



دو پینگ فوری

شب امتحان

خلاصه فشرده برای مرور سریع ❄️

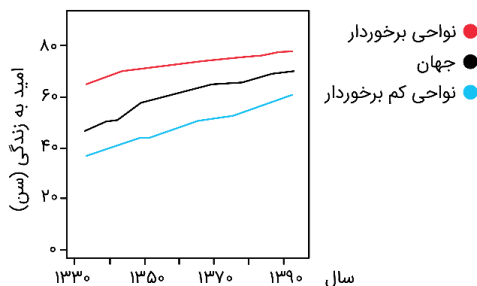
شیمی دوازدهم تجربی و ریاضی

اهمیت پاکیزگی و بهداشت

مواد شوینده بر اساس خواص اسیدی یا بازی کار می‌کنند. ساده‌ترین و مؤثرترین راه پیشگیری وبا، رعایت بهداشت فردی و همگانی است. در گذشته، انسان‌ها با استفاده از خاکستر و آب گرم ظروف چرب را آسان‌تر تمیز می‌کردند. انسان‌ها با الهام از طبیعت و شناخت مولکول‌ها و رفتار آن‌ها، راهی برای زدودن آلودگی‌ها پیدا کردند. با افزایش سطح تندرستی و بهداشت فردی و همگانی، شاخص امید به زندگی نیز در جهان افزایش یافته است. بیماری‌های واگیردار مثل وبا ناشی از کمبود بهداشت و آلودگی آب هستند و شیوع این بیماری هنوز هم برای هر جامعه‌ای تهدیدکننده است.

امید به زندگی

امید به زندگی شاخصی است که نشان می‌دهد با توجه به خطراتی که انسان‌ها در طول زندگی با آن مواجه‌اند، به‌طور میانگین چند سال زندگی می‌کنند. امید به زندگی شاخصی است که در کشورهای گوناگون و حتی در شهرهای یک کشور نیز با هم تفاوت دارد. امید به زندگی در مناطق توسعه یافته و برخوردار در مقایسه با مناطق کم برخوردار بیشتر است. با گذشت زمان، امید به زندگی در سطح جهان افزایش یافته است. شیب افزایش امید به زندگی در نواحی کم‌برخوردارتر از برخوردارتر، بیشتر است. امروزه امید به زندگی برای بیشتر مردم جهان کم‌برخوردارتر از برخوردارتر، بیشتر است.



پاکیزگی محیط با مولکول‌ها

آلاینده‌ها: موادی هستند که بیش از مقدار طبیعی در یک محیط، نمونه ماده یا یک جسم وجود دارند. مثال: گل و لای آب، گرد و غبار هوا، لکه‌های چربی و مواد غذایی روی لباس‌ها و پوست بدن مواد قطبی در آب (حلال قطبی) و مواد ناقطبی در حلال‌های ناقطبی (مثل هگزان) حل می‌شوند. چربی‌ها و روغن‌ها با آب پاک نمی‌شوند اما برای لکه‌های شیرینی مانند آب قند، شربت آلبیمو و چای شیرین پاک‌کننده مناسبی است. لکه‌های قندی (مثل عسل) با آب پاک می‌شوند چون قطبی هستند. (عسل شمار زیادی مولکول حاوی گروه هیدروکسیل دارد که با آب پیوند هیدروژنی برقرار می‌کنند).

نام ماده	فرمول شیمیایی	محلول در آب	محلول در هگزان
اتیلن گلیکول (ضدیخ)	$\text{CH}_2\text{OH} - \text{CH}_2\text{OH}$		
نمک خوراکی	NaCl		
بنزین	C_8H_{18}		
اوره	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$		
روغن زیتون	$\text{C}_{57}\text{H}_{104}\text{O}_6$		
وازلین	$\text{C}_{25}\text{H}_{52}$		

اسیدهای چرب و چربی‌ها

اسیدهای چرب، کربوکسیلیک اسیدهایی با زنجیره بلند کربنی‌اند. اسید چرب شامل گروه کربوکسیل (COOH) چربی‌ها مخلوطی از استرهای بلند زنجیر و اسیدهای چرب با جرم مولی زیاد هستند. استر شامل گروه استری (COO) صابون جامد از گرم کردن روغن‌ها (مانند زیتون، نارگیل، پیه) با سدیم هیدروکسید تهیه می‌شود. صابون‌های مایع، نمک‌های پتاسیم یا آمونیوم اسیدهای چرب‌اند. نیروی بین‌مولکولی غالب در چربی‌ها واندروالسی است.

آب سخت و تأثیرات آن

آب دریا و آب‌های کویری (شور) حاوی یون‌های کلسیم و منیزیم‌اند، به نام آب سخت. صابون در آب سخت کف نمی‌کند و قدرت پاک‌کنندگی آن کاهش می‌یابد. دلیل: صابون با یون‌های کلسیم و منیزیم رسوب تشکیل می‌دهد. لکه‌های سفید روی لباس پس از شست‌وشو نشانه این رسوب‌هاست. دمای بالاتر قدرت پاک‌کنندگی را افزایش می‌دهد، زیرا حلالیت صابون و تحرک مولکول‌ها بیشتر می‌شود. آنزیم‌ها قدرت پاک‌کنندگی را افزایش می‌دهند. چسبندگی ذرات چربی به پارچه‌های پلی‌استری بیشتر است بنابراین قدرت پاک‌کنندگی صابون در این آب‌ها کمتر است.

گسترش صنعت صابون‌سازی

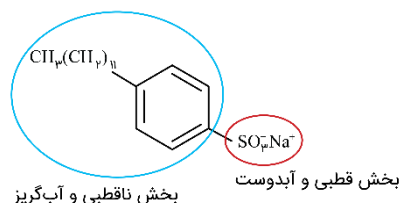
با افزایش جمعیت، مصرف صابون افزایش یافت. تولید صابون در مقیاس انبوه نیازمند چربی زیاد بود، چالشی بزرگ. روش‌های سنتی تأمین صابون کافی نبودند. صابون در محیط‌هایی مانند آب شور (سفرهای دریایی، صنایع) کارایی لازم را نداشت.

پاک‌کننده‌های غیر صابونی

هدف: پاک‌کننده‌هایی با قدرت بالا، تولید انبوه و قیمت مناسب. شیمی‌دان‌ها موادی با ساختار مشابه صابون از بنزن و مواد پتروشیمی تولید کردند. این مواد، پاک‌کننده‌های غیر صابونی نامیده می‌شوند.

شابهت‌ها و تفاوت‌ها با صابون

شابهت: هر دو بخش قطبی و ناقطبی دارند، لکه‌های چربی را پاک می‌کنند. تفاوت: غیر صابونی از مواد پتروشیمی، صابون از چربی طبیعی؛ غیر صابونی در آب سخت رسوب نمی‌دهد. پاک‌کننده‌های غیر صابونی قدرت پاک‌کنندگی بیشتری دارند و در آب سخت خاصیت خود را حفظ می‌کنند، زیرا رسوب نمی‌دهند.



صابون سنتی مراغه

صابون مراغه: معروف‌ترین صابون سنتی ایران با بیش از ۱۵۰ سال قدمت و تولید سالانه حدود ۲۰۰ تن. روش تولید: جوشاندن پیه گوسفند و سود سوزآور با آب در دیگ‌های بزرگ، قالب‌گیری و خشک کردن در آفتاب. ویژگی: بدون افزودنی شیمیایی، خاصیت بازی مناسب برای موهای چرب. کاربرد خاص: چرب کردن سنگ‌های تنور نان سنگک. صابون گوگرددار: رفع جوش و قارچ‌های پوستی. صابون‌های کلردار: ضد عفونی‌کننده و میکروب‌کش. افزودن نمک‌های فسفات: افزایش قدرت پاک‌کنندگی با واکنش با یون‌های کلسیم و منیزیم، جلوگیری از رسوب. هشدار: شوینده‌های با مواد شیمیایی زیاد عوارض پوستی و تنفسی ایجاد می‌کنند.

پاک‌کننده‌های خورنده

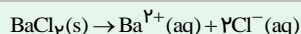
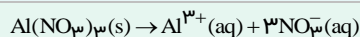
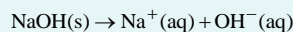
برخی پاک‌کننده‌ها با برهم‌کنش ذره‌ای و واکنش شیمیایی با آلاینده‌ها عمل می‌کنند. رسوب‌های روی کتری، لوله‌ها و دیگ‌های بخار با صابون و غیر صابونی پاک نمی‌شوند. پاک‌کننده‌های خورنده (هیدروکلریک اسید، سدیم هیدروکسید، سفیدکننده‌ها) با رسوب‌ها واکنش داده، فرآورده‌های محلول در آب تولید می‌کنند. این مواد شیمیایی فعال و خورنده‌اند، نباید با پوست تماس یابند. جوهر نمک (هیدروکلریک اسید): اسیدی (PH < 7). سود (سدیم هیدروکسید): بازی (PH > 7). صابون: بازی (PH > 7). سرکه: اسیدی (PH < 7). پاک‌کننده پودری (سدیم هیدروکسید + آلومینیم) برای باز کردن مجاری مسدود: سدیم هیدروکسید با چربی‌ها واکنش داده، صابون تولید می‌کند؛ آلومینیم با سود واکنش داده، گاز هیدروژن تولید می‌کند که رسوب‌ها را جدا می‌کند. افزایش دما قدرت پاک‌کنندگی را بالا می‌برد، زیرا واکنش‌ها سریع‌تر انجام می‌شوند. نقش گاز هیدروژن: فشار گاز رسوب‌ها و چربی‌ها را از دیواره جدا کرده، پاک‌کنندگی را تقویت می‌کند.



اسیدها و بازها در زندگی
اسیدها و بازها در شوینده‌ها، داروها، مواد آرایشی و عملکرد بدن نقش دارند.
اسیدهای خوراکی مزه ترش و بازها مزه تلخ دارند.
اسیدها با فلزات واکنش داده، در تماس با پوست سوزش ایجاد می‌کنند.
مثال: سوزش معده به دلیل بازگشت اسید معده به مری.
بازها در پوست احساس لیزی ایجاد کرده، به آن آسیب می‌رسانند.
دیواره معده هیدروکلریک اسید ترشح می‌کند برای فعال‌سازی آنزیم‌ها و نابودی میکروب‌ها.
آهک (بازی) برای کاهش اسیدیته خاک استفاده می‌شود.
زندگی آبزیان به pH آب وابسته است.
تنظیم اسیدیته شوینده‌ها ضروری است.
اکثر داروها خاصیت اسیدی یا بازی دارند.
میوه‌ها اسیدی‌اند ($\text{PH} < 7$).
فاضلاب‌های صنعتی pH محیط زیست را تغییر می‌دهند.

تعریف علمی اسید و باز
شیمییدان‌ها پیش از شناخت ساختار اسیدها و بازها، با ویژگی‌ها و واکنش‌های آن‌ها آشنا بودند.
سوانت آرنیوس اولین تعریف علمی اسید و باز را ارائه کرد، آرنیوس روی رسانایی الکتریکی محلول‌های آبی مطالعه کرد.
یافته‌ها: محلول‌های اسیدها و بازها رسانای برق‌اند، اما رسانایی آن‌ها یکسان نیست.
محلول‌های اسیدی: آن‌هایی که ($\text{PH} < 7$) دارند. خاصیت اسیدی محلول‌ها به یون هیدرونیوم (H^+) نسبت داده می‌شود.
محلول‌های بازی: آن‌هایی که ($\text{PH} > 7$) دارند. خاصیت بازی محلول‌ها به یون هیدروکسید (OH^-) نسبت داده می‌شود.
اسید ماده‌ای است که در آب غلظت یون هیدرونیوم (H^+) را افزایش می‌دهد.
باز ماده‌ای است که در آب غلظت یون هیدروکسید (OH^-) را افزایش می‌دهد.
مثال: گاز هیدروژن کلرید یک اسید آرنیوس است، زیرا در آب سبب افزایش غلظت یون هیدرونیوم می‌شود.
مثال: سدیم هیدروکسید جامد یک باز آرنیوس است، زیرا در آب سبب افزایش غلظت یون هیدروکسید می‌شود.
هرچه $[\text{H}^+]$ بیشتر، محلول اسیدی‌تر؛ هرچه $[\text{OH}^-]$ بیشتر، محلول بازی‌تر.
اگر $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ ، سامانه خنثی است.
اکسید اسیدی (مانند CO_2) اسید آرنیوس $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ و اکسید بازی (مانند CaO) باز آرنیوس $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ تولید می‌کند.

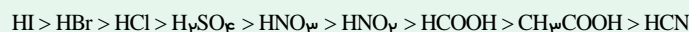
رسانایی الکتریکی و قدرت اسیدی
شوینده‌ها، داروها و خوراکی‌ها حاوی یون هیدرونیوم‌اند و غلظت $[\text{H}^+]$ بر ماندگاری مواد و سلامت تأثیر دارد.
رسانایی الکتریکی محلول‌های آبی برای تعیین $[\text{H}^+]$ استفاده می‌شود.
فلزات و گرافیت، (به دلیل الکترون‌ها) رسانای الکترونی‌اند.
محلول‌های یونی، (به دلیل حرکت یون‌ها) رسانای یونی‌اند.
در محلول سدیم کلرید، یون‌های Na^+ به قطب منفی و Cl^- به قطب مثبت حرکت می‌کنند. این جابه‌جایی، رسانایی الکتریکی را ایجاد می‌کند.
NaCl جامد: الکترولیت
NaCl محلول: محلول الکترولیت
اتانول و شکر غیرالکترولیت‌اند، زیرا به صورت مولکولی حل می‌شوند.
رسانایی محلول‌های الکترولیت متفاوت است.
مثال: رسانایی ۰/۱ مولار HCl بیشتر از HF است.
دلیل: تعداد یون‌های بیشتر در HCl (اسید قوی) نسبت به HF (اسید ضعیف).
اسید تک‌پروتونی: یونش هر مولکول آن یک یون H^+ تولید می‌کند.
شیمییدان‌ها برای بیان میزان یونش اسیدها، از کمیتی به نام درجه یونش (α) استفاده می‌کنند:
$\alpha = \frac{\text{شمار مولکول‌های یونیده شده}}{\text{شمار کل مولکول‌های حل شده}}$
اسیدهای قوی: یونش کامل ($\alpha \approx 1$).
اسیدهای ضعیف: یونش جزئی ($\alpha < 1$).

مثال‌هایی از انحلال مواد

ثابت تعادل و قدرت اسیدی

اسیدهای خوراکی (سیب، انگور، مرکبات، سرکه) ضعیف‌اند.

کربوکسیلیک اسیدها: فقط هیدروژن گروه کربوکسیل یون هیدرونیوم تولید می‌کند.

ترتیب قدرت اسیدی: (پنج اسید راست، قوی محسوب می‌شوند و به‌جز نیتریک‌اسید که ثابت یونش بزرگ دارد، چهار اسید قوی‌تر ثابت یونش بسیار بزرگ دارند.)



واکنش‌های برگشت‌پذیر: واکنش‌دهنده‌ها و فراورده‌ها هم‌زمان وجود دارند.

در حالت تعادل، سرعت واکنش رفت و برگشت برابر است و در سامانه تعادلی: غلظت مواد ثابت می‌ماند.



در تعادل، تعداد مولکول‌های HF یونیده‌شده برابر با تعداد HF بازسازی‌شده است.

ثابت تعادل (K): نسبت غلظت تعادلی فراورده‌ها به واکنش‌دهنده‌ها.

سؤال: چرا $[\text{H}^+] = [\text{F}^-]$ ؟

پاسخ: هر مولکول HF یک H^+ و یک F^- تولید می‌کند.

K در دمای معین ثابت است و فقط به دما وابسته است.

ثابت یونش اسید (Ka): نسبت $[\text{H}^+][\text{A}^-]/[\text{HA}]$.

Ka بزرگ‌تر: اسید قوی‌تر، یونش بیشتر.

واکنش منبسط با دو اسید متفاوت در دما و غلظت یکسان: سرعت واکنش با اسید قوی‌تر (Ka بزرگ‌تر) بیشتر است. زیرا $[\text{H}^+]$ در اسید قوی‌تر بیشتر است.

باران اسیدی (نیتریک اسید و سولفوریک اسید) و معمولی (کربنیک اسید)

$[\text{H}^+]$ در باران اسیدی بیشتر است.

دلیل: Ka نیتریک اسید و سولفوریک اسید بسیار بزرگ‌تر از کربنیک اسید است و آن‌ها جزء اسیدهای قوی طبقه‌بندی می‌شوند.

ماهیت محیط	مقدار pH	محیط / ماده
تقریباً خنثی تا اسیدی ضعیف	۵٫۲ - ۷٫۱	دهان
بسیار اسیدی	۱٫۸ - ۱٫۶	معده
قلیایی ضعیف	۸٫۵	روده کوچک
تقریباً خنثی	۷٫۴	روده بزرگ
اسیدی	۳٫۲	پرنقال
اسیدی ضعیف	۵٫۴	آب دریاچه

pH و محلول‌های آبی

pH: روشی ساده برای بیان $[\text{H}^+]$ ، در گستره ۰ تا ۱۴ (دمای اتاق).

پرسش: چرا گستره pH از ۰ تا ۱۴؟ به دلیل $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ در آب.

آب خالص و محلول‌های خنثی: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$.

افزودن مواد به آب

ماده با افزایش $[\text{H}^+]$ اسید آرنیوس است.

در محلول بازی: $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$.

در محلول‌های اسیدی یون OH^- وجود دارد، اما مقدار آن بسیار کم است.

بازهای قوی و ضعیف
بازهای قوی (KOH, NaOH) : خورنده، $[H^+] \gg [OH^-]$ ، pH بین ۷ تا ۱۴.
مثال: pH محلول ۱ مولار NaOH = ۱۴ (یونش کامل).
آمونیاک: باز ضعیف، حاوی مولکول‌های یونیده‌نشده و مقدار کمی یون.
سؤال: رسانایی آمونیاک و NaOH در دما و غلظت برابر؟
پاسخ: NaOH رسانایی بیشتری دارد (یونش کامل).
آمونیاک یون‌های کمتری تولید می‌کند.

شوینده‌های خورنده و واکنش‌های خنثی‌سازی
اسیدها و بازها در شوینده‌های خورنده واکنش خنثی‌سازی انجام می‌دهند.
مثال: $HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$
معادله یونی: $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$
برای لوله‌های مسدود با چربی: $RCOOH(s) + NaOH(aq) \rightarrow RCOONa(aq) + H_2O(l)$
فرآورده (صابون) چربی‌های اضافی را پاک می‌کند.
لوله‌های مسدود با رسوب‌های بازی: هیدروکلریک اسید فرآورده‌های محلول یا گازی تولید می‌کند.
سوزش معده: به دلیل اسید اضافی معده.
شیره معده: روزانه ۲-۳ لیتر، $[H^+] \approx 0.03 \text{ mol/L}$
ضد اسیدها (مانند منیزیم هیدروکسید) اسید معده را خنثی می‌کنند:
$2HCl(aq) + Mg(OH)_2(s) \rightarrow MgCl_2(aq) + 2H_2O(l)$
سدیم هیدروژن کربنات (جوش شیرین):
محلول آن بازی است (تولید OH^-).
جوش شیرین با چربی‌ها واکنش داده، صابون تولید می‌کند، قدرت پاک‌کنندگی را افزایش می‌دهد.

شماره ضد اسید	۱	۲	۳
ماده مؤثر	$Al(OH)_3$, $NaHCO_3$	$Al(OH)_3$, $Mg(OH)_2$	$NaHCO_3$

نکات تکمیلی
اسیدها و بازها با ثابت یونش کوچک، الکترولیت ضعیف به شمار می‌روند.
رنگ گل ادریسی در محیط قلیایی و اسیدی به ترتیب سرخ و آبی است.
اغلب اسیدها و بازهای شناخته شده، ضعیف هستند.

انرژی الکتریکی و الکتروشیمی

پدیده‌های طبیعی مثل تندر و آذرخش (ناشی از ماهیت الکتریکی ماده!) نشان‌دهنده جریان انرژی الکتریکی بین سامانه واکنش و محیط است. الکتروشیمی تولید انرژی الکتریکی پاک و ارزان را ممکن کرده و سطح رفاه و آسایش را افزایش داده است. الکتروشیمی در تهیه مواد جدید با انرژی الکتریکی و پیاده‌سازی اصول شیمی سبز نقش دارد.

نقش دانش و فناوری در رفاه

رشد دانش و پیشرفت فناوری، فعالیت‌های فردی، اقتصادی و صنعتی را آسان‌تر کرده است. نتایج: روشنایی، گرمایش و سرمایش آسان‌تر، حمل‌ونقل سریع‌تر و ایمن‌تر، درمان، کاهش نقص عضو، تأمین آب آشامیدنی. دو رکن اساسی این فناوری‌ها: ۱- دستیابی به مواد مناسب و ۲- تأمین انرژی. پرکاربردترین شکل انرژی در این فناوری‌ها: انرژی الکتریکی. الکتروشیمی در بهبود خواص مواد و تأمین انرژی نقش کلیدی دارد. در شکل زیر برخی قلمروهای الکتروشیمی قابل مشاهده است.

الکتروشیمی



پ) اندازه‌گیری و کنترل کیفی (اطمینان از کیفیت فرآورده)



ب) تولید مواد (مانند برقکافت و آبکاری)



آ) تأمین انرژی (باتری‌ها، سلول سوختی و سوخت آن‌ها)

باتری و کاربردهای آن

باتری یکی از فرآورده‌های مهم صنعتی است که در محل مورد نیاز، با انجام واکنش‌های شیمیایی، الکتریسیته تولید می‌کند. مثال: تأمین انرژی الکتریکی برای تنظیم‌کننده ضربان قلب، سمک، تلفن همراه، اندام مصنوعی، دوربین دیجیتال، رایانه قابل‌حمل، و خودروی الکتریکی ساخت لوله‌های فلزی انتقال آب، قطعی‌های محتوی مواد غذایی، و لوازم آشپزی که در برابر خوردگی مقاوم هستند و مانع از آلوده شدن آب و مواد غذایی می‌شوند، از دیگر دستاوردهای الکتروشیمی است.

انجام واکنش با سفر الکترون

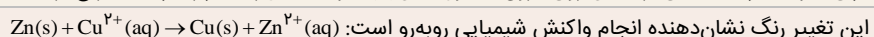
یکی از راه‌های بهره‌گیری از انرژی ذخیره‌شده در فلزها، اتصال آن‌ها در شرایط مناسب به یکدیگر است. برای نمونه، با یک تیغه مسی و تیغه‌ای دیگر مانند روی و با استفاده از میوه‌ای مانند لیمو می‌توان نوعی باتری ساخت و با آن یک لامپ LED را روشن کرد. باتری مولدی است که در آن واکنش‌های شیمیایی با سفر الکترون رخ می‌دهد تا بخشی از انرژی شیمیایی مواد به انرژی الکتریکی تبدیل شود و موتور را به حرکت درآورد. چراغ خورشیدی یک ابزار روشنایی است که از لامپ LED، سلول خورشیدی، و باتری قابل شارژ تشکیل شده است. اکسیژن نافلزی فعال است که با اغلب فلزها واکنش می‌دهد و آن‌ها را به اکسید فلز تبدیل می‌کند. اکسیژن با برخی فلزات مانند طلا و پلاتین واکنش نمی‌دهد.

واکنش روی با اکسیژن

اتم روی الکترون از دست داده است و اتم اکسیژن الکترون گرفته است. اکسیژن کاهش یافته است (گرفتن الکترون). روی اکسایش یافته است (از دست دادن الکترون). نیم‌واکنش اکسایش: $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(s) + 2e^{-}$ (از دست دادن الکترون). نیم‌واکنش کاهش: $O_2(g) + 4e^{-} \rightarrow 2O^{2-}(s)$ (گرفتن الکترون). ماده‌ای که با گرفتن الکترون سبب اکسایش گونه دیگر می‌شود اکسنده و ماده‌ای که با دادن الکترون سبب کاهش گونه دیگر می‌شود کاهنده نام دارد. اغلب فلزها در واکنش با نافلزها تمایل دارند یک یا چند الکترون خود را به نافلزها داده و ضمن اکسایش به کاتیون تبدیل شوند. نافلزها نیز با گرفتن یک یا چند الکترون کاهش یافته و به آنیون تبدیل می‌شوند.

از این رو، فلزها اغلب کاهنده و نافلزها اغلب اکسند هستند.

برای نمونه، هرگاه تیغه‌ای از جنس روی درون محلول مس(II) سولفات آبی رنگ قرار گیرد، به تدریج از شدت رنگ محلول کاسته می‌شود.



این تغییر رنگ نشان‌دهنده انجام واکنش شیمیایی روبه‌رو است: در این واکنش، اتم‌های روی هر یک با از دست دادن دو الکترون به یون‌های روی اکسایش یافته و هم‌زمان با آن، هر یون مس با دریافت همان دو الکترون به اتم مس کاهش می‌یابد.

در واکنش‌هایی از این دست، فرآورده‌ها پایدارتر از واکنش‌دهنده‌ها هستند.

بنابراین، می‌توان نتیجه گرفت که در هر واکنش شیمیایی، هنگامی که بار الکتریکی یک گونه (اتم، مولکول یا یون) مثبت‌تر می‌شود، آن گونه اکسایش یافته و گونه‌ای که بار الکتریکی آن منفی‌تر می‌شود، کاهش می‌یابد.

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

با در نظر گرفتن واکنش روی با یون‌های هیدروژن

در این واکنش، اتم‌های روی الکترون از دست می‌دهند و اکسایش می‌یابند، از این رو اتم‌های روی نقش کاهنده دارند.

در حالی که یون‌های هیدروژن الکترون به دست می‌آورند و کاهش می‌یابند، از این رو یون‌های هیدروژن نقش اکسند دارند.

در گذشته برای عکاسی از سوختن منیزیم به‌عنوان منبع نور استفاده می‌شد.

در این واکنش، Mg(s) با نور خیره‌کننده‌ای در O₂(g) می‌سوزد و به MgO(s) تبدیل می‌شود.

اتم روی الکترون از دست داده است و اتم اکسیژن الکترون گرفته است.

جاری شدن انرژی با سفر الکترون

در برخی واکنش‌های اکسایش-کاهش، افزون بر دادوستد الکترون، انرژی نیز آزاد می‌شود.

تغییر دما نشان‌دهنده واکنش اکسایش-کاهش و آزاد شدن گرما است و هر فلزی که سبب تغییر دمای بیشتری شود ← کاهنده‌تر است.

ترتیب قدرت کاهندگی: Zn > Fe > Cu > Au

تیغه مس در محلول روی سولفات واکنشی نمی‌دهد، زیرا مس کاهنده ضعیف‌تر از روی است.

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

واکنش‌های شیمیایی و سفر هدایت‌شده الکترون‌ها

به دیگر سخن، فلزها قدرت کاهندگی متفاوتی دارند، برای نمونه، فلز روی کاهنده‌تر از مس است.

در یک واکنش اکسایش-کاهش، فلزی که قدرت کاهندگی بیشتری دارد، می‌تواند با برخی کاتیون‌های فلزی واکنش دهد و آن‌ها را به اتم‌های فلزی کاهش دهد.

در واکنش‌هایی از این دست، مخلوط واکنش گرم‌تر می‌شود، زیرا سامانه واکنش بخشی از انرژی خود را به شکل گرما به محیط می‌دهد.

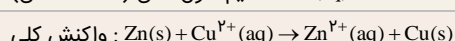
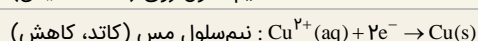
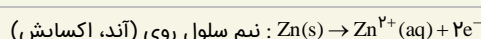
برای ایجاد جریان الکتریکی باید الکترون‌ها را از یک مسیر معین عبور داد یا از نقطه‌ای به نقطه دیگر جابه‌جا نمود.

اگر به‌جای دادوستد مستقیم الکترون بین گونه‌های اکسند و کاهنده در یک واکنش، بتوان الکترون‌ها را از طریق یک مدار بیرونی هدایت و جابه‌جا کرد، آن‌گاه می‌توان بخشی از انرژی آزادشده در واکنش اکسایش-کاهش را به شکل انرژی الکتریکی در دسترس تبدیل نمود.

این جریان الکتریکی سبب روشن شدن لامپ خواهد شد و نتایج حاصل از چنین پژوهش‌هایی منجر به ساخت سلول گالوانی شد.

در سلول گالوانی از جرم تیغه‌های آندی کاسته می‌شود و به جرم تیغه‌های کاتدی افزوده می‌شود.

مثال: سلول گالوانی روی-مس (Zn-Cu).



آند الکترودی است که در آن نیم‌واکنش اکسایش و کاتد الکترودی است که در آن نیم‌واکنش کاهش رخ می‌دهد.

آند: تیغه روی (اکسایش رخ می‌دهد). کاتد: تیغه مس (کاهش رخ می‌دهد).

الکترون‌ها از روی (آند) به مس (کاتد) حرکت می‌کنند، زیرا روی الکترون تولید می‌کند.

جرم روی کاهش می‌یابد، زیرا اتم‌های روی اکسایش یافته و به یون‌های Zn²⁺ تبدیل می‌شوند.

جرم مس افزایش می‌یابد، زیرا یون‌های Cu²⁺ کاهش یافته و به اتم‌های مس رسوب می‌کنند.

سلول گالوانی دستگاهی است که می‌تواند بر اساس قدرت کاهندگی فلزها انرژی الکتریکی تولید کند.

به دلیل تولید الکترون در الکتروآند، آن را با علامت منفی نشان می‌دهند.

اصل تعادل بار در سلول گالوانی: کاتیون‌ها از نیم‌سلول آند به کاتد و آنیون‌ها از نیم‌سلول کاتد به آند با گذر از دیواره متخلخل مهاجرت کنند.

پتانسیل استاندارد و نیروی الکتروموتوری

هر سلول گالوانی ولتاژ معینی دارد، اما در آن‌ها با تغییر هر یک از اجزای سلول، ولتاژ تغییر می‌کند. اگر در سلول گالوانی به‌جای لامپ، ولت‌سنج قرار گیرد، ولتاژی که ولت‌سنج نشان می‌دهد، اختلاف پتانسیل میان دو نیم‌سلول است. این کمیت به نیروی الکتروموتوری (emf) معروف است و با emf نمایش داده می‌شود. اندازه‌گیری پتانسیل یک نیم‌سلول به‌تنهایی ممکن نیست و باید این کمیت به‌طور نسبی اندازه‌گیری شود. شیمیدان‌ها برای دستیابی به این هدف، نیم‌سلول استاندارد هیدروژن (SHE) را به‌عنوان مبنا انتخاب کردند و پتانسیل آن را برابر با صفر در نظر گرفتند. در این جدول، نیم‌واکنش‌ها به شکل کاهش نوشته شده‌اند.

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

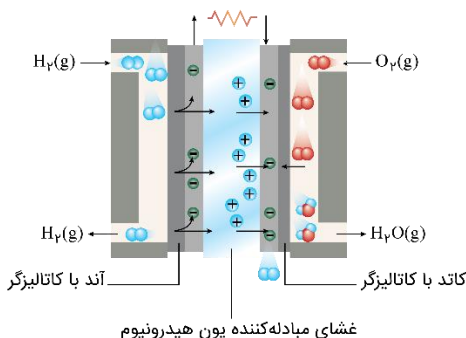
نیم‌واکنش کاهش			$E^\circ(\text{V})$
گونه اکسده	الکترون	گونه کاهشده	ولتاژ
$\text{Au}^{3+}(\text{aq})$	$+3e^- \rightarrow$	$\text{Au}(\text{s})$	+1/50
$\text{Pt}^{2+}(\text{aq})$	$+2e^- \rightarrow$	$\text{Pt}(\text{s})$	+1/20
$\text{Ag}^+(\text{aq})$	$+e^- \rightarrow$	$\text{Ag}(\text{s})$	+0/80
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	$+2e^- \rightarrow$	$\text{Cu}(\text{s})$	+0/34
$2\text{H}^+(\text{aq})$	$+2e^- \rightarrow$	$\text{H}_2(\text{g})$	0/00
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	$+2e^- \rightarrow$	$\text{Fe}(\text{s})$	-0/44
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$	$+2e^- \rightarrow$	$\text{Zn}(\text{s})$	-0/76
$\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$	$+2e^- \rightarrow$	$\text{Mn}(\text{s})$	-1/18
$\text{Al}^{3+}(\text{aq})$	$+3e^- \rightarrow$	$\text{Al}(\text{s})$	-1/66
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$	$+2e^- \rightarrow$	$\text{Mg}(\text{s})$	-2/37

لیتیم، فلزی ارزشمند برای ذخیره انرژی الکتریکی

لیتیم در میان فلزها کمترین چگالی و E° را دارد. این ویژگی‌های لیتیم سبب شد راه برای ساخت باتری‌های سبک‌تر، کوچک‌تر، و با توانایی ذخیره بیشتر انرژی هموار شود. پسماندهای ناشی از باتری‌ها به دلیل داشتن مواد شیمیایی گوناگون، سمی هستند و نباید در طبیعت رها یا دفن شوند، زیرا محیط زیست را آلوده می‌کنند. از سوی دیگر، برخی از این پسماندها به دلیل داشتن مقدار قابل‌توجهی از مواد و فلزهای ارزشمند و گران‌قیمت، منبعی برای بازیافت این مواد هستند.

سلول سوختی، منبعی برای تولید انرژی سبز

سوخت‌های فسیلی رایج‌ترین سوخت برای خودروها و نیروگاه‌ها به شمار می‌روند. سلول سوختی نوعی سلول گالوانی است که افزون بر کارایی بیشتر، می‌تواند ردپای کربن‌دی‌اکسید را کاهش دهد. سلول‌های سوختی دوست‌دار محیط زیست بوده و منبع انرژی سبز به شمار می‌روند. در روش سوزاندن گاز هیدروژن در موتور درون‌سوز، اتلاف انرژی به شکل گرما بیشتر است. سلول سوختی کارایی بالاتری دارد، زیرا بازدهی آن تا سه برابر موتور درون‌سوز (حدود ۶۰ درصد) است و انرژی شیمیایی را مستقیماً به الکتریکی تبدیل می‌کند. رایج‌ترین سلول سوختی، سلول هیدروژن-اکسیژن است که در آن بخش قابل‌توجهی از انرژی شیمیایی به انرژی الکتریکی تبدیل می‌شود. هر سلول سوختی سه جزء اصلی دارد: یک غشا، الکتروود آند، و الکتروود کاتد. در این سلول، آند و کاتد دارای کاتالیزورهایی هستند که به نیم‌واکنش‌های اکسایش و کاهش سرعت می‌بخشند.



تعیین عدد اکسایش

به ازای هر جفت الکترون پیوندی میان دو اتم یکسان، یک الکترون به هر اتم نسبت دهید.
همه الکترون‌های ناپیوندی روی هر اتم را به همان اتم نسبت دهید.
به ازای هر جفت الکترون پیوندی میان دو اتم متفاوت، هر دو الکترون را به اتم با خصلت نافلزی بیشتر نسبت دهید.
الکترون‌های نسبت داده شده به هر اتم را بشمارید و آن را از شمار الکترون‌های ظرفیت همان اتم کم کنید. عدد به دست آمده عدد اکسایش اتم مورد نظر است.

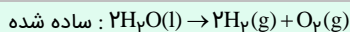
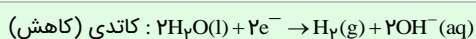
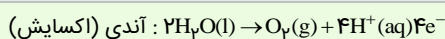
عدد اکسایش

عدد اکسایش عناصر به حالت آزاد برابر با صفر است.
عدد اکسایش یون‌های تک اتمی برابر با بار الکتریکی آن‌هاست.
اغلب نافلزها و فلزهای واسطه عدد اکسایش گوناگونی در ترکیب‌های خود دارند.
برای نمونه، عدد اکسایش آهن در $FeCl_2$ و $FeCl_3$ به ترتیب ۲ و ۳ است.
به همین دلیل، این ترکیب‌ها را آهن(II) کلرید و آهن(III) کلرید می‌نامند.
همچنین، عدد اکسایش اتم گوگرد در SO_2 و SO_3 به ترتیب ۴ و ۶ است.

$SO_2: 2(-2) + S = 0 \rightarrow S = +4$
 $SO_3: 3(-2) + S = 0 \rightarrow S = +6$

برقکافت آب، راهی برای تولید گاز هیدروژن

سلول‌های سوختی، برخلاف باتری‌ها، انرژی شیمیایی را ذخیره نمی‌کنند، پس یکی از چالش‌های سلول‌های سوختی تأمین سوخت آن‌هاست.
سلول‌های الکترولیتی، نوعی سلول هستند که با اعمال یک ولتاژ بیرونی و عبور جریان الکتریکی از درون محلول الکترولیت، می‌توان یک واکنش شیمیایی را در خلاف جهت طبیعی پیش راند.

واکنش‌های برقکافت آب

رنگ کاغذ PH در آند و کاتد سلول برقکافت آب

آند: قرمز (محلول اسیدی، H^+ تولید می‌شود).

کاتد: آبی (محلول بازی، OH^- تولید می‌شود).

سلول الکترولیتی، دو الکتروود درون یک الکترولیت قرار دارند، الکترودهایی که اغلب گرافیتی هستند.
در این سلول‌ها، کاتد الکتروودی است که به قطب منفی باتری و آند به قطب مثبت باتری متصل است.
الکترولیت محتوی یون‌هایی است که آزادانه جابه‌جا می‌شوند، در واقع، الکترولیت یک محلول یونی یا یک ترکیب یونی مذاب است.
کاتیون‌ها به سوی کاتد و آنیون‌ها به سوی آند روانه می‌شوند تا به سطح الکترودها برسند و در نیم‌واکنش اکسایش و کاهش شرکت کنند.

برقکافت (NaCl) و تهیه فلز سدیم

فلز سدیم یک کاهنده قوی است که در طبیعت به حالت آزاد یافت نمی‌شود.

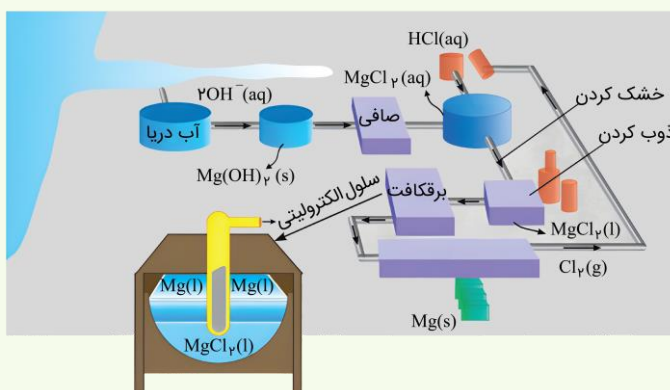
این عنصر در ترکیب‌های طبیعی و گوناگون خود تنها به شکل یون سدیم وجود دارد ← یون‌های سدیم بسیار پایدارتر از اتم‌های آن هستند.

سدیم کلرید خالص در $801^\circ C$ ذوب می‌شود. افزودن مقداری کلسیم کلرید به آن، دمای ذوب را تا حدود $587^\circ C$ پایین می‌آورد.

کاهش دمای ذوب، مصرف انرژی را کاهش داده و هزینه تولید را پایین می‌آورد.

استخراج منیزیم از آب دریا

شکل زیر مراحل استخراج منیزیم را نشان می‌دهد مراحل آن را به خوبی به خاطر بسپارید:



خوردگی، یک واکنش اکسایش-کاهش ناخواسته

طرف نقره‌ای در اثر انجام واکنش اکسایش-کاهش هم می‌تواند کدر شود و هم می‌تواند جلا یابد.

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

مثال: زنگ زدن آهن و زنگار سبز بر سطح مس

هنگامی که فلزها در هوا قرار می‌گیرند، اغلب اکسایش یافته و به شکل اکسید درمی‌آیند.

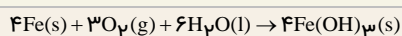
در فلزهایی مانند آهن، با ادامه اکسایش، لایه‌ای ترد و شکننده تشکیل می‌شود که به تدریج فرومی‌ریزد، در این حالت می‌گویند فلز خورده شده است.

از آنجا که آهن پرمصرف‌ترین فلز در جهان است و سالانه حدود ۲۰ درصد از آهن تولیدی برای جایگزینی قطعه‌های خورده شده مصرف می‌شود.

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

زنگ آهن (Fe(OH)₃) در اثر واکنش آهن با اکسیژن و آب در هوای مرطوب تشکیل می‌شود و لایه‌ای ترد ایجاد می‌کند.

فراورده نهایی خوردگی زنگ آهن است.



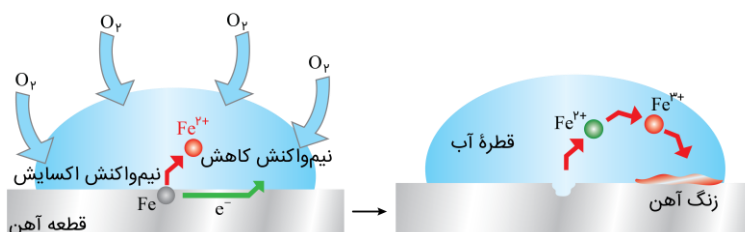
خوردگی آهن در محیط اسیدی به میزان بیشتری رخ می‌دهد

دلیل: در محیط اسیدی، پتانسیل کاهش اکسیژن $E^{\ominus} = +1/237$ بیشتر است، بنابراین اکسیژن راحت‌تر الکترون گرفته و آهن را اکسید می‌کند.

با گذشت زمان، فلز طلا در هوای مرطوب و حتی در اعماق دریا همچنان درخشان باقی می‌ماند

طلا اکسایش نمی‌یابد، زیرا پتانسیل کاهش آن بسیار بالاست و در برابر اکسیژن مقاوم است.

فلزهای نجیبی مانند طلا و پلاتین حتی در محیط‌های اسیدی اکسایش نمی‌یابند.



فداکاری فلزها برای حفاظت آهن

هنگامی که دو فلز در هوای مرطوب با هم در تماس باشند، برای اکسایش یافتن با یکدیگر رقابت می‌کنند.

بدیهی است که فلز کاهنده‌تر در این رقابت برنده می‌شود.

مثال: تصور کنید فلز روی یا منیزیم در هوای مرطوب با آهن تماس داشته باشد، با توجه به E^{\ominus} آن‌ها، بی‌شک روی یا منیزیم است که در رقابت برنده شده و اکسید می‌شود.

این اکسایش نشان از فداکاری آن‌ها داشته و سبب پیشگیری از اکسایش آهن خواهد شد.

مثال‌هایی از حفاظت از آهن با منیزیم: ۱- بدنه کشتی. ۲- لوله‌های نفتی.

باید توجه داشت که با گذشت زمان، منیزیم اکسایش یافته و مصرف می‌شود. از این رو، باید به شکل دوره‌ای تکه‌های منیزیم را تعویض کرد.

فداکاری فلز روی برای حفاظت از آهن سبب شد تا در صنعت، ورقه‌های آهنی با پوششی از فلز روی تهیه شود.

این نوع آهن به آهن گالوانیزه (آهن سفید) معروف است و در ساخت تانکر آب، کانال کولر و غیره به کار می‌رود.

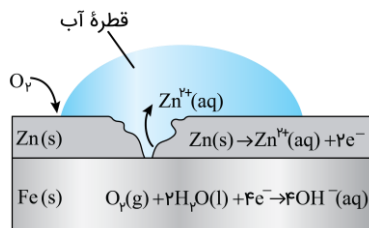
هنگامی که خراشی در سطح آهن گالوانیزه پدید می‌آید، هر دو فلز در مجاورت اکسیژن و رطوبت قرار می‌گیرند و برای اکسایش رقابت می‌کنند.

بدیهی است که فلز روی اکسید شده و آهن محافظت می‌شود.

به یک ورقه آهنی که با لایه نازکی از قلع پوشیده شده است، حلی می‌گویند.

از ورقه‌های حلی برای ساخت قوطی‌های روغن نباتی و کنسرو استفاده می‌شود.

در اثر ایجاد خراش در سطح این نوع آهن، آهن خورده می‌شود، قلع محافظت می‌شود.
برخلاف حلبی، از آهن گالوانیزه نمی‌توان برای ساخت ظروف بسته‌بندی مواد غذایی استفاده کرد.
قوطی‌هایی از جنس حلبی در اثر خراش زودتر و آسان‌تر دچار خوردگی می‌شوند.

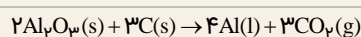


آب‌کاری

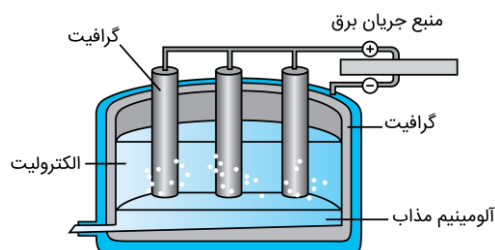
سطح اغلب وسایل فلزی را برای جلوگیری از خوردگی آن‌ها با فلزهایی مانند نقره، کروم، نیکل، و طلا می‌پوشانند.
پوشاندن سطح یک فلز با لایه نازکی از فلزهای ارزشمند و مقاوم در برابر خوردگی، آب‌کاری نام دارد.
این فرایند در سلول الکترولیتی انجام می‌شود.
مثال: آب‌کاری قاشق فولادی با نقره:
قاشق به کاتد (قطب منفی) متصل است، زیرا کاهش نقره در آن رخ می‌دهد.
نیم‌واکنش کاتدی و آندی هر دو توسط نقره انجام می‌شود.

فرایند هال و آلومینیم

برخی فلزها با اینکه اکسایش می‌یابند، اما خورده نمی‌شوند. آلومینیم یکی از این فلزهاست.
آلومینیم فلزی فعال است که به سرعت در هوا اکسید می‌شود.
این فلز با تشکیل لایه چسبنده و متراکم از ادامه اکسایش جلوگیری می‌کند.
به طوری که لایه‌های زیرین برای مدت طولانی دست‌نخورده باقی می‌ماند و استحکام خود را حفظ می‌کند.
این ویژگی آلومینیم سبب شده که از آن در ساخت لوازم خانگی، هواپیما، کشتی و غیره استفاده کرد.
برخی کاربردهای آلومینیم: چرخ گوشت و قطعاتی از موتور خودرو.
آلومینیم، همانند دیگر فلزهای فعال، در طبیعت به شکل ترکیب یافت می‌شود.
از این رو، این فلز نیز از برق‌کافت Al_2O_3 نمک‌های مذاب آن به دست می‌آید.
رایج‌ترین روشی که به فرایند هال معروف است.



فرایند هال به علت مصرف مقدار زیادی انرژی الکتریکی هزینه بالایی دارد.
از این رو، با بازیافت فلز آلومینیم می‌توان ضمن افزایش عمر یکی از مهم‌ترین منابع تجدیدناپذیر طبیعت، برخی از هزینه‌های تولید این فلز را کاهش داد.
برای نمونه، تولید قوطی‌های آلومینیمی از قوطی‌های کهنه فقط به ۷ درصد از انرژی لازم برای تهیه همان تعداد قوطی از فرایند هال نیاز دارد.



نکات تکمیلی

فلوئور، اکسندترین عنصر در جدول دوره‌ای است.
عدد اکسایش اکسیژن در OF_2 برابر با +۲ است.
فلز پلاتین را می‌توان در بخش‌های مختلف بدن هنگام جراحی به کار برد.