن الکترون کاهش می‌یابند.
- ماده‌ای که با دادن الکترون به گونه‌های دیگر، آن‌ها را کاهش می‌دهد و خودش اکسایش می‌یابد، کاهنده نامیده می‌شود.
- ماده‌ای که با دریافت الکترون از گونه‌های دیگر، سبب اکسایش آن‌ها می‌شود و خودش کاهش می‌یابد، اکسنده نامیده می‌شود.
- هر یک از فرایندهای گرفتن و از دست دادن الکترون با یک نیم‌واکنش نمایش داده می‌شود که هر نیم‌واکنش باید از لحاظ جرم و بار الکتریکی موازنه باشد:

معادلهٔ کلی نیم‌واکنش اکسایش: گونهٔ کاهنده → گونهٔ اکسنده + ne^-

معادلهٔ کلی نیم‌واکنش کاهش: گونهٔ اکسنده + ne^- → گونهٔ کاهنده

- اکسیژن نافلزی فعال است که با اغلب فلزها واکنش می‌دهد و آن‌ها را به اکسید فلز تبدیل می‌کند. اکسیژن با برخی فلزها مانند طلا و پلاتین واکنش نمی‌دهد. بنابراین اکسیژن در واکنش با فلزها نقش اکسنده دارد.

@DaneshSad

- در واکنش فلزها با نافلزها:

الف) اغلب فلزها الکترون از دست داده و ضمن اکسایش به کاتیون تبدیل می‌شوند. بنابراین فلزها اغلب، کاهنده هستند.

ب) نافلزها نیز با گرفتن الکترون، کاهش یافته و به آنیون تبدیل می‌شوند. بنابراین نافلزها، اغلب، اکسنده هستند.

- واکنش اتم‌های فلزی مانند روی با اکسیژن و تشکیل اکسیدهای فلزی با داد و ستد الکترون همراه است.

الف) Zn با از دست دادن الکترون اکسایش می‌یابد (کاهنده است).

نیم‌واکنش اکسایش: $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(s) + 2e^-$

ب) اکسیژن با گرفتن الکترون کاهش می‌یابد (اکسنده است).

نیم‌واکنش کاهش: $O_2(g) + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}(s)$

مقایسهٔ اکسنده و کاهنده

گونهٔ اکسنده	گونهٔ کاهنده
۱- از گونه‌های دیگر الکترون دریافت می‌کند.	۱- به گونه‌های دیگر الکترون می‌دهد.
۲- خودش کاهش می‌یابد. (کاهیده می‌شود)	۲- خودش اکسایش می‌یابد. (اکسید می‌شود)
۳- سبب اکسایش گونه‌های دیگر می‌شود.	۳- سبب کاهش گونه‌های دیگر می‌شود.
۴- همان گونهٔ کاهش یافته است.	۴- همان گونهٔ اکسایش یافته است.

واکنش‌ها و معادلهٔ کلی اکسایش – کاهش

- برای به‌دست آوردن معادلهٔ موازنه شدهٔ یک واکنش اکسایش – کاهش با استفاده از معادلهٔ نیم‌واکنش‌ها به صورت زیر عمل می‌کنیم:

الف) در ابتدا نیم‌واکنش‌های اکسایش و کاهش را نوشته و آن‌ها را از نظر جرم و بار موازنه می‌کنیم.

ب) ضریب الکترون را در این دو نیم‌واکنش یکسان می‌کنیم.

پ) معادله کلی اکسایش – کاهش از جمع معادلهٔ دو نیم‌واکنش به دست می‌آید.

- هرگاه تیغه‌ای از جنس فلز روی درون محلول مس (II) سولفات آبی رنگ قرار گیرد، به تدریج از شدت رنگ محلول کاسته می‌شود که این تغییر رنگ نشان‌دهندهٔ انجام واکنش $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Cu(s) + Zn^{2+}(aq)$ است:

نیم‌واکنش اکسایش: $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$

نیم‌واکنش کاهش: $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$

$2e^-$

واکنش کلی: $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$

کاهنده — اکسنده

- در هر واکنش شیمیایی، هنگامی که بار الکتریکی یک گونه مثبت‌تر می‌شود، آن گونه اکسایش یافته و گونه‌ای که بار الکتریکی آن منفی‌تر می‌شود، کاهش یافته است.

واکنش فلزها با محلول اسیدها

- اغلب فلزها در واکنش با محلول اسیدها، گاز هیدروژن و نمک تولید می‌کنند:

فلز + محلول اسید → نمک + گاز هیدروژن

- در این واکنش‌ها، اتم‌های فلز الکترون از دست داده و اکسایش می‌یابند و سبب کاهش یون‌های هیدروژن شده‌اند ← اتم‌های فلز نقش کاهنده را دارند.
- یون‌های هیدروژن الکترون به دست آورده و کاهش یافته‌اند و سبب اکسایش اتم‌های فلز شده‌اند ← یون‌های هیدروژن نقش اکسنده را دارند.

@DaneshSad

- نیم‌واکنش‌ها و واکنش کلی فلزها (مثلاً Zn) با محلول اسیدها (مثلاً HCl) به صورت زیر است:

نیم‌واکنش اکسایش: $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$

نیم‌واکنش کاهش: $2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$

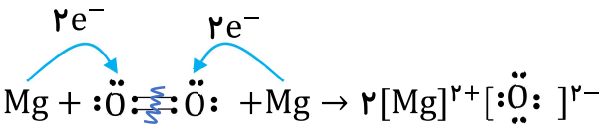
$2e^-$

واکنش کلی: $Zn(s) + 2H^+(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(g)$

کاهنده اکسنده

واکنش‌های اکسایش – کاهش همراه با آزاد شدن انرژی

- طبق واکنش زیر منیزیم با نور خیره کننده‌ای در اکسیژن می‌سوزد و به منیزیم اکسید تبدیل می‌شود:



- در واکنش داده شده هر اتم منیزیم دو الکترون از دست داده و اکسایش می‌یابد و هر اتم اکسیژن دو الکترون گرفته و کاهش می‌یابد؛ بنابراین منیزیم کاهنده و اکسیژن اکسنده است.

اکسایش منیزیم : $2\,Mg(s) \rightarrow 2Mg^{2+}(s) + 4e^-$

کاهش اکسیژن : $O_2(g) + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}(s)$

- از نور حاصل از این واکنش در زمان‌های قدیم در عکاسی به عنوان منبع نور استفاده می‌شد.
- از واکنش میان فلزهایی مانند روی، آهن و آلومینیوم با محلول مس (II) سولفات گرما آزاد می‌شود، به طوری که مخلوط واکنش گرم می‌شود.

مقایسهٔ قدرت کاهندگی فلزهای مختلف (تبادل الکترون روی یک تیغه)

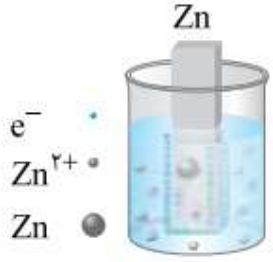
- تمایل فلزها برای از دست دادن الکترون در محلول‌های آبی یکسان نیست ← فلزها قدرت کاهندگی متفاوتی دارند.
- در یک واکنش اکسایش – کاهش، فلزی که قدرت کاهندگی بیشتری دارد می‌تواند با برخی کاتیون‌های فلزی واکنش دهد و آن‌ها را به اتم‌های فلزی بکاهد.
- در اغلب واکنش‌های اکسایش - کاهش مخلوط واکنش گرم می‌شود، زیرا سامانهٔ واکنش بخشی از انرژی خود را به شکل گرما به محیط می‌دهد.
- گرمای آزاد شده در واکنش‌های اکسایش - کاهش می‌تواند معیاری برای مقایسهٔ قدرت کاهندگی فلزهای مختلف باشد.
- به طور کلی هرچه فلزی کاهنده‌تر باشد، در واکنش با محلول یکسان، گرمای بیشتری در یک زمان معین آزاد کرده و دمای مخلوط بیشتر افزایش می‌یابد.
- مقایسهٔ گرمای آزاد شده و قدرت کاهندگی در اثر قرار دادن تیغه‌های فلزی متفاوت درون محلول مس (II) سولفات:

مقایسه قدرت کاهندگی: $Al > Zn > Fe > Cu = Au$ ← مقایسه دمای مخلوط واکنش: $Al > Zn > Fe > Cu = Au$

- هرگاه تیغه‌ای از مس درون محلول روی سولفات قرار گیرد واکنشی انجام نمی‌شود زیرا قدرت کاهندگی Cu کمتر از Zn است:

$Cu(s) + Zn^{2+}(aq) \rightarrow$ بی‌اثر

نیم‌سلول



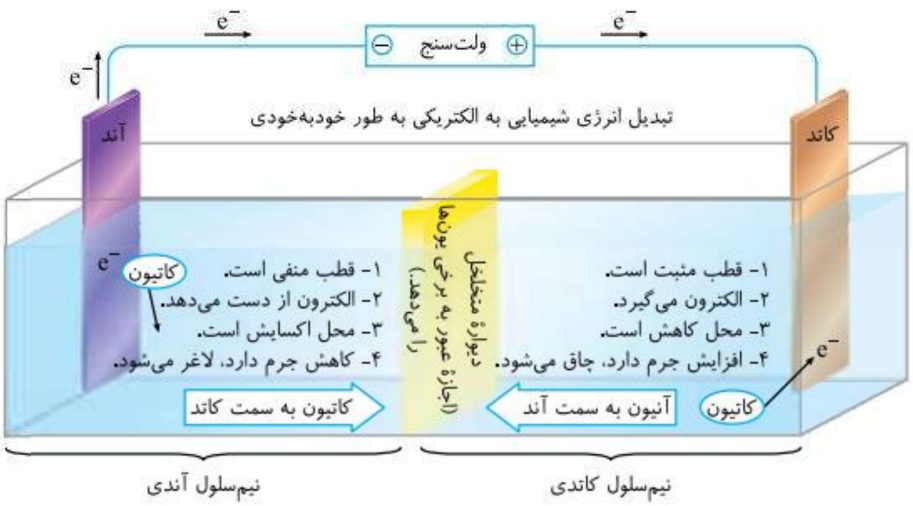
- یک نیم‌سلول شامل یک تیغهٔ فلزی (رسانای الکترونی یا الکترود) است که در محلول آبی دارای یون‌های خودش (رسانای یونی یا الکترولیت) قرار گرفته است.
- نیم‌واکنش‌های اکسایش و کاهش در سطح الکترود انجام می‌شود.
- یک نیم‌سلول در مجموع از نظر بار الکتریکی خنثی است.

@DaneshSad

- با قرار دادن یک تیغهٔ روی (Zn) درون محلول آبی حاوی یون‌های روی (مانند $ZnSO_4$) نیم‌سلول روی تشکیل می‌شود (شکل روبه‌رو) در این نیم‌سلول بین فلز و یون‌های آن یک تعادل برقرار می‌شود: $Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Zn(s)$

سلول گالوانی

- برای ایجاد جریان الکتریکی در واکنش‌های اکسایش - کاهش باید الکترون‌ها را از یک مسیر معین عبور داد.
- برای تبدیل بخشی از انرژی آزاد شده در واکنش اکسایش - کاهش به شکل انرژی الکتریکی در دسترس، باید به جای داد و ستد مستقیم الکترون بین گونه‌های اکسایش و کاهش یافته در یک واکنش، الکترون‌ها را از طریق یک مدار بیرونی هدایت و جابه‌جا کرد.
- سلول گالوانی دستگاهی است که می‌تواند براساس قدرت کاهندگی فلزها، انرژی الکتریکی تولید کند.
- سلول گالوانی شامل دو نیم‌سلول (الکترود) آندی و کاتدی، مدار بیرونی (سیم) و مدار درونی (دیوارهٔ متخلخل) است.
- در شکل زیر تمام نکات مربوط به سلول گالوانی را مشاهده می‌کنید:



- در سلول گالوانی دو محلول الکترولیت توسط یک دیوارهٔ متخلخل از یکدیگر جدا می‌شوند. وجود دیوارهٔ متخلخل باعث می‌شود که:
  - الف) از مخلوط شدن الکترولیت‌ها و تبادل مستقیم الکترون‌ها روی یک تیغه جلوگیری می‌کند.
  - ب) با جابه‌جایی یون‌ها بین دو الکترولیت، محلول الکترولیت‌ها خنثی باقی بمانند.
- در این شکل به جهت حرکت الکترون‌ها، جهت حرکت یون‌ها، نحوهٔ اتصال الکترودها به قطب‌های ولت‌سنج، نقش دیوارهٔ متخلخل، کاربرد سلول گالوانی، نوع واکنش‌هایی که در آن انجام می‌شود و نکات نوشته شده به دقت توجه نمائید.

جدول سری الکتروشیمیایی

- شیمی‌دان‌ها با اتصال نیم‌سلول‌های مختلف به نیم سلول استاندارد هیدروژن E° بسیاری از نیم‌سلول‌ها را اندازه‌گیری کرده و آن‌ها را در جدولی با عنوان سری الکتروشیمیایی (جدول پتانسیل‌های کاهشی استاندارد) مرتب کرده‌اند. مثبت‌ترین E° در بالای جدول و منفی‌ترین E° در پایین جدول قرار دارد.
- به پیشنهاد آیوپاک برای هماهنگی در منابع معتبر علمی، پتانسیل‌های استاندارد نیم‌سلول‌ها به صورت پتانسیل کاهشی استاندارد نوشته می‌شود:

$$\text{گونهٔ کاهنده} + ne^- \rightarrow \text{گونهٔ اکسنده}$$

- پتانسیل نیم‌واکنش‌های کاهش را می‌توان به روشی ساده‌تر به صورت روبه‌رو نمایش داد:

$$E^\circ(\text{گونهٔ کاهنده / گونهٔ اکسنده})$$

@DaneshSad

E° منفی‌تر	E° مثبت‌تر
۱- گونهٔ اکسنده (کاتیون فلزی) در نیم‌واکنش کاهش تمایل کمتری برای گرفتن الکترون دارد و اکسندهٔ ضعیف‌تری است. ۲- گونهٔ کاهنده (اتم فلزی) در نیم‌واکنش اکسایش تمایل بیشتری برای از دست دادن الکترون دارد و کاهندهٔ قوی‌تری است.	۱- گونهٔ اکسنده (کاتیون فلزی) در نیم‌واکنش کاهش تمایل بیشتری برای گرفتن الکترون دارد و اکسندهٔ قوی‌تری است. ۲- گونهٔ کاهنده (اتم فلزی) در نیم‌واکنش اکسایش تمایل کمتری برای از دست دادن الکترون دارد و کاهندهٔ ضعیف‌تری است.

- به مقایسهٔ قدرت اکسندگی و کاهندگی گونه‌ها در نیم‌واکنش‌های زیر توجه نمائید:

$$Zn^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightleftharpoons Zn(s) \quad ; E^\circ = -0/76\ V$$
$$Ag^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Ag(s) \quad ; E^\circ = +0/34\ V$$

$$E^\circ(Ag^+/Ag) > E^\circ(Zn^{2+}/Zn) \begin{cases} \text{قدرت اکسندگی: } Ag^+ > Zn^{2+} \\ \text{قدرت کاهندگی: } Ag < Zn \end{cases}$$

- اگر بخواهیم با دو نیم‌سلول استاندارد یک سلول گالوانی تشکیل دهیم:

آند = عنصر پایین‌تر در سری الکتروشیمیایی = E° منفی‌تر | کاتد = عنصر بالاتر در سری الکتروشیمیایی = E° مثبت‌تر

- در سری الکتروشیمیایی E° فلزهایی که قدرت کاهندگی کمتری از H_2 دارند، مثبت و E° فلزهایی که قدرت کاهندگی بیشتری از H_2 دارند، منفی است.
- اغلب فلزها در این جدول پایین هیدروژن قرار داشته و E° منفی دارند به‌جز مس (Cu)، نقره (Ag)، پلاتین (Pt) و طلا (Au) که این فلزها نسبت به H_2 کاهندهٔ ضعیف‌تری بوده و بالای هیدروژن قرار دارند.

ساخت سلول با SHE

- در تشکیل یک سلول گالوانی با نیم‌سلول استاندارد هیدروژن و نیم‌سلول مورد نظر (X) دو حالت زیر ممکن است رخ دهد:

SHE به نیم‌سلول X الکترون بدهد	نیم‌سلول X به SHE الکترون بدهد
۱- SHE آند و نیم‌سلول X کاتد است. ۲- پتانسیل الکترودی استاندارد نیم‌سلول X مثبت است. ۳- نیم‌سلول X نسبت به SHE اکسندهٔ قوی‌تری است.	۱- SHE کاتد و نیم‌سلول X آند است. ۲- پتانسیل الکترودی استاندارد نیم‌سلول X منفی است. ۳- نیم‌سلول X نسبت به SHE کاهندهٔ قوی‌تری است.

E° سلول گالوانی

- هر سلول گالوانی ولتاژ معینی دارد که نشان‌دهندهٔ اختلاف پتانسیل میان دو نیم‌سلول است. ولتاژ یک سلول کمیتی است که به نیروی الکتروموتوری معروف است و با emf نمایش داده می‌شود.
- پتانسیل سلول گالوانی معیاری از اختلاف قدرت به‌دست آوردن الکترون بین دو نیم‌سلول می‌باشد.
- پتانسیل الکتریکی یک سلول گالوانی برابر اختلاف پتانسیل آند و کاتد است:

$$emf = E^\circ(\text{سلول}) = E^\circ(\text{کاتد}) - E^\circ(\text{آند}) = E^\circ(\text{بزرگ‌تر}) - E^\circ(\text{کوچک‌تر})$$
$$= E^\circ(\text{الکترود بالاتر}) - E^\circ(\text{الکترود پایین‌تر})$$

- E° سلول گالوانی همواره مثبت است و اگر ولت‌سنج عددی منفی را نشان دهد بیانگر این است که قطب‌های ناهم‌نام ولت‌سنج و سلول گالوانی به هم وصل شده‌اند.

@DaneshSad

- ضمن کار کردن سلول گالوانی
  - غلظت کاتیون در الکترولیت کاتدی کاهش می‌یابد.
  - غلظت کاتیون در الکترولیت کاتدی افزایش می‌یابد.
  - به مرور زمان ولتاژ سلول کاهش یافته و به صفر می‌رسد.

- هرچه غلظت کاتیون در نیم‌سلول کاتدی بیشتر و در نیم‌سلول آندی کمتر ولتاژ سلول گالوانی افزایش می‌یابد.
- تغییرات دما و تغییر جنس، طول یا سطح مقطع سیم بر ولتاژ سلول اثرگذار است.
- تغییر حجم نیم سلول‌ها با افزودن آب باعث تغییر ولتاژ خواهد شد.
- افزودن حجم الکترولیت‌ها بدون تغییر غلظت ولتاژ را تغییر نخواهد داد.
- تغییر جرم الکترودها تأثیری بر ولتاژ ندارد.

پیش‌بینی انجام‌پذیر بودن واکنش‌ها

- اگر E° واکنش عددی مثبت باشد، واکنش در جهت رفت به‌طور طبیعی انجام‌پذیر است.
- اگر E° واکنش عددی منفی باشد، واکنش در جهت برگشت به‌طور طبیعی انجام‌پذیر است. در واقع در جهت رفت به‌طور طبیعی انجام‌پذیر نیست.
- در سری الکتروشیمیایی راست پایین با چپ بالا یا کاهنده قوی‌تر با اکسنده قوی‌تر طبیعی واکنش می‌دهد.

چپ بالاتر

$A^{n+}(aq) + ne^- \rightarrow A(s)$ $\quad E^\circ(A^{n+}/A)$

$B^{m+}(aq) + me \rightarrow B(s)$ $\quad E^\circ(B^{m+}/B)$

راست پایین‌تر

E° کاهش

$$mA^{n+}(aq) + nB(s) \rightarrow mA(s) + nB^{m+}(aq)$$

- در سری الکتروشیمیایی همواره فلز پایین‌تر می‌تواند با کاتیون فلز بالاتر به طور طبیعی واکنش دهد:

$E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = +0/34\ V$
$E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = -0/76\ V$

- $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow$ انجام‌پذیر
- $Cu(s) + Zn^{2+}(aq) \rightarrow$ انجام‌ناپذیر

چپ بالاتر با راست پایین‌تر ← واکنش می‌دهد

نگهداری محلول‌ها در ظرف فلزی

- محلول نمک یا کاتیون یک فلز را می‌توان در ظرفی از جنس فلز بالاتر (E° بزرگ‌تر) در جدول سری الکتروشیمیایی نگهداری کرد.
- در سری الکتروشیمیایی ظرفی از جنس فلز راست بالاتر برای نگهداری محلول کاتیون‌های فلز چپ پایین‌تر مناسب است .

$E^\circ(Ag^+/Ag) = +0/80\ V$
$E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = +0/34\ V$
$\Rightarrow$ Ag^+ (چپ بالاتر) با Cu (راست پایین‌تر) واکنش می‌دهد

$E^\circ(Fe^{2+}/Fe) = -0/44\ V$
$\Rightarrow$ Fe^{2+} (چپ پایین‌تر) با Cu (راست بالاتر) واکنش نمی‌دهد

نتیجه: ظرفی مسی برای نگهداری محلول کاتیون‌های Fe^{2+} مناسب است و نمی‌توان محلول کاتیون‌های Ag^+ را در ظرف مسی نگهداری کرد.

- محلول رقیق اسیدها را باید در ظرفی از جنس فلز بالاتر از هیدروژن در سری الکتروشیمیایی نگهداری کرد. در واقع جنس ظرف باید از فلزی باشد که E° آن بزرگ‌تر (مثبت‌تر) از هیدروژن باشد.

@DaneshSad

نیم‌سلول استاندارد هیدروژن

- ولتاژی که ولت‌سنج در سلول گالوانی نشان می‌دهد مربوط به اختلاف پتانسیل میان دو نیم‌سلول آندو کاتد است و مشخص‌کننده پتانسیل یک نیم‌سلول نمی‌باشد.
- اندازه‌گیری پتانسیل یک نیم‌سلول به طور جداگانه ممکن نیست و این کمیت باید به طور نسبی اندازه‌گیری شود.
- شیمی‌دان‌ها برای محاسبهٔ پتانسیل یک نیم‌سلول، نیم‌سلول استاندارد هیدروژن (SHE) را به عنوان مبنا انتخاب کردند و پتانسیل آن را برابر با صفر در نظر گرفتند.
- در نیم‌سلول استاندارد هیدروژن تعادل $2H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g) (E^\circ = 0/00\ V)$ برقرار است.
- برای اندازه‌گیری پتانسیل هر نیم‌سلول آن را با SHE در یک سلول قرار می‌دهیم:

عدد ولت‌سنج = اختلاف پتانسیل بین SHE و نیم‌سلول موردنظر

پتانسیل SHE برابر صفر است ← بنابراین

عدد ولت‌سنج = قدرمطلق پتانسیل نیم‌سلول موردنظر

لیتیم فلزی ارزشمند برای ذخیرهٔ انرژی الکتریکی

- باتری یک سلول گالوانی و منبعی برای تولید انرژی الکتریکی است.
- باتری‌ها در شکل، اندازه و کارآیی با یکدیگر تفاوت آشکاری دارند اما در همهٔ آن‌ها با انجام شدن نیم‌واکنش‌های آندی و کاتدی، جریان الکتریکی در مدار بیرونی برقرار می‌شود.
- در فناوری ساخت باتری‌های جدید نقش فلز لیتیم پررنگ است زیرا در میان فلزها کمترین چگالی و E° را دارد ← این ویژگی‌های لیتیم سبب شد راه برای ساخت باتری‌های سبک‌تر، کوچک‌تر و با توانایی ذخیرهٔ بیشتر انرژی هموار شود.
- دو نمونه از باتری‌های لیتیمی
  - باتری دگمه‌ای که در شکل‌ها و اندازه‌های گوناگون به کار می‌رود.
  - باتری‌های موجود در تلفن و رایانهٔ همراه که می‌توان آن‌ها را بارها شارژ کرد.

بازیافت باتری‌های لیتیمی

- افزایش تقاضا برای باتری‌های لیتیمی و استفاده از میلیاردها باتری لیتیمی درون دستگاه‌های الکترونیک در سرتاسر جهان در هر سال موجب می‌شود حجم انبوهی از پسماندهای الکترونیکی همراه با باتری‌های لیتیمی تولید شود.
- بازیافت این باتری‌ها اهمیت زیادی دارد زیرا:
  ۱- پسماندها به دلیل داشتن مواد شیمیایی گوناگون، سمی هستند و محیط زیست را آلوده می‌کنند.
  ۲- برخی از این پسماندها دارای مقدار قابل توجهی از مواد و فلزهای ارزشمند و گران‌قیمت هستند.
- با بازیافت باتری‌ها می‌توان حجم انبوهی از فلزهای گوناگون را به چرخهٔ مصرف بازگرداند.

سلول سوختی، منبعی برای تولید انرژی سبز

- سوخت‌های فسیلی همچنان مناسب‌ترین سوخت برای خودروها و نیروگاه‌ها به‌شمار می‌روند.
- استخراج و مصرف بی‌رویهٔ این سوخت‌ها سبب شده تا ذخایر آن به سرعت کاهش یابد.
- گسترش روزافزون آلودگی ناشی از مصرف سوخت‌های فسیلی، جهان را با چالشی نگران‌کننده روبه‌رو کرده است.
- جایگزینی مناسب برای سوخت‌های فسیلی: سلول سوختی که نوعی سلول گالوانی است و افزون بر کارایی بیش‌تر، می‌تواند ردپای CO_2 را کاهش دهد بنابراین دوستدار محیط زیست بوده و منبع انرژی سبز به شمار می‌رود.
- سوزاندن گاز هیدروژن در موتور درون‌سوز بازدهی نزدیک به ۲۰ درصد دارد در حالی که اکسایش آن در سلول سوختی بازده را تا سه برار (حدود ۶۰ درصد) افزایش می‌دهد. بنابراین بازده سلول‌های سوختی صددرصد نیست.

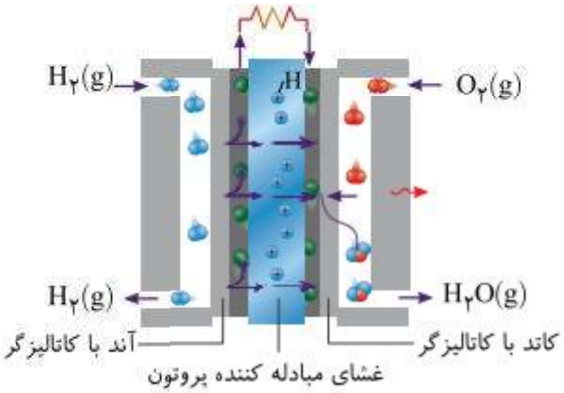
@DaneshSad

- مراحل تبدیل انرژی شیمیایی موجود در یک سوخت به انرژی الکتریکی در سلول سوختی بسیار کمتر است به همین دلیل اتلاف انرژی به صورت گرما متر از نیروگاه‌ها است:

در نیروگاه‌ها: انرژی شیمیایی ← انرژی گرمایی ← انرژی مکانیکی ← انرژی الکتریکی

در سلول سوختی: انرژی شیمیایی ← انرژی الکتریکی

سلول سوختی هیدروژن – اکسیژن



- سلول سوختی، یک سلول گالوانی است. رایج‌ترین سلول سوختی، سلول هیدروژن – اکسیژن است که در آن گاز H_2 با O_2 به صورت کنترل شده واکنش می‌دهد و بخش قابل توجهی از انرژی شیمیایی این واکنش به انرژی الکتریکی تبدیل می‌شود.
- در سلول سوختی هیدروژن – اکسیژن به جای انجام سریع واکنش سوختن، گاز هیدروژن به آرامی اکسید می‌شود و بخش زیادی از انرژی شیمیایی به انرژی الکتریکی تبدیل می‌شود.
- سه جزء اصلی سلول سوختی: ۱- غشای مبادله‌کنندهٔ هیدرونیوم، ۲- الکترود آند، ۳- الکترود کاتد
- آند و کاتد در سلول سوختی هیدروژن – اکسیژن دارای کاتالیزگرهایی هستند که به نیم‌واکنش‌های اکسایش و کاهش سرعت می‌بخشند.
- نیم‌واکنش‌های اکسایش و کاهش و واکنش کلی سلول سوختی هیدروژن – اکسیژن به صورت زیر است:

نیم‌واکنش اکسایش در آند: $(H_2(g) \rightarrow 2H^+(aq) + 2e^-) \times 2$ $\quad E^\circ\left(\text{نیم‌واکنش آندی}\right) = 0\ V$

نیم‌واکنش کاهش در کاتد: $O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \rightarrow 2H_2O(l)$ $\quad E^\circ\left(\text{نیم‌واکنش کاتدی}\right) = +1/23\ V$

واکنش کلی: $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$ $\quad E^\circ\left(\text{واکنش کلی}\right) = +1/23\ V$

- گاز هیدروژن به عنوان سوخت پیوسته وارد شده، اکسایش می‌یابد و گاز اکسیژن در واکنش با سوخت کاهش می‌یابد. سلول‌های سوختی برخلاف باتری‌ها، انرژی شیمیایی را ذخیره نمی‌کنند.
- غشای مبادله‌کنندهٔ هیدرونیوم فقط اجازهٔ عبور و انتقال بار مثبت (H^+) را از خود می‌دهد، از این‌رو الکترون‌های ایجاد شده در آند باید از مدار بیرونی (رسانای الکترونی) به سمت کاتد حرکت کنند.
- در سلول سوختی همانند سلول گالوانی، جهت حرکت الکترون‌ها از آند به کاتد و از طریق مدار بیرونی (رسانای الکترونی) و جهت حرکت کاتیون‌ها (H^+) از طریق رسانای یونی (غشای مبادله‌کننده هیدرونیوم) به سمت کاتد است.

مفهوم عدد اکسایش

- به بار الکتریکی نسبت داده شده به یک اتم در یک گونهٔ شیمیایی با فرض یونی بودن همهٔ پیوندها عدد اکسایش آن اتم گفته می‌شود.
- به کمک عدد اکسایش علاوه بر شناسایی واکنش‌های اکسایش – کاهش از دیگر واکنش‌ها، می‌توان گونه‌های اکسنده (کاهش یافته) و کاهنده (اکسید شده) را تشخیص داد.
- عدد اکسایش یک گونه مشخص می‌کند که گونهٔ مورد نظر الکترون گرفته یا الکترون از دست داده است.
- عدد اکسایش می‌تواند مثبت، منفی و یا صفر باشد.
- در یک واکنش، افزایش عدد اکسایش یک گونه به معنی از دست دادن الکترون و انجام فرایند اکسایش است.
- در یک واکنش، کاهش عدد اکسایش یک گونه به معنی گرفتن الکترون و انجام فرایند کاهش است.

@DaneshSad

تعیین عدد اکسایش به کمک ساختار الکترون – نقطه‌ای

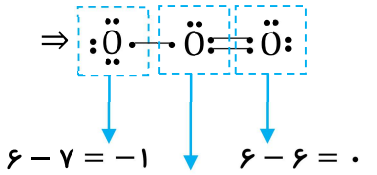
- ۱- ابتدا ساختار الکترون – نقطه‌ای گونهٔ‌مورد نظر را رسم کرده و الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی آن را مشخص می‌کنیم.
- ۲- هر جفت الکترون پیوندی بین دو اتم متفاوت به اتمی نسبت داده می‌شود که خصلت نافلزی بیش‌تری دارد.

یادآوری: الف) خصلت نافلزی یعنی تمایل به گرفتن الکترون و تشکیل آنیون
ب) خصلت نافلزی در یک دوره از چپ به راست و در یک گروه از پایین به بالا افزایش می‌یابد.

توجه: مقایسه‌های زیر را حفظ باشید:

مقایسهٔ خاصیت نافلزی: $F > O > N > Cl > Br > I > S > C > P > H$

- ۳- اگر پیوند، بین دو اتم یکسان باشد، از هر جفت الکترون پیوندی یک الکترون به هر اتم نسبت می‌دهیم.
- ۴- تمام الکترون‌های ناپیوندی روی هر اتم را به همان اتم نسبت می‌دهیم.
- ۵- مجموع تعداد الکترون‌های ناپیوندی و پیوندی نسبت داده شده به اتم را حساب می‌کنیم.



- ۶- $\text{عدد اکسایش اتم} = \left(\begin{array}{c}\text{تعداد الکترون‌های ظرفیتی}\\ \text{اتم در حالت خنثی}\end{array}\right) - \left(\begin{array}{c}\text{مجموع الکترون‌های پیوندی و}\\ \text{ناپیوندی نسبت داده شده به اتم}\end{array}\right)$
- ۷- عدد اکسایش هر سه اتم اکسیژن در O_3 متفاوت است

تعیین عدد اکسایش با تشکیل معادله

- ۱- عدد اکسایش عناصر به حالت آزاد برابر با صفر است. مانند H_2 ، O_2، Fe، Mg و ...
- ۲- عدد اکسایش پایدارترین دگرشکل هر عنصر صفر است. بنابراین در بین دگرشکل‌های اکسیژن، O_2 دارای عدد اکسایش صفر است.
- ۳- عدد اکسایش یون‌های تک‌اتمی برابر با بار الکتریکی آن‌هاست.
- ۴- عدد اکسایش فلوئور (F) در ترکیب‌های مختلف برابر با (۱-) است.
- ۵- عدد اکسایش اکسیژن در ترکیب‌ها اغلب برابر با (۲-) است. عدد اکسایش اکسیژن در ترکیب OF_2 برابر ۲+ و در ترکیب H_2O_2 برابر ۱- است.
- ۶- در ترکیب‌های مختلف هیدروژن با نافلزها، عدد اکسایش هیدروژن (H) برابر با (۱+) است، این در حالی است که در ترکیب‌های مختلف هیدروژن با فلزها (هیدریدهای فلزی)، عدد اکسایش هیدروژن برابر با (۱-) است.
- ۷- در ترکیب‌های مختلف عدد اکسایش فلزهای قلیایی (گروه اول) برابر با (۱+) و عدد اکسایش فلزهای قلیایی خاکی (گروه دوم) برابر با (۲+) می‌باشد.
- ۸- عدد اکسایش می‌تواند برای یک اتم در ترکیب‌های گوناگون متفاوت باشد.

فلز	مس (Cu)	آهن (Fe)	کروم (Cr)
اعداد اکسایش در ترکیب‌ها	صفر در فلز خنثی Cu (۱+) در $CuCl$ (۲+) در $CuCl_2$	صفر در فلز خنثی Fe (۲+) در $FeCl_2$ (۳+) در $FeCl_3$	صفر در فلز خنثی Cr (۲+) در CrO (۳+) در Cr_2O_3

@DaneshSad

- ۹- دو قاعدهٔ مهم:

الف) مجموع عدد اکسایش عنصرها در یک مولکول برابر با صفر است.

ب) مجموع اعداد اکسایش در یک یون چند اتمی برابر با بار یون و با در نظر گرفتن علامت آن می‌باشد.

- ۱۰- حال برای تعیین عدد اکسایش یک عنصر در یک ترکیب معین، یک معادله تشکیل داده و عدد اکسایش خواسته شده را می‌یابیم:

$H_2\underline{S}O_4 \Rightarrow 2(+1) + x + 4(-2) = 0 \Rightarrow x = +6$

$\underline{P}O_4^{3-} \Rightarrow x + 4(-2) = -3 \Rightarrow x = +5$

- ۱۱- در ترکیب‌های یونی دارای یون‌های چند اتمی برای به‌دست آوردن عدد اکسایش اتم‌های مجهول باید کاتیون و آنیون را جداگانه نوشته و دو معادله تشکیل دهیم. در مثال زیر عدد اکسایش نیتروژن‌ها متفاوت است.

$$NH_4NO_3 \begin{cases} NH_4^+ \Rightarrow x + 4(+1) = +1 \Rightarrow x = -3 \\ NO_3^- \Rightarrow x + 3(-2) = -1 \Rightarrow x = +5 \end{cases}$$

دامنهٔ تغییرات عدد اکسایش

- به‌طور کلی دامنهٔ تغییرات عدد اکسایش عناصر از (۷-) تا (۷+) می‌باشد.
- فلزها همواره با از دست دادن الکترون به یون مثبت تبدیل می‌شوند. بنابراین عدد اکسایش آن‌ها اغلب مثبت است؛ البته عدد اکسایش فلزها در حالت خنثی برابر صفر است بنابراین در فلزات کم‌ترین عدد اکسایش صفر و بیشترین عدد اکسایش معادل کل الکترون‌های ظرفیتی فلز است (به غیر $(+3)CO, (+3)Fe\ (+2)Zn, (+2)Cu, (+3)Ni$)

- در نافلزها (کربن) و گروه‌های (۱۵ تا ۱۷)
  - پایین‌ترین عدد اکسایش : فاصله تا گاز نجیب هم‌ردیف (ظرفیت)
  - بالاترین عدد اکسایش = کل الکترون‌های ظرفیتی

- برخی از عنصرها در ترکیب‌های خود فقط یک نوع عدد اکسایش دارند که این عناصر را در جدول زیر مشاهده می‌کنید.

عنصر	فلزهای قلیایی (گروه ۱)	فلزهای قلیایی خاکی (گروه ۲)	آلومینیم ($_{13}Al$)	اسکاندیم ($_{21}Sc$)	روی ($_{30}Zn$)	نقره ($_{47}Ag$)	فلوئور ($_{9}F$)
عدد اکسایش	+۱	+۲	+۳	+۳	+۲	+۱	-۱

واکنش‌های اکسایش – کاهش

- ۱- اکنون با دانستن مفهوم عدد اکسایش می‌توان گفت واکنش‌های اکسایش و کاهش، واکنش‌هایی هستند که عدد اکسایش یک یا چند عنصر در آن‌ها تغییر می‌کند.
- ۲- اگر حداقل در یک سمت معادلهٔ واکنش، عنصری به حالت آزاد وجود داشته باشد، آن واکنش قطعاً اکسایش – کاهش است:

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

0 — -۲

- ۳- اگر در معادلهٔ واکنشی عنصری به حالت آزاد وجود نداشته باشد، نمی‌توان نتیجه گرفت که اکسایش – کاهش نیست و باید اعداد اکسایش عنصرها در دو سمت معادلهٔ واکنش را مقایسه کرد:

$$SO_2(g) + KMnO_4(aq) + H_2O(l) \rightarrow K_2SO_4(aq) + MnSO_4(aq) + H_2SO_4(aq)$$

+۴ — اکسایش — +۶

+۷ — کاهش — +۲

@DaneshSad

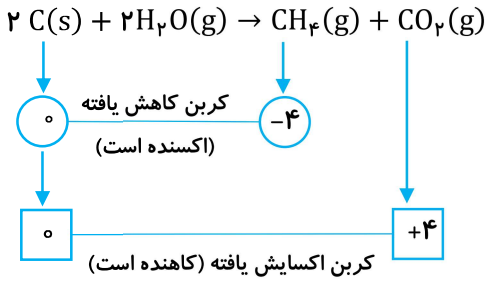
- ۴- تغییر عدد اکسایش علاوه بر عناصر آزاد، معمولاً در فلزات واسطه، قلع، سرب و نافلزهای غیر H و F و O مشاهده می‌شود.

همیشه اکسنده یا همیشه کاهنده

اگر گونه‌ای بالاترین عدد اکسایش خود را داشته باشد:	پایین‌ترین و بالاترین ⟷	اگر گونه‌ای پایین‌ترین عدد اکسایش خود را داشته باشد:
۱- فقط کاهش می‌یابد. ۲- فقط الکترون می‌گیرد. ۳- فقط اکسنده است.	۱- هم کاهش می‌یابد و هم اکسایش. ۲- می‌تواند الکترون بگیرد یا از دست بدهد. ۳- هم می‌تواند اکسنده باشد و هم کاهنده.	۱- فقط اکسایش می‌یابد. ۲- فقط الکترون از دست می‌دهد. ۳- فقط کاهنده است.

هم اکسنده و هم کاهنده

- در برخی از واکنش‌های اکسایش – کاهش یک عنصر ضمن دریافت الکترون و کاهش یافتن، الکترون نیز از دست داده و اکسایش می‌یابد؛ در واقع در این واکنش‌ها یک عنصر هم کاهنده و هم اکسنده است.
- اگر در یک واکنش یک عنصر در دو طرف معادله دارای ۳ عدد اکسایش متفاوت باشد، آن عنصر هم اکسایش (کاهنده است) و هم کاهش (اکسنده است) یافته است.

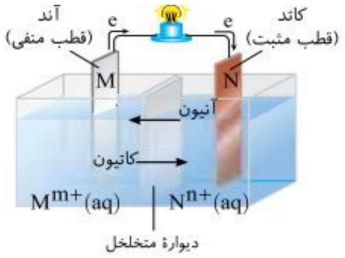
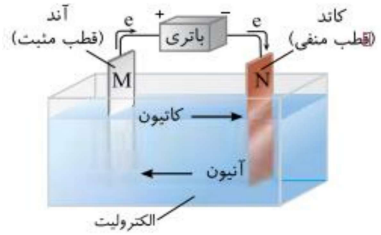


سلول الکترولیتی

- در سلول‌های الکترولیتی با اعمال یک ولتاژ بیرونی و عبور جریان الکتریکی از درون محلول الکترولیت می‌توان یک واکنش شیمیایی را در خلاف جهت طبیعی پیش برد.
- به واکنش تجزیه‌ای که در اثر عبور جریان الکتریکی صورت می‌گیرد، برقکافت گفته می‌شود.
- از سلول‌های الکترولیتی برای تجزیهٔ محلول‌های یونی و ترکیب‌های یونی مذاب، آبکاری فلزها و ... استفاده می‌شود.
- سلول الکترولیتی شامل دو الکترود (معمولاً از جنس گرافیت) است که در یک الکترولیت (بدون حضور دیوارهٔ متخلخل) قرار گرفته‌اند. این الکترولیت می‌تواند یک ترکیب یونی ذوب شده یا حل شده باشد.

@DaneshSad

مقایسهٔ سلول گالوانی و سلول الکترولیتی

سلول گالوانی	سلول الکترولیتی
۱- انرژی شیمیایی را به انرژی الکتریکی تبدیل می‌کند.	۱- انرژی الکتریکی را به انرژی شیمیایی تبدیل می‌کند.
۲- قطب (+) ⟵ کاتد / قطب (−) ⟵ آند	۲- قطب (+) ⟵ آند / قطب (−) ⟵ کاتد
۳- جهت حرکت الکترون‌ها: از آند (قطب −) به کاتد (قطب +)	۳- جهت حرکت الکترون‌ها: از آند (قطب +) به کاتد (قطب −)
۴- جهت حرکت یون‌ها: کاتیون ⟵(به سمت) کاتد (قطب+) آنیون ⟵(به سمت) آند (قطب−)	۴- جهت حرکت یون‌ها: کاتیون ⟵(به سمت) کاتد (قطب−) آنیون ⟵(به سمت) آند (قطب+)
۵- کاتیون‌ها در کاتد کاهش و آنیون‌ها در آند اکسایش می‌یابند.	۵- کاتیون‌ها در کاتد کاهش و آنیون‌ها یا تیغه در آند اکسایش می‌یابند.
۶- الکترودهای کاتدی و آندی درون الکترولیت‌های متفاوت قرار دارند.	۶- الکترودهای کاتدی و آندی درون یک الکترولیت قرار دارند.
۷- الکترود آندی اکسید می‌شود.	۷- الکترودها معمولاً بی‌اثر بوده و در واکنش شرکت نمی‌کنند و اغلب گرافیتی هستند.
۸- سیمای کلی سلول گالوانی: 	۸- سیمای کلی سلول الکترولیتی: 

برقکافت آب، راهی برای تولید H_2 و O_2

- برقکافت آب یک نمونه از واکنش‌هایی است که درون سلول‌های الکترولیتی انجام می‌شود ⟵ در این واکنش با مصرف انرژی الکتریکی آب به عنصرهای سازندهٔ خود تجزیه می‌شود.
- نیم‌واکنش‌های اکسایش و کاهش در فرایند برقکافت آب به صورت زیر است:

نیم‌واکنش اکسایش: $2H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^-$

نیم‌واکنش کاهش: $2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$

- واکنش کلی در برقکافت آب به صورت $2H_2O(l) \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$ است.
- در محلول پیرامون آند غلظت H^+ زیاد است ⟵ کاغذ pH به رنگ سرخ درمی‌آید.
- در محلول پیرامون کاتد غلظت OH^- زیاد است ⟵ کاغذ pH به رنگ آبی درمی‌آید.
- برای برقکافت آب باید اندکی الکترولیت به آب افزوده شود.
- در برقکافت آب در آند گاز O_2 و در کاتد گاز H_2 تولید می‌شود. حجم H_2 تولید شده، دو برابر O_2 تولید شده است.

@DaneshSad

سلول نور الکتروشیمیایی

- در این محلول یک فرایند طبیعی انجام می‌شود بنابراین آن را در مجموعه سلول گالوانی تعریف می‌کنیم.
- شیمی‌دان‌ها در سلول‌های نورالکتروشیمیایی برای انجام واکنش اکسایش - کاهش از نور استفاده می‌کنند.
- در نمونه‌ای از سلول‌های نورالکتروشیمیایی که برای تهیهٔ گاز هیدروژن از آب به کار می‌رود نیم‌واکنش‌های زیر انجام می‌شود:

نیم‌واکنش کاهش در کاتد : $2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$ $\quad E^\circ = -0/83\ V$

نیم‌واکنش اکسایش در آند : $Si(s) + 2H_2O(l) \rightarrow SiO_2(s) + 4H^+(aq) + 4e^-$ $\quad E^\circ = -0/84\ V$

- واکنش کلی انجام شده در این سلول به صورت زیر است:

$$Si(s) + 2H_2O(l) \rightarrow SiO_2(s) + 2H_2(g) \qquad E^\circ(\text{سلول}) = +0/01\ V$$

- توجه: در این سلول هدف تولید گاز هیدروژن است.
- یافته‌های تجربی نشان می‌دهد که بازده و سرعت انجام واکنش در سلول نورالکتروشیمیایی پایین است.
- مهمترین مزیت این سلول تولید گاز هیدروژن با هزینه کم است.
- تأمین سوخت سلول سوختی یعنی گاز هیدروژن از این روش دارای هزینهٔ کمتری نسبت به روش برقکافت آب است.

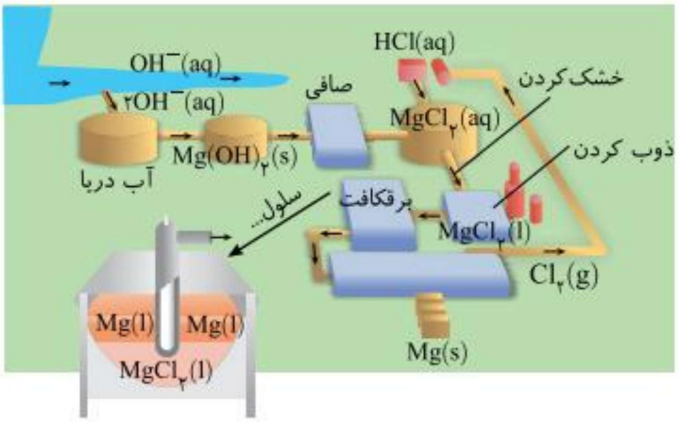
برقکافت سدیم کلرید مذاب

- فلز سدیم در طبیعت به حالت آزاد یافت نمی‌شود و در ترکیب‌های طبیعی و گوناگون خود تنها به شکل یون سدیم وجود دارد ← یون‌های سدیم بسیار پایدارتر از اتم‌های آن هستند.
- فلز سدیم را می‌توان از برقکافت سدیم کلرید مذاب در یک سلول الکترولیتی به دست آورد.
- سدیم کلرید خالص در ۸۰۱°C ذوب می‌شود. افزودن مقداری کلسیم کلرید به آن دمای ذوب را تا حدود ۵۸۷°C پایین می‌آورد که از لحاظ اقتصادی مقرون به‌صرفه‌تر است.
- نیم‌واکنش‌های اکسایش و کاهش در برقکافت سدیم کلرید مذاب به صورت زیر است:

نیم‌واکنش اکسایش: $2Cl^-(l) \rightarrow 2e^- + Cl_2(g)$

نیم‌واکنش کاهش : $2Na^+(l) + 2e^- \rightarrow 2\ Na(l)$

تهیهٔ منیزیم از آب دریا



- ابتدا Mg را به صورت مادهٔ جامد و نامحلول $Mg(OH)_2$ رسوب می‌دهند:

$$Mg^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) \rightarrow Mg(OH)_2(s)$$

- پس از عبور دادن $Mg(OH)_2$ از صافی واکنش زیر انجام می‌شود:

$$Mg(OH)_2(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + 2H_2O(l)$$

- $MgCl_2$ به دست آمده را خشک کرده و سپس به صورت مذاب تبدیل می‌کنند.
- سپس $MgCl_2$ مذاب را وارد سلول الکترولیتی کرده و برقکافت می‌کنند:

نیم‌واکنش کاهش: $Mg^{2+}(l) + 2\ e^- \rightarrow Mg(l)$

@DaneshSad

نیم‌واکنش اکسایش: $2\,Cl^-(l) \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$

واکنش کلی: $MgCl_2(l) \xrightarrow{\text{جریان برق}} Mg(l) + Cl_2(g)$

خوردگی

- ۱- خوردگی به فرایند ترد شدن، خرد شدن و فرو ریختن فلزها بر اثر واکنش اکسایش – کاهش گفته می‌شود.
- ۲- خوردگی می‌تواند خطرات زیادی را برای ما ایجاد کند ⟵ در این واکنش فلز اکسید شده و تبدیل به کاتیون می‌شود.
- نمونه‌هایی از خوردگی: ۱- زنگ زدن آهن، ۲- زنگار سبز بر سطح مس
- پتانسیل کاهشی اغلب فلزها منفی بوده اما پتانسیل کاهشی اکسیژن مثبت است به همین دلیل اکسیژن به عنوان اکسنده تمایل دارد با گرفتن الکترون از فلزها، آن‌ها را اکسید کند.

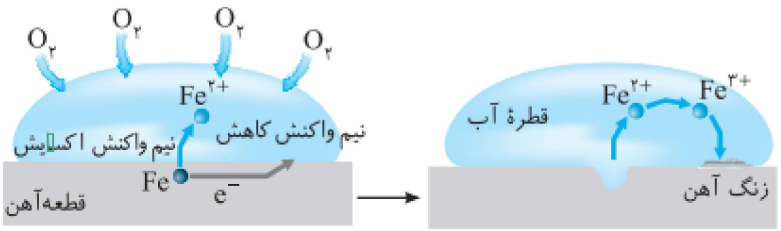
خوردگی آهن

- ۱- آهن پرمصرف‌ترین فلز در جهان است ⟵ خوردگی آن خسارت‌های هنگفتی به اقتصاد کشورها وارد می‌کند.
- ۲- هنگامی که وسایل آهنی در هوای مرطوب قرار گیرند، یک واکنش اکسایش – کاهش انجام می‌شود:

بخش کاتدی: $O_2(g) + 2H_2O(l) + 4\,e^- \rightarrow 4\,OH^-(aq)$ (غلظت اکسیژن در بخش کاتدی زیاد است.)

بخش آندی: $Fe(s) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2e^-$ (غلظت اکسیژن در بخش آندی کم است.)

- ۳- فراوردهٔ نهایی خوردگی، زنگ آهن با فرمول شیمیایی $Fe(OH)_3$ است.



- ۴- معادلهٔ کلی زنگ زدن آهن به صورت $4\,Fe(s) + 6H_2O(l) + 3O_2(g) \rightarrow 4\,Fe(OH)_3(s)$ می‌باشد.
- ۵- سرعت زنگ زدن آهن در محیط‌های اسیدی و بازی:

محیط اسیدی و هر عاملی که $[H^+]$ را افزایش دهد ⇐ افزایش سرعت زنگ زدن آهن

محیط بازی و هر عاملی که $[OH^-]$ را افزایش دهد ⇐ کاهش سرعت زنگ زدن آهن

جلوگیری از خوردگی آهن

- ۱- ایجاد یک پوشش محافظ برای جلوگیری از رسیدن اکسیژن و رطوبت به آهن مانند رنگ زدن، قیر اندود کردن و روکش دادن، این روش نمی‌تواند به طور کامل از خوردگی پیشگیری کند ⟵ به تدریج رطوبت و اکسیژن از روزنه‌های این پوشش‌ها به درون نفوذ کرده و به سطح آهن می‌رسند و خوردگی دوباره آغاز می‌شود.
- ۲- حفاظت کاتدی: فلز دیگری که نسبت به آهن کاهندهٔ قوی‌تری است را در کنار آهن قرار می‌دهند تا اگر شرایط مناسب برای زنگ زدن آهن فراهم شد، آن فلز به جای آهن دچار خوردگی شود.
- ۳- در روش حفاظت کاتدی:

فلز با E° کوچک‌تر ⟵ آند بوده و خورده می‌شود.

فلز با E° بزرگ‌تر ⟵ کاتد بوده، محافظت می‌شود و خورده نمی‌شود، اما در واکنش کاهش شرکت نمی‌کند. برای حفاظت کاتدی آهن، از فلزهای پایین Fe در سری الکتروشیمیایی استفاده می‌شود. (مثل Mg و Zn) نیم‌واکنش کاهش در حفاظت کاتدی، همان نیم‌واکنش کاهش در زنگ زدن آهن است.

$O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \rightarrow 4OH^-(aq)$

@DaneshSad

آهن گالوانیزه

- آهن گالوانیزه (آهن سفید) ⟵ ورقه‌های آهنی با پوششی از فلز روی که در ساخت تانکر آب، کانال کولر و ... به کار می‌رود.
- ۱- قطب منفی (آند): Zn (اکسایش می‌یابد) و قطب مثبت (کاتد): Fe (کاهش نمی‌یابد)
- ۲- آهن گالوانیزه در برابر خوردگی:
  - قبل از خراش: دچار خوردگی نمی‌شود.
  - بعد از خراش: Zn اکسید (خورده) می‌شود، Fe (کاتد) محافظت می‌شود.
- ۳- نیم‌واکنش اکسایش در آند: $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$
- ۴- نیم‌واکنش کاهش در کاتد: $O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \rightarrow 4OH^-(aq)$

حلبی

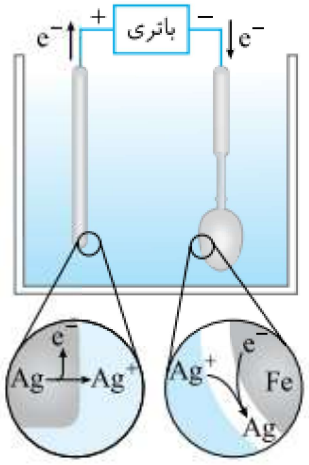
- حلبی ⟵ ورقهٔ آهنی که با پوششی از لایهٔ نازک فلز قلع برای ساخت قوطی‌های کنسرو و روغن نباتی استفاده می‌شود.
- ۱- قطب منفی (آند): Fe (اکسایش می‌یابد) و قطب مثبت (کاتد): Sn (کاهش نمی‌یابد)
- ۲- حلبی در برابر خوردگی:
  - قبل از خراش: حلبی دچار خوردگی نمی‌شود.
  - بعد از خراش: آهن آند واقع شده و دچار خوردگی خواهد شد.
- ۳- نیم‌واکنش اکسایش در آند: $Fe(s) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2e^-$
- ۴- نیم‌واکنش کاهش در کاتد: $O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \rightarrow 4OH^-(aq)$
- ۵- ظروف بسته‌بندی مواد غذایی، از جنس ورق گالوانیزه یا حلبی:
  - الف) هرچند ورق گالوانیزه در مقابل خوردگی مقاوم است ولی برای ساخت ظروف بسته‌بندی مواد غذایی از ورق گالوانیزه استفاده نمی‌شود.
  - ب) اسیدهای موجود در مواد غذایی با فلز روی موجود در ورق گالوانیزه واکنش داده و باعث ورود کاتیون‌های Zn^{2+} به داخل مواد غذایی و فاسد شدن آن‌ها می‌شوند. ضمناً مصرف بیش از حد یون روی باعث ایجاد بیماری می‌شود.

آبکاری

- خوردگی آهن یا مس سبب:
  - ۱- از بین رفتن زیبایی وسایل ساخته شده از این فلزها می‌شود.
  - ۲- آسیب رساندن به سلامتی بدن می‌شود.

به همین دلیل سطح اغلب این فلزها را با فلزهایی مانند نقره، کروم، نیکل و طلا می‌پوشانند.

- پوشاندن سطح یک فلز با لایهٔ نازکی از فلزهای ارزشمند و مقاوم در برابر خوردگی، آبکاری نام دارد. این فرایند در سلول الکترولیتی انجام می‌شود.
- قطب مثبت (آند): فلز پوشاننده (Ag) و قطب منفی (کاتد): جسم موردنظر(Fe)
- الکترولیت: حاوی کاتیون‌های فلز آند (Ag^+)
- جسمی که به عنوان کاتد است باید رسانای جریان برق باشد.
- نیم‌واکنش‌ها مربوط به فلز پوشاننده است:



نیم‌واکنش کاهش: $Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$

نیم‌واکنش اکسایش: $Ag(s) \rightarrow Ag^+(aq) + e^-$

- فلز پوشاننده در آند خورده شده و کاتیون‌های آن روی جسم مورد نظر در کاتد می‌نشینند.

@DaneshSad

فرایند هال

- آلومینیم فلزی است که به سرعت در هوا اکسید می‌شود. اما این فلز با تشکیل لایهٔ چسبنده و متراکم Al_2O_3 از ادامهٔ اکسایش جلوگیری می‌کند ← لایه‌های زیرین برای مدت طولانی دست نخورده باقی می‌ماند و استحکام خود را حفظ می‌کند.
- این ویژگی آلومینیوم سبب استفاده از آن در ساخت لوازم خانگی، هواپیما، کشتی و ... شده است ← Al نقش کلیدی در صنایع گوناگون دارد و فناوری تولید آن بسیار ارزشمند است.
- Al در طبیعت به شکل ترکیب یافت می‌شود ← این فلز تنها از برقکافت نمک‌های مذاب آن به دست می‌آید.

رایج‌ترین روش برای تولید Al، فرایند هال می‌باشد:

$$2Al_2O_3(s) + 3C(s) \rightarrow 4Al(l) + 3CO_2(g)$$

- در سلول الکترولیتی این فرایند، آند و کاتد از جنس گرافیت می‌باشد.
- کاتد ← گرافیت‌های بدنه و کف سلول ← قطب منفی منبع جریان برق
- آند ← میله‌های گرافیتی داخل الکترولیت ← قطب مثبت منبع جریان برق
- فرایند هال به علت مصرف مقدار زیادی انرژی الکتریکی هزینهٔ بالایی دارد ← با بازیافت فلز Al ضمن افزایش عمر یکی از مهم‌ترین منابع تجدیدناپذیر طبیعت می‌توان برخی از هزینه‌های تولید این فلز را کاهش داد.
- تولید قوطی‌های آلومینیمی از قوطی‌های کهنه فقط به ۷ درصد انرژی لازم برای تهیهٔ همان تعداد قوطی از فرایند هال نیاز دارد.



@DaneshSad