

خلاصه نکات و مفاهیم اصلی

بهداشت و پاکیزگی

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 بردند که اگر ظرف‌های چرب را به خاکستر آغشته کنند و سپس با آب گرم شستشو دهند، آسان‌تر تمیز می‌شوند. استفاده از شوینده‌ها کاهش میکروب‌ها، آلودگی‌ها و عوامل بیماری‌زا افزایش سطح بهداشت جامعه و تندرستی فردی و همگانی افزایش شاخص امید به زندگی کمبود 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.

شاخص امید به زندگی

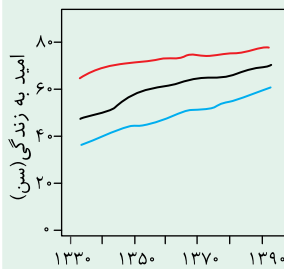
شاخص امید به زندگی نشان می‌دهد که با توجه به خطراتی که انسان‌ها در طول زندگی با آن مواجه هستند، به طور میانگین چند سال در این جهان زندگی می‌کنند.

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

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



آلاینده‌ها

هر یک از افراد جامعه روزانه در معرض انواع آلاینده‌هاست. 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.

حلال مناسب برای زدودن آلودگی‌ها

در فرایند انحلال، اگر ذره‌های سازنده حل‌شونده با مولکول‌های حلال جاذبه‌های مناسب برقرار کنند، حل‌شونده به خوبی در حلال حل می‌شود.

در غیر این صورت ذره‌های حل‌شونده کنار هم باقی می‌مانند و در حلال پخش نمی‌شوند.

شرط اینکه حل‌شونده در حلال حل شود این است که:

میانگین جاذبه‌ها در حلال خالص و حل‌شونده خالص $\geq$ جاذبه بین حلال و حل‌شونده

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 حلال‌های قطبی حل می‌شوند. برای نمونه استون (C_3H_6O) در آب (H_2O) محلول است.
- ۲- مواد ناقطبی در حلال‌های ناقطبی حل می‌شوند. برای نمونه ید (I_2) در هگزان (C_6H_{14}) محلول است.
- ۳- مواد دارای پیوند هیدروژنی در حلال‌های دارای پیوند هیدروژنی حل می‌شوند. برای نمونه متانول (CH_3OH) در آب محلول است.
- ۴- اغلب ترکیب‌های یونی در آب و حلال‌های قطبی حل می‌شوند. برای نمونه نمک خوراکی ($NaCl$) در آب محلول است.
- ۵- آب پاک‌کننده مناسبی برای لکه‌های شیرینی مانند آب‌قند، شربت آبلیمو، چای شیرین و عسل است.

محلول در آب یا هگزان؟

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

هیدروکربن‌ها (C_xH_y) به طور کلی ناقطبی هستند و در حلال‌های ناقطبی مانند هگزان حل می‌شوند. برخی ترکیب‌های آلی اکسیژن‌دار مانند متانول (CH_3OH)، استون ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$)، اتانول ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)، پروپانئولیک اسید ($\text{C}_3\text{H}_7\text{O}_2$)، 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.

چربی‌ها

کربوکسیلیک اسیدها دسته‌ای از ترکیب‌های آلی هستند که گروه عاملی COOH دارند و کربوکسیلیک اسیدهای تک‌عاملی را می‌توان به صورت RCOOH نشان داد.

اسیدهای چرب، کربوکسیلیک اسیدهایی با زنجیر بلند کربنی هستند. فرمول عمومی اسیدهای چرب یک‌عاملی 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 $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{R}'$ می‌باشد. چربی‌ها مخلوطی از اسیدهای چرب و استرهای بلند زنجیر هستند.

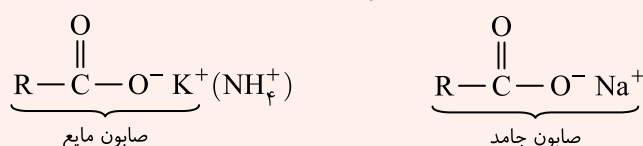
اسیدهای چرب و استرهای بلند زنجیر مولکول‌های دوبخشی هستند یعنی دارای یک بخش قطبی (گروه کربوکسیل و گروه استری) و یک بخش ناقطبی (زنجیر هیدروکربنی) هستند. اما از آنجا که تعداد اتم کربن در ساختار آن‌ها زیاد است، بخش ناقطبی آن‌ها بر بخش قطبی آن‌ها غلبه می‌کند.

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 این رو در حلال‌های ناقطبی مانند هگزان حل شده و در حلال‌های قطبی مانند آب انحلال‌ناپذیرند. نیروهای بین مولکولی غالب در چربی‌ها از نوع وان‌دروالسی است.

صابون

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، پیه با سدیم هیدروکسید تهیه می‌کنند.

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



صابون دارای یک بخش قطبی ($-\text{C}-\text{O}^- \text{Na}^+$) 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.

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:

ویژگی	نوع مخلوط	سوسپانسیون (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	نور را پخش نمی‌کنند
همگن بودن	ناهمگن	ناهمگن	ناهمگن	همگن
پایداری	پایدار نیست / ته‌نشین می‌شود	پایدار است / ته‌نشین نمی‌شود	پایدار است / ته‌نشین نمی‌شود	پایدار است / ته‌نشین نمی‌شود
ذره‌های سازنده	ذره‌های ریز ماده	مولکول‌های بزرگ یا توده‌های مولکولی	یون‌ها یا مولکول‌ها	یون‌ها یا مولکول‌ها

با توجه به ویژگی انواع مخلوط‌ها، کلوئیدها را می‌توان پلی بین سوسپانسیون 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.

انواع مخلوط

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

نحوه پاک‌کنندگی صابون

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 پاک‌کنندگی آن کاهش می‌یابد، زیرا: صابون با یون‌های موجود تشکیل رسوب‌های $(RCOO)_2Ca$ و $(RCOO)_2Mg$ 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 پاک‌کنندگی صابون

۳- آنزیم: افزودن آنزیم — باعث افزایش قدرت پاک‌کنندگی صابون می‌شود.

۴- نوع پارچه: میزان چسبندگی لکه‌های چربی روی پارچه‌های گوناگون متفاوت است. مثلاً در شرایط یکسان درصد لکه باقی‌مانده 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 باقی‌مانده بر روی پارچه به صفر می‌رسد.

عوامل مؤثر بر قدرت پاک‌کنندگی صابون

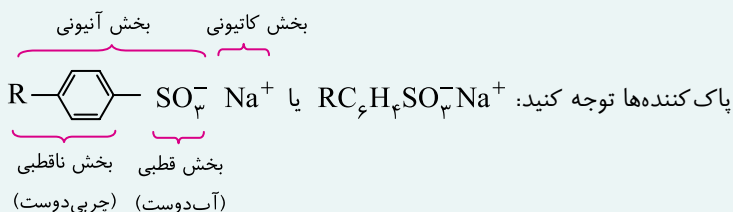
دلایل احساس نیاز به شوینده‌ای به‌جز صابون:

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

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

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

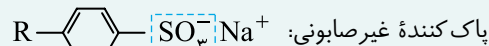
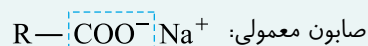
فرمول همگانی پاک‌کننده‌های غیرصابونی به‌صورت زیر است: به بخش قطبی (آب‌دوست) و بخش ناقطبی (چربی‌دوست) این



پاک‌کننده‌های غیرصابونی

پاک‌کننده‌های غیرصابونی

در پاک‌کننده‌های غیرصابونی، بخش قطبی جزء آنیونی، گروه عاملی SO_3^- است، در حالی که در پاک‌کننده‌های صابونی بخش قطبی جزء آنیونی گروه عاملی CO_2^- است:



دارای یک بخش قطبی $\text{SO}_3^- \text{Na}^+$ و یک بخش ناقطبی $\text{R}-\text{C}_6\text{H}_4$ هستند.

در آب‌های سخت نیز خاصیت پاک‌کنندگی خود را حفظ می‌کنند، زیرا گروه SO_3^- برخلاف گروه CO_2^- 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.

مقایسه پاک‌کننده‌های صابونی و غیرصابونی

پاک‌کننده‌های غیرصابونی	پاک‌کننده‌های صابونی
۱- فرمول کلی: $\text{R}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{SO}_3^- \text{Na}^+$	۱- فرمول کلی: $\text{R}-\text{COO}^- \text{Na}^+$
۲- بخش ناقطبی (آب‌گریز، چربی‌دوست) $\text{R}-\text{C}_6\text{H}_4$	۲- بخش ناقطبی (آب‌گریز) R
۳- بخش قطبی (آب‌دوست) $\text{SO}_3^- \text{Na}^+$	۳- بخش قطبی (آب‌دوست) $\text{COO}^- \text{Na}^+$
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.

صابون طبیعی

تهیه صابون طبیعی معروف به صابون مراغه (معروف‌ترین صابون سنتی ایران): پیه گوسفند و سود سوزآور 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:

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

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

پاک‌کننده‌های خورنده

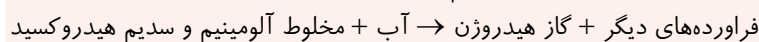
پاک‌کننده‌های صابونی و غیرصابونی بر اساس برهم‌کنش میان ذره‌ها عمل می‌کنند، اما پاک‌کننده‌های خورنده افزون بر این برهم‌کنش‌ها، با آلاینده‌ها واکنش می‌دهند.

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 فرآورده‌هایی تبدیل کنند که با آب شسته شوند.

این پاک‌کننده‌ها از نظر شیمیایی فعال هستند و خاصیت خورندگی نیز دارند. ➡ 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 مجاری 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 $(\text{H}_2(\text{g}))$ تولید شده در این واکنش نیز قدرت پاک‌کنندگی این مخلوط را افزایش می‌دهد.

ویژگی‌های اسید و باز

- موادی هستند که در دمای اتاق pH آن‌ها کمتر از ۷ بوده و کاغذ pH را به رنگ سرخ درمی‌آورند.
- اغلب اکسیدهای نافلزی را اکسیدهای اسیدی نیز می‌نامند، زیرا در صورت حل شدن در آب تولید یک اسید می‌کنند.
- اسیدها با اغلب فلزها واکنش می‌دهند و گاز هیدروژن آزاد می‌کنند، به عنوان مثال:
- $$\text{Fe(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{FeCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$$
- توجه** فلزهای طلا، پلاتین، پالادیم، جیوه، نقره و مس واکنش‌پذیری کمی دارند و در مجاورت اسیدها گاز هیدروژن آزاد نمی‌کنند.
- در تماس با پوست سوزش ایجاد می‌کنند.
- 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 می‌کند، برگشت مقداری از محتویات اسیدی معده به لوله مری است.
- مزه ترش مواد خوراکی و میوه‌هایی مانند ریواس، انگور، لیموترش، کیوی، گوجه‌سبز، تمشک، توت‌فرنگی و ... ناشی از وجود مولکول‌های کربوکسیلیک اسیدها در ساختار آن‌ها است.
- موادی هستند که در دمای اتاق pH آن‌ها بیشتر از ۷ بوده و کاغذ pH را به رنگ آبی در می‌آورند.
- اغلب اکسیدهای فلزی را اکسیدهای بازی نیز می‌نامند زیرا در صورت حل شدن در آب تولید یک باز می‌کنند.
- بازها اغلب مزه‌ای تلخ دارند.
- بازها در سطح پوست همانند صابون، احساس لیزی ایجاد می‌کنند اما به آن نیز آسیب می‌رسانند.

اسید و باز در زندگی

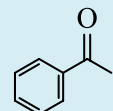
- ۱- برای کاهش میزان اسیدی بودن خاک به آن آهک (CaO) می‌افزایند.
- ۲- اغلب داروها ترکیب‌هایی با خاصیت اسیدی یا بازی هستند.
- ۳- تنظیم میزان اسیدی بودن شونده‌ها ضروری است.
- ۴- زندگی بسیاری از آبزیان به میزان pH وابسته است.
- ۵- اغلب میوه‌ها دارای اسیدند و pH آن‌ها کمتر از ۷ است.
- ۶- ورود فاضلاب‌های صنعتی به محیط زیست سبب تغییر pH می‌شود.
- ۷- گل ادریسی در خاک اسیدی به رنگ آبی و در خاک بازی به رنگ سرخ است.

نظریه آرنیوس

- آرنیوس که بر روی رسانایی الکتریکی محلول‌های آبی کار می‌کرد، نخستین کسی بود که اسیدها و بازها را بر یک مبنای علمی توصیف کرد.
- آرنیوس معتقد بود اسیدها و بازها هنگام حل شدن در آب، به طور جزئی یا کامل شکسته می‌شوند و ذره‌هایی باردار به نام یون را پدید می‌آورند.
- یافته‌های تجربی آرنیوس نشان داد $\rightarrow$ محلول اسیدها و بازها رسانای جریان الکتریکی هستند، هر چند میزان رسانایی آن‌ها با یکدیگر یکسان نیست.
- اسید آرنیوس $\rightarrow$ مواد و ترکیب‌هایی که با حل شدن در آب غلظت یون H^+ را افزایش می‌دهند، مانند گاز هیدروژن کلرید.
- باز آرنیوس $\rightarrow$ مواد و ترکیب‌هایی که با حل شدن در آب غلظت یون OH^- را افزایش می‌دهند، مانند سدیم هیدروکسید جامد.
- با استفاده از نظریه آرنیوس شیمی‌دان‌ها نتیجه گرفتند که:
- ۱- هرچه $[\text{H}^+]$ محلولی بیشتر باشد $\rightarrow$ آن محلول اسیدی‌تر است.
 - ۲- هرچه $[\text{OH}^-]$ محلولی بیشتر باشد $\rightarrow$ آن محلول بازی‌تر است.
 - ۳- اگر در یک سامانه $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ ، آن سامانه خنثی است.

اسیدها و بازهای معروف و موادی که خاصیت اسیدی و بازی دارند

اسیدهای معروف	بازهای معروف
۱- اسیدهای معدنی (HNO_3 , HF و ...)	۱- هیدروکسیدهای فلزی محلول در آب (NaOH و ...)
۲- کربوکسیلیک اسیدها (RCOOH)	۲- محلول اکسیدهای فلزی (CaO و ...) در آب
۳- محلول اکسیدهای نافلزی (SO_3 , N_2O_5 و ...)	۳- محلول فلزهای فعال (Na و ...) در آب
۴- برخی نمک‌ها (NH_4Cl)	۴- برخی نمک‌ها (NaHCO_3 و ...)
۵- بنزوئیک اسید	۵- صابون (RCOO^-Na^+)



اسیدها و بازهای معروف و موادی که خاصیت اسیدی و بازی دارند

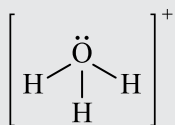
اسیدهای معروف	بازهای معروف
۶- سرکه خوراکی با خاصیت اسیدی ملایم: $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{H}$ ۷- لاکتیک اسید (موجود در شیر ترش شده) ۸- آب باتری خودرو، اسید معده، آب گوجه‌فرنگی، آب سیب و قهوه، خاصیت اسیدی دارند. ۹- اسیدهای موجود در هواکره (H_2CO_3 و HNO_3 و H_2SO_4) ۱۰- متانوئیک (فرمیک) اسید: (اسید حاصل از گزش مورچه سرخ): $\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$	۶- سفیدکننده‌ها (NaClO) ۷- شربت معده ۸- محلول آمونیاک (NH_3) ۹- محلول لوله‌بازکن ۱۰- محلول تمیزکننده اجاق گاز

اسیدها و بازها در آب نتیجه حل شدن

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

یون هیدرونیوم (H_3O^+)

یون $\text{H}^+(\text{aq})$ در آب به صورت H_3O^+ یافت می‌شود و به یون هیدرونیوم معروف است.



ساختار لوویس یون هیدرونیوم به شکل روبه‌رو است:

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 پروتون دار HA	برحسب غلظت مولی
$\alpha = \frac{[\text{H}^+]}{M} \text{ یا } \frac{[\text{A}^-]}{M}$	$\alpha = \frac{\text{غلظت مولی اسید یونیده شده}}{\text{غلظت مولی اولیه اسید حل شده}}$

درجه یونش

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

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

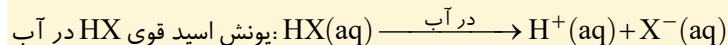
اسیدها هرچه قوی‌تر باشند، درجه یونش بزرگ‌تری دارند. در واقع می‌توان گفت به ازای غلظت مولی معین از یک اسید، هر چه درجه یونش بیشتر باشد، قدرت اسیدی نیز بیشتر است.

در اسیدها و بازهای ضعیف میزان یونش و درجه یونش (α) با دمای محلول رابطه مستقیم و با غلظت محلول رابطه معکوس دارد.

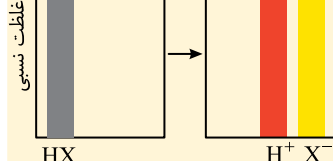
اسیدهای قوی

به اسیدهایی که هر مولکول آن در آب تنها می‌تواند یک یون هیدرونیوم تولید کند، اسید تک‌پروتون‌دار می‌گویند. برای نمونه HCl ، HFN 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 هیدرونیوم می‌شود، به دو دسته ضعیف و قوی دسته‌بندی می‌کنند.

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

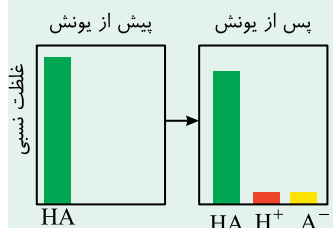


$$\text{در اسیدهای قوی: } [\text{HX}] = [\text{H}^+] = [\text{X}^-]$$

هیدروکلریک اسید (HCl(aq))، هیدروبرمیک اسید (HBr(aq))، هیدرویدیک 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

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 الکترولیت‌های ضعیف هستند و در محلول آن‌ها علاوه بر اندک یون‌های آب‌پوشیده، مولکول‌های یونیده‌نشده اسید نیز حضور دارند.



یونش اسیدهای ضعیف، ناقص و تعادلی است:

$$\text{HA(aq)} \xrightleftharpoons{\text{در آب}} \text{H}^+(\text{aq}) + \text{A}^-(\text{aq})$$

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

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

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

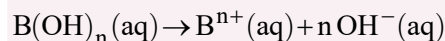
$$[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = M \cdot \alpha$$

مولاریته اسید

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

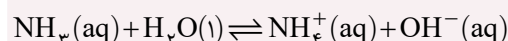
بازهای قوی و ضعیف

بازهای قوی بر اثر حل شدن در آب تقریباً به‌طور کامل یونش می‌یابند و معادله یونش آن‌ها به‌صورت کامل و برگشت‌ناپذیر است. معادله یونش باز قوی B(OH)_n به صورت روبرو است:



هیدروکسیدهای فلزهای گروه اول و دوم (به جز 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 معادله یونش NH_3 در آب توجه کنید:



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

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.

در رسانایی الکتریکی، رسانایی توسط الکترون‌ها انجام می‌شود. فلزها و گرافیت (مغز مداد) رسانای الکتریکی هستند.

در رسانایی یونی، رسانایی توسط یون‌ها انجام می‌شود. در واقع یون‌ها با حرکت آزادانه و نامنظم خود از نقطه‌ای به نقطه دیگر جابه‌جا می‌شوند که این موضوع باعث جابه‌جایی بارهای الکتریکی و رسانایی می‌شود.

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 الکترولیت‌ها و غیرالکترولیت‌ها، رسانایی الکتریکی آن‌ها را نیز بررسی می‌کنیم:

نوع انحلال	الکترولیت‌های قوی	الکترولیت‌های ضعیف	غیرالکترولیت‌ها
یونی	یونی - مولکولی	مولکولی	
مثال‌های مهم	۱- ترکیب‌های یونی محلول در آب مثال: $NaCl$ ، NH_4NO_3 و ... ۲- اسیدهای قوی مثال: HCl ، HBr ، HNO_3 و ... ۳- بازهای قوی مثال: $NaOH$ ، KOH ، $Ca(OH)_2$ و ...	۱- اسیدهای ضعیف مثال: HNO_2 ، HCN ، HF و ... ۲- بازهای ضعیف مثال: NH_3 و ...	۱- متانول (CH_3OH) ۲- اتانول (C_2H_5OH) ۳- استون (C_3H_6O) ۴- متانال (CH_3CHO) ۵- گلوکز ($C_6H_{12}O_6$) ۶- ساکارز ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
رسانایی	اگر مقدار کافی از این مواد در آب حل شود، محلول حاصل رسانایی الکتریکی خوبی خواهد داشت	محلول شامل این مواد، رسانایی الکتریکی کمی دارند.	انحلال این مواد در آب رسانایی الکتریکی آب را افزایش نمی‌دهد.

نتیجه: در محلول‌های الکترولیت به دلیل وجود یون‌ها و حرکت آزادانه اما نامنظم آن‌ها، بارهای الکتریکی جابه‌جا 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 الکترولیت 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:

محلول ۴٪ مولار آلومینیم سولفات $(Al_2(SO_4)_3)$ < محلول ۵٪ مولار کلسیم کلرید $(CaCl_2)$: مقایسه رسانایی الکتریکی
 $\frac{4 \times 5}{100} (2Al^{3+}, 3SO_4^{2-})$ $\frac{5 \times 2}{100} (Ca^{2+}, 2Cl^{-})$

برای مقایسه رسانایی الکتریکی محلول‌های آبی حاوی الکترولیت‌های 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، هر چه عدد حاصل بزرگ‌تر باشد، رسانایی الکتریکی محلول بیشتر است:

محلول ۵٪ مولار HCN با $\alpha = 4 \times 10^{-2}$ > محلول ۵٪ مولار HF با $\alpha = 5 \times 10^{-2}$: مقایسه رسانایی الکتریکی
 $\frac{5 \times 4 \times 10^{-2} \times 2}{100} = 4 \times 10^{-3}$ $\frac{5 \times 5 \times 10^{-2} \times 2}{100} = 5 \times 10^{-3}$

خاصیت اسیدی و بازی

- خاصیت اسیدی
- هر چه غلظت اسید بیشتر $\leftarrow$ غلظت H_3O^+ بیشتر $\leftarrow$ خاصیت اسیدی بیشتر
 - هر چه pH کوچک‌تر $\leftarrow$ خاصیت اسیدی بیشتر
- خاصیت بازی
- هر چه غلظت باز بیشتر $\leftarrow$ غلظت OH^- بیشتر $\leftarrow$ خاصیت بازی بیشتر
 - هر چه pH بزرگ‌تر $\leftarrow$ خاصیت بازی بیشتر

مقایسه واکنش HCl و CH_3COOH با فلز منیزیم در شرایط یکسان

- اغلب فلزها با محلول اسیدها واکنش می‌دهند و گاز هیدروژن آزاد می‌کنند. $\leftarrow$ در دما و غلظت یکسان هر چه سرعت تولید گاز بیشتر باشد، واکنش‌پذیری اسید بیشتر بوده و اسید قوی‌تر است.
- مقایسه غلظت H_3O^+ در محلول دو اسید:
- $$HCl > CH_3COOH$$
- مقایسه قدرت اسیدی:
- $$HCl > CH_3COOH$$
- مقایسه سرعت واکنش (واکنش‌پذیری):
- $$Mg + HCl > Mg + CH_3COOH$$
- در هر دو واکنش، Mg جای H اسیدی را می‌گیرد و گاز H_2 آزاد می‌شود:
- $$Mg(s) + 2HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$$
- $$Mg(s) + 2CH_3COOH(aq) \rightarrow Mg(CH_3COO)_2(aq) + H_2(g)$$
- میزان تولید گاز H_2 در شرایط یکسان در این دو واکنش برابر است.
- مقایسه شدت تولید گاز H_2 : $Mg + HCl > Mg + CH_3COOH$
- 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 می‌روند. چند نمونه از واکنش‌های برگشت‌ناپذیر:
- $$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$$
- $$4Fe(s) + 6H_2O(l) + 3O_2(g) \rightarrow 4Fe(OH)_3(s)$$
- ۱- واکنش‌های سوختن مانند سوختن گاز شهری:
- ۲- زنگ زدن آهن:

واکنش‌های برگشت‌پذیر

- 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:
- $$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$$
- $$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$
- $$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$$
- $$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H^+(aq)$$
- ۱- واکنش تبدیل گوگرد دی‌اکسید به گوگرد تری‌اکسید:
- ۲- واکنش تهیه آمونیاک در فرایند هابر:
- ۳- واکنش تجزیه دی‌نیتروژن تترا 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.

برگشت‌پذیری و تعادل

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 مدام در حال انجام است. (هرچند در ظاهر گویا متوقف شده است ولی در حال انجام است).
- هر واکنش تعادلی یک 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 سامانه‌های 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 یونیده نشده تعادل برقرار می‌شود. مانند: $\text{HF(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$

چگونگی برقراری تعادل و نمودارهای تعادلی

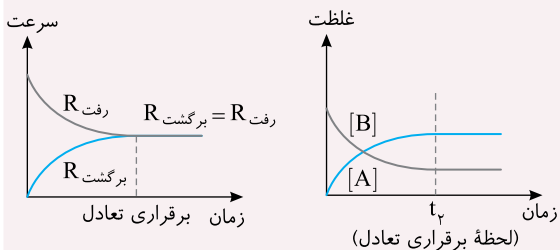
اگر در ابتدای واکنش فقط واکنش‌دهنده‌ها در ظرف واکنش موجود باشند:

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 برگشت 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 برگشت افزایش می‌یابد.

$\leftarrow$ سرانجام زمانی فرا می‌رسد که سرعت واکنش رفت و برگشت برابر شده و واکنش به تعادل می‌رسد.

نمودار سرعت - زمان این واکنش و نمودار «غلظت - زمان» برای واکنش‌دهنده‌ها و فراورده‌ها به صورت روبه‌رو 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 با یکدیگر برابر شود.

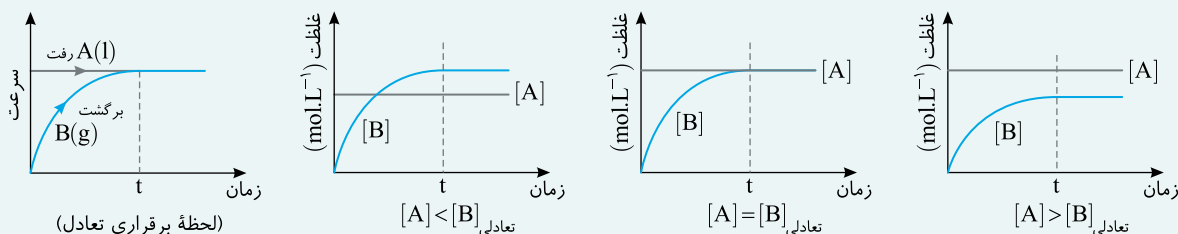
نمودار غلظت - زمان و سرعت - زمان مواد جامد و مایع خالص

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

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

$$\text{غلظت} = \frac{\text{جرم حل‌شونده (m)}}{\text{جرم مولی حل‌شونده (M)}} = \frac{\text{جرم مولی حل‌شونده (M)}}{\text{جرم مولی حلال (M)}} \times \frac{\text{جرم مولی حلال (M)}}{\text{جرم مولی حلال (M)}} = \frac{\rho}{M} = \frac{\text{جگالی}}{\text{جرم مولی}}$$

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



رابطه ثابت تعادل

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 قرار گرفته در این رابطه باید غلظت‌های تعادلی باشند.

مقدار ثابت تعادل یک واکنش فقط با تغییر دما تغییر می‌کند و با تغییر غلظت مواد شرکت‌کننده در واکنش تغییر نمی‌کند.
در رابطه ثابت تعادل فقط غلظت تعادلی گازها (g) و محلول‌های آبی (aq) را می‌نویسیم ولی 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.

یکاهای ثابت تعادل

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

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

اگر $a + b \neq c + d$ یکای ثابت تعادل (K) $= (\text{mol.L}^{-1})^{(c+d)-(a+b)}$

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

چند نکته در رابطه با محاسبه ثابت تعادل

اگر یک تعادل را معکوس کنیم (جای واکنش‌دهنده‌ها 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.

الگوی حل مسائل ثابت تعادل

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:

$$[A] = \frac{n \text{ (مول حل‌شونده)}}{V \text{ (حجم محلول بر حسب لیتر)}} \text{ (غلظت مولی A)}$$

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 $2\text{HBr(g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{(g)} + \text{Br}_2\text{(g)}$ 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 از این راه محاسبات ما کمتر شود.

ثابت یونش اسیدها و بازها

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:

$$HI > HBr > HCl > H_2SO_4 > HNO_3$$

مقایسه قدرت اسیدهای ضعیف:

$$HNO_2 > HF > HCOOH > CH_3COOH > H_2CO_3 > HCN$$

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:

هرچه K_a بزرگ‌تر ← میزان یونش اسید بیشتر ← $[H_3O^+]$ بیشتر ← اسید قوی‌تر ← رسانایی الکتریکی محلول آن بیشتر

قدرت بازی با ثابت یونش بازی رابطه مستقیم دارد:

هرچه K_b بزرگ‌تر ← میزان یونش باز بیشتر ← $[OH^-]$ بیشتر ← باز قوی‌تر ← رسانایی الکتریکی محلول آن بیشتر

واکنش‌های کامل

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

رابطه بین K_a و K_b یا 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 پروتون‌دار برابر است با حاصل ضرب مولاریته (M) اسید در درجه یونش (α):

$$[H_3O^+] = M \times \alpha$$

غلظت یون هیدروکسید (OH^-) حاصل از یونش باز ضعیفی با ظرفیت n در آب برابر است با حاصل ضرب مولاریته باز (M) در ظرفیت باز (n) در درجه یونش (α):

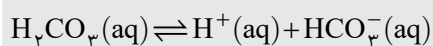
$$[OH^-] = M \cdot n \cdot \alpha$$

در جدول زیر روابط بین K_a و α و همچنین روابط بین K_b و α را مشاهده می‌کنید:

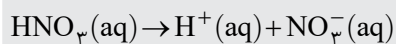
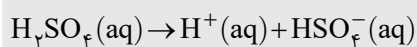
بازها	اسیدها	شرط
$K_b = \frac{M \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$	$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot M(1 - \alpha)}$	$K_a = \frac{M \alpha^2}{1 - \alpha}$
$K_b = M \cdot \alpha^2$	$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot M}$	$K_a = M \alpha^2$
		$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot M}$
		اگر $\alpha > 0.05$ یا $K > 10^{-3}$
		اگر $\alpha < 0.05$ یا $K < 10^{-3}$

باران اسیدی و باران معمولی

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.

pH و pOH

تغییر رنگ کاغذ pH معیاری 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.

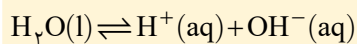
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

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

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

واکنش خودیونش 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 معادلهٔ روبه‌رو تولید می‌شوند:



براساس اندازه‌گیری‌ها و یافته‌های تجربی در دمای اتاق برای آب و محلول‌های آبی رابطهٔ $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ 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 $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$.

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

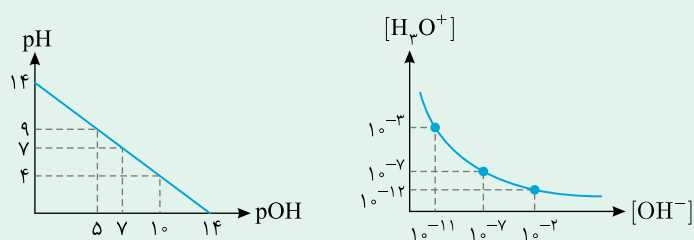
تغییرات غلظت یون H_3O^+ و یون OH^- رابطهٔ عکس دارند، یعنی افزایش یکی موجب کاهش دیگری می‌شود و برعکس.

در دمای $25^\circ C$ همواره مجموع pH و pOH برابر عدد ثابت ۱۴ است، بنابراین اگر pH افزایش یابد pOH باید کاهش یابد که مجموع آن‌ها همواره برابر ۱۴ باقی بماند.

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

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

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

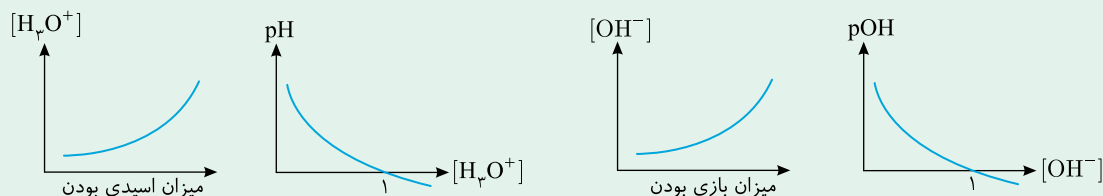


$[H_3O^+]$ با میزان اسیدی بودن رابطهٔ مستقیم و با pH رابطهٔ عکس دارد:

افزایش غلظت H_3O^+ ← افزایش میزان اسیدی بودن محلول ← کاهش مقدار pH

تغییرات $[OH^-]$ با pOH رابطهٔ عکس دارد به‌طوری که:

افزایش غلظت OH^- ← افزایش میزان بازی بودن محلول ← 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 به‌دست

می‌آوریم: (با فرض اینکه در دمای اتاق قرار داریم $[OH^-][H_3O^+] = 10^{-14}$ گرفته‌ایم).

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

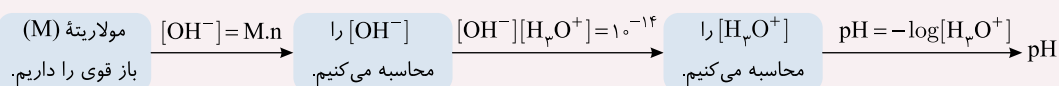
۲) داریم $pH \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$

با استفاده از $pH = -\log[H_3O^+]$ را به‌دست می‌آوریم $\xrightarrow{\text{با استفاده از } [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}}$ را به‌دست می‌آوریم $\xrightarrow{\text{با استفاده از } [OH^-]}$ داریم
 pH را به‌دست می‌آوریم $\xrightarrow{\text{با استفاده از } pOH + pH = 14}$ را به‌دست می‌آوریم $\xrightarrow{\text{با استفاده از } pOH = -\log[OH^-]}$ داریم

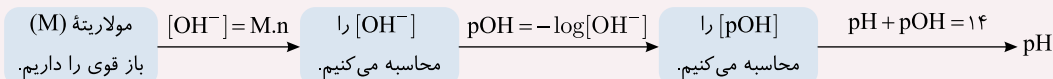
سبک دوم مسائل pH: اگر مولاریتهٔ اسید قوی را داشته باشیم برای محاسبهٔ pH اسیدهای قوی تک پروتون‌دار (مانند HBr ، HI ، HCl و HNO_3) از الگوی زیر استفاده می‌کنیم:

مولاریتهٔ اسید (M) یک ظرفیتی را داریم. $\xrightarrow{[H_3O^+] = M}$ محاسبه می‌کنیم. $\xrightarrow{pH = -\log[M]}$ pH را به‌دست می‌آوریم

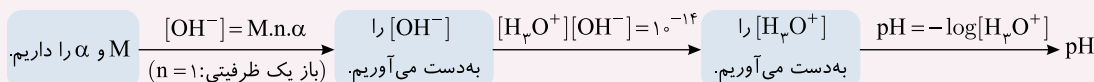
سبک سوم مسائل pH: اگر مولاریته باز قوی را داشته باشیم برای محاسبه pH محلول بازها از الگوی زیر استفاده می‌کنیم:



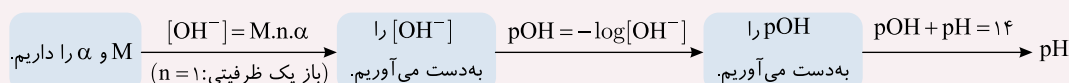
البته برای حل این سبک از مسائل الگوی حل دیگری هم داریم:



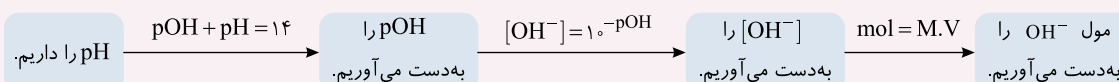
سبک چهارم مسائل pH: اگر مولاریته (M) و درجه یونش (α) باز ضعیف را داشته باشیم، برای محاسبه pH از الگوی زیر استفاده می‌کنیم: (دقت کنید که برای اسید ضعیف هم الگو همین است فقط با این تفاوت که باید غلظت یون هیدرونیوم را محاسبه کنیم.)



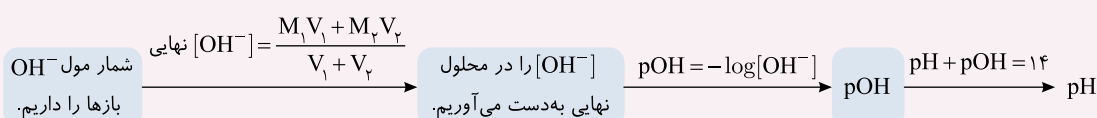
البته می‌توانیم الگوی دیگری نیز برای رسیدن به pH داشته باشیم:



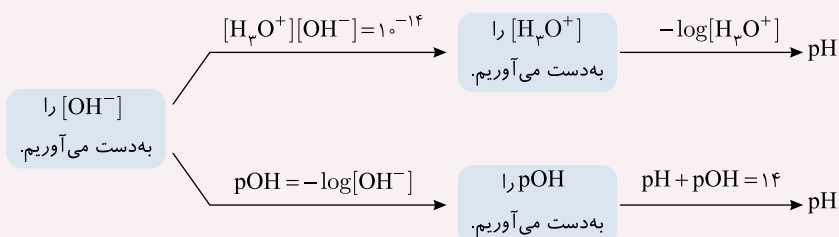
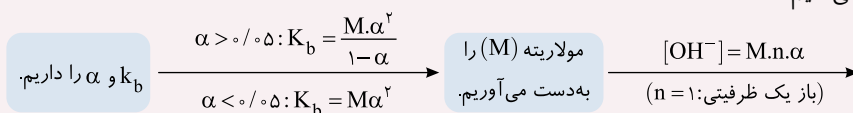
سبک پنجم مسائل pH: اگر pH محلول دو باز قوی را داشته باشیم برای محاسبه شمار مولها از الگوی زیر استفاده می‌کنیم: (دقت کنید که برای اسید قوی هم الگو همین است فقط با این تفاوت که باید تعداد مول یون هیدرونیوم را محاسبه کنیم.)



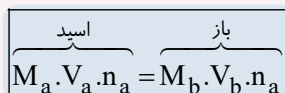
پس از به دست آوردن شمار مولهای OH^- در محلول بازها با استفاده از الگوی زیر می‌توانیم pH محلول نهایی را محاسبه کنیم:



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

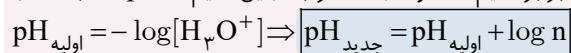


سبک هفتم مسائل pH: اگر اسید و باز به طور کامل با هم خنثی شوند رابطه زیر بین مولاریته (M)، حجم (V) و ظرفیت (n) آن‌ها برقرار است:



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 پروتون دار سرو کار داریم بنابراین در رابطه بالا اغلب $n_a = 1$ است. اما در رابطه با بازها به مثال‌های روبه‌رو توجه نمایید: $\text{Ca(OH)}_2, \text{Ba(OH)}_2 \Rightarrow n_b = 2$ $\text{LiOH}, \text{NaOH}, \text{KOH}, \text{NH}_3 \Rightarrow n_b = 1$

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:

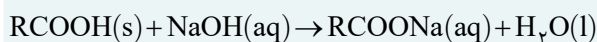


چگونگی عملکرد شوینده‌های خورنده

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.

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

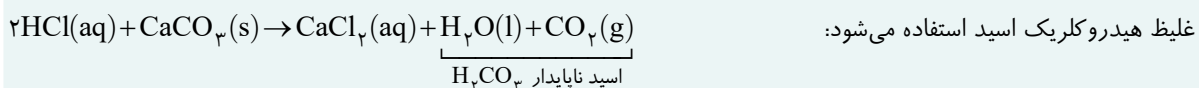
اگر مسیر یک لوله را اسید چرب مسدود کرده باشد، ریختن محلول سدیم هیدروکسید در لوله سبب واکنش زیر می‌شود:



فرآوردهٔ چنین واکنش‌هایی خود نوعی پاک‌کننده است که در آب حل می‌شود و می‌تواند چربی‌های اضافی را بزداید.

به طور کلی شوینده‌های خورنده رسوب‌های 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 $\text{CaCO}_3(\text{s})$)، برای زدودن آن‌ها از محلول



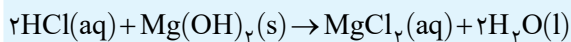
ضد اسیدها

خوردن غذا سبب می‌شود که غده‌های موجود در دیوارهٔ معده، هیدروکلریک اسید ترشح کند — در بدن انسان بالغ روزانه بین دو تا سه لیتر شیرهٔ معده تولید می‌شود که غلظت یون هیدرونیوم آن حدود ۰/۳٪ مول بر لیتر است — درون معده یک محیط بسیار اسیدی است.

دیوارهٔ داخلی معده به طور طبیعی مقدار کمی از یون‌های هیدرونیوم را جذب می‌کند — این جذب سبب نابودی سلول‌های سازندهٔ دیوارهٔ معده می‌شود.

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

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 Al(OH)_3 ، منیزیم هیدروکسید Mg(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

در سایه شیمی آسایش و رفاه

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

دو رکن اساسی تحقق فناوری‌ها — دستیابی به مواد مناسب
تأمین انرژی

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

الکتروشیمی

الکتروشیمی شاخه‌ای از دانش شیمی است که در بهبود خواص مواد و تأمین انرژی نقش بسزایی دارد.

الکتروشیمی افزون بر تهیه مواد جدید به کمک انرژی الکتریکی می‌تواند در راستای پیاده کردن اصول شیمی سبز گام بردارد.

الکتروشیمی به مطالعه فرایندهایی می‌پردازد که انجام واکنش‌های شیمیایی در آن‌ها با داد و ستد الکترون همراه است — واکنش‌هایی که مبنای تولید انرژی الکتریکی هستند.

برخی قلمروهای الکتروشیمی:

- ۱- تأمین انرژی (باتری‌ها، سلول سوختی و سوخت آن‌ها)
- ۲- تولید مواد (برقکافت، آبکاری)
- ۳- اندازه‌گیری و کنترل کیفی (اطمینان از کیفیت فراورده)

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

انجام واکنش با سفر الکترون

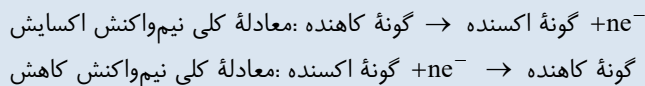
بسیاری از واکنش‌های شیمیایی با داد و ستد الکترون همراه هستند که این داد و ستد الکترون بین گونه‌های واکنش‌دهنده می‌تواند منشأ تولید انرژی الکتریکی باشد.

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

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

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

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



اکسیژن نافلز 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 با از دست دادن الکترون اکسایش می‌یابد (کاهنده است). $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(s) + 2e^-$ نیم‌واکنش اکسایش

{ **(ب)** اکسیژن با گرفتن الکترون کاهش می‌یابد (اکسنده است). $O_2(g) + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}(s)$ نیم‌واکنش کاهش

مقایسهٔ اکسنده و کاهنده

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

نیم‌واکنش‌ها و معادلهٔ کلی اکسایش - کاهش

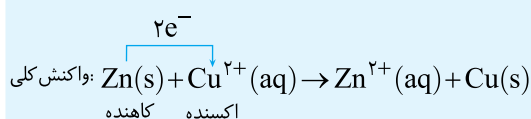
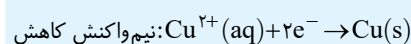
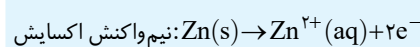
برای به‌دست آوردن معادلهٔ موازنه شدهٔ یک واکنش اکسایش - کاهش با استفاده از معادلهٔ نیم‌واکنش‌ها به صورت زیر عمل می‌کنیم:

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

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

پ) معادلهٔ کلی اکسایش - کاهش از جمع معادلهٔ دو نیم‌واکنش به‌دست می‌آید.

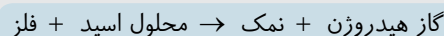
هرگاه تیغه‌ای از جنس فلز روی درون محلول مس (II) سولفات آبی رنگ قرار گیرد، به تدریج از شدت رنگ محلول کاسته می‌شود که این تغییر رنگ نشان‌دهندهٔ انجام واکنش $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu(s)} + \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ است:



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

واکنش فلزها با محلول اسیدها

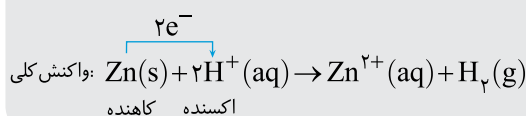
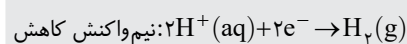
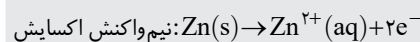
اغلب فلزها در واکنش با محلول اسیدها، گاز هیدروژن و نمک تولید می‌کنند:



در این واکنش‌ها، اتم‌های فلز الکترون از دست داده و اکسایش می‌یابند و سبب کاهش یون‌های هیدروژن شده‌اند. اتم‌های فلز نقش کاهنده را دارند.

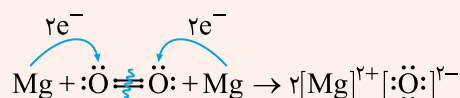
یون‌های هیدروژن الکترون به‌دست آورده و کاهش یافته‌اند و سبب اکسایش اتم‌های فلز شده‌اند. یون‌های هیدروژن نقش اکسنده را دارند.

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

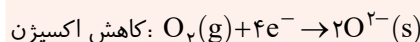
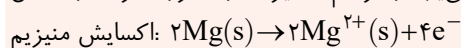


واکنش‌های اکسایش - کاهش همراه با آزاد شدن انرژی

طبق واکنش زیر منیزیم با نور خیره‌کننده‌ای در اکسیژن می‌سوزد و به منیزیم اکسید تبدیل می‌شود:



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



از نور حاصل از این واکنش در زمان‌های قدیم به عکاسی به عنوان منبع نور استفاده می‌شد.

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

مقایسه قدرت کاهندگی فلزهای مختلف

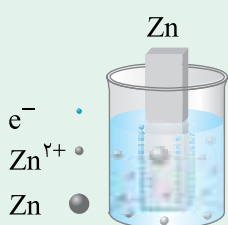
تمایل فلزها برای از دست دادن الکترون در محلول‌های آبی یکسان نیست — فلزها قدرت کاهندگی متفاوتی دارند. در یک واکنش اکسایش - کاهش، فلزی که قدرت کاهندگی بیشتری دارد می‌تواند با برخی کاتیون‌های فلزی واکنش دهد و آن‌ها را به اتم‌های فلزی بکاهد. در اغلب واکنش‌های اکسایش - کاهش مخلوط واکنش گرم می‌شود، زیرا سامانه 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:

$\text{Al} > \text{Zn} > \text{Fe} > \text{Cu} > \text{Au}$:مقایسه قدرت کاهندگی $\rightarrow$ $\text{Al} > \text{Zn} > \text{Fe} > \text{Cu} > \text{Au}$:مقایسه دمای مخلوط واکنش

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

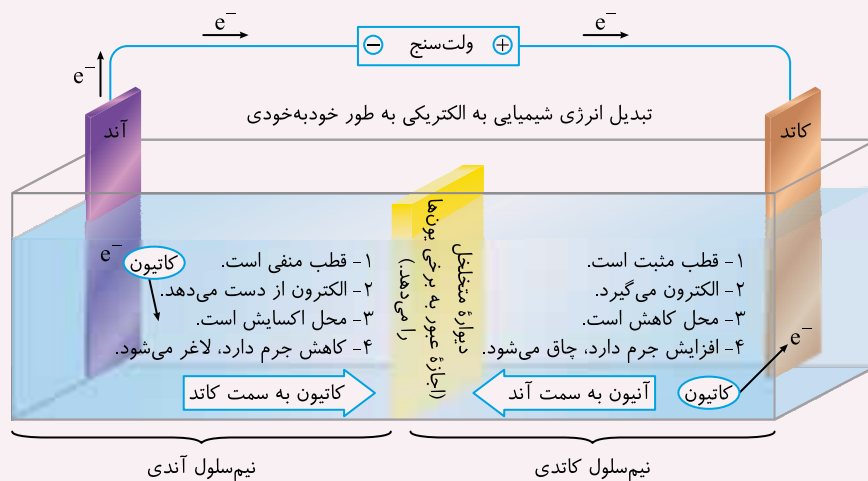
نیم سلول

یک نیم‌سلول شامل یک تیغه فلزی (رسانای الکترونی یا الکتروود) است که در محلول آبی دارای یون‌های خودش (رسانای یونی یا الکترولیت) قرار گرفته است. نیم‌واکنش‌های اکسایش و کاهش در سطح الکتروود (مرز میان رسانای الکترونی و رسانای یونی) انجام می‌شود. یک نیم‌سلول در مجموع از نظر بار الکتریکی خنثی است. با قرار دادن یک تیغه Zn درون محلول آبی حاوی یون‌های روی (مانند ZnSO_4) نیم‌سلول روی تشکیل می‌شود (شکل روبه‌رو) در این نیم‌سلول بین فلز و یون‌های آن یک تعادل برقرار می‌شود: $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn(s)}$



سلول گالوانی

برای ایجاد جریان الکتریکی در واکنش‌های اکسایش - کاهش باید الکترون‌ها را از یک مسیر معین عبور داد. برای تبدیل بخشی از انرژی آزاد شده در واکنش اکسایش - کاهش به شکل انرژی الکتریکی در دسترس، باید به جای داد و ستد مستقیم الکترون بین گونه‌های اکسایش و کاهش یافته در یک واکنش، الکترون‌ها را از طریق یک مدار بیرونی هدایت و جابه‌جا کرد. سلول گالوانی دستگاهی است که می‌تواند براساس قدرت کاهندگی فلزها، انرژی الکتریکی تولید کند. سلول گالوانی شامل دو نیم‌سلول (الکتروود) 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 الکترولیت توسط یک دیواره متخلخل از یکدیگر جدا می‌شوند. وجود دیواره متخلخل باعث می‌شود که:

(الف) از مخلوط شدن سریع و مستقیم دو الکترولیت جلوگیری شود.

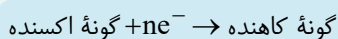
(ب) با جابه‌جایی یون‌ها بین دو الکترولیت، محلول الکترولیت‌ها خنثی باقی بمانند.

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

جدول سری الکتروشیمیایی

شیمی‌دان‌ها E° بسیاری از نیم‌سلول‌ها را اندازه‌گیری کرده و آن‌ها را در جدولی با عنوان سری الکتروشیمیایی (جدول پتانسیل‌های کاهش استاندارد) مرتب کرده‌اند. مثبت‌ترین E° در بالای جدول و منفی‌ترین E° در پایین جدول قرار دارد.

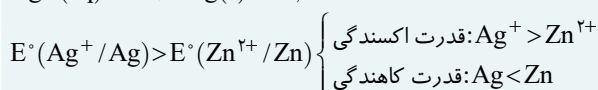
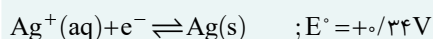
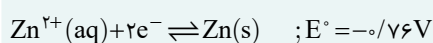
به پیشنهاد آیوپاک برای هماهنگی در منابع معتبر علمی، پتانسیل‌های استاندارد نیم‌سلول‌ها به صورت پتانسیل کاهش استاندارد نوشته می‌شود:



پتانسیل نیم‌واکنش‌های کاهش را می‌توان به روشی ساده‌تر به صورت روبه‌رو نمایش داد: (گونه کاهنده / گونه اکسندۀ) E°

E° منفی‌تر	E° مثبت‌تر
۱- گونه اکسندۀ (کاتیون فلزی) در نیم‌واکنش کاهش تمایل کمتری برای گرفتن الکترون دارد و اکسندۀ ضعیف‌تری است.	۱- گونه اکسندۀ (کاتیون فلزی) در نیم‌واکنش کاهش تمایل بیشتری برای گرفتن الکترون دارد و اکسندۀ قوی‌تری است.
۲- گونه کاهندۀ (اتم فلزی) در نیم‌واکنش اکسایش تمایل بیشتری برای از دست دادن الکترون دارد و کاهندۀ قوی‌تری است.	۲- گونه کاهندۀ (اتم فلزی) در نیم‌واکنش اکسایش تمایل کمتری برای از دست دادن الکترون دارد و کاهندۀ ضعیف‌تری است.

به مقایسه قدرت اکسندگی و کاهندگی گونه‌ها در نیم‌واکنش‌های زیر توجه نمایید:



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

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

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

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

ساخت سلول با SHE

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

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

هر سلول گالوانی ولتاژ معینی دارد که نشان‌دهندۀ اختلاف پتانسیل میان دو نیم‌سلول است. ولتاژ یک سلول کمیتی است که به نیروی الکتروموتوری معروف است و با emf نمایش داده می‌شود.

پتانسیل سلول گالوانی معیاری از اختلاف قدرت به‌دست آوردن الکترون بین دو نیم‌سلول می‌باشد.

پتانسیل الکتریکی یک سلول گالوانی برابر اختلاف پتانسیل آند و کاتد است:

$$emf = E^\circ(\text{سلول}) = E^\circ(\text{کاتد}) - E^\circ(\text{آند}) = E^\circ(\text{بزرگ‌تر}) - E^\circ(\text{کوچک‌تر}) = E^\circ(\text{الکتروکاتد}) - E^\circ(\text{الکتروآند})$$

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.

سلول E° گالوانی

ضمن کار کردن سلول گالوانی

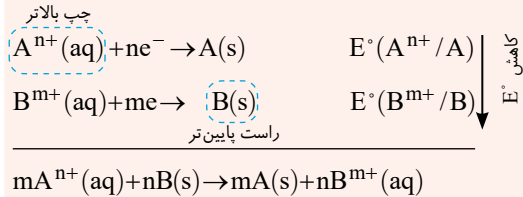
- غلظت کاتیون در الکترولیت کاتدی کاهش می‌یابد.
- غلظت کاتیون در الکترولیت آندی افزایش می‌یابد.
- به مرور زمان ولتاژ سلول کاهش یافته و به صفر می‌رسد.

ولتاژ سلول گالوانی

- هرچه غلظت کاتیون در نیم‌سلول کاتدی بیشتر و در نیم‌سلول آندی کمتر $\leftarrow$ ولتاژ سلول بیشتر
- با غلظت محلول الکترولیت (غلظت کاتیون) در کاتد رابطه مستقیم دارد.
- با غلظت محلول الکترولیت (غلظت کاتیون) در آند رابطه عکس دارد.

پیش‌بینی انجام‌پذیر بودن واکنش‌ها

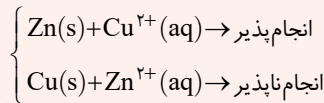
اگر E° واکنش عددی مثبت باشد، واکنش در جهت رفت به‌طور طبیعی انجام‌پذیر است.
اگر E° واکنش عددی منفی باشد، واکنش در جهت برگشت به‌طور طبیعی انجام‌پذیر است. در واقع در جهت رفت به‌طور طبیعی انجام‌پذیر نیست.
در سری الکتروشیمیایی واکنش گونه سمت چپ نیم‌واکنش بالاتر با گونه سمت راست نیم‌واکنش پایین‌تر انجام‌پذیر است. (در جهت رفت به‌طور طبیعی انجام می‌شود.)



در سری الکتروشیمیایی همواره فلز پایین‌تر می‌تواند با کاتیون فلز بالاتر به‌طور طبیعی واکنش دهد:

$$E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = +0.34V$$

$$E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = -0.76V$$



واکنش می‌دهد $\rightarrow$ چپ بالاتر با راست پایین‌تر

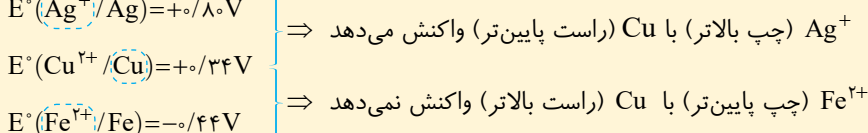
نگهداری محلول‌ها در ظرف فلزی

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

$$E^\circ(Ag^+/Ag) = +0.80V$$

$$E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = +0.34V$$

$$E^\circ(Fe^{2+}/Fe) = -0.44V$$



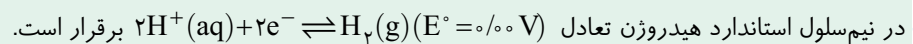
نتیجه: ظرفی مسی برای نگهداری محلول کاتیون‌های Fe^{2+} مناسب است و نمی‌توان محلول کاتیون‌های Ag^+ را در ظرف مسی نگهداری کرد.

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

نیم سلول استاندارد هیدروژن

ولتاژی که ولت‌سنج در سلول گالوانی نشان می‌دهد مربوط به اختلاف پتانسیل میان دو نیم‌سلول آندو کاتد است و مشخص‌کننده پتانسیل یک نیم‌سلول نمی‌باشد.

اندازه‌گیری پتانسیل یک نیم‌سلول به‌طور جداگانه ممکن نیست و این کمیت باید به‌طور نسبی اندازه‌گیری شود.
شیمی‌دان‌ها برای محاسبه پتانسیل یک نیم‌سلول، نیم‌سلول استاندارد هیدروژن (SHE) را به عنوان مبنا انتخاب کردند و پتانسیل آن را برابر با صفر در نظر گرفتند.



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

عدد ولت‌سنج = اختلاف پتانسیل بین SHE و نیم‌سلول مورد نظر
پتانسیل SHE برابر صفر است $\leftarrow$ عدد ولت‌سنج = پتانسیل نیم‌سلول مورد نظر بنابراین

برای ذخیره انرژی الکتریکی لیتیم، فلزی ارزشمند

باتری یک سلول گالوانی و منبعی برای تولید انرژی الکتریکی است.
باتری‌ها در شکل، اندازه و کارایی با یکدیگر تفاوت آشکاری دارند اما در همه آن‌ها با انجام شدن نیم‌واکنش‌های آندی و کاتدی، جریان الکتریکی در مدار بیرونی برقرار می‌شود.

در فناوری ساخت باتری‌های جدید نقش فلز لیتیم پررنگ است زیرا در میان فلزها کمترین چگالی و E° را دارد $\leftarrow$ این ویژگی‌های لیتیم سبب شد راه برای ساخت باتری‌های سبک‌تر، کوچک‌تر و با توانایی ذخیره بیشتر انرژی هموار شود.

دو نمونه از باتری‌های لیتیومی $\leftarrow$ باتری دگمه‌ای که در شکل‌ها و اندازه‌های گوناگون به کار می‌رود.
باتری‌های موجود در تلفن و رایانه همراه که می‌توان آن‌ها را بارها شارژ کرد.

بازیافت باتری‌های لیتیومی

افزایش تقاضا برای باتری‌های لیتیومی و استفاده از میلیاردها باتری لیتیومی درون دستگاه‌های الکترونیک در سرتاسر جهان در هر سال موجب می‌شود حجم انبوهی از پسماندهای الکترونیکی همراه با باتری‌های لیتیومی تولید شود. بازیافت این باتری‌ها اهمیت زیادی دارد زیرا:

- ۱- پسماندها به دلیل داشتن مواد شیمیایی گوناگون، سمی هستند و محیط زیست را آلوده می‌کنند.
- ۲- برخی از این پسماندها دارای مقدار قابل توجهی از مواد و فلزهای ارزشمند و گران‌قیمت هستند.

با بازیافت باتری‌ها می‌توان حجم انبوهی از فلزهای گوناگون را به چرخه مصرف بازگرداند.

برای تولید انرژی سبز سلول سوختی، منبعی

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 با چالشی نگران‌کننده روبه‌رو کرده است. جایگزینی مناسب برای سوخت‌های فسیلی: سلول سوختی که نوعی سلول گالوانی است و افزون بر کارایی بیشتر، می‌تواند ردپای CO_2 را کاهش دهد بنابراین دوستدار محیط زیست بوده و منبع انرژی سبز به شمار می‌رود. سوزاندن گاز هیدروژن در موتور درون‌سوز بازدهی نزدیک به ۲۰ درصد دارد در حالی که اکسایش آن در سلول سوختی بازده را تا سه برابر (حدود ۶۰ درصد) افزایش می‌دهد. بنابراین بازده سلول‌های سوختی صددرصد نیست. مراحل تبدیل انرژی شیمیایی موجود در یک سوخت به انرژی الکتریکی در سلول سوختی بسیار کمتر است به همین دلیل ائتلاف انرژی به صورت گرما کمتر از نیروگاه‌ها است:

انرژی الکتریکی → انرژی مکانیکی → انرژی گرمایی → انرژی شیمیایی : در نیروگاه‌ها
 انرژی الکتریکی → انرژی شیمیایی : در سلول سوختی

هیدروژن - سلول سوختی اکسیژن

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

$$\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \quad E^\circ = 0 \text{V} \quad (\text{نیم‌واکنش آندی})$$

$$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad E^\circ = +1.23 \text{V} \quad (\text{نیم‌واکنش کاتدی})$$

$$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad E^\circ = +1.23 \text{V} \quad (\text{واکنش کلی})$$

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 الکترون‌ها از آند به کاتد و از طریق مدار بیرونی (رسانای الکترونی) و جهت حرکت کاتیون‌ها (H^+) از طریق رسانای یونی (غشای مبادله‌کننده پروتون) به سمت کاتد است.

مفهوم عدد اکسایش

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 اکسیده (کاهش یافته) و کاهشنده (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 و یا صفر باشد. در یک واکنش، افزایش عدد اکسایش یک گونه به معنی از دست دادن الکترون و انجام فرایند اکسایش است. در یک واکنش، کاهش عدد اکسایش یک گونه به معنی گرفتن الکترون و انجام فرایند کاهش است.

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

توجه

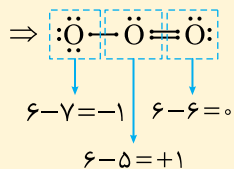
مقایسه‌های زیر را حفظ باشید:

$F > O > N > Cl > C > H$ مقایسه خصلت نافلزی چند نافلز $F > Cl > Br > I$ مقایسه خصلت نافلزی در گروه هالوژن‌ها

۳- اگر پیوند، بین دو اتم یکسان باشد، از هر جفت الکترون پیوندی یک الکترون به هر اتم نسبت می‌دهیم.

۴- تمام الکترون‌های ناپیوندی روی هر اتم را به همان اتم نسبت می‌دهیم.

۵- مجموع تعداد الکترون‌های ناپیوندی و پیوندی نسبت داده شده به اتم را حساب می‌کنیم.



۶- $\left(\begin{array}{l} \text{مجموع الکترون‌های پیوندی و} \\ \text{ناپیوندی نسبت داده شده به اتم} \end{array} \right) - \left(\begin{array}{l} \text{تعداد الکترون‌های ظرفیتی} \\ \text{اتم در حالت خنثی} \end{array} \right) = \text{عدد اکسایش اتم}$

۷- عدد اکسایش هر سه اتم اکسیژن در O_3 متفاوت است.

- ۱- عدد اکسایش عناصر به حالت آزاد برابر با صفر است. مانند H_2 , O_2 , Fe , Mg , ...
- ۲- عدد اکسایش پایدارترین دگرشکل هر عنصر صفر است. بنابراین در بین دگرشکل‌های اکسیژن، O_2 دارای عدد اکسایش صفر است.
- ۳- عدد اکسایش یون‌های تک‌اتمی برابر با بار الکتریکی آن‌هاست.
- ۴- عدد اکسایش فلزات (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	HOF	OF ₂	O ₂ F ₂	H ₂ O ₂
عدد اکسایش اکسیژن	$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{F}}:$ $6-6=0$	$\text{:}\ddot{\text{F}}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{F}}\text{:}$ $6-4=+2$	$\text{:}\ddot{\text{F}}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{F}}\text{:}$ $6-5=+1$	$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$ $6-7=-1$

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

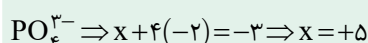
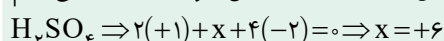
فلز	مس (Cu)	آهن (Fe)	کروم (Cr)
اعداد اکسایش در ترکیب‌ها	صفر در فلز خنثی Cu در $(+1)$ Cu در $(+2)$	صفر در فلز خنثی Fe در $(+2)$ Fe در $(+3)$	صفر در فلز خنثی Cr در $(+2)$ Cr در $(+3)$

۹- دو قاعده مهم:

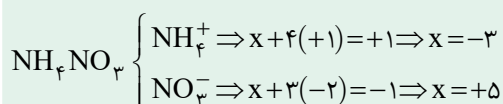
(الف) مجموع عدد اکسایش عناصرها در یک مولکول برابر با صفر است.

(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:



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



دامنه تغییرات عدد اکسایش

به طور کلی دامنه تغییرات عدد اکسایش عناصر از (-۷) تا $(+۷)$ می‌باشد.
فلزها همواره با از دست دادن الکترون به یون مثبت تبدیل می‌شوند. بنابراین عدد اکسایش آن‌ها اغلب مثبت است؛ البته عدد اکسایش فلزها در حالت خنثی برابر صفر است.

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

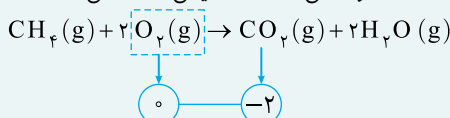
برخی از عناصرها در ترکیب‌های خود فقط یک نوع عدد اکسایش دارند که این عناصر را در جدول زیر مشاهده می‌کنید.

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

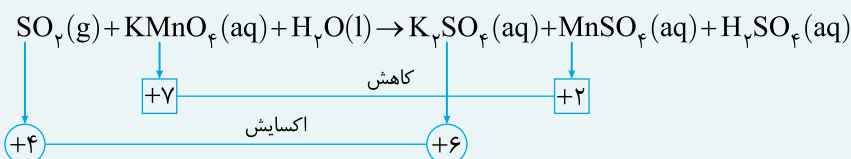
واکنش‌های اکسایش - کاهش

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

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



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



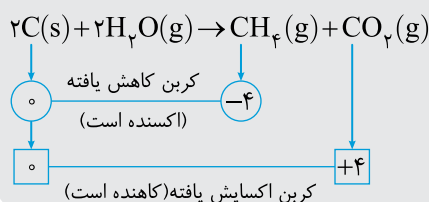
همیشه اکسنده یا همیشه کاهنده

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

هم اکسنده و هم کاهنده

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

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



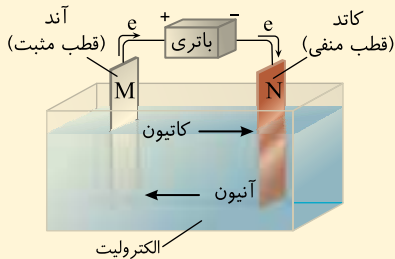
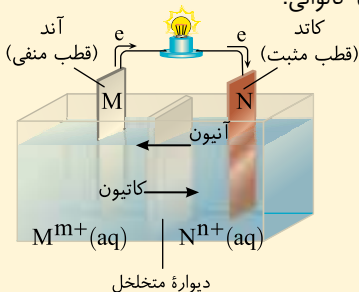
سلول الکترولیتی

در سلول‌های الکترولیتی با اعمال یک ولتاژ بیرونی و عبور جریان الکتریکی از درون محلول الکترولیت می‌توان یک واکنش شیمیایی را در خلاف جهت طبیعی پیش برد.

به واکنش تجزیه‌ای که در اثر عبور جریان الکتریکی صورت می‌گیرد، برقکافت گفته می‌شود.

از سلول‌های الکترولیتی برای تجزیه محلول‌های یونی و ترکیب‌های یونی مذاب، آبکاری فلزها و ... استفاده می‌شود.

سلول الکترولیتی شامل دو الکترود (معمولاً از جنس گرافیت یا پلاتین) است که در یک محلول الکترولیت (بدون حضور دیواره متخلخل) قرار گرفته‌اند.

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

برقکافت آب یک نمونه از واکنش‌هایی است که درون سلول‌های الکترولیتی انجام می‌شود $\leftarrow$ در این واکنش با مصرف انرژی الکتریکی، آب به عنصرهای سازنده خود تجزیه می‌شود.

نیم‌واکنش‌های اکسایش و کاهش در فرایند برقکافت آب به صورت زیر است:

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

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

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

در محلول پیرامون آند غلظت H^+ زیاد است $\leftarrow$ کاغذ pH به رنگ سرخ درمی‌آید.

در محلول پیرامون کاتد غلظت OH^- زیاد است $\leftarrow$ کاغذ pH به رنگ آبی درمی‌آید.

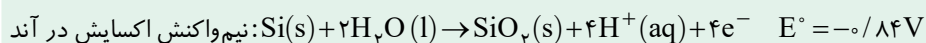
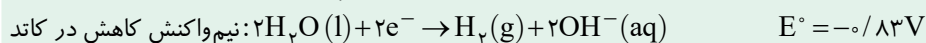
برای برقکافت آب باید اندکی الکترولیت به آب افزوده شود.

در برقکافت آب در آند گاز O_2 و در کاتد گاز H_2 تولید می‌شود. حجم H_2 تولید شده، دو برابر O_2 تولید شده است.

سلول نورالکتروشیمیایی

شیمی‌دان‌ها در سلول‌های نورالکتروشیمیایی برای انجام واکنش اکسایش - کاهش از نور استفاده می‌کنند.

در نمونه‌ای از سلول‌های نورالکتروشیمیایی که برای تهیه گاز هیدروژن از آب به کار می‌رود نیم‌واکنش‌های زیر انجام می‌شود:



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



توجه: در این سلول هدف تولید گاز هیدروژن است.

یافته‌های تجربی نشان می‌دهد که بازده و سرعت انجام واکنش در سلول نورالکتروشیمیایی پایین است.

۱- به دلیل استفاده از نور روشی ارزان است.

۲- به دلیل عدم استفاده از سوخت فسیلی، آلاینده‌گی کمی دارد.

تأمین سوخت سلول سوختی یعنی گاز هیدروژن از این روش، دارای هزینه کمتری نسبت به روش برق‌کافت آب است.

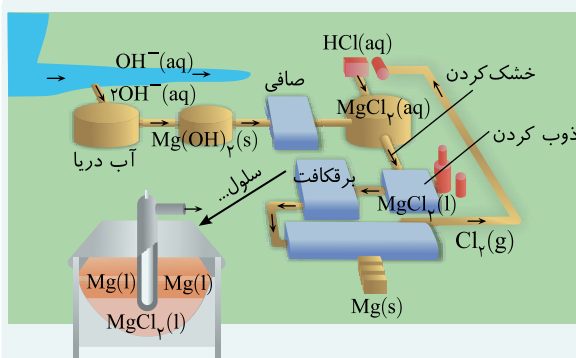
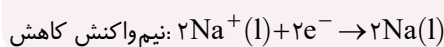
برق‌کافت سدیم کلرید مذاب

فلز سدیم در طبیعت به حالت آزاد یافت نمی‌شود و در ترکیب‌های طبیعی و گوناگون خود تنها به شکل یون سدیم وجود دارد — یون‌های سدیم بسیار پایدارتر از اتم‌های آن هستند.

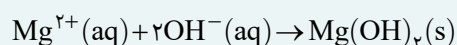
فلز سدیم را می‌توان از برق‌کافت سدیم کلرید مذاب در یک سلول الکترولیتی به دست آورد.

سدیم کلرید خالص در 801°C ذوب می‌شود. افزودن مقداری کلسیم کلرید به آن، دمای ذوب را تا حدود 580°C پایین می‌آورد که از لحاظ اقتصادی مقرون به صرفه‌تر است.

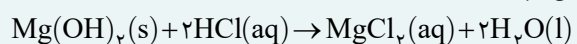
نیم‌واکنش‌های اکسایش و کاهش در برق‌کافت سدیم کلرید مذاب به صورت زیر است:



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

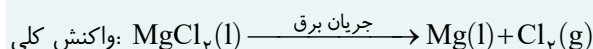
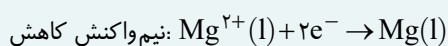


پس از عبور دادن $\text{Mg}(\text{OH})_2$ از صافی واکنش زیر انجام می‌شود:



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 برق‌کافت می‌کنند:



تهیه منیزیم از آب دریا

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

پتانسیل کاهشی اغلب فلزها منفی بوده اما پتانسیل کاهشی اکسیژن مثبت است به همین دلیل اکسیژن به عنوان اکسند تمایل دارد با گرفتن الکترون از فلزها، آن‌ها را اکسید کند.

خوردگی

خوردگی آهن

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

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{بخش کاتدی: } O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \rightarrow 4OH^-(aq) \\ \text{بخش آندی: } Fe(s) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2e^- \end{array} \right.$$

(غلظت اکسیژن در بخش کاتدی زیاد است.)

(غلظت اکسیژن در بخش آندی کم است.)
- ۳- فرآورده 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 $\Rightarrow$ افزایش سرعت زنگ زدن آهن

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

- ۱- ایجاد یک پوشش محافظ برای جلوگیری از رسیدن اکسیژن و رطوبت به آهن مانند زنگ زدن، قیر اندود کردن و روکش دادن، این روش نمی‌تواند به طور کامل از خوردگی پیشگیری کند — به تدریج رطوبت و اکسیژن از روزنه‌های این پوشش‌ها به درون نفوذ کرده و به سطح آهن می‌رسند و خوردگی دوباره آغاز می‌شود.
- ۲- حفاظت کاتدی: فلز دیگری که نسبت به آهن 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 خورده می‌شود.
 - فلز با E° بزرگ‌تر — کاتد بوده، محافظت می‌شود و خورده نمی‌شود، اما در واکنش کاهش شرکت نمی‌کند.
- برای حفاظت کاتدی آهن، از فلزهای پایین Fe در سری الکتروشیمیایی استفاده می‌شود. (مثل Zn و Mg)
- نیم‌واکنش کاهش در حفاظت کاتدی، همان نیم‌واکنش کاهش در زنگ زدن آهن است. $O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \rightarrow 4OH^-(aq)$

جلوگیری از خوردگی آهن

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

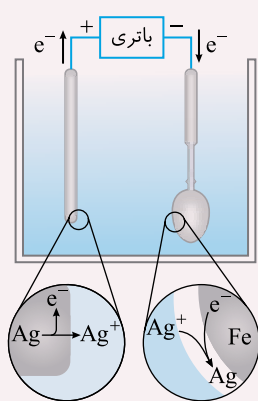
آهن گالوانیزه

- 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)
- ۲- حلبی در برابر خوردگی — قبل از خراش حلبی دچار خوردگی نمی‌شود. بعد از خراش اکسید (خورده) می‌شود، Sn (کاتد) محافظت می‌شود.
- ۳- نیم‌واکنش اکسایش در آند: $Fe(s) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2e^-$
- ۴- نیم‌واکنش کاهش در کاتد: $O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \rightarrow 4OH^-(aq)$
- ۵- ظروف بسته‌بندی مواد غذایی، از جنس ورق گالوانیزه یا حلبی:

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.

آبکاری



خوردگی آهن یا مس سبب:

- ۱- از بین رفتن زیبایی وسایل ساخته شده از این فلزها می‌شود.
- ۲- آسیب رساندن به سلامتی بدن می‌شود.

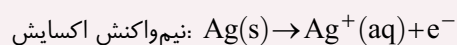
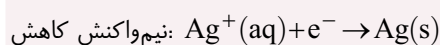
به همین دلیل سطح اغلب این فلزها را با فلزهایی مانند نقره، کروم، نیکل و طلا می‌پوشانند. پوشاندن سطح یک فلز با لایه نازکی از فلزهای ارزشمند و مقاوم در برابر خوردگی، آبکاری نام دارد. این فرایند در سلول الکترولیتی انجام می‌شود.

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

الکترولیت: حاوی کاتیون‌های فلز آند (Ag^+)

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

نیم‌واکنش‌ها مربوط به فلز پوشاننده است:



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

فرایند هال

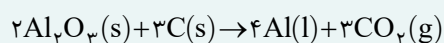
آلومینیوم فلزی است که به سرعت در هوا اکسید می‌شود. اما این فلز با تشکیل لایه چسبنده و متراکم Al_2O_3 از ادامه اکسایش جلوگیری می‌کند.

لایه‌های زیرین برای مدت طولانی دست نخورده باقی می‌ماند و استحکام خود را حفظ می‌کند.

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

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

رایج‌ترین روش برای تولید Al، فرایند هال می‌باشد:



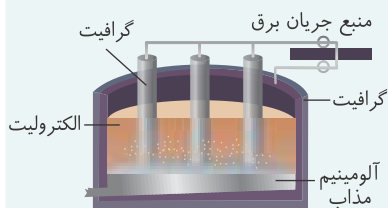
در سلول الکترولیتی این فرایند، آند و کاتد از جنس گرافیت می‌باشد.

کاتد: گرافیت‌های بدنه و کف سلول. قطب منفی منبع جریان برق.

آند: میله‌های گرافیتی داخل الکترولیت. قطب مثبت منبع جریان برق.

فرایند هال به علت مصرف مقدار زیادی انرژی الکتریکی هزینه بالایی دارد. با بازیافت فلز Al ضمن افزایش عمر یکی از مهم‌ترین منابع تجدیدناپذیر طبیعت می‌توان برخی از هزینه‌های تولید این فلز را کاهش داد.

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



کنکور سراسری ۹۸

پاسخ‌های تشریحی

۱- گزینه ۴ در شوینده‌های غیرصابونی، زنجیر هیدروکربنی، آبگریز و چربی‌دوست 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 پاک‌کنندگی کمی دارد.

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

$$? \text{ mol } H^+ = 44/8 \text{ mL HCl} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{22/4 \text{ L HCl}} \times \frac{1 \text{ mol } H^+}{1 \text{ mol HCl}} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol } H^+$$

$$[H^+] = \frac{\text{mol } H^+}{L} = \frac{2 \times 10^{-3}}{0/5} = 4 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

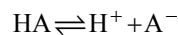
حال می‌توانیم غلظت H^+ را به دست آوریم:

$$pH = -\log(4 \times 10^{-3}) = 3 - \log 4 = 3 - 0/6 = 2/4$$

در ادامه با استفاده از رابطه $pH = -\log[H^+]$ مقدار pH را به دست می‌آوریم:

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

می‌دانیم در دمای اتاق، $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ ، بنابراین داریم:

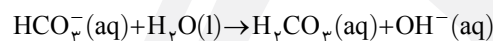


۳- گزینه ۳ معادله یونش اسید ضعیف تک پروتونی به صورت روبه‌رو است:

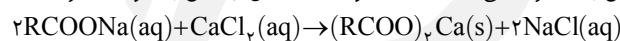
$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \rightarrow K_a = \frac{[H^+]^2}{[HA]} = \frac{(5/5 \times 10^{-4})^2}{(2/5 \times 10^{-2})} = 1/2 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

توجه غلظت‌های داده شده، غلظت‌های تعادلی هستند.

۴- گزینه ۳ برای افزایش قدرت پاک‌کنندگی شوینده‌ها (به‌ویژه 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 موازنه شده این واکنش به صورت زیر است:



روش اول (کسر تبدیل):

$$? \text{ g RCOONa} = 200 \text{ mL آب سخت} \times \frac{1 \text{ g آب سخت}}{1 \text{ mL آب سخت}} \times \frac{2000 \text{ g } Ca^{2+}}{10^6 \text{ g آب سخت}} \times \frac{1 \text{ mol } Ca^{2+}}{40 \text{ g } Ca^{2+}} \times \frac{1 \text{ mol } CaCl_2}{1 \text{ mol } Ca^{2+}} \times \frac{2 \text{ mol RCOONa}}{1 \text{ mol } CaCl_2} \times \frac{236 \text{ g RCOONa}}{1 \text{ mol RCOONa}} = 4/72 \text{ g RCOONa}$$

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

$$ppm = \frac{\text{میلی گرم های حل شونده}}{\text{لیتر محلول}} \Rightarrow 2000 = \frac{x \text{ mg } Ca^{2+}}{0/2 \text{ L آب سخت}} \Rightarrow x = 400 \text{ mg } Ca^{2+} = 0/1 \text{ mol } Ca^{2+}$$

روش دوم (تناسب):

$$\frac{CaCl_2 \text{ مول}}{\text{ضریب}} = \frac{\text{جرم صابون}}{\text{ضریب} \times \text{جرم مولی صابون}} \Rightarrow \frac{0/1}{1} = \frac{x}{236 \times 2} \Rightarrow x = 4/72 \text{ g RCOONa}$$

۶- گزینه ۳

$$pH = -\log[H^+] = -\log(4 \times 10^{-3}) = -(\log 10^{-3} + \log 4) = -(-3 + 0/6) = 2/4$$

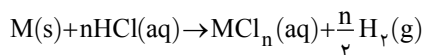
$$[H^+] = M.a \Rightarrow 4 \times 10^{-3} = 10^{-1} a \Rightarrow a = 4 \times 10^{-2} \Rightarrow \%a = 4 \times 10^{-2} \times 100 = 4\%$$

۷- گزینه ۱ فرمول شیمیایی سدیم دو دسیل بنزن سولفونات به صورت $C_{18}H_{37}SO_3Na$ و فرمول شیمیایی یک صابون جامد دارای گروه R با n اتم کربن به صورت $C_nH_{2n+1}COONa$ است.

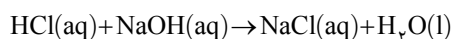
$$C_{18}H_{37}SO_3Na \text{ جرم مولی} = 18(12) + 37(1) + 3(16) + 1(23) = 348 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$C_{18}H_{37}COONa \text{ جرم مولی} = 18(12) + 37(1) + 2(16) + 1(23) = 320 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\text{اختلاف جرم مولی دو ترکیب} = 348 - 320 = 28 \text{ g.mol}^{-1}$$



۸- گزینه ۳ دو واکنش مورد نظر سؤال به صورت روبه‌رو است:



ابتدا باید محاسبه کنیم که چند میلی‌لیتر HCl در واکنش (۲) مصرف می‌شود.

روش اول (کسر تبدیل):

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

$$\frac{\text{حجم محلول} \times \text{غلظت مولی}}{\text{ضریب}} = \frac{\text{حجم محلول} \times \text{غلظت مولی}}{\text{ضریب}} \Rightarrow \frac{20 \times 1/5}{1} = \frac{1 \times V}{1} \Rightarrow V = 30 \text{ mL HCl}$$

روش دوم (تناسب):

با توجه به آن که ۳۰ میلی‌لیتر HCl در واکنش دوم مصرف شده است، ۲۰ میلی‌لیتر HCl در واکنش اول شرکت می‌کند.

$$? \text{ mol} = 20 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol M}}{n \text{ mol HCl}} = 0.01 \text{ mol M} \Rightarrow n = 2$$

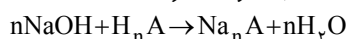
روش اول (کسر تبدیل):

$$\frac{\text{حجم محلول} \times \text{غلظت مولی}}{\text{ضریب}} = \frac{\text{مول فلز}}{\text{ضریب}} \Rightarrow \frac{20 \times 10^{-3} \times 1}{n} = \frac{0.01}{1} \Rightarrow n = 2$$

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 گزینه‌ها فلز گروه ۱۱، مس با ظرفیت‌های ۱ و ۲ و فلز گروه ۸، آهن با ظرفیت‌های ۲ و ۳ است. با توجه به این که فلزات با ظرفیت‌های کمتر در واکنش با HCl شرکت می‌کنند، فلز مورد نظر آهن است که با ظرفیت کمتر خود وارد واکنش شده است. (ظرفیت ۲)

۹- گزینه ۲ فرض می‌کنیم که اسید مورد نظر، n اتم هیدروژن دارد. معادله واکنش میان این اسید و NaOH به صورت زیر است:



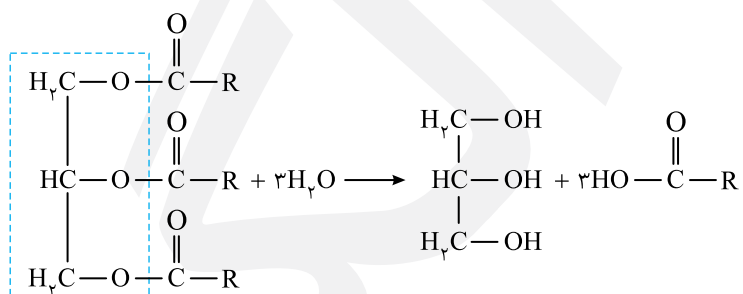
$$80 \text{ mL NaOH محلول} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{0.5 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol H}_n\text{A}}{n \text{ mol NaOH}} \times \frac{160 \text{ g H}_n\text{A}}{1 \text{ mol H}_n\text{A}} = 0.32 \text{ g H}_n\text{A} \Rightarrow n = 2$$

روش اول (کسر تبدیل):

$$\frac{\text{غلظت محلول} \times \text{حجم محلول}}{\text{ضریب}} = \frac{\text{جرم اسید}}{\text{ضریب} \times \text{جرم مولی}} \Rightarrow \frac{80 \times 10^{-3} \times 0.5}{n} = \frac{0.32}{160} \Rightarrow n = 2$$

روش دوم (تناسب):

۱۰- گزینه ۲



روغن زیتون
(C₅₇H₁₀₄O₆)

سه مول اسید چرب
الکل سه عاملی
(C₃H₈O₃)

اگر از فرمول مولکولی روغن زیتون، قسمتی را که در شکل با نقطه‌چین مشخص کردیم، جدا کنیم، می‌توانیم فرمول اسید چرب را به دست آوریم:

$$C_{57}H_{104}O_6 - C_3H_8O_3 = C_{54}H_{96}O_3 \Rightarrow \text{فرمول} (R-\text{C}(=\text{O})-) = \frac{C_{54}H_{96}O_3}{3} = C_{18}H_{32}O$$



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

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-10.7} = 10^{-10} \times 10^{-0.7} = 2 \times 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

۱۱- گزینه ۴

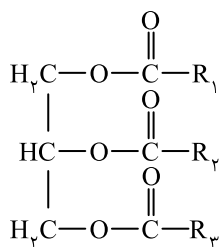
$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-11}} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \frac{[OH^-]}{[H^+]} = \frac{5 \times 10^{-4}}{2 \times 10^{-11}} = 2.5 \times 10^7$$

۱۲- گزینه ۲

$$\left\{ \begin{array}{l} [H^+] = [A^-] = 5 \times 10^{-4} \\ [HA] = 5 \times 10^{-2} - 5 \times 10^{-4} \end{array} \right. \Rightarrow K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{(5 \times 10^{-4}) \times (5 \times 10^{-4})}{5 \times 10^{-2} - 5 \times 10^{-4}} \approx \frac{(5 \times 10^{-4}) \times (5 \times 10^{-4})}{5 \times 10^{-2}} = 5 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

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

بررسی عبارت‌ها:



عبارت اول: مولکول نشان داده شده، مربوط به یک استر سنگین سه عاملی است. در این مولکول، قسمت دایره‌ای، قسمت قطبی بوده و زنجیرهای هیدروکربنی، قسمت ناقطبی را نشان می‌دهند. ساختار این مولکول به صورت روبه‌رو 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 به دست می‌آوریم:

$$\text{حالت استراحت: } \text{pH}=3/7 \Rightarrow [\text{H}^+]=10^{-3/7}=10^{-0.4286}=3.7 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{H}^+]=\alpha.M \Rightarrow 3.7 \times 10^{-4}=1 \times M \Rightarrow M=3.7 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{حالت فعالیت: } \text{pH}=1/4 \Rightarrow [\text{H}^+]=10^{-1/4}=10^{-0.25}=4 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{H}^+]=\alpha.M \Rightarrow 4 \times 10^{-2}=1 \times M \Rightarrow M=4 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{نسبت خواسته شده را محاسبه می‌کنیم: } \frac{4 \times 10^{-2}}{3.7 \times 10^{-4}}=108$$

نسبت خواسته شده را محاسبه می‌کنیم:

$$M_{\text{HX}}=M_{\text{HY}}=\frac{0.1 \text{ mol}}{0.1 \text{ L}}=1 \text{ mol.L}^{-1}$$

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

$$[\text{H}^+]_{\text{HX}}=\alpha.M=1 \times 0.1=10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}, \quad \text{pH}(\text{HX})=-\log[\text{H}^+]=-\log[10^{-1}]=1$$

اکنون به محاسبه pH این دو محلول می‌پردازیم:

$$[\text{H}^+]_{\text{HY}}=\alpha.M=2 \times 10^{-2} \times 0.1=2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}, \quad \text{pH}(\text{HY})=-\log[\text{H}^+]=-\log[2 \times 10^{-3}]=2/7 \Rightarrow \frac{\text{pH}(\text{HY})}{\text{pH}(\text{HX})}=2/7$$

۱۶- گزینه ۲ عبارت‌های اول و سوم درست هستند.

بررسی عبارت‌ها:

عبارت اول: مولکول‌های دو اتمی ناجور هسته، قطبی هستند. / عبارت دوم: HF برخلاف HCl و HBr یک اسید ضعیف است؛ بنابراین درجه یونش آن در آب

کمتر از یک است. در محلول یک مولار:

$$[\text{H}^+]_{\text{HF}} < 1 \Rightarrow \text{pH}_{\text{HF}} > 0$$

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.

۱۷- گزینه ۴ معادله موازنه شده این واکنش به صورت $\text{CS}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ است.

$$K = \frac{[\text{H}_2\text{S}]^2 [\text{CH}_4]}{[\text{CS}_2] [\text{H}_2]^4} = \frac{(1/5)^2 (1/5)}{(1/5) (1/5)^4} = 1/25 \times 10^6 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2}$$

۱۸- گزینه ۴

	$2\text{AD}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{A}_2(\text{g}) + \text{D}_2(\text{g})$		
غلظت اولیه	a	۰	۰
تغییر غلظت	-2x	+x	+x
غلظت تعادلی	a-2x	x	x

$$K = \frac{[\text{A}_2][\text{D}_2]}{[\text{AD}]^2} = \frac{x^2}{(0.2)^2} = 22500 \Rightarrow x=3$$

$$a-2x=0.2 \xrightarrow{x=3} a=6.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

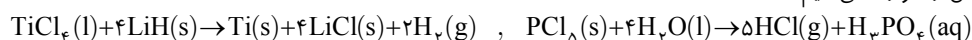
$$\text{مول اولیه} = 6.2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 2 \text{ L} = 12.4 \text{ mol}$$

۱۹- گزینه ۱ ابتدا معادله واکنش را موازنه 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:

$$\left\{ \begin{array}{l} [\text{F}_2] = \frac{2}{3}, [\text{H}_2\text{O}] = \frac{1}{3} \times 0.5 \\ [\text{O}_2] = \frac{0.5}{3} = 0.167, [\text{HF}] = \frac{0.2}{3} = 0.067 \end{array} \right. , \quad K = \frac{[\text{O}_2] \times [\text{HF}]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^2 \times [\text{F}_2]^2} = \frac{0.167 \times (0.067)^4}{(0.5)^2 \times (1)^2} = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

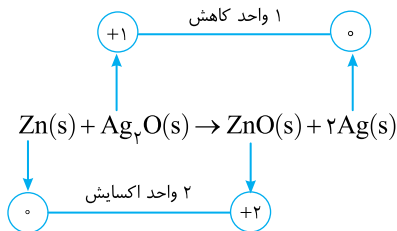
۲۰- گزینه ۴ ابتدا هر دو واکنش را موازنه می‌کنیم:



بررسی گزینه‌ها:

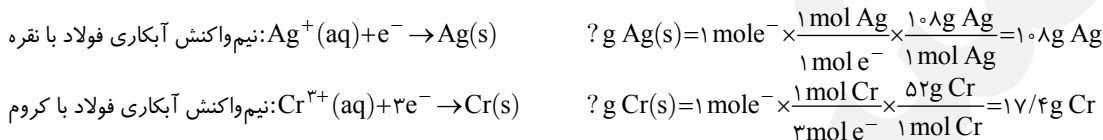
گزینه (۱): با انجام واکنش (ب) گاز HCl تولید می‌شود که یک اسید است و pH آب را کاهش می‌دهد. / گزینه (۲): در واکنش (الف) عنصر به حالت آزاد وجود دارد، بنابراین این واکنش از نوع اکسایش - کاهش است. در حالی که عدد اکسایش هیچ عنصری در واکنش (ب) تغییر نمی‌کند. / گزینه (۳): در واکنش (الف)، ۲ مول گازی و در واکنش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

۲۱- گزینه ۲: 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 اکسنده است. / عبارت (ب): Ag_2O گونه اکسنده است، زیرا عدد اکسایش نقره در آن کاهش یافته است. / عبارت (پ): عدد اکسایش Zn افزایش یافته است؛ بنابراین Zn، الکترون داده و اکسایش یافته و در نتیجه، آند است، از طرفی Ag_2O الکترون گرفته و کاهش یافته است، بنابراین Ag_2O نقش کاتد را دارد. / عبارت (ت): باتری‌های روی - نقره، از جمله باتری‌های دگمه‌ای هستند که در آن‌ها واکنش بررسی شده، انجام می‌شود.

۲۲- گزینه ۴: ابتدا نیم‌واکنش‌های آلیکاری فولاد توسط نقره و کروم را می‌نویسیم و سپس جرم نقره و کروم آلیکاری شده را محاسبه می‌کنیم:



بنابراین تفاوت جرم دو قطعه آلیکاری شده برابر ۹۰/۷ گرم است. (۱۰۸-۱۷/۴=۹۰/۶)

۲۳- گزینه ۳: 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:

$$100 \text{ g} \times 1\% = 1 \text{ g} \text{ نمک}$$

$$100 \text{ g} - 1 \text{ g} = 99 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$\text{جرم محلول و جرم آب را پس از انجام واکنش به دست می‌آوریم: } 50 \text{ g} = \text{جرم محلول} \Rightarrow 2 = \frac{1}{100} \times 100 \Rightarrow \text{جرم نمک} = 2 \text{ g}$$

$$50 \text{ g} - 2 \text{ g} = 48 \text{ g H}_2\text{O}$$

بنابراین طی انجام این آزمایش، جرم آب مصرفی برابر ۵۰۰g (۴۹۰-۹۰) است، حال می‌توانیم با استفاده از معادله موازنه شده از جرم مصرفی آب، به حجم گازهای تولید شده برسیم:

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

$$\text{گاز} = 500 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{3 \text{ mol L گاز}}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol گاز}} = 93.3 \text{ L}$$

روش اول (کسر تبدیل):

$$\frac{\text{جرم آب}}{\text{جرم مولی}} = \frac{\text{لیتر گاز}}{\text{ضریب} \times \text{ضریب}} \Rightarrow \frac{500}{18 \times 2} = \frac{x}{22.4 \times 3} \Rightarrow x = 93.3 \text{ L}$$

روش دوم (تناسب):

۲۴- گزینه ۱: نیم‌سلول مس، شامل تیغه مس است که در محلولی یک مولار از یون‌های $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ قرار گرفته است.

۲۵- گزینه ۳: معادله کلی واکنش زنگ‌زدن آهن به صورت $4\text{Fe(s)} + 6\text{H}_2\text{O(l)} + 3\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 4\text{Fe(OH)}_3\text{(s)}$ 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 الکترولیت را دارد. همچنین آب، به عنوان واکنش‌دهنده نیز در این فرایند مصرف می‌شود.

۲۶- گزینه ۴:

$$E^\circ(\text{سلول گالوانی}) = E^\circ(\text{کاتد}) - E^\circ(\text{آند}) = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^\circ(\text{M}^{2+}/\text{M}) \Rightarrow 1.56 = 0.8 - E^\circ(\text{M}^{2+}/\text{M}) \Rightarrow E^\circ(\text{M}^{2+}/\text{M}) = -0.76 \text{ V}$$

در این واکنش، کاتیون Ag^+ با دریافت الکترون از M(s) کاهش یافته است؛ در نتیجه Ag^+ نسبت به M^{2+} تمایل بیشتری برای دریافت الکترون و کاهش یافتن دارد و اکسنده‌تر است.

۲۷- گزینه ۲: معادله موازنه شده فرایند هال به صورت $2\text{Al}_2\text{O}_3\text{(s)} + 3\text{C(s)} \rightarrow 4\text{Al(l)} + 3\text{CO}_2\text{(g)}$ است. ابتدا باید محاسبه کنیم که در هر ماه چند کیلوگرم از آند مصرف می‌شود.

$$? \text{ kg C} = 10 \text{ L} \times \frac{22.4 \text{ L}}{1 \text{ L}} \times \frac{27 \text{ kg Al}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{27 \text{ g Al}} \times \frac{3 \text{ mol C}}{4 \text{ mol Al}} \times \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 64.8 \text{ kg C}$$

روش اول (کسر تبدیل):

$$\frac{\text{جرم آلومینیم}}{\text{جرم مولی} \times \text{ضریب}} = \frac{\text{جرم کربن}}{\text{جرم مولی} \times \text{ضریب}} \Rightarrow \frac{72 \times 27}{27 \times 4} = \frac{x}{3 \times 12} \Rightarrow x = 6480 \text{ kg C}$$

روش دوم (تناسب):

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

$$\frac{\text{الکتروند}}{\text{الکتروند}} = \frac{1 \text{ الکتروند}}{450 \text{ kg الکتروند}} \times 6480 \text{ kg الکتروند} = 144 \text{ الکتروند}$$

الکترودهای مورد نیاز برابر است با:

۲۸- 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 $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$ و بازده این فرایند برابر با 80% است.

$$? \text{ mol e}^- = 26 \text{ g Zn} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{65 \text{ g Zn}} \times \frac{2 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Zn}} \times \frac{100}{80} = 1 \text{ mol e}^-$$

روش اول (کسر تبدیل):

$$\frac{\text{بازده درصدی} \times \text{تعداد مول الکترون}}{\text{ضریب}} = \frac{\text{جرم فلز روی}}{\text{ضریب} \times \text{جرم مولی}} \Rightarrow \frac{(x) \left(\frac{100}{100} \right)}{2} = \frac{26}{65 \times 1} \Rightarrow x = 1 \text{ mol e}^-$$

روش دوم (تناسب):

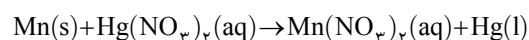
معادله واکنش انجام شده در سلول سوختی هیدروژن به صورت $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ است. در این واکنش به ازای مصرف هر مول گاز اکسیژن،

$$4 \text{ mol الکترون مبادله می شود؛ زیرا عدد اکسایش دو اتم اکسیژن از ۰ به ۲- می رسد. } \frac{1 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol e}^-} \times \frac{22.4 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 5.6 \text{ L O}_2$$

۲۹- گزینه ۴ از واکنشهای b و d نتیجه می گیریم 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 می توان 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 گزینه ها:

گزینه ۲: هرچه قدرت کاهندگی یک گونه بیشتر باشد، در جدول پتانسیل کاهش استاندارد در جایگاه پایین تری قرار می گیرد؛ بنابراین جایگاه $\text{Mg}(\text{s})$ در این جدول، پایین تر از $\text{H}_2(\text{g})$ است.

گزینه ۳: از واکنش c نتیجه می گیریم که قدرت کاهندگی Mg بیشتر از Cu است و هرچه قدرت کاهندگی یک گونه بیشتر باشد؛ E° آن گونه منفی تر است. عبارت اول نادرست است. با توجه به اینکه عنصر A در لایه سوم ۱۳ الکترون و در لایه چهارم ۲ الکترون دارد، آرایش الکترونی آن به صورت روبه رو است:



بنابراین عدد اتمی عنصر A برابر ۲۵ بوده (عنصر A همان Mn است) و A عنصری واسطه از گروه ۷ می باشد. عنصر Mn در ترکیبهای خود دارای کاتیونهای Mn^{2+} و Mn^{3+} است و برخی از ترکیبهای دارای این کاتیونها، رنگی هستند؛ بالاترین عدد اکسایش این عنصر برابر ۷+ است. برای مثال در ترکیب KMnO_4 عنصر Mn دارای عدد اکسایش ۷+ است. در لایه سوم عنصر A، زیرلایه های $3s$ ، $3p$ و $3d$ از الکترون اشغال شده اند.

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

بررسی سایر گزینه ها:

گزینه ۱: بخار آب تولید شده از انتهای بخش کاتدی خارج می شود. / گزینه ۳: نیم واکنش کاتدی انجام شده در سلول سوختی هیدروژن - اکسیژن به صورت $2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{H}^+(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g})$ است. با توجه به آن، به ازای مصرف هر مول گاز اکسیژن، ۴ مول پروتون در غشاء مبادله می شود. / گزینه ۴: جهت حرکت الکترونها در مدار بیرونی و همچنین، جهت حرکت پروتونها در غشاء، از سمت آند به سمت کاتد است.

۳۲- گزینه ۴ عبارت های (الف) و (ب) درست هستند.

بررسی عبارت ها:

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

$$\text{E}^\circ(\text{سلول}) = \text{E}^\circ(\text{کاتد}) - \text{E}^\circ(\text{آند}) = 0.34 - (-0.76) = 1.1 \text{ V}$$

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 $[\text{Zn}^{2+}]$ افزایش و $[\text{Cu}^{2+}]$ کاهش می یابد. / عبارت (پ): الکترودی که در آن الکترون مصرف می شود، کاتد نامیده می شود. / عبارت (ت): با برقراری جریان الکتریکی، کاتیونها از سمت آند به سمت کاتد، از غشای متخلخل عبور می کنند.

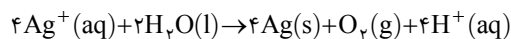
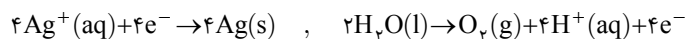
۳۳- گزینه ۲ ابتدا معادله واکنش را موازنه می کنیم:

$$2\text{Al}(\text{s}) + 3\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{Cu}(\text{s}), \quad \bar{R}_{\text{Cu}} = \frac{\Delta n_{\text{Cu}}}{\Delta t} = \frac{200 \times 10^{-3} \text{ L} \times 0.5 \text{ mol.L}^{-1}}{(8 \times 60) + 20} = 2 \times 10^{-5} \text{ mol.s}^{-1}$$

می‌توانیم شمار مول‌های الکترون مبادله شده در این واکنش را محاسبه کنیم؛ می‌دانیم به ازای سه مول Cu^{2+} ، ۶ مول الکترون مبادله می‌شود، اکنون باید تعداد مول الکترون مبادله شده به ازای ۰/۱ مول Cu^{2+} را محاسبه کنیم:

$$? \text{ mol Cu}^{2+} = \frac{0.1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \times 200 \times 10^{-3} \text{ L} = 0.02 \text{ mol Cu}^{2+}, \quad ? \text{ mol e}^{-} = \frac{6 \text{ mol e}^{-}}{3 \text{ mol Cu}^{2+}} \times 0.02 \text{ mol Cu}^{2+} = 0.04 \text{ mol e}^{-}$$

۳۴- گزینه ۱ ابتدا نیم‌واکنش‌های آندی و کاتدی را موازنه کرده و سپس ضریب الکترون را در هر دو نیم‌واکنش یکسان می‌کنیم:



واکنش اصلی از جمع دو نیم‌واکنش بالا به دست می‌آید:

$$? \text{ mol H}^{+} = \frac{4 \text{ mol H}^{+}}{4 \text{ mol e}^{-}} \times 0.04 \text{ mol e}^{-} = 0.04 \text{ mol H}^{+} \Rightarrow [\text{H}^{+}] = \frac{0.04 \text{ mol}}{3 \text{ L}} = 0.0133 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^{+}] \Rightarrow \text{pH} = -\log 0.0133 = -\log 1.33 \times 10^{-2} = 1.88$$

$$? \text{ g Ag} = 0.04 \text{ mol H}^{+} \times \frac{4 \text{ mol Ag}}{4 \text{ mol H}^{+}} \times \frac{107.87 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} = 4.315 \text{ g Ag}$$

حال می‌توانیم از مول H^{+} به گرم Ag برسیم:

۳۵- گزینه ۳ رسانایی الکتریکی ارتباطی به واکنش‌پذیری فلزها ندارد. اما با استفاده از پتانسیل الکتریکی استاندارد می‌توان واکنش‌پذیری فلزها را با یکدیگر

مقایسه کرد. در واقع هرچه E° فلزی کوچک‌تر باشد، تمایل به الکترون‌دهی و در نتیجه واکنش‌پذیری آن بیشتر خواهد بود. با استفاده از سرعت واکنش فلزها با محلول اسیدی با غلظت مشخص و نیز سرعت زنگ زدن در محیط یکسان نیز می‌توان واکنش‌پذیری فلزها را مقایسه کرد، در واقع هر چه سرعت واکنش فلزها بیشتر باشد، واکنش‌پذیری آن‌ها نیز بیشتر است.

۳۶- گزینه ۲ عبارت‌های (آ) و (ب) جزء تفاوت‌های این دو ترکیب هستند. فرمول شیمیایی آمونیوم سولفات و آمونیوم نترات به ترتیب به صورت $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ و NH_4NO_3 است.

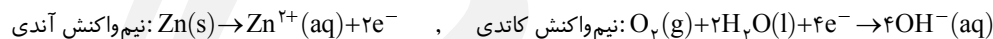
بررسی موارد:

مورد (آ): عدد اکسایش اتم مرکزی در یون سولفات و یون نترات به ترتیب برابر ۶+ و ۵+ است.



مورد (ب): در فرمول شیمیایی آمونیوم سولفات، ۸ و در فرمول شیمیایی آمونیوم نترات، ۴ اتم هیدروژن وجود دارد. / مورد (پ): در ساختار هر دو ترکیب ۲ اتم نیتروژن وجود دارد. / مورد (ت): ساختار لوویس آنیون این دو ترکیب به صورت روبه‌رو است. در ساختار هر دو آنیون، ۴ جفت الکترون پیوندی وجود دارد.

۳۷- گزینه ۴ در ساختار آهن گالوانیزه، فلز آهن توسط روی از خوردگی در امان می‌ماند. در این سلول گالوانی، روی نقش آند و اکسیژن نقش اکسند را دارد و فلز روی خورده می‌شود. معادله نیم‌واکنش‌های آندی و کاتدی انجام شده در این سلول گالوانی به صورت زیر است:



تعداد الکترون‌های مبادله شده در نیم‌واکنش کاتدی، برابر ۴ است.

۳۸- گزینه ۱ در فرایند آبرکاری با صرف نظر کردن از آنیون‌های حاصل از انحلال نمک حل شده، محلول الکترولیت فقط دارای یون‌های فلزی است

که قرار است لایه نازکی از آن روی جسم قرار بگیرد؛ در واقع الکترولیت فقط شامل کاتیون‌های فلز پوشاننده (Ag^{+}) است و غلظت کاتیون Cu^{2+} در آن برابر با صفر است. از طرفی غلظت محلول الکترولیت در فرایند آبرکاری ثابت است، زیرا هر مقدار Ag^{+} که در آند تولید می‌شود، به همان مقدار در کاتد مصرف می‌شود. به نیم‌واکنش‌های اکسایش و کاهش انجام شده در این سلول توجه کنید:



لیتمیم آند و نقره کاتد است. $E_{\text{Li}}^{\circ} < E_{\text{Ag}}^{\circ}$ در سلول گالوانی (لیتمیم - نقره)

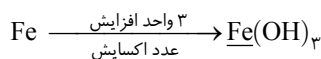
$$\text{emf}_{(\text{Li}-\text{Ag})} = E_{\text{کاتد}}^{\circ} - E_{\text{آند}}^{\circ} = E_{\text{Ag}}^{\circ} - E_{\text{Li}}^{\circ} = 0.8 - (-3.05) = 3.85 \text{ V}, \quad \text{روی - نقره}, \quad E_{\text{Zn}}^{\circ} < E_{\text{Ag}}^{\circ} \text{ در سلول گالوانی (روی - نقره)}$$

$$\text{emf}_{(\text{Zn}-\text{Ag})} = E_{\text{کاتد}}^{\circ} - E_{\text{آند}}^{\circ} = E_{\text{Ag}}^{\circ} - E_{\text{Zn}}^{\circ} = 0.8 - (-0.76) = 1.56 \text{ V} \Rightarrow \frac{3.85}{1.56} = 2.47$$

۴۰- گزینه ۳ عبارت‌های اول، دوم و سوم درست هستند.

بررسی عبارت‌های اول و چهارم:

عبارت اول: آهن در طبیعت به صورت هماتیت وجود دارد. این ماده، دارای Fe_2O_3 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 می‌شود و عدد اکسایش آن سه واحد افزایش می‌یابد.

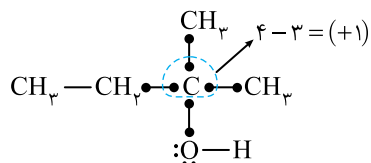


عدد اکسایش آهن = ۳+ عدد اکسایش = ۰

۴۱- گزینه ۳ بررسی گزینه‌ها:

گزینه (۱): هر چه تعداد کربن الکل بیشتر باشد، انحلال پذیری آن در آب کمتر است، بنابراین انحلال پذیری ۲-متیل-۲-پنتانول (۵ اتم کربن دارد) از انحلال پذیری ۱-پروپانول (۳ اتم کربن دارد) کمتر است.

گزینه (۲): درصد جرمی کربن در این ترکیب برابر است با: $\text{درصد جرمی کربن} = \frac{\text{جرم کربن}}{\text{جرم کل}} \times 100 = \frac{(5 \times 12)}{(5 \times 12) + (12 \times 1) + 16} \times 100 = 68.18\%$



گزینه (۳): عدد اکسایش اتم کربن شماره (۲) در مولکول داده شده برابر (+۱) است:
گزینه (۴): فرمول مولکولی این ترکیب همانند فرمول مولکولی ۱-پنتانول به صورت $C_5H_{11}OH$ است.