

# جزوه همایش نیم سال اول دوازدهم

جزوه  
شماره ۱۵

ویژه داوطلبان کنکور ۱۴۰۱

مرور نکات

جمع بندی روابط مسأله ها

اشتباهات متداول فصل

جدول های حفظیات



جمشید

مؤلف و مدرس شیمی کنکور



masudjafarishimi

masudjafari\_shimi



# همایش آنلاین

## جمع بندی شبیه

### زمان برگزاری

● دوشنبه ۲۰ دی ماه

ساعت ۱۵ الی ۲۱

● نیم سال اول دوازدهم

● حدود ۲۰ درصد کنکور

هزینه شرکت در همایش

۸۸ هزار تومان

جروفک

@masoudjafari\_shimi

نیت نام:  
دایرکت اینستاگرام: Masoudjafari\_shimi  
واتس اپ: ۰۳۹۵۳۲۷۰۳۲



## فهرست راهنما

شماره صفحه	عنوان زیرفصل	عنوان فصل
۵	دوره مفاهیم و بررسی شکل‌های کتاب درسی	الف) فصل اول شیمی ۱۲
۷	معادله واکنش‌ها	
۸	روابط مورد استفاده در مساله‌ها	
۱۶	جدول‌های حفظیات (لغت‌ها و قیدها/عددها/رنگ‌ها)	
۱۸	اشتباهات متداول فصل	
۲۱	دوره مفاهیم و بررسی شکل‌های کتاب درسی	ب) فصل دوم شیمی ۱۲
۲۸	معادله واکنش‌ها	
۲۹	روابط مورد استفاده در مساله‌ها	
۳۵	جدول‌های حفظیات (لغت‌ها و قیدها/عددها/رنگ‌ها)	
۳۶	اشتباهات متداول فصل	



مولکول‌ها در خدمت تندرستی

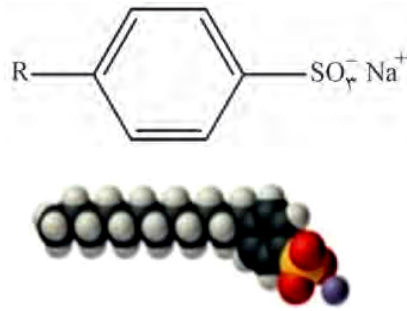


دوره مفاهیم و بررسی شکل‌های مهم فصل اول کتاب درسی

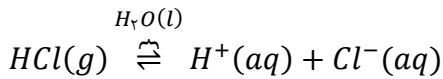
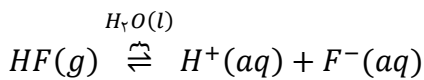
نکات شکل	شکل	ردیف
<p>۱- امید به زندگی: شاخصی است که نشان می‌دهد با توجه به خطراتی که انسان‌ها در طول زندگی با آن مواجه هستند، به طور میانگین چند سال در جهان زندگی می‌کنند. به عبارت دیگر امید به زندگی میانگین طول عمر افراد یک جامعه را نشان می‌دهد.</p> <p>۲- نمودار مقابل، توزیع جمعیت جهان را بر اساس امید به زندگی آن‌ها در دوره‌های زمانی گوناگون نشان می‌دهد. مطابق نمودار، با گذشت زمان، امید به زندگی در سطح جهان در حال افزایش است. امروزه امید به زندگی برای بیش‌تر مردم، بین ۷۰ تا ۸۰ سال است.</p>		۱
<p>نمودار مقابل، مقایسه میزان امید به زندگی در مناطق توسعه یافته (برخوردار) و کم‌تر توسعه یافته (کم برخوردار) را با میانگین جهانی آن نشان می‌دهد.</p> <p>در مورد نمودار به دو نکته زیر توجه کنید:</p> <p>الف) مقایسه امید به زندگی در هر سال در نواحی مختلف به صورت زیر است:</p> <p>مناطق کمتر توسعه یافته &gt; میانگین &gt; مناطق توسعه یافته</p> <p>(کم برخوردار) جهانی &gt; (برخوردار)</p> <p>ب) به طور کلی، میزان امید به زندگی در سطح جهان رو به افزایش است و شیب نمودار امید به زندگی در نواحی کم‌تر توسعه یافته (کم برخوردار) بیش‌تر از شیب نمودار در نواحی توسعه یافته (برخوردار) است.</p>		۲
<p>۱- استر سنگین مقابل دارای ۳ گروه هیدروکربنی خطی و سیر شده است.</p> <p>۲- فرمول شیمیایی این استر به صورت <math>C_{57}H_{110}O_6</math> بوده و بخش ناقطبی مولکول بسیار بزرگ‌تر از بخش قطبی است.</p> <p>۳- این ماده در حلال‌های قطبی مانند آب نامحلول و در حلال‌های ناقطبی مانند هگزان محلول است.</p> <p>۴- نمای کلی یک استر سنگین به صورت زیر است:</p>		۳
<p>۱- اسید چرب روبه‌رو دارای گروه هیدروکربنی خطی و سیر شده است.</p> <p>۲- فرمول شیمیایی این اسید چرب به صورت <math>C_{17}H_{35}COOH</math> یا <math>C_{18}H_{36}O_2</math> است.</p> <p>۳- بخش ناقطبی مولکول بسیار بزرگ‌تر از بخش قطبی آن است.</p> <p>۴- این ماده در حلال‌های قطبی مانند آب نامحلول و در حلال‌های ناقطبی مانند هگزان محلول است.</p> <p>۵- نمای کلی یک اسید چرب به صورت مقابل است:</p>		۴

پاک کننده‌های غیر صابونی نیز همانند صابون‌ها دارای یک بخش چربی دوست (آب‌گریز) و یک بخش آب دوست (چربی‌گریز) هستند. با اضافه کردن این پاک کننده‌ها به مخلوط آب و روغن، چربی به بخش ناقطبی جزء آنیونی پاک کننده ( $RC_6H_4-$ ) متصل شده و گروه قطبی جزء آنیونی پاک کننده ( $-SO_3^-$ ) که آب دوست است، سبب پخش شدن چربی در آب می‌شود.

۲- پاک کننده‌های غیر صابونی از بنزن ( $C_6H_6$ ) و دیگر مواد اولیه در صنایع پتروشیمی به دست می‌آیند.

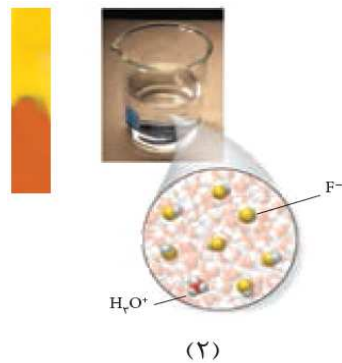


۱- معادله انحلال  $HF(g)$  و  $HCl(g)$  در آب به صورت زیر است:



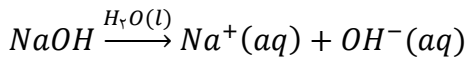
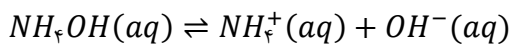
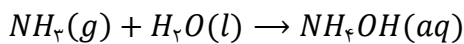
۲- غلظت  $H_3O^+(aq)$  در محلول  $HCl$  بیش‌تر از محلول  $HF$  است. پس خاصیت اسیدی محلول  $HCl$  بیش‌تر از محلول  $HF$  است.

۳- با توجه به رنگ کاغذ pH نمایش داده شده در تصاویر می‌توان دریافت که در شرایط یکسان از نظر غلظت و دما، pH محلول  $HCl$  کم‌تر از محلول  $HF$  است.



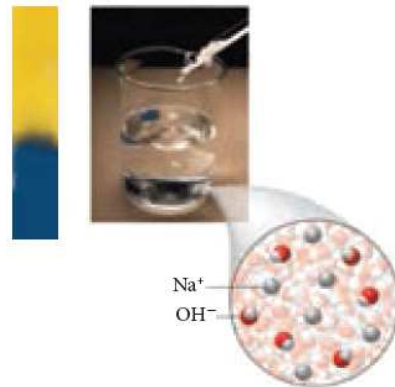
۶

۱- معادله انحلال  $NH_3(g)$  و  $NaOH(s)$  در آب به صورت زیر است:



۲- غلظت  $OH^-(aq)$  در محلول  $NaOH$  بیش‌تر از محلول  $NH_3$  است. پس خاصیت بازی محلول  $NaOH$  بیش‌تر از محلول  $NH_3$  است.

۳- با توجه به رنگ کاغذ pH نمایش داده شده در تصاویر می‌توان دریافت که در شرایط یکسان از نظر غلظت و دما، pH محلول  $NaOH$  بیش‌تر از محلول آمونیاک است.



۷

تصاویر روبه‌رو، واکنش دو قطعه یکسان از فلز منیزیم با محلول‌های ۰/۱ مولار هیدروکلریک اسید (شکل آ) و استیک اسید (شکل ب) را نشان می‌دهد. از آن‌جا که از واکنش اغلب فلزها با اسیدها، گاز هیدروژن تولید می‌شود، می‌توان با مقایسه سرعت تولید گاز هیدروژن، به غلظت یون هیدرونیوم در هر یک از محلول‌ها، ثابت یونش اسیدها و در نتیجه قدرت اسیدی آن‌ها پی برد.

۲- مقایسه سرعت واکنش، سرعت تولید گاز هیدروژن، غلظت یون هیدرونیوم (در دما و غلظت یکسان) و مقایسه قدرت اسیدی (در دما و غلظت یکسان) مشابه یکدیگر و به صورت زیر است:



(ا)



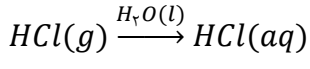
(ب)

۸



۱- آب گازدار (کربنیک اسید): یک اسید ضعیف دو پروتون دار است که در اثر انحلال شیمیایی گاز  $CO_2$  در آب به دست می آید و فرمول شیمیایی آن به صورت  $H_2CO_3(aq)$  است. در این ترکیب، غلظت یون  $H^+$  بیش تر از  $OH^-$  است.  $CO_2(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq)$

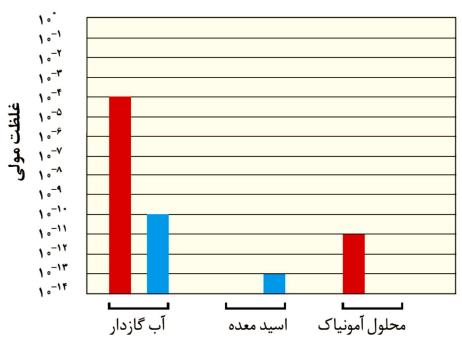
۲- اسید معده (هیدروکلریک اسید): یک اسید قوی تک پروتون دار است که در اثر انحلال گاز هیدروژن کلرید ( $HCl(g)$ ) در آب به دست آمده و در آن غلظت یون  $H^+$  بیش تر از یون  $OH^-$  است.



۳- محلول آمونیاک: یک باز ضعیف است. به دلیل تشکیل پیوندهای هیدروژنی در آب به طور عمده به شکل مولکولی حل می شود و می توان برای آن فرمول  $NH_4OH(aq)$  را در نظر گرفت. در این محلول غلظت یون  $OH^-$  بیش تر از یون  $H^+$  است.  $NH_4OH(aq) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$

۴- با توجه به نمودار، مقایسه غلظت یون های  $H^+$  و  $OH^-$  در هر یک از محلول ها به صورت زیر است:

- آب گازدار ( $\approx 10^{-4}$ ) > اسید معده ( $\approx 10^{-1}$ ): مقایسه  $[H^+]$
- محلول آمونیاک ( $\approx 10^{-11}$ ) >
- آب گازدار ( $\approx 10^{-10}$ ) > محلول آمونیاک ( $\approx 10^{-13}$ ): مقایسه  $[OH^-]$
- اسید معده ( $\approx 10^{-13}$ ) >



معادله های واکنش شیمیایی مهم کتاب درسی  $A + B \rightarrow C$

ردیف	معادله واکنش
۱	$\gamma RCOONa(aq) + MgCl_2(aq) \rightarrow (RCOO)_2Mg(s) + \gamma NaCl(aq)$
۲	$\gamma RCOONa(aq) + CaCl_2(aq) \rightarrow (RCOO)_2Ca(s) + \gamma NaCl(aq)$
۳	$Al(s) + NaOH(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_2(g) + \text{فراورده های دیگر}$
۴	$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$
۵	$Li_2O(s) + H_2O(l) \rightarrow 2Li^+(aq) + 2OH^-(aq)$
۶	$BaO(s) + H_2O(l) \rightarrow Ba^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$
۷	$N_2O_5(s) + H_2O(l) \rightarrow 2H^+(aq) + 2NO_3^-(aq)$
۸	$SO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H^+(aq) + HSO_3^-(aq)$
۹	$H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$
۱۰	$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$
۱۱	$RCOOH(s) + NaOH(aq) \rightarrow RCOONa(aq) + H_2O(l)$
۱۲	$\gamma HCl(aq) + Mg(OH)_2(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + \gamma H_2O(l)$
۱۳	$NaHCO_3(aq) + HCl(aq) \rightarrow CO_2(g) + NaCl(aq) + H_2O(l)$

روابط مورد استفاده در مسأله‌ها

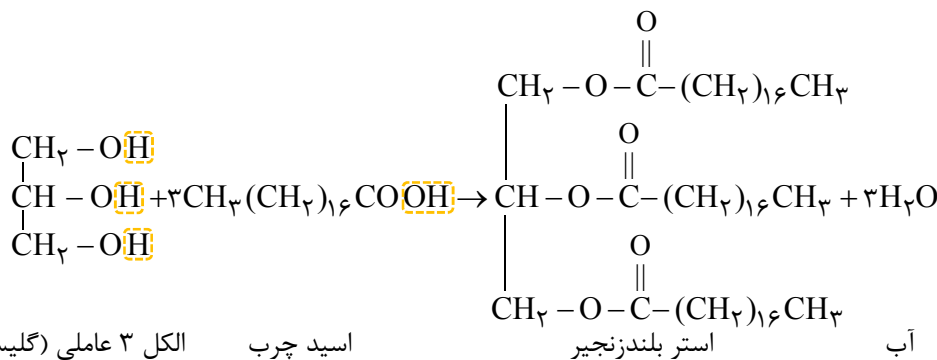
تیپ ۱ — پاك‌كننده‌ها:

برای حل مسائل مربوط به این تیپ، باید به ساختار انواع پاك‌كننده‌ها، واکنش‌های تولید آن‌ها و همچنین واکنش آن‌ها با یون‌های موجود در آب سخت تسلط داشته باشید. پاك‌كننده‌های صابونی و غیرصابونی دو نمونه از پاك‌كننده‌هایی هستند که با ذرات آلودگی تنها برهم کنش بین ذره‌ای دارند و با آلاینده‌ها واکنش نمی‌دهند. مسائل این قسمت به چهار حالت کلی تقسیم می‌شوند:

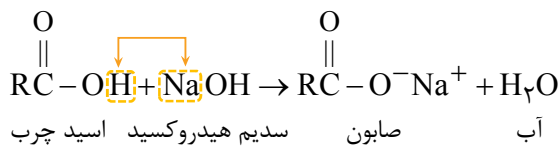
**حالت (۱): چربی‌ها:** مخلوطی از اسیده‌های چرب و استرهای بلند زنجیر (با جرم مولی زیاد) هستند.

**الف) اسیده‌های چرب:** کربوکسیلیک اسیدهایی با زنجیر بلند کربنی هستند. اگر فرمول کلی این اسیده‌ها  $RCOOH$  باشد، زنجیر  $R$  عموماً بین ۱۴ تا ۱۸ اتم کربن دارد. اگر زنجیر کربنی  $R$  سیر شده باشد، می‌توان فرمول شیمیایی اسیده‌های چرب را به صورت  $C_nH_{2n+1}COOH$  یا  $CH_3-(CH_2)_n-COOH$  نمایش داد. برای مثال فرمول شیمیایی اسید چرب زیر به صورت  $C_{16}H_{33}COOH$  یا  $CH_3-(CH_2)_{15}-COOH$  است.

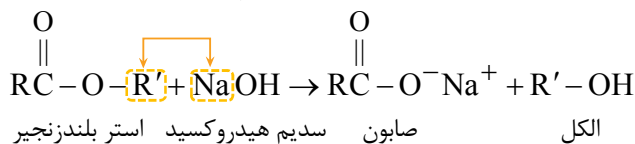
**ب) استرهای بلند زنجیر:** استرهایی با زنجیرهای بلند کربنی هستند. استرهای بلند زنجیر از واکنش الکل‌ها و اسیده‌های چرب تولید می‌شوند. برای مثال داریم:



**حالت (۲): واکنش صابونی شدن:** صابون جامد دارای فرمول شیمیایی  $RCOONa$  است که در آن،  $R$  یک زنجیر هیدروکربنی بلند است. در صابون‌های مایع، به جای یون سدیم، یون پتاسیم ( $K^+$ ) و یا آمونیوم ( $NH_4^+$ ) قرار می‌دهیم. صابون جامد، به دو طریق تولید می‌شود:

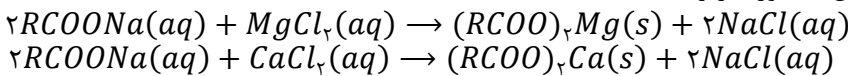


**الف) واکنش یک اسید چرب با سدیم هیدروکسید:**

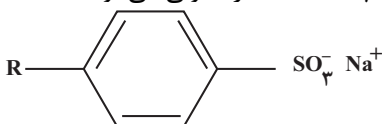


**ب) واکنش یک استر بلند زنجیر با سدیم هیدروکسید:**

**حالت (۳): واکنش صابون با آب سخت:** آب دریا و مناطق کویری که شور هستند، حاوی مقادیر چشمگیری از یون‌های ( $Ca^{2+}$ ) و ( $Mg^{2+}$ ) هستند. به چنین آب‌هایی، آب سخت گفته می‌شود. صابون در آب سخت به خوبی کف نمی‌کند و قدرت پاک‌کنندگی آن کاهش می‌یابد، زیرا با یون‌های موجود در آب سخت ( $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ) رسوب داده و قدرت پاک‌کنندگی آن کاهش می‌یابد. معادله موازنه شده واکنش یون‌های آب سخت با صابون به صورت زیر است:



**حالت (۴): پاك‌كننده‌های غیرصابونی:** شیمی‌دان‌ها به کمک بنزن و دیگر مواد اولیه که از صنایع پتروشیمی به دست می‌آید، به مواد پاك‌كننده‌ای با قدرت پاک‌کنندگی بیش‌تر از صابون، دست یافتند. به این نوع پاك‌كننده‌ها پاك‌كننده غیرصابونی می‌گویند.







فرمول کلی این پاک‌کننده‌ها به صورت  $RC_6H_4SO_3^-Na^+$  است. در صورتی که زنجیر کربنی R سیرشده باشد، فرمول کلی به صورت  $C_nH_{2n+1}C_6H_4SO_3^-Na^+$  و یا  $C_{n+6}H_{2n+5}SO_3^-Na^+$  نشان داده می‌شود.

**نکته:** پاک‌کننده‌های غیرصابونی برخلاف پاک‌کننده‌های صابونی، در آب سخت واکنش نمی‌دهند و بنابراین خاصیت پاک‌کنندگی خود را حفظ می‌کنند.

### تیپ ۲: درجه یونش:

اسیدها به هنگام حل شدن در آب به میزان متفاوتی یونیده می‌شوند. شیمی‌دان‌ها برای بیان میزان یونش اسیدها از کمیتی به نام درجه یونش ( $\alpha$ ) استفاده می‌کنند. دامنه تغییرات درجه یونش از صفر تا یک است. ( $0 \leq \alpha \leq 1$ ) توجه داشته باشید که گاهی به جای درجه یونش، می‌توان از درصد یونش استفاده کرد. (درجه یونش  $(\alpha) =$  درصد یونش  $(\alpha\%)$ )

**نکته ۱:** در مسائل مربوط به این تیپ، گاهی به شما درجه یونش یا درصد یونش داده شده و از شما غلظت، مقدار مول و یا ... هر یک از گونه‌های موجود در محلول خواسته می‌شود یا غلظت، مقدار مول و یا ... گونه‌ها قبل و بعد از یونش داده شده و از شما درجه یونش یا درصد یونش خواسته می‌شود. برای حل اینگونه مسائل، از روابط زیر و جدول مربوطه استفاده کنید:

	$HA(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + A^-(aq)$		
غلظت، مقدار مول و یا تعداد گونه‌ها در نمونه اولیه	M	.	.
تغییر غلظت، مقدار مول و یا تعداد گونه‌ها	-x	+x	+x
غلظت، مقدار مول و یا تعداد گونه‌ها در نمونه نهایی	M-x	x	X

روابط درجه یونش این اسید به صورت روبرو است:  
در نتیجه می‌توانیم بنویسیم:

$$\text{درصد یونش } (\alpha) = \frac{x}{M} = \frac{[H^+]}{M} = \frac{[A^-]}{M}$$

$$[H^+] = [A^-] = M \cdot \alpha$$

**نکته ۲:** اسیدها بر اساس میزان یونش در آب به دو دسته قوی و ضعیف تقسیم می‌شوند:

**الف) اسیدهای قوی ( $\alpha \approx 1$ ):** در آب تقریباً به‌طور کامل یونیده شده و تقریباً همه مولکول‌های آن به یون‌های  $(H_3O^+)$  و آنیون اسید ( $A^-$ ) تبدیل می‌شوند.  $HCl, HBr, HI, HNO_3$  جزء اسیدهای قوی تک پروتون‌دار به حساب می‌آیند.

$$[H^+] = [A^-] = M \cdot \alpha \xrightarrow{\alpha \approx 1} [H^+] = [A^-] = M$$

**ب) اسیدهای ضعیف ( $\alpha < 1$ ):** در آب به‌طور جزئی یونیده شده و عمدتاً به‌صورت مولکولی حل می‌شوند. در نتیجه تعداد اندکی از مولکول‌های اسیدی به یون‌های هیدرونیوم ( $H_3O^+$ ) و آنیون اسید ( $A^-$ ) تبدیل می‌شوند.  $HCN, HF, HNO_2$  و کربوکسیلیک اسیدها جزء اسیدهای ضعیف تک پروتون‌دار هستند. یونش اسیدهای ضعیف در آب، جزء واکنش‌های تعادلی است.

### تیپ ۳: ثابت تعادل و مسائل آن:

واکنش‌های برگشت‌پذیر در شرایط مناسب می‌توانند به تعادل برسند و سامانه‌ای تعادلی را بوجود آورند. در سامانه‌های تعادلی، پس از برقراری تعادل غلظت مواد واکنش‌دهنده و فراورده ثابت می‌مانند و دچار تغییر نمی‌شوند. برای توضیح میزان پیشرفت یک سامانه تعادلی، از کمیتی به نام ثابت تعادل استفاده می‌کنیم. به نسبت غلظت فراورده‌ها که به توان ضریب استوکیومتری خود رسیده‌اند به غلظت واکنش‌دهنده‌ها که آن‌ها نیز به توان ضریب استوکیومتری خود رسیده‌اند، ثابت تعادل گویند.

در واکنش فرضی  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$  داریم:

$$K = \frac{[c]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

**نکته ۱:** دقت کنید که در رابطه فوق، از غلظت‌های لحظه تعادل (غلظت‌های تعادلی) باید استفاده کنید.

**نکته ۲:** در رابطه ثابت تعادل فقط غلظت مواد گازی (g) و محلول (aq) را باید قرار دهید.

**نکته ۳:** یکای ثابت تعادل در معادله فرضی  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$  به صورت زیر است:

$$K = \frac{[c]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \Rightarrow \text{یکای } K = \frac{[\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}]^c [\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}]^d}{[\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}]^a [\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}]^b} = (\text{mol} \cdot \text{l}^{-1})^{(c+d)-(a+b)}$$

**نکته ۴:** برای محاسبه ثابت تعادل می توان شمار مولها را جداگانه نوشته و حجم را فقط یکبار در محاسبات قرار داد تا محاسبات ساده تر شود. برای نمونه، برای واکنش  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$  داریم:

$$K = \frac{n_C^c \times n_D^d}{n_A^a \times n_B^b} \times V^{-\Delta n}, \quad \Delta n = (c + d) - (a + b)$$

مسائل ثابت تعادل به دو قسمت کلی تقسیم می شوند که ما در این جا فقط به یکی از این نوع مسائل می پردازیم. مسائلی که در آنها مواد شرکت کننده در تعادل هستند.

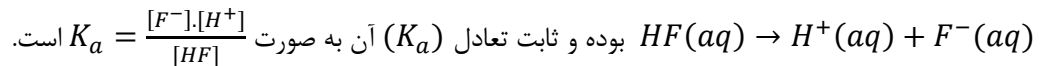
**حالت (۱):** در برخی مسائل به شما مقادیر (غلظت، مول، جرم و ...) گونه های شرکت کننده در یک سامانه تعادلی را داده و از شما ثابت تعادل را می خواهند. برای حل این گونه مسائل، غلظت های تعادلی را در رابطه ثابت تعادل قرار دهید.

**حالت (۲):** در برخی مسائل به شما ثابت تعادل را داده و از شما مقادیر تعادلی (غلظت، مول، جرم و ...) یا حجم ظرف را می خواهند. برای حل این گونه مسائل، با داشتن مقدار عددی ثابت تعادل می توانید به راحتی به خواسته مسئله برسید.

### تیپ ۴ — ثابت یونش اسیدها:

اسیدهای قوی در آب تقریباً به طور کامل یونیده شده و به عبارتی واکنش یونش آنها برگشتناپذیر و یک طرفه است، برای مثال هیدروژن کلرید یک اسید قوی بوده و به طور کامل در آب یونش می یابد. معادله واکنش یونش آن به صورت  $HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$  است.

اما واکنش یونش اسیدهای ضعیف در آب به صورت تعادلی بوده و مانند همه واکنش های تعادلی دارای یک ثابت تعادل است که فقط تابع دما است. هر چه اسید بیش تر در آب یونیده شود، مقدار عددی ثابت یونش آن بزرگ تر بوده و آن اسید قوی تر است. معادله واکنش یونش HF که اسیدی ضعیف است به صورت:



**نکته (۱):** مقایسه قدرت اسیدی چند اسید قوی به صورت روبه رو است:  $HI > HBr > HCl > H_2SO_4 > HNO_3$

مقایسه قدرت اسیدی چند اسید ضعیف:  $HF > HNO_2 > HCOOH > CH_3COOH > H_2CO_3 > HCN$

**حالت (۱):** در برخی از مسائل به شما اطلاعاتی از غلظت های تعادلی داده و ثابت یونش را از شما می خواهند. برای حل این مسائل به راحتی می توانید از رابطه ثابت یونش اسیدها استفاده کنید.

**حالت (۲):** در برخی از مسائل، به شما غلظت اولیه اسید و درجه (درصد) یونش آن را داده و ثابت یونش را از شما می خواهند یا اینکه به شما غلظت اولیه اسید و ثابت یونش را داده و از شما درجه (درصد) یونش را می خواهند. برای حل این گونه مسائل می توانید از یکی از روش های زیر استفاده کنید:

**روش (۱):** ابتدا غلظت های تعادلی را به کمک غلظت اولیه اسید، درجه یونش آن و جدول تغییرات غلظت به دست آورده و سپس در رابطه ثابت یونش اسیدی قرار دهید.

**روش (۲):** از فرمول های ارائه شده که در ادامه به دست می آیند استفاده کنید.

بررسی رابطه  $K_a$  برای اسیدهای تک پروتون دار:

	$HA(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + A^-(aq)$		
غلظت اولیه	M	·	·
تغییر غلظت	-Mα	+ Mα	+ Mα
غلظت تعادلی	M - Mα	Mα	Mα

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{(M\alpha)^2}{M - M\alpha} = \frac{M\alpha^2}{1 - \alpha}$$

**الف) اسیدهای قوی:** در اسیدهای قوی  $\alpha \approx 1$  بوده و بنابراین  $K_a$  بی نهایت و یک عدد بسیار بزرگ است:

**ب) اسیدهای ضعیف:**  $K_a = \frac{[H^+] \cdot \alpha}{1 - \alpha}$  ،  $K_a = \frac{M\alpha^2}{1 - \alpha}$  ،  $K_a = \frac{[H^+]^2}{M - [H^+]}$  ،  $K_a = \frac{[H^+] \cdot \alpha}{1 - \alpha}$

**پ) اسیدهای خیلی ضعیف:** اگر  $\alpha < 0.05$  یا  $K_a < 10^{-3}$  باشد، می توان از روابط تقریبی فرمول های بالا استفاده کرد:

۱)  $K_a = \frac{[H^+]^2}{M} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{K_a M}$  ، ۲)  $K_a = M\alpha^2$  ، ۳)  $K_a = [H^+] \cdot \alpha$



**توجه ۱:** با توجه به اطلاعات مسئله، می‌توانید از یکی از روابط ارائه شده استفاده کنید. برای مثال، برای محاسبه  $K_a$ ، اگر در مسئله‌ای به شما غلظت اسید و درجه یونش را دادند، از رابطه:  $K_a = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha}$  یا  $K_a = M\alpha^2$  استفاده کنید.

**توجه ۲:** ثابت یونش اسیدها (ثابت تعادل اسیدها) همانند ثابت تعادل دیگر واکنش‌ها فقط تابع دما است. با توجه به رابطه  $K_a = M\alpha^2$ ، در دمای ثابت هر چه غلظت اسید بیشتر شود، درجه یونش آن کاهش می‌یابد.

**تیپ ۵: ثابت یونش بازها ( $K_b$ ):**

بازهای قوی در آب تقریباً به طور کامل یونیده شده و به عبارتی واکنش یونش آن‌ها برگشت‌ناپذیر و یک طرفه است، برای مثال سود سوزآور (NaOH) یک باز قوی بوده و معادله یونش آن به صورت  $NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$  است.

اما واکنش یونش بازهای ضعیفی مانند  $NH_3$  به صورت برگشت‌پذیر و تعادلی بوده و مانند همه واکنش‌های تعادلی دارای یک ثابت تعادل است که آن را با  $K_b$  نمایش می‌دهیم. برای مثال معادله واکنش یونش  $NH_3$  به صورت  $NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$  بوده و ثابت تعادل آن به صورت  $K_b = \frac{[NH_4^+].[OH^-]}{[NH_3]}$  است.

مسائل و روابط این قسمت همانند روابط اسیدها بررسی می‌شود. بررسی رابطه  $K_b$  برای بازهای دارای یک عامل هیدروکسید به صورت زیر است:

	$AOH(aq) \rightleftharpoons A^+(aq) + OH^-(aq)$			$K_b = \frac{[A^+].[OH^-]}{[AOH]} = \frac{(M\alpha)^2}{M - M\alpha} = \frac{M\alpha^2}{1 - \alpha}$
غلظت اولیه	M	.	.	
تغییر غلظت	-Mα	+ Mα	+ Mα	
غلظت تعادلی	M- Mα	Mα	Mα	

**الف) بازهای قوی:** در بازهای قوی  $\alpha \approx 1$  بوده و بنابراین  $K_b$  بی‌نهایت و یک عدد بسیار بزرگ است.

**ب) بازهای ضعیف:**  $1) K_b = \frac{[OH^-]^2}{M - [OH^-]}$  ،  $2) K_b = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha}$  ،  $3) K_b = \frac{[OH^-].\alpha}{1-\alpha}$

**پ) بازهای خیلی ضعیف:** اگر  $\alpha < 0.05$  و یا  $K_b < 10^{-3}$  باشد، می‌توان از روابط تقریبی فرمول‌های بالا استفاده کرد:

$1) K_b = \frac{[OH^-]^2}{M} \Rightarrow [OH^-] = \sqrt{K_b M}$  ،  $2) K_b = M\alpha^2$  ،  $3) K_b = [OH^-].\alpha$

**توجه:** ثابت یونش بازها (ثابت تعادل بازها) همانند ثابت تعادل دیگر واکنش‌های تعادلی فقط تابع دما است. با توجه به رابطه  $K_b = M\alpha^2$ ، در دمای ثابت هر چه غلظت باز بیشتر شود، درجه یونش آن کاهش می‌یابد.

**تیپ ۶: مفاهیم اولیه pH و خود یونش آب:**

**مفهوم pH و محاسبه آن:**

میزان اسیدی بودن یک محیط به غلظت یون هیدرونیوم موجود در آن بستگی دارد. به طوری که هر چه قدر غلظت یون  $H^+$  در یک محلول بیشتر باشد، محلول اسیدی‌تر است. غلظت  $H^+$  در اغلب محلول‌های آبی بسیار کم است و به کارگیری آن دشوار است. بنابراین به جای بیان غلظت یون  $H^+$  که معمولاً در دمای اتاق در گستره  $10^{-4}$  تا  $10^{-1}$  مول بر لیتر است، از pH استفاده می‌کنیم. pH هر محلول برابر منفی لگاریتم غلظت  $H^+$  در آن محلول است.

$pH = -\log[H^+]$   
همچنین برای درک بهتر غلظت یون  $OH^-$  در محلول‌ها نیز از کمیتی به نام pOH استفاده می‌کنیم:  $pOH = -\log[OH^-]$

**نکته (۱):** pH با غلظت  $H^+$  رابطه عکس دارد. یعنی هر چه pH یک محلول کم‌تر باشد، غلظت یون هیدرونیوم در آن بیشتر بوده و بنابراین آن محلول اسیدی‌تر است.

**نکته (۲):** از آنجایی که در محاسبات pH و pOH، لگاریتم در مبنای ۱۰ است، می‌توان از روابط زیر استفاده کرد:

$1) pH = -\log_{10}[H^+] \Rightarrow -pH = \log_{10}[H^+] \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH}$

$2) pOH = -\log_{10}[OH^-] \Rightarrow -pOH = \log_{10}[OH^-] \Rightarrow [OH^-] = 10^{-pOH}$

**نکته (۳):** به منظور استفاده سریع‌تر از روابط بالا بهتر است که موارد زیر را به خاطر بسپارید:

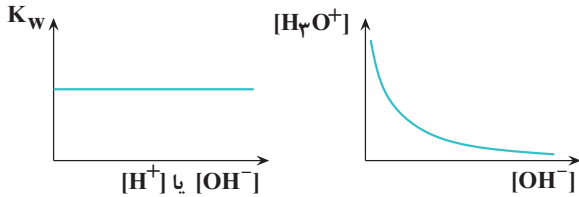
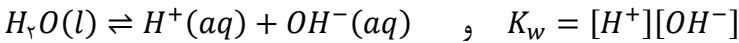
$\log 1 = 0$  ،  $\log 2 = 0.3$  ،  $\log 3 = 0.5$  ،  $\log 5 = 0.7$  ،  $\log 7 = 0.85$   
 $10^{0.3} \approx 2$  ،  $10^{0.5} \approx 3$  ،  $10^{0.7} \approx 5$  ،  $10^{0.85} \approx 7$

**نکته (۴):** لازم به ذکر است که برای مقایسه قدرت اسیدها باید از ثابت یونش آن‌ها ( $K_a$ ) استفاده کرد. اما برای مقایسه خاصیت اسیدی باید از غلظت  $H^+$  در محلول و در واقع از همان pH استفاده کرد.

در مسائل مربوط به این تیپ، غلظت یون  $H^+$  را داده و از شما pH را می‌خواهند و یا به شما pH را داده و غلظت  $H^+$  را می‌خواهند. برای حل اینگونه مسائل باید از روابط لگاریتمی و نمایی که ذکر شد، استفاده کنید.

**واکنش خود یونش آب:**

در یک نمونه آب خالص، شمار بسیار ناچیزی از مولکول‌های آب به یون‌های  $H^+(aq)$  و  $OH^-(aq)$  یونش می‌یابند. یافته‌های تجربی در دمای اتاق برای آب واکنش و رابطه زیر را تأیید می‌کند:



در واقع ثابت یونش آب را می‌توان حاصل ضرب غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید حاصل از یونش آن تعریف کرد و از آن دو نمودار رو به رو را به دست آورد:

**نکته (۱):** مقدار ثابت تعادل فقط به دما بستگی دارد. پس در دمای ثابت مقدار  $K_w$  ثابت است. با توجه به یافته‌های تجربی می‌دانیم که مقدار  $K_w$  آب و محلول‌های آبی در دمای اتاق برابر  $1 \times 10^{-14}$  است. در آب خالص و محلول‌های خنثی در دمای  $25^\circ C$  داریم:

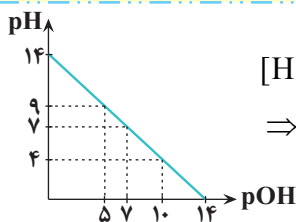
- $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot L^{-2} \xrightarrow{[H^+] = [OH^-]} [H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$
- $pH = -\log[H^+] = -\log 10^{-7} = 7$

**نکته (۲):** در اثر حل شدن اسید یا باز در آب، غلظت  $H^+$  و  $OH^-$  تغییر کرده و دیگر با هم برابر نیست. اما حاصل ضرب آن‌ها همچنان برابر  $K_w$  است. پس در دمای اتاق داریم:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow \begin{cases} [H^+] > 10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1} \\ [OH^-] < 10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1} \end{cases} \Rightarrow [H^+] > [OH^-], pH < 7$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow \begin{cases} [H^+] < 10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1} \\ [OH^-] > 10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1} \end{cases} \Rightarrow [H^+] < [OH^-], pH > 7$$

**نکته (۳):** در دمای اتاق برای آب خالص و محلول‌های آبی، مجموع pH و pOH ثابت و برابر ۱۴ است. در نتیجه با کاهش pH، pOH افزایش می‌یابد. و برعکس.



$$[H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14} \Rightarrow -\log([H^+][OH^-]) = -\log 10^{-14}$$

$$\Rightarrow -\log[H^+] + (-\log[OH^-]) = 14 \Rightarrow pH + pOH = 14$$

در مسائل مربوط به این قسمت به شما مقدار و یا اطلاعات یکی از یون‌های  $H^+$  یا  $OH^-$  را داده و از شما غلظت یا اطلاعات یون دیگر را می‌خواهند. و یا به شما نسبت غلظت این دو یون را داده و از شما غلظت یا اطلاعات دیگری را از این یون‌ها می‌خواهند. برای حل اینگونه مسائل باید از رابطه  $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$  استفاده کنید.

**تیپ ۷ محاسبه pH محلول‌ها:**

در مسائل مربوط به این تیپ، معمولاً به شما غلظت یون  $H^+$  را مستقیماً نمی‌دهند. بلکه به وسیله اطلاعاتی مانند غلظت اولیه، درجه یونش (درصد یونش)، ثابت یونش و یا .... اسید باید غلظت یون  $H^+$  را به دست آورده و سپس pH محلول را به دست آورید. مسائل این تیپ، به ۶ حالت کلی تقسیم می‌شوند:

**حالت (۱): محاسبه pH محلول به کمک غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید:**

در برخی از مسائل، به شما غلظت یون هیدروکسید یا یون هیدرونیوم و یا نسبت غلظت این دو یون را در دمای اتاق می‌دهند و از شما pH محلول را می‌خواهند یا برعکس. برای حل این مسائل باید از روابط زیر استفاده کنید:

$$pH = -\log[H^+], \quad [H^+] = 10^{-pH}, \quad K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$



### حالت (۲): محاسبه pH محلول اسیدها و بازهای قوی:

**الف) اسید قوی:** یونش اسیدهای قوی در آب تقریباً به صورت کامل بوده ( $\alpha \approx 1$ ) به همین دلیل در محلول اسید قوی تک ظرفیتی، غلظت یون هیدرونیوم با غلظت اولیه اسید برابر است:

$$pH = -\log[H^+] \quad \text{را} \quad [H^+] = M \quad \text{مولاریته (M) اسید قوی} \\ \text{محاسبه می کنیم} \quad \text{تک ظرفیتی را داریم}$$

**ب) باز قوی:** یونش بازهای قوی در آب تقریباً به صورت کامل است ( $\alpha \approx 1$ ) به همین دلیل در محلول باز قوی تک ظرفیتی، غلظت یون هیدروکسید برابر با حاصل ضرب تعداد ظرفیت‌های باز (n) در غلظت اولیه آن (M) است.  $[OH^-] = M.n$

$$pH = -\log[H^+] \quad \text{را} \quad [H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} \quad \text{را} \quad [OH^-] = M.n \quad \text{مولاریته (M) باز قوی} \\ \text{محاسبه می کنیم} \quad \text{محاسبه می کنیم} \quad \text{را داریم}$$

### حالت (۳): محاسبه pH محلول اسیدها و بازهای ضعیف:

**الف) اسید ضعیف:** برای محاسبه غلظت یون  $H^+$  موجود در اسیدهای ضعیف می‌توانیم از رابطه زیر استفاده کنیم. (n ، همان تعداد هیدروژن‌های اسیدی در فرمول شیمیایی می‌باشد).

$$pH = -\log[H^+] \quad \text{را} \quad [H^+] = M.n.\alpha \quad \text{مولاریته (M) و} \\ \text{محاسبه می کنیم} \quad \text{درجه یونش را داریم}$$

**ب) باز ضعیف:** برای محاسبه غلظت یون  $OH^-$  موجود در بازهای ضعیف می‌توانیم از رابطه زیر استفاده کنیم. (n ، همان تعداد  $OH^-$ هایی است که یک باز ایجاد می‌کند).

$$pH = -\log[H^+] \quad \text{را} \quad [H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} \quad \text{را} \quad [OH^-] = M.n.\alpha \quad \text{و } M \quad \text{را داریم} \\ \text{بدست می آوریم} \quad \text{بدست می آوریم} \quad \text{را داریم}$$

### حالت (۴): محاسبه pH محلول از اختلاط دو یا چند محلول هم خاصیت:

**الف) مخلوط کردن محلول دو یا چند اسید قوی:** اگر محلول دو یا چند اسید قوی تک پروتون‌دار با هم مخلوط شوند، برای محاسبه pH محلول حاصل، ابتدا باید مقدار مول  $H^+$  هر محلول را جداگانه به دست آورده و سپس مجموع آن‌ها را به مجموع حجم محلول‌ها تقسیم کرده تا غلظت  $H^+$  در محلول نهایی به دست بیاید. سپس به کمک رابطه  $pH = -\log[H^+]$ ، مقدار pH محلول نهایی به دست می‌آید.

$$[H^+]_{\text{نهایی}} = \frac{M_1V_1 + M_2V_2 + \dots}{V_1 + V_2 + \dots}$$

**ب) مخلوط کردن محلول دو یا چند باز قوی:** اگر محلول دو یا چند باز قوی با هم مخلوط شوند، برای محاسبه pH محلول حاصل باید مقدار مول  $OH^-$  هر محلول را جداگانه به دست آورده و سپس مجموع آن‌ها را به حجم کل محلول تقسیم کنیم تا غلظت  $OH^-$  در محلول نهایی به دست آید.

$$[OH^-]_{\text{نهایی}} = \frac{M_1n_1V_1 + M_2n_2V_2 + \dots}{V_1 + V_2 + \dots}$$

سپس برای محاسبه pH محلول‌های حاصل در دمای اتاق، می‌توانیم یکی از دو روش زیر را استفاده کنیم:

- روش (۱): به کمک  $[OH^-]$ ، ابتدا pOH را به دست آورده و سپس به کمک رابطه  $pH + pOH = 14$ ، pH را به دست آوریم.
- روش (۲): به کمک رابطه  $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ ، ابتدا  $[H^+]$  را به دست آورده و سپس pH محلول را به دست آوریم.

**نکته:** در برخی مسائل، مقداری ماده به محلولی اضافه کرده و از شما pH محلول نهایی را می‌خواهند. در این گونه مسائل معمولاً از تغییر حجم محلول صرف‌نظر کرده و باید مجموع مقدار مول  $H^+$  یا  $OH^-$  را جداگانه محاسبه کرده و بر حجم محلول تقسیم کرد.

**حالت (۵): محاسبه pH محلولها با استفاده از ثابت یونش اسیدها و بازهای ضعیف:**

**(الف) اسیدهای ضعیف:** پیش از این با رابطه  $K_a$ ،  $M$  و  $\alpha$  آشنا شدید. برای محاسبه pH اسیدهای ضعیف تک پروتون دار با استفاده از  $M$ ،  $K_a$  و  $\alpha$  می‌توانید از الگوی زیر استفاده کنید:

$$pH \text{ بدست می آید} \xrightarrow{pH = -\log[H^+]} \text{را } [H^+] \text{ را} \xrightarrow{[H^+] = M \cdot \alpha} \text{مولاریته (M) را} \xrightarrow{K_a = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha}} \alpha > 0.05 \text{ یا } K_a > 10^{-3} \text{ یا } K_a < 10^{-3} \text{ یا } \alpha < 0.05 \text{ را داریم}$$

**نکته:** برای به دست آوردن  $[H^+]$  اسیدهای ضعیف تک پروتون دار، به جای روابط قبلی، می‌توانیم از روابط زیر نیز استفاده کنیم:

$$1- \text{اگر } \alpha > 0.05 \text{ یا } K_a > 10^{-3} \text{ باشد } [H^+] = \sqrt{K_a M (1 - \alpha)}$$

$$2- \text{اگر } \alpha < 0.05 \text{ یا } K_a < 10^{-3} \text{ باشد } [H^+] = \sqrt{K_a M}$$

**(ب) بازهای ضعیف:** برای محاسبه pH محلول بازهای ضعیف یک ظرفیتی با استفاده از  $M$ ،  $K_b$  و  $\alpha$  از الگوی زیر استفاده می‌کنیم:

$$pOH \text{ را} \xrightarrow{pOH = -\log[OH^-]} \text{را } [OH^-] \text{ را} \xrightarrow{[OH^-] = \sqrt{K_b M (1 - \alpha)}} \alpha > 0.05 \text{ یا } K_b > 10^{-3} \text{ یا } K_b < 10^{-3} \text{ یا } \alpha < 0.05 \text{ را داریم}$$

$pH + pOH = 14 \rightarrow$  بدست می آید  $pH$

**حالت (۶): تغییر pH در اثر رقیق‌سازی محلول:**

با اضافه کردن آب به محلول اسیدی یا بازی، محلول رقیق‌تر شده و در نتیجه غلظت یون‌های  $H^+$  و  $OH^-$  تغییر می‌کند. پس pH و pOH نیز تغییر می‌کنند.

**(الف) رقیق‌سازی محلول اسیدهای قوی:** اگر حجم محلول یک اسید قوی را  $n$  برابر کنیم (محلول را  $n$  مرتبه رقیق کنیم):

۱- غلظت این محلول و در نتیجه غلظت  $H^+$  این محلول،  $\frac{1}{n}$  برابر می‌شود.

۲- غلظت  $OH^-$  این محلول  $n$  برابر می‌شود.

۳- pH این محلول به اندازه  $\log n$  افزایش می‌یابد.

$$pH \text{ جدید} = pH \text{ اولیه} + \log n$$

**نکته:** این روابط برای اسیدهای ضعیف کاربرد ندارد. زیرا اگر یک اسید ضعیف، تغییر غلظت بدهد، درجه یونش آن نیز تغییر می‌کند.

**(ب) رقیق‌سازی محلول بازهای قوی:** اگر حجم محلول یک باز قوی را  $n$  برابر کنیم (محلول را  $n$  مرتبه رقیق کنیم):

۱- غلظت این محلول و در نتیجه غلظت  $OH^-$  آن،  $\frac{1}{n}$  برابر می‌شود.

۲- غلظت  $H^+$  این محلول  $n$  برابر می‌شود.

۳- pH این محلول به اندازه  $\log n$  کاهش می‌یابد.

$$pH \text{ جدید} = pH \text{ اولیه} - \log n$$

**نکته:** این روابط برای بازهای ضعیف کاربرد ندارد. زیرا با تغییر غلظت بازهای ضعیف، درجه یونش آن نیز تغییر می‌کند.

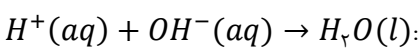
**تیپ ۸ خنثی شدن اسیدها و بازها:**

یکی از رفتارهای پر کاربرد اسیدها و بازها، واکنش‌های میان آن‌هاست (واکنش خنثی شدن) که طی آن نمک و آب تولید می‌شود.

آب + نمک  $\rightarrow$  محلول باز + محلول اسید

در این واکنش‌ها، یون‌های  $H^+$  با یون‌های  $OH^-$  ترکیب شده و آب را پدید می‌آورند. همچنین آنیون‌های حاصل از اسید و کاتیون‌های حاصل از باز، دست نخورده باقی می‌مانند و محلول نمک را تولید می‌کنند.

به همین دلیل واکنش خنثی شدن را به صورت زیر نیز می‌توان نوشت:



برای حل این‌گونه مسائل باید توجه داشت که اگر شمار مول‌های یون هیدرونیوم و هیدروکسید برابر باشند، واکنش به صورت کامل انجام می‌شود. این در حالی است که اگر تعداد یکی بیش‌تر از دیگری باشد، واکنش خنثی شدن به صورت ناقص رخ می‌دهد.



**حالت (۱):** خنثی شدن کامل اسیدها و بازها: همان طور که ذکر شد اگر تعداد مول‌های یون  $(H^+)$  حاصل از اسید با تعداد مول‌های یون  $(OH^-)$  حاصل از باز برابر باشد، اسید و باز یکدیگر را خنثی کرده و PH محلول حاصل برابر ۷ می‌شود. برای انجام محاسبات می‌توانید از روابط زیر استفاده کنید:

$$M_a V_a n_a = M_b V_b n_b = n \times \text{مقدار مول اسید یا باز} = \frac{\text{جرم اسید یا باز خالص}}{\text{جرم مولی}} \times n$$

باز  $M_b, M_a$ : غلظت اسید و باز  
 $V_b, V_a$ : حجم محلول اسید و باز  
 $n_b$ : ظرفیت باز (تعداد  $OH^-$ )  
 $n_a$ : ظرفیت اسید (تعداد  $H^+$ )

**حالت (۲):** خنثی شدن ناقص اسیدها و بازها: اگر شما مول‌های یون  $(H^+)$  و یون  $(OH^-)$  در واکنش خنثی شدن اسید و باز با یکدیگر برابر نباشند، واکنش خنثی شدن به صورت ناقص انجام خواهد شد و در محلول نهایی مقداری اسید و یا باز باقی می‌ماند. برای حل مسائل مربوط به این حالت، مراحل زیر را انجام می‌دهیم:

**مرحله (۱):** برای هر یک از محلول‌ها، حاصل ضرب غلظت اولیه (M) در حجم محلول (V) در ظرفیت (n) را محاسبه می‌کنیم.

$n_b \times \text{مقدار مول باز} = M_b V_b n_b$  : برای باز  
 $n_a \times \text{مقدار مول اسید} = M_a V_a n_a$  : برای اسید

**مرحله (۲):** بسته به اینکه حاصل ضرب (M.n.V) برای کدام محلول بزرگ‌تر است، داریم:

$$M_a V_a n_a > M_b V_b n_b \xrightarrow{\text{محلول نهایی اسیدی است}} [H^+]_{\text{نهایی}} = \frac{M_a V_a n_a - M_b V_b n_b}{V_a + V_b}$$

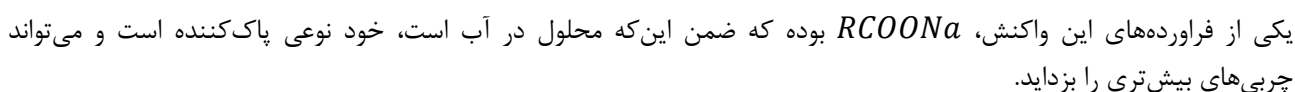
$$M_a V_a n_a < M_b V_b n_b \xrightarrow{\text{محلول نهایی بازی است}} [OH^-]_{\text{نهایی}} = \frac{M_b V_b n_b - M_a V_a n_a}{V_a + V_b}$$

**مرحله (۳):** pH را به کمک غلظت به دست آمده محاسبه می‌کنیم.

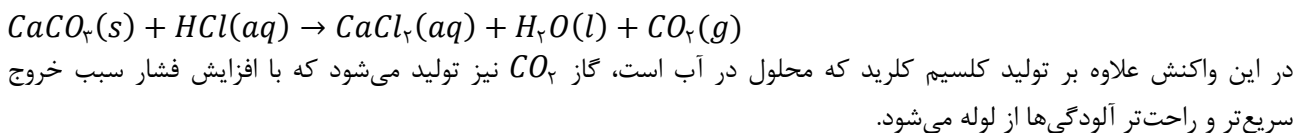
ترکیب pH با استوکیومتری محلول‌ها: در برخی از مسائل استوکیومتری و محلول‌ها به جای غلظت محلول اسید و باز، pH محلول را می‌دهند. در این قسمت به کمک تناسب‌های استوکیومتری باید مسائل را حل نمایید.

**کاربردهای واکنش‌های اسید و باز:** شوینده‌های با خاصیت اسیدی و بازی و همچنین داروهای شیمیایی با خاصیت اسید و ضداسیدی از جمله کاربردهای اسیدها و بازها می‌باشند.

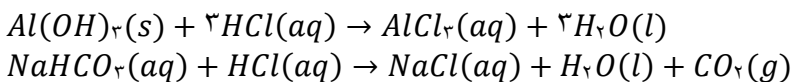
**(الف) شوینده‌های بازی:** برای باز کردن لوله‌هایی که با مخلوطی از اسیدهای چرب مسدود شده‌اند، از شوینده‌های بازی از جمله محلول غلیظ سدیم هیدروکسید استفاده می‌کنیم. در این فرآیند عملاً یک واکنش اسید و باز رخ می‌دهد که باعث تبدیل چربی‌ها به مواد محلول در آب می‌شود.



**(ب) شوینده‌های اسیدی:** برای باز کردن لوله‌هایی که رسوب‌های با خاصیت بازی مانند  $CaCO_3$  سبب گرفتگی آن‌ها شده‌اند، از شوینده‌های اسیدی مانند محلول غلیظ HCl استفاده می‌شود:



**(پ) داروهای ضداسیدی:** پزشکان برای درمان زخم معده و کاهش عوارض آن، داروهایی با نام کلی ضد اسید را تجویز می‌کنند. این داروها حاوی ترکیباتی با خاصیت بازی‌اند. معروف‌ترین مواد موجود در ضد اسیدها، منیزیم هیدروکسید  $Mg(OH)_2$ ، آلومینیوم هیدروکسید  $Al(OH)_3$  و سدیم هیدروژن کربنات (جوش شیرین -  $NaHCO_3$ ) هستند که واکنش این مواد با اسید معده (HCl) به صورت زیر است:



جدول‌های حفظیات

لغت‌ها و قیده‌های مهم متن کتاب درسی

ردیف	لغت‌ها و قیده‌ها
۱	عسل حاوی مولکول‌های قطبی است که در ساختار خود شمار زیادی گروه هیدروکسیل ( $-OH$ ) دارند.
۲	صابون‌های جامد نمک سدیم اسیدهای چرب و صابون‌های مایع نمک پتاسیم یا آمونیوم اسیدهای چرب هستند.
۳	صابون ماده‌ای است که هم در چربی‌ها و هم در آب حل می‌شود.
۴	اغلب موادی که در زندگی روزانه با آن‌ها سروکار داریم، از مخلوط دو یا چند ماده تشکیل شده‌اند.
۵	کلوئیدها حاوی توده‌های مولکولی با اندازه‌های متفاوت هستند و ذره‌های موجود در کلوئیدها بزرگ‌تر از محلول‌ها می‌باشد.
۶	صابون همه آب لکه‌ها را به یک اندازه از بین نمی‌برد.
۷	آب دریا و آب مناطق کویری که شور هستند، مقادیر زیادی از یون‌های کلسیم و منیزیم دارند.
۸	پاک‌کننده‌های غیرصابونی قدرت پاک‌کنندگی بیش‌تری نسبت به صابون‌ها دارند و با یون‌های موجود در آب سخت تشکیل رسوب نمی‌دهند.
۹	برای افزایش قدرت پاک‌کنندگی مواد شوینده، به آن‌ها نمک‌های فسفات می‌افزایند.
۱۰	برای افزایش خاصیت ضدعفونی‌کنندگی و میکروب‌کشی صابون‌ها به آن‌ها ماده شیمیایی کلردار اضافه می‌کنند.
۱۱	هرچه شوینده‌ای مواد شیمیایی بیش‌تری داشته باشد، احتمال ایجاد عوارض جانبی آن بیش‌تر خواهد بود.
۱۲	در اغلب مواد شیمیایی، اسیدها و بازها نقش مهمی دارند؛ برای نمونه اغلب داروها ترکیب‌هایی با خاصیت اسیدی یا بازی هستند.
۱۳	اسیدها با اغلب فلزها واکنش می‌دهند و طی این واکنش گاز هیدروژن ( $H_2$ ) تولید می‌شود.
۱۴	زندگی بسیاری از آبزیان به میزان pH آب وابسته است. هم‌چنین اغلب میوه‌ها دارای اسیدند و pH کم‌تر از ۷ دارند.
۱۵	نخستین کسی که اسیدها و بازها را بر یک مبنای علمی توصیف کرد سوانت آرنیوس بود.
۱۶	هرچه $[H^+]$ در محلولی بیش‌تر باشد، آن محلول اسیدی‌تر و هرچه $[OH^-]$ در محلولی بیش‌تر باشد، آن محلول بازی‌تر است.
۱۷	برخی از اسیدها با آب واکنش می‌دهند و محلولی با خاصیت اسیدی یا بازی ایجاد می‌کنند.
۱۸	خوراکی‌ها، شوینده‌ها، داروها، مواد آرایشی و بهداشتی شامل مقادیر متفاوتی از یون هیدرونیوم هستند.
۱۹	در فرایند تولید مواد گوناگون، اغلب تعیین و کنترل غلظت یون هیدرونیوم نقش مهمی دارد.
۲۰	اسیدهای قوی در آب تقریباً به‌طور کامل یونش می‌یابند ( $\alpha \approx 1$ ) ولی اسیدهای ضعیف در آب به میزان جزئی یونیده می‌شوند و شمار یون‌ها در محلول کم است ( $\alpha < 1$ ).
۲۱	اسیدها و بازها با ثابت یونش کوچک، الکترولیت ضعیف به شمار می‌روند.
۲۲	اغلب اسیدها ضعیف و برخی نیز قوی هستند.
۲۳	در محلول سرکه، شمار ناچیزی از یون‌های آب پوشیده هم‌زمان با شمار زیادی از مولکول‌های استیک اسید
۲۴	کربوکسیلیک اسیدها از جمله اسیدهای ضعیف هستند که تنها هیدروژن گروه کربوکسیل آن‌ها می‌تواند به‌صورت یون هیدرونیوم وارد محلول شود.
۲۵	در اسیدهای ضعیف، غلظت همه گونه‌های موجود در محلول ثابت است.





ردیف	لغت‌ها و قیدها
۲۶	در واکنش‌های برگشت‌پذیر، همه واکنش‌دهنده‌ها به فراورده تبدیل نمی‌شوند و در شرایط معین مقدار آن‌ها در سامانه ثابت خواهد ماند.
۲۷	برای یک سامانه تعادلی در دمای ثابت، غلظت تعدادی گونه‌های موجود در محلول ثابت است.
۲۸	در یک واکنش برگشت‌پذیر که هم‌زمان واکنش‌های رفت و برگشت به‌طور پیوسته انجام می‌شوند، سرانجام مقدار واکنش‌دهنده‌ها و فراورده‌ها ثابت می‌ماند.
۲۹	برای هر واکنش تعادلی یک ثابت تعادل وجود دارد که فقط تابع دماست و به مقدار واکنش‌دهنده‌ها بستگی ندارد.
۳۰	هرچه ثابت یونش اسیدی در دمای معین، بزرگ‌تر باشد، آن اسید بیش‌تر یونیده شده و غلظت یون‌های موجود در محلول آن بیش‌تر و آن اسید قوی‌تر است.
۳۱	کاغذ pH، pH تقریبی محلول‌ها را نشان می‌دهد.
۳۲	کاغذ pH در برخی محلول‌ها و آب خالص تغییر رنگ نمی‌دهد؛ زیرا غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید در این سامانه‌ها با یکدیگر برابر است.
۳۳	آب خالص رسانایی الکتریکی ناچیزی دارد که بیانگر وجود مقدار بسیار کمی از یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید است.
۳۴	در یک محلول با افزایش غلظت یون هیدرونیوم، غلظت یون هیدروکسید کاهش می‌یابد و برعکس.
۳۵	سود سوزآور و پتاس سوزآور از جمله بازهای بسیار قوی بوده و آمونیاک باز ضعیف می‌باشد.
۳۶	در اسیدها و بازها، به‌ترتیب هرچه $K_a$ و $K_b$ بزرگ‌تر باشد، قدرت اسیدی و بازی نیز بیش‌تر است.
۳۷	دیواره داخلی معده به‌طور طبیعی مقدار کمی از یون‌های هیدرونیوم تولید شده را جذب می‌کند.

**عددهای مهم متن کتاب درسی**

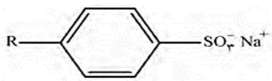
ردیف	اعداد
۱	امروزه امید به زندگی برای بیش‌تر مردم دنیا در حدود ۷۰ تا ۸۰ سال است.
۲	بازه تغییرات pH محلول‌های آبی در دمای اتاق صفر تا ۱۴ می‌باشد.
۳	pH تقریبی محیط روده و خون انسان به‌ترتیب برابر ۸/۵ و ۷/۴ می‌باشد.
۴	pH تقریبی دهان و بزاق انسان ۱/۷ - ۵/۲ می‌باشد.
۵	pH تقریبی معده انسان ۱/۸ - ۱/۶ می‌باشد.
۶	در محلول‌های آبی، حاصل‌ضرب غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید در مای $25^{\circ}\text{C}$ برابر $1 \times 10^{-14}$ است.

**رنگ‌های مهم متن کتاب درسی**

رنگ	پدیده یا ماده
قرمز	رنگ کاغذ pH در محلول‌های اسیدی
آبی	رنگ کاغذ pH در محلول‌های بازی
آبی	رنگ محلول آبی کات کبود (مس (II) سولفات)
بی‌رنگ	محلول سود، محلول جوهرنمک و سرکه سفید
سفید	لکه‌های به‌جای مانده بر روی لباس پس از شستن با صابون‌ها در آب سخت
آبی	گل ادریسی در خاک با خاصیت اسیدی
قرمز	گل ادریسی در خاک با خاصیت بازی

اشتباهات متداول فصل اول دوازدهم

- ۱- نیاکان ما به تجربه پی بردند که اگر ظرفهای چرب را به خاکستر (نه فاک (س) آغشته کنند و سپس با آب گرم شست و شو دهند، آسان تر تمیز می شوند.
- ۲- ساده ترین و موثرترین راه پیشگیری (نه تنها راه پیشگیری) بیماری وبا، رعایت بهداشت فردی و همگانی است.
- ۳- شاخص امید به زندگی در هر دو نواحی برخوردار و کم برخوردار افزایش یافته است اما در مناطق کم برخوردار بیشتر (نه کمتر) افزایش یافته است.
- ۴- آلاینده ها موادی هستند که بیش از مقدار طبیعی در یک محیط، ماده یا یک جسم وجود دارند. (نه اینکه هر ماده ای آلاینده محسوب شود).
- ۵- اوره در آب محلول است و فرمول مولکولی آن « $CO(NH_2)_2$ » است. (نه « $CO(NH_3)_2$ »)
- ۶- چربی ها مخلوطی از اسیدهای چرب و استرهای بلند زنجیر با جرم مولی زیاد هستند. (نه فقط استرهای بلند زنجیر با جرم مولی زیاد)
- ۷- صابون جامد (نه مایع) را از گرم کردن مخلوط روغن های گوناگون گیاهی یا جانوری مانند روغن زیتون، نارگیل، دنبه با سدیم هیدروکسید تهیه می کنند.
- ۸- صابون مایع (نه جامد)، نمک پتاسیم یا آمونیوم اسیدهای چرب هستند.
- ۹- صابون با اینکه دارای زنجیر هیدروکربنی بزرگی است اما در آب محلول است (نه اینکه نامحلول باشد). به طور کلی صابون ماده ای است که هم در چربی و هم در آب (نه فقط در آب) حل می شود.
- ۱۰- کلوئیدها با اینکه دارای ذراتی بزرگ تر از محلول ها هستند اما پایدار هستند و ته نشین نمی شوند. (نه اینکه ته نشین شوند).
- ۱۱- لکه سفیدی که پس از شستن لباس با صابون روی آنها برجای می ماند، نشانه ای از تشکیل رسوب صابون با یون های آب سخت است. (نه لکه های حاصل از صابون پاک نشده)



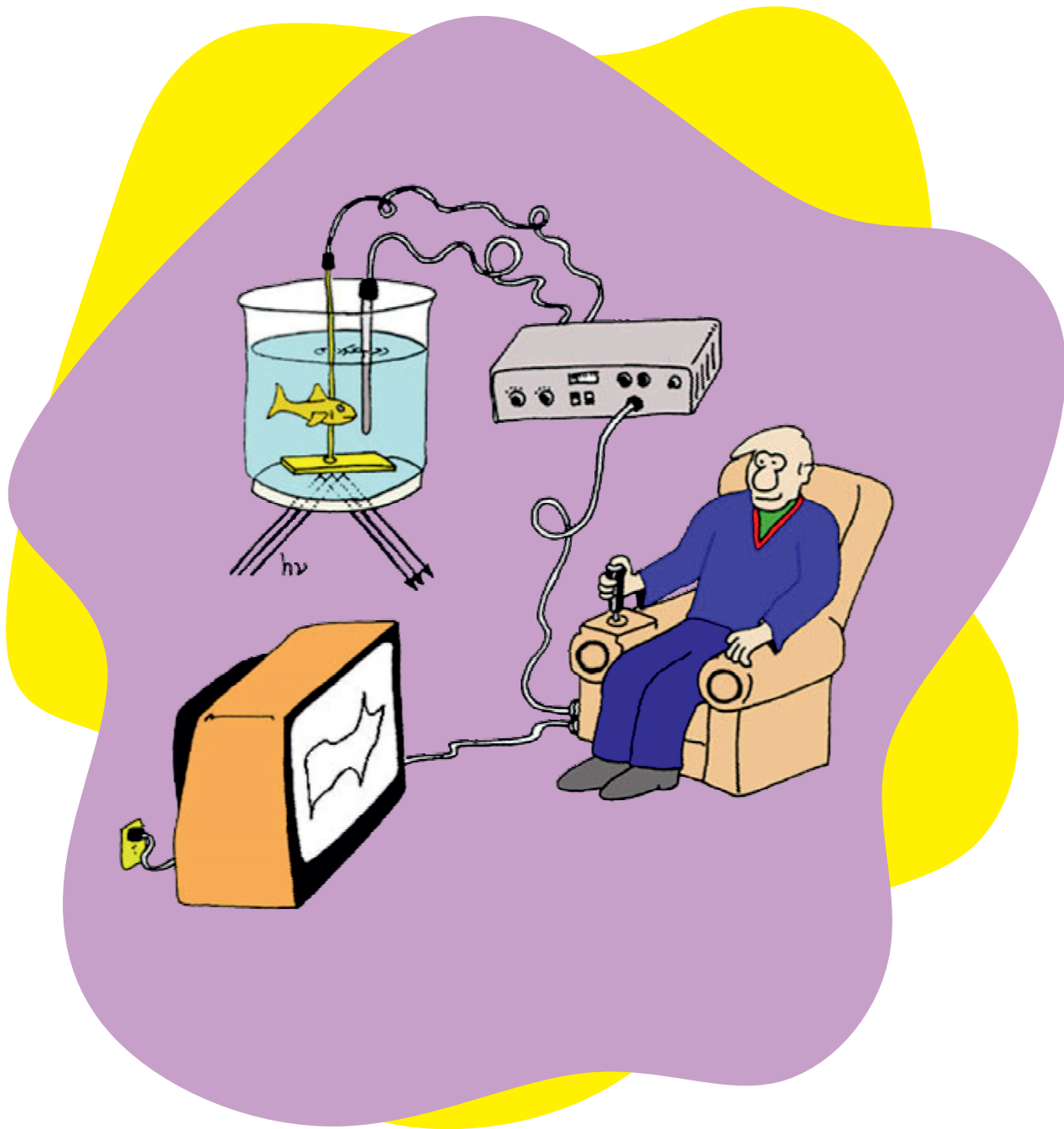
- ۱۲- دانشمندان توانستند با استفاده از بنزن و مواد اولیه در صنایع پتروشیمی (نه نوع خاصی از چربی ها)، مواد پاک کننده ای با فرمول همگانی روبه رو تولید کنند. موادی که به پاک کننده های غیرصابونی مشهورند.
- ۱۳- از صابون اغلب (نه همیشه) برای استفاده های بهداشتی استفاده می شود، برای مثال نوعی صابون سنتی در تنور نان سنگک برای چرب کردن سطح سنگ ها استفاده می شود.
- ۱۴- صابون گوگرددار (نه کلردار)، برای از بین بردن جوش صورت و همچنین قارچ های پوستی استفاده می شود.
- ۱۵- روغن زیتون با فرمول مولکولی « $C_{57}H_{114}O_6$ » (نه « $C_{57}H_{114}O_6$  که مربوط به چربی ذخیره شده در کوهان شتر است») دارای مولکول های ناقطبی است و در آب حل نمی شود.
- ۱۶- وازلین مخلوطی از چند هیدروکربن است که به طور میانگین (نه دقیقاً) دارای فرمول شیمیایی « $C_{25}H_{52}$ » است.
- ۱۷- اگر مقداری صابون به مخلوط آب و روغن اضافه کنیم و آن را به هم بزنییم، یک مخلوط پایدار (نه ناپایدار) ایجاد می شود که به ظاهر همگن (نه همگن) است.
- ۱۸- صابون در آب های سخت (نه آب سنگین) به خوبی (نه اصلاً) کف نمی کند و قدرت پاک کنندگی آن کاهش می یابد.
- ۱۹- آب دریا و آب های مناطق کویری که شور هستند، مقادیر زیادی (نه مقادیر کمی) از یون های کلسیم و منیزیم (نه منگنز) دارند.
- ۲۰- پاک کننده های غیرصابونی در آب های سخت پاک کنندگی خود را حفظ کرده و با یون های موجود در این آب ها رسوب نمی دهند. (نه اینکه اندکی رسوب دهند).

- ۲۱- بخش قطبی در پاک کننده های صابونی « $CO_2^-$ » و در پاک کننده های غیرصابونی « $SO_3^-$ » (نه « $SO_3^-$ ») است.
- ۲۲- پاک کننده های خورنده افزون بر داشتن برهم کنش میان ذره های آلاینده، با آن ها واکنش نیز می دهند. (نه اینکه فقط واکنش دهند).
- ۲۳- برای افزایش قدرت پاک کنندگی مواد شوینده، به آنها نمک های فسفات (نه ماده شیمیایی کلردار) می افزایند، زیرا این نمک ها با یون های کلسیم و منیزیم موجود در آب های سخت واکنش می دهند و از تشکیل رسوب و ایجاد لکه جلوگیری می کنند.
- ۲۴- پاک کننده ها به سه دسته صابونی، غیرصابونی و خورنده دسته بندی می شوند. (در واقع پاک کننده های خورنده جزو پاک کننده های غیرصابونی نیستند).

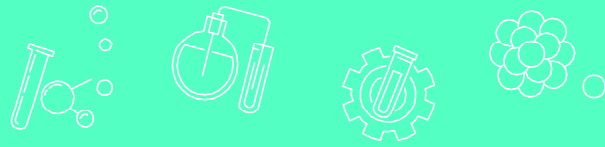
- ۲۵- مخلوط آلومینیم و سدیم هیدروکسید در واکنش با آب گاز هیدروژن (نه اکسیژن) تولید می کند. این واکنش، یک واکنش گرماده است. (نه گرماگیر)



- ۲۶- اسیدها با اغلب فلزها (نه همه آنها) واکنش می‌دهند و در تماس با پوست سوزش ایجاد می‌کنند.
- ۲۷- در سامانه‌های خنثی آبی نیز یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید وجود دارند (نه اینکه غلظت آنها صفر باشد) اما مقدار آنها با یکدیگر برابر و بسیار اندک می‌باشد.
- ۲۸- اغلب داروها (نه همه داروها) ترکیب‌هایی با خاصیت اسیدی یا بازی هستند.
- ۲۹- در اثر واکنش اسیدها با فلزهای چندظرفیتی، فلز با ظرفیت کم‌تر خود (نه بیش‌تر) با اسید واکنش می‌دهد.
- ۳۰- پیش از این که ساختار اسیدها و بازها شناخته شود، شیمی‌دان‌ها افزون بر ویژگی‌های اسیدها و بازها با برخی واکنش‌های آن‌ها نیز آشنا بودند. (نه این که فقط با ویژگی‌های اسیدها و بازها آشنا بودند.)
- ۳۱- به فرایندی که در آن یک ترکیب مولکولی (نه هر ترکیبی) در آب به یون‌های مثبت و منفی تبدیل می‌شود، یونش می‌گویند.
- ۳۲- در یک واکنش برگشت‌پذیر واکنش‌های رفت و برگشت همواره در حال انجام هستند و متوقف نمی‌شوند (نه اینکه واکنش‌ها به اتمام برسند) اما مقدار واکنش‌دهنده‌ها و فراورده‌ها ثابت می‌ماند. (نه اینکه یکسان شود.)
- ۳۳- ثابت تعادل برای یک واکنش تعادلی در دمای ثابت مقدار معینی دارد و تنها با دما قابل تغییر است. (نه اینکه عوامل مختلف مثل تغییر غلظت مواد بتواند مقدار آن را تغییر دهد.)
- ۳۴- باران معمولی نیز خاصیت اسیدی دارد (نه اینکه فتنی باشد) اما خاصیت اسیدی آن از باران اسیدی کمتر است، زیرا در باران معمولی کربنیک اسید وجود دارد اما در باران اسیدی نیتریک اسید و سولفوریک اسید موجود است.
- ۳۵- آمونیاک به دلیل تشکیل پیوندهای هیدروژنی در آب به طور عمده به شکل مولکولی (نه یونی) حل می‌شود و می‌توان برای آن فرمول  $NH_4OH$  را در نظر گرفت.
- ۳۶- به اسیدی که هر مولکول آن در آب تنها می‌تواند یک یون هیدرونیوم تولید کند (نه اینکه اسیدی که در ساختار خود یک هیدروژن دارد)، اسید تک پروتون‌دار می‌گویند.
- ۳۷- در زندگی روزانه با انواع اسیدها سروکار داریم که برخی (نه اغلب) قوی و اغلب (نه برقی) آن‌ها ضعیف هستند.
- ۳۷- در لحظهٔ برقراری تعادل، واکنش‌های رفت و برگشت با سرعت‌های یکسان انجام شده (نه اینکه کلاً متوقف شده و انجام نهند) و جرم مواد واکنش‌دهنده و فراورده ثابت می‌ماند.
- ۳۸- در اثر انحلال یک ترکیب کم محلول در آب، نوعی محلول الکترولیت قوی (نه الکترولیت ضعیف) تشکیل می‌شود.
- ۳۹- آب خالص رسانایی الکتریکی ناچیزی (نه اینکه نارسا است) دارد که بیانگر وجود مقدار بسیار کمی از یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید است.
- ۴۰- کربوکسیلیک اسیدها از جمله اسیدهای ضعیف (نه قوی) هستند که تنها هیدروژن گروه کربوکسیل آن‌ها (نه هر هیدروژنی که در ساختار آن‌ها وجود دارد) می‌تواند به صورت یون هیدرونیوم وارد محلول شود.
- ۴۱- واکنش خنثی شدن اسیدها و بازها مبنایی برای کاربرد شوینده‌ها و پاک‌کننده‌ها (نه صابون‌ها) است.
- ۴۲- در بدن انسان بالغ روزانه بین دو تا سه لیتر شیره معده (نه اسید معده) تولید می‌شود که غلظت یون هیدرونیوم در آن حدود  $0.3 \text{ mol.L}^{-1}$  (نه  $3 \text{ mol.L}^{-1}$ ) است.
- ۴۳- شیر منیزی یکی از رایج‌ترین (نه رایج‌ترین) انواع ضد اسیدها است که شامل منیزیم هیدروکسید است.
- ۴۴- کاغذ pH، تقریبی (نه دقیق) محلول‌ها را نشان می‌دهد.
- ۴۵- در شرایط یکسان، هر چه سرعت تولید گاز هیدروژن در واکنش اسید با یک فلز بیش‌تر باشد (نه مقدار گاز هیدروژن تولید شده)، ثابت یونش آن اسید بزرگ‌تر است.
- ۴۶- برخی از (نه همه) اکسیدها با آب واکنش می‌دهند و محلولی با خاصیت اسیدی یا بازی ایجاد می‌کنند.
- ۴۷- برای باز کردن مسیر لوله‌ای که با مخلوطی از اسیدهای چرب مسدود شده است باید از محلول غلیظ سدیم هیدروکسید (نه هیدروکلریک اسید) استفاده کرد. فراورده چنین واکنش‌هایی، خود نوعی پاک‌کننده است که در آب حل می‌شود و می‌تواند چربی‌های اضافی را بزاید.
- ۴۸- در حالت طبیعی نیز دیوارهٔ داخلی معده مقدار کمی از یون‌های هیدرونیوم را جذب می‌کند (نه اینکه این فرایند در هر شرایطی به دلیل بیماری رخ دهد) اما اگر مقدار اسید معده افزایش یابد، شمار یون‌های جذب شده افزایش یافته و سبب درد، التهاب و گاهی خونریزی معده می‌شود.
- ۴۹- رنگ گل ادریسی به میزان اسیدی بودن خاک بستگی دارد. این گل در خاک اسیدی به رنگ آبی و در خاک بازی به رنگ سرخ شکوفا می‌شود. (دقت کنید که رنگ گل ادریسی در محیط اسیدی سرخ و در محیط بازی آبی نیست!)

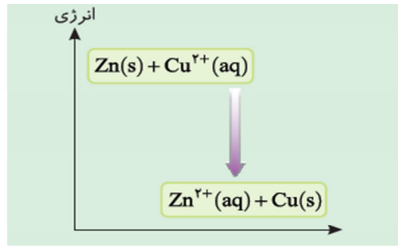


# آسایش و رفاه در سایهٔ شیمی

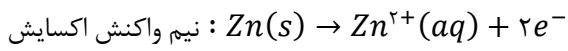


دوره مفاهیم و بررسی شکل‌های مهم فصل دوم کتاب درسی

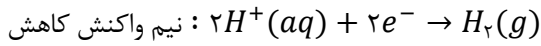
ردیف	شکل	نکات شکل
۱		<p>۱- در این واکنش، اتم روی با دادن ۲ الکترون به اکسیژن، اکسایش یافته و سبب کاهش اکسیژن شده است. از این رو فلز روی، کاهنده است.</p> <p>۲- در این واکنش، اکسیژن با گرفتن ۲ الکترون از روی، کاهش یافته و سبب اکسایش فلز روی شده است. از این رو اکسیژن، اکسنده است.</p> <p>۳- می‌دانیم که شعاع اتم‌ها با گرفتن الکترون، افزایش و با از دست دادن الکترون، کاهش می‌یابد. از این رو طی این واکنش، شعاع اتم‌های روی کاهش و شعاع اتم‌های اکسیژن افزایش می‌یابد.</p> <p>۴- تغییر شعاع برای اتم‌های روی بیش‌تر از تغییر شعاع برای اتم‌های اکسیژن است. زیرا اتم‌های روی با از دست دادن ۲ الکترون، یک لایه از لایه‌های الکترونی خود را از دست داده‌اند.</p> <p>۵- معادله کلی واکنش به صورت زیر است:</p> $2Zn(s) + O_2(g) \rightarrow 2ZnO(s)$ <p>* به ازای مصرف دو مول Zn و یک مول گاز <math>O_2</math>، ۴ مول الکترون مبادله می‌شود.</p>
۲		<p>۱- با قرار گرفتن تیغه‌ای از جنس روی در محلول آبی رنگ مس (II) سولفات، به تدریج از شدت آبی رنگ محلول کاسته شده و بر روی تیغه، رسوب قرمز - قهوه ای رنگ که همان فلز مس است، تشکیل می‌شود.</p> <p>۲- در این واکنش، اتم‌های خنثی Zn با از دست دادن ۲ الکترون به <math>Zn^{2+}</math> اکسایش یافته و هم‌زمان یون‌های <math>Cu^{2+}</math> با گرفتن همان ۲ الکترون به اتم‌های Cu کاهش می‌یابند. بنابراین (Zn) نقش کاهنده و (<math>Cu^{2+}</math>) نقش اکسنده را دارد.</p> <p>۳- همان‌طور که ذکر شد، در واکنش‌های اکسایش - کاهش، شعاع گونه‌ها با گرفتن الکترون، افزایش و با از دست دادن الکترون، کاهش می‌یابد.</p> <p>۴- از آن‌جا که جرم مولی Cu کم‌تر از Zn است (<math>Zn = 65, Cu = 63/5 : g \cdot mol^{-1}</math>) از جرم ماده جامد تیغه، کاسته می‌شود.</p> <p>۵- در این واکنش، فرآورده‌ها پایدارتر از واکنش دهنده‌ها هستند. از این رو واکنش گرماده بوده و <math>\Delta H</math> آن منفی است. (همانند سایر واکنش‌های اکسایش - کاهش که به طور طبیعی پیش می‌روند.)</p>



۱- در این واکنش، اتم‌های Zn با از دست دادن ۲ الکترون، اکسایش می‌یابند و سبب کاهش یون‌های  $H^+$  به گاز  $H_2$  می‌شوند. بنابراین اتم‌های Zn نقش کاهنده دارند.

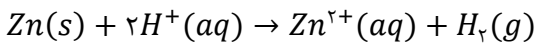


۲- در این واکنش، یون‌های  $H^+$  با گرفتن الکترون، کاهش یافته و سبب اکسایش اتم‌های Zn و تبدیل آن‌ها به  $Zn^{2+}$  می‌شوند. از این رو  $H^+$  نقش اکسنده را دارد.

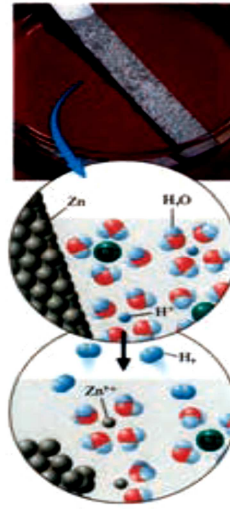


۳- طی واکنش شعاع گونه کاهنده (Zn) کاهش و شعاع و گونه اکسنده ( $H^+$ )، افزایش می‌یابد.  $r_{Zn} > r_{Zn^{2+}}$  ،  $r_H > r_{H^+}$

۴- معادله کلی واکنش به صورت زیر است:



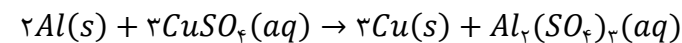
\* به ازای مصرف هر یک مول Zn و هر دو مول ( $H^+$ ) ، ۲ مول الکترون مبادله می‌شود.



۴

۱- در برخی از واکنش‌های اکسایش - کاهش، افزون بر دادوستد الکترون، انرژی نیز آزاد می‌شود. برای نمونه فلزهایی مانند سدیم و منیزیم در اکسیژن سوخته و نور و گرما آزاد می‌کنند. همچنین طی واکنش فلزهایی مانند Zn ، Fe ، Al با محلول  $CuSO_4$  گرما آزاد می‌شود.

۲- شکل مقابل واکنش میان فلز آلومینیم با محلول مس (II) سولفات را همراه با معادله شیمیایی آن نشان می‌دهد. طی این واکنش دمای محلول افزایش یافته است. بنابراین واکنش گرماده بوده و  $\Delta H < 0$  می‌باشد.



۱- جدول روبه‌رو داده‌هایی را از قرار دادن برخی تیغه‌های فلزی درون محلول مس (II) سولفات در دمای  $20^\circ C$  را نشان می‌دهد.

۲- یکی از روش‌های مقایسه قدرت کاهندگی فلزها و مقایسه قدرت اکسندگی کاتیون‌های فلزی، انجام واکنش میان آن‌ها در شرایط یکسان از نظر دما، غلظت محلول و مقدار فلز است.

۳- افزایش دمای مخلوط واکنش، نشان دهنده انجام واکنش است. به طوری که افزایش دما با میزان تمایل اتم‌های فلزی برای از دست دادن الکترون و در نتیجه قدرت کاهندگی فلز رابطه مستقیم دارد.

۴- یکی از روش‌های مقایسه قدرت اکسندگی کاتیون‌های فلزی، انجام واکنش میان آن‌ها در شرایط یکسان از نظر دما، غلظت محلول و مقدار فلز است. به طوری که افزایش دمای مخلوط واکنش، نشان دهنده انجام واکنش است و افزایش دما با میزان تمایل کاتیون‌های فلزی برای گرفتن الکترون و در نتیجه قدرت اکسندگی کاتیون فلز رابطه مستقیم دارد.



۴

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

۵



۱- تصویر روبه‌رو مربوط به سلول گالوانی مس - روی را نشان می‌دهد. به دلیل این‌که  $E^\circ$  روی کم‌تر از مس است، با اتصال دو الکتروود به یکدیگر فلز روی اکسایش یافته و به صورت  $Zn^{2+}$  وارد محلول می‌شود. الکترون‌های آن از طریق مدار بیرونی به الکتروود مس می‌روند.

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

نیم واکنش اکسایش (آندی)

۲- با انتقال الکترون به سمت الکتروود مس، الکتروود مس دارای مقدار زیادی الکترون می‌شود. هر یک از کاتیون‌های مس ( $Cu^{2+}$ ) با گرفتن ۲ الکترون کاهش یافته و به Cu تبدیل می‌شوند و بر روی تیغه قرار می‌گیرند.

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

نیم واکنش کاهش (کاتدی)

۳- در این سلول، تیغه آندی (روی) اکسید شده و اتم‌های آن به صورت کاتیون وارد محلول می‌شوند. پس جرم تیغه آند (روی) کاهش می‌یابد. اما تیغه کاتدی (مس) کاهش یافته و یون‌های آن با گرفتن الکترون، به صورت اتم Cu روی تیغه قرار می‌گیرند. پس جرم تیغه کاتدی (مس) افزایش می‌یابد.

۴- همان‌طور که می‌دانید جهت حرکت الکترون در سلول گالوانی مس - روی همواره از سمت تیغه آند (روی) به سمت کاتد (مس) است.

۵- غلظت یون‌های  $Zn^{2+}$  پس از انجام واکنش افزایش یافته و غلظت یون‌های  $Cu^{2+}$  کاهش می‌یابد. اما غلظت تیغه‌های مس و روی ثابت می‌ماند. زیرا می‌دانیم غلظت مواد جامد خالص، ثابت است.

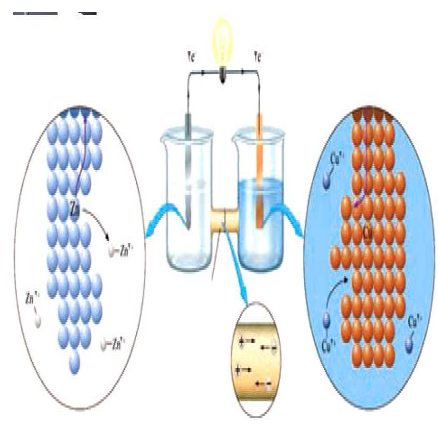
۶- در این سلول گالوانی کاتیون‌های  $Zn^{2+}$  با عبور از دیواره متخلخل به سمت کاتد و آنیون‌های  $SO_4^{2-}$  به سمت آند می‌روند.

۷- در این سلول همانند سایر سلول‌های گالوانی، آند به دلیل تولید الکترون قطب منفی بوده و کاتد قطب مثبت است.

۸- معادله کلی واکنش به صورت زیر است:

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

۹- از آن‌جا که جرم مولی روی از مس بیش‌تر است ( $Zn = 65, Cu = 63.5 : g.mol^{-1}$ ) و ضریب استوکیومتری یون‌های مس و روی برابر است، بنابراین طی انجام واکنش، کاهش جرم تیغه آند (روی) بیش‌تر از افزایش جرم تیغه کاتد (مس) است.



۶

۱- با توجه به سری الکتروشیمیایی روبه‌رو،  $E^\circ$  فلزهایی که قدرت کاهندگی کم‌تری از  $H_2$  دارند مثبت و  $E^\circ$  فلزهایی که قدرت کاهندگی بیش‌تری از  $H_2$  دارند، منفی است.

۲- در سری الکتروشیمیایی، هر چه  $E^\circ$  بزرگ‌تر (مثبت‌تر) باشد، گونه سمت چپ (کاتیون فلزی) اکسندۀ قوی‌تری است (تمایل بیش‌تر برای گرفتن الکترون و کاهش یافتن) اما هر چه قدر  $E^\circ$  کوچک‌تر (منفی‌تر) باشد، گونه سمت راست (اتم فلز) کاهنده قوی‌تری می‌باشد. (تمایل بیش‌تر برای از دست دادن الکترون و اکسایش یافتن)

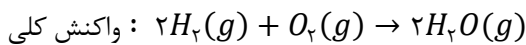
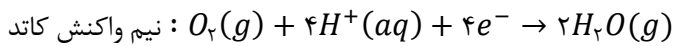
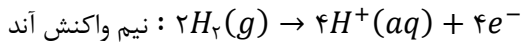
۳- هنگام اتصال دو نیم سلول به وسیله یک سیم به یکدیگر، نیم سلول با  $E^\circ$  کوچک‌تر، کاهنده قوی‌تری بوده و در نتیجه اکسایش یافته و تیغه آند می‌باشد. اما نیم سلول با  $E^\circ$  بزرگ‌تر، اکسندۀ قوی‌تری بوده و در نتیجه کاهش یافته و تیغه کاتدی می‌باشد.

نیم‌واکنش کاهش	$E^\circ (V)$
$Au^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Au(s)$	+1/50
$Pt^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Pt(s)$	+1/20
$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$	+0/80
$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$	+0/34
$2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$	0/00
$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Fe(s)$	-0/44
$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Zn(s)$	-0/76
$Mn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mn(s)$	-1/18
$Al^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Al(s)$	-1/66
$Mg^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mg(s)$	-2/37

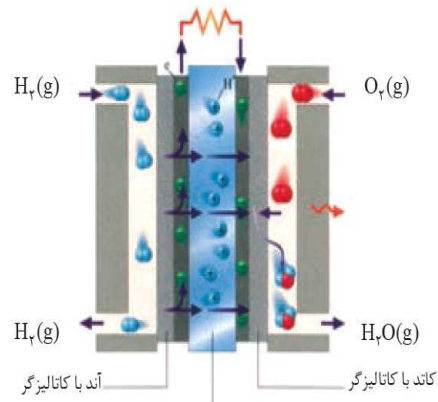
↑ اکسندۀ قوی‌تر  
کاهنده قوی‌تر ↓

۷

۱- سلول هیدروژن-اکسیژن رایج ترین سلول سوختی است و در آن گاز  $O_2$  با گاز  $H_2$  به طور کنترل شده و غیر مستقیم وارد واکنش شده و بخش قابل توجهی از انرژی شیمیایی به انرژی الکتریکی تبدیل می شود.  
۲- هر سلول سوختی ۳ جزء اصلی دارد که شامل یک غشاء، الکتروود آند و الکتروود کاتد است. در سلول روبه‌رو آند و کاتد کاتالیزگرهایی هستند که به انجام نیم واکنش‌های اکسایش و کاهش سرعت می‌بخشند.



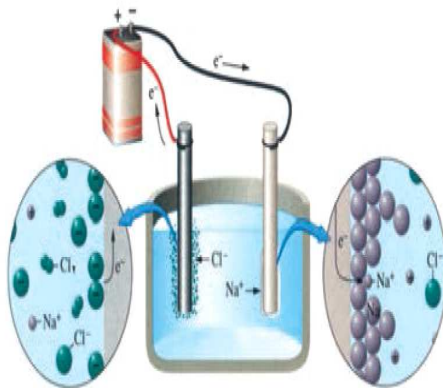
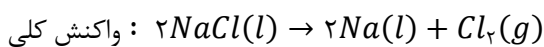
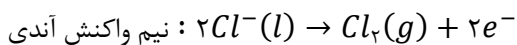
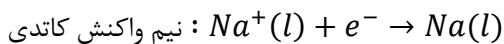
۳- در سلول سوختی همانند سایر سلول‌های گالوانی، جهت حرکت الکترون‌ها از طریق مدار بیرونی (مدار الکترونی) از آند به کاتد است. همچنین در سلول سوختی جهت حرکت  $(H^+)$  از طریق رسانای یونی (غشاء مبادله کننده پروتون) به سمت کاتیون است.



۸

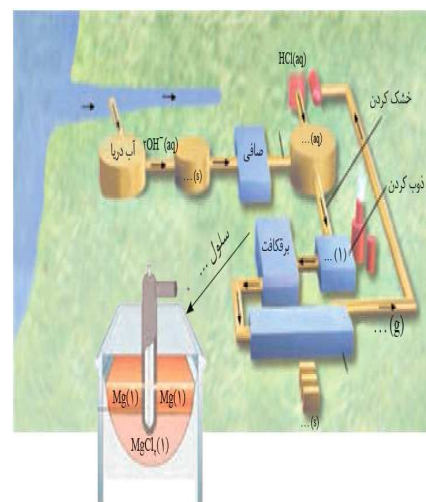
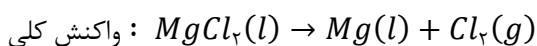
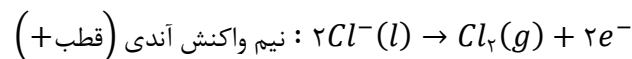
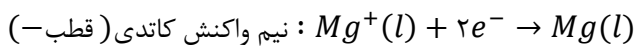
۱- فلز سدیم را از برقکافت سدیم کلرید مذاب در یک سلول الکترولیتی تهیه می‌کنند.

۲- در برقکافت سدیم کلرید مذاب، از یک طرف کاتیون‌ها  $(Na^+)$  به سمت الکتروود کاتد (قطب منفی) حرکت کرده و در آنجا کاهش می‌یابند و فلز سدیم تولید می‌شود. از طرف دیگر آنیون‌ها  $(Cl^-)$  به سمت الکتروود آند (قطب مثبت) حرکت کرده و در آنجا اکسایش می‌یابند و گاز زرد کلر تولید می‌شود.



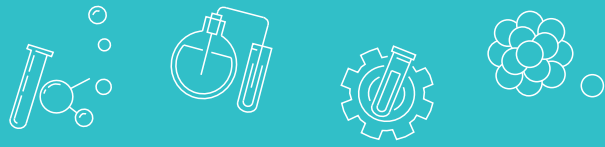
۹

برای استخراج و جداسازی منیزیم از آب دریا، در مرحله نخست منیزیم را به صورت ماده جامد و نامحلول  $Mg(OH)_2$  رسوب می‌دهند. در مرحله بعد با عبور دادن مخلوط حاوی  $Mg(OH)_2$  جامد از صافی، آن را با  $HCl$  واکنش داده و به منیزیم کلرید تبدیل می‌کنند. سپس با تبخیر آب منیزیم کلرید و خشک کردن آن، آن را ذوب کرده و وارد یک سلول الکترولیتی می‌کنند. در سلول الکترولیتی با برقکافت  $MgCl_2$ ، فلز منیزیم و گاز زرد کلر تولید می‌شود.



۱۰





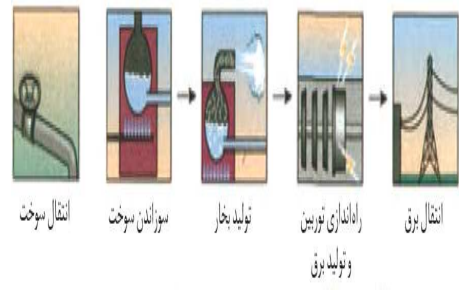
برای تبدیل انرژی شیمیایی موجود در یک سوخت به انرژی الکتریکی، به دو روش می‌توان عمل کرد:

۱- در روش اول (سوزاندن سوخت در نیروگاه) ابتدا انرژی شیمیایی موجود در سوخت به انرژی گرمایی تبدیل می‌شود. سپس گرما سبب تبخیر آب و عبور بخار آب از توربین شده و با چرخش توربین، انرژی گرمایی به انرژی مکانیکی تبدیل می‌شود. در انتها با راه‌اندازی توربین، انرژی مکانیکی به انرژی الکتریکی تبدیل می‌شود.

انرژی الکتریکی → انرژی مکانیکی → انرژی گرمایی → انرژی شیمیایی

۲- در روش دوم، (استفاده از سلول سوختی)، انرژی شیمیایی موجود در سوخت، به طور مستقیم و در یک مرحله به انرژی الکتریکی تبدیل می‌شود. از مزایای استفاده از روش دو می‌توان به موارد زیر اشاره کرد:

- الف) در سلول‌های سوختی اتلاف انرژی کم‌تر از نیروگاه‌ها بوده و کارایی و بازده آن نیز بیشتر است. (حدود ۳ برابر بازدهی بیشتر دارد).
- ب) استفاده از سلول‌های سوختی آلاینده‌های کم‌تری را وارد محیط زیست کرده و باعث کاهش ردپای  $CO_2$  شده و منبع انرژی سبز به شمار می‌رود.
- پ) سلول سوختی نسبت به نیروگاه، به فضای کم‌تری برای تولید برق نیاز دارد.



۱۱

۱- هنگامی که وسایل آهنی در هوای مرطوب قرار می‌گیرند، یک واکنش اکسایش - کاهش انجام می‌شود. اگر چه اکسیژن نافلز فعال با پتانسیل کاهشی مثبت است، اما نمی‌تواند به طور مستقیم و در غیاب رطوبت هوا سبب خوردگی شود. (زنگ زدن آهن در هوای خشک صورت نمی‌گیرد).

۲- در فرایند زنگ زدن آهن، یک قطعه آهن، سطح آهن و یک قطره آب، یک سلول گالوانی را تشکیل می‌دهند که قطره آب همان محلول الکترولیت و قسمت‌های مختلف سطح آهن همان بخش‌های آندی و کاتدی‌اند.

۳- خوردگی آهن شامل ۴ مرحله زیر است:

مرحله ۱: نیم واکنش اکسایش در بخش آندی به صورت زیر انجام می‌گیرد:  
 $Fe(s) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2e^{-}$

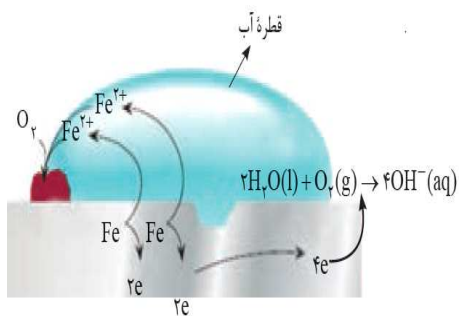
مرحله ۲: نیم واکنش کاهش در بخش کاتدی، به صورت زیر انجام می‌گیرد:  
 $O_2(g) + H_2O(l) + 4e^{-} \rightarrow 4OH^{-}(aq)$

مرحله ۳: یون‌های  $Fe^{2+}$  تولیدی در آند، وارد قطره آب شده و به سمت بخش کاتدی می‌رود:  
 $Fe^{2+}(aq) + 2OH^{-}(aq) \rightarrow Fe(OH)_2(s)$

مرحله ۴: رسوب  $Fe(OH)_2$  تولیدی در بخش کاتدی، دوباره توسط اکسیژن و آب اکسید می‌شود:

$4Fe(OH)_2(s) + O_2(g) + 2H_2O(l) \rightarrow 4Fe(OH)_3(s)$

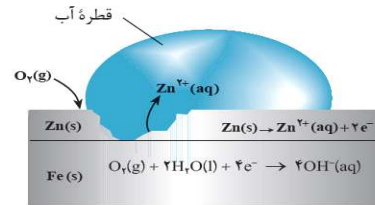
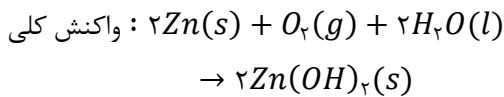
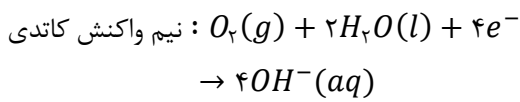
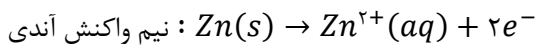
۴- معادله کلی خوردگی آهن را به صورت زیر در نظر می‌گیریم:  
 $4Fe(s) + 3O_2(g) + 6H_2O(l) \rightarrow 4Fe(OH)_3(s)$



۱۲

۱- به آهنی که سطح آن با لایه‌ای از روی پوشیده شده باشد، آهن گالوانیزه (آهن سفید) گویند. پیش از ایجاد خراش در آهن سفید، حفاظت از نوع فیزیکی است. اما با ایجاد خراش در سطح آن، فلز روی در نقش محافظ کاتدی عمل می‌کند.

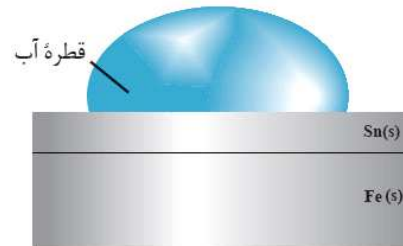
۲- پس از ایجاد خراش در سطح آهن سفید، در سطح آن یک سلول گالوانی تشکیل می‌شود. در این سلول فلز روی به عنوان آند، اکسایش می‌یابد اما آهن به عنوان کاتد، کاهش نمی‌یابد بلکه عمل کاهش اکسیژن در سطح آن انجام می‌شود.



۱۳

۱- به آهنی که سطح آن با لایه‌ای از قلع پوشیده شده است، حلبی می‌گویند. در حلبی پیش از ایجاد خراش، حفاظت قلع از آهن از نوع فیزیکی است. ولی به محض ایجاد خراش، فلز قلع نه تنها از آهن محافظت نکرده بلکه سرعت زنگ زدن آهن را افزایش می‌دهد.

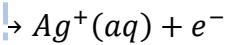
۲- با ایجاد خراش در سطح حلبی، آهن به عنوان آند اکسایش یافته و دچار خوردگی می‌شود. اما قلع نقش کاتد داشته و در سطح آن مولکول‌های  $\text{O}_2$  و  $\text{H}_2\text{O}$  و الکترون‌های حاصل از اکسایش آهن، نیم واکنش کاتدی را انجام می‌دهند اما خود فلز قلع کاهش نمی‌یابد. (در این سلول نیز زنگ زدن آهن در همان ۴ مرحله رخ می‌دهد).



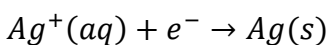
۱۴

۱- برای آبکاری قاشق فولادی با فلز نقره، از یک سلول الکترولیتی استفاده می‌کنیم و در آن قاشق فولادی در کاتد و فلز نقره در آند قرار می‌گیرند.

۲- نیم واکنش آندی (قطب مثبت) به صورت زیر اتفاق افتاده و از جرم تیغه آندی کم می‌شود.

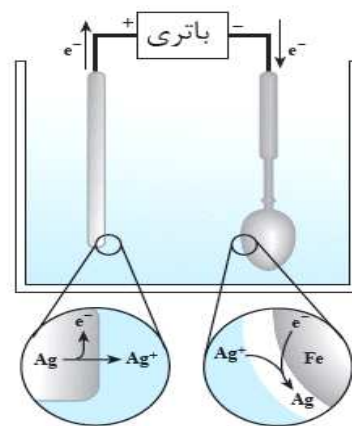


۳- یون‌های نقره موجود در محلول الکترولیت در سطح کاتد، مطابق نیم واکنش کاتدی زیر کاهش یافته و به جرم قاشق افزوده می‌شود.



۴- در فرایند آبکاری، نیم واکنش آندی و کاتدی هر دو مربوط به فلز پوشاننده (در این جا نقره) هستند.

۵- معادله کلی واکنش به صورت  $\text{Ag}(s, \text{آند}) \rightarrow \text{Ag}(s, \text{کاتد})$  بوده و بنابراین غلظت یون‌ها در محلول الکترولیت ثابت می‌ماند.



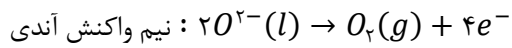
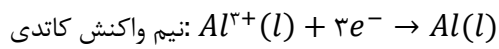
۱۵



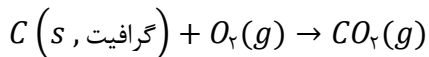
۱- آلومینیم در طبیعت به صورت بوکسیت ( $Al_2O_3$ ) به همراه ناخالصی وجود دارد. رایج ترین روش تهیه فلز آلومینیم، روشی است که به فرایند هال معروف است.

۲- الکترولیت مورد استفاده در فرایند هال، آلومینیم اکسید مذاب است. آند و کاتد هر دو از جنس گرافیت هستند. در این سلول الکترولیتی، دیواره ها و کف سلول نقش کاتد (قطب منفی) و تیغه های گرافیتی بالای سلول نقش آند (قطب مثبت) دارند.

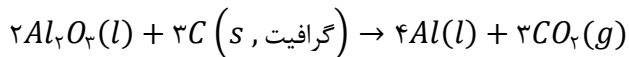
۳- در این سلول الکترولیتی، نیم واکنش کاهشی در سطح کاتد اتفاق افتاده (اما گرافیت به عنوان کاتد، کاهش نمی یابد) و نیم واکنش اکسایش در سطح آند اتفاق می افتد.



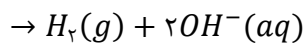
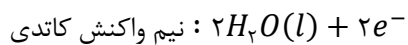
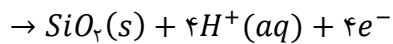
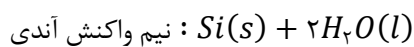
۴- از آنجا که اکسیژن یک کاهنده قوی است، در دمای بالا با الکتروکاتد (گرافیت) واکنش داده و گاز  $CO_2$  تولید می کند. از این رو به تدریج از جرم تیغه آندی کاسته می شود. (الکتروکاتدی که نقش آند را دارد، بی اثر نیست و در واکنش شرکت می کند).



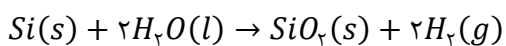
۵- معادله کلی واکنش انجام شده در فرایند هال به صورت زیر است:



۱- در برخی از سلول های الکتروشیمیایی از نور برای انجام واکنش های اکسایش - کاهش استفاده می کنیم و آن ها را سلول نور الکتروشیمیایی می نامند. در نمونه ای از این سلول ها که از آن برای تولید گاز هیدروژن از آب استفاده می شود، داریم:



۲- معادله کلی واکنش و  $emf$  آن به صورت زیر است: (در این فرایند به ازای مصرف یک مول  $Si$ ، ۴ مول الکترون مبادله می شود).

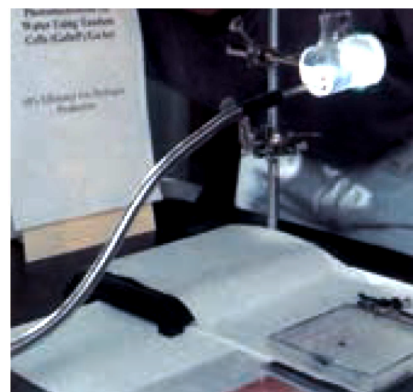


$$E^\circ = E_{\text{کاتد}} - E_{\text{آند}} = 0.83 - (-0.84) = 1.67 V$$

۳-  $emf$ ، بازده و سرعت انجام این واکنش بسیار پایین است. با این حال، برخی استفاده از آن را برای تولید گاز  $H_2$  توصیه می کنند. زیرا با انجام آن، از انرژی خورشید که جزء منابع تجدیدپذیر است، استفاده می شود و علاوه بر گاز  $H_2$ ، برق نیز می توان تولید کرد.



۱۶



۱۷

معادله‌های واکنش شیمیایی مهم کتاب درسی  $A + B \rightarrow C$

ردیف	معادله واکنش
۱	واکنش فلز روی با گاز اکسیژن: $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(s) + 2e^{-}$ نیم واکنش اکسایش $O_2(g) + 4e^{-} \rightarrow 2O^{2-}(s)$ نیم واکنش کاهش $2Zn(s) + O_2(g) \rightarrow 2ZnO(s)$ واکنش کلی
۲	واکنش سلول سوختی هیدروژن - اکسیژن: $2H_2(g) \rightarrow 4H^{+}(aq) + 4e^{-}$ نیم واکنش اکسایش $O_2(g) + 4H^{+}(aq) + 4e^{-} \rightarrow 2H_2O(g)$ نیم واکنش کاهش $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$ واکنش کلی
۳	واکنش برقکافت آب: $2H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4H^{+}(aq) + 4e^{-}$ نیم واکنش اکسایش $4H_2O(l) + 4e^{-} \rightarrow 2H_2(g) + 4OH^{-}(aq)$ نیم واکنش کاهش $2H_2O(l) \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$ واکنش کلی
۴	واکنش برقکافت سدیم کلرید مذاب: $2Cl^{-}(l) \rightarrow Cl_2(g) + 2e^{-}$ نیم واکنش اکسایش $2Na^{+}(l) + 2e^{-} \rightarrow 2Na(l)$ نیم واکنش کاهش $2Na^{+}(l) + 2Cl^{-}(l) \rightarrow 2Na(l) + Cl_2(g)$ واکنش کلی
۵	واکنش برقکافت منیزیم کلرید مذاب: $2Cl^{-}(l) \rightarrow Cl_2(g) + 2e^{-}$ نیم واکنش اکسایش $Mg^{2+}(l) + 2e^{-} \rightarrow Mg(l)$ نیم واکنش کاهش $Mg^{2+}(l) + 2Cl^{-}(l) \rightarrow Mg(l) + Cl_2(g)$ واکنش کلی
۶	واکنش خوردگی آهن و حلی خراشیده شده: $2Fe(s) \rightarrow 2Fe^{2+}(aq) + 4e^{-}$ نیم واکنش اکسایش $O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^{-} \rightarrow 4OH^{-}(aq)$ نیم واکنش کاهش $4Fe(s) + 6H_2O(l) + 3O_2(g) \rightarrow 4Fe(OH)_2(s)$ واکنش کلی
۷	مرحله‌ای از خوردگی آهن: $Fe^{2+}(aq) + 2OH^{-}(aq) \rightarrow Fe(OH)_2(s)$
۸	مرحله‌ای از خوردگی آهن: $4Fe(OH)_2(s) + O_2(g) + 2H_2O(l) \rightarrow 4Fe(OH)_3(s)$
۹	واکنش مربوط به آهن گالوانیزه خراشیده شده: $2Zn(s) \rightarrow 2Zn^{2+}(aq) + 4e^{-}$ نیم واکنش اکسایش $O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^{-} \rightarrow 4OH^{-}(aq)$ نیم واکنش کاهش $2Zn(s) + O_2(g) + 2H_2O(l) \rightarrow 2Zn(OH)_2(aq)$ واکنش کلی
۱۰	واکنش آبکاری جسم فلزی با فلز نقره: $Ag(s) \rightarrow Ag^{+}(aq) + e^{-}$ نیم واکنش اکسایش $Ag^{+}(aq) + e^{-} \rightarrow Ag(s)$ نیم واکنش کاهش $Ag(s) \text{ (آند)} \rightarrow Ag(s) \text{ (کاتد)}$ واکنش کلی
۱۱	واکنش تولید آلومینیم به روش هال: $2Al_2O_3(l) + 3C(s) \rightarrow 4Al(l) + 3CO_2(g)$
۱۲	واکنش باتری دگمه‌ای روی - نقره: $Zn(s) + Ag_2O(s) \rightarrow ZnO(s) + 2Ag(s)$
۱۳	واکنش انجام شده در سلول نور الکتروشیمیایی تولید گاز هیدروژن از آب: $Si(s) + 2H_2O(l) \rightarrow SiO_2(s) + 4H^{+}(aq) + 4e^{-}$ نیم واکنش اکسایش $2H_2O(l) + 2e^{-} \rightarrow H_2(g) + 2OH^{-}(aq)$ نیم واکنش کاهش $Si(s) + 2H_2O(l) \rightarrow SiO_2(s) + 2H_2(g)$ واکنش کلی

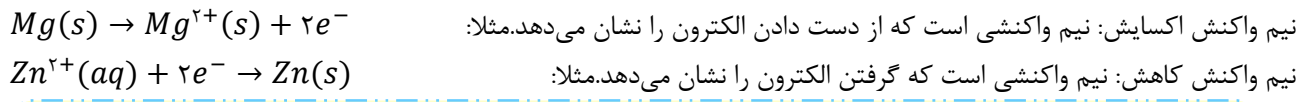


روابط مورد استفاده در مسأله‌ها

تیپ ۱

واکنش‌های اکسایش - کاهش و الکترون‌های مبادله شده در آن‌ها:

به دسته‌ای از واکنش‌های شیمیایی که با انتقال الکترون از یک گونه به گونه دیگر همراه هستند، واکنش‌های اکسایش - کاهش می‌گویند. این واکنش‌ها هم از لحاظ جرم و هم از لحاظ بار الکتریکی باید موازنه باشند. هر یک از فرایندهای اکسایش (از دست دادن الکترون) و کاهش (گرفتن الکترون) را با یک نیم واکنش نشان می‌دهند. که هر نیم واکنش نیز باید از لحاظ جرم و بار الکتریکی موازنه باشد.



نکته (۱): برای موازنه واکنش‌های اکسایش - کاهش مراحل زیر را انجام می‌دهیم:

- مرحله (۱): با توجه به گونه اکسایش یافته و گونه کاهش یافته، واکنش را به دو نیم واکنش اکسایش و کاهش تفکیک می‌کنیم.
- مرحله (۲): هر نیم واکنش را از نظر تعداد اتم (جرم) و بار الکتریکی موازنه می‌کنیم.
- مرحله (۳): در صورت برابر نبودن تعداد الکترون‌های موجود در دو نیم واکنش، یکی از نیم واکنش‌ها یا هر دو را در عددی مناسب ضرب کرده تا تعداد الکترون‌های مصرف شده در نیم واکنش کاهش برابر تعداد الکترون‌های تولید شده در نیم واکنش اکسایش شود.
- مرحله (۴): در انتها دو نیم واکنش را جمع کرده تا با حذف الکترون‌ها، به واکنش کلی اکسایش - کاهش برسیم.

نکته (۲): در واکنش‌های اکسایش - کاهش می‌توانیم شمار الکترون‌های مبادله شده را با استفاده از یکی از فرمول‌های زیر تعیین کنیم:

ضریب گونه اکسایش یافته × زیروند گونه اکسایش یافته × میزان اکسایش گونه اکسایش یافته = شمار الکترون‌های مبادله شده  
 ضریب گونه کاهش یافته × زیروند گونه کاهش یافته × میزان کاهش گونه کاهش یافته = شمار الکترون‌های مبادله شده

در این تیپ از مسائل، معمولاً واکنشی داده شده و از شما تعداد الکترون‌های مبادله شده در آن واکنش خواسته می‌شود. دقت کنید که سوالات در مورد الکترون‌های مبادله شده به صورت ترکیبی با مسائل استوکیومتری مطرح می‌شود.

تیپ ۲

سری الکتروشیمیایی در سلول‌های گالوانی:

پتانسیل استاندارد کاهشی نیم سلول‌های مختلف را به ترتیب کاهش تدریجی در یک جدول از بالا به پایین مرتب می‌کنیم که به آن سری الکتروشیمیایی می‌گوییم. منظور از پتانسیل استاندارد، اندازه‌گیری در دمای ۲۵°C و فشار ۱ atm و غلظت یک مولار برای محلول الکترولیت‌ها است. پتانسیل استاندارد نیم سلول‌ها را با نماد  $E^{\circ}$  نشان می‌دهند.

نیم واکنش کاهش	$E^{\circ} (V)$
$F_2(g) + 2e^{-} \rightarrow 2F^{-}(aq)$	+ ۲/۸۷
$Au^{3+}(aq) + 3e^{-} \rightarrow Au(s)$	+ ۱/۵۰
$Pt^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Pt(s)$	+ ۱/۲۰
$Ag^{+}(aq) + e^{-} \rightarrow Ag(s)$	+ ۰/۸۰
$Cu^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Cu(s)$	+ ۰/۳۴
$2H^{+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow H_2(g)$	+ ۰/۰۰
$Sn^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Sn(s)$	- ۰/۱۴
$Fe^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Fe(s)$	- ۰/۴۴
$Zn^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Zn(s)$	- ۰/۷۶
$Mn^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Mn(s)$	- ۱/۱۸
$Al^{3+}(aq) + 3e^{-} \rightarrow Al(s)$	- ۱/۶۶
$Mg^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Mg(s)$	- ۲/۳۷
$Li^{+}(aq) + e^{-} \rightarrow Li(s)$	- ۳/۰۴

در سری الکتروشیمیایی گونه سمت راست پایین‌ترین نیم واکنش، قوی‌ترین کاهنده است و  $E^{\circ}$  منفی تری دارد در حالی که در این جدول گونه سمت چپ بالاترین نیم واکنش، قوی‌ترین اکسنده بوده و  $E^{\circ}$  مثبت تری دارد.

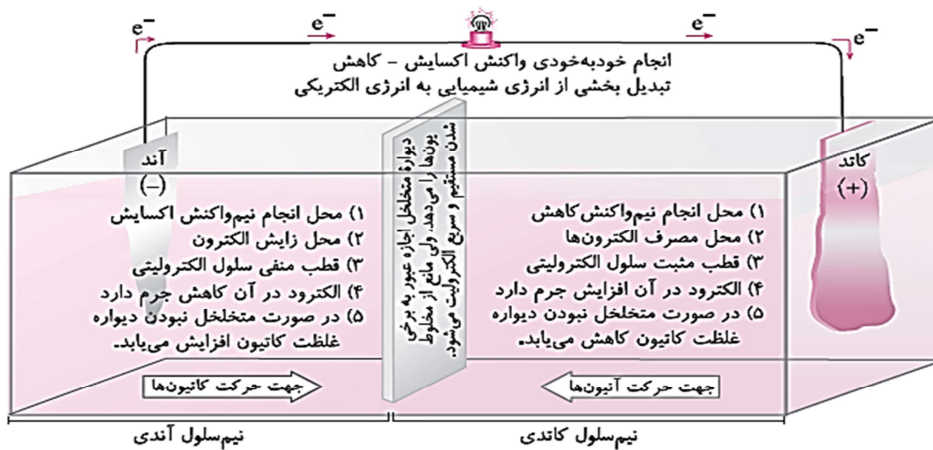
**نکته (۱):** واکنش اکسایش و کاهش بین کاهنده و اکسنده قوی تر، به طور خود به خودی انجام می شود. به عبارت دیگر در سری الکتروشیمیایی، واکنش میان گونه سمت چپ نیم واکنش بالا با گونه سمت راست نیم واکنش پایین به طور خودبه خودی انجام می شود.

**نکته (۲):** سلول های الکتروشیمیایی از اتصال دو نیم سلول به یکدیگر به وجود می آیند. این سلول ها بر اساس این که واکنش اکسایش - کاهش انجام شده در آن ها خودبه خودی یا غیر خودبه خودی است، به ترتیب به دو دسته گالوانی و الکترولیتی تقسیم می شوند:

- |  |                        |
|--|------------------------|
| ۱ - گالوانی $\Leftarrow$ واکنش اکسایش - کاهش انجام شده در آن خود به خودی است .   | سلول های الکتروشیمیایی |
| ۲ - الکترولیتی $\Leftarrow$ واکنش اکسایش - کاهش انجام شده در آن غیر خودی به خودی است .<br>(با استفاده از اعمال ولتاژ بیرونی ، یک واکنش شیمیایی در خلاف جهت طبیعی انجام می شود) |                        |

**نکته (۳):** در سلول های گالوانی، عنصری که در جایگاه پایین تر در سری الکتروشیمیایی قرار دارد ( $E^\circ$  منفی تر) نقش آند و عنصری که در جایگاه بالاتری قرار دارد ( $E^\circ$  مثبت تر) نقش کاتد را دارد.

**نکته (۴):** در شکل زیر، نکات مربوط به سلول های گالوانی به صورت خلاصه ارائه شده است:



در مسائل مربوط به این تیپ، شما با ۳ حالت کلی از مسائل روبه رو هستید:

**حالت (۱): محاسبه نیروی الکترو موتوری (emf) سلول گالوانی :**

$E^\circ$  یک سلول گالوانی همواره عددی مثبت است. ( اگر ولت سنج عددی منفی را نشان دهد، به این معناست که قطب های ناهم نام ولت سنج و سلول گالوانی به یکدیگر متصل اند.) بنابراین پس از تعیین آند و کاتد سلول گالوانی، نیروی الکترونی موتوری (emf) آن را از رابطه زیر بدست آورید:

$$emf : E^\circ (\text{کاتد}) - E^\circ (\text{آند})$$

$$= E^\circ (\text{نیم واکنش پایین تر در سری الکتروشیمیایی}) - E^\circ (\text{نیم واکنش بالاتر در سری الکتروشیمیایی})$$

**حالت (۲): محاسبه تغییر جرم تیغه ها و تغییر مقدار و غلظت مواد در سلول گالوانی:**

**الف)** در برخی مسائل از شما تغییر جرم تیغه های آندی و کاتدی و همچنین محاسبات استوکیومتری در واکنش اکسایش - کاهش - انجام را می خواهند. برای حل این گونه مسائل، ابتدا واکنش انجام شده را می نویسیم و سپس به کمک روش کسر تبدیل یا تناسب به حل مسائل می پردازیم. لازم است سه کسر جدید را به تناسب هایی که پیش از این آموختید، اضافه کنیم. ( در سؤالاتی که تیغه ای را وارد محلول از یونی با خاصیت اکسندگی بیش تر می کنیم، مثلا واکنش  $Fe(s) + CuSO_4(aq) \rightarrow Cu(s) + FeSO_4(aq)$  )  
تغییر جرم از رابطه زیر بدست می آید: ( جرم مس قرار گرفته روی تیغه - جرم آهن خورده شده = تغییر جرم تیغه )

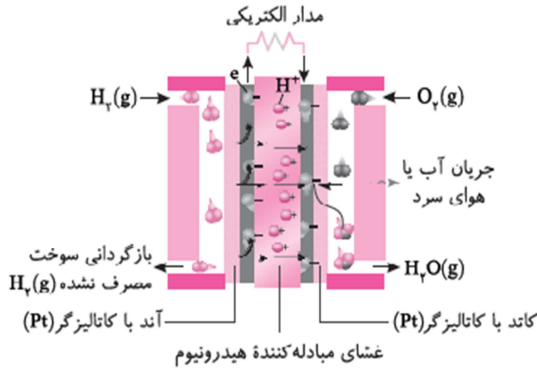
$$\frac{\text{تغییر جرم تیغه}}{\text{جرم مولی فلز کاهنده} \times \text{ضرب}} = \frac{\text{تعداد الکترون های مبادله شده}}{N_A \times \text{ضرب کاتیون کاتدی}} = \frac{\text{مول الکترون مبادله شده}}{\text{ضرب کاتیون کاتدی} \times \text{ضرب کاتیون آندی} \times \text{ضرب}}$$



توجه: اگر همه رسوب تولید شده روی تیغه قرار بگیرد، می توانیم از کسر تبدیل زیر استفاده کنیم:

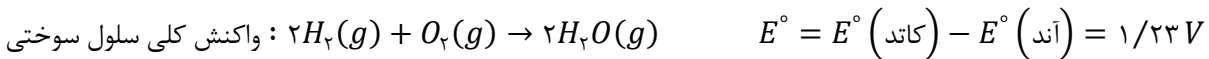
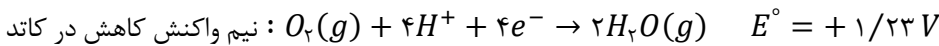
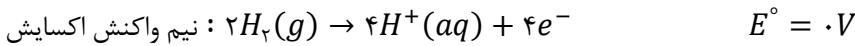
$$\frac{\text{مول}}{\text{ضریب}} = \frac{\text{تغییر جرم تیغه}}{(\text{جرم مولی فلز اکسندہ} \times \text{ضریب}) - (\text{جرم مولی فلز کاهندہ} \times \text{ضریب})}$$

**حالت (۳): سلول سوختی:**



**الف) سلول سوختی هیدروژن - اکسیژن:** سلول سوختی

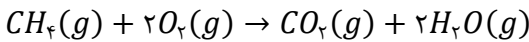
هیدروژن - اکسیژن نوعی سلول گالوانی است که در آن از واکنش گازهای هیدروژن و اکسیژن، آب و انرژی الکتریکی تولید می شود. برای حل مسائل این قسمت، باید به واکنش های اکسایش و کاهش انجام شده و ورودی و خروجی های این سلول به خوبی مسلط باشید.



توجه: در واکنش کلی این سلول سوختی، به ازای تولید هر دو مول آب، چهار مول الکترون مبادله می شود.

**ب) سلول سوختی متان - اکسیژن:** نوع دیگری از سلول های سوختی است که در آن از واکنش گازهای متان ( $CH_4$ ) و اکسیژن،

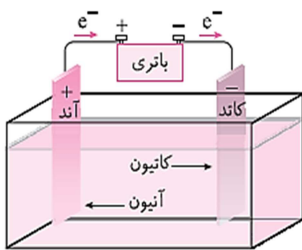
آب و کربن دی اکسید و انرژی الکتریکی تولید می شود. واکنش کلی آن به صورت زیر است: (در این واکنش، به ازای مصرف هر مول متان، ۸ مول الکترون مبادله می شود.)



**تیپ ۳ - سلول های الکترولیتی:**

همان طور که ذکر شد، سلول های الکترولیتی نوعی دیگر از سلول های الکتروشیمیایی اند که در آن ها با اعمال ولتاژ بیرونی و عبور جریان الکتریکی از درون یک الکترولیت محلول یا مذاب می توان یک واکنش شیمیایی را در خلاف جهت طبیعی آن انجام داد. از این نوع سلول الکتروشیمیایی می توان برای برقکافت آب، تجزیه نمک های مذاب، تجزیه محلول نمک ها و ... استفاده کرد. ویژگی های کلی سلول های الکترولیتی به شرح ذیل است:

**۱- اجزای این سلول عبارتند از:**



**الف) الکترولیت:** شامل محلول یک ترکیب یونی یا یک ترکیب یونی مذاب است.

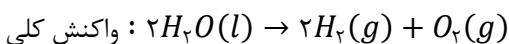
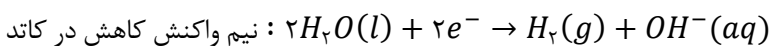
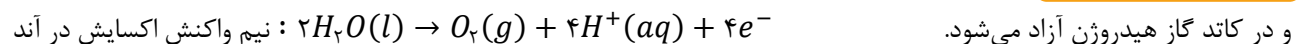
**ب) الکترود:** دو الکترود درون یک الکترولیت هستند و اغلب گرافیتی بوده و در واکنش شرکت نمی کنند.

**پ) باتری:** انرژی لازم برای انجام واکنش را فراهم می کند.

**۲- در آند (قطب مثبت) نیم واکنش اکسایش و در کاتد (قطب منفی) نیم واکنش کاهش رخ می دهد.**

برای حل مسائل سلول های الکترولیتی باید به واکنش ها و نیم واکنش های انجام شده تسلط کافی داشته باشید و هم چنین تعداد الکترون های مبادله شده را حساب کنید. در مسائل مربوط به این تیپ، شما با چهار حالت کلی روبرو هستید:

**حالت (۱): برقکافت آب:** آب با مصرف انرژی به عنصرهای سازنده خود تجزیه می شود. در این سلول الکترولیتی، در آند گاز اکسیژن



توجه: در این واکنش، به ازای تجزیه دو مول آب، چهار مول الکترون مبادله می شود.

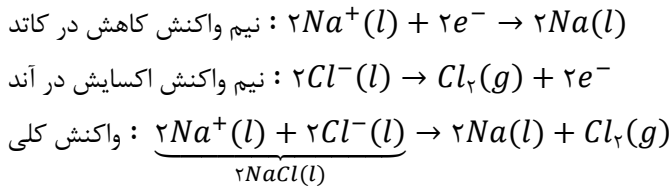
**حالت (۲): برقکافت نمک‌های مذاب:**

در سلول‌های الکترولیتی می‌توان نمک‌های مذاب را به عنصرهای سازنده‌شان تجزیه کرد. به طور کلی این سلول‌ها از قواعد زیر پیروی می‌کنند:

در کاتد: کاتیون نمک با گرفتن الکترون، کاهش یافته و به فلز تبدیل می‌شود.

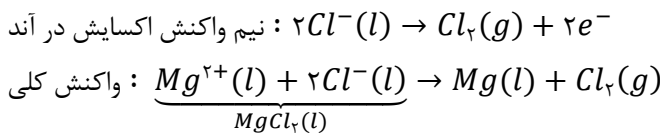
در آند: آنیون نمک با از دست دادن الکترون، اکسایش یافته و به عنصر نافلزی تبدیل می‌شود.

**الف) برقکافت  $\text{NaCl}(l)$  (تهیه سدیم مذاب):** معادله نیم واکنش‌های انجام شده و واکنش کلی این فرایند به صورت زیر است. در این سلول در اطراف آند گاز کلر و در اطراف کاتد، سدیم مذاب تولید می‌شود.



توجه: در این واکنش به ازای تولید یک مول کلر و دو مول سدیم، دو مول الکترون مبادله می‌شود.

**ب) تهیه فلز منیزیم از برقکافت  $\text{MgCl}_2(l)$  مذاب:** فرایند برقکافت  $\text{MgCl}_2(l)$  تا حدود زیادی مشابه  $\text{NaCl}(l)$  بوده و نیم واکنش‌های انجام شده به صورت زیر است:



توجه: در این واکنش، به ازای تولید یک مول گاز کلر و یک مول منیزیم، دو مول الکترون مبادله می‌شود.

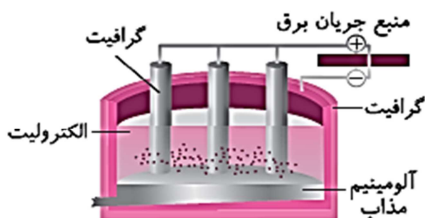
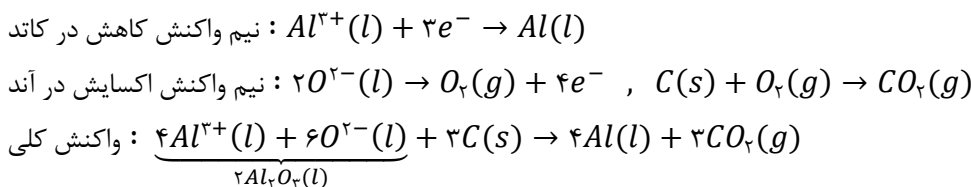
**حالت (۳): برقکافت چند ترکیب یونی مذاب:** گاهی دو یا چند ترکیب یونی مذاب را در سلول الکترولیتی قرار می‌دهیم و بین آنیون‌ها رقابت تولید شده در آند و کاتد را بررسی کنیم. در این حالت بین کاتیون‌ها رقابت کاتدی (رقابت برای الکترون‌گیری) و بین آنیون‌ها رقابت آندی (رقابت برای الکترون‌دهی) صورت می‌گیرد.

**رقابت کاتدی:** کاتیونی کاهش می‌یابد که اکسندتر باشد و  $E^\circ$  بزرگ‌تری داشته باشد. (مثبت‌تر)

**رقابت آندی:** آنیونی اکسایش می‌یابد که کاهنده‌تر باشد و  $E^\circ$  کوچک‌تری داشته باشد. (منفی‌تر)

**حالت (۴): برقکافت آلومینیم اکسید (تهیه آلومینیم مذاب در فرایند هال):**

در این واکنش گاز اکسیژن با الکتروود آند (گرافیت) واکنش می‌دهد و گاز  $\text{CO}_2$  را تولید می‌کند. در نتیجه الکتروود آند جزء واکنش‌دهنده‌ها به حساب می‌آید. معادله نیم واکنش‌ها و واکنش کلی به صورت زیر است:



توجه (۱): کتاب درسی حالت فیزیکی  $\text{Al}_2\text{O}_3$  را در واکنش کلی به صورت جامد در نظر گرفته است:

$$2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{C}(s) \rightarrow 4\text{Al}(l) + 3\text{CO}_2(g)$$

توجه (۲): در این فرایند، به ازای تولید هر ۴ مول آلومینیم، دوازده مول الکترون مبادله می‌شود.

**تیپ ۴ - خوردگی:**

به فرایند ترد شدن، خرد شدن و فرو ریختن فلزات بر اثر اکسایش، خوردگی گویند. در هنگام خوردگی یک فلز، یک سلول گالوانی تشکیل شده و فلزی که دچار خوردگی می‌شود، نقش آند را داشته و اکسایش می‌یابد، در نتیجه از جرم آن کاسته می‌شود. در مسائل خوردگی یا سه حالت کلی روبه‌رو می‌شویم:

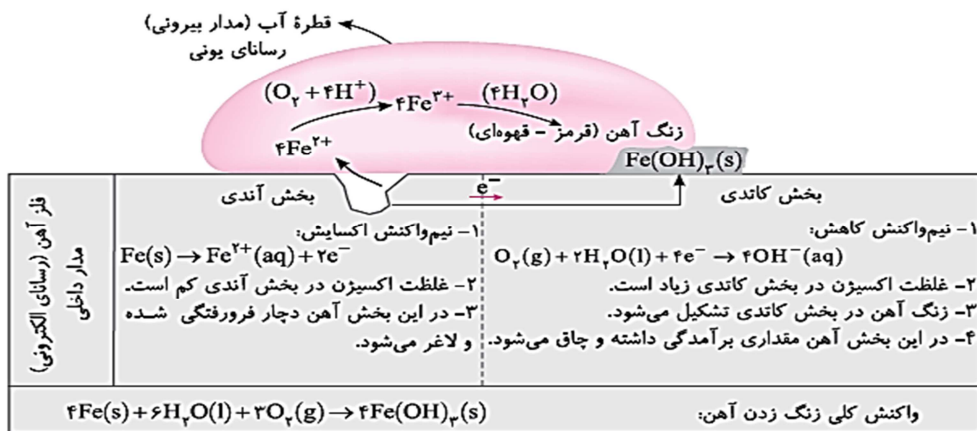
الف) زنگ زدن آهن      ب) حفاظت کاتدی روی از آهن (آهن سفید یا گالوانیزه)      پ) خوردگی حلبی





**حالت (۱): زنگ زدن آهن:**

در این فرایند، قطره آب و سطح آهن، یک سلول گالوانی را تشکیل می‌دهند که قسمت‌های مختلف آهن بخش‌های کاتدی و آندی سلول و قطره آب، محلول الکترولیت این سلول به حساب می‌آید.



**مرحله (۱):** بخش آندی، زیره قطره آب است (غلظت  $O_2$  کم است):  $Fe(s) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2e^{-}$

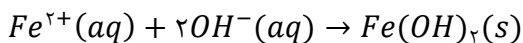
**مرحله (۲):** بخش کاتدی، اطراف قطره آب است (غلظت  $O_2$  زیاد است):  $O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^{-} \rightarrow 4OH^{-}(aq)$

**نکته:** زنگ زدن آهن در محیط اسیدی پیش‌تر رخ می‌دهد، زیرا  $E^{\circ}$  نیم واکنش کاهش اکسیژن در این محیط بیش‌تر است.

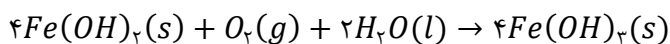
محیط اسیدی در کاتد:  $O_2(g) + 4H^{+}(aq) + 4e^{-} \rightarrow 2H_2O(l), E^{\circ} = 1/23V$

محیط غیراسیدی در کاتد:  $O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^{-} \rightarrow 4OH^{-}(aq), E^{\circ} = 0/4V$

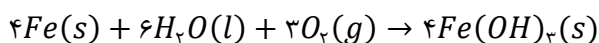
**مرحله (۳):** یون‌های  $Fe^{2+}$  که در بخش آندی تولید شده بودند به سمت بخش کاتدی رفته و با یون‌های  $OH^{-}$  واکنش می‌دهند:



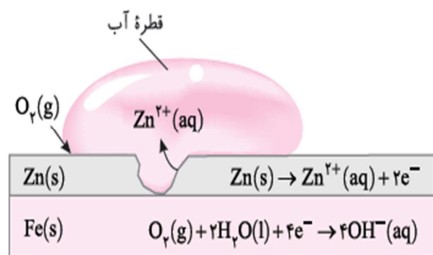
**مرحله (۴):** رسوب  $Fe(OH)_2$  به دلیل غلظت بالای اکسیژن در بخش کاتدی، اکسایش یافته و به رسوب زنگ آهن  $Fe(OH)_3$  تبدیل می‌شود.



بنابراین معادله کلی زنگ زدن آهن به صورت زیر بوده و طی آن به ازای تولید هر ۴ مول زنگ آهن، دوازده مول الکترون مبادله می‌شود.



**حالت (۲): حفاظت کاتدی روی از آهن در آهن سفید (گالوانیزه):**



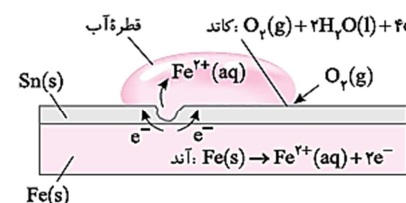
در اثر ایجاد خراش روی ورق گالوانیزه، فلزهای آهن و روی در مجاورت اکسیژن و آب (رطوبت هوا) قرار گرفته و یک سلول گالوانی تشکیل می‌شود. در این سلول، روی نقش آند را داشته و خورده می‌شود اما آهن نقش کاتد را داشته و خورده نمی‌شود.

**مرحله (۱):** فلز روی در نقش آندی، اکسایش می‌یابد:  $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^{-}$

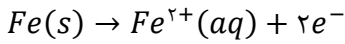
**مرحله (۲):** الکترون‌های تولید شده در آند به سطح فلز آهن که کاتد است می‌رسند و با اکسیژن رطوبت هوا، نیم واکنش کاهش را انجام می‌دهند:  $O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^{-} \rightarrow 4OH^{-}(aq)$

**مرحله (۳):** در نهایت  $Zn(OH)_2$  تولید شده که بر روی قسمت خراشیده شده قرار می‌گیرد مانع از رسیدن آب و اکسیژن به آهن می‌شوند.  $2Zn(s) + O_2(g) + 2H_2O(l) \rightarrow 2Zn(OH)_2(aq)$

**حالت (۳): خوردگی حلبی:**

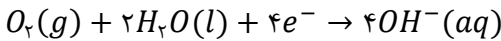


در اثر ایجاد خراش روی حلبی، فلزهای آهن و قلع در مجاورت اکسیژن و آب (رطوبت هوا) قرار گرفته و یک سلول گالوانی تشکیل می‌شود. در این سلول، آهن نقش آند را داشته و با سرعت بیش‌تری اکسایش می‌یابد.



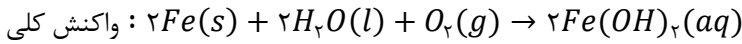
مرحله (۱): فلز آهن نقش آند را داشته و اکسایش می‌یابد:

مرحله (۲): الکترون‌های تولید شده در بخش آندی به سطح فلز قلع که کاتد است می‌رسند و با  $O_2$  و رطوبت هوا، نیم واکنش کاهش



را انجام می‌دهند:

مرحله (۳): در نهایت  $Fe(OH)_2$  تولید شده که همانند فرایند خوردگی آهن دوباره اکسایش یافته و به زنگ آهن  $Fe(OH)_3$  تبدیل می‌شود.

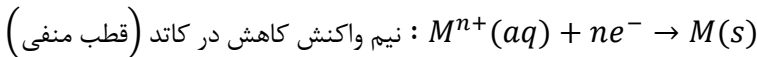
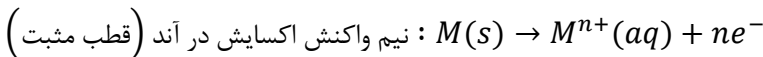


نکته: قبل از خراش یافتن آهن سفید و حلی، به ترتیب روی و قلع از آهن محافظت می‌کنند، اما پس از خراش یافتن آن‌ها، روی حفاظت کاتدی را انجام داده اما قلع از آهن محافظت نمی‌کند.

### تیپ ۵ — بررسی فرایند آبکاری:

برای جلوگیری از خوردگی فلزاتی چون آهن یا مس، سطح این فلزات را با فلزهای ارزشمند و مقاوم در برابر خوردگی مانند نقره، کروم، نیکل و طلا می‌پوشانند که به این فرایند آبکاری گویند. فرایندی که در سلول الکترولیتی انجام می‌شود. برای فرایند آبکاری باید نکات زیر را در نظر داشت:

- ۱- جسمی که قرار است روی آن روکش فلزی ایجاد شود (آبکاری شود)، باید رسانای جریان برق باشد و آن را به عنوان کاتد به قطب منفی باتری متصل می‌کنند.
- ۲- جسمی که قرار است اتم‌های آن روی جسم دیگر بنشینند و آن را بپوشانند، به عنوان آند به قطب مثبت باتری متصل می‌کنند.
- ۳- پتانسیل کاهش استاندارد فلز پوشاننده می‌تواند بزرگ‌تر یا کوچک‌تر از پتانسیل کاهش استاندارد فلز به کار رفته در جسم مورد نظر باشند، اما کاتیون فلز پوشاننده باید  $E^{\circ}$  بزرگ‌تری نسبت به  $E^{\circ}$  نیم واکنش کاهش مولکول‌های آب داشته باشند، زیرا در غیر این صورت در کاتد به جای کاهش کاتیون فلز پوشاننده، مولکول‌های آب کاهش می‌یابند پس فلزهای گروه ۱ و ۲ و آلومینیوم و منگنز برای آبکاری مناسب نمی‌باشند.
- ۴- الکترولیت در سلول آبکاری باید دارای کاتیون فلز پوشاننده باشد و همچنین غلظت آن در طی فرایند آبکاری ثابت است.



کاتد، آند،  $M(s)$  : معادله کلی

در مسائل این قسمت از شما جرم جسم آبکاری شده، مقدار الکتریسیته مصرفی جهت آبکاری، غلظت یا حجم محلول الکترولیت و ..... خواسته می‌شود. برای حل مسائل این تیپ، به دو نکته زیر توجه کنید:

(۱) در اغلب مسائل، نیم واکنش‌های آندی و کاتدی هر دو مربوط به فلز پوشاننده است.

(۲) تعداد الکترون‌های مبادله شده در نیم واکنش اکسایش با تعداد الکترون‌های مبادله شده در نیم واکنش کاهش برابر است.



جدول‌های حفظیات

لغت‌ها و قیده‌های مهم متن کتاب درسی

ردیف	لغت‌ها و قیده‌ها
۱	پرکاربردترین شکل انرژی در به‌کارگیری فناوری‌هایی مانند تأمین روشنایی، انرژی الکتریکی است.
۲	باتری مولدی است که در آن واکنش‌هایی شیمیایی رخ می‌دهد تا بخشی از انرژی شیمیایی مواد به انرژی الکتریکی تبدیل شود.
۳	اکسیژن نافلزی است که با اغلب فلزها واکنش می‌دهد و آن‌ها را به اکسید فلز تبدیل می‌کند.
۴	اغلب فلزها در واکنش با نافلزها تمایل دارند یک یا چند الکترون خود را به نافلزها داده و ضمن اکسایش به کاتیون تبدیل شوند.
۵	فلزها اغلب کاهنده و نافلزها اغلب اکسنده هستند.
۶	اغلب فلزها در واکنش با محلول اسیدها، گاز هیدروژن و نمک تولید می‌کنند.
۷	در برخی واکنش‌های اکسایش - کاهش، افزون بر داد و ستد الکترون، انرژی نیز آزاد می‌شود.
۸	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.
۹	در واکنش‌های اکسایش - کاهش، واکنش بخشی از انرژی خود را به شکل گرما به محیط می‌دهد.
۱۰	اندازه‌گیری پتانسیل یک نیم‌سلول به‌طور جداگانه، ممکن نیست و باید این کمیت را به‌طور نسبی اندازه‌گیری کرد.
۱۱	در جدول پتانسیل کاهش استاندارد، نیم‌واکنش‌ها به شکل کاهش نوشته می‌شوند و رتبه‌بندی فلزها در سری الکتروشیمیایی به ترتیب کاهش پتانسیل کاهش استاندارد ( $E^\circ$ ) آنهاست.
۱۲	لیتیم در میان فلزها کم‌ترین چگالی و کم‌ترین پتانسیل کاهش استاندارد ( $E^\circ$ ) را دارد.
۱۳	در سلول سوختی، بخش قابل توجهی از انرژی شیمیایی به انرژی الکتریکی تبدیل می‌شود و رایج‌ترین سلول سوختی، سلول هیدروژن - اکسیژن است.
۱۴	اغلب نافلزها و فلزهای واسطه عدد اکسایش گوناگونی در ترکیب‌های خود دارند.
۱۵	آب خالص رسانایی الکتریکی ناچیزی دارد؛ از این‌رو برای برقکافت آن باید اندکی الکترولیت به آب افزود.
۱۶	در سلول گالوانی، الکترودها در دو الکترولیت متفاوت قرار دارند در حالی که در سلول الکترولیتی، هر دو الکترودها در یک الکترولیت قرار می‌گیرند.
۱۷	در سلول گالوانی یون‌ها به سمت الکترودها با بار هم‌نام و در سلول الکترولیتی به سمت الکترودها با بار ناهم‌نام حرکت می‌کنند.
۱۸	فلز سدیم یک کاهنده قوی است که در طبیعی به حالت آزاد یافت نمی‌شود.
۱۹	در سلول‌های الکترولیتی، واکنش اکسایش - کاهش در جهت غیر خودبه‌خودی انجام می‌شود.
۲۰	آهن پرمصرف‌ترین فلز در جهان است.
۲۱	فلزهای نجیبی مانند طلا و پلاتین حتی در محیط‌های اسیدی نیز اکسایش نمی‌یابند.
۲۲	آلومینیم فلزی است که به سرعت در هوا اکسید می‌شود اما خورده نمی‌شود.
۲۳	در جدول پتانسیل کاهش استاندارد، عنصر فلزترین پتانسیل کاهش استاندارد را دارد، از این‌رو بیش‌ترین خاصیت اکسندگی را دارد.

عددهای مهم متن کتاب درسی

ردیف	اعداد
۱	پتانسیل الکترودی استاندارد در دمای $25^{\circ}\text{C}$ ، فشار $1\text{atm}$ و غلظت یک مولار برای محلول الکترولیت اندازه گیری می شود.
۲	سوزاندن گاز هیدروژن در موتور درون سوز بازدهی نزدیک به ۲۰ درصد دارد درحالی که اکسایش آن در سلول سوختی بازده را تا سه برابر (حدود ۶۰ درصد) افزایش می دهد.
۳	سدیم کلرید خالص در دمای $801^{\circ}\text{C}$ ذوب می شود و افزودن مقداری کلسیم کلرید به آن، دمای ذوب را تا حدود $587^{\circ}\text{C}$ پایین می آورد.
۴	سالانه حدود ۲۰ درصد از آهن تولیدی برای جایگزینی قطعه های خورده شده مصرف می شود.
۵	تولید قوطی های آلومینیومی از قوطی های کهنه، قطعه به ۷ درصد از انرژی لازم برای تهیه همان تعداد قوطی از فرایند حال نیاز دارد.

رنگهای مهم متن کتاب درسی

رنگ	پدیده یا ماده
آبی	محلول آبی مس (II) سولفات
قرمز - قهوه ای	فلز مس (Cu(s))
بی رنگ	محلول روی سولفات
سفید خیره کننده	نور حاصل از سوختن نور منیزیم
قرمز - قهوه ای	Fe(OH) <sub>3</sub> (s)

اشتباهات متداول فصل دوم دوازدهم

- ۱- باتری مولدی است که در آن واکنش های شیمیایی رخ می دهد تا بخشی از انرژی شیمیایی مواد به انرژی الکتریکی تبدیل شود. (نه الکتریکی به شیمیایی)
- ۲- اکسیژن نافلز فعال است که با اغلب (نه همه) فلزها واکنش می دهد و آنها را به اکسید فلز تبدیل می کند.
- ۳- هر نیم واکنش باید از لحاظ جرم (اتم ها) و بار الکتریکی موازنه باشد.
- ۴- ماده ای که با گرفتن الکترون سبب اکسایش گونه دیگر می شود، اکسنده (نه کاهنده) و ماده ای که با دادن الکترون سبب کاهش گونه دیگر می شود، کاهنده (نه اکسنده) نام دارد.
- ۵- اغلب (نه همه) فلزها در واکنش با نافلزها تمایل دارند یک یا چند الکترون خود را به نافلزها داده و ضمن اکسایش به کاتیون تبدیل شوند.
- ۶- محلول مس (II) سولفات آبی رنگ است و در واکنش با فلز روی، از شدت رنگ محلول کاسته می شود. (نه اینکه سبز رنگ شود.)
- ۷- در گذشته برای عکاسی از سوختن منیزیم (نه منگنز) به عنوان منبع نور استفاده می شد.
- ۸- پرکاربردترین شکل انرژی در به کارگیری فناوری های پیشرفته، انرژی الکتریکی (نه انرژی شیمیایی) است.
- ۹- چراغ خورشیدی یک ابزار روشنایی است که از لامپ LED، سلول خورشیدی و باتری قابل شارژ (نه باتری غیرقابل شارژ) تشکیل می شود.
- ۱۰- فلزها اغلب کاهنده (نه اکسنده) و نافلزها اغلب اکسنده (نه کاهنده) هستند.
- ۱۱- در برخی (نه اغلب) واکنش های اکسایش - کاهش افزون بر داد و ستد الکترون، انرژی نیز آزاد می شود.
- ۱۲- در سلول گالوانی جهت جریان الکترون ها در مدار بیرونی از سمت آند به سمت کاتد است. (نه از کاتد به آند)
- ۱۳- در سلول گالوانی جهت جریان الکترون ها در مدار بیرونی از سمت قطب منفی به سمت قطب مثبت است. (نه از قطب مثبت به قطب منفی)



- ۱۴- جهت حرکت کاتیون‌ها در محلول به سمت الکتروود کاتد (نه آند) و جهت حرکت آنیون‌ها در محلول به سمت الکتروود آند (نه کاتد) می‌باشد.
- ۱۵- جرم تیغه‌های کاتدی و آندی در سلول گالوانی اغلب (نه همواره) تغییر می‌کند، به این صورت که به جرم تیغه کاتد افزوده شده و از جرم تیغه آند کاسته می‌شود، اما این تغییر جرم به یک اندازه نخواهد بود (نه اینکه یکسان باشد) و به جرم مولی عنصر سازنده آند و کاتد بستگی دارد.
- ۱۶- در اثر واکنش یک تیغه فلزی با محلول حاوی یون‌های فلز اکسندتر، جرم تیغه ممکن است کاهش یا افزایش یابد. (نه اینکه جرم تیغه الزاماً کاهش می‌یابد.)
- ۱۷- در واکنش‌های اکسایش-کاهش که به صورت طبیعی انجام می‌شوند، فرآورده‌ها پایدارتر از واکنش‌دهنده‌ها هستند. (نه اینکه واکنش‌دهنده‌ها پایدارتر از فرآورده‌ها هستند.)
- ۱۸- در سلول‌های گالوانی می‌توان بخشی از (نه همه) انرژی آزاد شده در واکنش اکسایش-کاهش را به شکل انرژی الکتریکی در دسترس تبدیل نمود.
- ۱۹- از واکنش اغلب فلزها (نه همه فلزها) با محلول‌های اسیدی ضمن انجام واکنش اکسایش-کاهش، نمک و گاز هیدروژن (نه اکسیژن) تولید می‌شود.
- ۲۰- در سلول‌های گالوانی، به دلیل تولید الکترون در الکتروود آند آن را با علامت منفی (نه مثبت) و در الکتروود کاتد به دلیل مصرف الکترون (نه عدم وجود الکترون) آن را با علامت مثبت (نه منفی) نشان می‌دهند.
- ۲۱- در سلول‌های گالوانی، در عمل هیچ‌گاه پیرامون آند غلظت کاتیون‌های فلز آندی از آنیون‌ها و پیرامون کاتد غلظت آنیون‌ها از کاتیون‌ها از کاتدی بیش‌تر نمی‌شود. (نه اینکه گاهی ممکن است بیش‌تر شود.)
- ۲۲- در سلول‌های گالوانی، همواره غلظت تیغه‌های آندی و کاتدی سلول، ثابت می‌ماند. (نه اینکه غلظت تیغه آندی کاهش و غلظت تیغه کاتدی افزایش می‌یابد.)
- ۲۳- اندازه‌گیری پتانسیل یک نیم‌سلول به طور جداگانه ممکن نیست (نه اینکه قابل اندازه‌گیری باشد) و باید این کمیت به طور نسبی اندازه‌گیری شود.
- ۲۴- اندازه‌گیری پتانسیل استاندارد نیم‌سلول‌ها در دمای  $25^{\circ}\text{C}$  (نه صفر درجه سلسیوس)، فشار ۱ اتمسفر و غلظت یک مولار برای الکترولیت‌ها انجام شده است.
- ۲۵- رتبه‌بندی فلزها به ترتیب کاهش (نه افزایش)  $E^{\circ}$  آنها در یک جدول، سری الکتروشیمیایی نامیده می‌شود. هرچه نیم‌سلولی در این جدول بالاتر قرار داشته باشد، قدرت اکسندگی (نه کاهش‌دهندگی) آن بیشتر خواهد بود و بالعکس.
- ۲۶- با تشکیل سلول گالوانی از هر نیم‌سلول با SHE، شیمی‌دان‌ها توانستند پتانسیل بسیاری از (نه همه) نیم‌سلول‌ها را اندازه‌گیری کنند.
- ۲۷- باتری‌های قابل شارژ در هنگام مصرف شدن مانند سلول گالوانی (نه سلول الکترولیتی) و در هنگام شارژ شدن مانند سلول الکترولیتی (نه سلول گالوانی) عمل می‌کنند.
- ۲۸- در سلول‌های گالوانی، الکترون‌ها میان اتم‌های فلز و کاتیون‌های فلزی به وسیله سیم رابط انجام می‌شود. (نه اینکه تبادل به صورت مستقیم بین فلز و کاتیون‌های فلزی انجام می‌شود.)
- ۲۹- در نیم‌واکنش‌های موجود در جدول سری الکتروشیمیایی، همواره گونه کاهنده (نه اکسند) در سمت راست و گونه اکسند (نه کاهنده) در سمت چپ نوشته می‌شود.
- ۳۰- محلول نمک یا کاتیون یک فلز را می‌توان در ظرفی از جنس فلز بالاتر (نه پایین‌تر) در سری الکتروشیمیایی که  $E^{\circ}$  آن مثبت‌تر است، نگهداری کرد.
- ۳۱- فلز لیتیم در میان فلزها (نه همه عناصر) کمترین چگالی و  $E^{\circ}$  را دارد.
- ۳۲- رایج‌ترین (نه تنها) سلول سوختی، سلول هیدروژن-اکسیژن است.
- ۳۳- در سلول سوختی هیدروژن-اکسیژن، گاز  $\text{H}_2$  با گاز  $\text{O}_2$  به صورت کنترل شده واکنش می‌دهد (پس گاز  $\text{H}_2$  نمی‌تواند به صورت ذفیره شده در این سلول وجود داشته باشد) و بخش قابل توجهی از (نه همه) انرژی شیمیایی به انرژی الکتریکی تبدیل می‌شود.
- ۳۴- عدد اکسایش همه اتم‌ها در حالت عنصری برابر صفر نیست. (نه اینکه صفر باشد)
- ۳۵- گونه‌های شیمیایی در بالاترین عدد اکسایش خود تنها نقش اکسند (نه کاهنده) و در پایین‌ترین عدد اکسایش خود تنها نقش کاهنده (نه اکسند) ممکن است داشته باشند.
- ۳۶- یکی از چالش‌های کاربرد سلول‌های سوختی هیدروژن-اکسیژن، تأمین سوخت (نه بازدهی کم) آن‌ها است.

۳۷- اغلب (نه همه) نافلزها و فلزهای واسطه عدهای اکسایش گوناگونی در ترکیبهای خود دارند.

۳۸- در سلول الکترولیتی، دو الکتروود درون یک الکتروولیت قرار دارند. (نه اینکه هر یک جداگانه در الکتروولیتی از جنس خودشان باشند)

۳۹- در سلول الکترولیتی، کاتد به قطب منفی باتری (نه مثبت) و آند به قطب مثبت باتری (نه منفی) متصل است.

۴۰- دو الکتروود موجود در سلولهای الکتروولیتی که درون یک (نه دو) الکتروولیت قرار دارند، اغلب (نه همواره) از جنس گرافیت هستند.

۴۱- در سلول گالوانی یونها به سمت الکتروود با بار هم نام (نه ناهم نام) و در سلول الکتروولیتی یونها به سمت الکتروود با بار ناهم نام (نه هم نام) حرکت می کنند.

۴۲- حجم گاز آزاد شده در کاتد (نه آند) برکافت آب، دو برابر حجم گاز آزاد شده در آند (نه کاتد) آن است.

۴۳- کاغذ pH در اطراف آند سلول برکافت آب، قرمز (نه آبی) و در اطراف کاتد آن آبی (نه قرمز) می شود.

۴۴- الکتروولیت در سلولهای الکتروولیتی محتوی یک محلول یونی یا یک ترکیب یونی مذاب است. (نه ممتوی ترکیبهای مولکولی)

۴۵- در سلول تولید صنعتی سدیم، برکافت سدیم کلرید مذاب (نه محلول سدیم کلرید) انجام می شود.

۴۶- چگالی سدیم مذاب کمتر (نه بیشتر) از چگالی سدیم کلرید مذاب است.

۴۷- چگالی منیزیم مذاب از منیزیم کلرید مذاب کمتر (نه بیشتر) است.

۴۸- فلز سدیم یک کاهنده (نه اکسنده) قوی است که در ترکیبهای طبیعی و گوناگون خود تنها به شکل یون سدیم وجود دارد. (نه اینکه

ممکن است به صورت عنصری نیز یافت شود.)

۴۹- برای تهیه فلز منیزیم از آب دریا، به ترتیب ابتدا به آب دریا نوعی باز (نه اسید) و سپس نوعی اسید قوی (نه باز قوی، نه اسید ضعیف) می افزایند.

۵۰- خوردگی آهن در محیط اسیدی به میزان بیشتر و سریع تری (نه کمتر و کندتر) رخ می دهد.

۵۱- فلزهای نجیب مانند طلا و پلاتین هیچ گاه دچار خوردگی نمی شوند. (نه اینکه در شرایط مناسب فورده شوند.)

۵۲- هنگامی که فلزها در هوا قرار می گیرند، اغلب (نه همواره) اکسایش یافته (نه کاهش) و به شکل اکسید درمی آیند.

۵۳- آهن (نه آلومینیم) پرمصرفترین فلز در جهان است.

۵۴- زنگ زدن آهن و زنگار سبز (نه آبی) بر سطح مس، نمونه هایی از خوردگی هستند.

۵۵- فلزهای نجیبی مانند طلا و پلاتین، حتی در محیطهای اسیدی نیز (نه فقط در مجاورت با رطوبت و اکسیژن هوا) اکسایش نمی یابند.

۵۶- آلومینیم فلز فعالی است که در هوا به سرعت اکسید شده اما خرد نمی شود. (نه اینکه دچار خوردگی نیز می شود.)

۵۷- در فرایند آبکاری، جسم مورد نظر را به کاتد یا قطب منفی (نه آند یا قطب مثبت) سلول الکتروولیتی متصل می کنند.

۵۸- چگالی آلومینیم مذاب بیشتر (نه کمتر) از الکتروولیت درون سلول هال می باشد.

۵۹- الکتروودهای آند و کاتد در سلول هال هر دو از یک جنس، گرافیت، هستند (نه اینکه جنس آنها متفاوت باشد) و الکتروود آند در این

سلول مصرف می شود. (نه اینکه دست نفورده باقی بماند.)

۶۰- آلومینیم همانند دیگر فلزهای فعال در طبیعت به شکل ترکیب (نه به حالت آزاد، نه به صورت عنصری) یافت می شود.

۶۱- رایج ترین راه (نه تنها راه) به دست آوردن فلز آلومینیم از برکافت نمکهای مذاب آن، روش فرایند هال است.

۶۲- در نمونه ای از سلولهای نور الکتروشیمیایی می توان از آب برای تهیه گاز هیدروژن (نه اکسیژن) استفاده کرد.

۶۳- گاز فلوئور اکسنده ترین گونه در جدول پتانسیل کاهش است، به همین دلیل عدد اکسایش آن هیچ گاه مثبت نخواهد شد. (نه اینکه بتواند مثبت هم شود.)

۶۴- عدد اکسایش فلزها در کمترین حالت برابر صفر خواهد بود و هیچ گاه نمی تواند منفی شود. (نه اینکه بتواند منفی هم شود.)