

# آکادمی کنکور دانشگاه تهرانی ها

آدرس:

تهران-میدان انقلاب- ابتدای خیابان آزادی  
خیابان نوپلایح - جنب ایستگاه اتوبوس های انقلاب -

پلاک ۶۲

شماره سلفن :

۰۲۱-۶۶۱۲۵۵۲۴

۰۲۱-۶۶۱۲۵۴۳۸

کلاس کنکور  
مشاوره  
جزوه و کتاب

اولین  
موسسه  
کنکوری  
کشور  
با کادر  
رتبه های  
تک رقمی  
و دو رقمی

برای رتبه برتر شدن باید از رتبه برتر ها یاری خواست



---

# الكتروشيمى كنكوري

---

کاری از: دکتر علیرضا زارع



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

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

الکتروشیمی و زندگی  
تالیف: دکتر زارع  
بیان مفاهیم اساسی و طبقه‌بندی  
مطلوب  
نکات کنکوری

## تعاریف «اکسایش و کا هش»

- ✓ الکتروشیمی: شاخه ای از علم شیمی است که در مورد تبدیل انرژی الکتریکی به شیمیایی و بالعکس، مطالعه می‌کند. پیدایش علم الکتروشیمی مدعیون پژوهش‌های متعدد دانشمندی به نام فارادی، در زمینه‌ی شیمی و الکتریسیته است. کشف بنزن و کلر مایع در شیمی و ساخت موتور الکتریکی و دینام در فیزیک از افتخارات فارادی محسوب می‌شوند.
- ✓ تبدیل انرژی شیمیایی به الکتریکی و بالعکس، از طریق انجام واکنش‌های «اکسایش- کا هش» امکان پذیر است.
- ✓ برای اکسایش و کا هش، سه تعریف مختلف ارائه شده است که در جدول زیر به هر یک اشاره شده است:

### جدول مقایسه‌ای تعاریف مختلف «اکسایش- کا هش»

تعریف	اکسایش (عامل اکسنده)	منتقل می‌شود	کا هش (عامل کاهنده)
1	گرفتن اکسیژن (ترکیب با اکسیژن) $CuO + C \rightarrow Cu + CO_2$ کا هش یافته	اکسیژن	از دست دادن اکسیژن کا هش یافته
2	گرفتن هیدروژن (ترکیب با هیدروژن) $Cl_2 + H_2 \rightarrow 2HCl$ کا هش یافته	هیدروژن	از دست دادن هیدروژن کا هش یافته
3	گرفتن الکترون (کا هش عدد اکسایش) $Fe^{3+} + 1e^- \rightarrow Fe^{2+}$ کا هش یافته	الکترون	از دست دادن الکترون (افزایش عدد اکسایش) $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ کا هش یافته

- ✓ هر واکنش «اکسایش- کا هش»، از دو نیم واکنش اکسایش و کا هش تشکیل شده است.
- ✓ در هر واکنش «اکسایش- کا هش» یک عنصر که اکسایش می‌یابد (اکسید می‌شود) عامل کاهنده است و هر عنصری که کا هش می‌یابد (کا هیده می‌شود) عامل اکسنده به حساب می‌آید. به عنوان مثال در واکنش زیر:



- ✓ فلز Mg، اکسیژن گرفته و اکسایش یافته است پس عامل کاهنده می‌باشد. Mg کاهنده‌ی  $O_2$  است.
- ✓  $O_2$  کا هش یافته است پس اکسنده‌ی Mg می‌باشد.
- ✓ ذره‌ی اکسنده، الکترون می‌گیرد و ذره‌ی کاهنده، الکترون از دست می‌دهد.

### مفهوم و تعیین عدد اکسایش

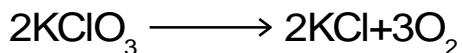
✓ برای تشخیص آسانتر عوامل اکسنده و کاهنده در یک واکنش، میتوان از عدد اکسایش و تغییر آن استفاده کرد.

✓ «عدد اکسایش» یک اتم برابر تعداد الکترونهایی است که آن اتم برای تبدیل شدن به یک اتم خنثی، باید بگیرد یا از دست بدهد.

به عنوان مثال: یون آهن  $Fe^{2+}$  با گرفتن دو الکtron به یک اتم خنثی تبدیل میشود. بنابراین عدد اکسایش آهن در یون  $Fe^{2+}$ ، برابر 2 است.

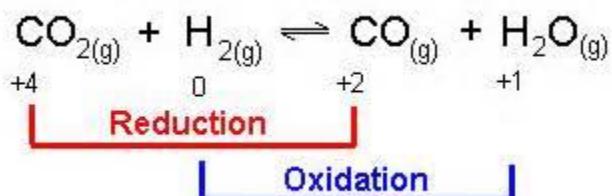
✓ تفاوت حالت‌های اکسایش یک اتم را «تغییر عدد اکسایش» می‌گویند.

✓ مثال: به واکنش زیر توجه کنید:

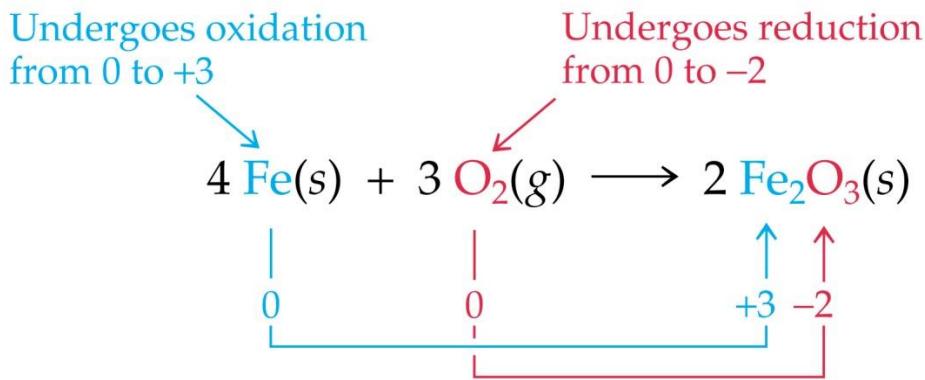


در واکنش فوق؛ هر اتم کلر 6 درجه کاهش و هر اتم O، 2 درجه اکسایش یافته است پس اتم کلر که کاهش یافته، عامل اکسنده (اکسنده‌ی O) و اتم اکسیژن که اکسایش یافته، کاهنده‌ی Cl است.

مثال:



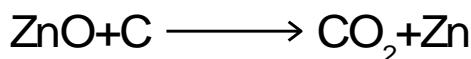
در واکنش فوق؛ هر اتم کربن 2 درجه کاهش و هر اتم هیدروژن، 1 درجه اکسایش یافته است پس اتم کربن که کاهش یافته، عامل اکسنده (اکسنده‌ی O) و اتم هیدروژن که اکسایش یافته، کاهنده‌ی کربن است.



در واکنش فوق؛ هر اتم اکسیژن 2 درجه کاهش و هر اتم آهن، 3 درجه اکسایش یافته است پس اتم اکسیژن که کاهش یافته، عامل اکسیده (اکسیده‌ی آهن) و اتم آهن که اکسایش یافته، کاهنده‌ی کربن است.

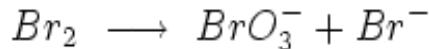
✓ در اغلب واکنش‌های «اکسایش-کاهش»، یونهایی وجود دارند که عدد اکسایش آن‌ها تغییر نمی‌کند. این یونها در واقع در واکنش‌های «اکسایش-کاهش» شرکت نمی‌کنند و یون ناظر (تماشاچی) هستند.

✓ در مثال زیر، اتمهای O، یون ناظر هستند چون عدد اکسایش آنها تغییر نمی‌کند:

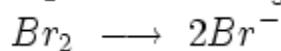
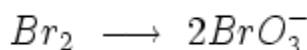


✓ در برخی واکنش‌ها «اکسایش-کاهش» ممکن است یک عنصر هم اکسایش یابد هم کاهش. در این صورت عنصر مذکور هم عامل کاهنده است هم عامل اکسیده. چنین واکنش‌هایی را واکنش «تسهیم نامتناسب» می‌گویند.

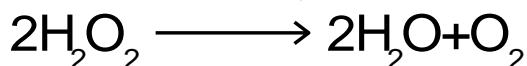
معادله واکنش زیر را در محلول قلیایی در نظر بگیرید:



در این واکنش یک ماده  $\text{Br}_2$ ، هم اکسید و هم کاهنده می‌شود. چنین واکنشی تسهیم نامتناسب یا خود اکسایش-کاهش نامیده می‌شود:



واکنش زیر هم یک واکنش تسهیم نامتناسب است:



نیمی از اتمهای O کاهش و نیمی از آنها اکسایش یافته است.

۷ نکته: هرگاه یک عنصر در ترکیبی دارای بالاترین عدد اکسایش (برابر با شماره گروه اصلی) خود باشد، آن عنصر فقط میتواند اکسنده باشد زیرا توانایی اکسایش بیشتر را ندارد.  
مثال:

فلزات قلیایی	فلزات قلیایی خاکی	گروه 13	گروه 14	گروه 15	گروه 16	گروه 17
+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7

۷ نکته: اگر عنصر نافلزها در یک ترکیب دارای کوچکترین عدد اکسایش (برابر با 18- شماره گروه اصلی) خود باشد، فقط میتواند کاهنده باشد.  
مثال:

گروه 14	گروه 15	گروه 16	گروه 17
-4	-3	-2	-1

۷ نکته: اگر عنصر مذکور دارای عدد اکسایش بینابین بزرگترین و کوچکترین عدد اکسایش خود باشد، هم میتواند کاهنده و هم اکسنده باشد.

گروه 14	گروه 15	گروه 16	گروه 17
$-4 < n < 4$	$-3 < n < 5$	$-2 < n < 6$	$-1 < n < 7$

۷ نکته: از بین عناصر جدول تناوبی عنصرهای زیر فقط و فقط دارای یک نوع عدد اکسایش هستند:

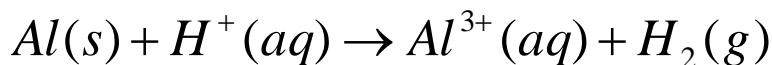
F <sup>-1</sup>	Cd <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	B <sup>+3</sup>	Sc <sup>3+</sup>	Al <sup>3+</sup>	قلیایی خاکی
-1	+2	+2	+1	+3	+3	+3	+1

نکته: بور در حالت کاتیونی پایدار نیست به همین خاطر در پیوندهای کوالانسی مشارکت میکند.

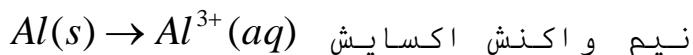
**موازنی و اکنشهای «اکسایش- کاهم» از طریق: تنظیم نیم و اکنشهای (OX-RED)**

✓ در این روش با توجه به تغییر حالت‌های اکسایش و تعیین عنصرهای کاهم یافته و اکسایش یافته، معادله اکنش را به صورت دو نیم و اکنش می‌نویسیم. سپس هر نیم و اکنش را به

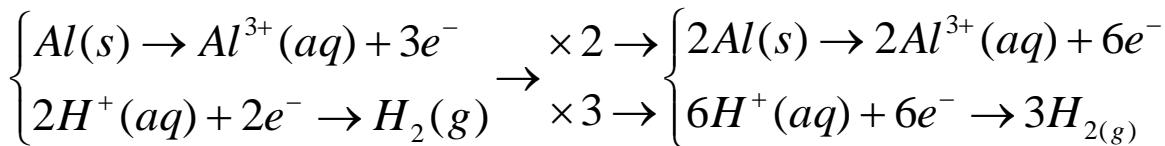
طریق وارسی موازنه کرده و در نهایت آن دو نیم واکنش را با هم جمع می‌کنیم.  
مثال: معادله‌ی زیر را موازنه کنید.



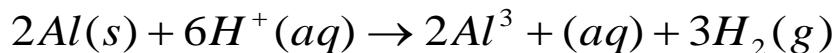
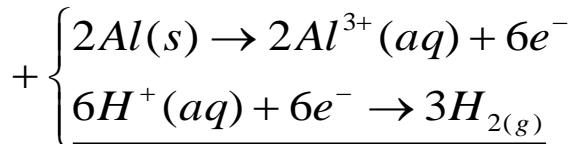
مرحله‌ی 1: نوشتن واکنشهای اکسایش و کاهش



مرحله‌ی 2: با توجه به این که در واکنشهای «اکسایش-کاهش» تعداد الکترونهایی که از دست داده می‌شود، توسط عنصر دیگر گرفته می‌شوند، پس معادله‌ی هر نیم واکنش را در ضریب الکترونهای معادله‌ی دیگر، ضرب می‌کنیم تا ضرایب الکترونها برابر شود.



حال دو نیم واکنش را بعد از حذف کردن الکترونها از طرفین واکنش با هم جمع می‌کنیم:



✓ واکنشهای یونی «اکسایش-کاهش» را می‌توانید به روشنی وارسی که در شیمی سال سوم یاد گرفته‌اید، موازنه نمایید. به طوری که علاوه بر موازنه‌ی اتم، مجموع بارهای الکتریکی دو طرف را هم بایستی برابر نمود.

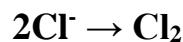
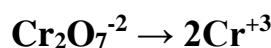
## روش یون-الکترون برای موازنی معادلات اکسایش-کاهش

در موازنی معادلات به روشنیون-الکترون، دو روش که با هم کمی متفاوت‌اند، مورد استفاده قرار می‌گیرد. یکی برای واکنشهایی که در محلول اسیدی انجام می‌گیرد و دیگری برای

و اکنشهایی که در محلول قلیایی صورت می‌پذیرد. مثالی برای و اکنشهایی که در محلول اسیدی رخ می‌دهد، عبارت است:

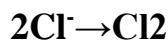
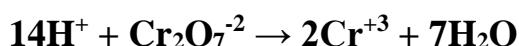
$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cr}^{+3} + \text{Cl}_2$$

این و اکنش موازن نشده، طی عملیات زیر موازن می‌شود:  
ابتدا معادله را به صورت دو معادله جزئی که یکی برای نشان دادن اکسایش و دیگری برای نشان دادن کاهش است، تقسیم کرده و عنصر مرکزی را در هر یک از این نیم و اکنش‌ها موازن می‌کنیم:



اتمهای O و H را موازن می‌کنیم. در سمتی که کمبود اکسیژن دارد، به ازای هر اکسیژن یک  $\text{H}_2\text{O}$  اضافه می‌کنیم و در سمتی که کمبود هیدروژن دیده می‌شود، با افزودن تعداد مناسب  $\text{H}^+$  آن را جبران می‌کنیم. در مثال بالا، طرف راست، معادله جزئی اول 7 اتم اکسیژن کم دارد، پس به طرف مزبور  $7\text{H}_2\text{O}$  افزوده می‌شود. پس اتمهای H معادله جزئی اول را با اضافه کردن چهارده  $\text{H}^+$  به طرف چپ معادله، موازن می‌کنیم.

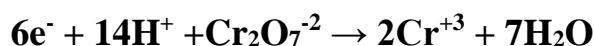
معادله جزئی دوم، بصورت نوشته شده، از لحاظ جرمی، موازن است:



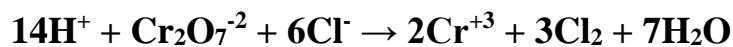
در مرحله بعد، باید معادلات جزئی را از نظر بار الکتریکی موازن می‌کنیم. در معادله جزئی جمع جبری بار الکتریکی طرف چپ برابر  $12+$  و در طرف راست  $6+$  است. 6 الکترون به سمت چپ اضافه می‌شود تا موازن بار برای معادله جزئی اول حاصل شود. معادله دوم با افزودن دو الکترون به طرف راست ان موازن می‌شود، ولی چون تعداد الکترونهای از دسترفته در یک معادله جزئی باید برابر تعداد الکترونهای بددست آمده در معادله جزئی دیگر باشد، بنابراین بایستی طرفین معادله جزئی دوم را در عدد 3 ضرب بنماییم تا اصل یادشده را رعایت

کرد ۵

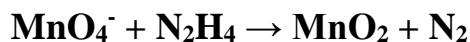
باشیم:



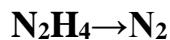
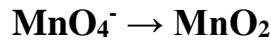
معادله نهایی ، با افزایش دو معادله جزئی و حذف الکترونها بدست می آید:



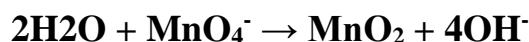
- مثالی برای واکنشهایی که در محلول قلیایی صورت می‌گیرد :



معادله به دو معادله جزئی تقسیم می‌شود:

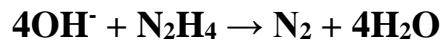


برای موازن H و O در این واکنشها ، درستی که کمبود اکسیژن دارد ، به ازای هر اتم اکسیژن  $2OH^-$  و سمت دیگر یک  $H_2O$  اضافه می‌کنیم و در سمتی که کمبود هیدروژن دارد به ازای هر اتم هیدروژن ، یک  $H_2O$  و در سمت مقابل یک  $OH^-$  اضافه می‌کنیم . سمت راست معادله جزئی اول دو اتم O کم دارد . لذا  $4OH^-$  به سمت راست و  $H_2O_2$  به سمت چپ می‌افزاییم:



برای موازن جرمی معادله جزئی دوم ، باید چهار اتم هیدروژن به سمت راست اضافه کنیم ، لذا  $4H_2O$  به سمت راست و

$4OH^-$  به سمت چپ اضافه می‌کنیم:



برای موازنی بار الکتریکی، هر جا لازم است، الکترون اضافه می‌کنیم و در اینجا بطرف چپ معادله جزئی اول، سه الکترون و بطرف چپ معادله جزئی دوم، چهار الکترون افزوده می‌شود و برای موازنی کردن الکترون‌های بدست آمده و از دست رفته، مضرب مشترک گرفته و معادله اول را در ۴ و معادله دوم را در ۳ ضرب می‌کنیم:

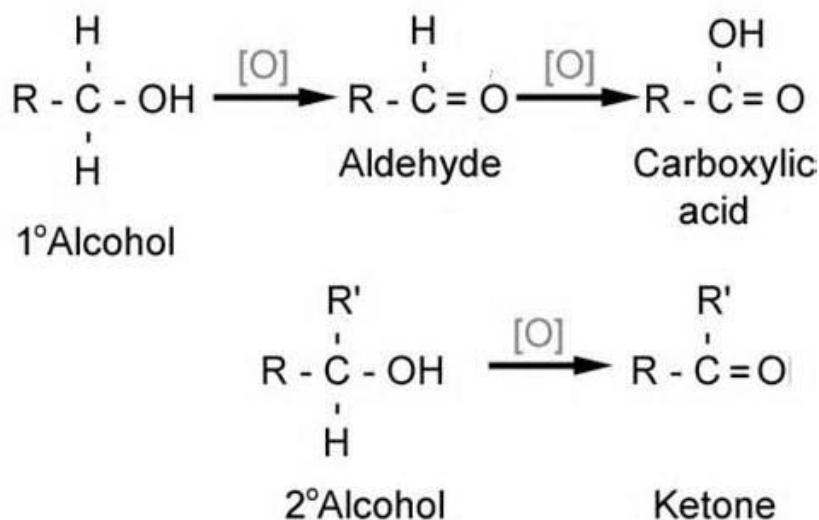


جمع دو معادله جزئی، معادله نهایی را بدست می‌دهد:



### الکلها، آلدهیدها و کتونها

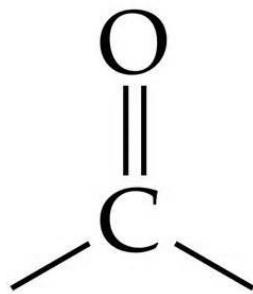
الکلها: دسته‌ای از ترکیب‌های آلی هستند که دارای گروه عاملی  $-OH$  متعلق به C (کربن) هستند و به سه دسته نوع اول، نوع دوم و نوع سوم، دسته بندی می‌شوند.  
 ✓ از اکسایش الکل‌های نوع اول و دوم به ترتیب آلدهیدها و کتونها حاصل می‌شوند.



نکته طلایی: الکل های نوع سوم اکسایس نمی‌یابند. زیرا H متصل به C دارای گروه OH ندارند.

نکته: آلدہیدها خاصیت کا هندگی قابل توجهی دارند و به سادگی اکسایش می‌یابند و به کربوکسیلیک اسیدها تبدیل می‌شوند. کتونها خاصیت کا هندگی ندارند و در برابر اکسایش مقاوم هستند.

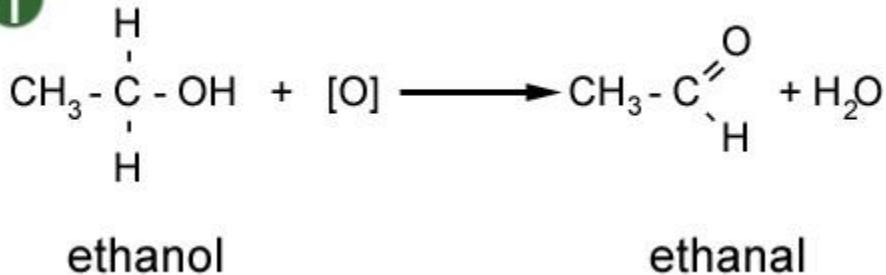
- ✓ علت خاصیت کا هندگی و اکسایش یافتن آلدہیدها، به وجود اتم H در کربن دارای گروه کربونیل مربوط می‌شود.



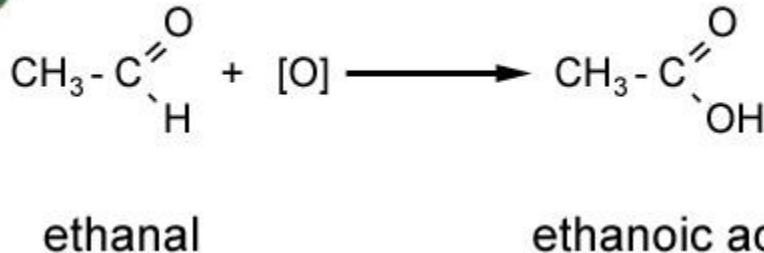
گروه عاملی کربونیل

نکته: در اثر اکسایش آلدہیدها اسیدهای کربوکسیلیک بدست می‌آید.

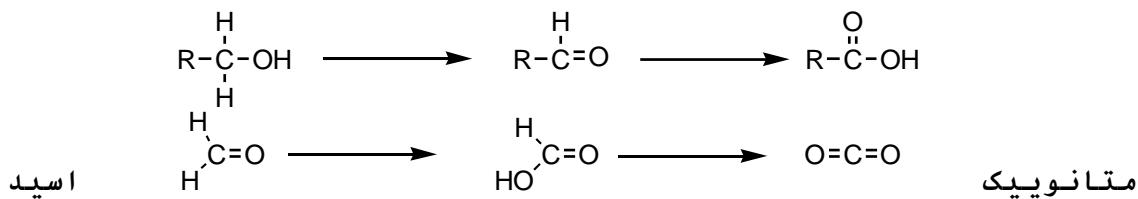
1



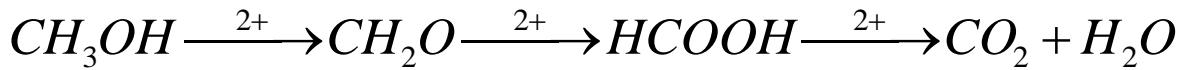
2



از بین کربوکسیلیک اسیدها، متانوییک اسیدها نیز دارای H متصل به کربن گروه کربوکسیل است. بنابراین متانوییک اسید هم اکسایش یافته و به کربن دی اکسید و آب تبدیل می‌شود:



نکته: تغییر درجه اکسایش کربن، در هنگام اکسایش الکل ها و آلدهیدها، در هر مرحله برابر با 2 درجه است:



متانال

متانوییک اسید  
اتانول

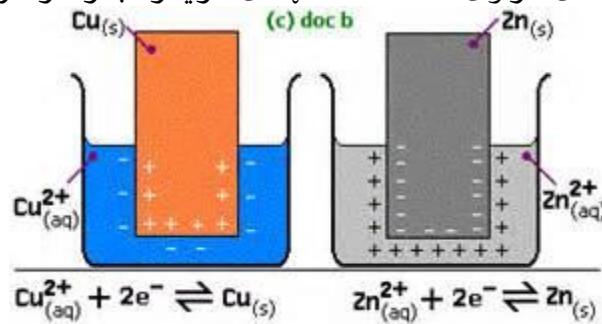
مفهوم الکترود و نیم سلول

- ✓ هنگامی که یک رسانای الکترونی (فلزی) در تماس با یک رسانای یونی (محلول الکترولیت) قرار گیرد، مجموعه‌ی حاصل را «نیم سلول» می‌گویند.



### نیم سلولهای مس و روی

- ✓ نیم سلول روی: به محض وارد کردن تیغه‌ی روی و مس در محلول آبی یون‌های روی، تعادلهای زیر برقرار می‌شود:



- ✓ هر الکترود شامل تیغه‌ای فلزی است که در داخل محلول حاوی کاتیونهای آبپوشیده‌ی خود قرار دارد.

- ✓ پتانسیل الکترودی: اختلاف پتانسیل بین تیغه و محلول دارای کاتیون آن را «پتانسیل الکترودی» می‌گویند که در واقع یک اختلاف ولتاژ است.

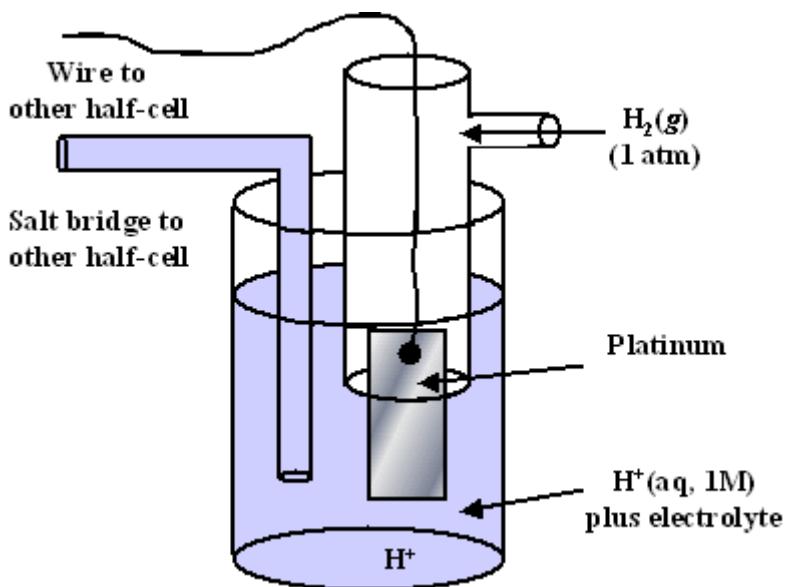
- ✓ بسته به نوع فلز ممکن است پتانسیل تیغه نسبت به محلول (در هر نیم سلول)، مثبت یا منفی باشد:

- ✓ فلزهایی که در سری الکتروشیمیایی بالای هیدروژن قرار دارند، فلزهای فعل محسوب شده و در نیم سلول آنها تیغه نسبت به محلول، منفی است. مثل: نیم سلول  $Zn^{2+}/Zn$ . ( مطابق شکل بالا)

- ✓ فلزهایی که در سری الکتروشیمیایی زیر هیدروژن قرار دارند، تیغه‌ی الکترود آنها نسبت به محلول، بار مثبت دارد. مثل: نیم سلول  $Cu^{2+}/Cu$ . ( مطابق شکل بالا)

## الکترود استاندارد هیدروژن (SHE)

✓ از آن جایی که اندازه گیری پتانسیل یک الکترود، به طور جداگانه امکان پذیر نیست، شیمیدانها تصمیم گرفتند که برای حل این مشکل یک نیم سلول استاندارد را به عنوان مبدأ انتخاب کنند و مقدار پتانسیل آن را برابر صفر در نظر بگیرند. این نیم سلول استاندارد، الکترود استاندارد هیدروژن (SHE) است.



سلول استاندارد هیدروژن

- ✓ برای SHE، ویژگی‌ها و شرایط زیر را در نظر می‌گیرند:

  1. جنس تیغه از فلز پلاتین (Pt) است.
  2. محلول الکترولیت شامل هیدروکلریک اسید (HCl) یک مolar، با  $PH=0$  است.
  3. گاز هیدروژن با فشار  $100KPa = 1atm = 760mmHg$  وارد محلول شود.
  4. در SHE تعادل زیر برقرار است:  

$$2H^+(aq) + 2e \rightleftharpoons H_2(g), E^\circ = 0/00V$$
  5. در همهٔ دماها، پتانسیل الکترودی SHE برابر  $0/00$  ولت در نظر می‌گیرند.

پس پتانسیل استاندارد، یک کمیت نسبی است.

### سری الکتروشیمیایی و کاربردهای $E^{\circ}$ مفهوم $E^{\circ}$

- ✓ پتانسیل الکترودی استاندارد را با نماد  $E^{\circ}$  نشان می‌دهند.
  - به  $E^{\circ}$  سلول‌ها، نیروی الکتروموتوری (emf) گفته می‌شود.
  - ✓ پتانسیل الکترودی استاندارد نیم سلول هیدروژن ( $2H^{+}/H_2$ ) در هر دمایی به عنوان مبنا و صفر در نظر گرفته می‌شود.
  - ✓  $E^{\circ}$ : عددی بر حسب ولت است که نشان دهنده میزان تمایل یک گونه برای جذب الکترون و کاهش یافتن است.
- گونه‌ی کاهنده  $\leftrightarrow ne^- + \text{گونه‌ی اکسنده}$  (کاهش می-

یابد)

- ✓ بنا به قرارداد؛ پتانسیل الکترودی استاندارد را به صورت پتانسیل کاهشی در نظر می‌گیریم و آن را با نماد  $E^{\circ}$  نشان می‌دهیم. به عنوان مثال پتانسیل الکترودی استاندارد چند عنصر در زیر معرفی می‌شود:

$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \leftrightarrow Zn(s)$	$E^{\circ}(Zn^{2+}/Zn) = -0/76V$
$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \leftrightarrow Fe(s)$	$E^{\circ}(Fe^{2+}/Fe) = -0/44V$
$2H^{+}(aq) + 2e^- \leftrightarrow H_2(g)$	$E^{\circ}(2H^{+}/H_2) = 0/00V$
$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \leftrightarrow Cu(s)$	$E^{\circ}(Cu^{2+}/Cu) = +0/34V$
$Ag^{+}(aq) + 1e^- \leftrightarrow Ag(s)$	$E^{\circ}(Ag^{+}/Ag) = +0/80V$

- ✓ توصیه می‌شود مقدار عددی  $E^{\circ}$ ، پنج نیم واکنش فوق حفظ شوند.

### مفهوم علامت $E^{\circ}$

- $E^{\circ} < 0$ : نشان دهنده تمایل کمتر گونه، برای کاهش یافتن در مقابل  $H^+$  است، به عبارتی عنصری که  $E^{\circ}$  منفی دارد برای کاهش یافتن در برابر  $H^+$ ، اکسایش می‌یابد و برنده‌ی کاهش یافتن،  $H^+$  است.

یعنی هیدروژن در مقابل این گونه صدرصد احیا می‌شود.

- $E^{\circ} > 0$ : نشان دهنده تمایل بیشتر گونه، برای کاهش یافتن در مقابل  $H^+$  است. در میدان الکترونی برای کاهش یافتن، عنصر با  $E^{\circ}$  مثبت برنده می‌شود و هیدروژن اکسایش می‌یابد. عنصر با  $E^{\circ}$  مثبت نسبت به هیدروژن، اکسنده‌تر است.

یعنی هیدروژن در مقابل این گونه صدرصد اکسایش می‌یابد.

؟ نکته: هر چه  $E^\circ$  بزرگتر (مثبتتر) باشد، تمایل گونه‌ی سمت چپ در نیم واکنشها، برای کاهش یافتن و اکسنده بودن بیشتر است.

$$E^\circ \text{ بزرگتر} = \text{کاهش راحتتر} = \text{اکسنده‌ی قویتر}$$

؟ نکته: هر چه  $E^\circ$  کوچکتر (منفی‌تر) باشد، گونه‌ی سمت راست نیم واکنشها کاهنده‌ی قوی‌تری است.

$$E^\circ \text{ کوچکتر} = \text{اکسایش راحتتر} = \text{کاهنده‌ی قویتر}$$

### سری الکتروشیمیایی

✓ اگر فلزها (و سایر عنصرها) را به ترتیب افزایش پتانسیل کاهشی استاندارد ( $E^\circ$ )، رتبه بندی کنیم، مجموعه‌ی سودمندی به نام «سری الکتروشیمیایی» به دست می‌آید. در سری الکتروشیمیایی؛ عنصرهایی که  $E^\circ$  کمتر (منفی‌تر) دارند در بالای جدول و عنصرهای با  $E^\circ$  بزرگتر، در پایین سری قرار می‌گیرند.

✓ در سری الکتروشیمیایی؛ هیدروژن در میانه‌های جدول، عنصرهایی که  $E^\circ$  منفی دارند در بالای هیدروژن و عنصرهای با  $E^\circ$  مثبت، در زیر هیدروژن قرار می‌گیرند.

نکته طلایی: فلزهایی که  $E^\circ$  منفی دارند با هیدروکلریک اسید (HCl) وارد واکنش می‌شوند. بنابراین نمی‌توان محلول HCl را درون ظرفهایی نگه داری کرد که فلز سازنده‌ی آن‌ها،  $E^\circ$  منفی دارد.

✓ کمترین  $E^\circ$  مربوط به فلزلیتیم (Li) است، پس این فلز کاهنده‌ترین و اکسایش یافتنی‌ترین عنصر سری عنصری که در برابر لیتیم قرار گیرد، کاهش می‌یابد. بیشترین مقدار  $E^\circ$  مربوط به گاز فلوئور ( $F_2$ ) است ( $F_2(g)$ ) اکسنده‌ترین و کاهش یافتنی‌ترین عنصر جدول سری الکتروشیمیایی است. هر عنصری که در برابر  $F_2$  قرار گیرد، اکسایش می‌یابد. فلز لیتیم، (Li) قوی‌ترین کاهنده و گاز فلوئور ( $F_2$ )، قوی‌ترین اکسنده، است.

نیم واکنشهای اکسایش- کاهش (oxidant + e <sup>-</sup> reductant)	$E^\circ$ (V)
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	-3.04
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2.92
$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ba}$	-2.90
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$	-2.87
$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$	-2.71
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2.37
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1.66
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})} + 2\text{OH}^-$	-0.83

$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	-0.76
$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	-0.44
$Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$	-0.25
$Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$	-0.14
$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$	-0.13
$Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow Fe$	-0.02
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_{2(g)}$	0.00
$Sn^{4+} + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}$	0.15
$Cu^{2+} + e^- \rightarrow Cu^+$	0.15
$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \rightarrow H_2SO_3 + H_2O$	0.17
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	0.34
$Cu^+ + e^- \rightarrow Cu$	0.52
$I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$	0.54
$MnO_4^- + e^- \rightarrow MnO_4^{2-}$	0.58
$O_{2(g)} + 2H^+ + e^- \rightarrow H_2O_2$	0.68
$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$	0.77
$NO_3^- + 2H^+ + e^- \rightarrow NO_{2(g)} + H_2O$	0.78
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	0.78
$Cu^{2+} + I^- + e^- \rightarrow CuI_{(s)}$	0.86
$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO_{(g)} + H_2O$	0.96
$Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$	1.07
$2IO_3^- + 12H^+ 10e^- \rightarrow I_2 + 6H_2O$	1.19
$MnO_{2(s)} + 4H^+ + 2e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$	1.28
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1.33
$Cl_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$	1.36
$2BrO_3^- + 12H^+ 10e^- \rightarrow Br_2 + 6H_2O$	1.52
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	1.52
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow MnO_{2(s)} + 4H_2O$	1.70
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O$	1.77
$F_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2F^-$	2.87

### کاربردهای $E^\circ$ و سری الکتروشیمیایی

✓ با داشتن مقادیر  $E^\circ$  عنصرها میتوان واکنشپذیری آنها را با هم مقایسه کرد. هم چنین میتوان انجام پذیر بودن یا نبودن واکنش میان آنها را پیش بینی کرد.

### جدول کاربردهای $E^\circ$

کاربردهای $E^o$	توضیح و مثال
مقایسه‌ی واکنش پذیری فلزها	فلز با $E^o$ منفی‌تر، فعالیت شیمیایی (واکنش پذیری) بیشتری دارد. $E^o_{Al^{3+}/Al} = -1/66V$ و $E^o_{Mg^{2+}/Mg} = -2/38V$ در نتیجه: $Mg > Al$ فعالیت شیمیایی
مقایسه‌ی فعالیت شیمیایی فلزها	نافلز با $E^o$ مثبت‌تر، فعالیت شیمیایی بیشتری دارد. $E^o_{Br_2/2Br^-} = +1/07V$ و $E^o_{F_2/2F^-} = +2/87V$ در نتیجه: $F_2 > Br_2$ فعالیت شیمیایی
مقایسه‌ی قدرت اکسندگی و کاهندگی عنصرها	گونه‌ای که $E^o$ بزرگ‌تر (مثبت‌تر) دارد، راحت‌تر کاهش می‌یابد و اکسندگی قوی‌تری است. یون $Ag^+$ ( $E^o = 0/80V$ ) نسبت به $Cu^{2+}$ ( $E^o = 0/34V$ ) اکسندگی قوی‌تر است.
تشخیص قطب کاتد و آند سلول‌های الکتروشیمیایی گالوانی	عنصر با $E^o$ مثبت‌تر (بزرگ‌تر)، قطب کاتد سلول‌های گالوانی را تشکیل می‌دهد و کاهش می‌یابد. بین فلزهای $Ag$ و $Cu$ ، فلز $Ag$ قطب کاتد را تشکیل می‌دهد. ( $E^o$ نقره از مس بزرگ‌تر است).
محاسبه ولتاژ تولیدی سلول‌ها ( $E^o$ )	با استفاده از رابطه‌ی: آند $E^o$ - کاتد $E^o$ = سلول $E^o$ می‌توان ولتاژ تولید شده از یک سلول گالوانی را محاسبه کرد. سلول گالوانی «مس-نقره» دارای ولتاژی برابر با $0/4V$ ولت است:
پیش‌بینی انجام پذیر بودن یا انجام ناپذیر بودن یک واکنش	$E^o_{\text{سلول}} = E^o_{Ag} - E^o_{Cu} = 0/81 - 0/34 = 0/47V$ با استفاده از رابطه‌ی: عنصر اکسایش یافته $E^o$ - عنصر کاهش یافته $E^o$ = واکنش $E^o$ می‌توان انجام پذیر بودن یا نبودن یک واکنش را پیش‌بینی نمود. اگر $E^o$ واکنش مثبت بود، واکنش انجام پذیر و اگر منفی بود، واکنش در جهت برگشت، انجام پذیر است. به عنوان مثال، واکنش زیر انجام پذیر است.
حفظات کاتدی	$Zn_{(s)} + CuCl_{2(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + Cu(s)$ و انجام پذیر است $0 > \text{واکنش } E^o = 0/34 - (-0/76) = 1/10V \rightarrow E^o = 0/34 - 0/76 = -0/42V$

مثال: با توجه به این که در جدول پتانسیل کاھشی استاندارد منگنز بالاتر از آهن و مس پایینتر از هیدروژن جای دارد، میتوان دریافت که:

(سراسری ریاضی 91)

$Cu^{2+}(aq)$ ، اکسندهتر از  $Mn^{2+}(aq)$  است. (1)

$Mn(s)$ ، کاھندهتر از  $Fe(s)$  است. (2)

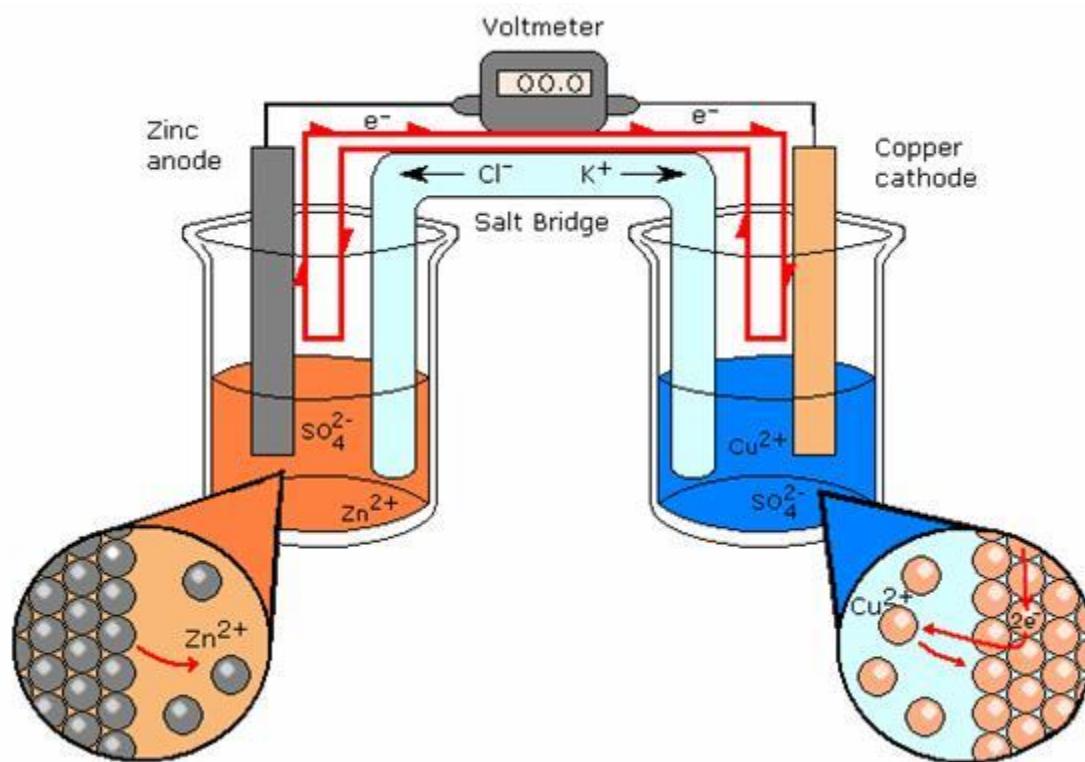
(3) محلول نمکهای مس را میتوان در ظرف آهني نگه داري کرد.

(4)  $E^\circ$  سلول ولتاچی «منگنز- مس» از  $E^\circ$  سلول ولتاچی «منگنز- آهن» کوچکتر است.

**پاسخ:** مس در جایگاه پایینتری قرار دارد. پس  $Cu$  اکسید شونده‌ی ضعیفتر و  $Cu^{2+}$  کاھش یابنده یا اکسنده‌ی قویتری است. پس گزینه ۱ یک پاسخ صحیح است.

### سلول‌های الکتروشیمیایی

✓ هر سلول الکتروشیمیایی، از دو نیم سلول کاھشی و اکسایشی تشکیل شده است.



شكل یک سلول الکتروشیمیایی

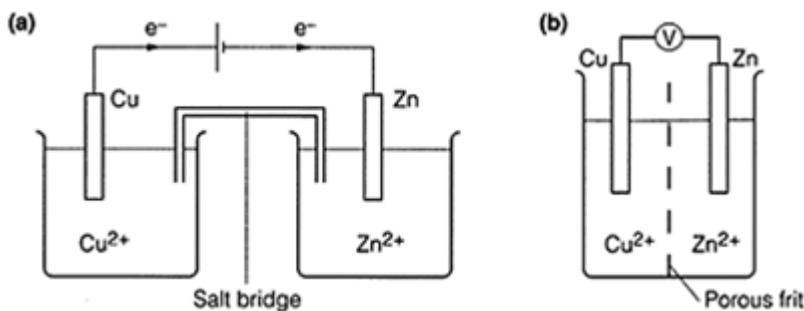
- ✓ در نیم سلول آندی، نیم واکنشی اکسایش روی، انجام می‌گیرد:  $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$  و در نیم سلول کاتدی، نیم واکنش کاشه مس، انجام می‌شود:  $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$
  - ✓ چون  $E^\circ$  مس از  $E^\circ$  روی بزرگتر است، الکترود مس، قطب کاتد (+) سلول را تشکیل می‌دهد.
  - ✓ جهت حرکت الکترون‌ها در مدار بیرونی سلول، از آند به سمت کاتد است.
  - ✓ جهت حرکت آنیون‌ها در مدار داخلی و در پل نمکی، از نیم سلول کاتدی به سمت نیم سلول آندی است.
  - ✓ جهت حرکت کاتیون‌ها در نیم سلول‌ها و در پل نمکی، برخلاف جهت حرکت آنیون‌هاست.
- نکات طلایی**

- ✓ آند؛ الکترودی است که در آن نیم واکنش اکسایش، رخ می‌دهد. کاتد؛ هم الکترودی است که نیم واکنش کاشه در سطح الکترود آن، رخ می‌دهد.
  - ✓ با کارکردن سلول، به مرور زمان، از جرم تیغه‌ی آندی کاسته و بر جرم تیغه‌ی کاتدی افزوده می‌شود.
- نکته:** با کارکردن سلول و به مرور زمان بر غلظت کاتیون‌ها در نیم واکنش آندی افزوده و از غلظت کاتیونها در نیم واکنش کاتدی، کاسته می‌شود.

- ✓ نقش پل نمکی، کامل کردن مدار الکتریکی سلول است. پل نمکی با به جریان انداختن گونه‌های باردار بین دو محلول الکترولیت، باعث ادامه‌ی کار سلول می‌شود. در پل نمکی، آنیونها به سمت آند و کاتیونها به سمت کاتد مهاجرت می‌کنند.

#### ✓ انواع پل نمکی:

1. لوله‌ی U شکل حاوی محلول سیر شده‌ای از یک نمک 100٪ یونیده شده مثل:  $KCl$ ,  $KNO_3$  و ... .
2. کاغذ صافی آغشته شده به محلول سیر شده‌ای از یک نمک 100٪ یونیده شده مثل:  $KCl$ ,  $KNO_3$  و ... .
3. دیواره‌ی متخلخل از جنس سفال، آزبست، کائولن (خاک چینی) یا گرد شیشه خردشده.



### أنواع سلولهای الکتروشیمیایی

✓ سلولهای الکتروشیمیایی را به دو دسته گالوانی و الکتروولیتی، طبقه بندی می‌کنند.

أنواع سلولهای الکتروولیتی

(برقکافت) عبارتند از:

-1 دستگاه برقکافت محلولها

-2 سلول دانز (برقکافت سدیم کلرید مذاب)

-3 دستگاه آبکاری با فلزها

-4 سلوهای خالص سازی (پالایش الکتروشیمیایی)

-5 سلول استخراج آلومینیم به روش هال

أنواع سلولهای گالوانی

(ولتاچی) عبارتند از:

-1 گالوانی نوع اول (غیرقابل شارژ):

- سلولهای غلظتی

- سلولهای سوختی

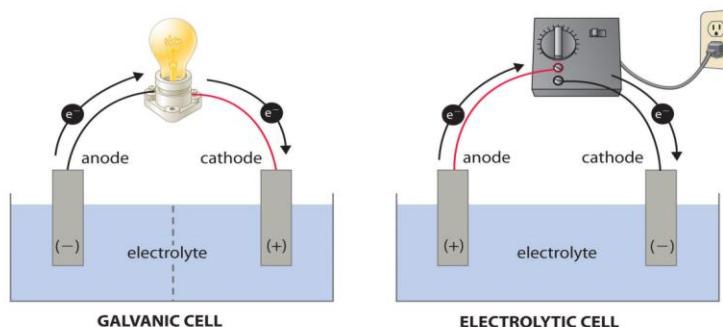
- سلولهای گالوانی استاندارد

- سلولهای مربوط به خوردگی فلزها (آهن، قلع، گالوانیزه ...)

-2 گالوانی نوع دوم (قابل شارژ):

- باتریهای تر (باتری خودرو = باتری انباره ای)

- باتریهای خشک، نیکل- کادمیم (باتری موبایل و دوربین)



Oxidation half-reaction:  
 $Y \rightarrow Y^+ + e^-$

Reduction half-reaction:  
 $Z + e^- \rightarrow Z^-$

Overall cell reaction:  
 $Y + Z \rightarrow Y^+ + Z^- (G < 0)$

Oxidation half-reaction:  
 $Z^- \rightarrow Z + e^-$

Reduction half-reaction:  
 $Y^+ + e^- \rightarrow Y$

Overall cell reaction:  
 $Y^+ + Z^- \rightarrow Y + Z (G > 0)$

مقایسه سلول گالوانی و الکتروولیتی

### جدول مقایسه‌ای سلولهای گالوانی و الکترولیتی

سلولهای الکترولیتی (برقکافت)	سلولهای گالوانی (ولتاژی)
<p>1- از یک سلول واحد، تشکیل شده است.</p> <p>2- انرژی الکتریکی را به انرژی شیمیایی تبدیل می‌کند.</p> <p>3- واکنش «اکسایش- کا هش» به طور خودبه خودی انجام می‌شوند، و انرژی ده است.</p> <p>4- سطح انرژی فراورده‌ها پایینتر از واکنش دهنده‌هاست.</p> <p>5- دارای پل نمکی و مصرف کننده‌ی برق (مثل لامپ) است.</p> <p>6- کاتد قطب (+) و آند قطب (-) است.</p> <p>7- نیم واکنش اکسایش در آند و کا هش در کاتد روی می‌دهد.</p> <p>8- جهت حرکت الکترونها در مدار بیرونی از آند به کاتد است.</p>	<p>-1 از 2 نیم سلول مستقل، تشکیل شده است.</p> <p>-2 انرژی شیمیایی را به انرژی الکتریکی تبدیل می‌کند.</p> <p>-3 واکنش‌های «اکسایش- کا هش» به طور خودبه خودی انجام می‌شوند، و انرژی ده است.</p> <p>-4 سطح انرژی فراورده‌ها پایینتر از واکنش دهنده‌هاست.</p> <p>-5 دارای پل نمکی و مصرف کننده‌ی برق (مثل لامپ) است.</p> <p>-6 کاتد قطب (+) و آند قطب (-) است.</p> <p>-7 نیم واکنش اکسایش در آند و کا هش در کاتد روی می‌دهد.</p> <p>-8 جهت حرکت الکترونها در مدار بیرونی از آند به کاتد است.</p>

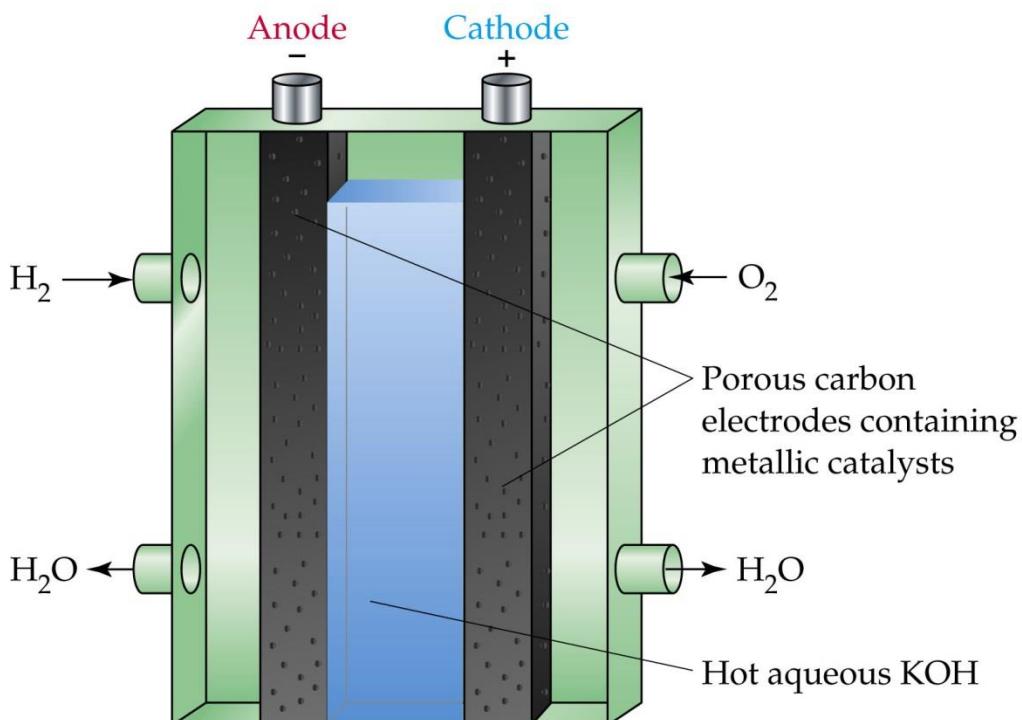
### سلولهای سوختی

- ✓ سلولهای سوختی از سلولهای گالوانی نوع اول هستند که به منظور تولید جریان برق، از یک سوخت گازی مانند  $H_2$  یا  $CH_4$  استفاده می‌کنند.
- ✓ از سلولهای سوختی برای تأمین برق و آب آشامیدنی فضا پیماها، تأمین برق بیمارستان و وسایل نقلیه، استفاده می‌کنند.
- ✓ سلول سوختی، بر مبنای واکنش میان یک سوخت گازی و گاز اکسیژن، کار می‌کنند.
- ✓ از دید محیط زیست، استفاده از گاز هیدروژن نسبت به گاز متان در سلول‌های سوختی دارای این مزیت است که از آلودگی هوا، جلوگیری می‌شود.
- ✓ در سلول سوختی «هیدروژن- اکسیژن»، گاز هیدروژن اکسایش می‌یابد و نیم سلول حاوی گاز  $H_2$  را تشکیل می‌دهد. در آند، نیم واکنش زیر انجام می‌شود:

همچنین در این سلول، گاز اکسیژن کاوش می‌باید و در قطب کاتد، این گاز طی نیم واکنش کاتدی زیر کاوهیده می‌شود:

$$H_2(g) + 2OH^-(aq) \rightarrow 2H_2O(l) + 2e^- \quad E^\circ_{H_2/OH^-} = -0.83V$$

✓ واکنش کلی سلول سوختی از جمع دو نیم واکنش آندی و کاتدی، به دست می‌آید:

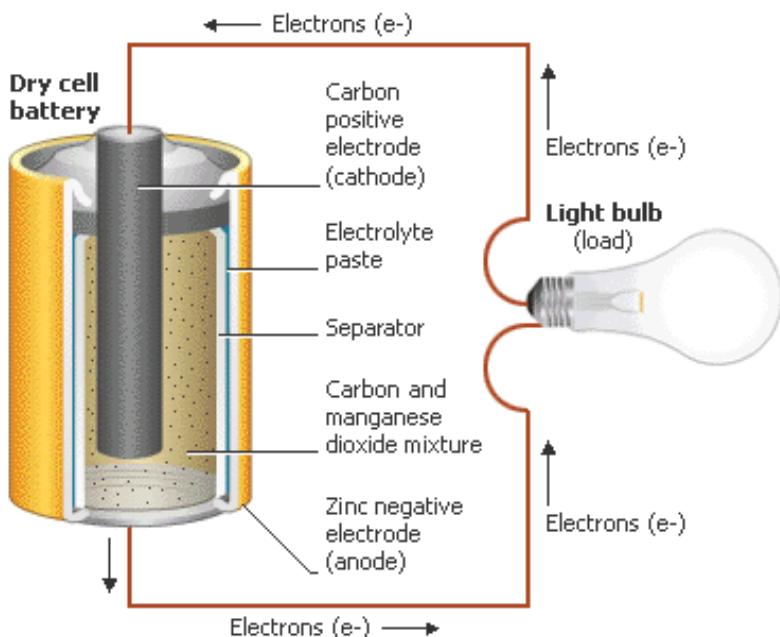
$$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l) \quad E^\circ_{O_2/OH^-} = +0.40V$$


### سلول سوختی «هیدروژن- اکسیژن»

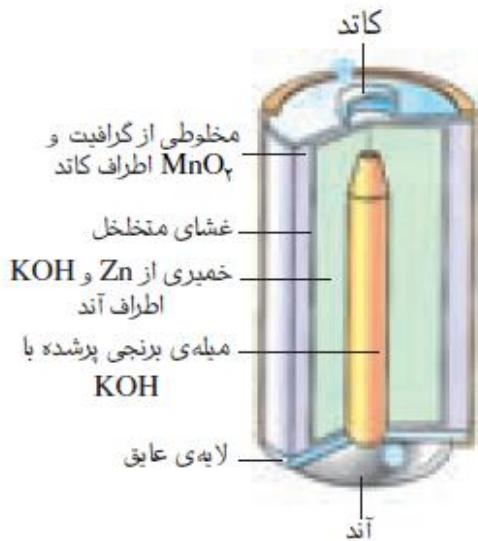
- ۱: در سلولهای سوختی، یون  $OH^-$  در کاتد تولید و در آند مصرف می‌شود.
- ۲: الکترولیت به کار رفته در سلولهای سوختی می‌تواند محلول KOH باشد.
- ۳: نوعی سلول گالوانی آند که آند و کاتد در آن ها می‌توانند از جنس گرافیت منفذدار باشد.
- ۴: جریان الکترون در مدار بیرونی آنها، با حرکت کاتیونها در الکترولیت همسو است.

### تست نمونه

- ✓ کدام مطلب درباره سلول‌های سوختی درست است؟  
 (سراسری ریاضی ۹۱)
- ۱) الکترولیت به کار رفته در آنها می‌تواند از نوع محلول پتاسیم هیدروکسید باشد.
  - ۲) واکنش آندی در آنها، اکسایش گاز  $H_2$  و واکنش کاتدی کا هش آب است.
  - ۳) نوعی سلول الکترولیتی‌اند که آند و کاتد در آن‌ها می‌توانند از جنس گرافیت منفذدار باشد.
  - ۴) جریان الکترون در مدار بیرونی آنها، با حرکت آنیونها در الکترولیت همسو است.
- پاسخ:** در سلول سوختی هیدروژن از محلول KOH به عنوان الکترولیت استفاده می‌شود. پس گزینه یک پاسخ سوال است.



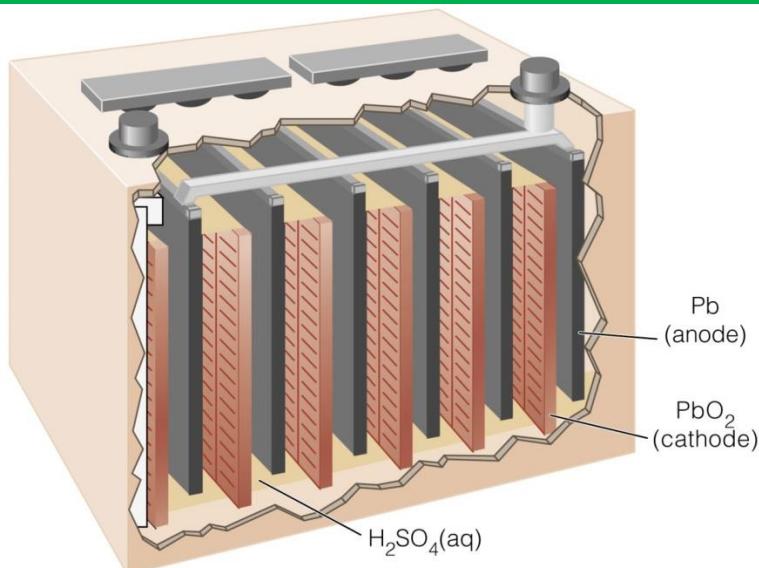
نکات طلایی باتری کربن- روی موسوم به لکلانشه:  
 کربن نقش کاتد و روی نقش آند را دارد.  
 از یک غشا از جنس منگنز اکسید بهره می‌برد.  
 از یک خمیر از جنس  $ZnCl_2$  و  $NH_4Cl$  بهره می‌برد.



**شکل ب** باتری قلبی. ولتاژ این باتری‌ها در هنگام کشیده شدن جریان الکتریکی بالا، از ثبات نسبی بهتری برخوردار است.

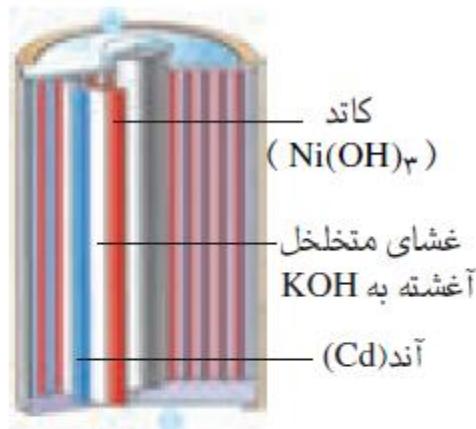
نکات طلایی:

گرافیت و  $MnO_2$  نقش کاتد و خمیری از روی و  $KOH$  را در اطراف آند دارد.  
از یک آند از جنس میله برنجی پوشیده شده از  $KOH$  بهره می‌برد.



نکات طلایی باتری خودرو:

سرب (II) اکسید نقش کاتد و سرب نقش آند را دارد والکتروولیت آن از سولفوریک اسید است.



**شکل ۲** یک باتری نیکل-

کادمیم، این نوع، ولتاژی برابر

۱/۲۵V تولید می‌کند.

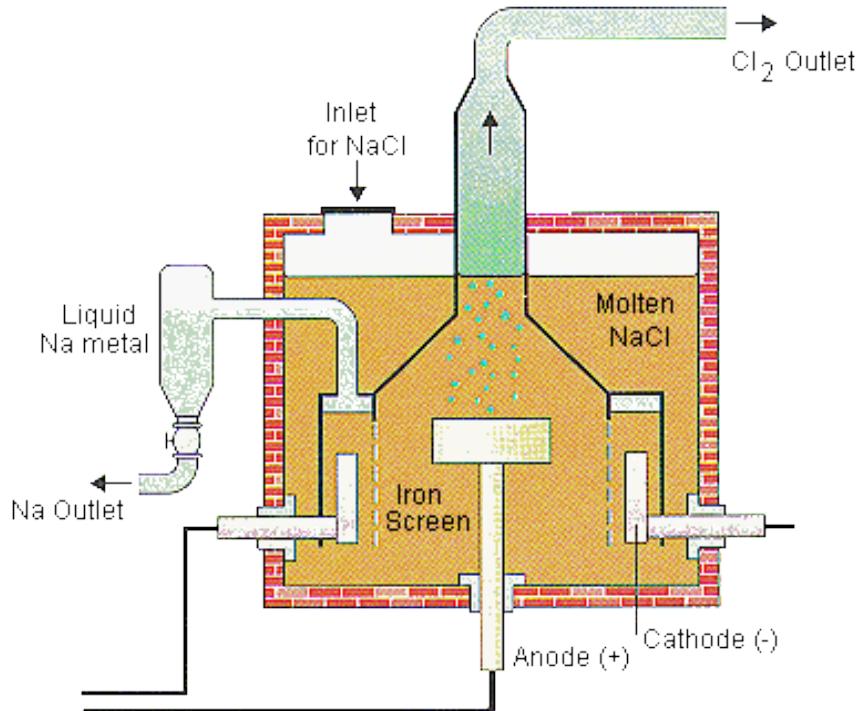
نکات طلایی باتری نیکل- کادمیوم :

جنس کاتد از نیکل (III) هیدروکسید است.  
الکتروود آند کادمیوم است.  
از یک غشا متخلخل با جنس باز قوی KOH بهره می‌برد.

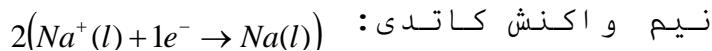
### دستگاه برقکافت سدیم کلرید

آ) برقکافت سدیم کلرید مذاب ✓  
NaCl خالص در دمای  $801^{\circ}\text{C}$  ذوب می‌شود که از نظر مصرف انرژی به صرفه نیست. ازا ین رو مقداری کلسیم کلرید  $\text{CaCl}_2$  را به عنوان کمک ذوب به آن می‌افزایند تا دمای ذوب مخلوط را به  $587^{\circ}\text{C}$  کا هش دهند.

✓ از طریق برقکافت سدیم کلرید مذاب، در سلول دانز، می‌توان در مقیاس صنعتی فلز سدیم و گاز کلر تولید نمود. شکل ساده شده‌ی دستگاه برقکافت سدیم کلرید مذاب، در زیر نشان داده است:



### سلول دانز



و اکنش کلی:

### نکات طلایی

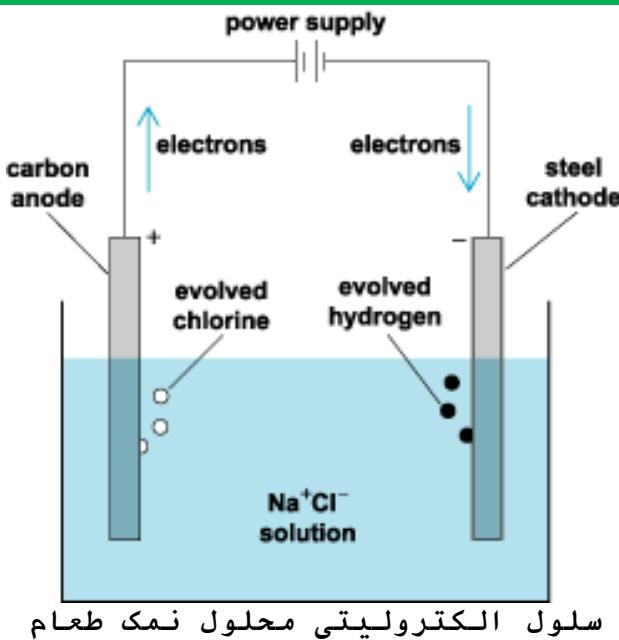
- ✓ یون  $OH^-$  در کاتد تولید و در آند مصرف می‌شود.
- ✓ محصولات کاتدی و آندی به ترتیب  $Na$  و  $Cl_2$  هستند.
- ✓ جنس الکترود کاتد از آهن و آند از جنس گرافیت است.

### ب) برقکافت محلول سدیم کلرید

- ✓ در محلول سدیم کلرید، علاوه بر یونهای  $Na^+(aq)$  و  $Cl^-(aq)$ ، مولکولهای  $H_2O$  نیز برای کاهش و یا اکسایش یافتن، در رقابت هستند.

- ✓ بسته به غلیظ یا رقیق بودن محلول سدیم کلرید، محصولات فرایندهای آندی و کاتدی نیز متفاوت است. در جدول زیر برقکافت محلول رقیق و غلیظ سدیم کلرید و سدیم کلرید مذاب با هم مقایسه شده است:

محلول رقیق سدیم کلرید	محلول غلیظ سدیم کلرید	سدیم کلرید مذاب	
$2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$	$2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$	$Na^+(l) + 1e^- \rightarrow Na(l)$	نیم واکنش کا هش در (کاتد)
$H_2(g)$	$H_2(g)$	$Na(l)$	محصول فرایند کاتدی
$2H_2O(l) \rightarrow 4e^- + 4H^+(aq) + O_2(g)$	$2Cl^-(l) \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$	$2Cl^-(l) \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$	نیم واکنش اکسایش در آند
$O_2(g)$	$Cl_2(g)$	$Cl_2(g)$	محصول فرایند آندی



که یک سلول برقکافت محلول غلیظ نمک خوراکی را نشان می دهد  
نکات زیر برداشت می شود :

1) مولکول های آب در قطب منفی کا هیده می شوند.

2- یون های کلرید در بخش آندی اکسایش می یابند و به صورت  
گاز کلر آزاد می شوند و از کاتد هم گاز هیدروژن آزاد می  
شود .

4) محلول در بخش قطب منفی، با افزودن فنول فتالیین، به  
رنگ ارغوانی در می آید. چون در برقکافت محلول غلیظ سدیم  
کلرید، در کاتد، آب کا هش یافته و موجب افزایش  $[OH^-]$  می شود.  
بنابراین فنول فتالیین در بخش قطب منفی (کاتد) به رنگ  
ارگوانی در می آید.

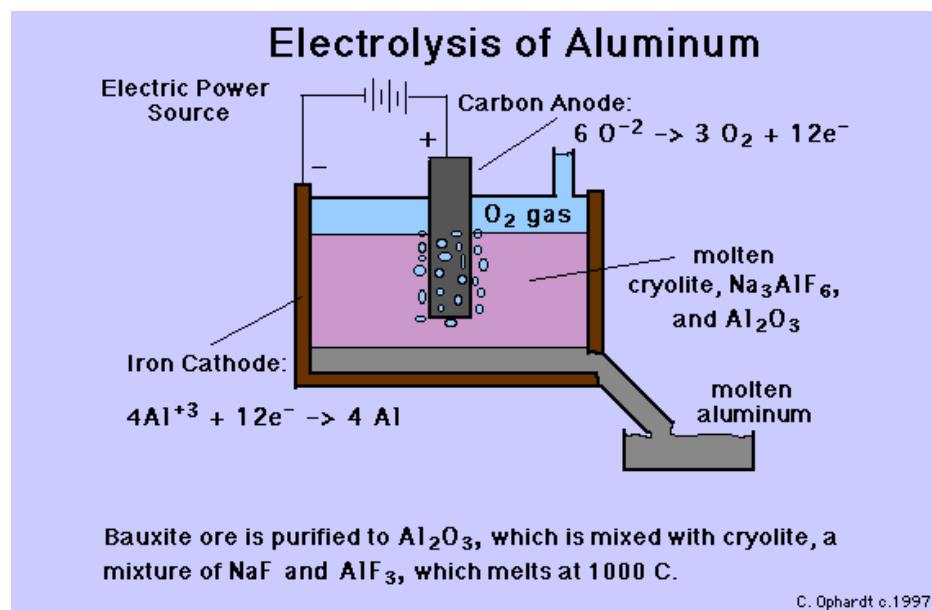
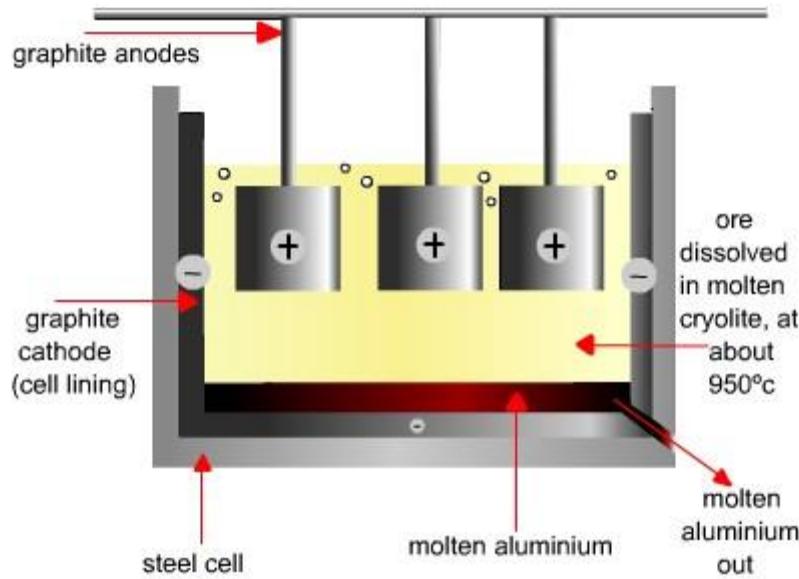
5- جنس الکترود آند از گرافیت و کاتد از جنس آلیاژ استیل  
است.

### استخراج آلومینیوم [فرایند هال]

✓ آلومینیوم فراوانترین فلز و سومین عنصر فراوان در  
پوسته زمین است.

✓ در صنعت آلومینیوم را از سنگ معدن آلومینیوم داری به  
نام بوکسیت (آلومینای ناخالص) به دست می آورند.

✓ چون دمای ذوب آلومینای خالص، حدود  $2045^{\circ}C$  است، تأمین این  
دما و برقکافت آن به حالت مذاب فرایندی اقتصادی نیست. به  
این دلیل آلومینای ناخالص را پس از خالص سازی، در دمایی  
حدود 960 درجه سانتیگراد در کریولیت  $Na_3AlF_6$  مذاب به عنوان  
کمک ذوب حل می کنند و سپس الکترولیز می کنند و طی آن  
آلومینیوم را استخراج می کنند.



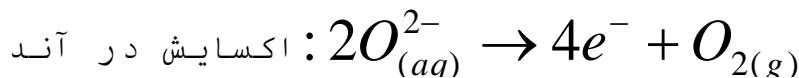
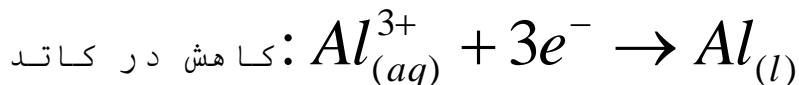
### سلول الکترولیزی هال

نکات طلایی:

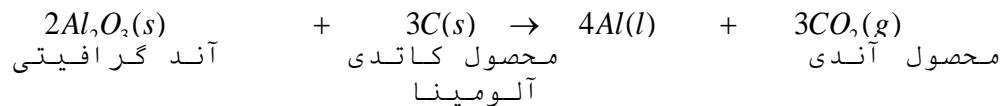
- 1 جنس الکترودهای آند از تیغه‌های کربن و کاتد از گرافیت لایه‌ای است.
- 2 از آند قاعده‌تا باید گاز اکسیژن آزاد شود اما اکسیژن با کربن آمیخته شده و خروج گاز کربن دی اکسید را خواهیم داشت.

- 3 آلومینیوم مذاب به علت چگالی بالاتر از الکتروولیت در انتهای سلول قرار می‌گیرد.
- 4 آلومینای خالص همان  $Al_2O_3$  است اما آلومینای ناخالص دارای مقداری آب در ساختار خود می‌باشد یعنی یک نمک آبپوشیده تلقی می‌شود و بصورت  $Al_2O_3 \cdot 2H_2O$  است.
- 5 اگر فرآیند "حال" نبود قیمت آلومینیوم از طلا و نقره هم به علت مصرف زیاد الکتریسیته بیشتر می‌شد.

✓ نیم واکنشهایی اکسایش و کاهش فرایند هال عبارتند از:



✓ واکنش کلی فرایند هال به صورت زیر است:



#### ؟ تست نمونه

- ✓ در سلول الکتروولیتی مورد استفاده در روش هال، در آند ..... تولید می‌شود و جنس آند و کاتد به کار رفته ..... است.

1) کربن دی اکسید، یکسان 2) آلومینیم، یکسان

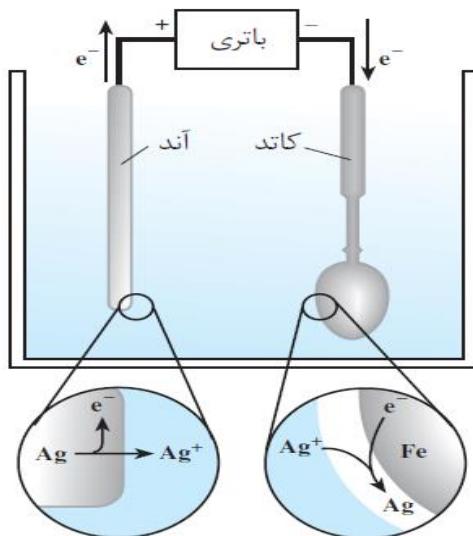
3) اکسیژن، متفاوت 4) کربن دی اکسید، متفاوت

**پاسخ:** برای تهیه ای آلومینیم به روش هال، در آند کربن دی اکسید و در کاتد فلز آلومینیم تولید می‌شود. در ضمن کاتد و آند این سلول از گرافیت تشکیل شده است. بنابراین گزینه‌ی یک صحیح است.

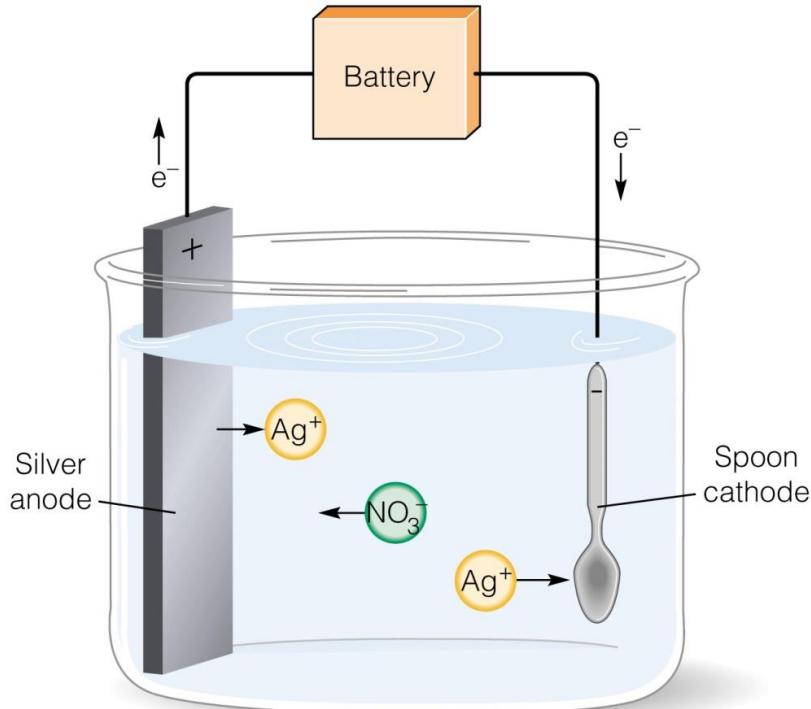
#### آبکاری

- ✓ پوشاندن یک جسم، با لایه‌ی نازکی از یک فلز، به کمک یک سلول الکتروولیتی، «آبکاری» نامیده می‌شود.
- ✓ برای انجام فرایند آبکاری، در سلول مربوطه، شرایط زیر، در نظر گرفته می‌شود:

1. جسمی که روکش فلزی روی آن ایجاد می‌شود، باید رسانای جریان برق باشد.
  2. الکتروولیت مورد استفاده برای آبکاری، باید دارای یون‌های فلزی باشد، که قرار است لایه‌ی نازکی از آن روی جسم قرار بگیرد. در آبکاری با نقره، محلول نقره نیترات را به عنوان الکتروولیت، مورد استفاده قرار می‌دهند.
  3. جسمی که باید روکش روی آن را بپوشاند، باید به قطب منفی سلول (کاتد) وصل شود. و قطعه‌ی خالصی که قرار است به عنوان روکش روی جسم قرار گیرد، به قطب مثبت باتری (آند) وصل گردد.
- ✓ شکل زیر یک سلول الکتروولیتی مناسب برای آبکاری با نقره، را نشان می‌دهد:



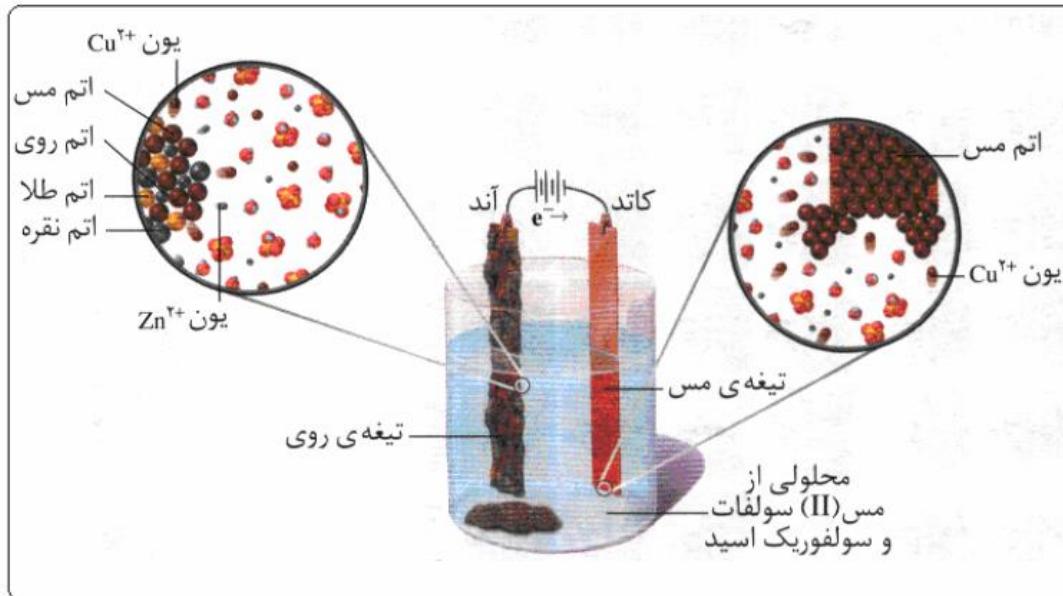
- ✓ در این سلول، روکشی از فلز نقره، روی قاشق آهنی را می‌پوشاند.



### آبکاری نقره

**دستگاه پالایش و خالص سازی [پالایش الکتروشیمیایی مس]**

- ✓ شکل زیر، پالایش الکتروشیمیایی فلز مس را نشان می‌دهد.



- ✓ جنس الکترولیت مورد استفاده، محلولی از مس (II) سولفات و سولفوریک یک اسید رقیق است.
- ✓ قطعه‌ای از مس خالص را در کاتد و مس ناخالص را در آند، قرار می‌دهند.

✓ نیم واکنشهای اکسایش و کاهش سلول به صورت زیر است:

نیم واکنش آندی:  $Cu(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2e^-$

نیم واکنش کاتدی:  $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$

- ✓ نقش سولفوریک اسید در سلولاسیدی کردن محلول، به منظور جلوگیری از تشکیل رسوب  $Cu(OH)_2$  است.

۶ نکته: لجن آندی تولید شده در دستگاه پالایش الکتروشیمیایی مس گاهی اوقات از فلز مس ارزشمندتر است.

- ✓ کدام مطلب درباره پالایش الکتروشیمیایی مس، نادرست است؟ (سراسری ریاضی ۹۱)

۱) با گذشت زمان، از جرم تیغه آند کاسته می‌شود.

۲) نیم واکنش انجام شده در کاتد،  $Cu(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2e^-$  است.

۳) الکترولیت آن، آمیخته‌ای از محلول مس (II) سولفات و سولفوریک اسید است.

۴) ناخالصی‌های جدا شده از فلز مس، گاهی با ارزشتر از مس خالص‌اند.

**پاسخ:** در همهٔ انواع سلولهای الکتروشیمیایی، کاوش در کاتد انجام می‌شود و اکسایش در آند صورت می‌گیرد.

(اکسایش  $Cu(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2e^-$ )

این فرایند در آند صورت می‌گیرد نه در کاتد. بنابراین گزینهٔ دو صحیح است.

### خوردگی آهن و حفاظت کاتدی

- ✓ به ترد و خرد شدن و فرو ریختن فلزها بر اثر اکسایش «خوردگی» می‌گویند.

✓ همهٔ فلزها به جز فلزهای **نجیب (طلاء، پلاتین و پالادیوم)** در شرایط مناسب با اکسیژن ترکیب شده و به طور خودبه خودی اکسید می‌شوند.

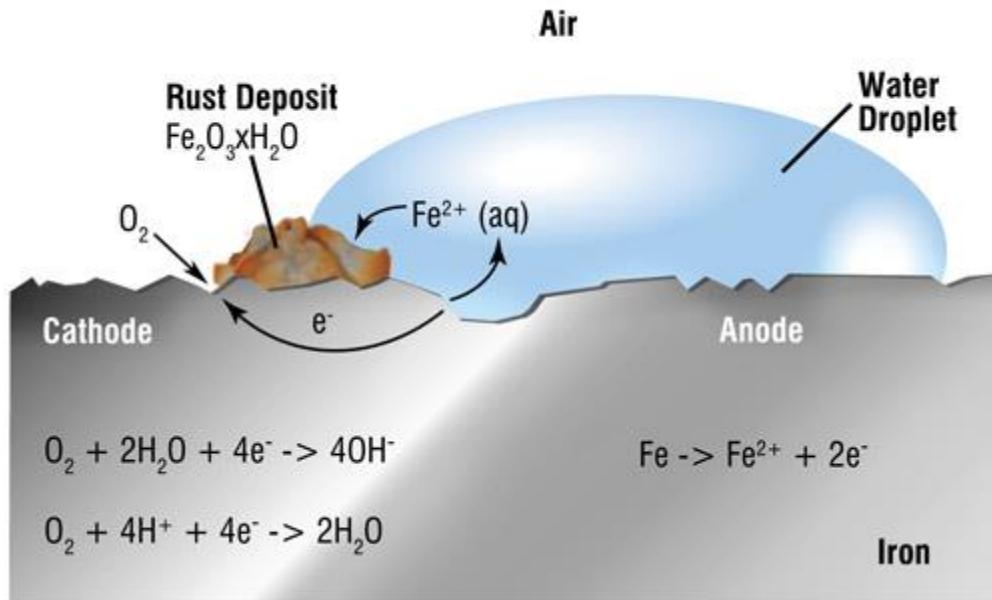
✓ عوامل مؤثر بر خوردگی فلزها، عبارتند از:

۱. حضور اکسیژن یا هوا در تماس با فلز.

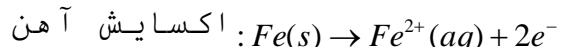
۲. حضور آب یا رطوبت در تماس با فلز.

۳. مجاورت با محیط اسیدی و حضور یونها (محلول الکترولیت) بر سرعت خوردگی فلزها می‌افزاید.

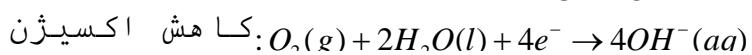
✓ وقتی یک قطعه‌ی آهن، در تماس با یک قطره‌ی آب و هوا قرار می‌گیرد، نوعی سلول الکتروشیمیایی گالوانی تشکیل می‌شود که منجر به اکسایش و خوردگی آهن می‌شود.



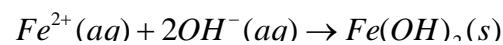
✓ نیم واکنش اکسایش آهن، در بخشی از قطعه‌ی آهنی به نام «پایگاه آندی» صورت می‌گیرد. در این پایگاه، اتمهای آهن به یونهای  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  تبدیل می‌شوند:



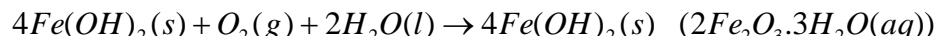
✓ نیم واکنش کاوش اکسیژن ( $\text{O}_2$ ) به کمک مولکولهای آب در «پایگاه کاتدی» رخ می‌دهد:



✓ یونهای آهن (II)، از درون قطره‌ی آب، عبور کرده و به پایگاه کاتدی می‌رسند و در آن جا با یونهای  $\text{OH}^-(\text{aq})$  ترکیب شده و به آهن (II) هیدروکسید، تبدیل می‌شوند:



✓ رسوب  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ، به نوبه‌ی خود، با  $\text{O}_2$  و  $\text{H}_2\text{O}$  واکنش داده و مجددأً اکسایش می‌یابد و به رسوب  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  یا  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  آبپوشیده، تبدیل می‌شود:



زنگ آهن آهن (III) هیدروکسید و واکنش کلی خوردگی آهن به صورت زیر نوشته می‌شود:



### نکات طلایی:

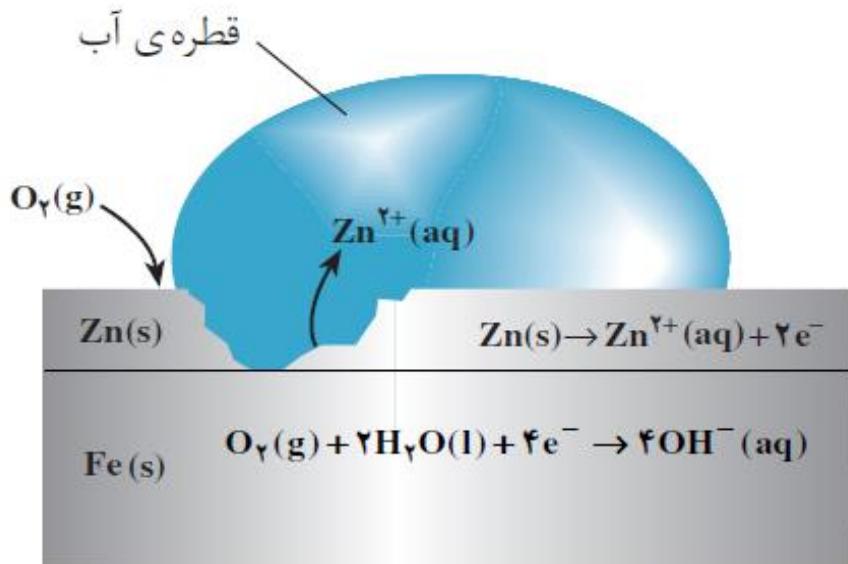
- این واکنش دارای دو مرحله است که شامل یک واکنش اکسایش-کاھش (الکتروشیمیایی) است که منجر به تولید یون آهن(II) می‌شود و در ادامه یک واکنش شیمیایی رخ می‌دهد که زنگ آهن تولید می‌شود.
- طی این واکنش جهت حرکت الکترونها از مدار درونی از پایگاه آندی به سمت پایگاه کاتدی است.
- جهت حرکت یونهای آهن از مدار بیرونی از میان قطرات آب است تا مدار الکتریکی کامل شود.
- وجود الکتروولیتهای محلول در آب سرعت زنگ زدن آب را زیاد می‌کند.
- آب نقش الکتروولیت را دارد.

### جلوگیری از زنگ زدن آهن

- ✓ برای جلوگیری از خوردگی آهن، روش‌های مختلفی به کار می‌رود. از جمله:
  1. رنگ کردن و یا ضد رنگ زدن قطعات آهنی، مثل: درب و پنجره‌های آهنی و بدنه‌ی خودروها.
  2. قیراندود کردن و یا روغن مالی قطعات آهنی. مثل: سطح لوله‌های نفتی و سطوح خارجی بدنه‌ی قایقهای.
  3. استفاده از روکش‌های فلزی بر روی قطعات آهنی به روش آبکاری . . . . .
  4. حفاظت کاتدی. (یکی از مهمترین و پرکاربردترین روش‌های محافظت فلزهای است)
- ✓ **حفظ کاتدی آهن:** روشی که در آن، آهن را با یک فلز فعالتر مانند Zn یا Mg مجاور می‌کنند. در این صورت فلزهای با  $E^\circ$  منفیتر از آهن، نقش آند را ایفا کرده و با از خودگذشتگی، از آهن محافظت می‌کنند.

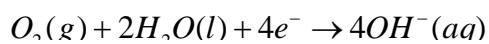
✓ اگر دو فلز، که با یکدیگر در تماس هستند، در معرض هوای رطوبت قرار بگیرند، نوعی سلول گالوانی به وجود می‌آید، که فلز فعالتر (با  $E^\circ$  منفیتر) فدای فلز کمتر فعال (با  $E^\circ$  مثبت‌تر) شده و فلز با  $E^\circ$  مثبت‌تر، حفاظت کاتدی می‌شود.

گالوانیزه (آهن سفید): آهن با روکش روی (Zn) را «گالوانیزه» یا «آهن سفید» می‌گویند.



✓ هرگاه خراشی در سطح آهن سفید ایجاد شود، در محل خراش یک سلول گالوانی تشکیل می‌شود که در این سلول، Zn به عنوان آند اکسایش یافته و آهن (Fe) به عنوان کاتد نجات می‌یابد و از خوردگی محافظت می‌شود.

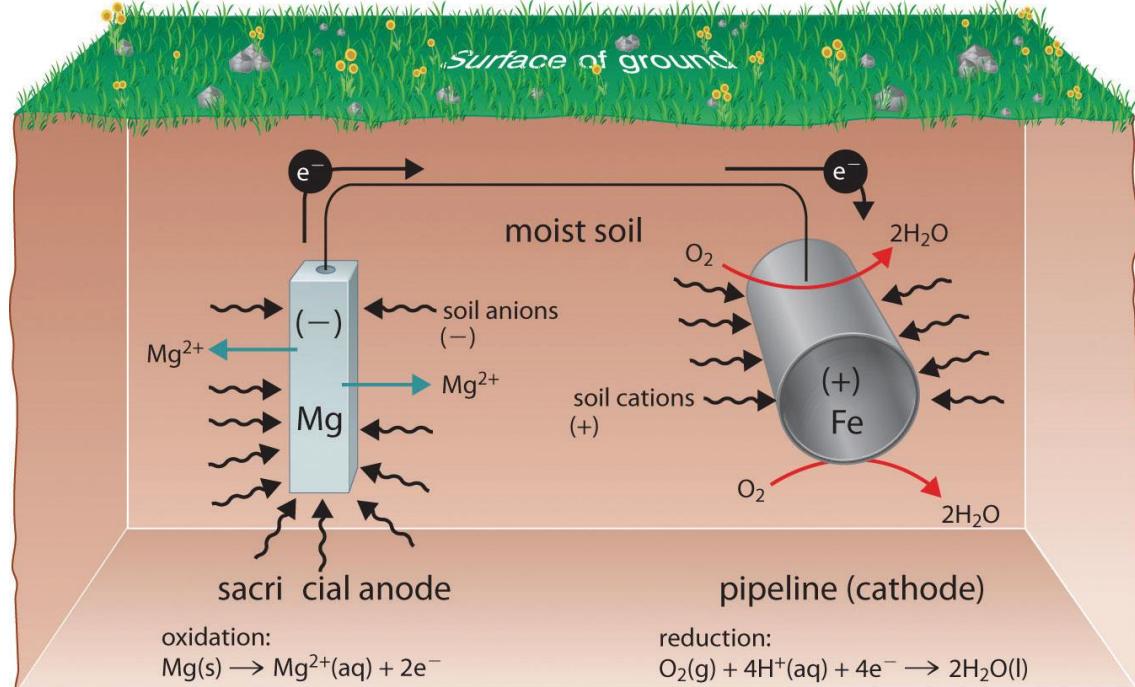
نیم واکنش اکسایش در آند:  $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$   
نیم واکنش کاوش در کاتد: (در سطح آهن)



یادآوری:  $E^\circ$  روی و آهن به ترتیب  $-0.76$  و  $-0.44$  ولت است. چون  $E^\circ$  روی منفی‌تر (کوچکتر) است، برای اکسایش یافتن در برابر آهن، روی برنده می‌شود و اکسید می‌شود.  
✓ حلبی: آهن با روکش قلع (Sn) را «حلبی» می‌گویند که برای ساختن ظروف بسته بندی مواد غذایی مانند قوطی‌های کنسرو و روغن نباتی، استفاده می‌شود.



✓ در اثر ایجاد خراش در سطح حلبی، چون  $E^\circ$  آهن کوچک‌تر از  $E^\circ$  قلع است، فلز آهن به عنوان آند عمل کرده و دچار خوردگی می‌شود و فلز قلع از خوردگی می‌گریزد. نیم واکنش‌های سلول، عبارتند از:



حافظت کاتدی از لوله‌های انتقال گاز

موفق و موید باشید