

فصل اول

مولکول‌ها در خدمت تندرستی

خلاصه نکات و مفاهیم اصلی

انسان‌ها با الهام از طبیعت و شناخت مولکول‌ها و رفتار آن‌ها، راهی برای زدودن آلودگی‌ها پیدا کردند. این راه با استفاده از مواد شوینده که بر اساس خواص اسیدی و بازی عمل می‌کنند، هموارتر می‌شود. پاکیزگی و بهداشت همواره در زندگی ما اهمیت شایانی داشته است. به طوری که یکی از دلایل اسکان انسان در کنار رود و رودخانه این بود که با دسترسی به آب، بدن خود را بشوید و محیط زندگی خود را تمیز نگه دارد.

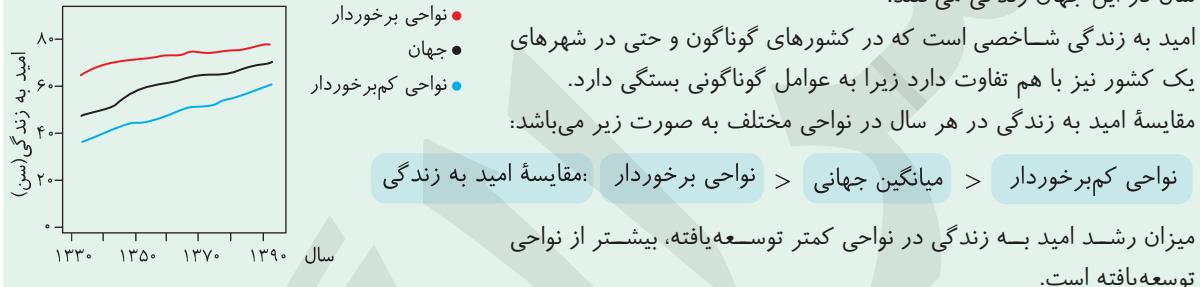
نیاکان ما پی برندند که اگر طرفهای چرب را به خاکستر آغشته کنند و سپس با آب گرم شستشو دهند، آسان‌تر تمیز می‌شوند. استفاده از شوینده‌ها کاهش میکروبهای آلودگی‌ها و عوامل بیماری‌زا افزایش سطح بهداشت جامعه و تندرستی فردی و همگانی افزایش شاخص امید به زندگی کسبود یا عدم استفاده از شوینده‌ها کاهش سطح بهداشت فردی و اجتماعی و گسترش بیماری‌های گوناگون وبا: یک بیماری واگیردار است که به دلیل آلوده شدن آب و نبود بهداشت شایع می‌شود. ساده‌ترین و مؤثرترین راه پیشگیری از این بیماری، رعایت بهداشت فردی و همگانی است.

تماشت و پیوند

نمایش پویا

آگهی

شاخص امید به زندگی نشان می‌دهد که با توجه به خطراتی که انسان‌ها در طول زندگی با آن مواجه هستند، به طور میانگین چند سال در این جهان زندگی می‌کنند.



امید به زندگی شاخصی است که در کشورهای گوناگون و حتی در شهرهای یک کشور نیز با هم تفاوت دارد زیرا به عوامل گوناگونی بستگی دارد.

مقایسه امید به زندگی در هر سال در نواحی مختلف به صورت زیر می‌باشد:

نواحی کم برخوردار > میانگین جهانی > نواحی برخوردار : مقایسه امید به زندگی

میزان رشد امید به زندگی در نواحی کمتر توسعه یافته، بیشتر از نواحی توسعه یافته است.

هر یک از افراد جامعه روزانه در معرض انواع آلاینده‌های است برای داشتن لباس پاکیزه، هوای پاک و محیط بهداشتی باید این آلودگی‌ها را زدود.

آلاینده‌ها: موادی هستند که بیش از مقدار طبیعی در یک محیط، ماده یا یک جسم وجود دارند.

چند نمونه از آلاینده‌ها: ۱- گل‌ولای آب ۲- گرد و غبار ۳- لکه‌های چربی و مواد غذایی روی لباس‌ها و پوست بدن برای پی بردن به اینکه چگونه می‌توان انواع آلاینده‌ها را پاک کرد، باید نوع، ساختار و رفتار ذره‌های سازنده آن‌ها و مواد شوینده و نیز نیروهای بین مولکولی آن‌ها را شناخت.

حل مناسب برای زدودن آلودگی‌ها

در فرایند اتحال، اگر ذره‌های سازنده حل شونده با مولکول‌های حل جاذبه‌های مناسب برقرار کنند، حل شونده به خوبی در حل حل می‌شود.

در غیر این صورت ذره‌های حل شونده کنار هم باقی می‌مانند و در حل پخش نمی‌شوند. شرط اینکه حل شونده در حل حل شود این است که:

میانگین جاذبه‌ها در حل حل خالص و حل شونده خالص \geq جاذبه بین حل و حل شونده

مواد زمانی در هم حل می‌شوند که جاذبه بین مولکولی آن‌ها شبیه هم باشد، در واقع شبیه، شبیه را در خود حل می‌کند، به طور کلی می‌توان گفت:

۱- مواد قطبی در حل‌های قطبی حل می‌شوند. برای نمونه استون (C_3H_4O) در آب (H_2O) محلول است.

۲- مواد ناقطبی در حل‌های ناقطبی حل می‌شوند. برای نمونه ید (I_2) در هگزان (C_6H_{14}) محلول است.

۳- مواد دارای پیوند هیدروژنی در حل‌های دارای پیوند هیدروژنی حل می‌شوند. برای نمونه متانول (CH_3OH) در آب محلول است.

۴- اغلب ترکیب‌های یونی در آب و حل‌های قطبی حل می‌شوند. برای نمونه نمک خوارکی ($NaCl$) در آب محلول است.

۵- آب پاک کننده مناسبی برای لکه‌های شیرینی مانند آب‌قند، شربت آبلیمو، چای شیرین و عسل است.

در جدول زیر نام و فرمول چند ماده شیمیایی و قطبیت آنها و همچنین حلال مناسب برای زدودن آنها آمده است:
* دقت کنید که هگزان حلال مناسب برای مواد ناقطبی و آب حلال مناسب برای مواد قطبی است.

نام ماده	فرمول شیمیایی	قطبیت	حلال مناسب
اتیلن گلیکول	$\text{CH}_2\text{OH} — \text{CH}_2\text{OH}$	قطبی	آب
نمک خوراکی	NaCl	ترکیب یونی	آب
بنزین	C_8H_{18}	ناقطبی	هگزان
اوره	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$	قطبی	آب
روغن زیتون	$\text{C}_{57}\text{H}_{104}\text{O}_6$	ناقطبی	هگزان
وازلین	$\text{C}_{25}\text{H}_{52}$	ناقطبی	هگزان

مولکول‌ها در آنکه باشند

هیدروکربن‌ها (C_xH_y) به طور کلی ناقطبی هستند و در حلال‌های ناقطبی مانند هگزان حل می‌شوند.

برخی ترکیب‌های آلی اکسیژن‌دار مانند متanol (CH_3OH), استون ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), اتانول ($\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$), پروپانول اسید ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$), ویتامین C ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$) و گلوکز ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) قطبیت قابل توجهی داشته و در آب حل می‌شوند.
در ساختار عسل تعداد زیادی گروه هیدروکسیل ($—\text{OH}$) وجود دارد، به همین دلیل عسل قطبی است و در آب حل می‌شود.
در واقع مولکول‌های عسل با تشکیل پیوند هیدروژنی در لابه‌لای مولکول‌های آب پخش می‌شوند.

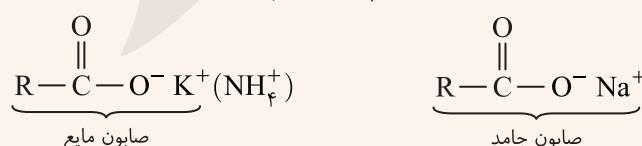
توجه لکه‌های عسل به دلیل قطبی بودن به راحتی با آب شسته می‌شوند.

کربوکسیلیک اسیدها دسته‌ای از ترکیب‌های آلی هستند که گروه عاملی COOH — دارند و کربوکسیلیک اسیدهای تک عاملی را می‌توان به صورت RCOOH نشان داد.
اسیدهای چرب، کربوکسیلیک اسیدهایی با زنجیر بلند کربنی هستند. فرمول عمومی اسیدهای چرب یک عاملی که دارای گروه هیدروکربنی (R) خطی و سیرشده هستند، به صورت $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$ می‌باشد.

استرها از واکنش کربوکسیلیک اسیدها با الکل‌ها به دست می‌آیند و فرمول ساختاری آنها به صورت $\text{R}'\text{—O—C}(=\text{O})\text{—R—O—R}'$ می‌باشد.
چربی‌ها مخلوطی از اسیدهای چرب و استرهای بلند زنجیر هستند.
اسیدهای چرب و استرهای بلند زنجیر مولکول‌های دوبخشی هستند یعنی دارای یک بخش قطبی (گروه کربوکسیل و گروه استری) و یک بخش ناقطبی (زنگیر هیدروکربنی) هستند. اما از آنجا که تعداد اتم کربن در ساختار آنها زیاد است، بخش ناقطبی آنها بر بخش قطبی آنها غلبه می‌کند.
اسیدهای چرب و استرهای بلند زنجیر در کل ناقطبی هستند. به همین دلیل چربی‌ها نیز که از این مواد ساخته شده‌اند ناقطبی هستند.
چربی‌ها ناقطبی هستند از این‌رو در حلال‌های ناقطبی مانند هگزان حل شده و در حلال‌های قطبی مانند آب انحلال ناپذیرند.
نیروهای بین مولکولی غالب در چربی‌ها از نوع واندروالسی است.

صابون را می‌توان نمک سدیم، پتاسیم یا آمونیوم اسید چرب دانست.
صابون جامد را از گرم کردن مخلوط روغن‌های گوناگون گیاهی یا جانوری مانند روغن زیتون، نارگیل، دنبه با سدیم هیدروکسید تهیه می‌کنند.

صابون‌های جامد، نمک سدیم و صابون‌های مایع، نمک پتاسیم یا آمونیوم اسیدهای چرب هستند.



صابون دارای یک بخش قطبی ($\text{R}'\text{—O—C}(=\text{O})\text{—R—O—R}'$) و یک بخش ناقطبی (R) می‌باشد.

بخش قطبی صابون در آب (بخش آب‌دوست) و بخش ناقطبی آن در چربی (بخش آب‌گریز) حل می‌شود، بنابراین صابون ماده‌ای است که هم در چربی‌ها و هم در آب حل می‌شود.
صابون در هنگام حل شدن در آب محیط را بازی می‌کند و سبب افزایش pH می‌شود.

نیروهای بین مولکولی

نیروهای

مخلوطها نقش بسیار پررنگی در زندگی ما دارند → اغلب موادی که در زندگی روزانه با آنها سروکار داریم، از مخلوط دو یا چند ماده تشکیل شده‌اند. مانند آب دریا، هوا، چسب‌ها، شوینده‌ها و ... مخلوطها انواع گوناگونی داشته و در نتیجه خواص متفاوتی دارند. در جدول زیر انواع مخلوطها به همراه ویژگی‌های آنها آورده شده است:

نوع مخلوط ویژگی	سوسیانسیون (مانند شربت معده)	کلوئیدها (مانند سس مایونز)	محلول (مانند محلول کات کبود در آب)
رفتار در برابر نور	نور را پخش می‌کنند	نور را پخش می‌کنند	نور را پخش نمی‌کنند
همگن بودن	ناهمگن	ناهمگن	همگن
پایداری	پایدار نیست / تهنهشین نمی‌شود	پایدار است / تهنهشین نمی‌شود	پایدار است / تهنهشین نمی‌شود
ذرهای سازنده	ذررهای ریزماده	مولکول‌های بزرگ یا توده‌های مولکولی	یون‌ها یا مولکول‌ها

با توجه به ویژگی انواع مخلوطها، کلوئیدها را می‌توان بلي بین سوسیانسیون و محلول‌ها در نظر گرفت. اگر به مخلوط آب و روغن مقداری صابون اضافه شود، یک کلوئید پایدار ایجاد می‌شود که حاوی توده‌های مولکولی با اندازه‌های متفاوت است.

نحوه تهیه مخلوط

هنگامی که صابون وارد آب می‌شود، به کمک بخش قطبی (سر آب‌دوست) خود در آن حل می‌شود. از سوی دیگر، ذرهای صابون با بخش ناقطبی (چربی‌دوست) خود با مولکول‌های چربی جاذبه برقرار می‌کنند. → صابون پاک کننده مناسبی برای چربی‌ها به شمار می‌رود. هر اندازه صابون بتواند مقدار بیشتری از آلانینه و چربی را بزداید، قدرت پاک کننده‌گی بیشتری دارد. → مولکول‌های صابون مانند پلی بین مولکول‌های آب و چربی قرار می‌گیرند.

نحوه تهیه مخلوط

۱- نوع آب: آب دریا و آب‌های مناطق کویری که شور هستند، مقدار چشم‌گیری از یون‌های Ca^{2+} و Mg^{2+} دارند. چنین آب‌هایی به آب سخت معروف‌اند.

صابون در آب سخت به خوبی کف نمی‌کند و قدرت پاک کننده‌گی آن کاهش می‌یابد، زیرا: صابون با یون‌های موجود تشکیل رسوب‌های $\text{Ca}(\text{RCOO})_2$ و $\text{Mg}(\text{RCOO})_2$ را می‌دهد.

توجه لکه‌های سفیدی که بعد از شستن لباس با صابون بر روی آنها بر جای می‌ماند، نشانه‌هایی از تشکیل چنین رسوب‌هایی است.

۲- دما: افزایش دما → افزایش قدرت پاک کننده‌گی صابون

۳- آنزیم: افزودن آنزیم → باعث افزایش قدرت پاک کننده‌گی صابون می‌شود.

۴- نوع پارچه: میزان چسبندگی لکه‌های چربی روی پارچه‌های گوناگون متفاوت است. مثلاً در شرایط یکسان درصد لکه باقی مانده روی پارچه پلی استری بیشتر از پارچه نخی است.

نکته: اگر پارچه نخی در دمای ۴۰ درجه سلسیوس با صابون آنزیم‌دار شسته شود، درصد لکه باقی مانده بر روی پارچه به صفر می‌رسد.

نحوه تهیه مخلوط

دلایل احساس نیاز به شوینده‌ای به جز صابون:

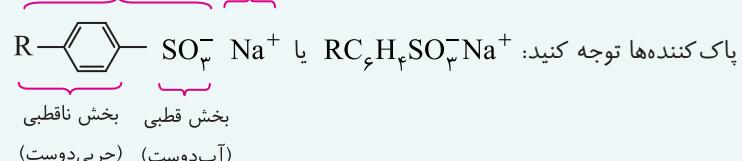
الف) برای تولید صابون در مقیاس انبوه به مقدار زیادی چربی نیاز بود.

ب) صابون در همه شرایط به خوبی عمل نمی‌کرد و پاسخ‌گوی نیاز انسان در محیط‌های گوناگون مانند سفرهای دریایی و صنایع وابسته به آب شور نبود.

پاک کننده‌های غیرصابونی از مواد پتروشیمیایی (بنزن و دیگر مواد اولیه در صنایع پتروشیمی) طی واکنش‌های پیچیده در صنعت تولید می‌شوند و قدرت پاک کننده‌گی بیشتری نسبت به صابون دارند.

فرمول همگانی پاک کننده‌های غیرصابونی به صورت زیر است: به بخش قطبی (آب‌دوست) و بخش ناقطبی (چربی‌دوست) این

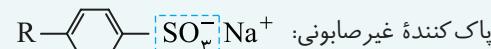
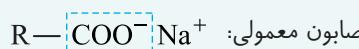
باک کننده‌ها توجه کنید:



نحوه تهیه مخلوط

در پاک‌کننده‌های غیرصابونی، بخش قطبی جزء آبیونی، گروه عاملی SO_3^- است، در حالی که در پاک‌کننده‌های صابونی بخش

قطبی جزء آبیونی گروه عاملی CO_3^- است:



در آب‌های سخت نیز خاصیت پاک‌کنندگی خود را حفظ می‌کند، زیرا گروه SO_3^- برخلاف گروه CO_3^- با یون‌های Mg^{2+} و Ca^{2+} رسوب تشکیل نمی‌دهند.

در این پاک‌کننده‌ها، چربی‌ها به زنجیر آلکیل می‌چسبند و گروه سولفونات باعث پخش شدن چربی‌ها در آب می‌شود.

پاک‌کننده‌های غیرصابونی

پاک‌کننده‌های غیرصابونی	پاک‌کننده‌های صابونی
۱- فرمول کلی: $\text{R}-\text{[SO}_3^-\text{]} \text{Na}^+$	۱- فرمول کلی: $\text{R}-\text{[COO}^-\text{]} \text{Na}^+$
۲- بخش ناقطبی (آب گریز، چربی‌دوست) \leftarrow	۲- بخش ناقطبی (آب گریز) \leftarrow
۳- بخش قطبی (آب‌دوست) \leftarrow	۳- بخش قطبی (آب‌دوست) \leftarrow
۴- در آب سخت ترکیب‌های محلول تشکیل می‌دهند و خاصیت پاک‌کنندگی آن‌ها حفظ می‌شود.	۴- در آب سخت رسوب می‌دهند و خاصیت پاک‌کنندگی آن‌ها کاهش می‌یابد.

تهیه صابون طبیعی معروف به صابون مراغه (معروف‌ترین صابون سنتی ایران)، پیه گوسفند و سود سوز آور را در دیگ‌های بزرگ با آب برای چندین ساعت می‌جوشانند و پس از قالب‌گیری آن‌ها را در آفتاب خشک می‌کنند.

صابون مراغه افزودنی شیمیایی ندارد و به دلیل خاصیت بازی مناسب برای موهای چرب استفاده می‌شود.

افزودن برخی مواد به صابون و دیگر شوینده‌ها علاوه بر خاصیت پاک‌کنندگی به آن‌ها خواص ویژه‌ای می‌بخشد. برای نمونه:

از بین بردن جوش صورت و قارچ‌های پوستی	افزودن گوگرد
افزایش خاصیت ضد عفونی کنندگی و میکروب‌کشی صابون‌ها	افزودن ماده شیمیایی کلردار
افزایش قدرت پاک‌کنندگی مواد شوینده (با یون‌های Ca^{2+} و Mg^{2+} در آب سخت واکنش می‌دهد)	افزودن نمک‌های فسفات

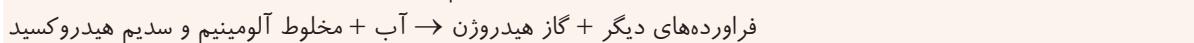
هرچه شوینده‌ای مواد شیمیایی بیشتری داشته باشد، احتمال ایجاد عوارض جانبی آن بیشتر خواهد بود \leftarrow مصرف زیاد شوینده‌ها و تنفس بخار آن‌ها، عوارض پوستی و بیماری‌های تنفسی ایجاد می‌کند.

پاک‌کننده‌های صابونی و غیرصابونی بر اساس برهم‌کنش میان ذره‌ها عمل می‌کنند، اما پاک‌کننده‌های خورنده افزون بر این برهم‌کنش‌ها، با آلاینده‌ها واکنش می‌دهند.

رسوب تشکیل شده بر روی دیواره کتری، لوله‌ها و ... به این سطح می‌چسبند و با صابون و پاک‌کننده‌های غیرصابونی زدوده نمی‌شوند. برای زدودن این رسوب‌ها به پاک‌کننده‌هایی نیاز است که بتوانند با آن‌ها واکنش شیمیایی دهند و آن‌ها را به فراورده‌هایی تبدیل کنند که با آب شسته شوند.

این پاک‌کننده‌ها از نظر شیمیایی فعال هستند و خاصیت خورنده نیز دارند. \leftarrow نباید با پوست تماس داشته باشند. نوعی از پاک‌کننده‌های خورنده که به شکل پودر عرضه می‌شود شامل مخلوط NaOH و پودر Al است. از این پودر برای باز کردن مجاري مسدود شده در برخی وسایل و دستگاه‌های صنعتی استفاده می‌شود.

اگر این پاک‌کننده خورنده به همراه آب در لوله‌ها ریخته شود، واکنش زیر را انجام می‌دهد:



۱- این واکنش گرماده است، بنابراین با انجام این واکنش دما افزایش پیدا خواهد کرد. از طرفی می‌دانیم در دمای بالاتر قدرت پاک‌کنندگی افزایش می‌یابد.

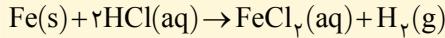
۲- گاز هیدروژن (H_2g) تولید شده در این واکنش نیز قدرت پاک‌کنندگی این مخلوط را افزایش می‌دهد.

صابون پاک‌کننده‌های

صابون طبیعی

پاک‌کننده‌های خورنده

موادی هستند که در دمای اتاق pH آنها کمتر از 7 بوده و کاغذ pH را به رنگ سرخ درمی آورند.
اغلب اکسیدهای نافلزی را اکسیدهای اسیدی نیز می نامند، زیرا در صورت حل شدن در آب تولید یک اسید می کنند:
اسیدها با اغلب فلزها واکنش می دهند و گاز هیدروژن آزاد می کنند، به عنوان مثال:



توجه فلزهای طلا، پلاتین، پالادیم، جیوه، نقره و مس واکنش پذیری کمی دارند و در مجاورت اسیدها گاز هیدروژن آزاد نمی کنند.
در تماس با پوست سوزش ایجاد می کنند.
عملکرد بدن ما به میزان مواد اسیدی و بازی موجود در آن وابسته است، مثلاً دلیل سوزش معده که درد شدیدی را در
ناحیه سینه ایجاد می کند، برگشت مقداری از محتويات اسیدی معده به لوله مری است.
مزأة ترش مواد خوارکی و میوه هایی مانند ریواس، انگور، لیموترش، کیوی، گوجه سبز، تمشک، توت فرنگی و ... ناشی از وجود
مولکول های کربوکسیلیک اسیدها در ساختار آنها است.

موادی هستند که در دمای اتاق pH آنها بیشتر از 7 بوده و کاغذ pH را به رنگ آبی در می آورند.
اغلب اکسیدهای فلزی را اکسیدهای بازی می نامند زیرا در صورت حل شدن در آب تولید یک باز می کنند.
بازها اغلب مزه ای تلخ دارند.
بازها در سطح پوست همانند صابون، احساس لیزی ایجاد می کنند اما به آن نیز آسیب می رسانند.

- ۱- برای کاهش میزان اسیدی بودن خاک به آن آهک (CaO) می افزایند.
- ۲- اغلب داروها ترکیب هایی با خاصیت اسیدی یا بازی هستند.
- ۳- تنظیم میزان اسیدی بودن شوینده ها ضروری است.
- ۴- زندگی بسیاری از آبیان به میزان pH وابسته است.
- ۵- اغلب میوه ها دارای اسیدند و pH آنها کمتر از 7 است.
- ۶- ورود فاضلاب های صنعتی به محیط زیست سبب تغییر pH می شود.
- ۷- گل ادریسی در خاک اسیدی به رنگ آبی و در خاک بازی به رنگ سرخ است.

آرنسیوس که بر روی رسانایی الکتریکی محلول های آبی کار می کرد، نخستین کسی بود که اسیدها و بازها را برابر یک مبنای علمی توصیف کرد.
آرنسیوس معتقد بود اسیدها و بازها هنگام حل شدن در آب، به طور جزئی یا کامل شکسته می شوند و ذره هایی باردار به نام یون را
پدید می آورند.

یافته های تجربی آرنسیوس نشان داد $\xleftarrow{\quad}$ محلول اسیدها و بازها رسانایی جریان الکتریکی هستند، هر چند میزان رسانایی آنها با
یکدیگر یکسان نیست.

اسید آرنسیوس $\xleftarrow{\quad}$ مواد و ترکیب هایی که با حل شدن در آب غلظت یون H^+ را افزایش می دهند، مانند گاز هیدروژن کلرید.
باز آرنسیوس $\xleftarrow{\quad}$ مواد و ترکیب هایی که با حل شدن در آب غلظت یون OH^- را افزایش می دهند، مانند سدیم هیدروکسید جامد.
با استفاده از نظریه آرنسیوس شیمی دانها نتیجه گرفتند که:

- ۱- هرچه $[\text{H}^+]$ محلول بیشتر باشد $\xleftarrow{\quad}$ آن محلول اسیدی تر است.
- ۲- هرچه $[\text{OH}^-]$ محلول بیشتر باشد $\xleftarrow{\quad}$ آن محلول بازی تر است.
- ۳- اگر در یک سامانه $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ ، آن سامانه خنثی است.

بازهای معروف	اسیدهای معروف
۱- هیدروکسیدهای فلزی محلول در آب (NaOH و ...)	۱- اسیدهای معدنی (HNO ₃ , HF و ...)
۲- محلول اکسیدهای فلزی (CaO و ...) در آب	۲- کربوکسیلیک اسیدها (RCOOH)
۳- محلول فلزهای فعال (Na و ...) در آب	۳- محلول اکسیدهای نافلزی (SO ₃ , N ₂ O ₅ و ...)
۴- برخی نمکها (NaHCO ₃ و ...)	۴- برخی نمکها (NH ₄ Cl)
۵- صابون ($\text{RCOO}^- \text{Na}^+$)	۵- بنزوئیک اسید

اسیدها و بازهای معروف و مادی
که مخصوصاً اسیدی و بازی دارند

۹ پنجه ای اسید و باز

۱۰ اسید و باز و زندگی

۱۱ نظریه آرنسیوس

آبها و بازهای معروف و مولکولی
که خاصیت اسیدی و بازی دارند

بازهای معروف	اسیدهای معروف
۶- سفیدکنندها (NaClO)	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{O}-\text{H}$
۷- شربت معده	۶- سرکه خوراکی با خاصیت اسیدی ملایم: $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{O}-\text{H}$
۸- محلول آمونیاک (NH_3)	۷- لاتیک اسید (موجود در شیر ترش شده)
۹- محلول لوله باز کن	۸- آب باتری خودرو، اسید معده، آب گوجه‌فرنگی، آب سیب و قهوه، خاصیت اسیدی دارند.
۱۰- محلول تمیزکننده اجاق گاز	۹- اسیدهای موجود در هواکره (H_2CO و HNO_3 و H_2SO_4)
	۱۰- متانوئیک (فرمیک) اسید: (اسید حاصل از گزش مورچه سرخ): $\text{H}-\overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{OH}$

انحلال بازها در آب	انحلال اسیدها در آب
۱- میزان یون هیدروکسید (OH^-) افزایش می‌یابد.	۱- میزان یون هیدرونیوم (H_3O^+) افزایش می‌یابد.
۲- غلظت یون هیدروکسید افزایش می‌یابد.	۲- غلظت یون هیدرونیوم افزایش می‌یابد.
۳- محیط بازی می‌شود.	۳- محیط اسیدی می‌شود.
۴- آب افزایش می‌یابد.	۴- آب کاهش می‌یابد.

یون (H_3O^+) در آب به صورت H_3O^+ یافت می‌شود و به یون هیدرونیوم معروف است.

ساختار لوویس یون هیدرونیوم به شکل روبرو است:

$$\left[\begin{array}{c} \ddot{\text{O}} \\ | \\ \text{H}-\text{H} \end{array} \right]^+$$

(H_3O^+) یون هیدرونیوم

به فرایندی که در آن یک ترکیب مولکولی در آب به یون‌های مثبت و منفی تبدیل می‌شود، یونش می‌گویند.
شیمی‌دان‌ها برای بیان میزان یونش اسیدها، از کمیتی به نام درجه یونش (α) استفاده می‌کنند که به یکی از صورت‌های زیر بیان می‌شود:

برحسب شمار مول	برحسب شمار مولکول‌ها
$\alpha = \frac{\text{شمار مول‌های اسید یونیده شده}}{\text{شمار کل مول‌های اولیه اسید حل شده}}$	$\alpha = \frac{\text{شمار مولکول‌های یونیده شده}}{\text{شمار کل مولکول‌های حل شده}}$
برای اسید تک پروتوندار HA	برحسب غلظت مولی
$\alpha = \frac{[\text{H}^+]}{\text{M}} \text{ یا } \frac{[\text{A}^-]}{\text{M}}$	$\alpha = \frac{\text{غلظت مولی اسید یونیده شده}}{\text{غلظت مولی اولیه اسید حل شده}}$

$$\% \alpha = \alpha \times 100$$

در منابع علمی معتبر گاهی به جای درجه یونش از درصد یونش ($\% \alpha$) استفاده می‌کنند:دامنه تغییرات درجه یونش: $0 \leq \alpha \leq 1$

$\alpha = 0$	$0 < \alpha < 1$	$\alpha = 1$
انحلال کاملاً مولکولی غیر الکترولیت	انحلال یونی - مولکولی الکترولیت ضعیف اسید و باز ضعیف	انحلال کاملاً یونی الکترولیت قوی اسید و باز قوی

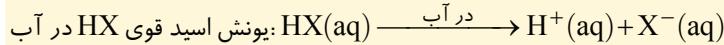
اسیدها هرچه قوی‌تر باشند، درجه یونش بزرگ‌تری دارند. در واقع می‌توان گفت به ازای غلظت مولی معین از یک اسید، هر چه درجه یونش بیشتر باشد، قدرت اسیدی نیز بیشتر است.
در اسیدها و بازهای ضعیف میزان یونش و درجه یونش (α) با دمای محلول رابطه مستقیم و با غلظت محلول رابطه معکوس دارد.

درجه یونش

به اسیدهایی که هر مولکول آن در آب تنها می‌تواند یک یون هیدروژنیوم تولید کند، اسید تکپروتوندار می‌گویند. برای نمونه HCl و کربوکسیلیک اسیدهای یک‌عاملی (RCOOH) همگی جزء اسیدهای تکپروتوندار هستند. اسیدها را بر مبنای میزان یونش آنها در آب که منجر به تولید غلظت معینی از یون هیدروژنیوم می‌شود، به دو دستهٔ ضعیف و قوی دسته‌بندی می‌کنند.

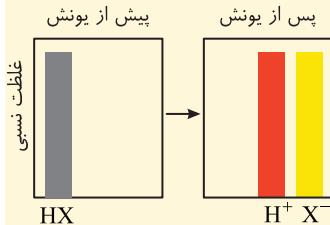
اسیدهای قوی، اسیدهایی هستند که بر اثر حل شدن در آب تقریباً به‌طور کامل یونش می‌یابند؛ این اسیدها الکتروولیت‌هایی قوی هستند و در محلول آنها تقریباً مولکول‌های یونیده‌نشده وجود ندارند.

یونش اسیدهای قوی در آب به صورت کامل و برگشت‌ناپذیر نمایش داده می‌شود:



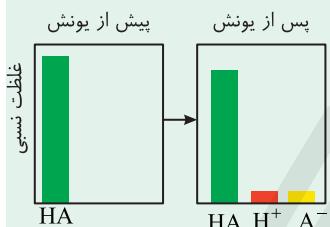
با توجه به اینکه یونش اسیدهای قوی، تقریباً به‌طور کامل انجام می‌شود، می‌توان نتیجه گرفت که:

$$[\text{HX}] = [\text{H}^+] = [\text{X}^-] \quad \text{: در اسیدهای قوی}$$

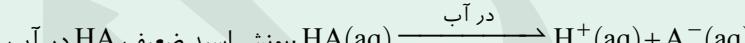


هیدروکلریک اسید (HCl(aq)), هیدروبرمیک اسید (HBr(aq)), هیدروبیدیک اسید (HI(aq)), نیتریک اسید ($\text{HNO}_3(\text{aq})$) و سولفوریک اسید ($\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$) نمونه‌هایی از اسیدهای قوی هستند.

اسیدهای ضعیف در اثر حل شدن در آب به میزان جزئی (به‌طور ناقص) یونیده می‌شوند و شمار یون‌ها در محلول آن‌ها کم است. اسیدهای ضعیف جزء الکتروولیت‌های ضعیف هستند و در محلول آن‌ها علاوه بر اندک یون‌های آب‌پوشیده، مولکول‌های یونیده‌نشده اسید نیز حضور دارند.



یونش اسیدهای ضعیف، ناقص و تعادلی است:



مقایسهٔ غلظت گونه‌ها در محلول اسیدهای ضعیف (به فرم کلی HA) به صورت زیر است:

$$[\text{HA}] > [\text{H}^+] = [\text{A}^-] \quad \text{: در اسیدهای ضعیف}$$

در محلول آبی اسید تکپروتوندار HA ، غلظت یونیده‌شده اسید با $[\text{H}^+]$ و $[\text{A}^-]$ برابر است:

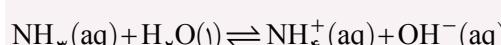
هیدروفلوئوریک اسید (HF(aq)), هیدروسیانیک اسید (HCN(aq)), کربنیک اسید ($\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$), کربوکسیلیک اسیدها و نیترواسید ($\text{HNO}_2(\text{aq})$) همگی جزء اسیدهای ضعیف هستند.

بازهای قوی بر اثر حل شدن در آب تقریباً به‌طور کامل یونش می‌یابند و معادلهٔ یونش آنها به صورت کامل و برگشت‌ناپذیر است. معادلهٔ یونش باز قوی $\text{B(OH)}_n(\text{aq}) \rightarrow \text{B}^{n+}(\text{aq}) + n \text{OH}^-(\text{aq})$ به صورت رو به رو است:

هیدروکسیدهای فلزهای گروه اول و دوم (به جزء Be(OH)_2 و Mg(OH)_2) جزء بازهای قوی می‌باشند.

سود سوزآور (NaOH) و پتاس سوزآور (KOH) دو نمونه از بازهای بسیار قوی هستند و جزء مواد خورنده می‌باشند. بازهای ضعیف بر اثر حل شدن در آب، به‌طور جزئی یونش می‌یابند. در محلول بازهای ضعیف علاوه بر اندک یون‌های آب‌پوشیده، مولکول‌های یونیده‌نشده نیز حضور دارند.

یونش بازهای ضعیف ناقص و تعادلی است. به معادلهٔ یونش NH_3 در آب توجه کنید:



$[\text{NH}_3] > [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-]$: مقایسهٔ غلظت گونه‌ها

آمونیاک به دلیل تشکیل پیوندهای هیدروژنی با آب، بیشتر به صورت مولکولی در آب حل می‌شود و می‌توان برای آن فرمول $\text{NH}_4\text{OH(aq)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ را در نظر گرفت.

اسیدهای قوی

اسیدهای ضعیف

بازهای قوی و ضعیف

آب خالص رسانایی الکتریکی ناچیزی دارد، زیرا تعداد بسیار اندکی از مولکول‌های H_2O به یون‌های H^+ و OH^- تبدیل شده و عامل برقراری جریان برق می‌شوند.

موادی که با انحلال خود در آب تولید یون می‌کنند، باعث افزایش رسانایی الکتریکی محلول می‌شوند.
هر چه غلظت یون‌ها در محلول بیشتر باشد، رسانایی الکتریکی محلول بیشتر است.

در شرایط یکسان شمار یون‌های موجود در محلول‌های گوناگون اسیدی و بازی متفاوت است، به همین دلیل رسانایی الکتریکی آن‌ها یکسان نیست.

در جدول زیر ضمن معرفی الکتروولیت‌ها و غیرالکتروولیت‌ها، رسانایی الکتریکی آن‌ها را نیز بررسی می‌کنیم:

غیرالکتروولیت‌ها	الکتروولیت‌های ضعیف	الکتروولیت‌های قوی	نوع انحلال
مولکولی	یونی - مولکولی	یونی	
۱- متanol (CH_3OH) ۲- اتانول ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) ۳- استون ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) ۴- متانال (CH_3O) ۵- گلوکز ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) ۶- ساکارز ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)	۱- اسیدهای ضعیف مثال: HNO_2 , HCN , HF , ... ۲- بازهای ضعیف مثال: NH_3 و ... ۳- بازهای قوی مثال: HNO_4 , HBr , HCl , ... ۴- اسیدهای قوی مثال: HI , H_2SO_4 , ... ۵- بازهای قوی مثال: NaOH , KOH , ... ۶- اسیدهای قوی مثال: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaOH , ...	۱- ترکیب‌های یونی محلول در آب مثال: NaCl^- , NH_4^+ , NO_3^- و ... ۲- اسیدهای قوی مثال: HI , H_2SO_4 , ... ۳- بازهای قوی مثال: NaOH , KOH , ... ۴- اسیدهای قوی مثال: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaOH , ... ۵- اسیدهای قوی مثال: NaOH , KOH , ... ۶- اسیدهای قوی مثال: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaOH , ...	انحلال
انحلال این مواد در آب رسانایی الکتریکی آب را افزایش نمی‌دهد.	محلول شامل این مواد، رسانایی الکتریکی کمی دارند.	اگر مقدار کافی از این مواد در آب حل شود، محلول حاصل رسانایی الکتریکی خوبی خواهد داشت	رسانایی

رسانایی الکتریکی محلول‌ها

نتیجه: در محلول‌های الکتروولیت به دلیل وجود یون‌ها و حرکت آزادانه آن‌ها، بارهای الکتریکی جایه‌جا می‌شوند، به همین دلیل اگر این محلول‌ها در یک مدار الکتریکی قرار گیرند، با حرکت یون‌ها به سمت قطب‌های ناهم‌نام جریان الکتریکی برقرار می‌شود.

برای مقایسه رسانایی الکتریکی محلول‌های آبی حاوی الکتروولیت قوی باید حاصل ضرب غلظت مولی حل‌شونده در تعداد مول یون حاصل از یونش یک مول از آن را به دست آوریم، هرچه عدد حاصل بزرگ‌تر باشد، رسانایی محلول بیشتر است:



برای مقایسه رسانایی الکتریکی محلول‌های آبی حاوی الکتروولیت‌های ضعیف، باید حاصل ضرب غلظت مولی در درجه یونش را به دست آورده و در تعداد مول یون حاصل از یونش یک مول از آن ضرب کنیم، هرچه عدد حاصل بزرگ‌تر باشد، رسانایی الکتریکی محلول بیشتر است:

$$\text{محلول } 5/\text{M} \text{ مولار HCN با } \alpha = 5 \times 10^{-2} > \text{محلول } 4/\text{M} \text{ مولار HF با } \alpha = 4 \times 10^{-2} \quad (\text{مقایسه رسانایی الکتریکی})$$

$$\text{Molality} = \frac{\text{Molar concentration}}{\text{Molar mass} \times \text{Valency}}$$



خاصیت اسیدی و بازی

مقایسه واکنش CH_3COOH با HCl در شرایط یکسان

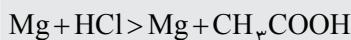
اگل فلزها با محلول اسیدها واکنش می‌دهند و گاز هیدروژن آزاد می‌کنند. در دما و غلظت یکسان هر چه سرعت تولید گاز بیشتر باشد، واکنش پذیری اسید بیشتر بوده و اسید قوی‌تر است.



مقایسه غلظت H_3O^+ در محلول دو اسید:

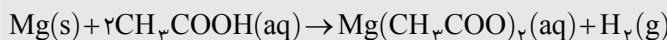
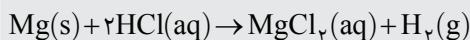


مقایسه قدرت اسیدی:



مقایسه سرعت واکنش (واکنش پذیری):

در هر دو واکنش، Mg جای H اسیدی را می‌گیرد و گاز H_2 آزاد می‌شود:



میزان تولید گاز H_2 در شرایط یکسان در این دو واکنش برابر است.



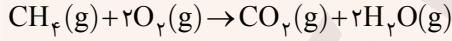
نتیجه ۱: سرعت واکنش اسید و فلز به غلظت یون‌های هیدرونیوم موجود در محلول بستگی دارد، هر چه غلظت یون هیدرونیوم بیشتر باشد، سرعت واکنش بیشتر است.

نتیجه ۲: در غلظت و دمای یکسان، سرعت واکنش فلز با اسید قوی، نسبت به اسید ضعیف بیشتر است.

واکنش‌های برگشت‌ناپذیر

واکنش‌هایی که تنها در یک جهت، یعنی در جهت رفت (تولید فراورده‌ها) پیشرفت می‌کنند و امکان انجام آن‌ها در جهت برگشت (تولید واکنش‌دهنده‌ها) وجود ندارد.

به واکنش‌های برگشت‌ناپذیر واکنش‌های کامل نیز می‌گویند، زیرا تا مصرف شدن کامل حداقل یکی از واکنش‌دهنده‌ها پیش می‌رودن. چند نمونه از واکنش‌های برگشت‌ناپذیر:



۱- واکنش‌های سوختن مانند سوختن گاز شهری:

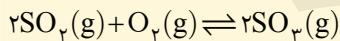


۲- زنگ زدن آهن:

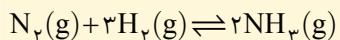
واکنش‌های برگشت‌پذیر، آن‌هایی هستند که می‌توانند در شرایط مناسب در هر دو جهت رفت و برگشت انجام شوند.

حضور هم‌زمان واکنش‌دهنده‌ها و فراورده‌ها در مخلوط واکنش را می‌توان نشانه‌ای از برگشت‌پذیر بودن واکنش‌ها دانست.

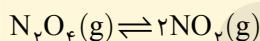
چند نمونه از واکنش‌های برگشت‌پذیر:



۱- واکنش تبدیل گوگرد دی‌اکسید به گوگرد تری‌اکسید:



۲- واکنش تهیه آمونیاک در فرایند هابر:



۳- واکنش تجزیه دی‌نیتروژن تررا اکسید:



۴- واکنش یونش اسیدهای ضعیف در آب:

در واکنش‌های برگشت‌پذیر سرعت واکنش‌های رفت و برگشت لزوماً برابر نیست و به عواملی چون مقدار واکنش‌دهنده‌ها، فراورده‌ها و نوع واکنش بستگی دارد.

واکنش‌های برگشت‌پذیر

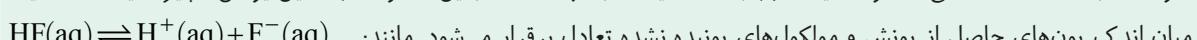
واکنش تعادلی یک واکنش برگشت‌پذیر است که دو شرط زیر را دارد:

۱- سرعت واکنش‌های رفت و برگشت برابرند. به این مفهوم که سرعت تولید یک ماده با سرعت مصرف همان ماده برابر است. ۲- مقدار یا غلظت واکنش‌دهنده‌ها و فراورده‌ها و خواص ظاهری مانند رنگ، دما، فشار و ... ثابت بوده و با گذشت زمان تغییری نمی‌کند.

واکنش‌های تعادلی در سامانه‌ای انجام می‌شوند که امکان خروج ماده از آن وجود نداشته باشد.

تعادل در سطح میکروسکوپی پویا بوده و واکنش برگشت‌پذیر است اما امکان دارد واکنش برگشت‌پذیری به تعادل نرسد. در واقع واکنش‌هایی که در آن‌ها امکان انجام هر دو واکنش رفت و برگشت با سرعت برابر وجود داشته باشد به تعادل می‌رسند.

نمونه‌ای از سامانه‌ای تعادلی، محلول اسیدها و بازهای ضعیف در آب است. در این محلول‌ها به دلیل یونش ناچیز اسیدهای ضعیف میان اندک یون‌های حاصل از یونش و مولکول‌های یوننده نشده تعادل برقرار می‌شود. مانند:



برگشت‌پذیر و تعادل

پیش‌گوئی بهتری تعادل و نمودارهای تعادل

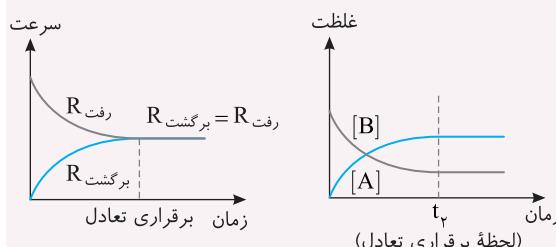
اگر در ابتدای واکنش فقط واکنش‌دهنده‌ها در ظرف واکنش موجود باشند:

در ابتدا فقط واکنش رفت انجام می‌شود و به دلیل زیاد بودن غلظت واکنش‌دهنده‌ها، سرعت واکنش رفت زیاد است، اما در ابتدای واکنش سرعت واکنش برعکس صفر است، زیرا فراورده‌ای در ظرف موجود نیست.

مقدار غلظت واکنش‌دهنده‌ها کاهش یافته \leftarrow سرعت واکنش رفت کاهش می‌یابد.

مقدار غلظت فراورده‌ها افزایش یافته \leftarrow سرعت واکنش برعکس افزایش می‌یابد.

سرانجام زمانی فرا می‌رسد که سرعت واکنش رفت و برعکس برابر شده و واکنش به تعادل می‌رسد.



نمودار سرعت - زمان این واکنش و نمودار «غلظت - زمان» برای واکنش‌دهنده‌ها و فراورده‌ها به صورت رو به رو است:

توجه نمودار «غلظت - زمان» واکنش‌دهنده‌ها نزولی و نمودار «غلظت - زمان» فراورده‌ها به صورت صعودی است.

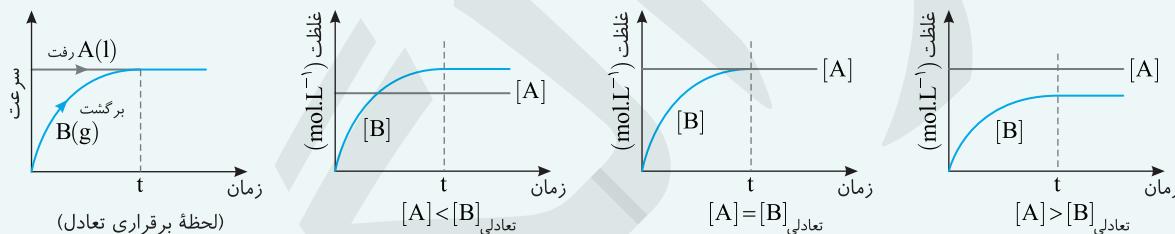
پس از برقراری تعادل، غلظت مواد موجود در تعادل ثابت مانده و دیگر تغییر نمی‌کند، اما هیچ لزومی ندارد که غلظت آن‌ها بیکدیگر برابر شود.

غلظت مواد جامد یا مایع خالص ثابت بوده و با گذشت زمان و پیشرفت واکنش تغییر نمی‌کند.

غلظت مولی مواد برابر حاصل تقسیم چگالی بر جرم مولی آن‌ها است:

$$\frac{\text{چگالی}}{\text{جرم مولی}} = \frac{m}{M} = \frac{\rho}{\frac{\text{حجم محلول بر حسب لیتر}}{V}} = \frac{\text{حجم محلول بر حسب لیتر}}{V} = \frac{\text{تجدد مول حل شونده}}{\text{تجدد مولی حل شونده}} = \frac{\text{تجدد مولی حل شونده}}{M} = \frac{\text{جرم حل شونده}}{M}$$

اگر A یک فراورده مایع یا جامد باشد نمودار «غلظت - زمان» و «سرعت - زمان» آن در واکنش $2B(g) \rightleftharpoons A(l)$ به صورت زیر است:



برای واکنش تعادلی $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ در یک دمای معین، ثابت تعادل K برابر است با:

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

غلظت‌های قرارگرفته در این رابطه باید غلظت‌های تعادلی باشند.

مقدار ثابت تعادل یک واکنش فقط با تغییر دما تغییر می‌کند و با تغییر غلظت مواد شرکت کننده در واکنش تغییر نمی‌کند.

در رابطه ثابت تعادل فقط غلظت تعادلی گازها (g) و محلول‌های آبی (aq) را می‌نویسیم و لی غلظت مواد جامد (s) و مایع خالص (l) را نمی‌نویسیم.

هر چند مقدار ثابت تعادل به مقدار مواد جامد یا مایع خالص بستگی ندارد اما حضور آن‌ها برای برقراری تعادل الزامی است.

نمودار تعادل - زمان و سرعت - زمان مکانیزم واکنش

رانتنیت - تعادل

در واکنش تعادلی $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ که در آن همه مواد گاز یا محلول هستند:

اگر $a+b=c+d$ \Leftarrow ثابت تعادل فاقد یکا است.

اگر $(c+d)-(a+b) < a+b \neq c+d$ \Leftarrow یکای ثابت تعادل (K)

توان mol و توان L در یکای ثابت تعادل، قرینه هستند.

پیکانی - تعادل

اگر یک تعادل را معکوس کنیم (جای واکنش دهنده‌ها و فراورده‌های آن را عوض کنیم) مقدار عددی ثابت تعادل جدید، معکوس مقدار عددی ثابت تعادل اولیه است.

اگر ضرایب استوکیومتری یک واکنش تعادلی را در عددی مانند n ضرب کنیم، K به توان آن عدد خواهد رسید.
اگر یک واکنش تعادلی، حاصل جمع چند واکنش تعادلی دیگر باشد، K واکنش نهایی برابر با حاصل ضرب ثابت تعادلهای واکنش‌های اولیه است.

سبک اول مسائل ثابت تعادل:

در این سبک از مسائل ثابت تعادل ما غلظت‌های تعادلی مواد (غلظت مواد در لحظه تعادل) را داریم و باید ثابت تعادل (K) را به دست آوریم. برای حل این مسائل کافی است غلظت‌های تعادلی را در رابطه ثابت تعادل جایگذاری کنیم:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD \quad K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

نکته: در عبارت ثابت تعادل، باید غلظت‌های مولی مواد را قرار دهیم. اگر در پرسشی به جای غلظت مولی، مول هر یک از مواد موجود در تعادل داده شده بود، ابتدا باید هر یک از مول‌ها را بر حجم ظرف تقسیم کنیم تا غلظت‌ها را به دست آوریم. سپس با قرار دادن غلظت‌های مولی در عبارت ثابت تعادل، K را محاسبه می‌کنیم:

$$(مول حل شونده) = \frac{n}{V} \quad (غلظت مولی)$$

$$(A) = \frac{\text{حجم محلول بر حسب لیتر}}{\text{مول محلول بر حسب لیتر}}$$

سبک دوم مسائل ثابت تعادل:

در سبک دیگری از مسائل ثابت تعادل، K واکنش را داریم و با استفاده از آن باید غلظت مولی یا مقدار مواد در زمان تعادل و یا حجم ظرف (V) را به دست آوریم که در این صورت باید از رابطه ثابت تعادل استفاده کنیم.

نکته: در تعادلهایی مانند $2HBr(g) \rightleftharpoons H_2(g) + Br_2(g)$ که در آن‌ها تعداد مول گازی دو طرف معادله واکنش برابر است، حجم ظرف از صورت و مخرج عبارت ثابت تعادل ساده شده و می‌توانیم در عبارت ثابت تعادل، فقط مول مواد را قرار دهیم تا این راه محاسبات ما کمتر شود.

ثابت تعادل واکنش یونیده شدن اسیدها در آب به ثابت یونش اسیدها معروف است و با K_a نشان داده می‌شود.

ثابت یونش یک اسید، نسبت حاصل ضرب غلظت تعادلی یون‌های موجود در محلول را به غلظت تعادلی آن اسید نشان می‌دهد. ثابت یونش بیانی از میزان پیشرفت فرایند یونش تا رسیدن به تعادل است.

هرچه ثابت یونش اسیدی در دمای معین بزرگ‌تر باشد، آن اسید بیشتر یونیده شده و غلظت یون‌های موجود در محلول آن بیشتر است و اسید قوی‌تر است.



مقایسه قدرت اسیدهای قوی:

مقایسه قدرت اسیدهای ضعیف:

به ثابت تعادل واکنش یونیده شدن بازها در آب ثابت یونش بازی گفته می‌شود و آن را با K_b نمایش می‌دهیم.

یونش اسیدها و بازهای قوی تقریباً به طور کامل انجام می‌شود، بنابراین K_a و K_b آنها بزرگ است.

یونش اسیدها و بازهای ضعیف در آب جزئی است، بنابراین K_a و K_b برای این اسیدها و بازها مقداری کوچک است.

ثابت یونش اسیدی (K_a) و ثابت یونش بازی (K_b) کمیت‌هایی هستند که از آن‌ها به ترتیب برای مقایسه قدرت اسیدی اسیدها و قدرت بازی بازها استفاده می‌کنیم.

قدرت اسیدی با مقدار ثابت یونش اسیدی رابطه مستقیم دارد:



قدرت بازی با ثابت یونش بازی رابطه مستقیم دارد:



واکنش‌های کامل

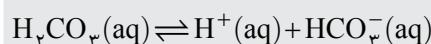
- در واکنش‌های کامل پس از مدتی یک یا چند واکنش دهنده به‌طور کامل مصرف می‌شوند.
ثابت تعادل خیلی بزرگی دارند.
پیشرفت واکنش در جهت رفت خیلی خوب است.
پس از تعادل، مقدار بسیار ناچیزی از واکنش دهنده‌ها در ظرف باقی می‌ماند.
واکنش یونش اسیدها و بازهای قوی نمونه‌ای از این نوع واکنش‌ها هستند.

رابطه بین K_a و K_b با α

می‌دانیم درجه یونش (α) اسید به غلظت بستگی دارد. اما ثابت یونش اسید (K_a) به غلظت اسید وابسته نیست.
غلظت تعادلی یون هیدرونیوم (H_3O^+) حاصل از یونش یک اسید ضعیف تک پروتون دار برابر است با حاصل ضرب مولاریته (M) در $[H_3O^+] = M \times \alpha$
اسید در درجه یونش (α):
غلظت یون هیدروکسید (OH^-) حاصل از یونش باز ضعیفی با ظرفیت n در آب برابر است با حاصل ضرب مولاریته باز (M) در $[OH^-] = M \cdot n \cdot \alpha$
ظرفیت باز (n) در درجه یونش (α):
در جدول زیر روابط بین K_b و α و همچنین روابط بین K_a و α را مشاهده می‌کنید:

شرط	اسیدها	بازها
$K > 10^{-3}$ یا $\alpha > 0.5$	$K_a = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha}$ $[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot M(1-\alpha)}$	$K_b = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha}$ $[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot M}$
$K < 10^{-3}$ یا $\alpha < 0.5$	$K_a = M\alpha^2$ $[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot M}$	$K_b = M\alpha^2$ $[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot M}$

باران معمولی خاصیت اسیدی دارد زیرا در آن اسید ضعیف H_2CO_3 به میزان جزئی یونیده می‌شود:



در باران اسیدی، اسیدهای قوی HNO_3 و H_2SO_4 تقریباً به طور کامل یونیده می‌شود و یون‌های بیشتری تولید می‌کنند.



چون باران اسیدی نسبت به باران معمولی اسیدهای قوی‌تری را شامل می‌شود، واکنش‌پذیری آن نیز بیشتر بوده و اثرات مخرب بیشتری دارد.

غلظت یون هیدرونیوم (H_3O^+) در باران اسیدی بیشتر از باران معمولی است.

باران اسیدی و باران معمولی

 pH و pOH

تغییر رنگ کاغذ pH معياری برای تشخیص اسیدی یا بازی بودن محلول‌هاست ← رنگی که این کاغذ درون یک محلول به خود می‌گیرد، نشان‌دهنده pH تقریبی آن محلول است.

برای بیان غلظت یون هیدرونیوم در محلول‌ها می‌توان از کمیتی به نام pH استفاده کرد.

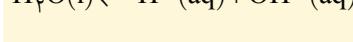
$$pH = -\log[H^+] \rightarrow [H^+] = 10^{-pH}$$

برای بیان غلظت یون هیدروکسید در محلول‌ها می‌توان از کمیتی به نام pOH استفاده کرد.

$$pOH = -\log[OH^-] \rightarrow [OH^-] = 10^{-pOH}$$

واکنش خودیوشن آب

آب خالص رسانایی الکتریکی ناچیزی دارد ← این ویژگی بیانگر وجود مقدار کمی از یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید محلول در آب است که بر اساس معادله روبه‌رو تولید می‌شوند:



در دمای اتاق برای آب و محلول‌های آبی رابطه $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ برقرار است. این حاصل ضرب تنها با تغییر دما تغییر می‌کند.

با توجه به برابر بودن ضرایب استوکیومتری یون‌های هیدروکسید و هیدرونیوم، می‌توان نتیجه گرفت که آب خالص در هر دمایی خنثی است زیرا در هر دمایی $[H^+] = [OH^-]$.

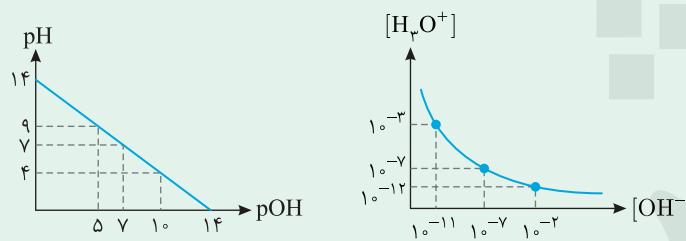
آب و همه محلول‌های آبی، محتوی یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید هستند. حاصل ضرب $[H^+][OH^-]$ در دمای معین همواره عددی ثابت است.

تغییرات غلظت یون H_3O^+ و یون OH^- رابطه عکس دارند، یعنی افزایش یکی موجب کاهش دیگری می‌شود و برعکس. در دمای $25^\circ C$ همواره مجموع pOH و pH برابر عدد ثابت ۱۴ است، بنابراین اگر pH افزایش یابد pOH کاهش یابد که مجموع آن‌ها همواره برابر ۱۴ باقی بماند.

جدول زیر تغییرات pH ، pOH ، $pH + pOH$ و $[H_3O^+][OH^-]$ را در محیط‌های اسیدی، خنثی و بازی در دمای $25^\circ C$ نشان می‌دهد:

محیط بازی	محیط خنثی	محیط اسیدی
$pOH < 7$ و $pH > 7$ $[OH^-] > 10^{-7}$ و $[H^+] < 10^{-7}$	$pOH = pH = 7$ $[OH^-] = [H^+] = 10^{-7}$	$pOH > 7$ و $pH < 7$ $[OH^-] < 10^{-7}$ و $[H^+] > 10^{-7}$

نمودار سمت راست رابطه بین $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ و نمودار سمت چپ رابطه بین pH و pOH را نمایش می‌دهد:

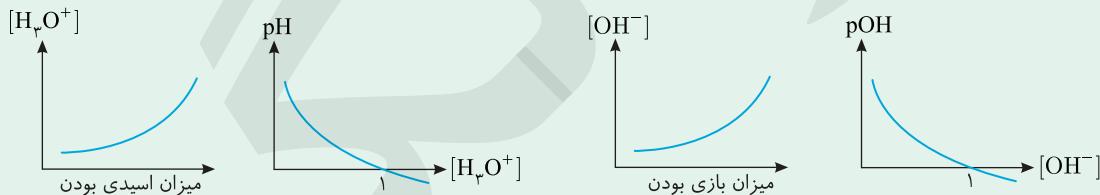


$[H_3O^+]$ با میزان اسیدی بودن رابطه مستقیم و pH رابطه عکس دارد:

افزایش مقدار H_3O^+ \rightarrow افزایش غلظت H_3O^+ \rightarrow کاهش مقدار pH

تغییرات $[OH^-]$ با pOH رابطه عکس دارد به طوری که :

افزایش میزان بازی بودن محلول \rightarrow افزایش غلظت OH^- \rightarrow کاهش مقدار pOH



سبک اول مسائل pH : در سری اول مسائل pH با استفاده از یکی از الگوهای زیر pH یا $[H_3O^+]$ یا $[OH^-]$ را به دست می‌آوریم: (با فرض اینکه در دمای اتاق قرار داریم $[OH^-][H_3O^+] = 10^{-14}$ گرفته ایم).

$$[H_3O^+] \Rightarrow pH = -\log[H_3O^+]$$

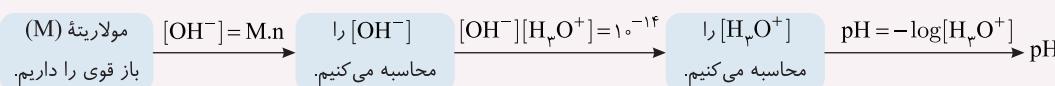
$$pH \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$\begin{aligned} 10^{-14} &= [OH^-][H_3O^+] \quad \text{با استفاده از } [H_3O^+] \Rightarrow pH = -\log[H_3O^+] \quad \text{با استفاده از } [H_3O^+] \text{ را به دست می‌آوریم} \\ [OH^-] &\Rightarrow pOH = -\log[OH^-] \quad \text{با استفاده از } [OH^-] \Rightarrow pOH = -\log[OH^-] \quad \text{با استفاده از } [OH^-] \text{ را به دست می‌آوریم} \end{aligned}$$

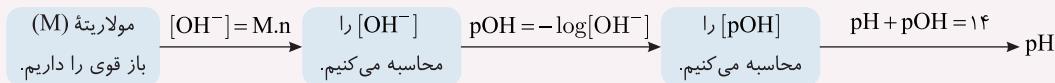
سبک دوم مسائل pH : اگر مولاریتۀ اسید قوی را داشته باشیم برای محاسبة pH اسیدهای قوی تک پروتوندار (مانند HBr ، HCl و HNO_3) از الگوی زیر استفاده می‌کنیم:

$$\begin{array}{c} M \\ \xrightarrow{\text{مولاریتۀ } (M) \text{ اسید قوی}} [H_3O^+] = M \\ \xrightarrow{\text{یک ظرفیتی را داریم.}} \text{را } [H_3O^+] \text{ محاسبه می‌کنیم.} \\ \xrightarrow{\text{pH} = -\log \overbrace{[H_3O^+]}^M} \text{pH را به دست می‌آوریم} \end{array}$$

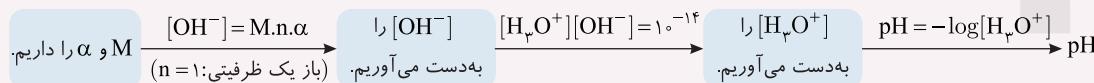
سبک سوم مسائل pH: اگر مولاریتۀ باز قوی را داشته باشیم برای محاسبۀ pH محلول بازها از الگوی زیر استفاده می‌کنیم:



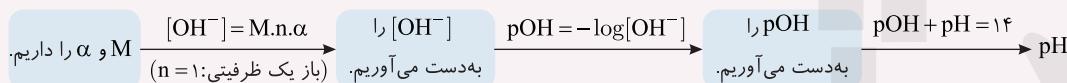
البته برای حل این سبک از مسائل الگوی حل دیگری هم داریم:



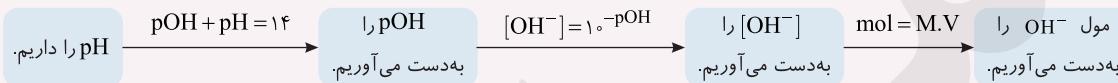
سبک چهارم مسائل pH: اگر مولاریتۀ (M) و درجه یونش (α) باز ضعیف را داشته باشیم، برای محاسبۀ pH از الگوی زیر استفاده می‌کنیم: (دقت کنید که برای اسید ضعیف هم الگو همین است فقط با این تفاوت که باید غلظت یون هیدرونیوم را محاسبه کنیم.)



البته می‌توانیم الگوی دیگری نیز برای رسیدن به pH داشته باشیم:



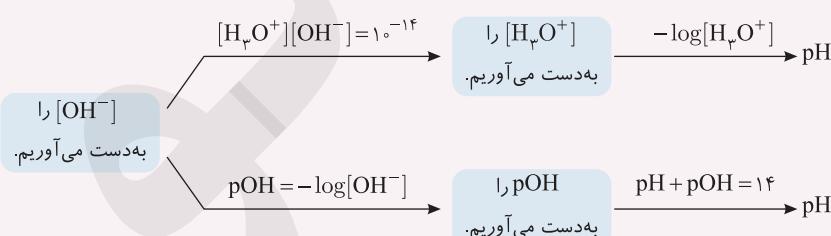
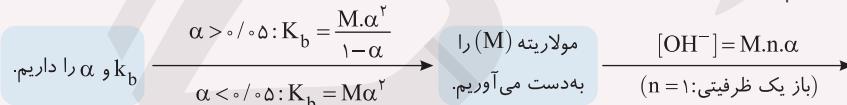
سبک پنجم مسائل pH: اگر pH محلول دو باز قوی را داشته باشیم برای محاسبۀ شمار مول‌ها از الگوی زیر استفاده می‌کنیم: (دقت کنید که برای اسید قوی هم الگو همین است فقط با این تفاوت که باید تعداد مول یون هیدرونیوم را محاسبه کنیم.)



پس از به دست آوردن شمار مول‌های OH^- در محلول بازها با استفاده از الگوی زیر می‌توانیم pH محلول نهایی را محاسبه کنیم:



سبک ششم مسائل pH: اگر ثابت یونش بازی (K_b) و درجه یونش (α) را داشته باشیم، برای محاسبۀ pH محلول باز ضعیف از الگوی زیر استفاده می‌کنیم:



سبک هفتم مسائل pH: اگر اسید و باز به طور کامل با هم خنثی شوند رابطه زیر بین مولاریته (M)، حجم (V) و ظرفیت (n) آنها برقرار است:

$$\underbrace{\text{اسید}}_{M_a \cdot V_a \cdot n_a} = \underbrace{\text{باز}}_{M_b \cdot V_b \cdot n_b}$$

نکته: در این رابطه، در اسیدها n برابر است با تعداد H^+ و در بازها (هیدروکسیدهای فلزی) n برابر با تعداد OH^- است؛ البته در حد کتاب درسی ما فقط با اسیدهای تک پروتوندار سرو کار داریم بنابراین در رابطه بالا اغلب $n_a = 1$ است. اما در رابطه با بازها $\text{LiOH}, \text{NaOH}, \text{KOH}, \text{NH}_3 \Rightarrow n_b = 1$ $\text{Ca}(\text{OH})_2, \text{Ba}(\text{OH})_2 \Rightarrow n_b = 2$

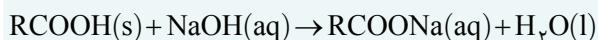
سبک هشتم مسائل pH: اگر حجم محلول یک اسید قوی را n برابر کنیم (محلول را n مرتبه رقیق کنیم)، pH آن به اندازه $\log n$ افزایش می‌یابد:

$$\text{pH}_{\text{جديد}} = \text{pH}_{\text{اولیه}} + \log n$$

در واکنش خنثی شدن اسید و باز، یون‌های هیدرونیوم در واکنش با یون‌های هیدروکسید به مولکول‌های آب تبدیل می‌شوند در حالی که سایر یون‌ها دست نخورده باقی می‌مانند.

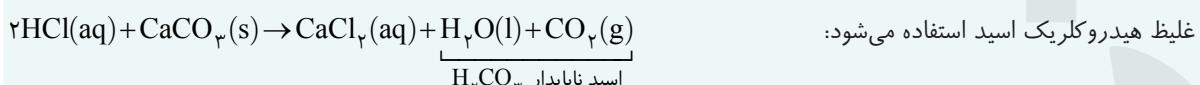
مبناًی عملکرد شوینده‌های خورنده، واکنش خنثی شدن اسید و باز است.

اگر مسیر یک لوله را اسید چرب مسدود کرده باشد، ریختن محلول سدیم هیدروکسید در لوله سبب واکنش زیر می‌شود:



فراروده چنین واکنش‌هایی خود نوعی پاک‌کننده است که در آب حل می‌شود و می‌تواند چربی‌های اضافی را بزداید. به طور کلی شوینده‌های خورنده رسواب‌های به جای مانده را به مواد محلول در آب یا گازی تبدیل می‌کنند و از این راه سبب جرم‌گیری می‌شوند.

اگر موادی که سبب گرفتگی لوله‌ها و مجاری می‌شوند، خاصیت بازی داشته باشند (مانند CaCO_3 (s)، برای زدودن آن‌ها از محلول



غليظ هيدروكلوريك اسید استفاده می‌شود:

خوردن غذا سبب می‌شود که غده‌های موجود در دیواره معده، هیدروکلوريک اسید ترشح کند ← در بدن انسان بالغ روزانه بین دو تا سه لیتر شیره معده تولید می‌شود که غلظت یون هیدرونیوم آن حدود $3\text{ }\mu\text{M}$ مول بر لیتر است ← درون معده یک محیط بسیار اسیدی است.

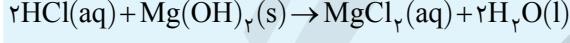
دیواره داخلی معده به طور طبیعی مقدار کمی از یون‌های هیدرونیوم را جذب می‌کند ← این جذب سبب نایودی سلول‌های سازنده دیواره معده می‌شود.

اگر مقدار اسید معده به هر دلیل بیش از اندازه باشد، شمار یون‌های جذب شده افزایش یافته و سبب درد، التهاب و گاهی خون‌ریزی معده می‌شود.

یکی از داروهایی که مصرف آن موجب کاهش pH شیره معده می‌شود، آسپرین با فرمول $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ است. آسپرین سبب تشدید سوزش معده و خونریزی آن می‌شود. زیرا استفاده از آن سبب اسیدی‌تر شدن محیط معده و جذب یون هیدرونیوم به وسیله سلول‌های دیواره معده خواهد شد.

در ساختار آسپرین، گروه‌های عاملی کربوکسیل (COOH) و استری (COO—) وجود دارد.

ضد اسیدها داروهایی هستند که با اسید معده واکنش داده و آن را خنثی می‌کنند و سبب کاهش اسید معده می‌شوند. شیر منیزی یکی از رایج‌ترین آن‌هاست که شامل منیزیم هیدروکسید است و واکنش آن به صورت زیر می‌باشد:



در ضد اسیدها مواد مؤثری چون آلومینیم هیدروکسید ($\text{Al}(\text{OH})_3$ ، منیزیم هیدروکسید $\text{Mg}(\text{OH})_2$ و سدیم هیدروژن کربنات (جوش شیرین) NaHCO_3 وجود دارد. این مواد، با اسید معده وارد واکنش شده و باعث خنثی شدن آن می‌شوند.



فصل دوم

آسایش و رفاه در سایه شیمی

خلاصه نکات و مفاهیم اصلی

آزمایش و رفاه
در سایه شیمی

رشد دانش و پیشرفت فناوری ← آسان‌تر کردن انجام فعالیت‌های فردی، اقتصادی، صنعتی و افزایش سطح رفاه و آسایش مانند تأمین روشانی، حمل و نقل سریع‌تر و ایمن‌تر، درمان و کاهش اثر نقص عضو و ...

دستیابی به مواد مناسب

دو رکن اساسی تحقق فناوری‌ها

تأمین انرژی

پرکاربردترین شکل انرژی در به کارگیری فناوری‌ها، انرژی الکتریکی است. تولید انرژی الکتریکی پاک و ارزان دستاوردهای از دانش الکتروشیمی است.

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

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

۲- تولید مواد (برقکافت، آپکاری)

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

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

الکتروشیمی

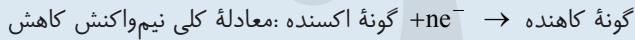
بسیاری از واکنش‌های شیمیایی با داد و ستد الکترون همراه هستند که این داد و ستد الکترون بین گونه‌های واکنش‌دهنده می‌تواند منشأ تولید انرژی الکتریکی باشد.

در واکنش‌های اکسایش - کاهش، گونه‌های شیمیایی الکترون داد و ستد می‌کنند ← برخی گونه‌ها با از دست دادن الکترون اکسایش می‌یابند و برخی گونه‌ها نیز با گرفتن الکترون کاهش می‌یابند.

ماده‌ای که با دادن الکترون به گونه‌های دیگر، آن‌ها را کاهش می‌دهد و خودش اکسایش می‌یابد. کاهنده نامیده می‌شود.

ماده‌ای که با دریافت الکترون از گونه‌های دیگر، سبب اکسایش آن‌ها می‌شود و خودش کاهش می‌یابد، اکسنده نامیده می‌شود.

هر یک از فرایندهای گرفتن و از دست دادن الکترون با یک نیم‌واکنش نمایش داده می‌شود که هر نیم‌واکنش باید از لحظه جرم و بار الکتریکی موازن باشد:



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

در واکنش فلزها با نافلزها:

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

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

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

(الف) $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(s) + 2e^-$ نیم‌واکنش اکسایش می‌یابد (کاهنده است).

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

اتجاه واکنش با سعد الکترون

گونه کاهنده

- ۱- به گونه های دیگر الکترون می دهد.
- ۲- خودش اکسایش می یابد. (اکسید می شود)
- ۳- سبب کاهش گونه های دیگر می شود.
- ۴- همان گونه اکسایش یافته است.

گونه اکسنده

- ۱- از گونه های دیگر الکترون دریافت می کند.
- ۲- خودش کاهش می یابد. (کاهیده می شود)
- ۳- سبب اکسایش گونه های دیگر می شود.
- ۴- همان گونه کاهش یافته است.

و فایضه اکسیده
و کاهنده

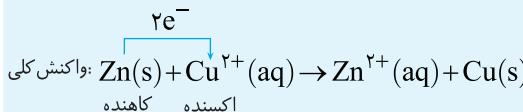
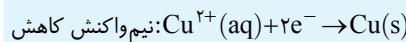
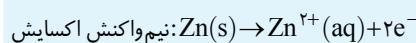
برای به دست آوردن معادله موازنۀ شده یک واکنش اکسایش - کاهش با استفاده از معادله نیم واکنشها به صورت زیر عمل می کنیم:

(الف) در ابتدا نیم واکنش های اکسایش و کاهش را نوشت و آن ها را از نظر جرم و بار موازنۀ می کنیم.

(ب) ضربیت الکترون را در این دو نیم واکنش یکسان می کنیم.

(پ) معادله کلی اکسایش - کاهش از جمع معادله دو نیم واکنش به دست می آید.

هر گاه تیغه ای از جنس فلز روی درون محلول مس (II) سولفات آبی رنگ قرار گیرد، به تدریج از شدت رنگ محلول کاسته می شود که این تغییر رنگ نشان دهنده انجام واکنش است:



در هر واکنش شیمیایی، هنگامی که بار الکتریکی یک گونه مثبت تر می شود، آن گونه اکسایش یافته و گونه ای که بار الکتریکی آن منفی تر می شود، کاهش یافته است.

نیم واکنشها و معادله کلی
اکسایش - کاهش

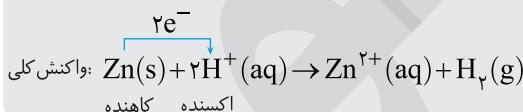
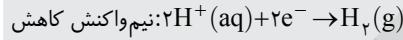
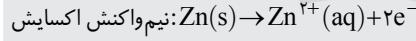
اغلب فلزها در واکنش با محلول اسیدها، گاز هیدروژن و نمک تولید می کنند:



در این واکنشها، اتم های فلز الکترون از دست داده و اکسایش می یابند و سبب کاهش یون های هیدروژن شده اند $\xleftarrow{\text{اتم های فلز نقش کاهنده را دارند}}$

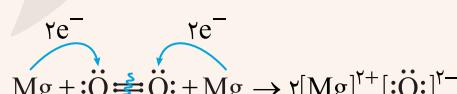
یون های هیدروژن الکترون به دست آورده و کاهش یافته اند و سبب اکسایش اتم های فلز شده اند $\xleftarrow{\text{یون های هیدروژن نقش اکسنده را دارند}}$.

نیم واکنشها و واکنش کلی فلزها (مثل Zn) با محلول اسیدها (مثل HCl) به صورت زیر است:

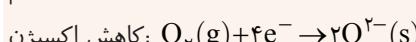


با محلول اسیدها
و واکنش فلزها

طبق واکنش زیر منیزیم با نور خیره کننده ای در اکسیژن می سوزد و به منیزیم اکسید تبدیل می شود:



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



از نور حاصل از این واکنش در زمان های قدیم در عکاسی به عنوان منبع نور استفاده می شد.

از واکنش میان فلزهای مانند روی، آهن و آلومینیوم با محلول مس (II) سولفات گرما آزاد می شود، به طوری که مخلوط واکنش گرم می شود.

همراه با آزاد شدن انرژی
واکنش های اکسایش - کاهش

تمایل فلزها برای از دست دادن الکترون در محلول‌های آبی یکسان نیست ← فلزها قدرت کاهندگی متفاوتی دارند. در یک واکنش اکسایش - کاهش، فلزی که قدرت کاهندگی بیشتری دارد می‌تواند با برخی کاتیون‌های فلزی واکنش دهد و آن‌ها را به اتم‌های فلزی بکاهد.

در اغلب واکنش‌های اکسایش - کاهش مخلوط واکنش گرم می‌شود، زیرا سامانه واکنش بخشی از انرژی خود را به شکل گرما به محیط می‌دهد.

گرمای آزاد شده در واکنش‌های اکسایش - کاهش می‌تواند معیاری برای مقایسه قدرت کاهندگی فلزهای مختلف باشد. به طور کلی هر چه فلزی کاهنده‌تر باشد، در واکنش با محلول یکسان، گرمای بیشتری در یک زمان معین آزاد کرده و دمای مخلوط بیشتر افزایش می‌یابد.

مقایسه گرمای آزاد شده و قدرت کاهندگی در اثر قرار دادن تیغه‌های فلزی متفاوت درون محلول مس (II) سولفات:



هرگاه تیغه‌ای از مس درون محلول روی سولفات قرار گیرد واکنشی انجام نمی‌شود زیرا قدرت کاهندگی Cu کمتر از Zn است: $\text{Cu(s)} + \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Zn(s)}$

مقایسه قدرت کاهندگی فلزهای مختلف

یک نیم‌سلول شامل یک تیغه فلزی (رسانای الکترونی یا الکترود) است که در محلول آبی دارای یون‌های خودش (رسانای یونی یا الکتروولیت) قرار گرفته است.

نیم‌واکنش‌های اکسایش و کاهش در سطح الکترود (مرز میان رسانای الکترونی و رسانای یونی) انجام می‌شود.

یک نیم‌سلول در مجموع از نظر بار الکتریکی خنثی است. با قرار دادن یک تیغه روی (Zn) درون محلول آبی حاوی یون‌های روی (Mn²⁺) (ZnSO₄) نیم‌سلول روی تشکیل می‌شود (شکل روبرو) در این نیم‌سلول بین فلز و یون‌های آن یک تعادل برقرار می‌شود: $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn(s)}$

برای ایجاد جریان الکتریکی در واکنش‌های اکسایش - کاهش باید الکترون‌ها را از یک مسیر معین عبور داد. برای تبدیل بخشی از انرژی آزاد شده در واکنش اکسایش - کاهش به شکل انرژی الکتریکی در دسترس، باید به جای داد و ستد مستقیم الکترون بین گونه‌های اکسایش و کاهش یافته در یک واکنش، الکترون‌ها را از طریق یک مدار بیرونی هدایت و جابه‌جا کرد. سلول گالوانی دستگاهی است که می‌تواند براساس قدرت کاهندگی فلزها، انرژی الکتریکی تولید کند.

سلول گالوانی شامل دو نیم‌سلول (الکترود) آندی و کاتدی، مدار بیرونی (سیم) و مدار درونی (دیواره متخلخل) است. در شکل زیر تمام نکات مربوط به سلول گالوانی را مشاهده می‌کنید:



در سلول‌های گالوانی دو محلول الکتروولیت توسط یک دیواره متخلخل از یکدیگر جدا می‌شوند. وجود دیواره متخلخل باعث می‌شود که:

{الف) از مخلوط شدن سریع و مستقیم دو الکتروولیت جلوگیری شود.

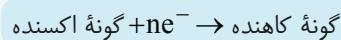
{ب) با جابه‌جایی یون‌ها بین دو الکتروولیت، محلول الکتروولیت‌ها خنثی باقی بمانند.

در این شکل به جهت حرکت الکترون‌ها، جهت حرکت یون‌ها، نحوه اتصال الکترودها به قطب‌های ولتسنج، نقش دیواره متخلخل، کاربرد سلول گالوانی، نوع واکنش‌هایی که در آن انجام می‌شود و نکات نوشته شده به دقت توجه نمائید.

نیم‌سلول

سلول گالوانی

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



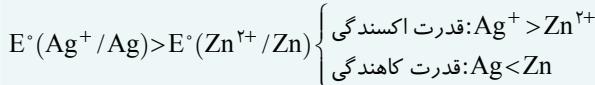
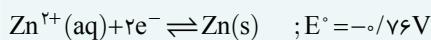
پتانسیل نیم واکنش‌های کاهش را می‌توان به رو شی ساده‌تر به صورت رو به رو نمایش داد:

E° مثبت تر

E° منفی تر

- | | |
|---|---|
| ۱- گونه اکسنده (کاتیون فلزی) در نیم واکنش کاهش تمایل بیشتری برای گرفتن الکترون دارد و اکسنده ضعیف‌تری است.
۲- گونه کاهنده (اتم فلزی) در نیم واکنش اکسایش تمایل بیشتری برای از دست دادن الکترون دارد و کاهنده ضعیف‌تری است. | ۱- گونه اکسنده (کاتیون فلزی) در نیم واکنش کاهش تمایل کمتری برای گرفتن الکترون دارد و اکسنده ضعیف‌تری است.
۲- گونه کاهنده (اتم فلزی) در نیم واکنش اکسایش تمایل کمتری برای از دست دادن الکترون دارد و کاهنده ضعیف‌تری است. |
|---|---|

به مقایسه قدرت اکسنده‌گی و کاهنده‌گی گونه‌ها در نیم واکنش‌های زیر توجه نماید:



اگر بخواهیم با دو نیم سلول استاندارد یک سلول گالوانی تشکیل دهیم:

$$\text{آند} = \text{عنصر پایین‌تر در سری الکتروشیمیایی} = E^\circ \text{ منفی تر} \quad | \quad \text{کاتد} = \text{عنصر بالاتر در سری الکتروشیمیایی} = E^\circ \text{ مثبت تر}$$

در سری الکتروشیمیایی E° فلزهایی که قدرت کاهنده‌گی کمتری از H_2 دارند، مثبت و E° فلزهایی که قدرت کاهنده‌گی بیشتری از H_2 دارند، منفی است.

اغلب فلزها در این جدول پایین هیدروژن قرار داشته و E° منفی دارند به جز مس (Cu)، نقره (Ag)، پلاتین (Pt) و طلا (Au). که این فلزها نسبت به H_2 کاهنده ضعیف‌تری بوده و بالای هیدروژن قرار دارند.

در تشکیل یک سلول گالوانی با نیم سلول استاندارد هیدروژن و نیم سلول مورد نظر (X) دو حالت زیر ممکن است رخدده:

نیم سلول X به SHE الکترون بدهد

SHE به نیم سلول X الکترون بدهد

- | | |
|--|---|
| ۱- SHE آند و نیم سلول X آند است.
۲- پتانسیل الکتروودی استاندارد نیم سلول X منفی است.
۳- نیم سلول X نسبت به SHE اکسنده قوی‌تری است. | ۱- SHE آند و نیم سلول X کاتد است.
۲- پتانسیل الکتروودی استاندارد نیم سلول X مثبت است.
۳- نیم سلول X نسبت به SHE کاهنده قوی‌تری است. |
|--|---|

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

$$\text{emf} = E^\circ_{\text{کاتد}} - E^\circ_{\text{آنده}} = (\text{کاتد})^\circ - (\text{آنده})^\circ = (\text{بزرگ‌تر})^\circ - (\text{کوچک‌تر})^\circ = (\text{سلول})^\circ - (\text{کاتد})^\circ$$

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

غلظت کاتیون در الکتروولیت کاتدی کاهش می‌یابد.

ضمن کار کردن سلول گالوانی غلظت کاتیون در الکتروولیت آندی افزایش می‌یابد.

به مرور زمان ولتاژ سلول کاهش یافته و به صفر می‌رسد.

هرچه غلظت کاتیون در نیم سلول کاتدی بیشتر و در نیم سلول آندی کمتر ← ولتاژ سلول بیشتر

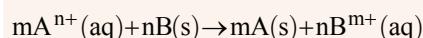
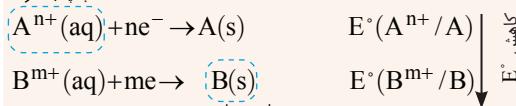
ولتاژ سلول گالوانی با غلظت محلول الکتروولیت (غلظت کاتیون) در کاتد رابطه مستقیم دارد.

ولتاژ سلول گالوانی با غلظت محلول الکتروولیت (غلظت کاتیون) در آند رابطه عکس دارد.

اگر E° واکنش عددی مثبت باشد، واکنش در جهت رفت به طور طبیعی انجام پذیر است.

اگر E° واکنش عددی منفی باشد، واکنش در جهت برگشت به طور طبیعی انجام پذیر است. در واقع در جهت رفت به طور طبیعی انجام پذیر نیست.

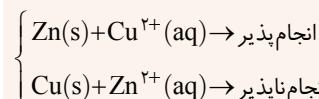
در سری الکتروشیمیایی واکنش گونه سمت چپ نیم واکنش بالاتر با گونه سمت راست نیم واکنش پایین تر انجام پذیر است. (در جهت رفت به طور طبیعی انجام می شود).



در سری الکتروشیمیایی همواره فلز پایین تر می تواند با کاتیون فلز بالاتر به طور طبیعی واکنش دهد:

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

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



چپ بالاتر با راست پایین تر → واکنش می دهد

محلول نمک یا کاتیون یک فلز را می توان در ظرفی از جنس فلز بالاتر (E° بزرگ تر) در جدول سری الکتروشیمیایی نگهداری کرد. در سری الکتروشیمیایی ظرفی از جنس فلز راست بالاتر برای نگهداری محلول کاتیون های فلز چپ پایین تر مناسب است.

$$E^\circ(Ag^+/Ag) = +0/80V$$

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

$$E^\circ(Fe^{2+}/Fe) = -0/44V$$

نتیجه: ظرفی مسی برای نگهداری محلول کاتیون های Fe^{2+} مناسب است و نمی توان محلول کاتیون های Ag^+ را در ظرف مسی نگهداری کرد.

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

ولتسنچ که ولتسنچ در سلول گالوانی نشان می دهد مربوط به اختلاف پتانسیل میان دو نیمسلول آندو کاتد است و مشخص کننده پتانسیل یک نیمسلول نمی باشد.

اندازه گیری پتانسیل یک نیمسلول به طور جداگانه ممکن نیست و این کمیت باید به طور نسبی اندازه گیری شود. شیمی دانها برای محاسبه پتانسیل یک نیمسلول، نیمسلول استاندارد هیدروژن (SHE) را به عنوان مبدأ انتخاب کردند و پتانسیل آن را برابر با صفر در نظر گرفتند.

در نیمسلول استاندارد هیدروژن تعادل ($E^\circ = 0/00V$) برقرار است.

(°) در E° بیانگر شرایط استاندارد است یعنی دمای $25^\circ C$ و فشار $1atm$ و غلظت $1mol.L^{-1}$ برای محلول الکترولیت ها برای اندازه گیری پتانسیل هر نیمسلول آن را با SHE در یک سلول قرار می دهیم.

$$\frac{\text{عدد ولتسنچ}}{\text{SHE و نیمسلول مورد نظر}} = \frac{\text{پتانسیل SHE برابر صفر است}}{\text{پتانسیل نیمسلول مورد نظر}}$$

باتری یک سلول گالوانی و منبعی برای تولید انرژی الکتریکی است. باتری ها در شکل، اندازه و کارآیی با یکدیگر تفاوت آشکاری دارند اما در همه آنها با انجام شدن نیم واکنش های آندی و کاتدی، جریان الکتریکی در مدار بیرونی برقرار می شود.

در فناوری ساخت باتری های جدید نقش فلز لیتیم پررنگ است زیرا در میان فلزها کمترین چگالی و E° را دارد. این ویژگی های لیتیم سبب شد راه برای ساخت باتری های سبک تر، کوچک تر و با توانایی ذخیره بیشتر انرژی هموار شود.

باتری دگمه ای که در شکل ها و اندازه های گوناگون به کار می رود. دو نمونه از باتری های لیتیمی باتری های موجود در تلفن و رایانه همراه که می توان آنها را باره شارژ کرد.

افزایش تقاضا برای باتری‌های لیتیمی و استفاده از میلیاردها باتری لیتیمی درون دستگاه‌های الکترونیک در سرتاسر جهان در هر سال موجب می‌شود حجم انبوهی از پسماندهای الکترونیکی همراه با باتری‌های لیتیمی تولید شود.

باتری‌های لیتیم
بازیافت

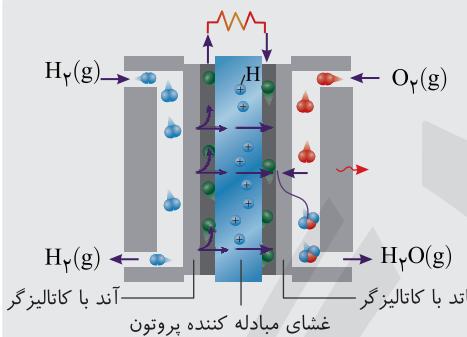
بازیافت این باتری‌ها اهمیت زیادی دارد زیرا:

- ۱- پسماندها به دلیل داشتن مواد شیمیایی گوناگون، سمی هستند و محیط زیست را آلوده می‌کنند.
 - ۲- برخی از این پسماندها دارای مقدار قابل توجهی از مواد و فلزهای ارزشمند و گران‌قیمت هستند.
- با بازیافت باتری‌ها می‌توان حجم انبوهی از فلزهای گوناگون را به چرخه مصرف بازگرداند.

سوخت‌های فسیلی همچنان مناسب‌ترین سوخت برای خودروها و نیروگاهها به شمار می‌روند. استخراج و مصرف بی‌رویه این سوخت‌ها سبب شده تا ذخایر آن به سرعت کاهش یابد. گسترش روزافزون آلودگی ناشی از مصرف سوخت‌های فسیلی، جهان را چالش نگران کننده رویه‌رو کرده است. جایگزینی مناسب برای سوخت‌های فسیلی: سلول سوختی که نوعی سلول گالوانی است و افزون بر کارایی بیشتر، می‌تواند ردپای CO_2 را کاهش دهد بنابراین دوستدار محیط زیست بوده و منع انرژی سیز به شمار می‌رود. سوزاندن گاز هیدروژن در موتور درون‌سوز بازدهی نزدیک به ۲۰ درصد دارد در حالی که اکسایش آن در سلول سوختی بازده را نا سه برابر (حدود ۶۰ درصد) افزایش می‌دهد. بنابراین بازده سلول‌های سوختی صدرصد نیست. مراحل تبدیل انرژی شیمیایی موجود در یک سوخت به انرژی الکتریکی در سلول سوختی بسیار کمتر است به همین دلیل اتلاف انرژی به صورت گرما کمتر از نیروگاهها است:

انرژی الکتریکی → انرژی مکانیکی → انرژی شیمیایی : در نیروگاهها

انرژی شیمیایی : در سلول سوختی → انرژی الکتریکی



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

$$\text{H}_2(g) + \frac{1}{2}\text{O}_2(g) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l)$$

$$\text{E}^\circ = \text{E}_{\text{Ox}}^\circ - \text{E}_{\text{Red}}^\circ$$

$$\text{E}_{\text{Ox}}^\circ = \text{E}_{\text{Ox}, \text{H}_2\text{O}}^\circ = \text{E}_{\text{Ox}, \text{H}_2}^\circ + \text{E}_{\text{Ox}, \text{O}_2}^\circ$$

$$\text{E}_{\text{Red}}^\circ = \text{E}_{\text{Red}, \text{H}_2\text{O}}^\circ = \text{E}_{\text{Red}, \text{H}_2}^\circ + \text{E}_{\text{Red}, \text{O}_2}^\circ$$

$$\text{E}^\circ = \text{E}_{\text{Ox}, \text{H}_2}^\circ + \text{E}_{\text{Red}, \text{O}_2}^\circ$$

سلول سوختی
برای تولید انرژی مبتنی

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

در سلول سوختی - اکسیژن

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

اکسایش عدد

- ۱- ابتدا ساختار الکترون - نقطه‌ای گونه مورد نظر را رسم کرده و الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی آن را مشخص می‌کنیم.
 ۲- هر جفت الکtron پیوندی بین دو اتم متفاوت به اتمی نسبت داده می‌شود که خصلت نافلزی بیشتری دارد.
 یادآوری:
 (الف) خصلت نافلزی یعنی تمایل به گرفتن الکtron و تشکیل آنیون
 (ب) خصلت نافلزی در یک دوره از چپ به راست و در یک گروه از پایین به بالا افزایش می‌یابد.

توجه مقایسه‌های زیر را حفظ باشید:

تعیین عدد اکسایش به کمک ساختار الکترون - نقطه‌ای

- F > O > N > Cl > Br > I : مقایسه خصلت نافلزی چند نافلز F > Cl > Br > I
- ۳- اگر پیوند، بین دو اتم یکسان باشد، از هر جفت الکtron پیوندی یک الکtron به هر اتم نسبت می‌دهیم.
 ۴- تمام الکترون‌های ناپیوندی روی هر اتم را به همان اتم نسبت می‌دهیم.
 ۵- مجموع تعداد الکترون‌های ناپیوندی و پیوندی نسبت داده شده به اتم را حساب می‌کنیم.
 ۶- $\left(\text{مجموع الکترون‌های ناپیوندی} + \text{تعداد الکترون‌های ظرفیتی} \right) - \left(\text{اتم در حالت خنثی} + \text{ناپیوندی نسبت داده شده به اتم} \right) = \text{عدد اکسایش اتم}$
 ۷- عدد اکسایش هر سه اتم اکسیژن در O_3 متفاوت است.

- ۱- عدد اکسایش عناظر به حالت آزاد برابر با صفر است. مانند H_2 , O_2 , Fe , Mg و ...
 ۲- عدد اکسایش پایدارترین دگرشكّل هر عنصر صفر است. بنابراین در بین دگرشكّل‌های اکسیژن، O_2 دارای عدد اکسایش صفر است.
 ۳- عدد اکسایش یون‌های تک‌اتمی برابر با بار الکتریکی آن‌هاست.
 ۴- عدد اکسایش فلور (F) در ترکیب‌های مختلف برابر با (-1) است.
 ۵- عدد اکسایش اکسیژن در ترکیب‌ها اغلب برابر با (-2) است. عدد اکسایش اکسیژن در ترکیب‌های زیر برابر (-2) نیست.

				فرمول مولکولی
H_2O_2	O_2F_2	OF_2	$HOOF$	
$\begin{array}{c} H-\ddot{O}-\ddot{O}-H \\ \quad \\ 6-7=-1 \end{array}$	$\begin{array}{c} :\ddot{F}-\ddot{O}-\ddot{O}-\ddot{F}: \\ \quad \\ 6-5=+1 \end{array}$	$\begin{array}{c} :\ddot{F}/\ddot{O}\backslash\ddot{F}: \\ \quad \\ 6-4=+2 \end{array}$	$\begin{array}{c} H-\ddot{O}-\ddot{F}: \\ \\ 6-6=0 \end{array}$	عدد اکسایش اکسیژن

- ۶- در ترکیب‌های مختلف هیدروژن با نافلزها، عدد اکسایش هیدروژن (H) برابر با (+1) است، این در حالی است که در ترکیب‌های مختلف هیدروژن با فلزها (هیدریدهای فلزی)، عدد اکسایش هیدروژن برابر با (-1) است.
 ۷- در ترکیب‌های مختلف عدد اکسایش فلزهای قلیابی (گروه اول) برابر با (+1) و عدد اکسایش فلزهای قلیابی خاکی (گروه دوم) برابر با (+2) می‌باشد.
 ۸- عدد اکسایش می‌تواند برای یک اتم در ترکیب‌های گوناگون متفاوت باشد.

تعیین عدد اکسایش با تشکیل معادله

فلز	مس (Cu)	آهن (Fe)	کروم (Cr)
اعداد اکسایش در ترکیب‌ها	صفر در فلز خنثی Cu CuCl ₂ در (+1) CuCl ₂ در (+2)	صفر در فلز خنثی Fe FeCl ₂ در (+2) FeCl ₃ در (+3)	صفر در فلز خنثی Cr CrO ₂ در (+2) Cr ₂ O ₃ در (+3)

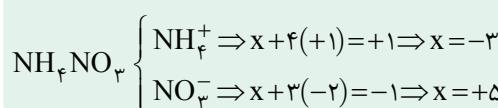
۹- دو قاعدة مهم:

- (الف) مجموع عدد اکسایش عنصرها در یک مولکول برابر با صفر است.
 (ب) مجموع اعداد اکسایش در یک یون چند اتمی برابر با بار یون و با در نظر گرفتن علامت آن می‌باشد.
 ۱۰- حال برای تعیین عدد اکسایش یک عنصر در یک ترکیب معین، یک معادله تشکیل داده و عدد اکسایش خواسته شده را می‌یابیم:

$$H_2SO_4 \Rightarrow 2(+1) + x + 4(-2) = 0 \Rightarrow x = +6$$

$$PO_4^{3-} \Rightarrow x + 4(-2) = -3 \Rightarrow x = +5$$

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



به طور کلی دامنه تغییرات عدد اکسایش عناصر از (-7) تا $(+7)$ می‌باشد.

فلزها همواره با از دست دادن الکترون به یون مثبت تبدیل می‌شوند. بنابراین عدد اکسایش آنها اغلب مثبت است؛ البته عدد اکسایش فلزها در حالت خنثی پر ابر صفر است.

در نافلزها (کربن و گروه‌های ۱۵ تا ۱۷) پایین‌ترین عدد اکسایش = ۱۸ - شماره گروه
بالاترین عدد اکسایش = عدد یکان شماره گروه

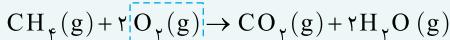
برخی از عناصرها در ترکیب‌های خود فقط یک نوع عدد اکسایش دارند که این عناصر را در جدول زیر مشاهده می‌کنید.

فلوئور (۹F)	نقره (۴۷Ag)	روی (۳۰Zn)	اسکاندیم (۲۱Sc)	آلومینیم (۱۳Al)	فلزهای قلیاکی خاکی (گروه ۲)	فلزهای قلیاکی (گروه ۱)	عنصر
-۱	+۱	+۲	+۳	+۳	+۲	+۱	عدد اکسایش

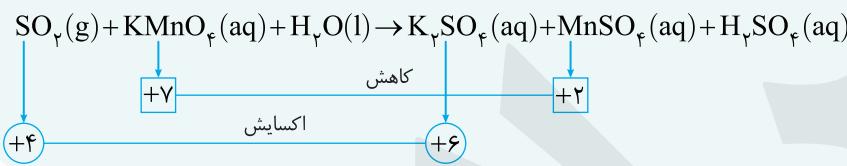
۱- اکنون با دانستن مفهوم عدد اکسایش می‌توان گفت واکنش‌های اکسایش و کاهش، واکنش‌هایی هستند که عدد اکسایش یک یا جند عنصر در آن‌ها تغیر می‌کند.

۲- اگر حداقل در یک سمت معادله واکنش، عنصری به حالت آزاد وجود داشته باشد، آن واکنش قطعاً اکسایش - کاهش است:

$$\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$$



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



اگر گونه‌ای پایین‌ترین عدد اکسایش خود را داشته باشد:

بین پایین ترین و بالاترین

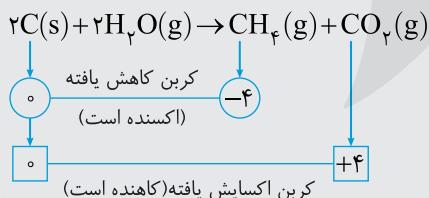
اگر گونه‌ای بالاترین عدد اکسایش خود را داشته باشد:

- | | |
|-------------------------------|---|
| ۱- فقط اکسایش می‌یابد. | ۱- هم کاهش می‌یابد و هم اکسایش. |
| ۲- فقط الکترون از دست می‌دهد. | ۲- می‌تواند الکترون بگیرد یا از دست بدهد. |
| ۳- فقط کاهنده است. | ۲- هم می‌تواند اکسینده باشد و هم کاهنده. |

همیشه اکسنده یا همیشه کاهنده

در برخی از واکنش‌های اکسایش-کاهش یک عنصر ضمن دریافت الکترون و کاهش یافتن، الکترون نیز از دست داده و اکسایش می‌یابد؛ در واقع در این واکنش‌ها یک عنصر هم کاهنده و هم اکسیدنده است.

اگر در یک واکنش، یک عنصر در دو طرف معادله دارای ۳ عدد اکسایش متفاوت باشد، آن عنصر هم اکسایش (کاهنده است) و هم کاهش (اکسینده است) یافته است:



در سلول‌های الکتروولیتی با اعمال یک ولتاژ بیرونی و عبور جریان الکتریکی از درون محلول الکتروولیت می‌توان یک واکنش شیمیایی را در خلاف جهت طبیعی پیش برداشت.

به و اکنیش، تجزیه‌ای که در اثر عبور حیان الکترون، صورت می‌گیرد، به قکافت گفته می‌شود.

از سلول‌های الکترولت، برای تجزیه محلول‌های بونز و ترکب‌های بونز، مذاب، آبکاری، فلزها و ... استفاده می‌شود.

سیام، که مانند شما، هر دو از همان انسان‌گردانی است (ایرانیان) است. که در نظر بود این اکثر می‌باشد (دستور حکم دادن و مخواهانه) بقارگ فرهاد

سلول الكتدروليتي

مقایسه سلول گالوانی و سلول الکترولیتی

سلول گالوانی

۱- انرژی الکتریکی را به انرژی شیمیایی تبدیل می کند.

۲- قطب (+) کاتد / قطب (-) آنود

۳- جهت حرکت الکترون ها: از آنود (قطب +) به کاتد (قطب -)

۴- جهت حرکت یون ها:

کاتیون به سمت کاتد (قطب -)

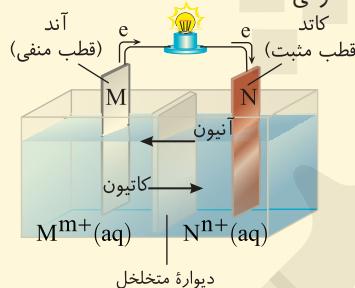
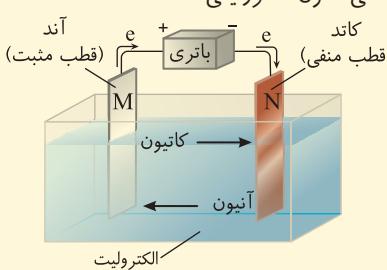
آنیون به سمت آنود (قطب +)

۵- کاتیون ها در کاتد کاهش و آنیون ها در آنود اکسایش می یابند.

۶- الکترودهای کاتدی و آنودی درون یک الکترولیت قرار دارند.

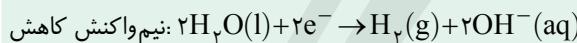
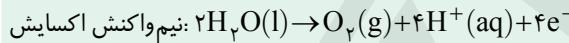
۷- الکترودها بی اثر بوده و در واکنش شرکت نمی کنند و اغلب گرافیتی هستند.

۸- سیمای کلی سلول الکترولیتی:



برقکافت آب یک نمونه از واکنش هایی است که درون سلول های الکترولیتی انجام می شود در این واکنش با مصرف انرژی الکتریکی، آب به عنصرهای سازنده خود تجزیه می شود.

نیم واکنش های اکسایش و کاهش در فرایند برقکافت آب به صورت زیر است:



واکنش کلی در برقکافت آب به صورت $2H_2O(l) \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$ است.

در محلول پیرامون آنود غلظت H^+ زیاد است کاغذ pH به رنگ سرخ درمی آید.

در محلول پیرامون کاتد غلظت OH^- زیاد است کاغذ pH به رنگ آبی درمی آید.

برای برقکافت آب باید آنود کی الکترولیت به آب افزوده شود.

در برقکافت آب در آنود گاز O_2 و در کاتد گاز H_2 تولید می شود. حجم H_2 تولید شده، دو برابر O_2 تولید شده است.

برقکافت آب، راهی تولید H_2 و O_2

بلوک ۲: سدیم کلرید مذاب

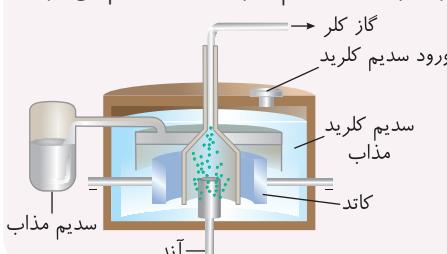
فلز سدیم در طبیعت به حالت آزاد یافت نمی شود و در ترکیب های طبیعی و گوناگون خود تنها به شکل یون سدیم وجود دارد یون های سدیم بسیار پایدارتر از اتم های آن هستند.

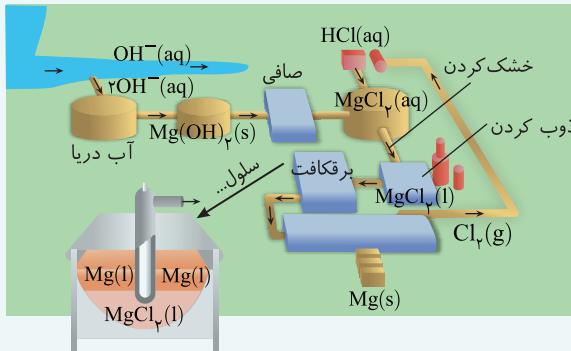
فلز سدیم را می توان از برقکافت سدیم کلرید مذاب در یک سلول الکترولیتی به دست آورد.

سدیم کلرید خالص در $80^\circ C$ ذوب می شود. افزودن مقداری کلسیم کلرید به آن، دمای ذوب را تا حدود $587^\circ C$ پایین می آورد که از لحاظ اقتصادی مفروض به صرفه تر است.

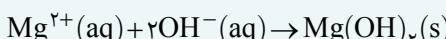
در صنعت برای تهیه فلز سدیم از سلول الکترولیتی دانز استفاده می شود. در این سلول برقکافت سدیم کلرید مذاب انجام می شود.

در سلول دانز در اطراف آنود گاز کلر آزاد می شود و در اطراف کاتد سدیم مذاب تولید می گردد:

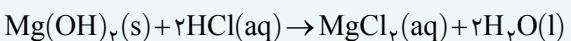




ابتدا $Mg(OH)_2$ را به صورت ماده جامد و نامحلول ($Mg(OH)_2$) رسوب می‌دهند:

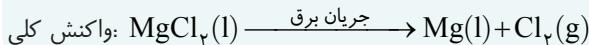
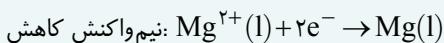


پس از عبور دادن $Mg(OH)_2$ از صافی واکنش زیر انجام می‌شود:



$MgCl_2$ به دست آمده را خشک کرده و سپس به صورت مذاب تبدیل می‌کنند.

سپس $MgCl_2$ مذاب را وارد سلول الکترولیتی کرده و بر قکافت می‌کنند:



۱- خوردگی به فرایند ترد شدن، خرد شدن و فرو ریختن فلزها بر اثر واکنش اکسایش - کاهش گفته می‌شود.

۲- خوردگی می‌تواند خطرات زیادی را برای ما ایجاد کند ← در این واکنش فلز اکسید شده و تبدیل به کاتیون می‌شود.

نمونه‌هایی از خوردگی: ۱- زنگ زدن آهن، ۲- تیره شدن نقره، ۳- زنگار سبز بر سطح مس بتانسیل کاهشی اغلب فلزها منفی بوده اما بتانسیل کاهشی اکسیژن مثبت است به همین دلیل اکسیژن به عنوان اکسنده تمایل دارد با گرفتن الکترون از فلزها، آنها را اکسید کند.

۱- آهن پر مصرف‌ترین فلز در جهان است ← خوردگی آن خسارات‌های هنگفتی به اقتصاد کشورها وارد می‌کند.

۲- هنگامی که وسایل آهنی در هوای مرطوب قرار گیرند، یک واکنش اکسایش - کاهش انجام می‌شود:



← (غلظت اکسیژن در بخش آندی کم است.)

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

۴- معادله کلی زنگ زدن آهن به صورت $4Fe(s) + 6H_2O(l) + 3O_2(g) \rightarrow 4Fe(OH)_3(s)$ می‌باشد.

۵- سرعت زنگ زدن آهن در محیط‌های اسیدی و بازی:

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

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

۱- ایجاد یک پوشش محافظ برای جلوگیری از رسیدن اکسیژن و رطوبت به آهن مانند رنگ زدن، قیر انود کردن و روکش دادن، این روش نمی‌تواند به طور کامل از خوردگی پیشگیری کند ← به تدریج رطوبت و اکسیژن از روزنه‌های این پوشش‌ها به درون نفوذ کرده و به سطح آهن می‌رسند و خوردگی دوباره آغاز می‌شود.

۲- حفاظت کاتدی: فلز دیگری که نسبت به آهن کاهنده قوی‌تری است را در کنار آهن قرار می‌دهند تا اگر شرایط مناسب برای زنگ زدن آهن فراهم شد، آن فلز به جای آهن دچار خوردگی شود.

۳- در روش حفاظت کاتدی:

فلز با E° کوچک‌تر ← آند بوده و خوردگی می‌شود.

فلز با E° بزرگ‌تر ← کاتد بوده، محافظت می‌شود و خوردگی می‌شود. اما در واکنش کاهش شرکت نمی‌کند.

برای حفاظت کاتدی آهن، از فلزهای پایین Fe در سری الکتروشیمیایی استفاده می‌شود. (مثل Mg و Zn)

نیم واکنش کاهش در حفاظت کاتدی، همان نیم واکنش کاهش در زنگ زدن آهن است. $O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \rightarrow 4OH^-(aq)$

پیش‌نمایش از آنلاین

آنلاین

آنلاین

آنلاین

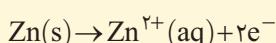
آهن گالوانیزه

آهن گالوانیزه (آهن سفید) ← ورقه‌های آهنی با پوششی از فلز روی که در ساخت تانکر آب، کanal کولر و ... به کار می‌رود.

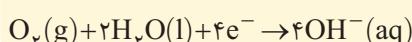
۱- قطب منفی (آند): Zn (اکسایش می‌یابد) و قطب مثبت (کاتد): Fe (کاهش نمی‌یابد)

قبل از خراش ← آهن گالوانیزه دچار خوردگی نمی‌شود.

۲- آهن گالوانیزه در برابر خوردگی ← بعد از خراش Zn اکسید (خوردده) می‌شود. Fe (کاتد) محافظت می‌شود.



۳- نیم واکنش اکسایش در آند:



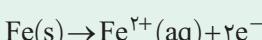
۴- نیم واکنش کاهش در کاتد:

حلبی ← ورقه آهنی که با پوششی از لایه نازک فلز قلع برای ساخت قوطی‌های کنسرو و روغن نباتی استفاده می‌شود.

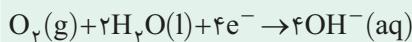
۱- قطب منفی (آند): Fe (اکسایش می‌یابد) و قطب مثبت (کاتد): Sn (کاهش نمی‌یابد)

قبل از خراش ← حلبی دچار خوردگی نمی‌شود.

۲- حلبی در برابر خوردگی ← بعد از خراش Fe اکسید (خوردده) می‌شود. Sn (کاتد) محافظت می‌شود.



۳- نیم واکنش اکسایش در آند:

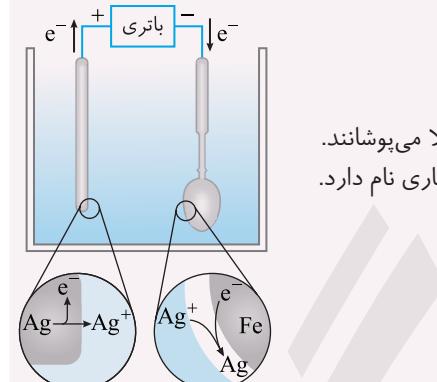


۴- نیم واکنش کاهش در کاتد:

۵- ظروف بسته‌بندی مواد غذایی، از جنس ورق گالوانیزه یا حلبی:

(الف) هر چند ورق گالوانیزه در مقابل خوردگی مقاوم است ولی برای ساخت ظروف بسته‌بندی مواد غذایی از ورق گالوانیزه استفاده نمی‌شود.

{ ب) اسیدهای موجود در مواد غذایی با فلز روی موجود در ورق گالوانیزه واکنش داده و باعث ورود کاتیون‌های Zn^{2+} به داخل مواد غذایی و فاسد شدن آنها می‌شوند.



خوردگی آهن یا مس سبب:

۱- از بین رفتن زیبایی وسایل ساخته شده از این فلزها می‌شود.

۲- آسیب رساندن به سلامتی بدن می‌شود.

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

پوشاندن سطح یک فلز با لایه نازک از فلزهای ارزشمند و مقاوم در برابر خوردگی، آبکاری نام دارد.

این فرایند در سلول‌کتروولیتی انجام می‌شود.

قطب مثبت (آند): فلز پوشاننده (Ag) و قطب منفی (کاتد): جسم مورد نظر (Fe)

کتروولیت: حاوی کاتیون‌های فلز آند (Ag^+)

جسمی که به عنوان کاتد است باید رسانای جریان برق باشد.

نیم واکنش‌ها مربوط به فلز پوشاننده است:



نیم واکنش اکسایش

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

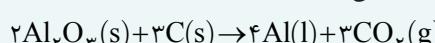
آلومینیوم فلزی است که به سرعت در هوا اکسید می‌شود. اما این فلز با تشکیل لایه چسبنده و متراکم Al_2O_3 از ادامه اکسایش

جلوگیری می‌کند ← لایه‌های زیرین برای مدت طولانی دست نخوردش باقی می‌مانند و استحکام خود را حفظ می‌کند.

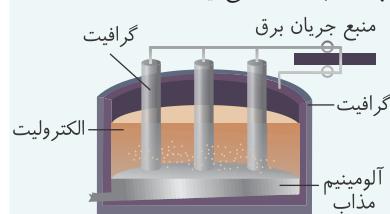
این ویژگی آلومینیوم سبب استفاده از آن در ساخت لوازم خانگی، هواییما، کشتی و ... شده است ← Al نقش کلیدی در صنایع گوناگون دارد و فناوری تولید آن بسیار ارزشمند است.

Al در طبیعت به شکل ترکیب یافت می‌شود ← این فلز تنها از برقراری نمک‌های مذاب آن به دست می‌آید.

رایج‌ترین روش برای تولید Al، فرایند هال می‌باشد:



در سلول کتروولیتی این فرایند، آند و کاتد از جنس گرافیت می‌باشد.



کاتد ← گرافیت‌های بدنه و کف سلول ← قطب منفی منبع جریان برق

آند ← میله‌های گرافیتی داخل کتروولیت ← قطب مثبت منبع جریان برق

فرایند هال به علت مصرف مقدار زیادی انرژی الکتریکی هزینه بالای دارد ← با بازیافت فلز Al ضمن افزایش عمر یکی از

مهم‌ترین منابع تجدیدنایزی طبیعت می‌توان برخی از هزینه‌های تولید این فلز را کاهش داد.

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

آلومینیم

کنکور سراسری ۹۸

پاسخ‌های تشریحی

۱- گزینه ۴ در شوینده‌های غیرصابونی، زنجیر هیدروکربنی، آبگریز و چربی دوست است و چربی‌ها را به خود جذب می‌کند. حال هر چه تعداد کربن زنجیر هیدروکربنی بیشتر باشد، جاذبه قوی‌تری بین این بخش ناقطبی و چربی‌ها به وجود آمده و چربی‌ها راحت‌تر و بیشتر از سطح مورد نظر جدا می‌شوند. در شوینده غیرصابونی داده شده، زنجیر هیدروکربنی دارای تعداد اتم کربن کمی بوده و نمی‌تواند جاذبه مؤثری با چربی‌ها برقرار نماید، به همین دلیل قدرت پاک کنندگی کمی دارد.

۲- گزینه ۴ ابتدا باید مقدار مول یون‌های H^+ موجود در محلول را به دست آوریم:

$$? \text{ mol } H^+ = \frac{44}{\text{mL HCl}} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{22/4 \text{ mol HCl}} \times \frac{1 \text{ mol } H^+}{1 \text{ mol HCl}} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol } H^+$$

$$[H^+] = \frac{\text{mol } H^+}{\text{L}} = \frac{2 \times 10^{-3}}{0.5} = 4 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log(4 \times 10^{-3}) = 3 - \log 4 = 3 - 0.6 = 2.4$$

حال می‌توانیم غلظت H^+ را به دست آوریم:

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{4 \times 10^{-3}} \Rightarrow \frac{[H^+]}{[OH^-]} = \frac{4 \times 10^{-3}}{10^{-14}} = 1/6 \times 10^9$$

در ادامه با استفاده از رابطه $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ ، مقدار pH را به دست آوریم:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{1/6 \times 10^9} = 6 \times 10^{-24} \text{ mol.L}^{-1}$$

می‌دانیم در دمای اتاق، $pH = -\log[H^+]$ ، بنابراین داریم:

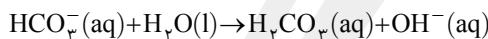
$$pH = -\log(6 \times 10^{-24}) = 24 - \log 6 = 24 - 0.8 = 23.2$$

۳- گزینه ۳ معادله یونش اسید ضعیف تک پروتونی به صورت رو به رو است:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \xrightarrow{[H^+] = [A^-]} K_a = \frac{(5/5 \times 10^{-4})^2}{(2/5 \times 10^{-2})} = 1/21 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

غلظت‌های داده شده، غلظت‌های تعادلی هستند.

۴- گزینه ۳ برای افزایش قدرت پاک کنندگی شوینده‌ها (به ویژه قدرت پاک کردن چربی‌ها) به شوینده‌ها جوش شیرین (سدیم هیدروژن کربنات) اضافه می‌کنیم که فرمول آن $NaHCO_3$ است. سدیم هیدروژن کربنات، خاصیت بازی دارد و استفاده از آن باعث افزایش غلظت یون هیدروکسید، کاهش غلظت یون هیدرونیوم و در نتیجه افزایش pH می‌شود. واکنش یون HCO_3^- با آب که باعث تولید یون هیدروکسید می‌شود، به صورت زیر است:



۵- گزینه ۴ ابتدا باید محاسبه کنیم که چند گرم از صابون در این واکنش به مصرف می‌رسد. معادله موازنۀ شده این واکنش به صورت زیر است:



روش اول (کسر تبدیل):

$$? \text{ g RCOONa} = \frac{1 \text{ g آب سخت}}{200 \text{ mL}} \times \frac{200 \text{ g Ca}^{2+}}{1 \text{ mL آب سخت}} \times \frac{1 \text{ mol Ca}^{2+}}{40 \text{ g Ca}^{2+}} \times \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ mol Ca}^{2+}} \times \frac{2 \text{ mol RCOONa}}{1 \text{ mol CaCl}_2} \times \frac{236 \text{ g RCOONa}}{1 \text{ mol RCOONa}} = 4.72 \text{ g RCOONa}$$

همان‌طور که مشاهده می‌کنید، همه صابون وارد شده به واکنش (یعنی ۱۰۰٪ آن) مصرف می‌شود.

$$\text{ppm} = \frac{\text{میلی گرم‌های حل شونده}}{\text{لیتر محلول}} \Rightarrow 2000 = \frac{x \text{ mg Ca}^{2+}}{0.2 \text{ L آب سخت}} \Rightarrow x = 400 \text{ mg Ca}^{2+} = 0.1 \text{ mol Ca}^{2+}$$

روش دوم (تناسب):

$$\frac{CaCl_2 \text{ مول}}{\text{ضریب} \times \text{جرم مولی صابون}} = \frac{\text{جرم صابون}}{\text{ضریب} \times \text{جرم مولی صابون}} \Rightarrow \frac{0.1}{236 \times 2} = \frac{x}{4.72 \text{ g RCOONa}}$$

۶- گزینه ۳

$$pH = -\log[H^+] = -\log(4 \times 10^{-3}) = -(0.6 + \log 4) = -(0.6 + 0.6) = 2.4$$

$$[H^+] = M \cdot \alpha \Rightarrow 4 \times 10^{-3} = 10^{-1} \alpha \Rightarrow \alpha = 4 \times 10^{-2} \Rightarrow \% \alpha = 4 \times 10^{-2} \times 100 = 4\%$$

۷- گزینه ۱ فرمول شیمیایی سدیم دو دسیل بنزن سولفونات به صورت $C_{18}H_{29}SO_3Na$ و فرمول شیمیایی یک صابون جامد دارای گروه R با

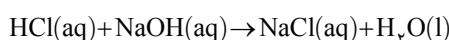
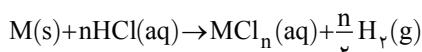
$$C_{18}H_{29}SO_3Na = 18(12) + 29(1) + 1(32) + 3(16) + 1(22) = 348 \text{ g.mol}^{-1}$$

n اتم کربن به صورت $C_nH_{2n+1}COONa$ است.

$$C_{18}H_{37}COONa = 19(12) + 37(1) + 2(16) + 1(22) = 320 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$348 - 320 = 28 \text{ g.mol}^{-1}$$

اختلاف جرم مولی دو ترکیب



دو واکنش مورد نظر سؤال به صورت رو به رو است:

ابتدا باید محاسبه کنیم که چند میلی لیتر HCl در واکنش (۲) مصرف می شود.

روش اول (کسر تبدیل):

$$\text{? mL HCl} = 20 \text{ mL NaOH} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{1/5 \text{ mol NaOH}}{\text{ محلول}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} \times \frac{1 \text{ L HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 30 \text{ mL HCl}$$

$$\frac{\text{حجم محلول} \times \text{غلظت مولی}}{\substack{\text{ضریب} \\ \text{NaOH}}} = \frac{\text{حجم محلول} \times \text{غلظت مولی}}{\substack{\text{ضریب} \\ \text{HCl}}} \Rightarrow V = 30 \text{ mL HCl}$$

روش دوم (تناسب):

با توجه به آن که ۳۰ میلی لیتر HCl در واکنش دوم مصرف شده است، ۲۰ میلی لیتر HCl در واکنش اول شرکت می کند.

$$\text{? mol HCl} = 20 \text{ mL NaOH} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} \times \frac{1 \text{ mol M}}{1 \text{ mol HCl}} = \frac{1 \text{ mol M}}{n \text{ mol HCl}} \Rightarrow n = 2$$

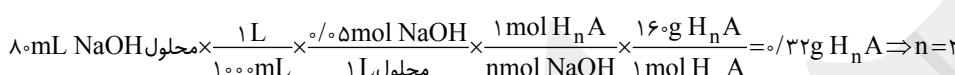
روش اول (کسر تبدیل):

$$\frac{\text{مول فلز}}{\substack{\text{ضریب} \\ n}} = \frac{\text{حجم محلول} \times \text{غلظت مولی}}{\substack{\text{ضریب} \\ 1}} \Rightarrow n = 2$$

روش دوم (تناسب):

ظرفیت فلز M برابر ۲ است. ظرفیت فلزات گروه ۱ و گروه ۱۳ به ترتیب برابر با یک و سه است. در میان گزینه ها فلز گروه ۱۱، مس با ظرفیت های ۱ و ۲ و فلز گروه ۸، آهن با ظرفیت های ۲ و ۳ است. با توجه به این که فلزات با ظرفیت های کمتر در واکنش با HCl شرکت می کنند، فلز مورد نظر آهن است که با ظرفیت کمتر خود وارد واکنش شده است. (ظرفیت ۲)

فرض می کنیم که اسید مورد نظر، n اتم هیدروژن دارد. معادله واکنش میان این اسید و NaOH به صورت زیر است:



روش اول (کسر تبدیل):

$$80 \text{ mL NaOH} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{1/0.5 \text{ mol NaOH}}{\text{ محلول}} \times \frac{1 \text{ mol H}_nA}{\text{nmol NaOH}} \times \frac{16 \text{ g H}_nA}{1 \text{ mol H}_nA} = 0.32 \text{ g H}_nA \Rightarrow n = 2$$

روش دوم (تناسب):

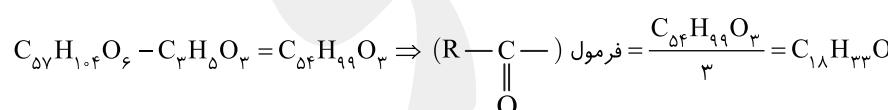
۲ - گزینه ۹:

فرض می کنیم که اسید مورد نظر، n اتم هیدروژن دارد. معادله واکنش میان این اسید و NaOH به صورت زیر است:

$$\frac{\text{غلظت محلول} \times \text{حجم محلول}}{\substack{\text{ضریب} \times \text{جرم مولی} \\ \text{ضریب}}} = \frac{\text{حجم اسید}}{n} \Rightarrow \frac{80 \times 1 \times 0.5}{n} = \frac{0.32}{16} \Rightarrow n = 2$$

۱ - گزینه ۱۰:

اگر از فرمول مولکولی روغن زیتون، قسمتی را که در شکل با نقطه چین مشخص کردیم، جدا کنیم، می توانیم فرمول اسید چرب را به دست آوریم:



فرمول مولکولی اسید چرب برای رسیدن به فرمول اسید، باید یک OH اضافه کنیم

توجه: در هنگام آبکافت یک گروه استری، یک OH به قسمت اسید اضافه می کنیم تا به اسید مورد نظر برسیم.

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-10/7} = 10^{-1.4} \times 10^{-0.7} = 2 \times 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

۱۱ - گزینه ۱۱:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-11}} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \frac{[OH^-]}{[H^+]} = \frac{5 \times 10^{-4}}{2 \times 10^{-11}} = 2.5 \times 10^7$$

۱۲ - گزینه ۱۲:

$$\begin{cases} [H^+] = [A^-] = 5 \times 10^{-4} \\ [HA] = 5 \times 10^{-2} - 5 \times 10^{-4} \end{cases} \Rightarrow K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{(5 \times 10^{-4}) \times (5 \times 10^{-4})}{5 \times 10^{-2} - 5 \times 10^{-4}} = \frac{(5 \times 10^{-4}) \times (5 \times 10^{-4})}{5 \times 10^{-2}} = 5 \times 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$$

۱۳ - گزینه ۳ عبارت‌های اول، سوم و چهارم درست هستند.

بررسی عبارت‌ها:

عبارت اول: مولکول نشان داده شده، مربوط به یک استر سنتگین سه عاملی است. در این مولکول، قسمت دایره‌ای، قسمت قطبی بوده و زنجیرهای هیدروکربنی، قسمت ناقطبی را نشان می‌دهند. ساختار این مولکول به صورت روبرو است. زنجیرهای ناقطبی می‌توانند یکسان یا غیریکسان باشند.

عبارت دوم: این ترکیب به یک استر سه عاملی مربوط است، نه یک اسید چرب.

عبارت سوم: این ترکیب ناقطبی است و در بنزین حل می‌شود. اما در آب که یک ترکیب قطبی است، نامحلول است.

عبارت چهارم: این ترکیب یک ترکیب ناقطبی است و در آن، بخش ناقطبی بر بخش قطبی غلبه دارد.

۱۴ - گزینه ۱ اسید معده (HCl)، یک اسید قوی است که دارای $\alpha = 1$ می‌باشد. غلظت اسید را در هر دو حالت بدست می‌آوریم:

$$\text{pH} = ۳/۷ \Rightarrow [\text{H}^+] = ۱ \cdot ۰^{-۳/۷} = ۱ \cdot ۰^{-۰/۷} \times ۱ \cdot ۰^{-۳} = ۲ \times ۱ \cdot ۰^{-۴} \text{ mol.L}^{-۱}$$

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot M \Rightarrow ۲ \times ۱ \cdot ۰^{-۴} = ۱ \times M \Rightarrow M = ۲ \times ۱ \cdot ۰^{-۴} \text{ mol.L}^{-۱}$$

$$\text{pH} = ۱/۴ \Rightarrow [\text{H}^+] = ۱ \cdot ۰^{-۱/۴} = ۱ \cdot ۰^{-۰/۴} \times ۱ \cdot ۰^{-۱} = ۴ \times ۱ \cdot ۰^{-۲} \text{ mol.L}^{-۱}$$

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot M \Rightarrow ۴ \times ۱ \cdot ۰^{-۲} = ۱ \times M \Rightarrow M = ۴ \times ۱ \cdot ۰^{-۲} \text{ mol.L}^{-۱}$$

$$\frac{۴ \times ۱ \cdot ۰^{-۲}}{۲ \times ۱ \cdot ۰^{-۴}} = ۲۰ = \text{نسبت خواسته شده}$$

$$M_{\text{HX}} = M_{\text{HY}} = \frac{۰/۱ \text{ mol}}{۰/۱ \text{ L}} = ۰/۱ \text{ mol.L}^{-۱}$$

نسبت خواسته شده را محاسبه می‌کنیم:

۱۵ - گزینه ۲ ابتدا باید غلظت HX و HY را محاسبه کنیم:

اکنون به محاسبه pH این دو محلول می‌پردازیم:

$$[\text{H}^+]_{\text{HX}} = \alpha \cdot M = ۱ \times ۰/۱ = ۱ \cdot ۰^{-۱} \text{ mol.L}^{-۱}, \quad \text{pH}_{(\text{HX})} = -\log[\text{H}^+] = -\log[۱ \cdot ۰^{-۱}] = ۱$$

$$[\text{H}^+]_{\text{HY}} = \alpha \cdot M = ۲ \times ۱ \cdot ۰^{-۲} \times ۰/۱ = ۲ \times ۱ \cdot ۰^{-۳} \text{ mol.L}^{-۱}, \quad \text{pH}_{(\text{HY})} = -\log[\text{H}^+] = -\log[۲ \times ۱ \cdot ۰^{-۳}] = ۲/۷ \Rightarrow \frac{\text{pH}_{(\text{HY})}}{\text{pH}_{(\text{HX})}} = ۲/۷$$

۱۶ - گزینه ۲ عبارت‌های اول و سوم درست هستند.

بررسی عبارت‌ها:

عبارت اول: مولکول‌های دواتمی ناجور هسته، قطبی هستند. / عبارت دوم: HBr برخلاف HCl و HCl یک اسید ضعیف است؛ بنابراین درجه یونش آن در آب کمتر از یک است. در محلول یک مولار:

$$[\text{H}^+]_{\text{HF}} < ۱ \Rightarrow \text{pH}_{\text{HF}} > ۰$$

عبارت سوم: مولکول‌های HF برخلاف HCl و HBr قادر به برقراری پیوند هیدروژنی هستند؛ بنابراین نقطه جوش HF از HCl و HBr بالاتر است.

عبارت چهارم: فقط مولکول‌های HF می‌توانند پیوند هیدروژنی تشکیل دهند.

معادله موازن شده این واکنش به صورت $\text{CS}_۲(g) + ۴\text{H}_۲(g) \rightleftharpoons \text{CH}_۴(g) + ۲\text{H}_۲\text{S}(g)$ است.

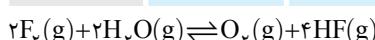
$$K = \frac{[\text{H}_۲\text{S}]^۴ [\text{CH}_۴]}{[\text{CS}_۲]^۲ [\text{H}_۲]^۴} = \frac{\left(\frac{۱}{۵}\right)^۴ \left(\frac{۱}{۵}\right)}{\left(\frac{۱}{۵}\right)^۲ \left(\frac{۱}{۵}\right)^۴} = ۱/۲۵ \times ۱ \cdot ۰^۶ \text{ L}^۲ \cdot \text{mol}^{-۲}$$

	۲AD(g) ⇌ A۲(g) + D۲(g)		
غلظت اولیه	a	۰	۰
تغییر غلظت	-۲x	+x	+x
غلظت تعادلی	a-۲x	x	x

$$K = \frac{[\text{A}_۲][\text{D}_۲]}{[\text{AD}]^۲} = \frac{x^۲}{(۰/۰۲)^۲} = ۲۲۵۰۰ \Rightarrow x = ۳$$

$$a - ۲x = ۰/۰۲ \xrightarrow{x=۳} a = ۶/۰۲ \text{ mol.L}^{-۱}$$

$$6/0.2 \text{ mol} \times 2 \text{ L} = 12/0.4 \text{ mol}$$

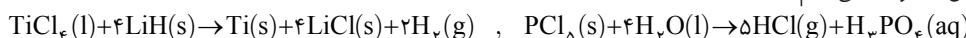


ابتدا معادله واکنش را موازن می‌کنیم:

تعداد مول مواد در لحظه تعادل را داریم، فقط کافی است غلظت مواد در لحظه تعادل را به دست آورده و در رابطه ثابت تعادل قرار دهیم:

$$\begin{cases} [\text{F}_۲] = \frac{۱}{۲}, [\text{H}_۲\text{O}] = \frac{۱}{۲} = ۰/۵ \\ [\text{O}_۲] = \frac{۰/۰۵}{۲} = ۰/۰۲۵, [\text{HF}] = \frac{۰/۰۲}{۲} = ۰/۰۱ \end{cases}, \quad K = \frac{[\text{O}_۲] \times [\text{HF}]^۴}{[\text{H}_۲\text{O}]^۲ \times [\text{F}_۲]^۲} = \frac{۰/۰۲۵ \times (۰/۰۱)^۴}{(۰/۰۲۵)^۲ \times (۰/۰۱)^۲} = ۱ \cdot ۰^{-۵} \text{ mol.L}^{-۱}$$

ابتدا هر دو واکنش را موازن می‌کنیم:



۱۸ - گزینه ۴

ابتدا معادله واکنش را موازن می‌کنیم:

تعداد مول مواد در لحظه تعادل را داریم، فقط کافی است غلظت مواد در لحظه تعادل را به دست آورده و در رابطه ثابت تعادل قرار دهیم:

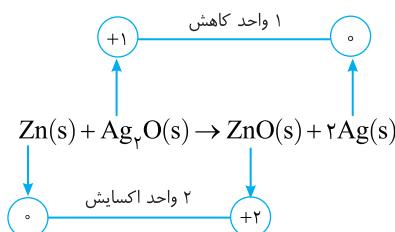
$$\begin{cases} [\text{F}_۲] = \frac{۱}{۲}, [\text{H}_۲\text{O}] = \frac{۱}{۲} = ۰/۵ \\ [\text{O}_۲] = \frac{۰/۰۵}{۲} = ۰/۰۲۵, [\text{HF}] = \frac{۰/۰۲}{۲} = ۰/۰۱ \end{cases}, \quad K = \frac{[\text{O}_۲] \times [\text{HF}]^۴}{[\text{H}_۲\text{O}]^۲ \times [\text{F}_۲]^۲} = \frac{۰/۰۲۵ \times (۰/۰۱)^۴}{(۰/۰۲۵)^۲ \times (۰/۰۱)^۲} = ۱ \cdot ۰^{-۵} \text{ mol.L}^{-۱}$$

ابتدا هر دو واکنش را موازن می‌کنیم:

بررسی گزینه‌ها:

گزینه ۱: با انجام واکنش (ب) گاز HCl تولید می‌شود که یک اسید است و pH آب را کاهش می‌دهد. / گزینه ۲: در واکنش (الف) عنصر به حالت آزاد وجود دارد، بنابراین این واکنش از نوع اکسایش - کاهش است. در حالی که عدد اکسایش هیچ عنصری در واکنش (ب) تغییر نمی‌کند. / گزینه ۳: در واکنش (الف)، ۲ مول گازی و در واکنش (ب)، ۵ مول گازی تولید می‌شود. / گزینه ۴: مجموع ضرایب های استوکیومتری در واکنش (الف) برابر ۱۲ و در واکنش (ب) برابر ۱۱ است.

۲- گزینه ۲۱ عبارت‌های (پ) و (ت) درست هستند. در واکنش داده شده تغییر عدد اکسایش را بررسی می‌کنیم:



عبارت (آ): عدد اکسایش نقره یک واحد کاهش یافته است، بنابراین نقره کاهش یافته و نقش آن اکسید است. / عبارت (ب): Ag₂O گونه اکسید است، زیرا عدد اکسایش نقره در آن کاهش یافته است. / عبارت (پ): عدد اکسایش افزایش یافته است؛ بنابراین Zn از طرفی Ag₂O الکترون گرفته و کاهش یافته است، بنابراین Ag₂O نقش آن در نتیجه، آند است، از طرفی Ag₂O الکترون گرفته و کاهش یافته است، بنابراین Ag₂O نقش آن کاتد را دارد. / عبارت (ت): باتری‌های روی - نقره، از جمله باتری‌های دگمه‌ای هستند که در آنها واکنش بررسی شده، انجام می‌شود.

۳- گزینه ۲۲ ابتدا نیم واکنش‌های آبکاری فولاد توسط نقره و کروم را می‌نویسیم و سپس جرم نقره و کروم آبکاری شده را محاسبه می‌کنیم:



بنابراین تفاوت جرم دو قطعه آبکاری شده برابر $\frac{90}{6} = 15$ گرم است.

۴- گزینه ۲۳ در آزمایش تجزیه آب به عنصرهای سازنده آن، جرم آب کاهش می‌یابد، اما جرم نمک تغییر نمی‌کند. برای حل تست، ابتدا جرم نمک و جرم آب را در محلول اولیه به دست می‌آوریم، می‌دانیم یک درصد محلول را نمک تشکیل می‌دهد:

$$\text{نمک محلول} = \frac{\text{جرم آب در محلول اولیه}}{\text{جرم آب}} = \frac{1000 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 10$$

اکنون جرم محلول و جرم آب را پس از انجام واکنش به دست می‌آوریم: $\text{جرم محلول} = 500 \text{ g}$ / $\text{درصد جرمی} = \frac{\text{جرم نمک}}{\text{جرم محلول}} = \frac{10}{100} = 0.1$

$$\text{جرم آب پس از انجام آزمایش} = 500 \text{ g} - 10 \text{ g} = 490 \text{ g} \quad \text{نمک محلول} = 10 \text{ g}$$

بنابراین طی انجام این آزمایش، جرم آب مصرفی برابر $500 - 490 = 10$ گرم است. حال می‌توانیم با استفاده از معادله موازنی شده از جرم مصرفی آب، به حجم گازهای تولید شده برسیم:

$$\text{روش اول (کسر تبدیل):} \quad \text{جرم نمک} = \frac{\text{جرم آب}}{\text{جرم محلول}} = \frac{10}{100} = 0.1 \quad \text{جرم محلول} = 500 \text{ g}$$

$$\text{گاز} = \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{3 \text{ mol L}}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{22/4 \text{ لیتر}}{2 \text{ mol}} = 9.33 \text{ L}$$

روش دوم (تناسب):

$$\text{لیتر گاز} = \frac{\text{ضریب گرفته}}{\text{ضریب جرم مولی}} \times \frac{\text{ضریب جرم مولی}}{\text{ضریب گرفته}} \times \frac{\text{ضریب جرم مولی}}{\text{ضریب گرفته}} = \frac{500}{22/4} = 18 \times 2 = \frac{500}{22/4} = 9.33 \text{ L}$$

نیم سلول مس، شامل تیغه مس است که در محلولی یک مولار از یون‌های Cu²⁺(aq) قرار گرفته است.

معادله کلی واکنش زنگزدن آهن به صورت ۴Fe(s) + ۶O₂(g) → ۴Fe(OH)₃(s) است. در این واکنش یون‌ها از طریق قطره آب منتقل می‌شوند، به همین دلیل به قطره آب رسانای یونی گفته می‌شود و در این فرایند نقش الکتروولیت را دارد. همچنین آب، به عنوان واکنش‌دهنده نیز در این فرایند مصرف می‌شود.

۱- گزینه ۲۴ نیم سلول مس، شامل تیغه مس است که در محلولی یک مولار از یون‌های Cu²⁺(aq) قرار گرفته است.

۲- گزینه ۲۵ معادله کلی واکنش زنگزدن آهن به صورت ۴Fe(s) + ۶O₂(g) → ۴Fe(OH)₃(s) است. در این واکنش یون‌ها از طریق قطره آب منتقل می‌شوند، به همین دلیل به قطره آب رسانای یونی گفته می‌شود و در این فرایند نقش الکتروولیت را دارد. همچنین آب، به عنوان واکنش‌دهنده نیز در این فرایند مصرف می‌شود.

۳- گزینه ۲۶ در این واکنش، کاتیون Ag⁺ با دریافت الکترون از M(s) کاهش یافته است؛ در نتیجه Ag⁺ نسبت به M²⁺ تمایل بیشتری برای دریافت الکترون و کاهش یافتن دارد و اکسیده‌تر است.

۴- گزینه ۲۷ معادله موازنی شده فرایند هال به صورت ۲Al₂O₃(s) + ۳C(s) → ۴Al(l) + ۳CO₂(g) است. ابتدا باید محاسبه کنیم که در هر ماه چند کیلوگرم از آند مصرف می‌شود.

$$\text{روش اول (کسر تبدیل):} \quad ? \text{ kg C} = 1 \text{ L} \times \frac{72 \text{ h}}{1 \text{ L}} \times \frac{27 \text{ kg Al}}{1 \text{ h}} \times \frac{100 \text{ g}}{1 \text{ kg Al}} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{27 \text{ g Al}} \times \frac{3 \text{ mol C}}{1 \text{ mol Al}} \times \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \times \frac{1 \text{ kg}}{100 \text{ g C}} = 6480 \text{ kg C}$$

$$\text{روش دوم (تناسب):} \quad \frac{\text{جرم آلمینیم}}{\text{جرم کربن}} = \frac{72 \times 27}{27 \times 4} = \frac{x}{3 \times 12} \Rightarrow x = 6480 \text{ kg C}$$

جرم هر الکترود آند (الکترود کربن) برابر 600 kg است که پس از مصرف حدود 75% (یا به عبارتی 450 kg) آن باید الکترود عوض شود. بنابراین تعداد الکترودهای مورد نیاز برابر است با:

$$\frac{\text{الکترود}}{\text{الکترود}} = \frac{144}{450 \text{ kg}} \times 6480 \text{ kg} = 160 \text{ kg}$$

۲- گزینه ۲ ابتدا باید تعداد الکترون‌های عبوری در سلول آبکاری را محاسبه کنیم. تفاوت جرم جسم قبل و بعد از آبکاری، برابر با جرمی از فلز روی است که روی جسم قرار گرفته است.

معادله نیم واکنش تولید روی در سلول آبکاری به صورت $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$ و بازده این فرایند برابر با 80% است.

$$\text{روش اول (کسر تبدیل):} \quad ? \text{ mol e}^- = 26 \text{ g Zn} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{65 \text{ g Zn}} \times \frac{2 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Zn}} \times \frac{100}{80} = 1 \text{ mol e}^-$$

$$\text{روش دوم (تناسب):} \quad \frac{\text{جرم فلز روی}}{\text{ضریب} \times \text{جرم مولی}} = \frac{(x) \left(\frac{100}{80} \right)}{\frac{2}{65 \times 1}} \Rightarrow x = 1 \text{ mol e}^-$$

معادله واکنش انجام شده در سلول سوختی هیدروژن به صورت $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ است. در این واکنش به ازای مصرف هر مول گاز اکسیژن، 4 مول الکترون مبادله می‌شود؛ زیرا عدد اکسایش دو اتم اکسیژن از 0 به (-2) می‌رسد.

۳- گزینه ۳ از واکنش‌های b و d نتیجه می‌گیریم که قدرت کاهندگی H_2 بیشتر از Hg و قدرت کاهندگی Mg بیشتر از H_2 است. (مقایسه قدرت کاهندگی): $\text{Mg} > \text{H}_2 > \text{Hg}$. بنابراین جیوه قادر به کاهش دادن یون منیزیم نیست.

از واکنش a هم می‌توان نتیجه گرفت که قدرت کاهندگی Mn بیشتر از H_2 است؛ در نتیجه مقایسه قدرت کاهندگی به صورت « $\text{Mn} > \text{H}_2 > \text{Hg}$ » است و منگنز قادر به کاهش دادن یون‌های جیوه و تولید فلز جیوه است.

بررسی سایر گزینه‌ها:
گزینه (2) : هرچه قدرت کاهندگی یک گونه بیشتر باشد، در جدول پتانسیل کاهشی استاندارد در جایگاه پایین‌تری قرار می‌گیرد؛ بنابراین جایگاه $\text{Mg}(\text{s})$ در این جدول، پایین‌تر از $\text{H}_2(\text{g})$ است.

گزینه (3) : از واکنش c نتیجه می‌گیریم که قدرت کاهندگی Mg بیشتر از Cu است و هرچه قدرت کاهندگی یک گونه بیشتر باشد؛ E° آن گونه منفی‌تر است. عبارت اول نادرست است. با توجه به اینکه عنصر A در لایه سوم 13 الکترون و در لایه چهارم 2 الکترون دارد، آرایش الکترونی آن به صورت $1s^2/2s^2/2p^6/3s^2/3p^6/3d^5/4s^2$ است.

بنابراین عدد اتمی عنصر A برابر 25 بوده (عنصر Mn همان 25 است) و A عنصری واسطه از گروه 7 می‌باشد. عنصر Mn در ترکیب‌های خود دارای کاتیون‌های Mn^{3+} و Mn^{2+} است و برخی از ترکیب‌های دارای این کاتیون‌ها، رنگی هستند؛ بالاترین عدد اکسایش این عنصر برابر $+7$ است. برای مثال در ترکیب KMnO_4 عنصر Mn عدد اکسایش $+7$ است. در لایه سوم عنصر A ، زیرلایه‌های $3s$, $3p$, $3d$ از الکترون اشغال شده‌اند.

۲- گزینه ۲ جهت حرکت کاتیون‌ها (پروتون‌ها) همواره از آند به کاتد است.

بررسی سایر گزینه‌ها:
گزینه (1) : بخار آب تولید شده از انتهای بخش کاتدی خارج می‌شود. / گزینه (3) : نیم واکنش کاتدی انجام شده در سلول سوختی هیدروژن - اکسیژن به صورت $\text{O}_2(\text{g}) + 4e^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{aq})$ است، با توجه به آن، به ازای مصرف هر مول گاز اکسیژن، 4 مول پروتون در غشاء مبادله می‌شود. / گزینه (4) : جهت حرکت الکترون‌ها در مدار بیرونی و همچنین، جهت حرکت پروتون‌ها در غشاء، از سمت آند به سمت کاتد است.

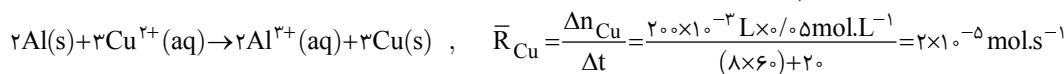
۴- گزینه ۴ عبارت‌های (الف) و (ب) درست هستند.

بررسی عبارت‌ها:
عبارت (الف): در سلول گالوانی «روی - مس»، روی، نقش آند و مس نقش کاتد را دارد. بنابراین:

$$E^\circ = E^\circ_{\text{کاتد}} - E^\circ_{\text{سلول}} = 1/1 \text{ V} = 1/76 = 0/34 \text{ V}$$

عبارت (ب)، واکنش انجام شده در این سلول گالوانی به صورت $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$ است که مشخص است با گذشت زمان $[Zn^{2+}]$ افزایش و $[\text{Cu}^{2+}]$ کاهش می‌یابد. / عبارت (پ): الکترودی که در آن الکترون مصرف می‌شود، کاتد نامیده می‌شود. / عبارت (ت): با برقراری جریان الکتریکی، کاتیون‌ها از سمت آند به سمت کاتد، از غشاء متخلخل عبور می‌کنند.

۵- گزینه ۵ ابتدا معادله واکنش را موازن می‌کنیم:



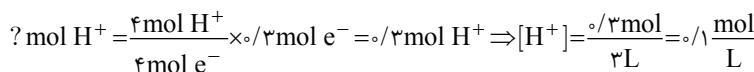
می توانیم شمار مول های الکترون مبادله شده در این واکنش را محاسبه کنیم؛ می دانیم به ازای سه مول Cu^{2+} ، ۶ مول الکترون مبادله می شود، اکنون باید تعداد مول الکترون مبادله شده به ازای ۱٪ مول Cu^{2+} را محاسبه کنیم:

$$\text{? mol Cu}^{2+} = \frac{۰/۰۵ \text{ mol}}{۱ \text{ L}} \times ۲۰۰ \times ۱۰^{-۳} \text{ L} = ۰/۰۱ \text{ mol Cu}^{2+}, \quad \text{? mol e}^- = \frac{۶ \text{ mol e}^-}{۳ \text{ mol Cu}^{2+}} \times ۰/۰۱ \text{ mol Cu}^{2+} = ۰/۰۲ \text{ mol e}^-$$

ابتدا نیم واکنش های آندی و کاتدی را موازن کرده و سپس ضریب الکترون را در هر دو نیم واکنش یکسان می کنیم:



واکنش اصلی از جمع دو نیم واکنش بالا به دست می آید:



$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log ۰/۰۱ = -\log ۱۰^{-۱} = ۱$$

حال می توانیم از مول H^+ به گرم Ag بررسیم:

۳- گزینه ۳ رسانایی الکتریکی ارتباطی به واکنش پذیری فلزها ندارد. اما با استفاده از پتانسیل الکتریکی استاندارد می توان واکنش پذیری فلزها را با یکدیگر مقایسه کرد. در واقع هرچه E° فلزی کوچکتر باشد، تمایل به الکترون دهی و در نتیجه واکنش پذیری آن بیشتر خواهد بود. با استفاده از سرعت واکنش فلزها با محلول اسیدی با غلظت مشخص و نیز سرعت زدن در محیط یکسان نیز می توان واکنش پذیری فلزها را مقایسه کرد. در واقع هر چه سرعت واکنش فلزها بیشتر باشد، واکنش پذیری آنها نیز بیشتر است.

۳- گزینه ۲ عبارت های (آ) و (ب) جزء تفاوت های این دو ترکیب هستند. فرمول شیمیایی آمونیوم سولفات و آمونیوم نیترات به صورت $(\text{NH}_۴)_۲\text{SO}_۴$ و $(\text{NH}_۴)_۲\text{NO}_۳$ است.

بررسی مواد:

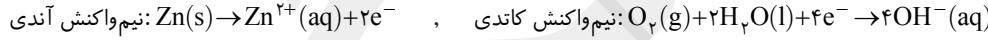
مورد (آ): عدد اکسایش اتم مرکزی در یون سولفات و یون نیترات به ترتیب به صورت



مورد (ب): در فرمول شیمیایی آمونیوم سولفات، ۸ و در فرمول شیمیایی آمونیوم نیترات، ۴ اتم هیدروژن وجود دارد. / مورد (پ): در ساختار هر دو ترکیب ۲ اتم نیتروژن وجود دارد. /

مورد (ت): ساختار لوویس آئیون این دو ترکیب به صورت رو به رو است. در ساختار هر دو آئیون، ۴ جفت الکترون پیوندی وجود دارد.

۳- گزینه ۴ در ساختار آهن گالوانیزه، فلز آهن توسط روی از خوردگی در امان می ماند. در این سلول گالوانی، روی نقش آند و اکسیژن نقش اکسنده را دارد و فلز روی خوردگی می شود. معادله نیم واکنش های آندی و کاتدی انجام شده در این سلول گالوانی به صورت زیر است:



تعداد الکترون های مبادله شده در نیم واکنش کاتدی، برابر ۴ است.

۳- گزینه ۱ در فرایند آبکاری با صرف نظر کردن از آئیون های حاصل از انحلال نمک حل شده، محلول الکتروولیت فقط دارای یون های فلزی است که قرار است لایه نازکی از آن روی جسم قرار بگیرد؛ در واقع الکتروولیت فقط شامل کاتیون های فلز پوشاننده (Ag^+) است و غلظت کاتیون Cu^{2+} در آن برابر با صفر است. از طرفی غلظت محلول الکتروولیت در فرایند آبکاری ثابت است، زیرا هر مقدار Ag^+ که در آن تولید می شود، به همان مقدار در کاتد مصرف می شود. به نیم واکنش های اکسایش و کاهش انجام شده در این سلول گالوانی توجه کنید:



لیتیم آند و نقره کاتد است. $\Rightarrow E^\circ_{\text{Li}} < E^\circ_{\text{Ag}}$: در سلول گالوانی (لیتیم - نقره)

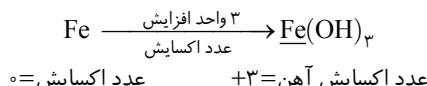
روی آند و نقره کاتد است. $\Rightarrow E^\circ_{\text{Zn}} < E^\circ_{\text{Ag}}$: در سلول گالوانی (روی - نقره)

$$\text{emf}_{(\text{Li}-\text{Ag})} = E^\circ_{\text{Ag}} - E^\circ_{\text{Li}} = ۰/۸ - (-۰/۰۵) = ۰/۸۵ \text{ V}, \quad \text{emf}_{(\text{Zn}-\text{Ag})} = E^\circ_{\text{Ag}} - E^\circ_{\text{Zn}} = ۰/۸ - (-۰/۰۷۶) = ۰/۵۶ \text{ V} \Rightarrow \frac{۰/۸۵}{۰/۵۶} = ۱/۱۵۶ \approx ۲/۴۷$$

عبارت های اول، دوم و سوم درست هستند.

بررسی عبارت های اول و چهارم:

عبارت اول: آهن در طبیعت به صورت همانیت وجود دارد. این ماده، دارای $\text{Fe}_۲\text{O}_۳$ به همراه ناخالصی است. / عبارت چهارم: زنگ زدن آهن یک واکنش اکسایش - کاهش است که در آن، آهن در انتها، به آهن (III) هیدروکسید تبدیل می شود و عدد اکسایش آن سه واحد افزایش می یابد.



$$\text{عدد اکسایش آهن} = +۳$$

عبارت های اول، دوم و سوم درست هستند.

بررسی عبارت های اول و چهارم:

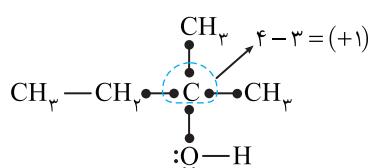
عبارت اول: آهن در طبیعت به صورت همانیت وجود دارد. این ماده، دارای $\text{Fe}_۲\text{O}_۳$ به همراه ناخالصی است. / عبارت چهارم: زنگ زدن آهن یک واکنش اکسایش - کاهش است که در آن، آهن در انتها، به آهن (III) هیدروکسید تبدیل می شود و عدد اکسایش آن سه واحد افزایش می یابد.

٤١ - گزینه ٣ بررسی گزینه‌ها:
گزینه (۱): هر چه تعداد کربن الكل بیشتر باشد، انجلاپذیری آن در آب کمتر است، بنابراین انجلاپذیری ۲-متیل-۲-بوتanol (۵ اتم کربن دارد) از انجلاپذیری ۱-پروپانول (۳ اتم کربن دارد) کمتر است.

گزینه (۲): درصد جرمی کربن در این ترکیب برابر است با:

$$\frac{\text{جرم کربن}}{\text{جرم کل}} = \frac{(5 \times 12)}{(5 \times 12) + (12 \times 1) + 16} \times 100 = \frac{60}{88} \times 100 = 68\%$$

گزینه (۳): عدد اکسایش اتم کربن شماره (۲) در مولکول داده شده برابر (+) است:



گزینه (۴): فرمول مولکولی این ترکیب همانند فرمول مولکولی ۱-پنتanol به صورت $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$ است.