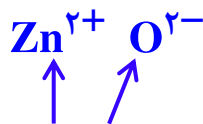


مفاهیم اولیه (الفبای) الکتروشیمی:

اکسایش: از دست دادن الکترون

کاهش: گرفتن الکترون



نیم واکنش: هر یک از فرایندهای اکسایش و کاهش را با نیم واکنش جداگانه نشان می دهند.

(حتما باید از لحاظ جرم و بار الکتریکی موازنه باشد)

: نیم واکنش اکسایش

: نیم واکنش کاهش

توجه: برای جمع زدن دو نیم واکنش حتما باید ضریب الکترون ها یکسان باشد.

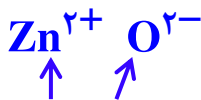
نکته مهم: نیم واکنش های اکسایش و کاهش به طور همزمان و در کنار هم انجام می شوند (ماده

ای که الکترون از دست میدهد باید یکی کنارش باشد تا اون الکترون رو بگیره یا برعکس)

به عبارت دیگر:

* ماده ای که اکسایش پیدا می کند سبب کاهش ماده دیگر می شود. (کاهنده)

* ماده ای که کاهش پیدا می کند سبب اکسایش گونه دیگر می شود. (اکسنده)



دو اصطلاح مهم:

کاهندگی ← الکترون دهی

اکسندگی ← الکترون گیری

فلزات تمایل به ازدست دادن الکترون دارند و نافلزات و همچنین یون فلزات تمایل به گرفتن الکترون دارند.
توجه مهم: یک فلز خنثی هرگز الکترون نمیگیرد!

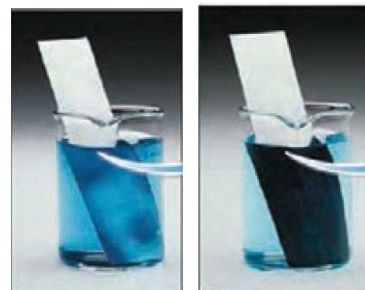
شرط اکسایش و کاهش:

به شرطی یک ماده اکسایش پیدا می کند که قدرت الکترون دهی (کاهندگی) بیشتری داشته باشد.
به شرطی یک ماده کاهش پیدا می کند که قدرت الکترون گیری (اکسندگی) بیشتری داشته باشد.
در غیر این صورت آن واکنش انجام پذیر نخواهد بود!

سه نشانه مهم انجام پذیر بودن یک واکنش:

تغییر رنگ ، تغییر دما و آزاد شدن گاز

مثال ۱: هر گاه تیغه ای از جنس روی (Zn) درون محلول مس (II) سولفات آبی رنگ قرار گیرد، به تدریج از شدت رنگ محلول کاسته می شود. (تغییر رنگ محلول و افزایش دما)

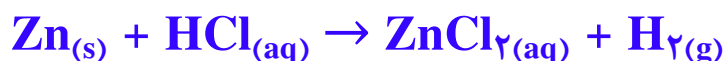


معنای انجام پذیر بودن این واکنش : روی با از دست دادن الکترون تبدیل به Zn^{2+} می شود و Cu^{2+} با گرفتن الکترون تبدیل به اتم خنثی Cu می گردد. (فلز کارش از دست دادن الکترونه! وقتی واکنش انجام شده یعنی فلز ما تونسته الکترون از دست بده. و در مقابل اون یکی هم تونسته الکترون رو بگیره!)
توجه بسیار مهم: وقتی یک واکنش اکسایش – کاهش انجام پذیر باشد، عکس آن انجام پذیر نخواهد بود.

مثال: تیغه مس درون محلول روی سولفات پس از مدت طولانی تغییری نمی کند!

توجه: هر گاه در یک واکنش شیمیایی بار الکتریکی یک گونه مثبت تر شود، آن گونه اکسایش یافته و گونه ای که بار الکتریکی آن منفی تر می شود، کاهش می یابد.

مثال ۲: واکنش فلز روی با محلول هیدروکلریک اسید (آزاد شدن گاز هیدروژن)



مثال ۳: واکنش فلز مس با محلول هیدروکلریک اسید (انجام پذیر نیست!)



مثال ۴: واکنش الیاف آهن با محلول مس (II) سولفات (تغییر رنگ محلول و افزایش دما)



مثال ۵: واکنش آلومینیوم با محلول مس (II) سولفات (تغییر رنگ محلول و افزایش دما)



مثال ۶: (خود را بیازمایید کتاب) : جدول زیر داده هایی را از قرار دادن برخی تیغه های فلزی درون محلول

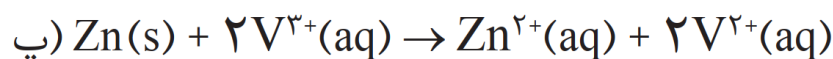
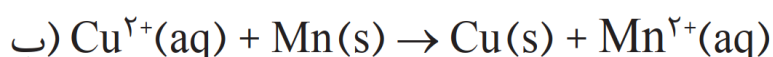
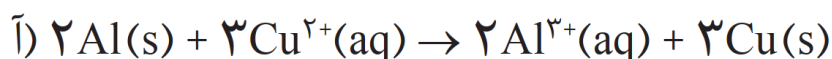
مس (II) سولفات در دمای ۲۰°C نشان می دهد.

نام فلز	نشانه شیمیایی فلز	دمای مخلوط واکنش پس از مدتی (°C)
آهن	Fe	۲۳
طلا	Au	۲۰
روی	Zn	۲۶
مس	Cu	۲۰

مقایسه قدرت کاهندگی و اکسندگی در یک واکنش:

زمانی که یک واکنش انجام پذیر باشد، گونه ای که قرار است الکترون از دست بدهد، قطعاً کاهندگی بیشتری دارد و گونه ای که قرار است الکترون بگیرد قطعاً اکسندگی بیشتری دارد.

تمرین: در هر یک از واکنش های زیر قدرت کاهندگی و اکسندگی گونه ها را مشخص کنید.



توجه: در یک واکنش اکسایش-کاهش، فلزی که قدرت کاهندگی (الکترون دهی) بیشتری دارد، می تواند با برخی از کاتیون های فلزی واکنش دهد و آن ها را به اتم های فلزی بکاهد.



توجه مهم: مقایسه کاهندگی برای فلزها در واقع همان مقایسه واکنش پذیری آن هاست. مثلاً میدانیم در هر تناوب واکنش پذیری فلزات قلیایی بیشتر از فلزات قلیایی خاکی است پس می توانیم بگوییم کاهندگی فلزات قلیایی نیز بیشتر از فلزات قلیایی خاکی می باشد. (برای نافلزات مقایسه اکسندگی نشان دهنده واکنش پذیری آن هاست).

انواع سلول های الکتروشیمیایی

- گالوانی (واکنش ها خود به خودی): شیمیایی به الکتریکی
- الکترولیتی (واکنش ها غیر خود به خودی): الکتریکی به شیمیایی

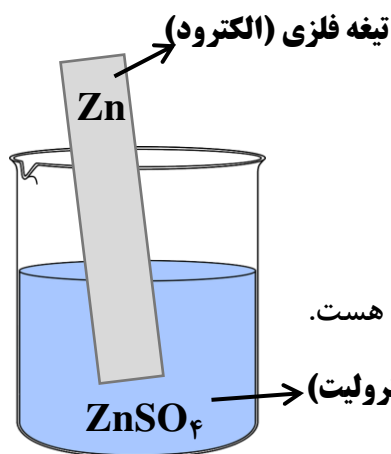
مثال:

سوختن هیدروژن: $2H_2 + O_2 \rightarrow$ خود به خودی

تجزیه آب: $2H_2O \rightarrow 2H_2 +$ غیر خود به خودی

* در سلول های گالوانی، واکنش های خودبه خودی، تحت شرایط کنترل شده انجام می شوند تا به انرژی الکتریکی برسیم.

* در سلول های الکترولیتی، واکنش های غیر خودبه خودی، با اعمال نیروی بیرونی (جریان برق) انجام می شوند تا به انرژی شیمیایی برسیم.



نیم سلول: تیغه فلزی درون محلولی دارای یون های همان فلز

الکتروود: به تیغه فلزی الکتروود میگویم. الکترون عامل رسانای الکتریکی اون هست.
(الکتروود = رسانای الکترونی)

الکترولیت: به محلول حاوی یون فلز الکترولیت میگویم. یون عامل رسانای الکتریکی اون هست.
(الکترولیت = رسانای یونی)

آند: الکتروودی که در آن عمل اکسایش صورت میگیرد (جایگاه اکسایش)

کاتد: الکتروودی که در آن عمل کاهش صورت میگیرد (جایگاه کاهش)

نیم سلول استاندارد: دما: $25^{\circ}C$ / غلظت محلول الکترولیت: $1M$ / فشار گاز: $1atm$

سلول: اگر دو نیم سلول را به هم مرتبط کنیم، سلول به وجود می آید.

سلول گالوانی روی - مس :

یادآوری

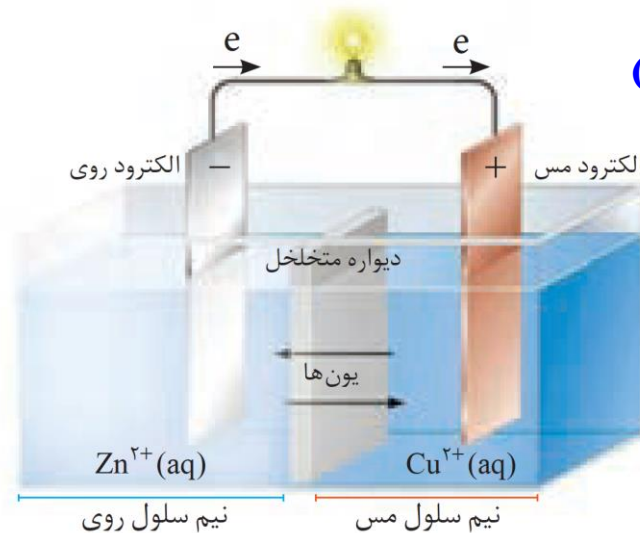
$Zn > Cu$: کاهندگی
(الکترون دهی)

* چون لامپ روشن شده میفهمیم سلول گالوانیه!

(روشن شدن لامپ = تولید انرژی الکتریکی)

: نیم واکنش اکسایش
(نیم واکنش آندی)

: نیم واکنش کاهش
(نیم واکنش کاتدی)



آند : قطب منفی

کاتد : قطب مثبت

آند : لاغرتر همیشه

کاتد : چاق تر همیشه

۴ راه تشخیص آند و کاتد:

۱- از روی حفظ بودن مقایسه قدرت کاهندگی (کاهندگی بیشتر همیشه آند / کاهندگی کمتر همیشه کاتد)

۲- از روی نیم واکنش هایی که گاهی سوال به ما می دهد (نیم واکنش اکسایش آنده / نیم واکنش کاهش کاتده)

۳- جهت جریان الکترون (همواره از کاتد به سمت آند)

۴- نام سلول فارسی یا انگلیسی (آند اول میاد - کاتد دوم میاد)

در مدار بیرونی الکترون ها جریان دارن! (جهت جریان الکترون : از آند به کاتد)

در مدار درونی یون ها جریان دارن!

مدار بیرونی و درونی سلول گالوانی

دیواره متخلخل:

در نیم سلول آند: اکسایش Zn و تولید یون Zn^{2+} در محلول \Rightarrow انباشت بار مثبت در محلولدر نیم سلول کاتد: کم شدن یون های مثبت در برابر یون های منفی محلول \Rightarrow انباشت بار منفی در محلول

\Rightarrow تمایل برای پذیرش الکترون های تولید شده در آند، از بین می رود \Rightarrow جریان الکتریکی تولید شده در سلول از بین می رود.

نقش دیواره متخلخل جلوگیری از این موضوع است!

نقش دیواره متخلخل:

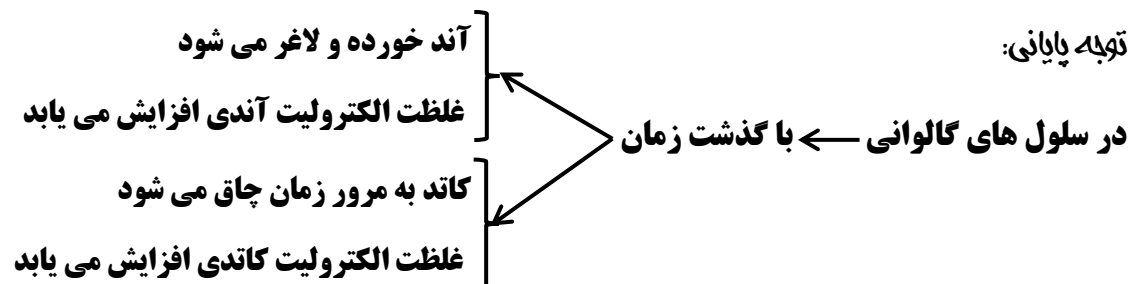
۱- از مخلوط شدن مستقیم و سریع ۲ الکترولیت جلوگیری می کند.

۲- به دلیل منافذ بسیار ریز، به یون های موجود در دو محلول اجازه عبور می دهد تا بار الکتریکی هر دو محلول خنثی شود.

کاتیون ها : به سمت کاتد

آنیون ها: به سمت آند

جهت مهاجرت یون ها از دیواره متخلخل:



اندازه گیری پتانسیل هر نیم سلول با SHE :

در این آموزش می خواهیم یاد بگیریم که چطور قدرت الکترون دهی (کاهندگی) عنصرهای مختلف رو بدون آزمایش (و آزمون و خطا) با هم مقایسه کنیم.

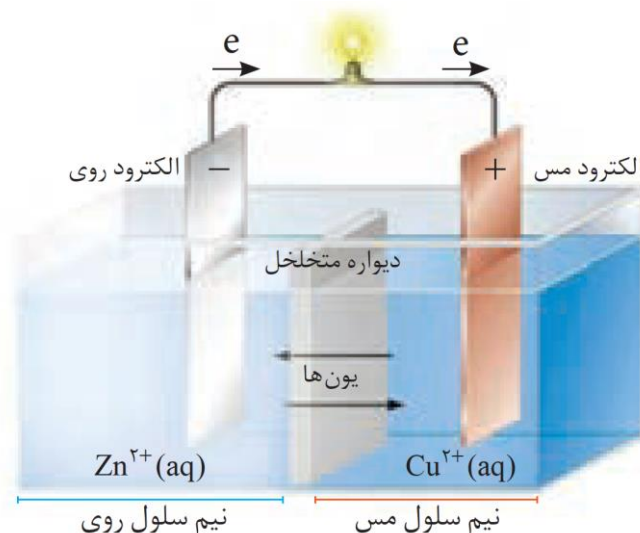
نکات مهم متن کتاب درسی:

✓ سلول گالوانی به دلیل تولید انرژی الکتریکی ویژگی های یک باتری را دارد. (سلول های گالوانی می توانند به عنوان باتری، منبع تولید انرژی الکتریکی باشند).

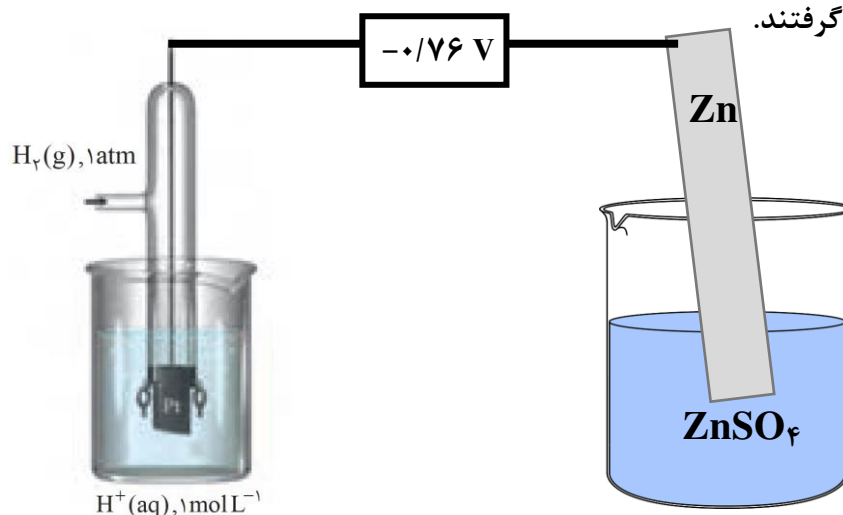
✓ هر سلول گالوانی ولتاژ معینی دارد.

✓ در سلول گالوانی با تغییر هر یک از اجزای سلول، ولتاژ تغییر می کند.

✓ اگر در سلول گالوانی به جای لامپ، ولت سنج قرار گیرد، ولتاژی که ولت سنج نشان می دهد، اختلاف پتانسیل میان دو نیم سلول است. به اختلاف پتانسیل میان دو نیم سلول، نیروی الکتروموتوری (emf) نیز گفته می شود.



✓ اندازه گیری پتانسیل یک نیم سلول به طور جداگانه ممکن نیست و باید این کمیت را به طور نسبی اندازه گیری کرد. شیمی دان ها برای دستیابی به این هدف، نیم سلول استاندارد هیدروژن (SHE) را به عنوان مبنا انتخاب کردند و پتانسیل آن را برابر صفر در نظر گرفتند.



در ادامه با تشکیل سلول گالوانی از هر نیم سلول با نیم سلول SHE توانستند پتانسیل بسیاری از نیم سلول ها را اندازه گیری کرده و در جدولی ثبت کنند.

✓ اندازه گیری های این جدول، در دمای 25°C ، فشار 1atm و غلظت یک مولار برای محلول الکترولیت ها انجام شده است.

در این شرایط، پتانسیل اندازه گیری شده برای هر نیم سلول را پتانسیل استاندارد نیم سلول می نامند و با نماد E° نمایش می دهند.

رتبه بندی فلزها در این جدول، به ترتیب کاهش مقدار E° است و به آن سری الکتروشیمیایی نیز می گویند. (از بالا به پایین مقدار E° در جدول کم می شود)

جدول زیر، پتانسیل کاهش استاندارد (E°) برای برخی نیم سلول ها را نشان می دهد:

نیم واکنش کاهش	$E^{\circ} (\text{V})$
$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^{-} \rightarrow \text{Au}(\text{s})$	$+1/5^{\circ}$
$\text{Pt}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Pt}(\text{s})$	$+1/2^{\circ}$
$\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	$+0/8^{\circ}$
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	$+0/34$
$2\text{H}^{+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	$0/0^{\circ}$
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	$-0/44$
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	$-0/76$
$\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Mn}(\text{s})$	$-1/18$
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^{-} \rightarrow \text{Al}(\text{s})$	$-1/66$
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	$-2/37$

توجه مهم: به جدول بالا، جدول پتانسیل کاهش نیز گفته می شود. از این پس ما برای آن از واژه «جدول پتانسیل کاهش» استفاده می کنیم.

جدول پتانسیل کاهش برخی نیم سلول ها:

نیم واکنش کاهش

الکترون دهی = کاهشگی

ستون اکسند ها (چپ)	ستون کاهشده ها (راست)	$E^{\circ} (V)$
$Au^{3+}(aq) + 3e^{-}$	$\rightarrow Au(s)$	$+1/5^{\circ}$
$Pt^{2+}(aq) + 2e^{-}$	$\rightarrow Pt(s)$	$+1/2^{\circ}$
$Ag^{+}(aq) + e^{-}$	$\rightarrow Ag(s)$	$+0/8^{\circ}$
$Cu^{2+}(aq) + 2e^{-}$	$\rightarrow Cu(s)$	$+0/34^{\circ}$
$2H^{+}(aq) + 2e^{-}$	$\rightarrow H_2(g)$	صفر
$Sn^{2+}(aq) + 2e^{-}$	$\rightarrow Sn(s)$	$-0/14^{\circ}$
$Fe^{2+}(aq) + 2e^{-}$	$\rightarrow Fe(s)$	$-0/44^{\circ}$
$Zn^{2+}(aq) + 2e^{-}$	$\rightarrow Zn(s)$	$-0/76^{\circ}$
$Mn^{2+}(aq) + 2e^{-}$	$\rightarrow Mn(s)$	$-1/18^{\circ}$
$Al^{3+}(aq) + 3e^{-}$	$\rightarrow Al(s)$	$-1/66^{\circ}$
$Mg^{2+}(aq) + 2e^{-}$	$\rightarrow Mg(s)$	$-2/37^{\circ}$

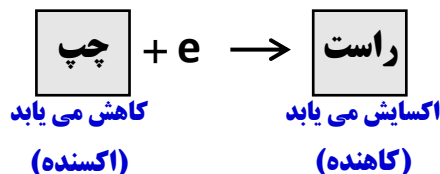
(الکترون دهی کمتر) +

الکترون دهی: افزایش

(الکترون دهی بیشتر) -

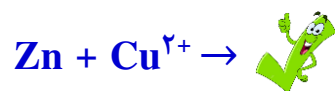
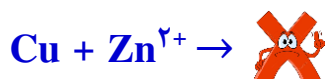
مبنای

نیم واکنش کاهش:



دو کاربرد جدول پتانسیل کاهش:

۱- چه واکنشی انجام پذیر و چه واکنشی انجام ناپذیر است:

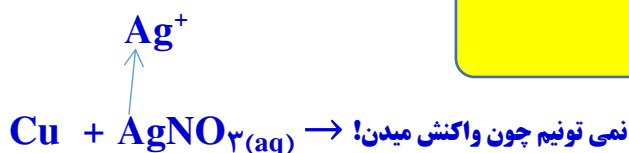


قاعده: کاهشده پایین می تونه با اکسند بالا واکنش بده!

به زبان راحت تر \leftarrow فلز پایین تر می تونه با کاتیون بالاتر واکنش بده.

۲- برای نگهداری محلول از چه ظرف فلزی استفاده کنیم:

قاعده: زمانی می تونیم محلول رو در ظرف فلزی نگهداری کنیم که بین اون ها واکنشی انجام نشه!



به زبان راحت تر \leftarrow فلز ظرف باید موقعیت بالاتری داشته باشد!

بالا تر : کاتد

پایین تر : آند

نیم سلول E°

نیروی الکتروموتوری:

(همواره مثبت) > 0 $E^{\circ}_{\text{آند}} - E^{\circ}_{\text{کاتد}} = E^{\circ}_{\text{سلول}}$ یا emf

عدد کوچک
عدد بزرگ

توجه: اگر emf یا E° سلول عددی منفی شد یعنی آن واکنش انجام ناپذیر (غیرخودبه خودی) است.

* نکات مهم متن کتاب از این قسمت:

✓ جدول پتانسیل کاهش، علامت E° فلزهایی که قدرت کاهندگی بیشتری از H_2 دارند منفی و علامت E° فلزهایی که قدرت کاهندگی کمتری از H_2 دارند مثبت است.

✓ باتری ها نوعی سلول گالوانی بوده و منبع تولید انرژی الکتریکی هستند.

✓ در همه باتری ها با انجام شدن نیم واکنش های آندی (اکسایش) و کاتدی (کاهش)، جریان الکتریکی در مدار بیرونی برقرار می شود.

✓ در فناوری ساخت باتری های جدید نقش فلز Li پررنگ تر است. زیرا Li در بین همه فلزها کمترین چگالی و کمترین E° را دارد به همین دلیل از Li در ساخت باتری های سبک تر، کوچک تر و با توانایی ذخیره بیشتر انرژی استفاده می شود.

✓ باتری های لیتیومی به دو دسته دگمه ای و غیردگمه ای تقسیم می شوند.

باتری های دگمه ای قابل شارژ نیستند، اما غیر دگمه ای قابل شارژ هستند (مثل باتری های به کار رفته در تلفن و رایانه همراه)

نکته مهم: در سوالات زمانی که به ما چند نیم واکنش به همراه E^0 دادند، حتما باید آن ها را به ترتیب اعداد مرتب می کنیم. به طوری که هر نیم واکنش با E^0 کمتر (منفی تر) در موقعیت پایین تر و هر نیم واکنش با E^0 بیشتر (مثبت تر) در موقعیت بالاتر قرار می گیرد.



مثال:

سلول سوختی : گالوانی

برقکافت : الکترولیتی

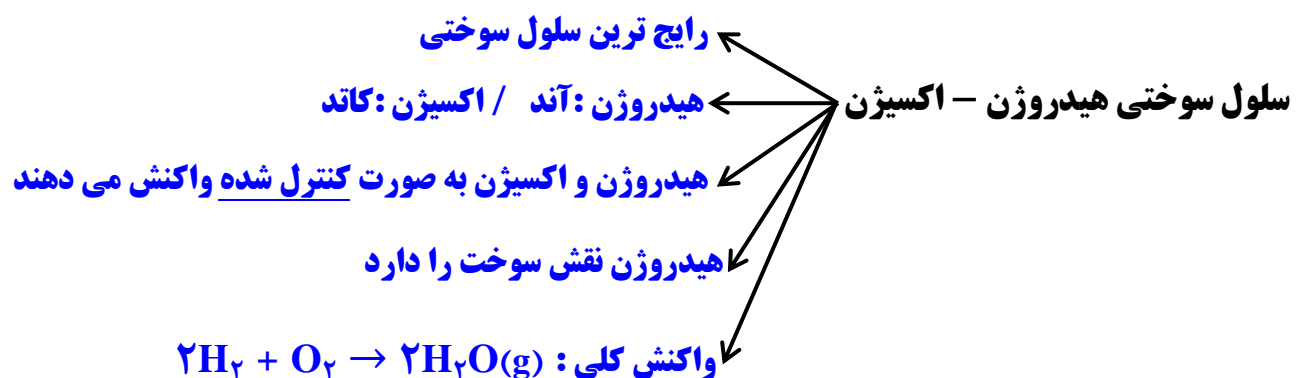
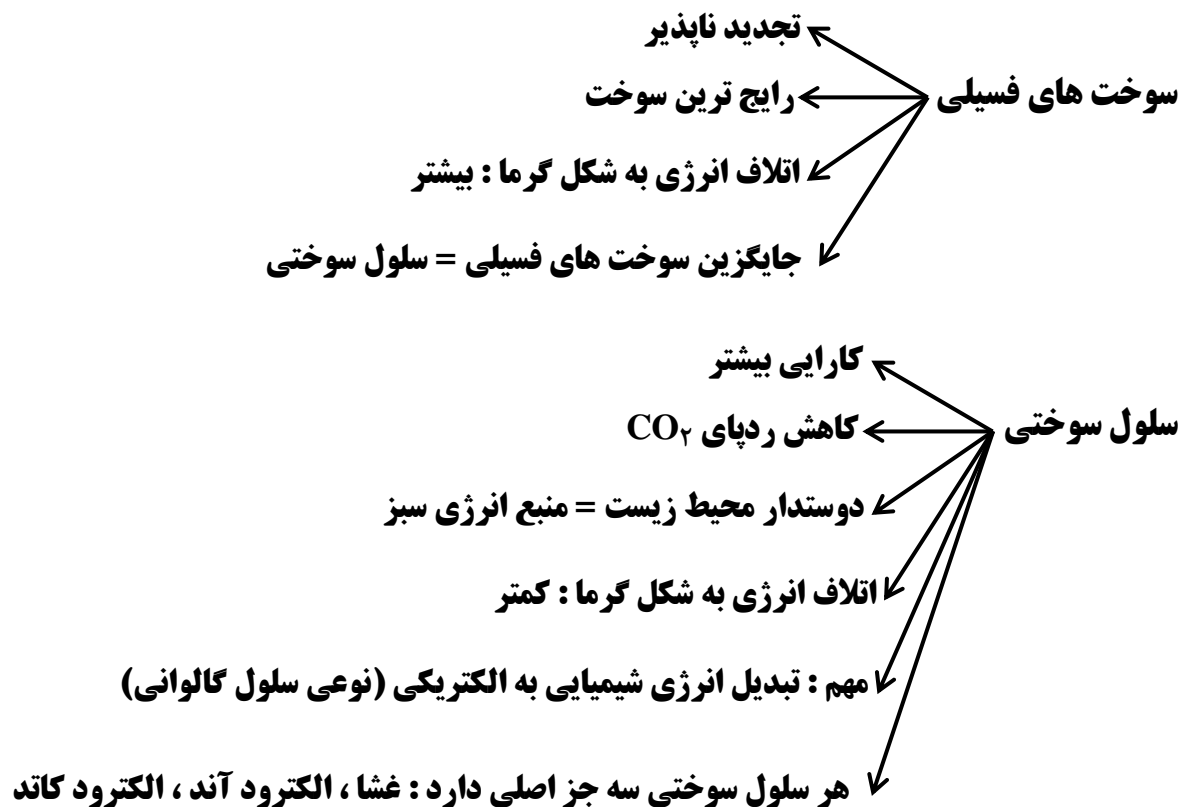
خوردگی و حفاظت کاتدی : گالوانی

استخراج آلومینیوم (فرایند هال) : الکترولیتی

آبکاری : الکترولیتی

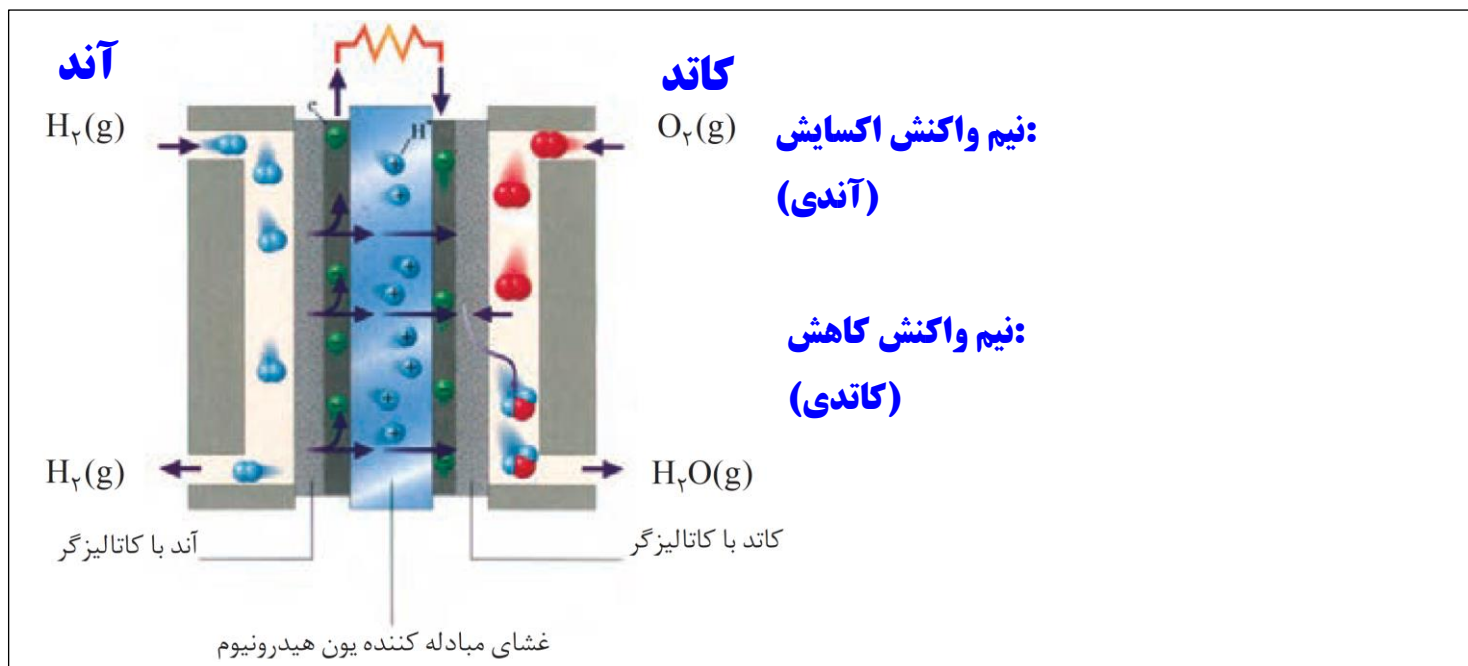
در ادامه می خوانیم...

سلول سوختی منبعی برای تولید انرژی سبز (انرژی الکتریکی)



بررسی شکل سلول سوختی هیدروژن - اکسیژن

↓
آند
↓
کاتد



محاسبه emf یا نیروی الکتروموتوری برای سلول سوختی هیدروژن - اکسیژن :

$$E^{\circ}_{\text{سلول}} = E^{\circ}_{\text{کاتد}} - E^{\circ}_{\text{آند}} = E^{\circ}_{\text{اکسیژن}} - E^{\circ}_{\text{هیدروژن}} \longrightarrow E^{\circ}_{\text{سلول}} = E^{\circ}_{\text{اکسیژن}} = 1/23 \text{ V}$$

نکات مهم متن کتاب درسی:

- ✓ سوزاندن هیدروژن در موتور درون سوز بازدهی نزدیک به ۲۰ درصد دارد در حالی که اکسایش آن در سلول سوختی بازده را تا ۳ برابر (۶۰ درصد) افزایش می دهد.
- ✓ در سلول سوختی هم آند و هم کاتد کاتالیزگر دارند.
- ✓ نقش کاتالیزگر در سلول سوختی ، سرعت بخشیدن به نیم واکنش های اکسایش و کاهش است.
- ✓ در سلول سوختی هیدروژن - اکسیژن ، گاز هیدروژن به عنوان سوخت پیوسته وارد شده ، اکسایش می یابد و هم زمان با آن گاز اکسیژن در واکنش با سوخت کاهش می یابد. روندی که در معادله واکنش (معادله کلی) دیده نمی شود زیرا همه گونه های شرکت کننده در واکنش ، مولکول های خنثی هستند و شمار الکترون های ظرفیت اتم ها در واکنش تغییری نمی کند.

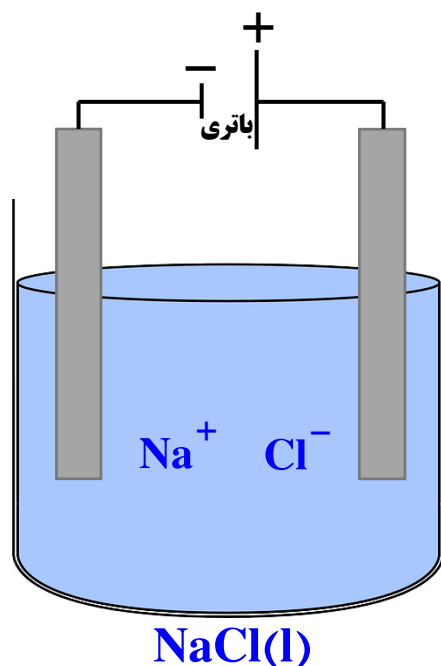
برقکافت (الکترولیز)

سلول الکترولیتی

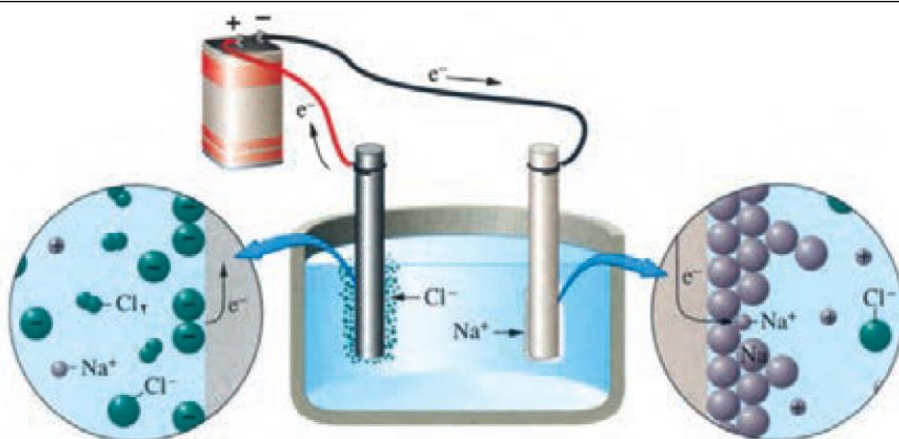
واکنش های غیر خود به خودی

مهم: تجزیه یک ماده به عنصرهای سازنده آن به وسیله جریان برق

برقکافت سدیم کلرید مذاب:

نیم واکنش اکسایش
(آندی)نیم واکنش کاهش
(کاتدی)

بررسی شکل کتاب:



دو سوال مهم:

۱- کدام عنصر در کاتد و کدام عنصر در آند تولید می شود؟

۲- با حذف یون ها و قطب های باتری مشخص کنید آند و کاتد / قطب

مثبت و منفی باتری / کاتیون و آنیون به چه صورت است؟

تفاوت ها و شباهت های سلول گالوانی و الکترولیتی

گالوانی	الکترولیتی
واکنش های خود به خودی	واکنش های غیر خود به خودی
انجام نیم واکنش ها <u>تحت شرایط کنترل شده</u>	انجام نیم واکنش ها توسط <u>جریان برق</u>
دارای الکترود و الکترولیت	دارای الکترود و الکترولیت
جنس الکترود <u>اغلب فلزی</u>	جنس الکترود <u>اغلب گرافیت (نافلزی)</u>
هر الکترود در الکترولیت <u>جداگانه</u> قرار میگیرد	هر دو الکترود در یک الکترولیت <u>مشترک</u> قرار میگیرند
الکترودها توسط سیم به طور مستقیم وصل می شوند.	بین دو الکترود باتری (یا منبع تغذیه جریان برق) قرار میگیرد.
نیم واکنش کاهش در کاتد / نیم واکنش اکسایش در آند	نیم واکنش کاهش در کاتد / نیم واکنش اکسایش در آند
کاتد : قطب مثبت / آند : قطب منفی	کاتد : قطب مثبت / آند : قطب مثبت
دیواره متخلخل دارد	دیواره متخلخل ندارد
کاتیون ها به سمت کاتد / آنیون ها به سمت آند	کاتیون ها به سمت کاتد / آنیون ها به سمت آند
جهت جریان الکترود : از آند مستقیماً به کاتد	جهت جریان الکترود : از قطب منفی باتری به کاتد / از آند به قطب مثبت باتری (کاتد به قطب منفی باتری و آند به قطب مثبت باتری متصل است)

برقکافت آب :



قاعده: در برقکافت آب، نیم واکنش کاهش و نیم واکنش اکسایش هر دو مربوط به آب است:

: نیم واکنش اکسایش

: نیم واکنش کاهش

چند سوال مهم در برقکافت آب:

۱- گاز O_2 در کدام الکترود و گاز H_2 در کدام الکترود تشکیل می شود؟

(در آند چه گازی و در کاتد چه گازی تولید می شود؟)

۲- بازی یا اسیدی شدن محیط آند را مشخص کنید.

۳- بازی یا اسیدی شدن محیط کاتد را مشخص کنید.

آند کاتد

e^- e^-

محلول رقیق الکترولیت

باتری



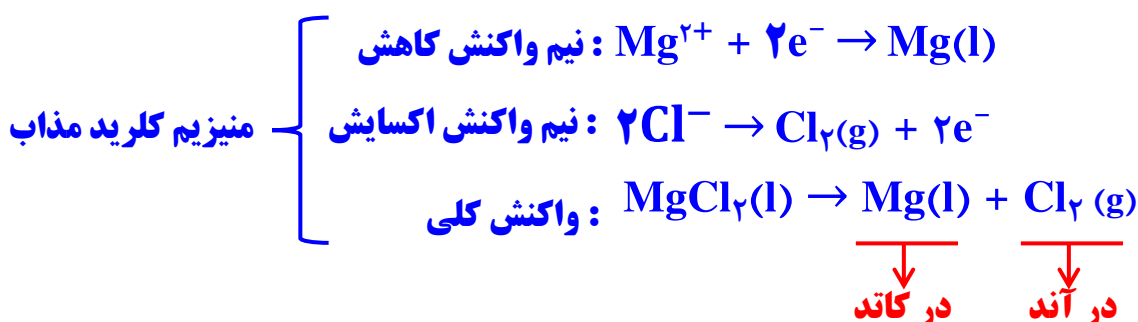
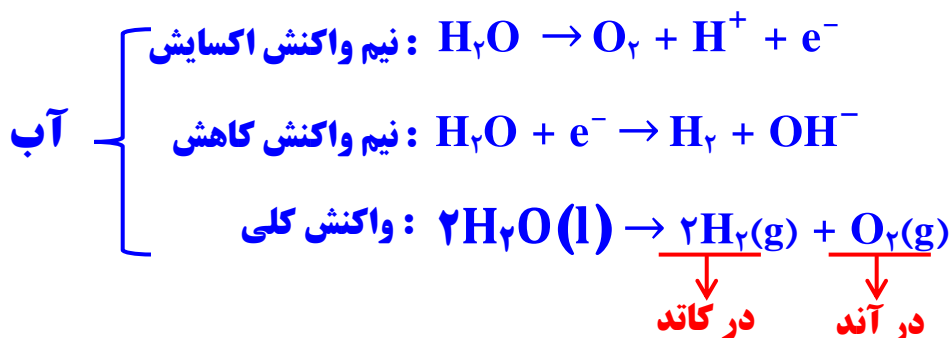
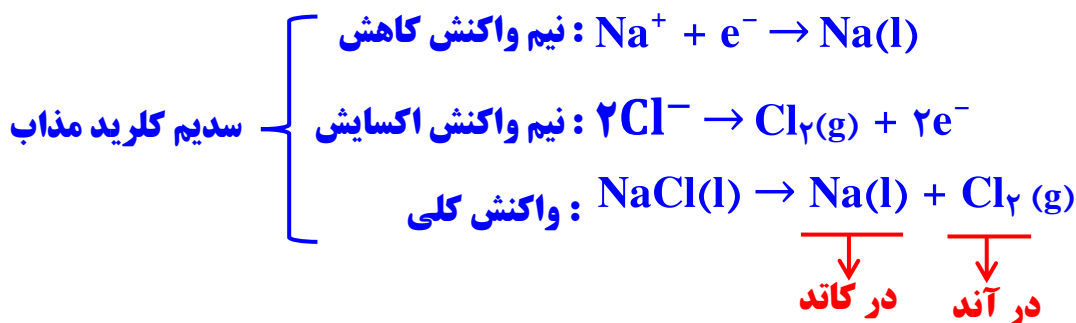
نکات مهم متن کتاب درسی:

- ✓ قطب منفی باتری محل تجمع الکترون و قطب مثبت باتری محل کمبود الکترون است.
- ✓ هدف از برقکافت سدیم کلرید مذاب تولید فلز سدیم است، زیرا فلز سدیم به دلیل واکنش پذیری زیاد (پایداری کم) عنصری کم یاب بوده (در طبیعت به صورت آزاد یافت نمی شود) و به شکل ترکیب در طبیعت یافت می شود.

(فلز سدیم = فلز فعال = واکنش پذیری زیاد = پایداری کم = کاهنده قوی)

- ✓ برای تولید فلزات فعالی همچون سدیم، از طریق برقکافت باید انرژی زیادی مصرف کرد.
- ✓ سدیم کلرید خالص در دمای 801°C ذوب می شود. افزودن کلسیم کلرید (CaCl_2) به آن، دمای ذوب را تا حدود 587°C پایین می آورد.
- ✓ از آنجا که دیگر فلزهای فعال نیز کاهنده های قوی هستند، باید آن ها را همانند سدیم از برقکافت نمک مذاب آن ها تهیه کرد. مثل تهیه منیزیم از برقکافت منیزیم کلرید مذاب در صنعت
- ✓ هدف از تولید برقکافت آب، تولید گاز هیدروژن است. (برای استفاده در سلول های سوختی)
- ✓ آب خالص رسانایی الکتریکی ناچیزی دارد از این رو برای برقکافت آن باید اندکی الکترولیت به آب اضافه کرد.

جمع بندی برقکافت:



خوردگی یک واکنش اکسایش-کاهش ناخواسته :

✓ اکسیژن عنصری بسیار واکنش پذیر است و می تواند هر فلزی را به جز فلزهای نجیب طلا، پلاتین و پالادیوم را به طور خود به خودی اکسید کند.

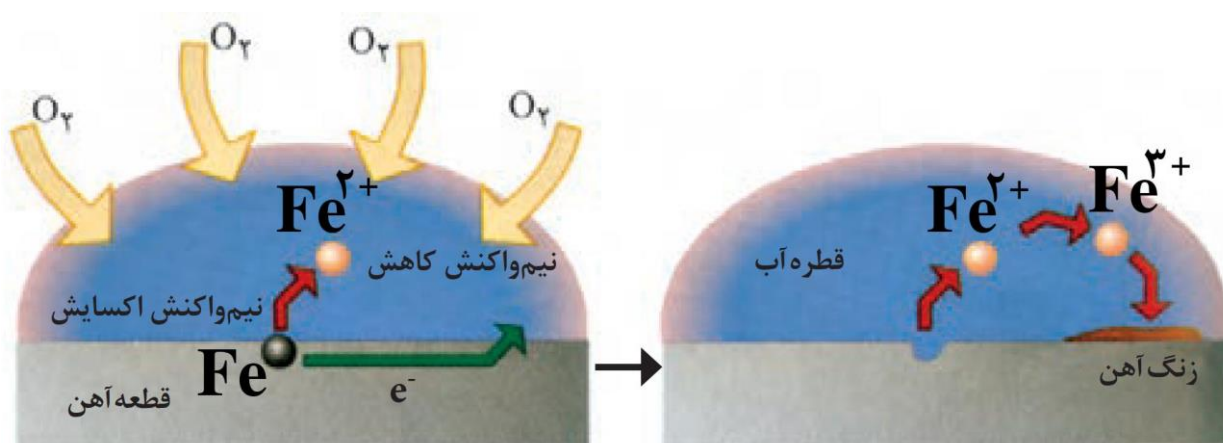
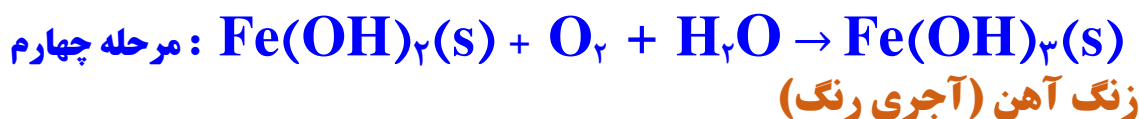
✓ خوردگی فلزات، فرایندی است که در آن فلز به همراه اکسیژن و رطوبت هوا یک سلول گالوانی ایجاد می کنند و باعث تخریب تدریجی فلز می شود.

✓ به ترد شدن، خرد شدن و فرو ریختن فلزات در اثر واکنش اکسایش-کاهش، خوردگی گفته می شود. مانند زنگ زدن آهن و ایجاد زنگار سبز بر روی مس

خوردگی آهن:



اکسیژن در مجاورت رطوبت



نکات مهم متن کتاب درسی:

✓ پتانسیل کاهشی (E°) اکسیژن مثبت است در حالی که پتانسیل کاهشی اغلب فلزها منفی است. به همین دلیل اغلب فلزها تمایل دارند به اکسیژن الکترون بدهند و دچار خوردگی شوند (اکسیژن به عنوان اکسنده تمایل دارد با گرفتن الکترون از فلزها آن ها را اکسید کند)

← پتانسیل کاهشی فلزات طلا، پلاتین و پالادیوم بالاتر (مثبت تر) از اکسیژن است به همین دلیل نمی توانند به اکسیژن الکترون بدهند و دچار خوردگی شوند.

✓ خوردگی فلزها (زنگ زدن فلزها) در مجاورت هوا و رطوبت انجام می شود.

✓ خوردگی آهن در محیط اسیدی به میزان بیشتری رخ می دهد. (زیرا در محیط اسیدی آهن تمایل بیشتری برای از دست دادن الکترون دارد.)



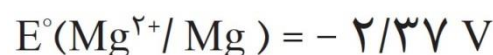
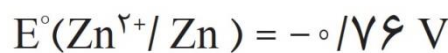
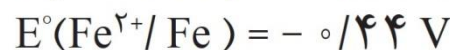
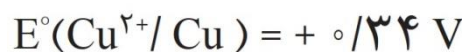
راه های جلوگیری از خوردگی آهن:

ساده ترین راه: ایجاد یک پوشش محافظ از طریق رنگ کردن، قیراندود کردن و روکش دادن (مثل حلبی) است که از رسیدن اکسیژن و رطوبت به سطح فلز جلوگیری می کند (اما نه کامل!)

بهترین راه: حفاظت کاتدی (مثل آهن گالوانیزه)

حفاظت کاتدی (فداکاری فلزها برای حفاظت از آهن):

✓ هنگامی که دو فلز در هوای مرطوب با هم در تماس باشند، برای اکسایش یافتن، با هم رقابت می کنند. ← بدیهی است فلزی که کاهنده تر باشد، در این رقابت برنده می شود و دچار اکسایش می گردد و به این ترتیب فلز دیگر از اکسایش حفظ می شود. به این فرایند حفاظت کاتدی از فلز مورد نظر می گویند.



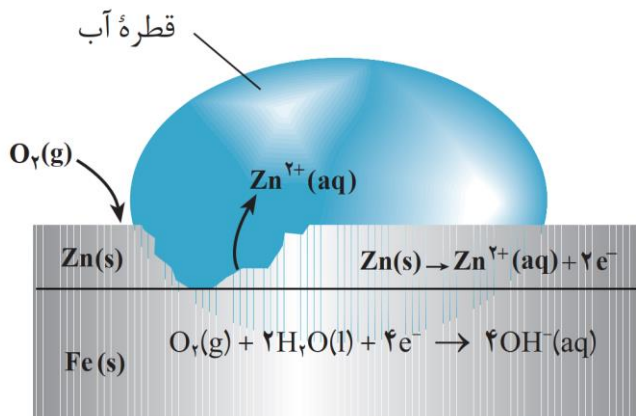
✓ برای حفاظت کاتدی آهن، باید آن را در مجاورت فلزات کاهنده تری همچون Zn یا Mg (با E° پایین تر) قرار داد. در واقع فداکاری این دو فلز سبب جلوگیری از اکسایش آهن می گردد.

✓ فداکاری فلز روی (Zn) برای حفاظت از آهن را آهن سفید یا آهن گالوانیزه می گویند.

✓ در آهن سفید یا گالوانیزه ورقه های آهنی را با پوششی از روی (Zn) می پوشانند. (مثل تانکر آب، کانال کولر و....)

✓ هنگامی که خراشی در سطح آهن گالوانیزه ایجاد شود (در مجاورت هوا و رطوبت)، یک سلول گالوانی ایجاد می گردد و فلز کاهنده تر یعنی Zn دچار اکسایش و خوردگی شده و فلز آهن از اکسایش و خوردگی حفظ می شود. (فلز روی در رقابت برای از دست دادن الکترون برنده می شود)

Zn دچار خوردگی می شود یعنی:



توجه: در فرایند خوردگی همه فلزها، نیم واکنش کاهش مربوط به اکسیژن هوا و رطوبت است.

✓ از آهن سفید یا گالوانیزه نمی توان برای بسته بندی مواد غذایی و کنسروها استفاده کرد زیرا مواد غذایی در مجاورت روی فاسد شده و بوی بدی می گیرند.

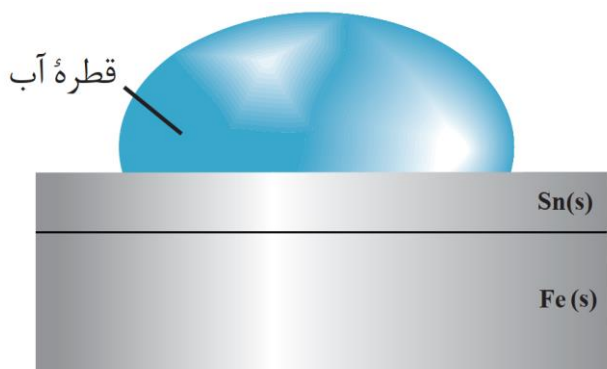
✓ مناسب ترین فلز برای بسته بندی مواد غذایی و کنسروها، فلز قلع (Sn) است، زیرا قلع سمی نیست و مواد غذایی در مجاورت این فلز به مدت بیشتری محافظت می شوند. به همین دلیل برای بسته بندی مواد غذایی و کنسرها، از قوطی های آهنی که با قلع (Sn) پوشیده شده استفاده می شود.

حلبی:

به ورقه های آهنی که با لایه نازکی از قلع (Sn) پوشیده شده اند، حلبی گفته می شود (مثل قوطی های روغن نباتی و کنسروها).

$Sn^{2+}(aq) + 2e^-$	$\rightarrow Sn(s)$	-0.14
$Fe^{2+}(aq) + 2e^-$	$\rightarrow Fe(s)$	-0.44

در اثر ایجاد خراش در سطح حلبی، فلز کاهنده تر یعنی آهن دچار اکسایش می شود و فلز قلع از اکسایش و خوردگی محافظت می شود:



نکات مهم متن کتاب درسی:

✓ بدنه کشتی و لوله های نفتی نمونه هایی از حفاظت آهن با فلز منیزیم است.

✓ باید توجه داشت که با گذشت زمان منیزیم اکسایش یافته و مصرف می شود. از این رو باید به شکل دوره ای تکه های منیزیم را تعویض کرد.

✓ قوطی هایی از جنس حلبی در اثر خراش زودتر و آسان تر دچار خوردگی می شوند.

*توجه: در سلول گالوانی که در فرایند خوردگی تشکیل می شود، دیواره متخلخل وجود ندارد.

در یک نگاه برای موقعیت E^0 ها در بحث خوردگی: Sn

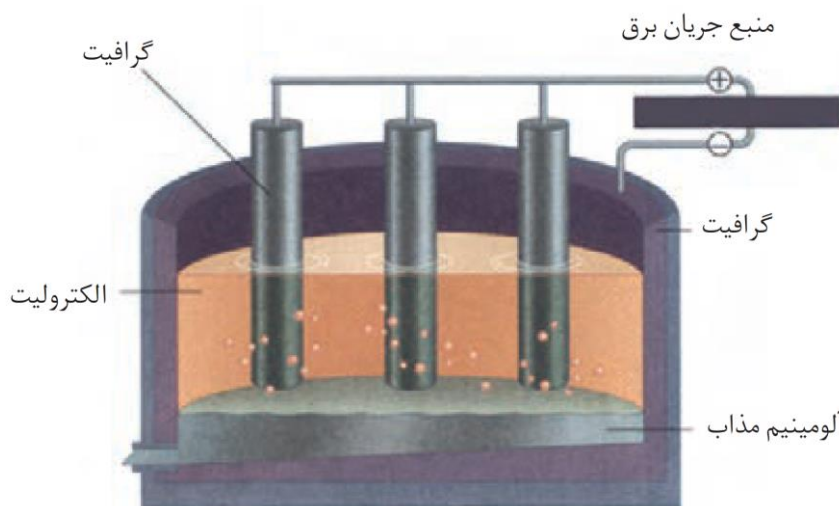
Fe اونی که پایین تره اکسید میشه

Zn اونی که بالاتره حفظ میشه

Mg

استخراج آلومینیوم (فرایند هال) :

- آلومینیوم
- ← فلزی فعال است که به سرعت در هوا اکسید می شود.
 - ← آلومینیوم با اینکه اکسایش می یابد اما خورده نمی شوند و برای مدت طولانی تری استحکام خود را حفظ می کند (برخی فلزهای دیگر نیز این گونه اند).
 - ← در اثر اکسایش با تشکیل یک لایه متراکم و چسبنده از Al_2O_3 ، از ادامه اکسایش جلوگیری می کند و لایه های زیرین دست نخورده می مانند.
 - ← کاربرد: ساخت لوازم خانگی (مثل چرخ گوشت)، هواپیما، کشتی، قطعه ای از موتور خودرو و...
 - ← همانند فلزهای فعال دیگر در طبیعت به شکل ترکیب یافت می شود.
 - ← به شکل بوکسیت (Al_2O_3 به همراه ناخالصی) در طبیعت وجود دارد. (شیمی دهم)
 - ← همانند فلزهای فعال دیگر، از برقکافت نمک های مذاب آن به دست می آید.
 - ← به استخراج آلومینیوم از برقکافت نمک مذاب آن، فرایند هال می گویند (سلول الکترولیتی)



کاتد ← ظرف گرافیتی

آند ← تیغه های گرافیتی

* با توجه به شکل، چگالی آلومینیوم مذاب از الکترولیت مذاب بیشتر است.

* گاز CO_2 در اطراف تیغه های گرافیتی (آند) تشکیل می شود.

* ظرف گرافیتی به قطب منفی باتری وصل است و تیغه های گرافیتی به قطب مثبت باتری متصل اند.

نکات مهم متن کتاب درسی:

✓ فرایند هال به علت مصرف مقدار زیادی انرژی الکتریکی هزینه بالایی دارد؛ از این رو با بازیافت فلز آلومینیم می توان ضمن افزایش عمر یکی از مهم ترین منابع تجدید ناپذیر طبیعت، برخی از هزینه های تولید این فلز را کاهش داد.

✓ تولید قوطی های آلومینیمی از قوطی های کهنه فقط به ۷ درصد از انرژی لازم برای تهیه همان تعداد قوطی از فرایند هال نیاز دارد.

آبکاری:

تعریف: پوشاندن یک جسم با لایه نازکی از یک فلز به کمک سلول الکترولیتی

• فلزی که قرار است روی جسم بنشیند (فلز پوشاننده) : آند (+)

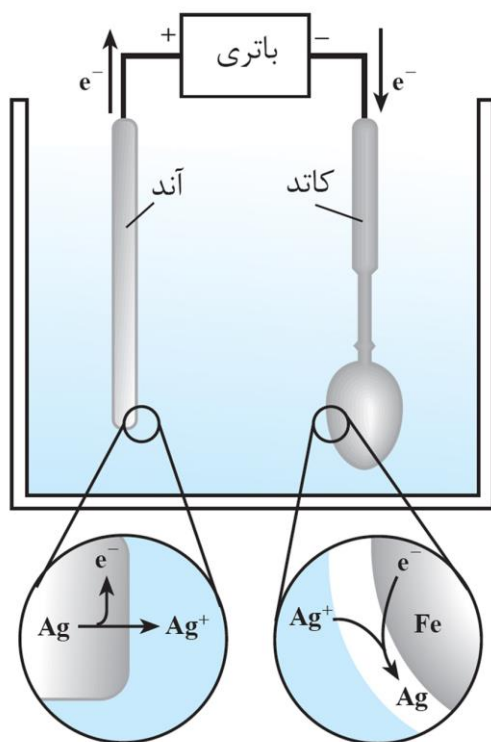
• جسمی که قرار است زیر روکش قرار بگیرد : کاتد (-)

* هم کاتد و هم آند هر دو باید رسانای جریان برق باشند.

* الکترولیت مورد استفاده در آبکاری باید شامل یون های فلز پوشاننده باشد.

* هر دو نیم واکنش کاهش و اکسایش مربوط به فلز پوشاننده است.

مثال : آبکاری با نقره بر روی قاشق آهنی:



* ابتدا در آند اکسایش انجام می شود (الکترون و یون Ag^+)

ایجاد می شود.)

* الکترون ها از طریق سیم به سمت قاشق (کاتد) می روند

* یون های Ag^+ نیز از طریق الکترولیت به سمت قاشق (کاتد)

می روند.

* در سطح قاشق (کاتد)، یون های Ag^+ و الکترون به هم می

پیوندند و اتم Ag بر سطح قاشق تشکیل می شود.

توجه: الکترولیت مورد استفاده حتما باید شامل یون های Ag^+ باشد

مثل محلول AgNO_3