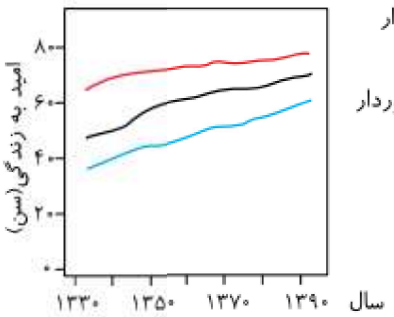
فصل اول
مولکول‌ها در خدمت تندرستی

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. 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.
- مقایسهٔ امید به زندگی در هر سال در نواحی مختلف به صورت زیر می‌باشد:



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

- 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 سازندهٔ آن‌ها و مواد شوینده و نیز نیروهای بین‌مولکولی آن‌ها را شناخت.

@DaneshSad

حلال مناسب

- در فرایند انحلال، اگر ذره‌های سازندهٔ 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 حل‌شوندهٔ خالص $\geq$ جاذبهٔ بین حلال و حل‌شونده

- مواد زمانی در هم حل می‌شوند که جاذبهٔ 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 خوراکی $(NaCl)$ در آب محلول است.

۵- آب پاک کنندهٔ 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 مادهٔ 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	برهم‌کنش (جاذبه)
اتیلن گلیکول	CH_2OH-CH_2OH	قطبی	آب	عمدتاً هیدروژنی
نمک خوراکی	$NaCl$	ترکیب یونی	آب	یون – دوقطبی
بنزین	C_8H_{18}	ناقطبی	هگزان	واندروالسی
اوره	$CO(NH_2)_2$	قطبی	آب	عمدتاً هیدروژنی
روغن زیتون	$C_{57}H_{104}O_6$	ناقطبی	هگزان	واندروالسی
وازلین	$C_{25}H_{52}$	ناقطبی	هگزان	واندروالسی

- هیدروکربن‌ها (C_xH_y) به‌طور کلی ناقطبی هستند و در حلال‌های ناقطبی مانند هگزان حل می‌شوند.
- برخی ترکیب‌های آلی اکسیژن‌دار مانند متانول (CH_3OH)، استون (C_3H_6O)، اتانول (C_2H_5OH)، پروپانوئیک اسید $(C_3H_6O_2)$، ویتامین C $(C_6H_8O_6)$ و گلوکز $(C_6H_{12}O_6)$ قطبیت قابل توجهی داشته و در آب حل می‌شوند.
- در ساختار عسل تعداد زیادی گروه هیدروکسیل $(-OH)$ 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 سیر شده هستند به صورت $C_nH_{2n+1}COOH$ می‌باشد.

@DaneshSad

- استرها از واکنش کربوکسیلیک اسیدها با الکل‌ها به دست می‌آیند و فرمول ساختاری آن‌ها به صورت $R-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O-R'$ می‌باشد.

- چربی‌ها مخلوطی از اسیدهای چرب و استرهای بلند زنجیر هستند.
- اسیدهای چرب و استرهای بلند زنجیر مولکول‌های دوبخشی هستند یعنی دارای یک بخش قطبی (گروه کربوکسیل و گروه استری) و یک بخش ناقطبی (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 این‌رو در حلال‌های ناقطبی مانند هگزان حل شده و در حلال‌های قطبی مانند آب نامحلولند.
- 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.

$$\underbrace{R-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O^-Na^+}_{\text{صابون جامد}} \qquad \underbrace{R-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O^-K^+}_{\text{صابون مایع}}\ (NH_4^+)$$

- صابون دارای یک بخش آبدوست $(-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O^-Na^+)$ و یک بخش آبگریز (R) می‌باشد.

- صابون یک ترکیب یونی است که به جزء آنیونی آن مولکول صابون گفته می‌شود.
- بخش قطبی مولکول صابون در آب $(-CO_2^-)$ و بخش ناقطبی آن در چربی (R) حل می‌شود، بنابراین صابون ماده‌ای است که هم در چربی‌ها و هم در آب حل می‌شود. اما نمی‌توان گفت که مخلوط آب و صابون یا مخلوط چربی با صابون یک مخلوط همگن است.
- 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:
- 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.

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

@DaneshSad

نحوه پاک‌کنندگی صابون

- 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 پاک‌کنندهٔ 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.

عوامل مؤثر بر قدرت پاک‌کنندگی صابون (مقدار کف)

- توجه کنید که این عوامل بر مقدار کف تأثیر دارند نه تولید کف.
- 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 لکهٔ باقی‌مانده روی پارچهٔ پلی‌استری بیشتر از پارچهٔ نخی است.

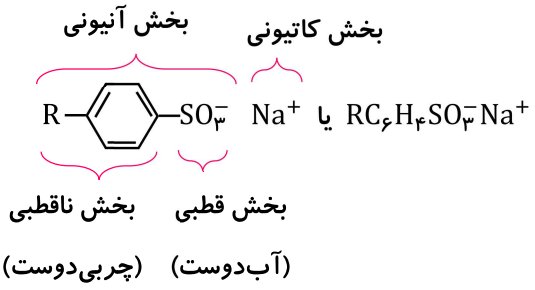
پاک‌کننده‌های غیرصابونی

- دلایل احساس نیاز به شوینده‌ای به جز صابون:

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

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

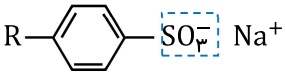
- پاک‌کننده‌های غیرصابونی از مواد پتروشیمیایی (بنزن و دیگر مواد اولیه در صنایع پتروشیمی) طی واکنش‌های پیچیده در صنعت تولید می‌شوند و قدرت پاک‌کنندگی بیشتری نسبت به صابون دارند.
- فرمول همگانی پاک‌کننده‌های غیرصابونی به صورت زیر است؛ به بخش قطبی (آب‌دوست) و بخش ناقطبی (چربی‌دوست) این پاک‌کنندها توجه کنید:



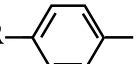
@DaneshSad

پاک‌کننده‌های غیرصابونی

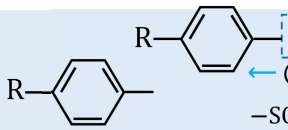
- در پاک‌کننده‌های غیرصابونی، بخش قطبی جزء آنیونی، گروه $-SO_3^-$ است، درحالی که در پاک‌کننده‌های صابونی بخش قطبی جزء آنیونی گروه $-CO_2^-$ است:

پاک‌کنندهٔ غیرصابونی: 

صابون معمولی: 

- دارای یک بخش آبدوست $-SO_3^-Na^+$ و یک بخش آبگریز  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.

مقایسهٔ پاک‌کننده‌های صابونی و غیرصابونی

پاک‌کننده‌های صابونی	پاک‌کننده‌های غیرصابونی
۱- فرمول کلی: $R-COO^-\ Na^+$	۱- فرمول کلی: 
۲- بخش ناقطبی (آب‌گریز) ← R	۲- بخش ناقطبی (آب‌گریز، چربی‌دوست) ←
۳- بخش قطبی (آب‌دوست) ← $-COO^-\ Na^+$	۳- بخش قطبی (آب‌دوست) ← $-SO_3^-Na^+$
۴- در آب سخت رسوب می‌دهند و خاصیت پاک‌کنندگی آن‌ها کاهش می‌یابد.	۴- در آب سخت ترکیب‌های محلول تشکیل می‌دهند و خاصیت پاک‌کنندگی آن‌ها حفظ می‌شود.

صابون طبیعی

- تهیهٔ 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 مادهٔ 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 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 می‌چسبند و با صابون و پاک‌کننده‌های غیرصابونی زدوده نمی‌شوند. برای زدودن این رسوب‌ها به پاک‌کننده‌هایی نیاز است که بتوانند با آن‌ها واکنش شیمیایی دهند و آن‌ها را به فراورده‌هایی تبدیل کنند که با آب شسته شوند.
- این پاک‌کننده‌ها از نظر شیمیایی فعال هستند و خاصیت خورندگی نیز دارند. ← نباید با پوست تماس داشته باشند.

@DaneshSad

- 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 ← 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 ($H_2(g)$) تولید شده در این واکنش نیز قدرت پاک‌کنندگی این مخلوط را افزایش می‌دهد.

ویژگی‌های اسید و باز

اسیدها

- 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 می نامند، زیرا در صورت حل شدن در آب تولید یک اسید می‌کنند.
- اسیدها با اغلب فلزها واکنش می‌دهند و گاز هیدروژن آزاد می کنند، به عنوان مثال:

$$Mg(s) + ۲\ HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$$

توجه: فلزهای طلا، پلاتین، نقره و مس واکنش‌پذیری کمی دارند و در مجاورت اسیدها گاز هیدروژن آزاد نمی‌کنند. به عبارتی با اسیدها واکنش نمی‌دهند.

- 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 کربوکسیلیک اسیدها در ساختار آن‌ها است.

بازها

- 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 می سانند.

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 محیط زیست سبب تغییر pH می‌شود.

۷- گل ادریسی در خاک اسیدی به رنگ آبی و در خاک بازی به رنگ سرخ است.

نظریهٔ آرنیوس

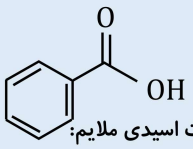
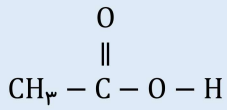
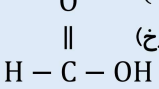
- آرنیوس که بر روی رسانایی الکتریکی محلول‌های آبی کار می‌کرد، نخستین کسی بود که اسیدها و بازها را بر یک مبنای علمی توصیف کرد.
- آرنیوس معتقد بود اسیدها و بازها هنگام حل شدن در آب، به طور جزئی یا کامل شکسته می‌شوند و ذره‌هایی باردار به نام یون را پدید می‌آورند.
- یافته‌های تجربی آرنیوس نشان داد ← محلول اسیدها و بازها رسانای جریان الکتریکی هستند، هر چند میزان رسانایی آن‌ها با یکدیگر یکسان نیست.

@DaneshSad

- اسید آرنیوس ⟵ مواد و ترکیب‌هایی که با حل شدن در آب غلظت یون H^+ را افزایش می‌دهند، مانند گاز هیدروژن کلرید.
- باز آرنیوس ⟵ مواد و ترکیب‌هایی که با حل شدن در آب غلظت یون OH^- را افزایش می‌دهند، مانند سدیم هیدروکسید جامد.
- با استفاده از نظریهٔ آرنیوس شیمی‌دان‌ها نتیجه گرفتند که:

۱) هرچه $[H^+]$ محلولی بیشتر باشد ⟵ آن محلول اسیدی‌تر است.
۲) هرچه $[OH^-]$ محلولی بیشتر باشد ⟵ آن محلول بازی‌تر است.
۳) اگر در یک محلول $[H^+] = [OH^-]$، آن سامانه خنثی است.

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

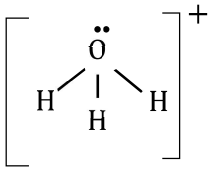
اسیدهای معروف	بازهای معروف
۱- اسیدهای معدنی (HNO_3, HF و ...)	۱- هیدروکسیدهای فلزی محلول در آب ($NaOH$ و ...)
۲- کربوکسیلیک اسیدها ($RCOOH$)	۲- محلول اکسیدهای فلزی (CaO و ...) در آب
۳- محلول اکسیدهای نافلزی (SO_3, N_2O_5 و ...) در آب	۳- محلول فلزهای فعال (Na و ...) در آب
۴- برخی نمک‌ها (NH_4Cl)	۴- برخی نمک‌ها ($NaHCO_3$ و ...)
۵- بنزوئیک اسید 	۵- صابون ($RCOO^-Na^+$)
۶- سرکه خوراکی با خاصیت اسیدی ملایم: 	۶- سفید کننده‌ها ($NaClO$)
۷- لاکتیک اسید (موجود در شیر ترش شده)	۷- شربت معده
۸- آب باتری خودرو، اسید معده، آب گوجه‌فرنگی، آب سیب و قهوه، خاصیت اسیدی دارند.	۸- محلول آمونیاک (NH_3)
۹- اسیدهای موجود در هواکره (H_2CO_3 و HNO_3 و H_2SO_4)	۹- محلول لوله بازکن
۱۰ - متانوئیک (فرمیک) اسید: (اسید حاصل از گزش مورچهٔ سرخ) 	۱۰- محلول تمیز کنندهٔ اجاق گاز

نتیجهٔ حل شدن اسیدها و بازها در آب

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

یون هیدرونیوم (H_3O^+)

- یون $H^+(aq)$ در آب به صورت H_3O^+ یافت می‌شود و به یون هیدرونیوم معروف است.
- ساختار لوویس یون هیدرونیوم به شکل روبه‌رو است.



@DaneshSad

درجهٔ یونش

- 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 درجهٔ یونش (α) استفاده می‌کنند که به یکی از صورت‌های زیر بیان می‌شود:
- در منابع علمی معتبر گاهی به جای درجهٔ یونش از درصد یونش ($\%\alpha$) استفاده می‌کنند:

$$\%\alpha = \alpha \times ۱۰۰$$

- دامنهٔ تغییرات درجهٔ یونش: $۰ \leq \alpha \leq ۱$

$\alpha = ۱$	$۰ < \alpha < ۱$	$\alpha = ۰$
انحلال کاملاً یونی	انحلال یونی – مولکولی	انحلال کاملاً مولکولی
الکترولیت قوی	الکترولیت ضعیف	غیرالکترولیت
اسید و باز قوی	اسید و باز ضعیف	اتانول، متانول، شکر، استون

- اسیدها هرچه قوی‌تر باشند، درجهٔ یونش بزرگ‌تری دارند. در واقع می‌توان گفت در دمای معین به ازای غلظت مولی یکسان از یک اسیدها، هرچه درجهٔ یونش بیشتر باشد، قدرت اسیدی نیز بیشتر است.
- در اسیدها و بازهای ضعیف میزان یونش و درجهٔ یونش (α) با دمای محلول رابطهٔ مستقیم و با غلظت اولیه محلول رابطهٔ معکوس دارد.

اسیدهای قوی

- اسید به اسیدهایی که هر مولکول آن در آب تنها می‌تواند یک یون هیدرونیوم تولید کند، اسید تک پروتون‌دار می‌گویند. برای نمونه HCl، HF، HCN و کربوکسیلیک اسیدهای یک‌عاملی (RCOOH) همگی جزء اسیدهای تک پروتون‌دار هستند.
- اسیدها را بر مبنای میزان یونش آن‌ها در آب که منجر به تولید غلظت معینی از یون هیدرونیوم می‌شود، به دو دستهٔ ضعیف و قوی دسته‌بندی می‌کنند.
- اسیدهای قوی، اسیدهایی هستند که بر اثر حل شدن در آب تقریباً به طور کامل یونش می‌یابند؛ این اسیدها الکترولیت‌هایی قوی هستند و در محلول آن‌ها تقریباً مولکول‌های یونیده نشده وجود ندارد.
- یونش اسیدهای قوی در آب به صورت کامل و برگشت‌ناپذیر نمایش داده می‌شود:

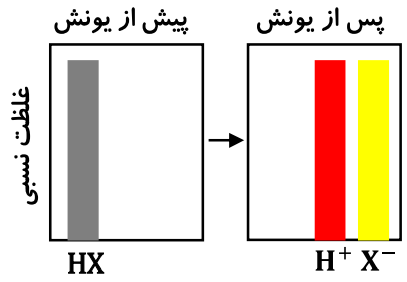
برحسب شمار مولکول‌ها	برحسب شمار مول
$\alpha = \frac{\text{شمار مولکول‌های یونیده شده}}{\text{شمار کل مولکول‌های حل شده}}$	$\alpha = \frac{\text{شمار مول‌های اسید یونیده شده}}{\text{شمار کل مول‌های اولیهٔ اسید حل شده}}$
برحسب غلظت مولی	برای اسید تک پروتون‌دار HA
$\alpha = \frac{\text{غلظت مولی اسید یونیده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

یونش اسید قوی HX در آب: $HX(aq) \xrightarrow{\text{در آب}} H^+(aq) + X^-(aq)$

@DaneshSad

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

در اسیدهای قوی: $[HX] = [H^+] = [X^-]$



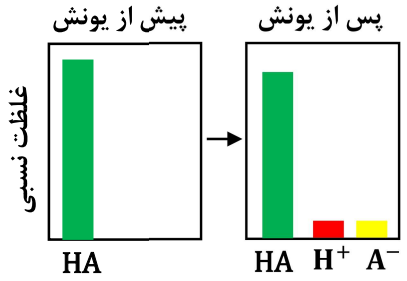
- هیدروکلریک اسید $(HCl(aq))$، هیدروبرمیک اسید $(HBr(aq))$، هیدرویدیک اسید $(HI(aq))$ ، نیتریک اسید $(HNO_3(aq))$ و سولفوریک اسید $(H_2SO_4(aq))$ نمونه‌هایی از اسیدهای قوی هستند.

اسیدهای ضعیف

- اسیدهای ضعیف در اثر حل شدن در آب به میزان جزئی (به طور 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 آب پوشیده، مولکول‌های یونیده نشدهٔ اسید نیز حضور دارند.
- یونش اسیدهای ضعیف ناقص و تعادلی است:

یونش اسید ضعیف HA در آب:

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



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

در مخلوط تعادلی اسیدهای ضعیف: $[HA] > [H^+] = [A^-]$

- در محلول آبی اسید تک پروتون‌دار HA، غلظت یونیده‌شدهٔ اسید با $[H^+]$ و $[A^-]$ برابر است:

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

- هیدروفلوئوریک اسید $(HF(aq))$، هیدروسیانیک اسید $(HCN(aq))$، کربنیک اسید $(H_2CO_3(aq))$، کربوکسیلیک اسیدها و نیترواسید $(HNO_2(aq))$ همگی جزء اسیدهای ضعیف هستند.

مولاریته
اسید

بازهای قوی و ضعیف

- بازهای قوی بر اثر حل شدن در آب تقریباً به طور کامل یونش می‌یابند و معادله یونش آن‌ها به صورت کامل و برگشت‌ناپذیر است. معادلهٔ یونش باز قوی $B(OH)_n$ به صورت روبه‌رو است:

$$B(OH)_n(aq) \rightarrow B^{n+}(aq) + n\,OH^-(aq)$$

- هیدروکسیدهای فلزهای گروه اول و دوم (به جز $Be(OH)_2$ و $Mg(OH)_2$ جزء 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 آب پوشیده، مولکول‌های یونیده‌نشده نیز حضور دارند.
- یونش بازهای ضعیف ناقص و تعادلی است. به معادلهٔ یونش NH_3 در آب توجه کنید:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

مقایسهٔ غلظت گونه‌ها: $[NH_3] > [NH_4^+] = [OH]^-$

رسانای یونی – رسانای الکترونی

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

@DaneshSad

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

رسانای الکتریکی محلول‌ها

- 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 غیر الکترولیت‌ها، رسانایی الکتریکی آن‌ها را نیز بررسی می‌کنیم:

	الکترولیت‌های قوی	الکترولیت‌های ضعیف	غیرالکترولیت‌ها
نوع انحلال	یونی	یونی - مولکولی	مولکولی
مثال‌های مهم	۱- ترکیب‌های یونی محلول در آب مثال: $NaCl$، $NH_4NO_3^-$ و ... ۲- اسیدهای قوی مثال: HI، HCl، HBr، HNO_3 و ... ۳- بازهای قوی مثال: $NaOH$، KOH، $Ca(OH)_2$ و ...	۱- اسیدهای ضعیف مثال: HF، HCN، HNO_2 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_2O) ۵- گلوکز $(C_6H_{12}O_6)$ ۶- شکر $(C_{12}H_{22}O_{11})$
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 مقایسهٔ رسانایی الکتریکی محلول‌های آبی حاوی الکترولیت قوی باید حاصل‌ضرب غلظت مولی حل‌شونده در تعداد مولِ یون حاصل از یونش یک مول از آن را به دست آوریم، هر چه عدد حاصل بزرگ‌تر باشد، رسانایی محلول بیش‌تر است:

: مقایسهٔ رسانایی الکتریکی

محلول ۰/۴ مولار آلومینیم سولفات $(Al_2(SO_4)_3)$ > محلول ۰/۵ مولار کلسیم کلرید $(CaCl_2)$

$0/4 \times 5(Al^{3+}, 3SO_4^{2-})^-$ $0/5 \times 3(Ca^{2+}, 2Cl^-)$

- برای مقایسهٔ رسانایی الکتریکی محلول‌های آبی حاوی الکترولیت‌های ضعیف، باید حاصل‌ضرب غلظت مولی در درجهٔ یونش را به دست آورده و در تعداد مولِ یون حاصل از یونش یک مول از آن ضرب کنیم، هر چه عدد حاصل بزرگ‌تر باشد، رسانایی الکتریکی محلول بیش‌تر است:

: مقایسهٔ رسانایی الکتریکی

محلول ۰/۰۵ مولار HCN با $\alpha = 4 \times 10^{-2}$ > محلول ۰/۰۵ مولار HF با $\alpha = 5 \times 10^{-2}$

$0/05 \times 4 \times 10^{-2} \times 2 = 4 \times 10^{-3}$ $0/05 \times 5 \times 10^{-2} \times 2 = 5 \times 10^{-3}$)

@DaneshSad

خاصیت اسیدی و بازی

- منظور از خاصیت اسیدی غلظت H^+ است و منظور از خاصیت بازی غلظت OH^- است.
- خاصیت اسیدی و بازی وابسته به ۳ عامل
  ۱- دما
  ۲- غلظت اولیه
  ۳- قدرت اسید و باز
- در دما و غلظت اولیه یکسان، اسید یا باز قوی‌تر خاصیت اسیدی یا بازی بیشتری خواهد داشت.
- خاصیت اسیدی بیشتر باعث افزایش شدت رنگ کاغذ P_H ، افزایش رسانایی محلول، افزایش مزه، افزایش سوزانندگی و افزایش سرعت واکنش اسید با فلز در دمای معین خواهد شد.
- خاصیت بازی بیشتر نیز بحث افزایش رنگ کاغذ P_H ، رسانایی محلول، مزه و خاصیت لیزی خواهد شد.
- در صورت یکسان بودن P_H دو محلول خاصیت آن دو محلول یکسان خواهد بود.

مقایسهٔ واکنش HCl و CH_3COOH با فلز منیزیم در شرایط یکسان

- اغلب فلزها با محلول اسیدها واکنش می‌دهند و گاز هیدروژن آزاد می‌کنند. ← در دما و غلظت یکسان هر چه سرعت تولید گاز بیش‌تر باشد، واکنش‌پذیری اسید بیش‌تر بوده و اسید قوی‌تر است.
- مقایسهٔ غلظت H_3O^+ در محلول دو اسید در دما و غلظت اولیه یکسان: $HCl > CH_3COOH$
- مقایسهٔ قدرت اسیدی: $HCl > CH_3COOH$
- مقایسهٔ سرعت واکنش (واکنش‌پذیری) در دما و غلظت اولیه یکسان: $Mg + HCl > Mg + CH_3COOH$
- در هر دو واکنش، Mg جای H اسیدی را می‌گیرد و گاز H_2 آزاد می‌شود:

$$Mg(s) + 2\,HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$$
$$Mg(s) + 2CH_3COOH(aq) \rightarrow Mg(CH_3COO)_2(aq) + H_2(g)$$

- میزان تولید گاز H_2 در شرایط یکسان در این دو واکنش برابر است.
- مقایسهٔ شدت تولید گاز H_2: $Mg + HCl > Mg + CH_3COOH$
- نتیجهٔ ۱: سرعت واکنش اسید و فلز به غلظت یون های هیدرونیوم موجود در محلول بستگی دارد، هر چه غلظت یون هیدرونیوم بیش‌تر باشد، سرعت واکنش بیش‌تر است.
- نتیجهٔ ۲: در غلظت و دمای یکسان، سرعت واکنش فلز با اسید قوی، نسبت به اسید ضعیف بیش‌تر است.

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 حاصل‌ضرب 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.
- مقایسهٔ قدرت اسیدهای قوی:

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

- مقایسهٔ قدرت اسیدهای ضعیف:

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

- 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 به‌طور کامل انجام می‌شود، بنابراین K_a و K_b آن‌ها بزرگ است.

@DaneshSad

- 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 مقایسهٔ قدرت اسیدی اسیدها و قدرت بازی بازها استفاده می‌کنیم.
- قدرت اسیدی با مقدار ثابت یونش اسیدی رابطهٔ مستقیم دارد، بنابراین در دما و غلظت اولیه یکسان می‌توان نمودار زیر را رسم کرد.

هرچه K_a بزرگ‌تر ← میزان یونش اسید بیش‌تر ← اسید قوی‌تر

رسانایی الکتریکی محلول آن بیش‌تر ← $[H_3O^+]$ بیش‌تر

- قدرت بازی با ثابت یونش بازی رابطهٔ مستقیم دارد، بنابراین در دما و غلظت اولیه یکسان می‌توان نمودار زیر را رسم کرد.

هرچه K_a بزرگ‌تر ← میزان یونش باز بیش‌تر ← باز قوی‌تر

رسانایی الکتریکی محلول آن بیش‌تر ← $[OH^+]$ بیش‌تر

رابطهٔ بین K_a و K_b و α

- می‌دانیم درجهٔ یونش (α) اسید با 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 یا یک باز ضعیف تک ظرفیتی مثل آمونیاک از رابطه روبرو حاصل می‌شود.

$$[H_3O^+] \text{ یا } [OH^-] = M \times \alpha$$

- غلظت یون هیدرونیوم سولفوریک اسید و غلظت یون هیدروکسید در محلول‌های کلسیم هیدروکسید، باریم هیدروکسید و استرانیم هیدروکسید از رابطه زیر محاسبه می‌شود.

$$[H_3O^+] \text{ یا } [OH^-] = 2\,M$$

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

شرط	اسیدها		بازها	
اگر $\alpha > 0/05$ یا $K > 10^{-4}$	$K_a = \frac{[H^+]^2}{M-[H^+]}$	$K_a = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha}$	$K_b = \frac{[OH^-]^2}{M-[OH^-]}$	$K_b = \frac{M.\alpha^2}{1-\alpha}$
اگر $\alpha < 0/05$ یا $K < 10^{-4}$	$Ka = \frac{[H^+]^2}{M}$	$K_a = M\alpha^2$	$K_b = \frac{[OH^-]^2}{M}$	$K_b = M.\alpha^2$

باران اسیدی و باران معمولی

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

$$H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCO_3^-(aq)$$

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

$$H_2SO_4(aq) \rightarrow H^+(aq) + HSO_4^-(aq)$$
$$HNO_3(aq) \rightarrow H^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

- 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.

@DaneshSad

pOH و pH

- تغییر رنگ کاغذ pH معیاری برای تشخیص اسیدی یا بازی بودن محلول‌هاست ← رنگی که این کاغذ درون یک محلول به خود می‌گیرد، نشان‌دهندهٔ pH تقریبی آن محلول است.
- برای بیان غلظت یون هیدرونیوم در محلول‌ها می‌توان از کمیتی به نام pH استفاده کرد.

$$pH = -\log[H^+] \rightarrow [H^+] = ۱۰^{-pH}$$

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

$$pOH = -\log[OH^-] \rightarrow [OH^-] = ۱۰^{-pOH}$$

واکنش خود یونش آب

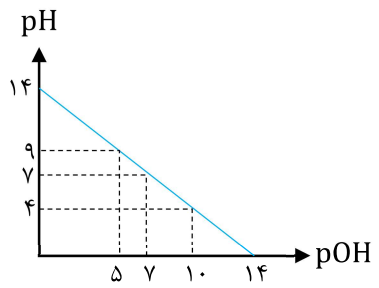
- آب خالص رسانایی الکتریکی ناچیزی دارد.
- براساس اندازه‌گیری‌ها و یافته‌های تجربی در دمای اتاق برای آب و محلول‌های آبی رابطهٔ $[H^+][OH^-] = ۱۰^{-۱۴}$ برقرار است. این حاصل‌ضرب تنها با تغییر دما تغییر می‌کند.
- آب خالص در هر دمایی خنثی است زیرا در هر دمایی $[H^+] = [OH^-]$

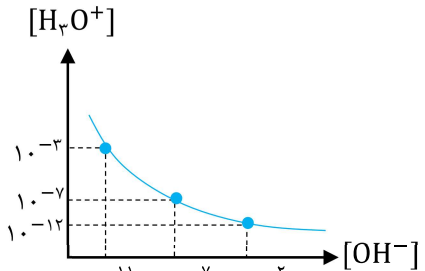
رابطهٔ بین $[H_۳O^+]$ و $[OH^-]$ با pH و pOH

- 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 $H_۳O^+$ و یون OH^- رابطهٔ عکس دارند، یعنی افزایش یکی موجب کاهش دیگری می‌شود و برعکس.
- در دمای ۲۵°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 ۲۵°C نشان می‌دهد:

محیط اسیدی	محیط خنثی	محیط بازی
$pH < ۷$ و $pOH > ۷$ و $[H^+] > ۱۰^{-۷}$ $[OH^-] < ۱۰^{-۷}$	$pOH = pH = ۷$ $[OH^-] = [H^+] = ۱۰^{-۷}$	$pH > ۷$ و $pOH < ۷$ و $[OH^-] > ۱۰^{-۷}$ $[H^+] < ۱۰^{-۷}$

- نمودار سمت راست رابطهٔ بین $[H_۳O^+]$ و $[OH^-]$ و نمودار سمت چپ رابطهٔ بین pH و pOH را نمایش می‌دهد:

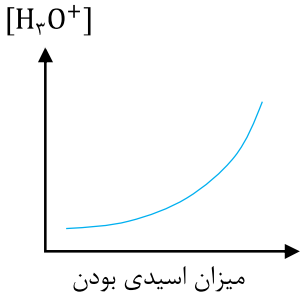


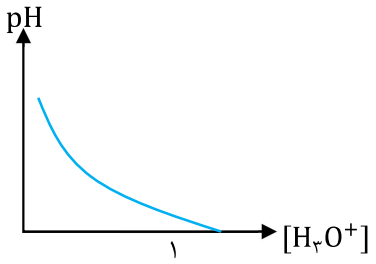


- $[H_۳O^+]$ با میزان اسیدی بودن رابطهٔ مستقیم و با pH رابطهٔ عکس دارد:

افزایش غلظت $H_۳O^+$ ← افزایش میزان اسیدی بودن محلول ← کاهش مقدار pH

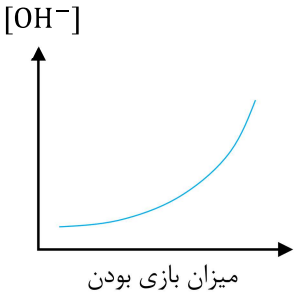
@DaneshSad

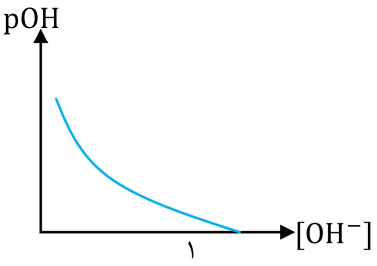




- تغییرات $[OH^-]$ با pOH رابطهٔ عکس دارد به‌طوری که:

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





الگوی حل مسائل pH

- به طور کلی در مسائل pH مهمترین موضوع تبدیل غلظت H^+ و OH^- به غلظت اولیه یعنی M است که این موضوع می‌تواند باعث ایجاد تیپ سوالات متفاوتی در اسید و باز شود.
- **تیپ اول مسائل pH**: در سری اول مسائل pH با استفاده از یکی از الگوهای زیر pH یا $[H_3O^+]$ و یا $[OH^-]$ را به دست می‌آوریم: (با فرض اینکه در دمای اتاق قرار داریم $[OH^-][H_3O^+]$ را برابر 10^{-14} گرفته‌ایم.)

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

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

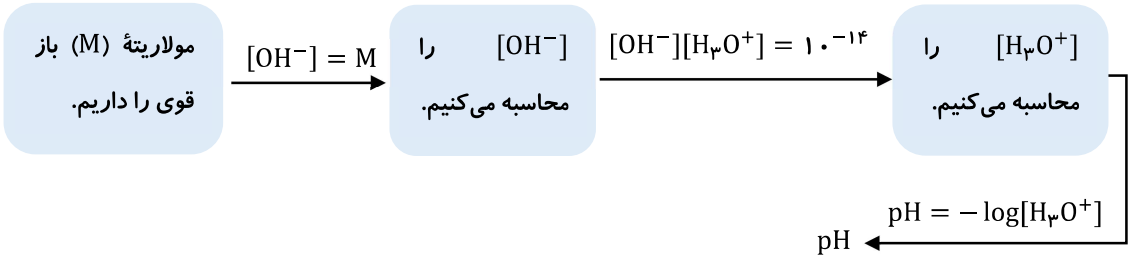
$[OH^-]$ را داریم:
- با استفاده از $10^{-14} = [OH^-][H_3O^+]$ ← $[H_3O^+]$ را به دست می‌آوریم ← با استفاده از $pH=-\log[H_3O^+]$ ← pH را به دست می‌آوریم
- با استفاده از $pOH = -\log[OH^-]$ ← pOH را به دست می‌آوریم ← با استفاده از $pOH+pH=14$ ← pH را به دست می‌آوریم

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

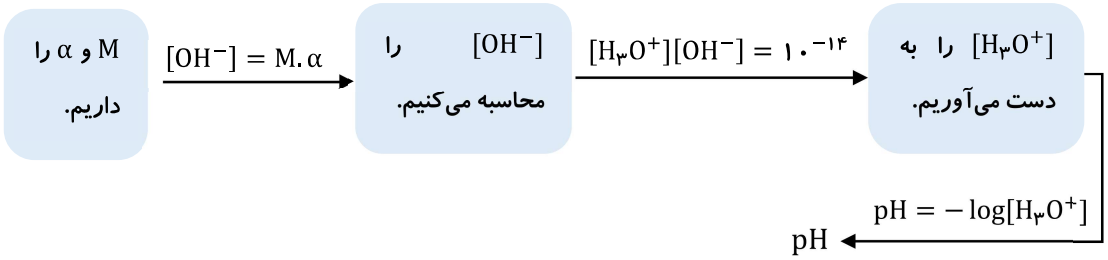
مولاریتهٔ (M) اسید قوی یک ظرفیتی را داریم. ← $[H_3O^+] = M$ ← $[H_3O^+]$ را محاسبه می‌کنیم. ← $pH = -\log \overbrace{[H_3O^+]}^{M}$ ← pH را به دست می‌آوریم

@DaneshSad

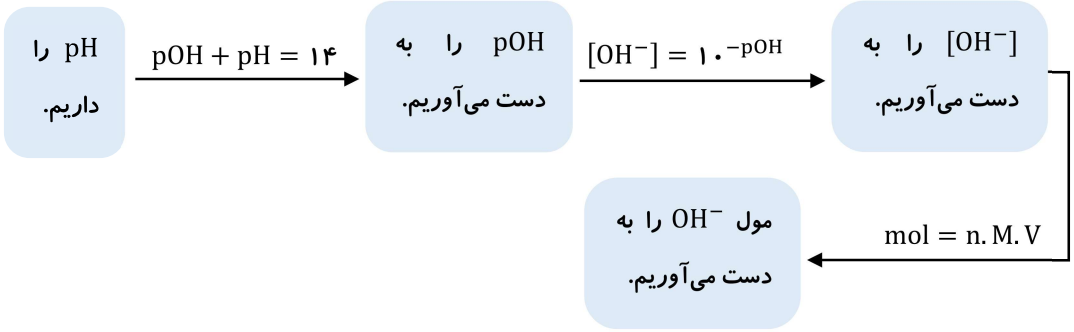
- تیپ سوم مسائل **pH**: اگر مولاریتهٔ باز قوی تک ظرفیتی را داشته باشیم برای محاسبهٔ pH محلول بازها از الگوی زیر استفاده می‌کنیم:



- دقت کنید که در ۴ اسید و باز قوی دو ظرفیتی غلظت هیدرونیوم یا هیدروکسید دو برابر غلظت اولیه خواهد بود.
- تیپ چهارم مسائل **pH**: اگر مولاریتهٔ (M) و درجهٔ یونش (α) باز ضعیف را داشته باشیم، برای محاسبهٔ 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.)

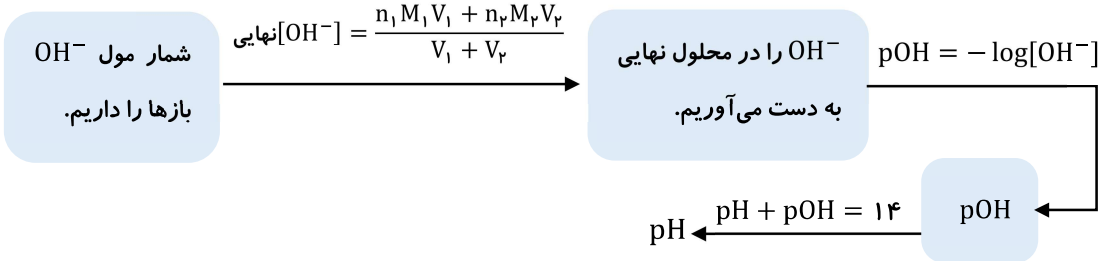


- تیپ پنجم مسائل **pH**: افزودن دو باز قوی باعث غلیظ سازی می‌شود برای محاسبهٔ شمار مول‌ها و غلظت و pH نهایی از الگوی زیر استفاده می‌کنیم: (دقت کنید که برای اسید قوی هم الگو همین است فقط با این تفاوت که باید تعداد مول یون هیدرونیوم را محاسبه کنیم.)



- در رابطه بالا n برای ۳ باز قوی دو ظرفیتی برابر با ۲ و در سایر بازهای قوی برابر ۱ است.

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



- تیپ ششم مسائل **pH**: اگر ثابت یونش و درجهٔ یونش (α) را داشته باشیم، برای محاسبهٔ pH محلول اسید یا باز ضعیف از الگوی زیر استفاده می‌کنیم (در روابط زیر K_b با K_a یا OH^- با H_3O^+ قابل جایگزینی است)

@DaneshSad

K_b, α را داریم. $\xrightarrow{\alpha > ۰/۰۵ : K_b = \frac{M.\alpha^۲}{۱-\alpha} \quad \alpha < ۰/۰۵ : K_b = M\alpha^۲}$ مولاریته (M) را به دست می‌آوریم.

K_b, pH $\xrightarrow{K_b > ۱۰^{-۴} : K_b = \frac{[OH^-]^۲}{M-[OH^-]} \quad K_b < ۱۰^{-۴} : K_b = \frac{[OH^-]^۲}{M}}$ M را بدست می‌آوریم

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

$$n_a.M_a.V_a = n_b.M_b.V_b$$

نکته: در این رابطه، n برابر حاصلضرب بار کاتیون در اندیس آن است.

- هیدروکسید گروه ۱، آمونیاک، آمین: $n_b = ۱$
- اسیدهای آلی، اسیدهای تک پروتونی: $n_a = ۱$
- $n_a = ۲ : H_۲SO_۴ , H_۲CO_۳ , CO_۲ , SO_۳ , N_۲O_۵$
- هیدروکسید و اکسید گروه ۲: $n_b = ۲$
- تیپ هشتم مسائل **pH**: اگر محلول یک اسید یا باز را با افزودن آب رقیق کنیم:

در اسید و باز قوی: $|\Delta pH| = \log \frac{V_۲}{V_۱}$

در اسید و باز ضعیف: $|\Delta pH| = \frac{۱}{۲} \log \frac{V_۲}{V_۱}$

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:

$$RCOOH(s) + NaOH(aq) \rightarrow RCOONa(aq) + H_۲O(l)$$

- فراوردهٔ چنین واکنش‌هایی خود نوعی پاک‌کننده است که در آب حل می‌شود و می‌تواند چربی‌های اضافی را بزداید.
- به‌طور 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 $CaCO_۳(s)$) برای زدودن آن‌ها از محلول غلیظ هیدروکلریک اسید استفاده می‌شود:

$$۲\,HCl(aq) + CaCO_۳(s) \rightarrow CaCl_۲(aq) + H_۲O(l) + CO_۲(g)$$

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 ۰/۰۳ 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 جذب شده 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 که باعث خنثی شدن اسید معده می‌شود.

$$۲\,HCl(aq) + Mg(OH)_۲(s) \rightarrow MgCl_۲(aq) + ۲H_۲O(l)$$

- در ضد اسیدها مواد مؤثری چون آلومینیم هیدروکسید $Al(OH)_۳$، منیزیم هیدروکسید $Mg(OH)_۲$ و سدیم هیدروژن کربنات (جوش شیرین) $NaHCO_۳$ وجود دارد. این مواد، با اسید معده وارد واکنش شده و باعث خنثی شدن آن می‌شوند.

@DaneshSad