

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 براساس خواص اسیدی و بازی عمل می‌کنند، هموارتر می‌شود. پاکیزگی و بهداشت همواره در زندگی ما اهمیت شایانی داشته است. به‌طوری‌که 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 نگاه 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، به‌طور میانگین چند سال در این جهان زندگی می‌کنند.

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

امید به زندگی در کشورهای برخوردار (توسعه‌یافته) بیشتر از کشورهای کم‌برخوردار است (کمتر توسعه‌یافته) است. میزان رشد امید به زندگی در نواحی کمتر توسعه‌یافته، بیشتر از نواحی توسعه‌یافته است.

آلاینده‌ها

هریک 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) گردوغبار (۳) لکه‌های چربی و مواد غذایی روی لباس‌ها و پوست بدن

چند نکته در مورد عسل

- (۱) در ساختار عسل تعداد زیادی گروه هیدروکسیل ($-OH$) وجود دارد به همین دلیل عسل یک مولکول قطبی است.
- (۲) لکه‌های عسل به دلیل قطبی بودن به راحتی با آب شسته می‌شوند.
- (۳) مولکول‌های عسل به دلیل داشتن گروه‌های هیدروکسیل با آب پیوند هیدروژنی برقرار کرده و در لایه‌های مولکول‌های آن پخش می‌شوند.

حلال مناسب برای زدودن آلودگی‌ها

- برای پاک کردن هر آلودگی به مواد شوینده و پاک‌کننده ویژه‌ای نیاز داریم.
- مواد زمانی در هم حل می‌شوند که جاذبه بین مولکولی آن‌ها شبیه هم باشد، در واقع:
- (۱) مواد قطبی در حلال‌های قطبی حل می‌شوند.
 - (۲) مواد ناقطبی در حلال‌های ناقطبی حل می‌شوند.
 - (۳) مواد دارای پیوند هیدروژنی در حلال‌های دارای پیوند هیدروژنی حل می‌شوند.
 - (۴) اغلب نمک‌ها در آب و حلال‌های قطبی حل می‌شوند.
- در فرایند انحلال، اگر ذره‌های سازنده حل‌شونده با مولکول‌های حلال جاذبه‌های مناسب برقرار کنند، حل‌شونده در حلال حل می‌شود، در غیر این صورت ذره‌های حل‌شوند کنار هم باقی می‌مانند و در حلال پخش نمی‌شوند.
 - آب پاک‌کننده مناسبی برای لکه‌های شیرینی مانند آب‌قند، شربت آبلیمو، چای شیرین و عسل است.
 - برای یافتن حلال مناسب برای زدودن آلودگی‌ها باید از نوع، ساختار و رفتار ذرات سازنده آلاینده‌ها و شوینده‌ها و نیز نیروهای بین مولکولی آن‌ها آگاهی داشته باشیم.
 - 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	$CH_2OH - CH_2OH$	قطبی	آب
نمک خوراکی	$NaCl$	ترکیب یونی	آب
بنزین	C_8H_{18}	ناقطبی	هگزان
اوره	$CO(NH_2)_2$	قطبی	هگزان
روغن زیتون	$C_{57}H_{104}O_6$	ناقطبی	هگزان
وازلین	$C_{25}H_{52}$	ناقطبی	هگزان

چربی‌ها

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

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 اسیدها چرب و استرها بلندزنجیره هستند.

اسیدهای چرب و استرهای بلندزنجیر 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.

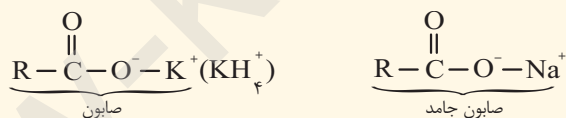
اسیدهای چرب و استرهای بلندزنجیر در کل ناقطبی هستند. به همین دلیل چربی‌ها نیز که از این مواد ساخته شده‌اند ناقطبی هستند. چربی‌ها ناقطبی هستند از این رو در حلال‌های ناقطبی مانند هگزان حل شده و در حلال‌های قطبی مانند آب انحلال‌ناپذیرند. نیروهای بین مولکولی غالب در چربی‌ها از نوع واندروالسی است.

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، دنبه با سدیم هیدروکسید تهیه می‌کنند.

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



صابون دارای یک بخش قطبی $(-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}^{-}-\text{Na}^{+})$ و یک بخش ناقطبی (R) می‌باشد.

بخش قطبی صابون در آب (بخش آب دوست) و بخش ناقطبی آن در چربی (بخش آب گریز) 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.

انواع مخلوط

مخلوط‌ها نقش بسیار پررنگی در زندگی ما دارند ← اغلب موادی که در زندگی روزانه با آن‌ها سروکار داریم، از مخلوط دو یا چند ماده تشکیل شده‌اند. مانند آب دریا، هوا، چسب‌ها، شوینده‌ها و ...

مخلوط‌ها انواع گوناگونی داشته و در نتیجه خواص متفاوتی دارند. در جدول زیر انواع مخلوط‌ها به همراه ویژگی‌های آنها آورده شده است.

نوع مخلوط و ویژگی	سوسپانسیون (مانند شربت معده)	کلوتیدها (مانند سس مایونز)	محلول (مانند محلول کات کبود در آب)
رفتار در برابر نور	نور را پخش می‌کنند	نور را پخش می‌کنند	نور را پخش نمی‌کنند
همگن بودن	ناهمگن	ناهمگن	همگن
پایداری	پایدار نیست / ته‌نشین می‌شود	پایدار نیست / ته‌نشین نمی‌شود	پایدار است / ته‌نشین نمی‌شود
ذره‌های سازنده	ذره‌های ریز ماده	مولکول‌های بزرگ و یا توده‌های مولکولی	یون‌ها یا مولکول‌ها

با توجه به ویژگی انواع مخلوط‌ها، کلوتیدها را می‌توان پلی بین سوسپانسیون و محلول‌ها در نظر گرفت

اگر به مخلوط آب و روغن مقداری صابون اضافه شود، یک کلوتید پایدار ایجاد می‌شود که حاوی توده‌های مولکولی با اندازه‌های متفاوت است.

نحوه پاک‌کنندگی صابون

هنگامی که صابون وارد آب می‌شود، به کمک بخش قطبی (سر آب دوست) خود در آن حل می‌شود. از سوی دیگر، ذره‌های صابون با بخش ناقطبی (چربی دوست) خود یا مولکول‌های چربی جاذبه برقرار می‌کنند ← صابون پاک‌کننده مناسبی برای چربی‌ها به‌شمار می‌رود.

هر اندازه صابون بتواند مقدار بیشتری از آلاینده و چربی را بزدايد قدرت پاک‌کنندگی بیشتری دارد ← مولکول‌های صابون مانند پلی بین مولکول‌های آب و چربی قرار می‌گیرند.

عوامل مؤثر بر قدرت 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 $(\text{RCOO})_2\text{Ca}$ و $(\text{RCOO})_2\text{Mg}$ را می‌دهد.

توجه: لکه‌های سفیدی که بعد از شستن لباس با صابون بر روز آن‌ها برجای 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 پلی‌استری 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.

پاک‌کننده‌های غیرصابونی

دلایل احساس نیاز به شوینده‌ای به‌جز صابون:

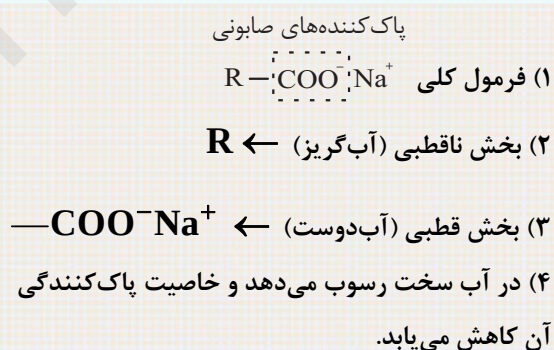
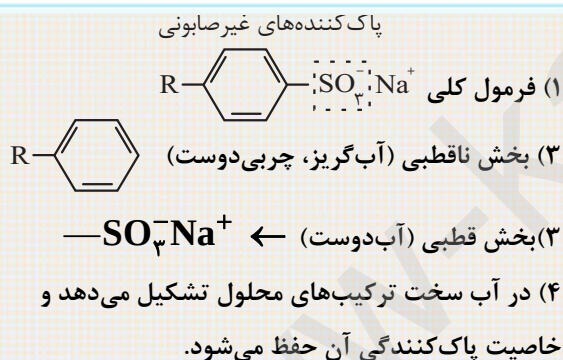
- (الف) برای تولید صابون در مقیاس انبوه به مقدار زیادی چربی نیاز بود.
- (ب) صابون در همه‌شرایط به خوبی عمل نمی‌کرد و پاسخ‌گوی نیاز انسان در محیط‌های گوناگون مانند سفرهای دریایی و صنایع وابسته به آب شور نبود.
- پاک‌کننده‌های غیر صابونی از مواد پتروشیمیایی طی واکنش‌های پیچیده در صنعت تولید می‌شوند و قدرت پاک‌کنندگی بیشتری نسبت به صابون دارند.

(۱) در این پاک‌کننده‌ها گروه سولفونات (SO_3^-) جایگزین گروه کربوکسیلات (COO^-) در صابون‌های معمولی شده است.



- (۲) دارای یک بخش قطبی $\text{SO}_3^- \text{Na}^+$ و یک بخش ناقطبی (R) هستند.
- (۳) در آب‌های سخت نیز خاصیت پاک‌کنندگی خود را حفظ می‌کنند زیرا با یون‌های موجود در آب سخت واکنش نمی‌دهند.
- (۴) در این پاک‌کننده‌ها چربی‌ها به زنجیره‌الکیل می‌چسبند و گروه سولفونات باعث پخش شدن چربی‌ها در آب می‌شود.

مقایسه پاک‌کننده‌های صابونی و غیر صابونی



صابون طبیعی

تهیه صابون طبیعی معروف به صابون مراغه (معروف‌ترین صابون سنتی ایران): پیه گوسفند و سوزآور را در دیگ‌های بزرگ با آب برای چندین ساعت می‌جوشانند و پس از قالب‌گیری آن‌ها را در افتاب 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 ضدعفونی‌کنندگی 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 براساس برهم‌کنش میان ذره‌ها عمل می‌کنند اما پاک‌کننده‌های خورنده افزون بر این برهم‌کنش‌ها، با آلاینده‌ها واکنش می‌دهند.

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

این پاک‌کننده‌ها از نظر شیمیایی فعال هستند و خاصیت 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 پاک‌کنندهٔ خورنده به همراه آب در لوله‌ها ریخته شود واکنش زیر را انجام می‌دهد:

فراورده‌های دیگر + گاز هیدروژن $\rightarrow$ آب + مخلوط آلومینیم و سدیم هیدروکسید

(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.

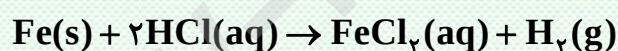
(۲) گاز هیدروژن ($\text{H}_2(\text{g})$) تولید شده در این واکنش نیز قدرت پاک‌کنندگی این مخلوط را افزایش می‌دهد.

ویژگی‌های اسید و باز

موادی هستند که در دمای اتاق pH آن‌ها کمتر از ۷ بوده و کاغذ pH را به رنگ سرخ در می‌آورند.

اغلب اکسیدهای نافلزی را اکسیدهای اسیدی نیز می‌نامند زیرا در صورت حل شدن در آب تولید یک اسید می‌کنند.

اغلب اسیدها با فلزها واکنش می‌دهند و گاز هیدروژن آزاد می‌کنند به عنوان مثال:



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 ناحیهٔ سینه ایجاد می‌کند، برگشت مقداری از محتویات اسیدی معده به لولهٔ مری است.

مزهٔ ترش مواد خوراکی و میوه‌هایی مانند ریواس، انگور، لیموترش، کیوی، گوجه‌سبز، تمشک، توت‌فرنگی و ... ناشی از وجود مولکول‌های کربوکسیلیک‌اسیدها در ساختار آن‌ها است.

اسیدها

موادی هستند که در دمای اتاق pH آن‌ها بیشتر از ۷ بوده و کاغذ pH را به رنگ آبی در می‌آورند.

اغلب اسیدهای فلزی را اکسیدها بازی نیز می‌نامند زیرا در صورت حل شدن در آب تولید یک باز می‌کنند.

بازها اغلب مزه‌ای تلخ دارند.

بازها

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 شوینده‌ها 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 محیط‌زیست 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 روس 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، به‌طور چرئی یا کامل شکسته می‌شوند و ذره‌هایی باردار به نام یون را پدید می‌آورند.

یافته‌های تجربی آرنیوس نشان داد $\leftarrow$ محلول اسیدها و بازها رسانای جریان الکتریکی هستند، هرچند میزان رسانایی آن‌ها با یکدیگر یکسان نیست.

اسید آرنیوس $\leftarrow$ مواد و ترکیب‌هایی که با حل شدن در آب غلظت یون H^+ را افزایش می‌دهند، مانند گاز هیدروژن کلرید.

باز آرنیوس $\leftarrow$ 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 $\leftarrow$ آن محلول اسیدی‌تر است.

(۲) هرچه $[\text{OH}^-]$ محلولی بیشتر باشد $\leftarrow$ 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.

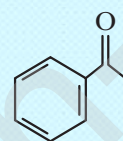
اسیدهای معروف

(۱) اسیدهای معدنی (HNO_3 , HF و ...)

(۲) کربوکسیلیک اسیدها (RCOOH)

(۳) اکسیدهای نافلزی (SO_3 , N_2O_5 و ...)

(۴) برخی نمکها (NH_4Cl)



(۵) بنزوئیک اسید



(۶) سرکه خوراکی با خاصیت اسیدی ملایم:

(۷) لاکتیک اسید (موجود در شیر ترش شده)

(۸) آب باتری خودرو، اسید معده، آب گوجه‌فرنگی

(۹) اسیدهای موجود در هواکره H_2CO_3 و

(H_2SO_4 و HNO_3)

(۱۰) اسید حاصل از گزش مورچه سرخ، متانوئیک (فرمیک) اسید: $\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{OH}$

بازهای معروف

(۱) هیدروکسیدهای فلزی محلول در آب (NaOH و ...)

(۲) محلول اکسیدهای فلزی (CaO و ...) در آب

(۳) محلول فلزهای فعال (Na و ...) در آب

(۴) برخی نمکها (NaHCO_3 و ...)

(۵) صابون (RCOO^-Na^+)

(۶) سفیدکننده‌ها (NaClO)

(۷) شربت معده

(۸) محلول آمونیاک (NH_3)

(۹) محلول لوله‌بازکن

(۱۰) محلول تمیزکننده اجاق‌گاز

نتیجه حل شدن اسیدها و بازها در آب

انحلال اسیدها 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.

انحلال بازها در آب

(۱) میزان یون هیدروکسید (OH^-) افزایش می‌یابد.

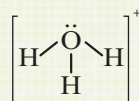
(۲) غلظت یون هیدروکسید افزایش می‌یابد.

(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 می شود و به یون هیدرونیوم معروف است.



یون هیدرونیوم هرمی شکل بوده و ساختار لوویس آن به شکل روبه رو است.

رسانایی الکتریکی محلول ها و قدرت اسیدی و بازی

خوراکی ها، شوینده ها، داروها و ... شامل مقادیر متفاوتی از H^+ هستند. غلظت این یون بر روی ماندگاری این مواد و در نتیجه سلامتی تأثیر شایانی دارد ← در فرایند تولید مواد گوناگون اغلب تعیین و کنترل غلظت H^+ نقش مهمی دارد.

در محلول های الکترولیت به دلیل وجود یون ها و حرکت آن ها، بارهای الکتریکی جابه جا می شوند ← اگر این محلول ها در یک مدار الکتریکی قرار بگیرند، جریان الکتریکی برقرار می شود.

رسانایی الکتریکی محلول های اسیدی گوناگون و محلول های بازی گوناگون یکسان نیست ← در شرایط یکسان شمار یون های موجود در محلول های گوناگون اسیدی و بازی، متفاوت است. ← اسیدها و بازها به دو دسته اسیدهای قوی و ضعیف تقسیم می شوند.

درجه یونش

به فرایندی که در آن یک ترکیب مولکولی در آب به یون های مثبت و منفی تبدیل می شود، یونش می گویند.

شیمی دان ها برای بیان میزان یونش اسیدها، از کمیتی به نام درجه یونش (α) استفاده می کنند که به صورت زیر بیان می شود:

$$\alpha = \frac{\text{شمار (غلظت) مولکول های یونیده شده}}{\text{شمار (غلظت) کل مولکول های حل شده}}$$

در منابع علمی معتبر گاهی به جای درجه یونش از درصد یونش ($\alpha \times 100$) استفاده می کنند.

دامنه تغییرات درجه یونش، $0 \leq \alpha \leq 1$

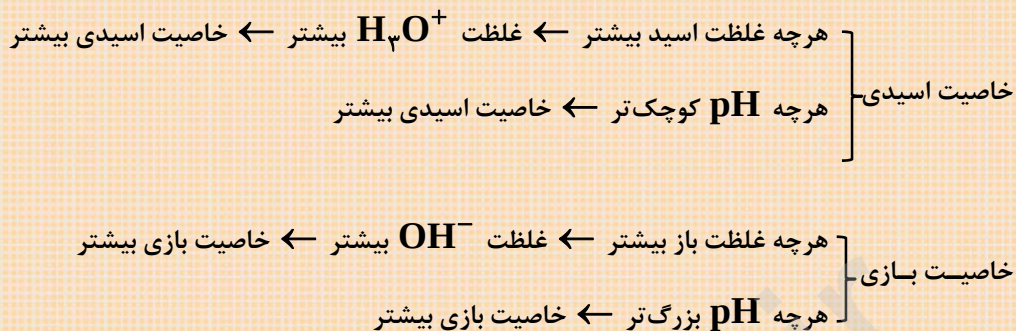
$\alpha = 0$	$0 < \alpha < 1$	$\alpha = 1$
انحلال کاملاً مولکولی	انحلال یونی - مولکولی	انحلال کاملاً یونی
غیر الکترولیت	الکترولیت ضعیف	الکترولیت قوی
	اسید و باز ضعیف	اسید و باز قوی

اسیدها و بازهای قوی و ضعیف

محلول اسیدهای قوی مانند هیدروکلریک اسید (HCl) و نیتریک اسید (HNO_3) و محلول بازهای قوی مانند سوزآور (NaOH) و پتاس سوزآور (KOH) شامل یون های آب پوشیده است. به طوری که در آن ها تقریباً مولکول هیا یونیده نشده یافت نمی شود.

در محلول اسیدهای ضعیف مانند کربوکسیلیک اسیدها، اسیدهای موجود در سرکه سیب، انگور، ریواس و مرکبات مانند پرتقال و لیمو و در محلول بازهای ضعیف مانند آمونیاک، افزون بر اندک یون های آب پوشیده، مولکول های اسید و باز نیز یافت می شوند.

خاصیت اسیدی و بازی



مقایسه واکنش HCl و CH_3COOH با فلز منیزیم در شرایط یکسان

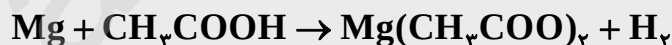
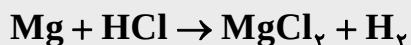
اغلب اسیدها در واکنش با فلزها گاز هیدروژن تولید می کنند $\leftarrow$ هر چه سرعت تولید گاز بیشتر باشد واکنش پذیری اسید بیشتر بوده و اسید قوی تر است.

مقایسه غلظت H_3O^+ در محلول دو اسید: $HCl > CH_3COOH$

مقایسه قدرت اسیدی: $HCl > CH_3COOH$

مقایسه سرعت واکنش (واکنش پذیری): $Mg + HCl > Mg + CH_3COOH$

در هر دو واکنش: Mg جای H اسیدی را می گیرد و گاز H_2 آزاد می شود:



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

مقایسه شدت تولید گاز H_2 : $Mg + HCl > Mg + CH_3COOH$

نتیجه: هر چه $[H_3O^+]$ بیشتر $\leftarrow$ واکنش پذیری اسید بیشتر

واکنش های برگشت پذیر

واکنش های برگشت پذیر، آن هایی هستند که می توانند در شرایط مناسب هم زمان در هر دو جهت رفت و برگشت انجام شوند.

حضور هم زمان واکنش دهنده ها و فراورده ها در مخلوط واکنش را می توان نشانه ای از برگشت پذیر بودن واکنش ها دانست.

چند نمونه از واکنش های برگشت پذیر:

واکنش استری شدن و آبکافت استر: استر + آب $\rightleftharpoons$ الکل + کربوکسیلیک اسید دوعاملی

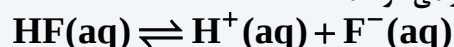
واکنش تولید و آبکافت پلی آمید: پلی آمید + آب $\rightleftharpoons$ آمین دوعاملی + کربوکسیلیک اسید دوعاملی

در واکنش های برگشت پذیر سرعت واکنش های رفت و برگشت لزوماً برابر نیست و به عواملی چون مقدار واکنش دهنده ها، فراورده ها و نوع واکنش بستگی دارد.

برگشت پذیری و تعادل

واکنش تعادلی یک واکنش برگشت پذیر است که دو شرط زیر را دارد:

- (۱) سرعت واکنش های رفت و برگشت برابرند، به این مفهوم که سرعت تولید یک ماده با سرعت مصرف همان ماده برابر است.
 - (۲) مقدار یا غلظت واکنش دهنده ها و فراورده ها و خواص ظاهری مانند رنگ، دما، فشار و ... ثابت بوده و با گذشت زمان تغییری نمی کند، یکی از شرایط های برقراری تعادل این است که واکنش در ظرف سر بسته انجام شود.
- 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 برگشت پذیر است اما امکان دارد واکنش برگشت پذیری به تعادل نرسد. در واقع واکنش هایی که در آن ها امکان انجام هر دو واکنش رفت و برگشت با سرعت برابر وجود داشته باشد به تعادل می رسند.
- نمونه ای از سامانه های تعادلی، محلول اسیدها و بازهای ضعیف در آب است. در این محلول ها به دلیل یونش ناچیز اسیدهای ضعیف میان اندک یون های حاصل از یونش و مولکول های یونیده نشده تعادل برقرار می شود. مانند:



چگونگی برقراری تعادل و نمودارهای تعادلی

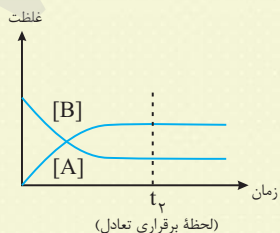
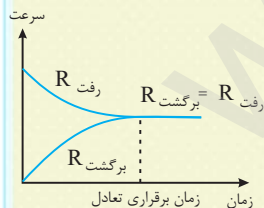
اگر در ابتدای واکنش فقط واکنش دهنده ها در ظرف واکنش موجود باشند:

در ابتدا فقط واکنش رفت انجام می شود و به دلیل زیاد بودن واکنش دهنده ها سرعت واکنش رفت زیاد است اما در ابتدای واکنش سرعت واکنش برگشت صفر است زیرا فراورده ای در ظرف موجود نیست.

با گذشت زمان } مقدار غلظت واکنش دهنده ها کاهش یافته ← سرعت واکنش رفت کاهش می یابد.
مقدار غلظت فراورده ها افزایش یافته ← سرعت واکنش برگشت افزایش می یابد.

← سرانجام زمانی فرا می رسد که سرعت واکنش رفت و برگشت برابر شده و واکنش به تعادل می رسد.

نمودار سرعت - زمان این واکنش و نمودار «غلظت - زمان» برای واکنش دهنده ها و فراورده ها به صورت زیر است:



توجه: نمودار «غلظت - زمان» واکنش دهنده ها نزولی و نمودار پس از برقراری تعادل، غلظت مواد موجود در تعادل ثابت مانده و دیگر تغییر نمی کند، اما هیچ لزومی ندارد که غلظت آن ها با یکدیگر برابر شود.

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

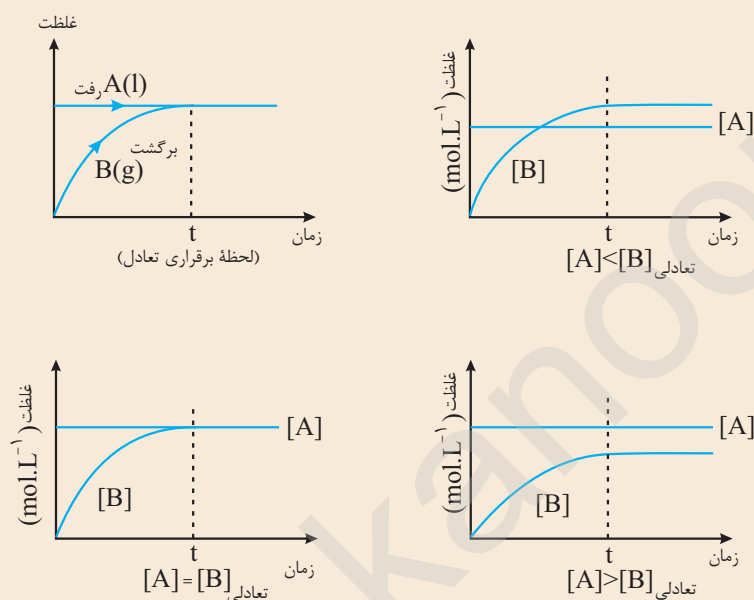
غلظت مواد جامد یا مایع خالص ثابت بوده و با گذشت زمان و پیشرفت واکنش تغییر نمی‌کند.

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

$$\text{غلظت} = \frac{\text{جرم حل‌شونده (m)}}{\text{جرم مولی (M)}} \times \frac{1}{V} = \frac{n}{V}$$

(تعداد مول حل‌شونده) / (حجم محلول بر حسب لیتر)

اگر A یک فراورده مایع یا جامد باشد نمودار «غلظت - زمان» و «سرعت - زمان» آن در واکنش $A(l) \rightleftharpoons 2B(g)$ 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 می‌بایست غلظت‌های تعادلی باشند.

مقدار ثابت تعادل یک واکنش فقط با 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.

هرچند 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 $a + b = c + d \rightleftharpoons$ ثابت تعادل فاقد یکا است.

اگر $a + b \neq c + d \rightleftharpoons$ 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 واکنش دهنده‌ها و فراورده‌های آن را عوض کنیم) مقدار عددی ثابت تعادل جدید، معکوس مقدار عددی ثابت تعادل اولیه است.

اگر ضرایب استوکیومتری یک واکنش تعادلی را در عددی مانند n ضرب کنیم، K به توان آن عدد خواهد رسید.

اگر یک واکنش تعادلی، حاصل جمع چند واکنش تعادلی دیگر باشد، K واکنش نهایی برابر با حاصل ضرب ثابت تعادل‌های واکنش‌های اولیه است.

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:



نکته: در عبارت ثابت تعادل، باید غلظت‌های مولی مواد را قرار دهیم. اگر در پرسشی به جای غلظت مولی، هریک از مواد موجود در تعادل داده شده بود، ابتدا باید هریک 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.

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

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.

قدرت اسیدهای قوی: $HI > HBr > HCl > H_2SO_4 > HNO_3$

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.

مقدار عددی ثابت یونش بازها بیانگر آن است که کدام باز بیشتر یونیده می‌شود و در شرایط یکسان غلظت یون هیدروکسید در محلول آن بیشتر است ← هرچه K_b بزرگ‌تر باشد، باز قوی‌تر است. ← در دمای معین هرچه ثابت یونش اسیدی بزرگ‌تر باشد، آن اسید قوی‌تر است.

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

اسیدها و بازهای قوی (با ثابت یونش زیاد) بر اثر حل شدن در آب تقریباً به‌طور کامل یونش پیدا می‌کنند، یعنی معادله یونش آن‌ها برگشت‌ناپذیر و یک‌طرفه است.

اسیدها و بازهای ضعیف (یا ثابت یونش اندک) در آب به‌صورت جزئی یونیده می‌شوند و تعداد اندکی از مولکول‌های آن‌ها در آب به یون تبدیل می‌شوند. معادله یونش این اسیدها در آب به‌صورت برگشت‌پذیر و تعادلی است.

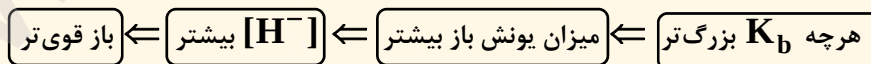
مقایسه قدرت اسیدها و بازها با استفاده از ثابت یونش

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

قدرت اسیدی با مقدار ثابت یونش اسیدی رابطه مستقیم دارد:



قدرت بازی با ثابت یونش بازی رابطه مستقیم دارد:



واکنش‌های کامل

در واکنش‌های کامل پس از مدتی یک یا چند 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 پروتون دار برابر است با حاصل ضرب مولاریته

$$[H_3O^+] = M \times \alpha \quad (M) \text{ اسید در درجه یونش } (\alpha):$$

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

$$[OH^-] = M \cdot n \cdot \alpha \quad (M) \text{ در ظرفیت باز } (n) \text{ در درجه یونش } (\alpha):$$

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

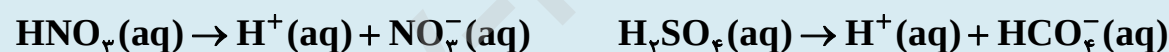
بازها		اسیدها		شرط
$K_b = \frac{M \cdot \alpha}{1 - \alpha}$	$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot M}$	$K_a = \frac{M \alpha}{1 - \alpha}$	$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot M}$	اگر $\alpha > 0.05$ یا $K > 10^{-3}$
$K_b = M \cdot \alpha$	$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot M}$	$K_a = M \alpha$	$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot M}$	اگر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

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.

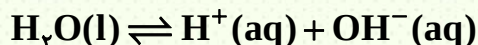
$$pH = -\log[H^+] \rightarrow [H^+] = 10^{-pH}$$

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

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

واکنش خود یونش آب

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



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

رابطه بین $[\text{H}_3\text{O}^+]$ و $[\text{OH}^-]$ با pH و pOH

آب و همه محلول‌های آبی، محلول یون‌های یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید هستند.

حاصل ضرب $[\text{H}^+]$ در $[\text{OH}^-]$ در دمای معین همواره عددی ثابت است.

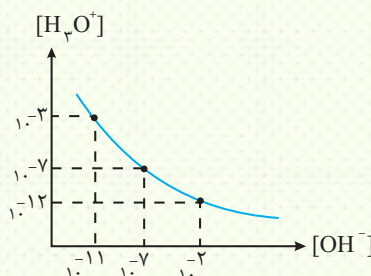
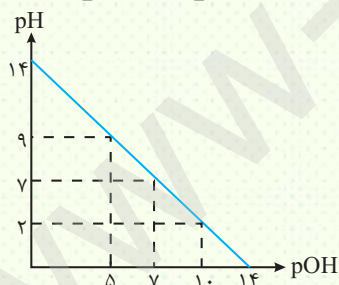
تغییرات غلظت یون H_3O^+ و یون OH^- رابطه عکس دارند، یعنی افزایش یکی موجب کاهش دیگری می‌شود و برعکس.

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

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

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

نمودار سمت راست رابطه بین $[\text{H}_3\text{O}^+]$ و $[\text{OH}^-]$ و نمودار سمت چپ رابطه بین pH و pOH را نمایش می‌دهد:

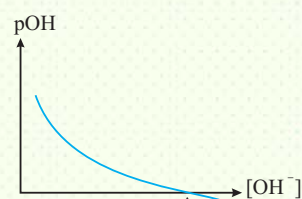
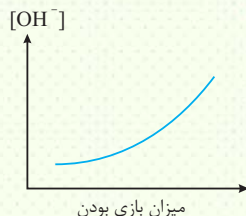
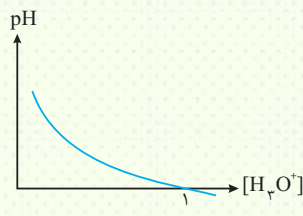
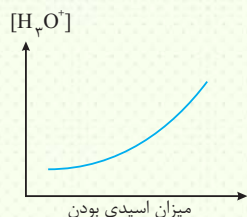


$[\text{H}_3\text{O}^+]$ با میزان اسیدی بودن رابطه مستقیم و با pH رابطه عکس دارد:

افزایش غلظت H_3O^+ $\Leftrightarrow$ افزایش میزان اسیدی بودن محلول $\Leftrightarrow$ کاهش مقدار pH

تغییرات $[\text{OH}^-]$ با pOH رابطه عکس دارد به‌طوری‌که:

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



الگوی حل مسائل pH

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

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 به دست می آوریم $\xrightarrow{\text{با استفاده از } [OH^-][H_3O^+] = 10^{-14}}$ با استفاده از $pOH = -\log[OH^-]$ را به دست می آوریم $\xrightarrow{pOH + pH = 14}$ با استفاده از $pOH + pH = 14$ را به دست می آوریم

سبک دوم مسائل pH، اگر مولاریته اسید قوی را داشته باشیم برای محاسبه pH اسیدهای قوی تک پروتون دار (مانند HI، HBr، HCl و HNO_3) از الگوی زیر استفاده می کنیم:

مولاریته (M) اسید قوی یک ظرفیتی را داریم $\xrightarrow{[H_3O^+] = M}$ را $[H_3O^+]$ محاسبه می کنیم $\xrightarrow{pH = -\log[H_3O^+]}$ pH را به دست می آوریم

سبک سوم مسائل pH، اگر مولاریته باز قوی را داشته باشیم برای محاسبه pH محلول بازها از الگوی زیر استفاده می کنیم،

مولاریته (M) باز قوی را داریم $\xrightarrow{[OH^-] = M.n}$ را $[OH^-]$ محاسبه می کنیم $\xrightarrow{[OH^-][H_3O^+] = 10^{-14}}$ را $[H_3O^+]$ محاسبه می کنیم $\xrightarrow{pH = -\log[H_3O^+]}$ pH

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

مولاریته (M) باز قوی را داریم $\xrightarrow{[OH^-] = M.n}$ را $[OH^-]$ محاسبه می کنیم $\xrightarrow{pOH = -\log[OH^-]}$ را pOH محاسبه می کنیم $\xrightarrow{pH + pOH = 14}$ pH

سبک چهارم مسائل pH، اگر مولاریته (M) و درجه یونش (α) باز ضعیف را داشته باشیم، برای محاسبه pH از الگوی زیر

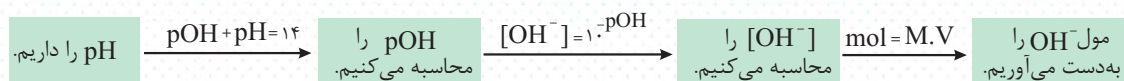
استفاده می کنیم: (دقت کنید که برای اسید ضعیف هم الگو همین است فقط با این تفاوت که باید غلظت یون هیدرونیوم را محاسبه کنیم.)

M و α را داریم $\xrightarrow{[OH^-] = M.n.\alpha}$ را $[OH^-]$ محاسبه می کنیم $\xrightarrow{[H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}}$ را $[H_3O^+]$ محاسبه می کنیم $\xrightarrow{pH = -\log[H_3O^+]}$ pH

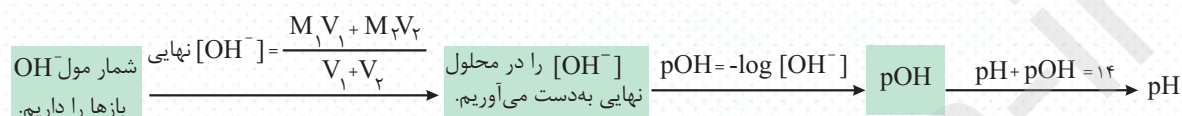
البته می توانیم الگوی دیگری نیز برای رسیدن به pH داشته باشیم:

M و α را داریم $\xrightarrow{[OH^-] = M.n.\alpha}$ را $[OH^-]$ محاسبه می کنیم $\xrightarrow{pOH = -\log[OH^-]}$ را pOH محاسبه می کنیم $\xrightarrow{pOH + pH = 14}$ pH

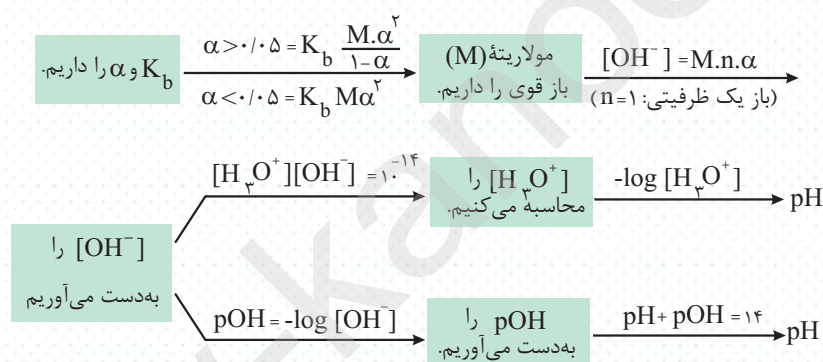
سبک پنجم مسائل pH، اگر pH محلول دو باز قوی را داشته باشیم برای محاسبه شمار مول‌ها از الگوی زیر استفاده می‌کنیم:
(دقت کنید که برای اسید قوی هم الگو همین است فقط با این تفاوت که باید تعداد مول یون هیدرونیوم را محاسبه کنیم).



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



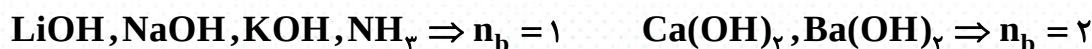
- سبک ششم مسائل pH، اگر ثابت یونش بازی (K_b) و درجه یونش (α) را داشته باشیم، برای محاسبه pH، محلول باز ضعیف از الگوی زیر استفاده می‌کنیم:



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

$$\overbrace{\text{M}_a \cdot \text{V}_a \cdot n_a}^{\text{اسید}} = \overbrace{\text{M}_b \cdot \text{V}_b \cdot n_b}^{\text{باز}}$$

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 تک‌پروتون‌دار سرو کار داریم بنابراین در رابطه بالا اغلب $n_a = 1$ است. اما در رابطه با بازها به مثال‌های روبه‌رو توجه نمایید:



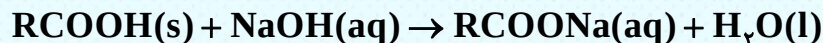
سبک هشتم مسائل pH، اگر حجم محلول یک اسید قوی را n برابر کنیم (محلول را n مرتبه رقیق می‌کنیم). pH آن به اندازه $\log n$ افزایش می‌یابد:

$$\text{pH اولیه} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH جدید} = \text{pH اولیه} + \log n$$

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.

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



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

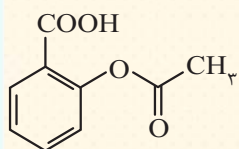
به‌طور کلی شوینده‌های خورنده رسوب‌های به‌جای مانده را به مواد محلول در آب یا گازی تبدیل می‌کنند و از این راه سبب جرم‌گیری می‌شوند.

اگر موادی که سبب گرفتگی لوله‌ها و مجاری می‌شوند، خاصیت بازی داشته باشند، برای زدودن آن‌ها از محلول غلیظ هیدروکلریک اسید استفاده می‌شود.

ضد اسیدها

خوردن غذا سبب می‌شود که غده‌های موجود در دیواره معده، هیدروکلریک اسید ترشح کند ← در بدن انسان روزانه بین دو تا سه لیتر شیر معده تولید می‌شود که غلظت یون هیدرونیوم آن حدود 0.3% / 0 مول بر لیتر است ← درون معده یک محیط بسیار اسیدی است.

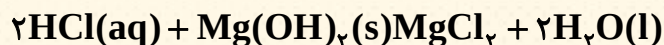
دیواره داخلی معده به‌طور طبیعی مقدار کمی از یون‌های هیدرونیوم را جذب می‌کند ← این جذب سبب نابودی سلول‌های سازنده دیواره معده می‌شود.



یکی از داروهایی که مصرف آن موجب کاهش pH شیره معده می‌شود اسپرین با فرمول $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ است.

آسپرین سبب تشدید سوزش معده و خونریزی آن می‌شود.

ضد اسیدها داروهایی هستند که با اسید معده واکنش داده و آن را خنثی می‌کند و سبب کاهش اسید معده می‌شوند. شیر منیزی یکی از رایج‌ترین آن‌هاست که شامل منیزیم هیدروکسید است و واکنش آن به‌صورت 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.