

مولکول‌ها در خدمت تندرستی

فصل ۱

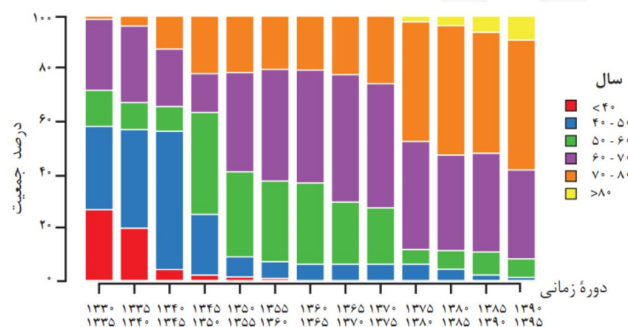


●●● وَاللَّهُ يُحِبُّ الْمُطَهَّرِينَ... (سورة توبه، آیه ۱۰۸) ●●●

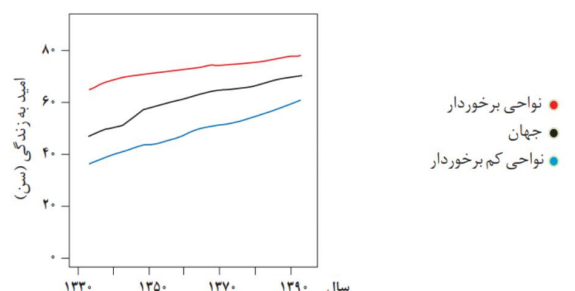
و خداوند پاکیزگان را دوست دارد.

خضر نژاد

- پاکیزگی و بهداشت همواره در زندگی جایگاه و اهمیت شایانی داشته است. یکی از دلایل اسکان انسان در کنار رود و رودخانه این بود که با دسترسی به آب، بدن خود را بشوید و ابزار، ظروف و محیط زندگی خود را تمیز نگاه دارد.
- حفاری های باستانی از شهر بابل نشان می دهد که چند هزار سال پیش از میلاد، انسان ها به همراه آب از موادی شبیه به صابون امروزی برای نظافت و پاکیزگی استفاده می کردند. نیاکان ما نیز به تجربه پی بردند که اگر ظرف های چرب را به خاکستر آغشته کنند و سپس با آب گرم شست و شو دهند، آسانتر تمیز می شوند.
- در گذشته به دلیل عدم دسترسی، کمبود یا استفاده نکردن از صابون، سطح بهداشت فردی و همگانی بسیار پایین بود، به طوری که بیماریهای گوناگون به سادگی در جهان گسترش می یافت. برای نمونه وبا یک بیماری واگیردار است که به دلیل آلوده شدن آب و نبود بهداشت شایع می شود. ساده ترین و مؤثرترین راه پیشگیری این بیماری، رعایت بهداشت فردی و همگانی است.
- با گذشت زمان، استفاده از صابون و توجه به نظافت و بهداشت در جوامع گسترش یافت و سبب شد تا میکروب ها، آلودگی ها و عوامل بیماری زا در محیط های فردی و همگانی کاهش یافته و سطح بهداشت جامعه افزایش یابد.
- با افزایش سطح تندرستی و بهداشت فردی و همگانی، شاخص امید به زندگی نیز در جهان افزایش یافته است. شاخصی که نشان می دهد با توجه به خطراتی که انسان ها در طول زندگی با آن مواجه هستند، به طور میانگین چند سال در این جهان زندگی می کنند.
- نمودار زیر توزیع جمعیت جهان را براساس امید به زندگی آنها در دوره های زمانی گوناگون نشان می دهد. با توجه به آن:



- ✓ با گذشت زمان، امید به زندگی در جهان، افزایش یافته است. زیرا درصدی از جمعیت جهان که شاخص امید به زندگی بالاتری دارند افزایش یافته است.
- ✓ امروزه امید به زندگی برای بیشتر مردم جهان در حدود ۷۰ - ۸۰ سال است. در حالی که درصد کمی از جمعیت جهان، طول عمر بیشتر از ۸۰ سال دارند.
- امید به زندگی شاخصی است که در کشورهای گوناگون و حتی در شهرهای یک کشور نیز با هم تفاوت دارد، زیرا این شاخص به عوامل گوناگونی بستگی دارد. نمودار زیر نشان می دهد که امید به زندگی در مناطق توسعه یافته و برخوردار در مقایسه با مناطق کم برخوردار بیشتر است.



مقایسه امید به زندگی برای مناطق برخوردار و کم برخوردار با میانگین جهانی

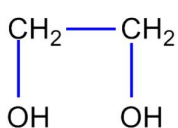
- ✓ مقایسه ی امید به زندگی :
- ✓ شیب نمودار امید به زندگی نواحی کم برخوردار بیشتر از شیب نمودار نواحی برخوردار است. در واقع رشد امید به زندگی در نواحی کم برخوردار بیشتر از نواحی برخوردار است.
- ✓ توجه داریم که میانگین جهانی امید به زندگی در حال حاضر در حدود ۶۸ سال است.
- سلامت و بهداشت در شاخص امید به زندگی اهمیت بسیاری دارد و در راستای ارتقای آن پاک کننده ها و شوینده ها نقش پررنگی ایفا می کنند.

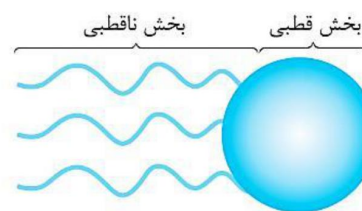
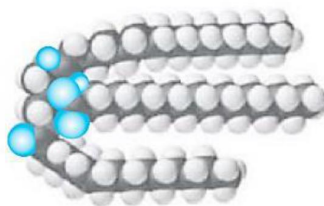
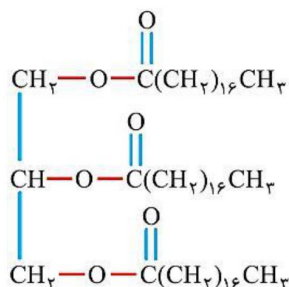
پاکیزگی محیط با مولکول ها

- افراد هر جامعه برای انجام فعالیت های روزانه خود در هر محیطی، کم و بیش در معرض انواع آلاینده ها هستند، به طوری که بدن، پوشاک و ابزاری که با آنها سروکار دارند، آلوده می شود. آلاینده ها موادی هستند که بیش از مقدار طبیعی در یک محیط، نمونه ماده یا یک جسم وجود دارند. گل ولای آب، گرد و غبار هوا، لکه های چربی و مواد غذایی روی لباس ها و پوست بدن نمونه هایی از انواع آنها هستند.
- فرض کنید هنگام خوردن عسل مقداری از آن روی لباس می ریزد و دستها به آن آغشته می شود. چگونه می توان این عسل را پاک کرد؟ لکه های دیگر را چگونه می توان زدود؟ برای یافتن پاسخ این پرسشها باید به بررسی ساختار و رفتار ذره های سازنده ی آلاینده ها و مواد شوینده و نیز نیروهای بین مولکولی آنها پرداخت.
- از شیمی ۱ به یاد دارید که مواد قطبی در حلال های قطبی و مواد ناقطبی در حلال های ناقطبی حل می شوند. در واقع در فرایند انحلال، اگر ذره های سازنده ی حل شونده با مولکول های حلال جاذبه های مناسب برقرار کنند، حل شونده در حلال حل می شود در غیر این صورت ذره های حل شونده کنار هم باقی می ماند و در حلال پخش نمی شوند.
- برای نمونه دلیل اینکه لکه ی عسل به راحتی با آب شسته و در آن پخش می شود این است که عسل حاوی مولکول های قطبی است که در ساختار خود شمار قابل توجهی گروه هیدروکسیل ($-OH$) دارند. هنگامی که عسل وارد آب می شود، مولکول های سازنده ی آن با مولکول های آب پیوند هیدروژنی برقرار می کنند و در سرتاسر آن پخش می شوند. به این ترتیب، آب پاک کننده مناسبی برای لکه های شیرینی مانند آب قند، شربت آلبیمو و چای شیرین است.
- با توجه به جدول زیر در هر مورد دلیل انتخاب خود را توضیح دهید.

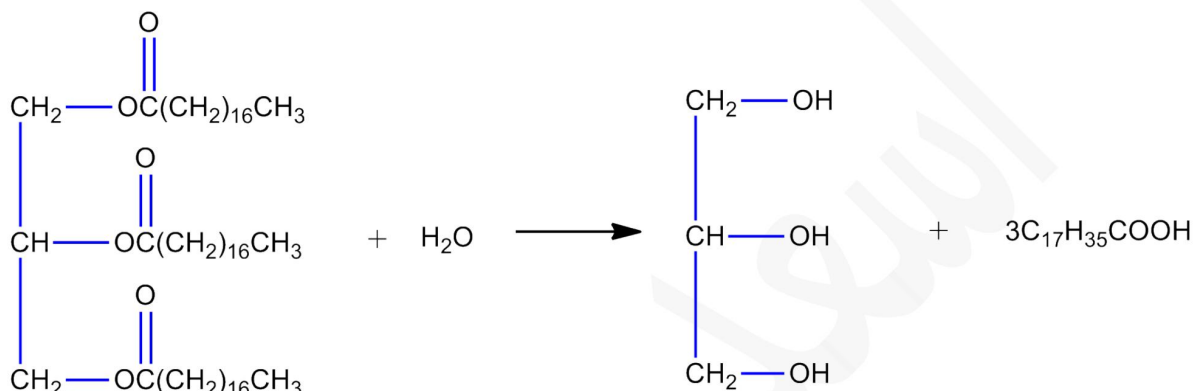
نام ماده	فرمول شیمیایی	محلول در آب	محلول در هگزان
اتیلن گلیکول (ضد یخ)	CH_2OHCH_2OH	✓	×
نمک خوراکی	$NaCl$	✓	×
بنزین	C_8H_{18}	×	✓
اوره	$CO(NH_2)_2$	✓	×
روغن زیتون	$C_{57}H_{104}O_6$	×	✓
وازلین	$C_{25}H_{52}$	×	✓

- ✓ اتیلن گلیکول (ضد یخ) با فرمول مولکولی $C_2H_6O_2$ یک الکل دو عاملی است و به دلیل داشتن گروه $O-H$ توانایی تشکیل پیوند هیدروژنی با آب یک ماده ی قطبی است و می تواند در آب که یک حلال قطبی است حل شود در هر مولکول از این ماده، ۹ پیوند اشتراکی بین اتم ها برقرار شده است.

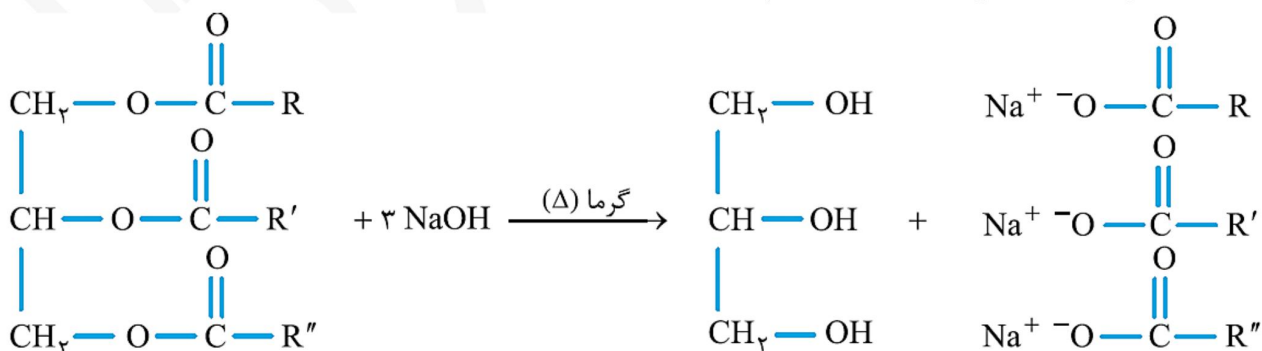




➤ آبکافت استر بالا به صورت زیر می باشد:

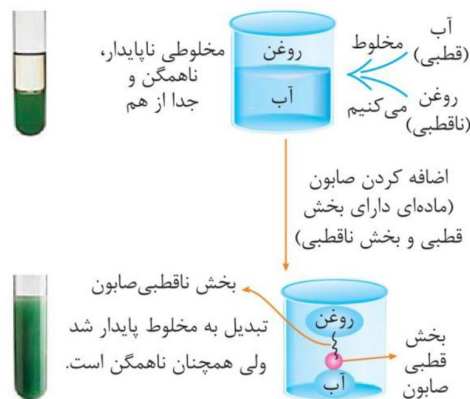


- نیروی بین مولکولی غالب در چربی ها از نوع واندروالسی است. زیرا بخش بزرگی از مولکول را بخش ناقطبی (زنجیر هیدروکربنی) تشکیل داده است و می توان گفت که بخش ناقطبی بر بخش قطبی غلبه دارد.
- با توجه به زنجیر هیدروکربنی بلند در ساختار اسیدهای چرب و استرهای بلند زنجیر مولکول آنها در کل ناقطبی هستند به همین دلیل چربی ها نیز که از این مواد ساخته شده اند ناقطبی اند و در آب حل نمی شوند.
- صابون را می توان نمک سدیم اسید چرب دانست. فرمول همگانی این نوع صابون ها که جامد هستند، RCOONa بوده که در آن R یک زنجیر هیدروکربنی بلند است. این فرمول به صورت $\text{C}_n\text{H}_{2n-1}\text{O}_2\text{Na}$ یا $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COONa}$ نیز نوشته می شود.
- صابون جامد را از گرم کردن مخلوط روغن های گوناگون یا چربی مانند روغن زیتون، نارگیل و پیه با سدیم هیدروکسید تهیه می کنند.
- معادله ی کلی واکنش چربی ها با محلول سدیم هیدروکسید به صورت زیر است:



➤ صابون های مایع، نمک پتاسیم یا آمونیوم اسیدهای چرب هستند.

- مخلوط ها خواص متفاوتی دارند. برای نمونه محلول مس (II) سولفات در آب، مخلوطی همگن است که نور را عبور می دهد. در حالی که شربت معده یک سوسپانسیون است. مخلوطی ناهمگن که ته نشین می شود و باید پیش از مصرف آن را تکان داد .
- مخلوط آب و روغن نیز ناپایدار است زیرا به محض اینکه هم زدن را متوقف کنید، آب و روغن از هم جدا شده و دولایه ی مجزا تشکیل می دهند. اما اگر مقداری صابون به این مخلوط اضافه کنید و آن را به هم بزنید یک مخلوط پایدار ایجاد می شود که به ظاهر همگن است. اما به واقع این مخلوط همگن نبوده و حاوی توده های مولکولی با اندازه های متفاوت است. این نوع مخلوط ها، کلوئید نامیده می شوند.



- نور در محلول و کلوئید رفتار متفاوتی دارد. شکر، ژله، سس مایونز و رنگ نمونه هایی از کلوئیدها هستند.



✚ مقایسه رفتار نور در یک محلول و کلوئید. ذره های موجود در

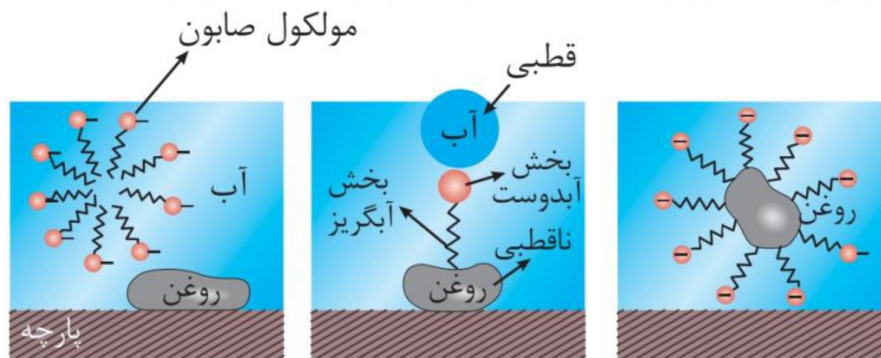
کلوئید درشت تر از محلول اند و به همین دلیل نور را پخش می کنند.

- در جدول زیر برخی ویژگی های کلوئیدها با مخلوط های دیگر مقایسه شده است.

محلول	کلوئیدها	سوسپانسیون	نوع مخلوط ویژگی
نور را عبور می دهند.	نور را پخش می کنند.	نور را پخش می کنند.	رفتار در برابر نور
همگن	ناهمگن	ناهمگن	همگن بودن
پایدار است / ته نشین نمی شود.	پایدار است / ته نشین نمی شود.	ناپایدار است / ته نشین می شود.	پایداری
یون ها و مولکول ها	توده های مولکولی	ذره های ریزماده	ذره های سازنده
آب نمک، مس (II) سولفات	رنگ، شیر، ژله، سس، چسب	شربت معده	مثال

رفتار کلوئیدها را می توان رفتاری بین سوسپانسیون و محلول ها در نظر گرفت. کلوئید همانند سوسپانسیون مخلوطی ناهمگن است و نور را پخش می کند در حالی که همانند محلول، پایدار است و ته نشین نمی شود.

➤ مولکول های صابون دو بخش قطبی و ناقطبی دارند. بخش قطبی صابون، آب دوست است در حالی که بخش ناقطبی آن چربی دوست بوده و آب گریز است. با این توصیف هنگام شست و شوی یک لکه چربی با آب و صابون، مولکول های صابون، لکه چربی را زدوده و پاک می کند. در واقع مولکول های صابون، پاک کننده ی مناسبی برای چربی ها به شمار می رود.



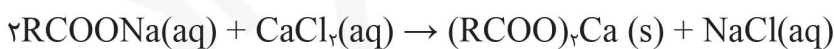
➤ مراحل پاک شدن یک لکه چربی یا روغن با صابون

➤ هنگامی که صابون وارد آب می شود، به کمک سر آب دوست خود در آن حل می شود و جزء کاتیونی و آنیونی آن از هم جدا می شوند. از سوی دیگر، ذره های صابون با بخش چربی دوست خود با مولکولهای چربی جاذبه برقرار می کنند، گویی مولکول های صابون مانند پلی بین مولکول های آب و چربی قرار می گیرند. به این ترتیب، ذره های چربی کم کم از سطح پارچه جدا و در آب پخش می شوند. با ادامه ی این فرایند، همه ی لکه های چربی از روی لباس پاک می شود.

➤ پس از جدا شدن جزء کاتیونی از آنیونی، جزء کاتیونی دیگر در پاک کنندگی نقشی ندارد.

➤ باید توجه داشت که قدرت پاک کنندگی صابون به عوامل گوناگونی بستگی دارد. هر اندازه صابون بتواند مقدار بیشتری از آلاینده و چربی را بزدايد، قدرت پاک کنندگی بیشتری دارد. در واقع صابون همه ی لکه ها را به یک اندازه از بین نمی برد زیرا نوع پارچه، دما، نوع آب و نیز نوع و مقدار صابون نیز بر روی قدرت پاک کنندگی آن تأثیر دارد.

➤ آب دریا و آب های مناطق کویری که شور هستند، مقادیر چشمگیری از یون های کلسیم و منیزیم دارند. چنین آب هایی به آب سخت معروف اند. صابون در این آب ها به خوبی کف نمی کند و قدرت پاک کنندگی آن کاهش می یابد، زیرا صابون با یون های موجود در آب سخت رسوب تشکیل می دهد. لکه های سفیدی که پس از شستن لباس با صابون روی آنها برجای می ماند، نشانه ای از تشکیل چنین رسوب هایی است.



➤ قدرت پاک کنندگی صابون در آب دریا و آب چشمه یکسان نیست. با توجه به شور بودن آب دریا و حضور برخی کاتیون ها، این آب رسوب بیشتری می دهد در حالی که آب چشمه زلال و شیرین است، در نتیجه قدرت پاک کنندگی صابون در آب چشمه بیشتر از آب دریا است.

➤ اگر به سه ظرف با اندازه ی برابر، مقادیر یکسانی آب و صابون رنده شده اضافه کنیم، به ظرف اولی ماده ای اضافه نکنیم، به ظرف دوم مقداری کلسیم کلرید و به سومی مقداری منیزیم کلرید اضافه کرده و هر سه ظرف را هم بزینم ارتفاع کف در ظرف اولی (که هیچ

نمکی به آن اضافه نشده) بیشتر از دو ظرف دیگر خواهد بود چون در ظرف های حاوی یون کلسیم و منیزیم، صابون رسوب کرده و به خوبی کف نمی کند.

➤ دانش آموزی برای مقایسه ی قدرت پاک کنندگی دو نوع صابون، کاوشی انجام داد. او از دو نوع صابون برای پاک کردن لکه ی چربی

یکسان از روی دو نوع پارچه استفاده و نتایج آزمایش خود را در جدول زیر یادداشت کرد. با توجه به جدول داریم:

نوع صابون	نوع پارچه	دما (°C)	درصد لکه باقی مانده
صابون بدون آنزیم	نخی	۳۰	۲۵
صابون بدون آنزیم	نخی	۴۰	۱۵
صابون آنزیم دار	نخی	۳۰	۱۰
صابون آنزیم دار	نخی	۴۰	۰
صابون آنزیم دار	پلی استر	۴۰	۱۵

✓ با افزایش دما قدرت پاک کنندگی صابون افزایش می یابد.

✓ افزودن آنزیم به صابون، قدرت پاک کنندگی آن را افزایش می دهد.

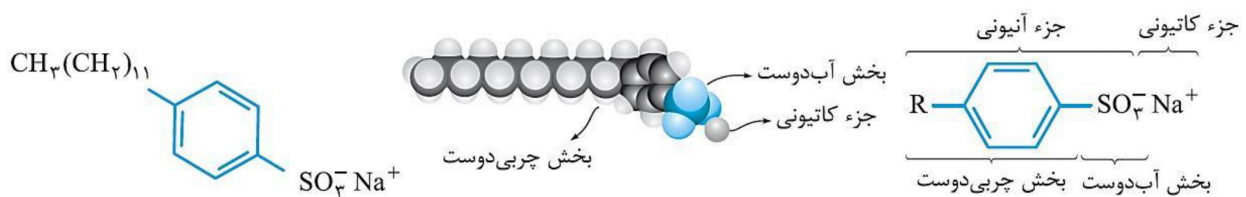
✓ صابون لکه ی چربی را از روی پارچه ی نخی بهتر از پارچه ی پلی استر پاک می کند. به طوری که می توان گفت میزان چسبندگی لکه های چربی به پارچه ی نخی کمتر از پلی استر است. با توجه به ساختار پلی استرها میزان قطبیت آنها کمتر بوده و به همین خاطر پارچه های نخی آب بیشتری جذب می کنند بنابراین امکان نفوذ آب و مولکول های صابون به پارچه های نخی بیشتر بوده و چربی ها راحتتر از روی آن جدا می شود.

➤ صنعت صابون سازی نقش چشمگیری در کاهش بیماری های گوناگون داشته و سطح بهداشت را در جهان افزایش داده است. از سوی دیگر با افزایش جمعیت جهان، مصرف صابون نیز افزایش یافت. بدیهی است که برای تولید صابون در مقیاس انبوه به مقدار بسیار زیادی چربی نیاز بود و این خود چالشی بزرگ بود! از این رو تأمین صابون مورد نیاز جهان به روش های سنتی تقریباً ناممکن شد. همچنین صابون در همه ی شرایط به خوبی عمل نمی کرد زیرا استفاده از آن در محیط های گوناگون مانند سفرهای دریایی و صنایع وابسته به آب شور، پاسخگوی نیاز انسان نبود. نگرانی هایی از این دست، شیمیدان ها را برای شناسایی و تولید دیگر پاک کننده ها ترغیب کرد.

در جست وجوی پاک کننده های جدید

➤ افزایش تقاضای جهانی برای صابون و کاربردهای آن از یک سو و کاهش عرضه این فراورده از سوی دیگر سبب شد تا شیمیدان ها وارد عمل شوند. آنها در جست وجوی موادی بودند که قدرت پاک کنندگی زیادی داشته باشند و بتوان آنها را به میزان انبوه و با قیمت مناسب تولید کرد. با توجه به رابطه بین ساختار و رفتار یک ماده، شیمیدان ها به دنبال تولید موادی بودند که ساختار آنها شبیه صابون باشد. آنها توانستند از بنزن و دیگر مواد اولیه در صنایع پتروشیمی، مواد پاک کننده ای با فرمول همگانی زیر تولید کنند. موادی که به پاک کننده های غیرصابونی مشهورند.

➤ شکل زیر فرمول ساختاری و مدل فضا پرکن را برای نوعی پاک کننده ی غیرصابونی نشان می دهد: ($M=348 \text{ g.mol}^{-1}$)



این پاک کننده همانند صابون دارای مولکول های دو بخشی است که از سر قطبی در آب و از سر ناقطبی با مولکول های چربی در ارتباط است. به این ترتیب می تواند همانند پلی میان مولکول های آب و چربی عمل کند، روندی که تدریج لکه های چربی را می زداید.

- ویژگی های پاک کننده های غیر صابونی عبارتند از:
 - ✓ بنزن در ساختار ترکیب حضور دارد.
 - ✓ گروه عاملی سولفونات (SO_3^-) در ساختار ترکیب وجود دارد.
 - ✓ فرمول عمومی آنها به صورت $\text{RC}_6\text{H}_4\text{SO}_3\text{Na}$ می باشد.
 - ✓ دارای دو بخش کاتیونی و آنیونی است که بخش آنیونی آن شامل دو قسمت قطبی و ناقطبی است.
- شباهت های پاک کننده های صابونی و غیر صابونی عبارتند از:
 - ✓ بر اساس برهمکنش بین ذره ها عمل می کنند یعنی قسمت قطبی آنها با مولکول های آب و قسمت ناقطبی آن ها با مولکول های چربی نیروی جاذبه برقرار می کنند.
- ✓ دارای دو قسمت کاتیونی و آنیونی هستند. قسمت آنیونی در هر دو پاک کننده دارای دو بخش قطبی و ناقطبی است.
- ✓ دارای دو بخش آب دوست و آب گریز هستند که در آب و چربی ها حل می شوند و می توانند لکه ها و چربی ها را پاک کنند.
- تفاوت های پاک کننده های صابونی و غیر صابونی عبارتند از:
 - ✓ فرمول کلی پاک کننده های صابونی RCOONa ولی غیر صابونی $\text{RC}_6\text{H}_4\text{SO}_3\text{Na}$ می باشد.
 - ✓ در پاک کننده های صابونی بخش ناقطبی تنها شامل زنجیر آلکیلی می شود در حالی که در پاک کننده های غیر صابونی حلقه ی بنزن را هم در بر می گیرد.
 - ✓ بخش قطبی در پاک کننده های صابونی گروه کربوکسیلات (COO^-) و در پاک کننده ی غیر صابونی گروه سولفونات (SO_3^-) می باشد.
 - ✓ پاک کننده های صابونی در آب سخت رسوب می دهند ولی پاک کننده های غیر صابونی در آب سخت نیز خاصیت پاک کنندگی خود را حفظ می کنند و با یون های موجود در این آب ها رسوب نمی دهند.
 - ✓ پاک کننده های صابونی از چربی ها ساخته می شوند در حالی که پاک کننده های غیر صابونی از مواد پتروشیمیایی طی واکنش های پیچیده در صنعت تولید می شوند. بنابراین قدرت پاک کنندگی بیشتری نسبت به صابون ها دارند.
- صابون طبیعی معروف به صابون مراغه با بیش از ۱۵۰ سال قدمت، معروف ترین صابون سنتی ایران است. برای تهیه ی این صابون، پیه ی گوسفند و سود سوزآور را در دیگ های بزرگ با آب برای چندین ساعت می جوشانند و پس از قالب گیری آنها را در آفتاب خشک می کنند. این صابون افزودنی شیمیایی ندارد و به دلیل خاصیت بازی مناسب برای موهای چرب استفاده می شود.



سالانه حدود ۲۰۰ تن صابون در شهر مراغه تولید می شود و به دست مشتریان می رسد. البته توجه داشته باشید صابون های سنتی در شهرهای دیگری مانند آشتیان، رودبار و ... نیز تولید می شوند.

- از نوعی صابون سنتی در تنور نان سنگک برای چرب کردن سطح سنگ ها استفاده می شود.
- امروزه صابون ها و شوینده های دیگری تولید می شوند که افزون بر خاصیت پاک کنندگی، خواص ویژه ای نیز دارند. برای نمونه صابون گوگرددار، برای از بین بردن جوش صورت و همچنین قارچ های پوستی استفاده می شود. همچنین به منظور افزایش خاصیت ضد عفونی کنندگی و میکروب کشی صابون ها به آنها ماده ی شیمیایی کلردار اضافه می کنند. از سوی دیگر برای افزایش قدرت پاک کنندگی مواد شوینده، به آنها نمک های فسفات می افزایند، زیرا این نمک ها با یون های کلسیم و منیزیم موجود در آب های سخت واکنش می دهند و از تشکیل رسوب و ایجاد لکه جلوگیری می کنند.
- باید توجه داشت که هر چه شوینده ای مواد شیمیایی بیشتری داشته باشد، احتمال ایجاد عوارض جانبی آن بیشتر خواهد بود. به همین دلیل مصرف زیاد شوینده ها و تنفس بخار آنها، عوارض پوستی و بیماری های تنفسی ایجاد می کند. بنابراین برای حفظ سلامت بدن و محیط زیست، استفاده از شوینده های ملایم، طبیعی و مناسب توصیه می شود.

پاک کننده های خورنده

- پاک کننده های صابونی و غیر صابونی بر اساس برهمکنش بین ذرات عمل می کردند. پاک کننده هایی وجود دارند که افزون بر این برهمکنش ها، با آلاینده ها واکنش می دهند. برای نمونه رسوب تشکیل شده بر روی دیواره کتری، لوله ها، آبراه ها و دیگ های بخار آن چنان به این سطح ها می چسبند که با صابون و پاک کننده های غیرصابونی زدوده نمی شوند. برای زدودن این رسوب ها به پاک کننده هایی نیاز است که بتوانند با آنها واکنش شیمیایی بدهند و آنها را به فرآورده هایی تبدیل کنند که با آب شسته شوند. موادی مانند هیدروکلریک اسید (جوهر نمک)، سدیم هیدروکسید و سفیدکننده ها از جمله ی این پاک کننده ها هستند. پاک کننده هایی که از نظر شیمیایی فعال اند و خاصیت خوردگی دارند. به همین دلیل نباید با پوست تماس داشته باشند.
- با توجه به تغییر رنگ کاغذ pH، در هر یک از شکل های زیر می توان به اسیدی بودن یا بازی بودن آن پاک کننده پی برد.



سرکه سفید



صابون



محلول سود



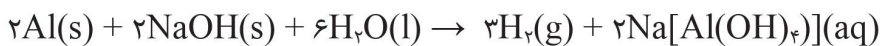
محلول جوهر نمک

با توجه به اینکه شناساگر pH در محلول های اسیدی به رنگ سرخ و در محلول های بازی به رنگ آبی در می آید پس محلول جوهر نمک و سرکه سفید خاصیت اسیدی ولی محلول سود و صابون خاصیت بازی دارند.

➤ نوعی پاک کننده که به شکل پودر عرضه می شود شامل مخلوط سدیم هیدروکسید و پودر آلومینیم است. این پاک کننده برای باز کردن مجاری مسدود شده در برخی وسایل و دستگاه های صنعتی استفاده می شود. با توجه به الگوی زیر داریم:



✓ معادله ی نمادی و موازنه شده ی آن به صورت زیر است:



✓ این مخلوط خاصیت بازی دارد و در واکنش با چربی ها و روغن ها موادی همانند صابون تولید می کند. موادی که در آب حل شده و خود پاک کننده هستند.

✓ واکنش فوق گرماده است و گرمای آزاد شده می تواند افزون بر قدرت پاک کنندگی، چربی های جمع شده در مسیر را نیز ذوب کند.

✓ افزون بر تولید پاک کننده و افزایش دما، تولید گاز در این واکنش با ایجاد فشار و رفتار مکانیکی، باز کردن مجاری را تسهیل می کند. به عبارت دیگر هنگام عبور از لابه لای مواد، خلل و فرج ایجاد می کند و آنها را سست تر می کند.

اسیدها و بازها

➤ هر روز در بخش های گوناگون زندگی افزون بر شوینده ها و پاک کننده ها، مقادیر متفاوتی از مواد شیمیایی گوناگون مصرف می شود که در اغلب آنها اسیدها و بازها نقش مهمی دارند. عملکرد بدن ما نیز به میزان مواد اسیدی و بازی موجود در آن وابسته است.

➤ اسیدهای خوراکی مزه ترش و بازها مزه تلخ دارند. اسیدها با اغلب فلزها واکنش می دهند و در تماس با پوست سوزش ایجاد می کنند. برای نمونه دلیل سوزش معده که درد شدیدی در ناحیه سینه ایجاد می کند، برگشت مقداری از محتویات اسیدی معده به لوله مری است. در حالی که بازها در سطح پوست همانند صابون، احساس لیزی ایجاد می کنند اما به آن نیز آسیب می رسانند.

➤ یاخته های دیواره ی معده با ورود مواد غذایی به آن هیدروکلریک اسید ترشح می کنند. این اسید افزون بر فعال کردن آنزیم ها برای تجزیه ی مواد غذایی، جانداران ذره بینی موجود در غذا را نیز از بین می برد.

➤ نمونه هایی از مواد اسیدی و بازی در زندگی:

✓ برای کاهش میزان اسیدی بودن خاک به آن آهک می افزایند.

✓ اغلب داروها ترکیب هایی با خاصیت اسیدی یا بازی هستند.

✓ تنظیم میزان اسیدی بودن شوینده ها ضروری است.

✓ زندگی بسیاری از آبزیان به pH آب وابسته است.

✓ اغلب میوه ها دارای اسیدند و pH آنها کمتر از ۷ است.

✓ ورود فاضلاب های صنعتی به محیط زیست سبب تغییر pH می شود.

➤ شواهد بسیاری در تاریخ علم وجود دارد که نشان می دهند پیش از آنکه ساختار اسیدها و بازها شناخته شود، شیمیدان ها افزون بر ویژگی های اسیدها و بازها با برخی واکنش های آنها نیز آشنا بودند. اما توجه رفتار اسیدها و بازها به یک مبنای علمی نیاز داشت.

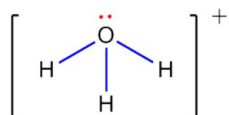
➤ سوانت آرنیوس نخستین کسی بود که اسیدها و بازها را بر یک مبنای علمی توصیف کرد. او بر روی رسانایی الکتریکی محلول های آبی کار می کرد. یافته های تجربی او نشان داد که محلول اسیدها و بازها رسانای برق هستند، هر چند میزان رسانایی آنها با یکدیگر یکسان نیست.

➤ با حل شدن اسیدها یا بازها در آب، مقدار یون های موجود در آب افزایش می یابد.

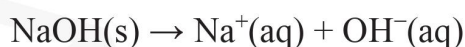
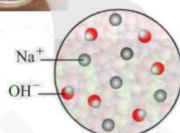
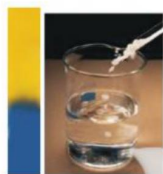
- اساس مدل آرنیوس افزایش غلظت یون های $H^+(aq)$ یا $OH^-(aq)$ می باشد.
- اسید آرنیوس ماده ای است که در آب حل می شود و غلظت یون $H^+(aq)$ را افزایش می دهد و باز آرنیوس ماده ای است که ضمن حل شدن در آب غلظت یون $OH^-(aq)$ را افزایش می دهد. در واقع رفتار اسید و باز آرنیوس را می توان براساس غلظت یون های $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ توصیف کرد.

- توجه داشته باشید حتی در آب خالص هم مقادیر کمی از یون های H^+ و OH^- یافت می شود.
- یون $H^+(aq)$ تنها شامل یک پروتون است و تراکم بار الکتریکی مثبت در سطح آن بسیار زیاد بوده که منجر به واکنش پذیری زیاد آن می گردد به همین دلیل به شدت توسط مولکول های آب احاطه شده و آب پوشیده می شود و بنابراین به شکل $H_3O^+(aq)$ یافت می شود که به یون هیدرونیوم معروف است. برای آسانی در نوشتن در منابع علمی به جای $H_3O^+(aq)$ از نماد $H^+(aq)$ برای نشان دادن یون هیدرونیوم استفاده می شود. H_3O^+ دارای ۱۰ الکترون، ۱۱ پروتون و ۸ نوترون می باشد.

- معادله ی تشکیل یون هیدرونیوم و ساختار لوویس آن بدین صورت می باشد:



- هرچه $[H^+]$ محلولی بیشتر باشد، آن محلول اسیدی تر و هر چه $[OH^-]$ در محلولی بیشتر باشد، آن محلول بازی تر است. با این توصیف اگر در یک سامانه غلظت یون های هیدرونیوم و هیدروکسید با هم برابر باشد، آن سامانه حالت خنثی دارد.
- سدیم هیدروکسید جامد یک باز آرنیوس به شمار می رود زیرا در آب سبب افزایش غلظت یون $OH^-(aq)$ می شود.

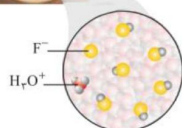
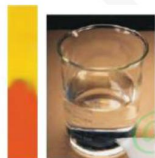


- سدیم هیدروکسید محلولی با خاصیت بازی قوی است بنابراین کاغذ pH در آن به رنگ آبی درمی آید.

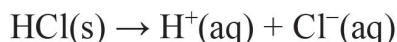
- هیدروژن فلوئورید یک اسید آرنیوس به شمار می رود زیرا در آب سبب افزایش غلظت یون $H^+(aq)$ می شود.



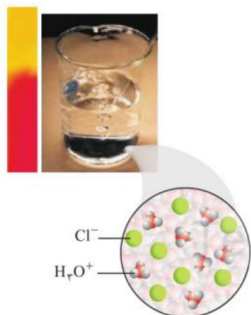
- هیدروژن فلوئورید محلولی با خاصیت اسیدی ضعیف است بنابراین کاغذ pH در آن به رنگ نارنجی در می آید.



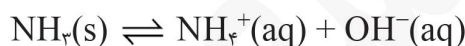
➤ هیدروژن کلرید یک اسید آرنیوس به شمار می رود زیرا در آب سبب افزایش غلظت یون $H^+(aq)$ می شود.



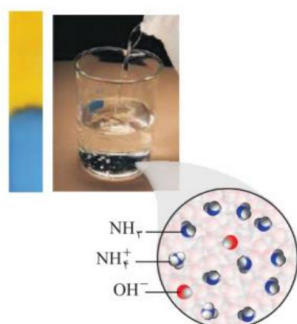
هیدروژن کلرید محلولی با خاصیت اسیدی قوی است بنابراین کاغذ pH در آن به رنگ سرخ درمی آید.



➤ آمونیاک یک باز آرنیوس به شمار می رود زیرا در آب سبب افزایش غلظت یون $OH^-(aq)$ می شود.

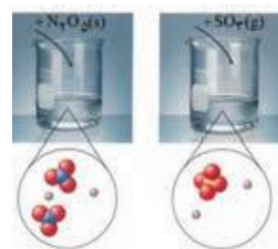
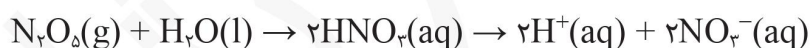
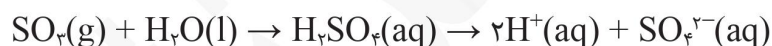


آمونیاک محلولی با خاصیت بازی ضعیف است بنابراین کاغذ pH در آن به رنگ آبی درمی آید.

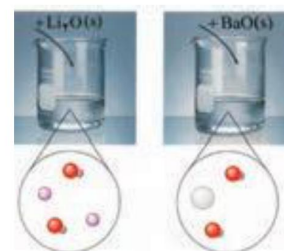


➤ برخی اکسیدها با آب واکنش می دهند و غلظت یونهای $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ را افزایش می دهند. این مواد نیز جزو اسیدها و بازهای آرنیوس به حساب می آیند. مانند اغلب اکسیدهای فلزی و نافلزی.

➤ اکسیدهای نافلزی (اکسیدهای اسیدی) مانند SO_3, N_2O_5 موقع حل شدن در آب غلظت یون $H^+(aq)$ را افزایش می دهند بنابراین اسید آرنیوس به شمار می آیند.



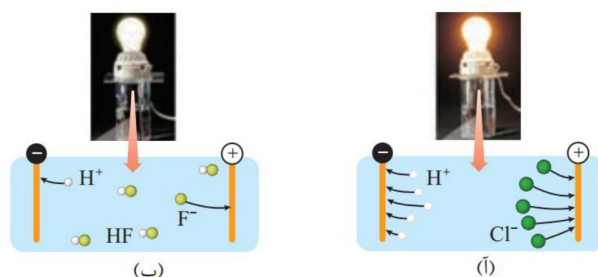
➤ اکسیدهای فلزی (اکسیدهای بازی) مانند Li_2O, BaO موقع حل شدن در آب غلظت یون $OH^-(aq)$ را افزایش می دهند بنابراین باز آرنیوس به شمار می آیند.



- مهمترین اسیدهای آرنیوس عبارتند از:
- ✓ ترکیباتی که هیدروژن اسیدی (هیدروژن متصل به یکی از اتم های گروه ۱۶ و ۱۷) دارند مانند: $\text{HF}, \text{HCl}, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{CH}_3\text{COOH}$...
- ✓ اکسید نافلزها که به آنها اکسیدهای اسیدی گفته می شود.
- مهمترین اسیدهای آرنیوس عبارتند از:
- ✓ فلزات گروه های ۱ و ۲ غیر از Be, Mg .
- ✓ هیدروکسید فلزات گروه های ۱ و ۲ غیر از Be, Mg .
- ✓ اکسید فلزها که به آنها اکسید بازی گفته می شود.
- ✓ آمونیاک و ترکیبات آمین ها.
- اکسیدهای نافلز می مانند $\text{CO}, \text{N}_2\text{O}, \text{NO}$ به صورت مولکولی در آب حل می شوند و اسید آرنیوس به حساب نمی آیند.

رسانایی الکتریکی محلول ها و قدرت اسیدی

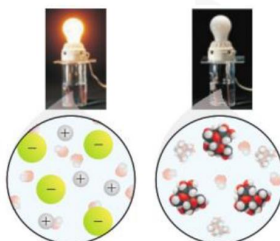
- خوراکی ها، شوینده ها، داروها، مواد آرایشی و بهداشتی شامل مقادیر متفاوتی از یون ها به ویژه یون هیدرونیوم هستند. غلظت این یون بر روی ماندگاری این مواد و در نتیجه سلامتی تأثیر شایانی دارد. برای نمونه شیر سالم با افزایش غلظت یون هیدرونیوم، ترش شده به طوری که دیگر قابل نوشیدن نیست. این نمونه نشان می دهد که در فرایند تولید مواد گوناگون اغلب تعیین و کنترل غلظت یون هیدرونیوم نقش مهمی دارد. یکی از روش هایی که برای تعیین غلظت یون هیدرونیوم می توان به کار برد، سنجش رسانایی الکتریکی محلول های آبی است.
- می دانید که فلزها و گرافیت (مغز مداد) رسانای جریان برق هستند. از آنجا که رسانایی آنها به وسیله ی الکترون ها انجام می شود، به آنها رسانای الکتریکی می گویند. نوع دیگری از رسانایی نیز وجود دارد که به وسیله ی یون ها انجام می شود و به آن رسانای یونی می گویند. این رسانایی هنگامی انجام می شود که یون ها بتوانند از نقطه ای به نقطه ای دیگر جا به جا شوند، زیرا در این شرایط بارهای الکتریکی نیز جا به جا خواهند شد.
- برای نمونه، محلول آبی سدیم کلرید را در نظر بگیرید. این محلول حاوی یون های $\text{Na}^+(\text{aq})$ و $\text{Cl}^-(\text{aq})$ است که با جنبش های آزادانه اما نامنظم در سرتاسر آن پراکنده اند. هرگاه این محلول در مدار الکتریکی قرار گیرد، جریان برق در مدار برقرار می شود، زیرا یون ها به سوی قطب های ناهمنام حرکت می کنند. یون های $\text{Na}^+(\text{aq})$ به سوی قطب منفی و یون های $\text{Cl}^-(\text{aq})$ به سوی قطب مثبت پیش می روند. جا به جایی یون ها نشان دهنده ی جا به جایی بارهای الکتریکی و در نتیجه، رسانایی الکتریکی محلول سدیم کلرید است.
- به موادی مانند $\text{NaCl}(\text{s})$ که بر اثر انحلال در آب، یون ایجاد می کنند الکترولیت و به $\text{NaCl}(\text{aq})$ ، محلول الکترولیت می گویند.
- همه ی محلول های یونی رسانایی یکسانی ندارند. هرچه تعداد یون های موجود در یک محلول بیشتر باشد، رسانایی محلول بیشتر خواهد بود.
- اگر محلول الکترولیت های گوناگون در چنین مداری قرار گیرند، روشنایی یکسانی در لامپ ایجاد نمی کنند زیرا به یک اندازه یون تولید نمی کنند. برای نمونه شکل زیر رسانایی الکتریکی محلول 0.1 مولار هیدروکلریک اسید را در مقایسه با محلول 0.1 مولار هیدروفلوئوریک اسید در دمای اتاق نشان می دهد.



رسانایی الکتریکی دو محلول الکترولیت (ا) HCl(aq) (ب) HF(aq)

کمترا بودن رسانایی الکتریکی هیدروفلوئوریک اسید نشان می‌دهد که در شرایط یکسان شمار یون‌های موجود در این محلول کمتر از محلول هیدروکلریک اسید است. به‌دیگر سخن غلظت آنیون‌ها و کاتیون‌ها (یون‌های هیدرونیوم) در HCl(aq) بیشتر است. به‌عبارتی در شرایط یکسان هرچه غلظت یون هیدرونیوم بیشتر باشد خاصیت اسیدی بیشتر است. با این توصیف شیمیدان‌ها هیدروکلریک اسید را یک اسید قوی و هیدروفلوئوریک اسید را یک اسید ضعیف می‌نامند.

➤ به‌موادی مانند اتانول و شکر که انحلال آنها در آب به‌شکل مولکولی است، غیرالکترولیت و به‌محلول آنها، محلول غیرالکترولیت می‌گویند.



مقایسه رسانایی الکتریکی محلول‌های آبی سدیم کلرید و شکر

➤ برای مقایسه رسانایی الکتریکی دو محلول آبی که هر دو جزو الکترولیت‌های قوی به‌حساب می‌آیند کافیست برای هر یک از دو محلول حاصل ضرب غلظت مولی حل‌شونده در تعداد مول یون حاصل از هر مول آن را حساب کنیم.

❖ رسانایی الکتریکی محلول‌های زیر را با هم مقایسه کنید.

(ا) محلول ۰/۵ مولار سدیم کلرید (NaCl)

(ب) محلول ۰/۴ مولار هیدروکلریک اسید (HCl)

(پ) محلول ۰/۳ مولار باریم کلرید (BaCl_۲)

(ت) محلول ۰/۶ مولار سدیم نیترات (NaNO_۳)

$$\text{آ) } 0.5 \times 2 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{ب) } 0.4 \times 2 = 0.8 \text{ mol.L}^{-1}$$

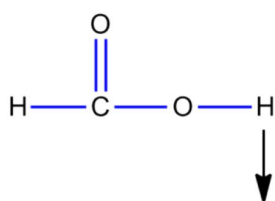
$$\text{پ) } 0.3 \times 3 = 0.9 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{ت) } 0.6 \times 2 = 1.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

مقایسه رسانایی به این صورت می‌باشد: **ب > پ > آ > ت**

➤ در حالتی که غلظت‌های مولی برابر باشند، هر کدام از الکترولیت‌ها یون‌های بیشتری در آب تولید کند رسانایی الکتریکی آن بیشتر خواهد بود.

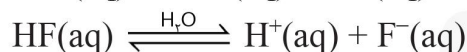
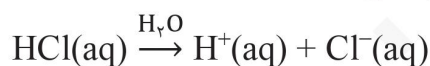
- بیشتر اسیدهای قوی ($\text{HCl}, \text{HBr}, \text{HI}, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{HNO}_3$)، بازهای قوی (NaOH, KOH) و نمک های محلول در آب ($\text{NaCl}, \text{CaCl}_2$ و ...) جزو الکترولیت های قوی به حساب می آیند.
- بیشتر اسیدهای ضعیف ($\text{CH}_3\text{COOH}, \text{HNO}_2, \text{HF}$) و بازهای ضعیف ($\text{NH}_3, \text{CH}_3\text{NH}_2$) جزو الکترولیت های ضعیف به شمار می آیند.
- به اسیدی که هر مولکول آن در آب تنها می تواند یک یون هیدرونیوم تولید کند، اسید تک پروتون دار می گویند. به عبارتی این اسیدها تنها یک مرحله ی یونش دارند.
- در ساختار مولکول اسیدهای تک پروتون دار فقط یک هیدروژن اسیدی وجود دارد مانند $\text{HCl}, \text{HF}, \text{HNO}_3$.
- در اسیدهای آلی اکسیژن دار برای تشخیص تک پروتون دار بودن اسید، فقط هیدروژن های متصل به اکسیژن را به عنوان هیدروژن اسیدی در نظر بگیرید.



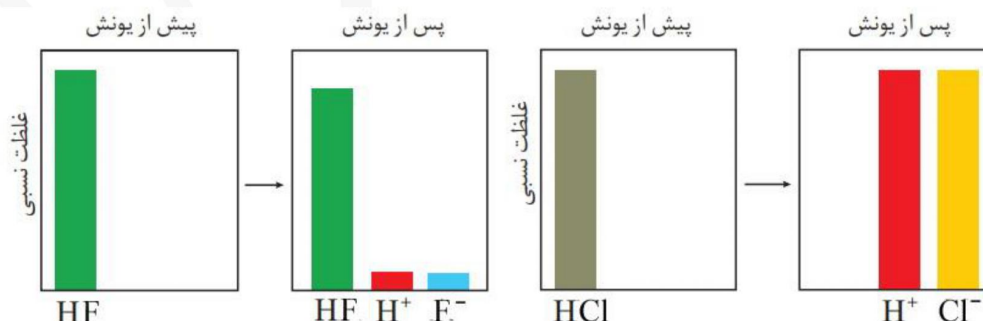
تنها این هیدروژن خاصیت اسیدی دارد

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

- معادله ی یونش برای اسیدهای تک پروتون دار $\text{HCl}(\text{aq})$ و $\text{HF}(\text{aq})$ به این صورت می باشد:



- ✓ فرایند یونش اسیدهای قوی را به صورت یک طرفه (کامل) نشان می دهیم زیرا اسیدهای قوی در آب به صورت کامل به صورت یونی درمی آیند و در محلول نهایی مولکول یونیده نشده ای از اسید وجود ندارد.
- ✓ فرایند یونش اسیدهای ضعیف در آب را به صورت دو طرفه (برگشت پذیر) نشان می دهیم زیرا در اسیدهای ضعیف انحلال بیشتر به صورت مولکولی است و تعداد کمی از مولکول های اسید با مولکول های آب وارد واکنش شده و یونش می یابند بنابراین یون های حاصل از یونش با مولکول های یونیده نشده همواره در تعادل هستند.
- غلظت نسبی گونه های موجود در محلول هیدروفلوئوریک اسید و هیدروکلریک اسید به صورت زیر نشان داده می شود:



- اسیدهای قوی مانند HCl در آب به طور کامل یونش می یابند به طوری که می توان آنها را محلولی شامل یون های آب پوشیده دانست و در آنها مولکول های یونیده نشده یافت نمی شود. در مقابل اسیدهای ضعیف در آب به طور جزئی یونش می یابند به این صورت که تنها تعداد کمی از مولکول های اسید به یون تبدیل می شوند و بیشتر مولکول های اسید به شکل اولیه در محلول باقی می

مانند. همانطور که در شکل ها هم مشخص است محلول اسیدهای ضعیف حاوی مولکول های اسید و یون های آب پوشیده است در حالی که محلول اسیدهای قوی فقط حاوی یون های آب پوشیده می باشد.

➤ ترکیب هالوژن با هیدروژن (مانند HF, HCl, HBr, HI) قبل از حل شدن در آب، یک ترکیب مولکولی گازی شکل با مولکول های دو اتمی است که بر وزن «هیدروژن هالید» نامگذاری می شود. اما این ترکیب ها به محض ورود به آب و زمانی که به حالت محلول درمی آیند و نهایتاً یونش می یابند در این حالت بر وزن «هیدروهالیک اسید» نامگذاری می شوند.

فرمول شیمیایی	حالت گاز (g)	حالت محلول (aq)
HF	هیدروژن فلوئورید	هیدروفلوئوریک اسید
HCl	هیدروژن کلرید	هیدروکلریک اسید
HBr	هیدروژن برمید	هیدروبرمیک اسید
HI	هیدروژن یدید	هیدرویدیک اسید

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

$$\text{درجه یونش} = \frac{\text{شمار مولکول های یونیده شده}}{\text{شمار کل مولکول های حل شده}}$$

✓ در رابطه ی درجه یونش به جای شمار مولکول ها، می توان شمار مول ها یا غلظت مولی گونه ها را قرار داد.

$$\text{درجه یونش} = \frac{\text{غلظت یونیده شده}}{\text{غلظت اولیه}} = \frac{\text{تعداد مول های یونیده شده}}{\text{تعداد کل مول های اولیه}}$$

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

$$\text{درصد یونش} = \frac{\text{شمار مولکول های یونیده شده}}{\text{شمار کل مولکول های حل شده}} \times 100$$

➤ اینک می توان اسیدها را بر مبنای میزان یونشی که در آب دارند در دو دسته ی قوی و ضعیف جای داد. اسیدهایی قوی هستند که می توان یونش آنها را در آب کامل در نظر گرفت ($\alpha \cong 1$) و دارای درصد یونش ۱۰۰ هستند. اسیدهای ضعیف در آب به میزان جزئی یونیده می شوند و شمار یون ها در محلول آنها کم است ($\alpha < 1$)، در واقع درصد یونش اسیدهای ضعیف که به طور جزئی در آب یونش می یابند کمتر از ۱۰۰ است به این صورت که هرچه اسید ضعیف تر باشد، درجه یونش کمتر است.

❖ اگر در محلول هیدروفلوئوریک اسید از هزار مولکول حل شده در دمای اتاق تنها ۲۴ مولکول یونیده شود، درجه و درصد یونش آن را حساب کنید.

$$\text{درجه یونش} = \frac{\text{شمار مولکول های یونیده شده}}{\text{شمار کل مولکول های حل شده}} = \frac{24}{1000} = 0.024$$

$$\text{درصد یونش} = \text{درجه یونش} \times 100 = 0.024 \times 100 = 2.4\%$$

➤ اگر فرمول کلی اسیدهای تک پروتون دار را به صورت HA نشان دهیم، از آنجا که در محلول یک اسید تک پروتون دار، شمار مول های یونیده ی شده ی اسید با شمار مول های هر کدام از یون های حاصل برابر است بنابراین اگر غلظت اولیه ی اسید را M و تعداد مول یونیده شده ی اسید را برابر با تعداد مول H^+ تولید شده در نظر بگیریم، خواهیم داشت:

$$\alpha = \frac{[H^+]}{M} \rightarrow [H^+] = \alpha.M$$

همچنین چون $[A^-] = [H^+]$ است، داریم:

$$\alpha = \frac{[A^-]}{M} \rightarrow [A^-] = \alpha.M$$

❖ اگر در محلول ۰/۱ مولار استیک اسید (CH_3COOH)، غلظت یون هیدرونیوم برابر با $1/35 \times 10^{-3}$ باشد: (آ) معادله ی یونش استیک اسید را بنویسید.



(ب) درصد یونش آن را حساب کنید.

$$\% \alpha = \frac{[H^+]}{M} \times 100 = \frac{1/35 \times 10^{-3}}{0.1} \times 100 = 1/35 \%$$

➤ در محلول آبی هر اسید تک پروتون دار به فرمول کلی HA غلظت مولی یونیده نشده ی HA برابر است با:



$$M - \alpha M \quad \alpha M \quad \alpha M$$

$$[HA] = M - \alpha.M \rightarrow [HA] = M(1 - \alpha)$$

غلظت مولی یونیده نشده در واقع منظور بخشی است که به صورت مولکولی حل شده است.

❖ اگر در اثر انحلال ۷۰۰ مولکول HA در آب، ۱۰۰ ذره ی باردار تولید شود، درصد یونش HA را در این دما تعیین کنید.



در صورتی که ۱۰۰ ذره ی باردار تولید شود تعداد هریک از ذرات H^+ و A^- ، برابر با ۵۰ ذره خواهد شد بنابراین:

$$\text{درجه یونش} = \frac{\text{شمار مولکول های یونیده شده}}{\text{شمار کل مولکول های حل شده}} = \frac{50}{700} = 0.071$$

$$\% \alpha = 0.07 \times 100 = 7.1 \%$$

❖ در محلولی از اسید HB با غلظت 0.9 mol.L^{-1} ، اگر درصد یونش برابر ۴ درصد باشد، غلظت B^- را حساب کنید.



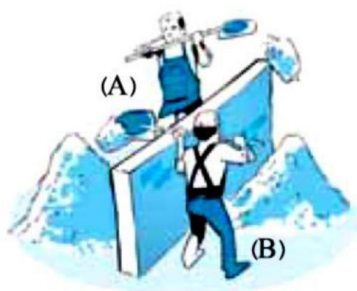
$$\% \alpha = \alpha \times 100 \rightarrow \alpha = \frac{\% \alpha}{100} = \frac{4}{100} = 0.04$$

$$[B^-] = \alpha.M = 0.04 \times 0.9 = 3/6 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

- در شیمی ۱ آموختید که حضور هم زمان واکنش دهنده ها و فراورده ها در مخلوط واکنش را می توان نشانه ای از برگشت پذیر بودن واکنش ها دانست. واکنش هایی که در آنها همه ی واکنش دهنده ها به فراورده ها تبدیل نمی شوند، بلکه در شرایط معین مقدار آنها در سامانه ثابت خواهد ماند. گویی این واکنش ها تا حدی پیش می روند و پس از آن، مقدار مواد شرکت کننده دیگر تغییر نخواهد کرد.
- مثال های مهم از واکنش های برگشت پذیر عبارتند از:
 - ✓ تبدیل اوزون به گاز اکسیژن در لایه ی اوزون: $3O_2(g) \rightleftharpoons 2O_3(g)$
 - ✓ تبدیل حالت های فیزیکی مانند انجماد و ذوب آب: $H_2O(l) \rightleftharpoons H_2O(s)$
 - ✓ واکنش استری شدن: آب + استر \rightleftharpoons الکل + کربوکسیلیک اسید
 - ✓ یونش اسید و بازهای ضعیف: $HF(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + F^-(aq)$
- ویژگی های واکنش های برگشت ناپذیر عبارتند از:
 - ✓ واکنشی است که حداقل یکی از واکنش دهنده ها به طور کامل مصرف می شود.
 - ✓ این واکنش ها فقط در جهت رفت انجام می شوند.
 - ✓ به این واکنش ها، واکنش کامل یا یک طرفه می گویند.
 - ✓ در معادله ی نمادی از فلش یک طرفه (\rightarrow) استفاده می شود.
- مثال های مهم از واکنش های برگشت ناپذیر عبارتند از:
 - ✓ واکنش های سوختن: $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$
 - ✓ واکنش زنگ زدن آهن: $4Fe(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2Fe_2O_3$
 - ✓ یونش اسید و بازهای قوی: $HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$

تعادل

- ابتدا به مثال زیر توجه کنید:



در شکل روبه رو دو نفر مشغول کار کردن هستند. کارگر A ماسه را از سمت چپ به سمت راست و کارگر B همزمان ماسه را از سمت راست به سمت چپ می ریزد. در ابتدا سرعت A بیشتر از سرعت B است به همین دلیل به تدریج ارتفاع ماسه در سمت چپ کاهش و ارتفاع آن در سمت راست، افزایش می یابد. پس از مدتی، B سرعت خود را افزایش داده و A نیز به دلیل خستگی با سرعت کمتری کار می کند. زمانی فرا می رسد که این دو نفر با سرعت برابر کار می کنند. از این لحظه به بعد دیگر تغییری در ارتفاع تپه ی ماسه سمت چپ و راست ایجاد نمی شود، هر چند دو نفر در حال کار کردن هستند.

- با توجه به مثال بالا می توانیم مفهوم تعادل را به صورت زیر بیان کنیم:

«هرگاه دو فرایند مخالف هم، به صورت همزمان و با سرعت برابر انجام شوند، بین آنها تعادل برقرار شده است.»

- واکنش های برگشت پذیر، آنهایی هستند که می توانند در هر دو جهت انجام شوند. این نوع واکنش ها در شرایط مناسب همزمان در هر دو جهت رفت و برگشت انجام می شوند تا اینکه سرانجام لحظه ای فرا می رسد که غلظت واکنش دهنده ها و فراورده ها ثابت می ماند. این ویژگی تنها هنگامی رخ می دهد که سرعت واکنش رفت با برگشت برابر شود زیرا در این شرایط، هر مقداری از فراورده ها که در واحد زمان تولید می شود، همزمان به همان مقدار از آنها مصرف می شود. برای واکنش دهنده ها نیز چنین است. در شیمی به

چنین سامانه هایی، سامانه ی تعادلی می گویند. واکنش های رفت و برگشت در سامانه های تعادلی به طور پیوسته و با سرعت برابر انجام می شوند و به همین دلیل مقدار مواد شرکت کننده در سامانه ثابت می ماند.

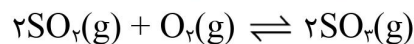
➤ در تعادل $A + B \rightleftharpoons C + D$ به واکنش $A + B \rightarrow C + D$ واکنش رفت و به واکنش $C + D \rightarrow A + B$ واکنش برگشت می گویند.

➤ در تعادل، غلظت واکنش دهنده ها و فراورده ها ثابت می شود. از این رو، چنین به نظر می رسد که واکنش «متوقف» شده است؛ اما چنین نیست و همچنان واکنش های رفت و برگشت با سرعتی برابر در حال انجام شدن هستند. از این رو می گویند، تعادل پویا است؛ یعنی در سطح میکروسکوپی، همواره تبدیل مواد به یکدیگر در حال انجام شدن است.

➤ نماد \rightleftharpoons در واکنش های تعادلی به کار می رود.

➤ برای درک بهتر مفهوم تعادل به مثال زیر توجه کنید:

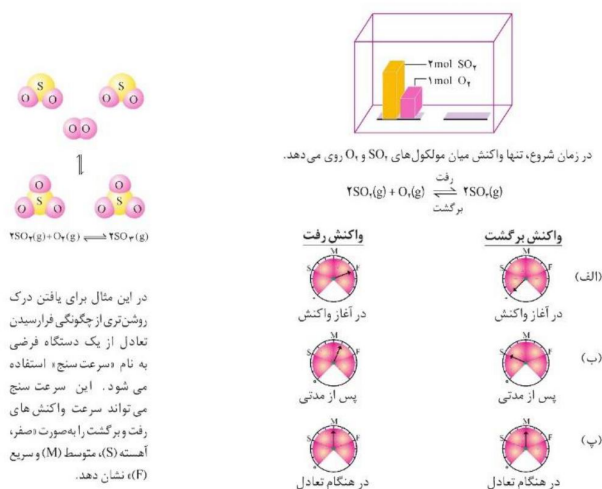
یکی از واکنشهای شیمیایی برگشت پذیر مهم، واکنش گاز گوگرد دی اکسید با گاز اکسیژن و تشکیل گاز گوگرد تری اکسید است.



اکنون در نظر بگیرید که در ظرف واکنش، دو مول $SO_2(g)$ و یک مول $O_2(g)$ با هم مخلوط شده اند. در این حالت، تنها واکنش رفت انجام می شود، چون در شروع واکنش، غلظت $SO_2(g)$ و $O_2(g)$ زیاد است، واکنش رفت با سرعت انجام خواهد شد. برای اینکه واکنش برگشت انجام شود، باید دو مولکول گوگرد تری اکسید با هم برخورد کنند؛ اما در زمان شروع واکنش، غلظت گوگرد تری اکسید صفر است. بنابراین، سرعت واکنش برگشت صفر خواهد بود.

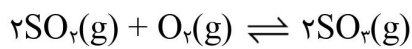
باگذشت زمان، به طور مرتب تعدادی از مولکول های واکنش دهنده (SO_2 و O_2) با هم واکنش می دهند که این موجب می شود غلظت واکنش دهنده ها به تدریج کاهش و غلظت فراورده (SO_3) به تدریج افزایش یابد. کاهش تدریجی غلظت واکنش دهنده ها منجر به کاهش تدریجی سرعت واکنش رفت و افزایش تدریجی غلظت فراورده، منجر به افزایش تدریجی سرعت واکنش برگشت می شود.

سرانجام، زمانی فرا می رسد که سرعت واکنش رفت با سرعت واکنش برگشت برابر می شود. در این حالت، می گویند که در سامانه تعادل برقرار شده است.

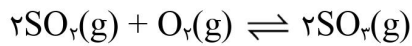


✚ بررسی سرعت واکنش تعادلی تشکیل گاز SO_3

➤ از شرایط برقراری تعادل این است که واکنش در ظرف بسته انجام شود. در این سامانه ها، مبادله جرم با محیط اطراف وجود ندارد. مثلاً واکنش تشکیل گاز SO_3 در ظرف سرباز به تعادل نمی رسد و یک طرفه است.

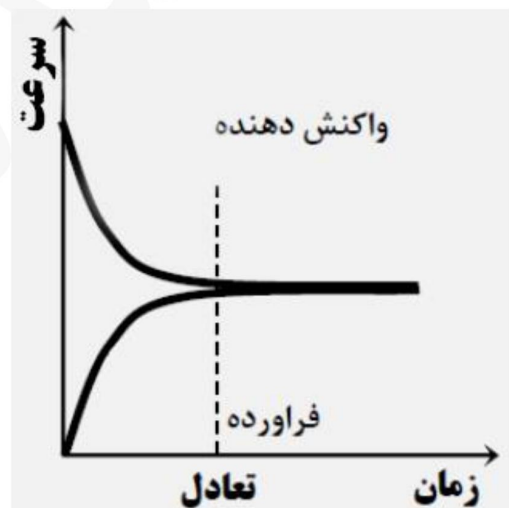
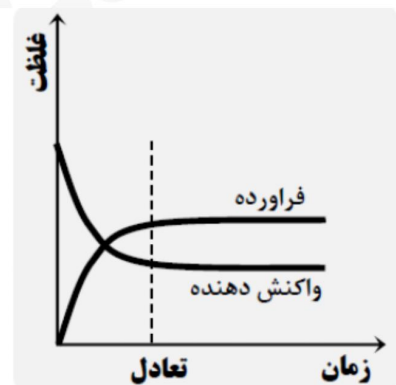
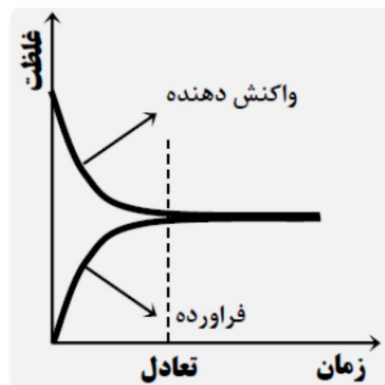
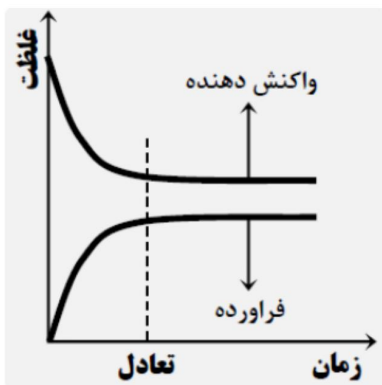


زیرا گاز SO_3 پی در پی از ظرف خارج شده و محصولات برای جبران مرتباً مصرف می شوند تا جایی که مقدار آنها تمام شده و واکنش می شود. این در حالیست که واکنش در ظرف سربسته به تعادل می رسد.



➤ در یک واکنش برگشت پذیر، امکان انجام واکنش در هر دو جهت رفت و برگشت وجود دارد. ولی برای اینکه این واکنش به تعادل برسد، باید شرایط خاصی فراهم باشد تا واکنش های رفت و برگشت به طور همزمان و با سرعت برابر انجام شوند، این شرایط خاص همان شرایط لازم برای رسیدن به تعادل است، یعنی برابری سرعت رفت و برگشت، ثابت بودن خواص ماکروسکوپی (مانند غلظت ها)، سربسته بودن ظرف واکنش.

➤ نمودارهای واکنش های تعادلی را به این صورت خواهیم داشت:



ثابت تعادل

➤ نمونه ای از سامانه های تعادلی، محلول اسیدهای 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. برای نمونه در محلول هیدروفلوئوریک اسید تعادل زیر برقرار است.



برای این سامانه نیز در دمای ثابت همانند دیگر سامانه های تعادلی، واکنش های رفت و برگشت پیوسته در حال انجام هستند به طوری که در هر گستره ی زمانی معین، شمار مولکول های که یونیده می شوند با شمار مولکولهای HF که از پیوستن یون های F^- و H^+ به یکدیگر پدید می آیند، برابر است. این رفتار سامانه تعادلی نشان می دهد که سرعت تولید هرگونه با سرعت مصرف آن برابر است، رفتاری که سبب می شود غلظت تعادلی همه گونه های موجود در سامانه ثابت بماند. افزون بر این توصیف کیفی، سامانه های تعادلی را از دیدگاه کمی نیز می توان بررسی کرد به طوری که این سامانه ها با کمیتی به نام ثابت تعادل توصیف می شوند و در آن تنها غلظت تعادلی گونه های شرکت کننده در واکنش آورده می شود. مقدار این کمیت، فقط تابع دما بوده و در دمای ثابت برای هر تعادل ثابت است، به عبارتی دیگر با تغییر مواد یا تغییر حجم ظرف و فشار تغییر نمی کند.

➤ برای نوشتن عبارت ثابت تعادل (K) واکنش تعادلی $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$ از رابطه ی زیر استفاده می کنیم که برابر است با حاصل ضرب غلظت فراورده ها به توان ضریب استوکیومتری آنها تقسیم بر حاصل ضرب غلظت واکنش دهنده ها به توان ضریب استوکیومتری آنها.

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

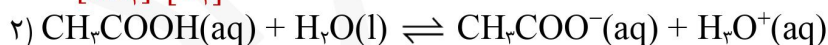
➤ در عبارت ثابت تعادل فقط می توان غلظت های تعادلی را قرار داد. در صورتی که در به جای غلظت، مول مواد شرکت کننده در واکنش را داشته باشیم، ابتدا با تقسیم مول بر حجم، غلظت مواد را به دست آورده و آنگاه غلظت را در عبارت ثابت تعادل قرار می دهیم.

➤ در برخی تعادل ها مواد جامد (S) و مایع خالص (l) وجود دارد. با توجه به اینکه غلظت این مواد با گذر زمان تغییر نمی کند، غلظت آنها در عبارت ثابت تعادل آورده نمی شود.

❖ عبارت ثابت تعادل را برای هر یک از واکنش های تعادلی زیر بنویسید.



$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}$$



$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$



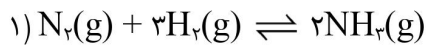
$$K = \frac{[\text{CaO}][\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]}$$

➤ در واکنش های مختلف، یکای ثابت تعادل می تواند متفاوت باشد. برای تعیین یکای ثابت تعادل هر واکنش به جای غلظت های تعادلی هر یک از مواد موجود در عبارت ثابت تعادل، یکای غلظت (mol.L^{-1}) را قرار می دهیم و پس از ساده کردن یکای ثابت تعادل را به دست می آوریم.

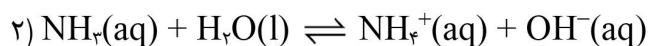
➤ در واکنش $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ یکای ثابت تعادل به روش زیر به دست می آید:

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \rightarrow K \text{ یکای} = \frac{(\text{mol.L}^{-1})^c (\text{mol.L}^{-1})^d}{(\text{mol.L}^{-1})^a (\text{mol.L}^{-1})^b} = (\text{mol.L}^{-1})^{(d+c) - (a+b)}$$

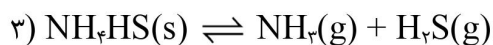
❖ یکای ثابت تعادل را برای هر یک از واکنش های تعادلی زیر به دست آورید.



$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} \rightarrow K \text{ یکای} = \frac{(\text{mol.L}^{-1})^2}{(\text{mol.L}^{-1})(\text{mol.L}^{-1})^3} = (\text{mol.L}^{-1})^{2-4} = (\text{mol.L}^{-1})^{-2}$$

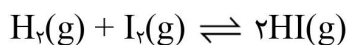


$$K = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \rightarrow K \text{ یکای} = \frac{(\text{mol.L}^{-1})(\text{mol.L}^{-1})}{(\text{mol.L}^{-1})} = (\text{mol.L}^{-1})^{2-1} = \text{mol.L}^{-1}$$



$$K = [NH_3][H_2S] \rightarrow K \text{ یکای} = (\text{mol.L}^{-1})(\text{mol.L}^{-1}) = (\text{mol.L}^{-1})^2$$

➤ اگر در واکنش تعادلی، مجموع ضرایب استوکیومتری در فراورده ها برابر با مجموع ضرایب استوکیومتری در واکنش دهنده ها باشد، ثابت تعادل بدون یکا خواهد بود.



$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \rightarrow K \text{ یکای} = \frac{(\text{mol.L}^{-1})^2}{(\text{mol.L}^{-1})(\text{mol.L}^{-1})} = (\text{mol.L}^{-1})^{2-2} = \text{یکای ندارد}$$

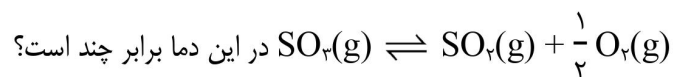
➤ نکاتی در رابطه با ثابت تعادل:

✓ اگر چند واکنش تعادلی را با هم جمع کنیم، ثابت تعادل نهایی برابر حاصل ضرب ثابت تعادل آن واکنش هاست.

✓ اگر ضرایب استوکیومتری واکنش تعادلی را در n ضرب کنیم، ثابت تعادل به توان n می رسد.

✓ اگر واکنش تعادلی را معکوس کنیم، ثابت تعادل معکوس می شود.

❖ اگر ثابت تعادل $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$ در دمایی مشخص برابر $1.0 \times 10^2 \text{ mol.L}^{-1}$ باشد، آنگاه ثابت تعادل واکنش



با توجه به اینکه واکنش در جهت عکس نوشته شده و ضرایب در عدد $\frac{1}{2}$ ضرب شده اند بنابراین داریم:

$$K = \left(\frac{1}{K}\right)^{\frac{1}{2}} = \sqrt{\frac{1}{K}} = \sqrt{\frac{1}{1.0 \times 10^2}} = \sqrt{\frac{1}{100}}$$

➤ مقدار عددی ثابت تعادل یک واکنش، میزان پیشرفت آن واکنش در دمایی مشخص را نشان می دهد و ارتباطی با سرعت واکنش ندارد. برای نمونه ممکن است ثابت تعادل واکنشی کوچک باشد، اما به سرعت به تعادل برسد، مثلا انحلال استیک اسید در آب.

➤ هرچه مقدار ثابت تعادل بزرگتر باشد، یعنی در لحظه ی تعادل، غلظت فراورده ها بیشتر از واکنش دهنده هاست و واکنش در جهت رفت بهتر پیشرفت می کند. هرچه مقدار ثابت تعادل کوچکتر باشد، یعنی در لحظه ی تعادل، غلظت واکنش دهنده ها بیشتر از فراورده است و واکنش در جهت برگشت بهتر پیشرفت می کند.

❖ اگر غلظت تعادلی یون هیدرونیوم در محلول استیک اسید در دمای معین برابر با 0.006 mol.L^{-1} باشد:
(ا) غلظت تعادلی یون استات (CH_3COO^-) را تعیین کنید.



غلظت تعادلی یون هیدرونیوم و یون استات با توجه به یکسان بودن ضریب استوکیومتری آنها برابر است یعنی برابر با 0.006 mol.L^{-1} است.

ب) اگر غلظت تعادلی استیک اسید در این محلول برابر با 0.02 مولار باشد، ثابت تعادل را در این دما حساب کنید.

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(6 \times 10^{-4}) \times (6 \times 10^{-4})}{2 \times 10^{-2}} = 1.8 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

❖ اگر در واکنش $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ در دمای معین، غلظت های تعادلی NO ، NO_2 ، O_2 به ترتیب برابر 0.4 ، 0.3 و 0.4 مول بر لیتر باشد، ثابت تعادل در این دما چقدر است؟

$$K = \frac{[\text{NO}]^2[\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{[0.4]^2[0.3]}{[0.2]^2} = \frac{16 \times 3 \times 10^{-3}}{4 \times 10^{-2}} = 1.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

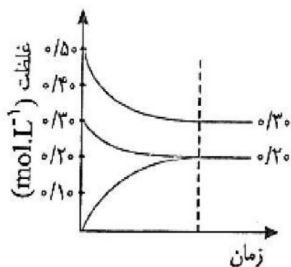
❖ در واکنش تعادلی $2\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 3\text{C}$ در دمای اتاق، غلظت A سه برابر غلظت B و همچنین غلظت B دو برابر غلظت C می باشد. ثابت تعادل در این دما چقدر است؟

$$[\text{A}] = 3[\text{B}]$$

$$[\text{B}] = 2[\text{C}] \rightarrow [\text{C}] = \frac{[\text{B}]}{2}$$

$$K = \frac{[\text{C}]^3}{[\text{A}]^2[\text{B}]} = \frac{\left(\frac{[\text{B}]}{2}\right)^3}{(3[\text{B}])^2[\text{B}]} = \frac{\left(\frac{1}{2}\right)^3}{9} = \frac{1}{72}$$

❖ تغییرات غلظت مولی مواد با زمان در واکنش تعادلی $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$ به صورت زیر است. با توجه به آن ثابت تعادل را حساب کنید.



با توجه به نمودارهای غلظت - زمان که قبلاً بررسی شدند می توان پی برد که نمودارها از بالا به پایین به ترتیب مربوط به $\text{SO}_2(\text{g})$ ، $\text{O}_2(\text{g})$ و $\text{SO}_3(\text{g})$ می باشد. به مرور زمان از غلظت واکنش دهنده ها کاسته شده (شیب نزولی) و به فراورده ها اضافه می شود (شیب صعودی) و شیب بیشتر متناسب با ضریب استوکیومتری بیشتر می باشد.

$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} = \frac{[0.2]^2}{[0.3]^2[0.15]} = \frac{0.04}{0.09 \times 0.15} = 2.22 (\text{mol.L}^{-1})^{-1}$$

- ❖ در یک ظرف سربسته ی دو لیتری در دمای مشخص، طبق واکنش $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ ، مول $0/25$ $\text{PCl}_5(\text{g})$ و مول $0/5$ $\text{PCl}_3(\text{g})$ در حال تعادل با یکدیگر قرار دارند. ثابت تعادل واکنش را حساب کنید. ابتدا با تقسیم مول مواد بر حجم ظرف، غلظت مواد را به دست آورده و آنگاه غلظت را در عبارت ثابت تعادل قرار می دهیم.

$$K = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\left[\frac{0/5}{2}\right]\left[\frac{0/25}{2}\right]}{\left[\frac{1/25}{2}\right]} = \frac{0/25}{5} = 0/05 \text{ mol.L}^{-1}$$

- ❖ مقداری $\text{SO}_3(\text{g})$ را در دمای معین حرارت می دهیم تا بر اساس واکنش $2\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ تجزیه شده و به تعادل برسد. اگر در زمان برقراری تعادل، غلظت $\text{SO}_3(\text{g})$ برابر با $0/1 \text{ mol.L}^{-1}$ و غلظت $\text{O}_2(\text{g})$ برابر با $0/15 \text{ mol.L}^{-1}$ باشد، ثابت تعادل در این دما چقدر است؟

با توجه به داده های مسئله غلظت تعادلی $\text{SO}_2(\text{g})$ مجهول و با توجه به ضرایب استوکیومتری محاسبه می گردد. نظر به اینکه غلظت تعادلی $\text{O}_2(\text{g})$ برابر $0/15 \text{ mol.L}^{-1}$ و واکنش، فراورده ها را به نسبت ضرایب تولید می کند بنابراین غلظت تعادلی $\text{SO}_2(\text{g})$ با توجه به ضرایب استوکیومتری آن دو برابر $\text{O}_2(\text{g})$ و برابر $0/3$ می باشد.

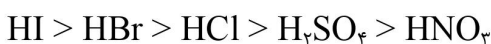
$$K = \frac{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2} = \frac{[0/3]^2[0/15]}{[0/1]^2} = \frac{0/09 \times 0/15}{0/01} = 1/35 \text{ mol.L}^{-1}$$

ثابت یونش اسید

- برای هر واکنش تعادلی، یک ثابت تعادل وجود دارد که ویژه ی همان واکنش بوده و فقط تابع دما است. ثابت تعادل برای اسیدها به ثابت یونش اسید معروف است. کمیتی که با K_a نشان داده می شود. ثابت یونش یک اسید، نسبت حاصل ضرب غلظت تعادلی یون های موجود در محلول را به غلظت تعادلی آن اسید نشان می دهد. به دیگر سخن ثابت یونش، بیانی از میزان پیشرفت فرایند یونش تا رسیدن به تعادل است، به طوری که هر چه ثابت یونش اسیدی در دمای معین بزرگتر باشد، آن اسید بیشتر یونیده شده و غلظت یون های موجود در محلول آن بیشتر است. در واقع در دمای معین هر چه ثابت یونش اسیدی بزرگتر باشد، آن اسید قویتر است.
- جدول زیر ثابت یونش برخی اسیدها را در دمای اتاق نشان می دهد.

نام اسید	فرمول شیمیایی	ثابت یونش (K_a)	معادله یونش در آب
هیدرویدیک اسید	HI	بسیار بزرگ	$\text{HI}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{I}^-(\text{aq})$
هیدروبرمیک اسید	HBr	بسیار بزرگ	$\text{HBr}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq})$
هیدروکلریک اسید	HCl	بسیار بزرگ	$\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
سولفوریک اسید	H_2SO_4	بسیار بزرگ	$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HSO}_4^-(\text{aq})$
نیتریک اسید	HNO_3	بزرگ	$\text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$
نیترو اسید	HNO_2	$4/5 \times 10^{-4}$	$\text{HNO}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{NO}_2^-(\text{aq})$
فورمیک اسید	HCOOH	$1/8 \times 10^{-2}$	$\text{HCOOH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HCOO}^-(\text{aq})$
استیک اسید	CH_3COOH	$1/8 \times 10^{-5}$	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$
هیدروسیانیک اسید	HCN	$4/9 \times 10^{-10}$	$\text{HCN}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CN}^-(\text{aq})$

- ✓ ثابت یونش اسیدها برای مقایسه ی قدرت اسیدی اسیدها مورد استفاده قرار می گیرد.
- اسیدهای HI , HBr , HCl , H_2SO_4 , HNO_3 اسیدهایی قوی محسوب می شوند زیرا ثابت یونش آنها بسیار بزرگ یا بزرگ است به طوری که کامل در آب، حل و یونیده می شوند. بنابراین معادله ی یونش آنها، یک طرفه و برگشت ناپذیر است.
- ✓ مقایسه ی ثابت یونش و قدرت اسیدی اسیدهای قوی به صورت زیر است:



- ✓ مابقی اسیدها اسیدهای ضعیف هستند زیرا ثابت یونش بسیار کوچکی دارند. اسیدهای ضعیف در آب به صورت جزئی یونیده می شوند و تعداد اندکی از مولکول های آنها در آب به یون تبدیل می شوند. معادله ی یونش آنها، برگشت پذیر و تعادلی اند.
- ✓ مقایسه ی ثابت یونش اسیدی و قدرت اسیدی اسیدهای ضعیف به صورت مقابل است:



- اگر اسید ضعیف و تک ظرفیتی HA با غلظت اولیه ی M به میزان α در آب یونش یابد و پس از مدتی به تعادل برسد، غلظت گونه های شرکت کننده در تعادل و غلظت های تعادلی آن به صورت زیر است:



غلظت اولیه	M	○	○
تغییر غلظت	-M α	M α	M α
غلظت تعادلی	M - α M	M α	M α

حال رابطه ی ثابت تعادل مربوط به یونش اسید HA را می نویسیم:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \rightarrow K_a = \frac{(\alpha M)(\alpha M)}{(M - M\alpha)} = \frac{M^2 \alpha^2}{M(1 - \alpha)} = \frac{M\alpha^2}{1 - \alpha}$$

- ✓ اگر مقدار α کمتر از ۰/۰۵ یا مقدار ثابت یونش اسیدی کمتر از 10^{-3} باشد، اسید مورد نظر بسیار ضعیف است به همین دلیل عبارت $1 - \alpha$ که در مخرج کسر قرار دارد را با تقریب می توان برابر یک در نظر گرفت و رابطه ی نهایی برای اسیدهای بسیار ضعیف به صورت زیر در می آید:

$$K_a = M\alpha^2$$

- ✓ برای اسیدهای قوی، درجه یونش تقریباً برابر یک است به همین دلیل مخرج کسر به سمت صفر میل کرده و K_a به سمت بی نهایت میل می کند و همین امر نشان دهنده ی کامل بودن یونش اسیدهای قوی در آب است.

❖ اگر در محلول ۱/۵ مولار اسید HA فقط ۲۰ درصد از مولکول های اسید یونش پیدا کنند، ثابت یونش اسیدی برابر چند است؟

$$\% \alpha = \alpha \times 100 \rightarrow \alpha = \frac{\% \alpha}{100} = \frac{20}{100} = 0.2$$

$$K_a = \frac{M\alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{1/5 \times (0.2)^2}{1 - 0.2} = \frac{1/5 \times 0.04}{0.8} = 75 \times 10^{-3}$$

❖ غلظت یون هیدرونیوم در محلول $1/0.5 \times 10^{-3}$ مولار یک اسید تک ظرفیتی در دمای معین برابر $3/5 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ است. ثابت یونش این اسید در این دما چقدر است؟

$$[H^+] = M\alpha \rightarrow 3/5 \times 10^{-4} = (1/0.5 \times 10^{-3}) \times \alpha \rightarrow \alpha = \frac{3/5 \times 10^{-4}}{1/0.5 \times 10^{-3}} = \frac{1}{3}$$

$$K_a = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{1/0.5 \times 10^{-3} \times (\frac{1}{3})^2}{1 - \frac{1}{3}} = \frac{1/0.5 \times \frac{1}{9}}{\frac{2}{3}} = 1/75 \times 10^{-4}$$

❖ در محلول $0/2$ مولار اسید HA در صورتی که ثابت یونش اسیدی برابر $6/48 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ باشد، غلظت یون هیدرونیوم چند مول بر لیتر است؟

$$K_a < 10^{-3} \rightarrow K_a = M\alpha^2 \rightarrow 6/48 \times 10^{-5} = 0/2 \times \alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{6/48 \times 10^{-5}}{0/2}} = 17 \times 10^{-3}$$

$$[H^+] = M\alpha = 0/2 \times 17 \times 10^{-3} = 3.4 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

➤ برای مقایسه ی واکنش پذیری اسیدها می توان از مقایسه ی سرعت واکنش آنها با فلزی معین استفاده کرد. این شکل ها واکنش دو قطعه نوار منیزیم یکسان را با محلول دو اسید متفاوت در دما و غلظت یکسان نشان می دهند:



(ب)



(أ)

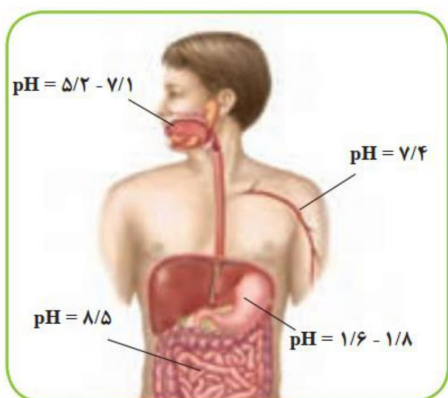
با توجه به اینکه از واکنش اغلب فلزها با اسیدها گاز هیدروژن تولید می شود، می توان نتیجه گرفت که در هر واکنشی که گاز هیدروژن، سریع تر تولید شود، آن اسید قوی تر است. همچنین سرعت واکنش فلزها با اسیدها به غلظت یون هیدرونیوم موجود در محلول بستگی دارد، به طوری که هرچه غلظت یون هیدرونیوم بیشتر باشد، سرعت واکنش فلز با اسید بیشتر، قدرت اسیدی بیشتر و ثابت یونش نیز بزرگتر خواهد بود. بر این اساس در شکل (أ) با توجه به اینکه تولید حباب های گاز هیدروژن آشکارتر است بنابراین غلظت یون هیدرونیوم در آن بیشتر، ثابت یونش آن بزرگتر و نهایتاً سرعت واکنش هم بیشتر است.

➤ باران اسیدی حاوی نیتریک اسید و سولفوریک اسید است در حالی که باران معمولی حاوی کربنیک اسید است. باران معمولی با توجه به حضور کربنیک اسید، مقدار کمی اسیدی است اما در باران اسیدی با توجه به حضور دو اسید قوی در این باران، غلظت یون هیدرونیوم بیشتر از غلظت این یون در باران معمولی است.

pH، مقیاسی برای تعیین میزان اسیدی بودن

➤ با کاغذ pH و تغییر رنگ آن در محلول های اسیدی و بازی آشنا هستید. این تغییر رنگ معیاری برای تشخیص اسیدی یا بازی بودن محلول ها است. افزون بر این، رنگی که این کاغذ درون یک محلول به خود می گیرد، نشان دهنده ی pH تقریبی آن محلول است.

- شناساگرها، ترکیب های محلول در آب هستند که اغلب در محیط های اسیدی و بازی تغییر رنگ می دهند. کاغذ pH در محیط بازی ($pH > 7$) رنگ آبی تیره، در محیط خنثی ($pH = 7$) رنگ سبز و در محیط اسیدی ($pH < 7$) به رنگ سرخ در می آید.
- pH برخی سامانه ها در شکل زیر نشان داده شده است.



- در درس ریاضی با لگاریتم آشنا شدید. تابعی که به صورت زیر بیان می شود:

$$\log_a x = b \rightarrow x = a^b$$

✓ قوانین لگاریتم عبارتند از:

$$\log ab = \log a + \log b$$

$$\log \frac{a}{b} = \log a - \log b$$

$$\log a^n = n \log a$$

$$\log_{10} x = \log x$$

✓ لگاریتم های زیر را به خاطر بسپارید:

$$\log 2 = 0.3 \rightarrow 10^{0.3} = 2$$

$$\log 3 = 0.48 \rightarrow 10^{0.48} = 3$$

$$\log 5 = 0.7 \rightarrow 10^{0.7} = 5$$

$$\log 7 = 0.85 \rightarrow 10^{0.85} = 7$$

❖ مقادیر لگاریتم های زیر را به دست آورید.

$$\log 21 = \log 7 \times 3 = \log 7 + \log 3 = 0.85 + 0.48 = 1.33$$

$$\log 36 = \log 9 \times 4 = \log 3^2 + 22 = 2 \log 3 + 2 \log 2 = (2 \times 0.48) + (2 \times 0.3) = 0.96 + 0.6 = 1.56$$

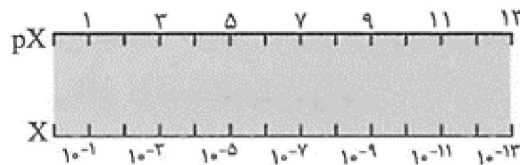
$$\log \frac{1}{8} = \log \frac{1}{2^3} = \log 2^{-3} - \log 10 = (3 \times 0.3) - 1 = -0.1$$

$$10^{1/85} = 10^{1+0.85} = 10 \times 10^{0.85} = 7 \times 10 = 70$$

$$10^{-1/7} = 10^{-2+0.3} = 10^{-2} \times 10^{0.3} = 2 \times 10^{-2} = 0.2$$

- مزیت بزرگ لگاریتم آن است که به کمک آن می توان عددهای بسیار کوچک یا بسیار بزرگ را که درک و به کارگیری آنها دشوار است، به عددهایی قابل لمس و قابل فهم تبدیل کرد. در شیمی در بسیاری از موارد با اعداد بسیار کوچک رو به رو هستیم. کار کردن با این اعداد ساده نیست. برای راحتی کار کردن با آنها، به جای خود عدد، از منفی لگاریتم ($-\log$) آن عدد استفاده می شود. در این صورت اعداد بسیار کوچک به اعداد مثبت و قابل فهمی تبدیل می شوند.
- منفی لگاریتم عدد X را با pX نمایش می دهند. در واقع منفی لگاریتم هر کمیتی با p آن کمیت نشان داده می شود.
- $$pX = -\log X$$

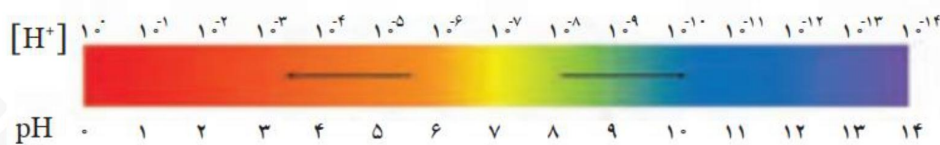
➤ شکل زیر، رابطه ی میان X و pX را نشان می دهد:



- شکل فوق به خوبی نشان می دهد که هرچه مقدار X بزرگتر باشد، pX کوچکتر است. همانطور که در این شکل می بینید با ده برابر شدن مقدار X ، مقدار pX یک واحد کاهش می یابد.
- می دانیم که غلظت یون هیدرونیوم میزان اسیدی بودن محیط را نشان می دهد، به طوری که هر چه غلظت یون هیدرونیوم بیشتر باشد، محیط اسیدی تر است و برعکس، در واقع میزان اسیدی بودن محیط با غلظت رابطه ی مستقیم دارد.
- شیمیدان ها برای پرهیز از بیان غلظت های کم و بسیار کم یون هیدرونیوم از کمیت pH استفاده می کنند زیرا اعدادی به مراتب ساده تر و قابل فهم تر ارائه می دهد و آن را با تابع لگاریتم به صورت زیر بیان می کنند:

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

- کمیت pH برای محلول های آبی در دمای اتاق با اعدادی در گستره ی 0 تا 14 بیان می شود.



❖ به طور معمول، در دمای اتاق، بازه ی تغییرات غلظت یون H^+ بین 1 mol.L^{-1} تا $10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$ است، یعنی داریم:

$$[H^+] \text{ مقدار کمترین} = 10^{-14} \rightarrow pH = -\log [H^+] = -\log 10^{-14} \rightarrow pH = 14$$

$$[H^+] \text{ بیشترین مقدار} = 1 \rightarrow pH = -\log [H^+] = -\log 1 \rightarrow pH = 0$$

❖ pH هر یک از محلول های زیر را به دست آورید.

$$[H^+] = 3 \times 10^{-9} \rightarrow pH = -\log 3 \times 10^{-9} = -\log 3 - \log 10^{-9} = -0.48 + 9 = 8.52$$

$$[H^+] = 1/8 \times 10^{-2} \rightarrow pH = -\log 1/8 \times 10^{-2} = -\log 9 \times 2 \times 10^{-3} = -\log 9 - \log 2 - \log 10^{-3} = -(2 \times 0.48) - 0.3 + 3 = 1.74$$

$$[H^+] = \frac{3}{6} \times 10^{-4} \rightarrow pH = -\log 36 \times 10^{-5} = -\log 6^2 \times 10^{-5} = -\log 6^2 - \log 10^{-5} = -2(0.3 + 0.48) + 5 = 3.44$$

❖ غلظت یون هیدرونیوم را در هر مورد به دست آورید.

$$pH = 4 \rightarrow [H^+] = 10^{-4}$$

$$pH = 2/7 \rightarrow [H^+] = 10^{-2/7} = 10^{-3+0/3} = 10^{-3} \times 10^{0/3} = 2 \times 10^{-3}$$

$$pH = 11/4 \rightarrow [H^+] = 10^{-11/4} = 10^{-12+0/6} = 10^{-12} \times 10^{0/6} = 4 \times 10^{-12}$$

$$pH = 0 \rightarrow [H^+] = 10^0 = 1$$

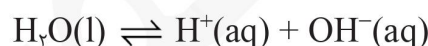
$$pH = 8/52 \rightarrow [H^+] = 10^{-8/52} = 10^{-9+0/48} = 10^{-9} \times 10^{0/48} = 3 \times 10^{-9}$$

➤ شیر ترش شده، خاصیت اسیدی داشته و $pH < 7$ دارد.

➤ یافته های تجربی نشان می دهد که آب و همه محلول های آبی، محتوی یون های هیدرونیوم و هیدروکسید هستند. اما کاغذ pH در برخی محلول ها و آب خالص تغییر رنگ نمی دهد، رفتاری که تأیید می کند که غلظت یون های هیدرونیوم و هیدروکسید در این سامانه ها با یکدیگر برابر است ($[H^+] = [OH^-]$). به همین دلیل چنین سامانه هایی، خنثی هستند.

➤ آزمایش های دقیق نشان می دهند که آب خالص رسانایی الکتریکی ناچیزی دارد. این ویژگی بیانگر وجود مقدار بسیار کمی از یون های هیدرونیوم و هیدروکسید است. در واقع در یک نمونه از آب خالص شمار بسیار ناچیزی از مولکول های H_2O به یون های $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ یونیده می شوند.

➤ معادله ی یونش آب که در آن آب به صورت جزئی به یون های $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ یونیده می شود به صورت زیر می باشد:



اندازه گیری ها و یافته های تجربی در دمای اتاق برای آب و محلول های آبی رابطه ی زیر را که برابر با ثابت تعادل یونش آب است تأیید می کنند:

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

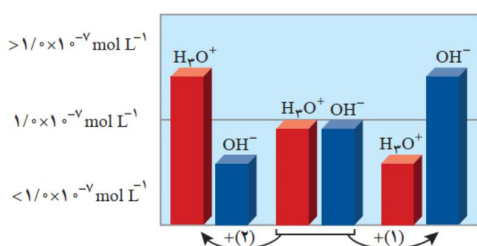
این رابطه نشان می دهد که حاصل ضرب غلظت یون های هیدرونیوم و هیدروکسید همواره ثابت و برابر $10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$ است.

➤ با توجه به برابر بودن ضریب های $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ در معادله ی یونش آب می توان نتیجه گرفت که غلظت $[H^+]$ و $[OH^-]$ در آب خالص با هم برابر و مقدار آن $10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ است.

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \xrightarrow{[H^+] = [OH^-]} [H^+]^2 = 10^{-14} \rightarrow [H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

➤ pH آب خالص و محیط خنثی در دمای $25^\circ C$ برابر است با:

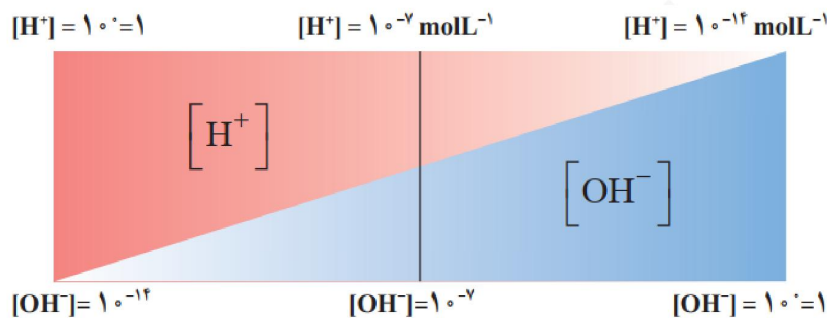
$$[H^+] = 10^{-7} \rightarrow pH = -\log [H^+] = -\log 10^{-7} \rightarrow pH = 7$$



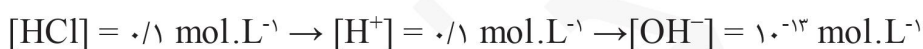
➤ شکل رو به رو، تغییر غلظت یون های H^+ و OH^- را هنگام افزودن یک اسید و باز به طور جداگانه به آب خالص نشان می دهد. با توجه به این شکل داریم:

✓ ماده ی ۱ پس از ورود به آب غلظت یون هیدروکسید را افزایش داده و محیط را بازی می کند، بنابراین باز آرنیوس به شمار می آید.

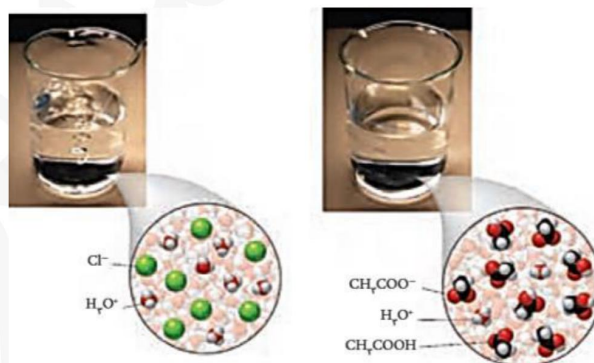
- ✓ ماده ی ۲ پس از ورد به آب غلظت یون هیدرونیوم را افزایش داده و محیط را اسیدی می کند، بنابراین اسید آرنیوس به شمار می آید.
- اگر یک اسید در آب حل شود، غلظت یون هیدرونیوم افزایش می یابد. با توجه به اینکه طبق معادله ی ثابت یونش آب حاصل ضرب غلظت یون هیدرونیوم در غلظت یون هیدروکسید مقداری ثابت است بنابراین غلظت یون هیدروکسید کاهش می یابد و برعکس.
- همانطور که قبلا اشاره شد ثابت تعادل یونش آب در دمای اتاق ثابت و برابر با حاصل ضرب یون های هیدرونیوم و هیدروکسید است. اگر غلظت یکی از این دو یون افزایش یابد، غلظت یون دیگر کاهش می یابد تا مقدار ثابت تعادل ($K_w = 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$) همچنان ثابت و بدون تغییر باقی بماند.



- پی بردید که هر اندازه غلظت یکی از یون های هیدرونیوم یا هیدروکسید در محلولی بیشتر شود به همان نسبت از دیگری کاسته خواهد شد، تا حاصل ضرب غلظت این یون ها در دمای اتاق برابر با 10^{-14} شود. با این توصیف برای محلول HCl 0.1 mol L^{-1} می توان نوشت:



- در دما و غلظت یکسان غلظت یون هیدرونیوم در محلول هیدروکلریک اسید بیشتر از غلظت یون هیدرونیوم در محلول استیک اسید است در نتیجه با توجه به عکس بودن رابطه بین غلظت یون هیدرونیوم و pH در می یابیم که pH محلول هیدروکلریک اسید کمتر از pH محلول استیک اسید است.



- ❖ اگر غلظت یون هیدروکسید در دمای اتاق در یک محلول بازی برابر با $4 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ باشد، غلظت یون هیدرونیوم در این محلول چقدر است؟

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow [\text{H}^+] \times (4 \times 10^{-4}) = 10^{-14} \rightarrow [\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{4 \times 10^{-4}} = 25 \times 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

❖ در دمای 25°C و در محلول 0.4 مولار هیدروکلریک اسید نسبت غلظت یون هیدرونیوم به یون هیدروکسید برابر با چند است؟

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

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow 4 \times 10^{-1} \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{4 \times 10^{-1}} = 25 \times 10^{-15} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\frac{[\text{H}^+]}{[\text{OH}^-]} = \frac{4 \times 10^{-1}}{25 \times 10^{-15}} = 1/6 \times 10^{13}$$

❖ ثابت یونش اسید HA و درصد یونش آن در دمای 25°C به ترتیب برابر $4 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ و 2% می باشد. غلظت یون هیدروکسید در این محلول چند مول بر لیتر است؟

$$\% \alpha = \alpha \times 100 \rightarrow \alpha = \frac{\% \alpha}{100} = \frac{2}{100} = 0.02$$

$$K_a < 10^{-3} \rightarrow K_a = M\alpha^2 \rightarrow 4 \times 10^{-6} = M \times (2 \times 10^{-2})^2 \rightarrow M = \frac{4 \times 10^{-6}}{4 \times 10^{-4}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{H}^+] = M.\alpha = 10^{-2} \times (2 \times 10^{-2}) = 2 \times 10^{-4}$$

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

❖ اگر pH محلولی از HCl برابر با 5 باشد، غلظت مولی یون هیدرونیوم در آن چند برابر غلظت مولی یون هیدروکسید است؟

$$\text{pH} = 5 \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-5}$$

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow 10^{-5} \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\frac{[\text{H}^+]}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-5}}{10^{-9}} = 10^4$$

❖ pH محلولی که در آن غلظت یون هیدرونیوم، 10^{-6} برابر غلظت یون هیدروکسید باشد، چقدر است؟

$$[\text{H}^+] = 10^{-6} [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow 10^{-6} [\text{OH}^-] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow [\text{OH}^-]^2 = \frac{10^{-14}}{10^{-6}} \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow [\text{H}^+] \times 10^{-4} = 10^{-14} \rightarrow [\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-10} = 10$$

❖ مقدار ۲/۷ گرم دی نیتروژن پنتااکسید را در مقداری آب حل نموده و با آب مقطر حجم محلول را به ۲۵۰ میلی لیتر می رسانیم. pH محلول حاصل چقدر است؟ (O=۱۶, N=۱۴ g.mol⁻¹)



$$2/7 \text{ g N}_2\text{O}_5 \times \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_5}{108 \text{ g N}_2\text{O}_5} \times \frac{2 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol N}_2\text{O}_5} = 0.05 \text{ mol HNO}_3$$

$$M = \frac{0.05 \text{ mol}}{0.25 \text{ L}} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{H}^+] = M \cdot \alpha = 0.2 \times 1 = 0.2 \rightarrow \text{pH} = -\log 2 \times 10^{-1} = -0.3 + 1 = 0.7$$

❖ در ۱۵ میلی لیتر محلول نیترو اسید با pH=۳/۷ که در دمای آزمایش به میزان ۲٪ یونش یافته است چند میلی گرم HNO₃ وجود دارد؟ (O=۱۶, N=۱۴, H=۱ g.mol⁻¹)

$$\text{pH} = 3/7 \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-3/7} = 10^{-0.42857} = 10^{-0.4} \times 10^{-0.02857} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\% \alpha = \alpha \times 100 \rightarrow \alpha = \frac{\% \alpha}{100} = \frac{2}{100} = 0.02$$

$$[\text{H}^+] = M \cdot \alpha \rightarrow 2 \times 10^{-4} = M \times (2 \times 10^{-2}) \rightarrow M = \frac{2 \times 10^{-4}}{2 \times 10^{-2}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$15 \times 10^{-3} \text{ L HNO}_3 \times \frac{10^{-2} \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L HNO}_3} \times \frac{47 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \times \frac{10^3 \text{ mg HNO}_3}{1 \text{ g HNO}_3} = 7 \text{ mg HNO}_3$$

❖ رنگ گل ادریسی به میزان اسیدی بودن خاک بستگی دارد. این گل در خاکی که غلظت یون هیدرونیوم آن $2 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ است به رنگ آبی اما در خاک دیگری که غلظت یون هیدرونیوم $4 \times 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$ است به رنگ سرخ شکوفا می شود. pH این دو نوع خاک را حساب کنید.



$$[\text{H}^+] = 2 \times 10^{-5} \rightarrow \text{pH} = -\log 2 \times 10^{-5} = -0.3 + 5 \rightarrow \text{pH} = 4.7$$

$$[\text{H}^+] = 4 \times 10^{-9} \rightarrow \text{pH} = -\log 4 \times 10^{-9} = -(2 \times 0.3) + 9 \rightarrow \text{pH} = 8.4$$

❖ در نمونه ای از عصاره ی گوجه فرنگی، غلظت یون هیدرونیوم $10^6 \times 4$ برابر غلظت یون هیدروکسید است. pH آن را حساب کنید و در جای خالی بنویسید.



$$[H^+] = 4 \times 10^6 [OH^-]$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \rightarrow 4 \times 10^6 [OH^-] \times [OH^-] = 10^{-14} \rightarrow [OH^-]^2 = \frac{10^{-14}}{4 \times 10^6} \rightarrow [OH^-] = 0.5 \times 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \rightarrow [H^+] \times 0.5 \times 10^{-10} = 10^{-14} \rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{0.5 \times 10^{-10}} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log 2 \times 10^{-4} = -0.3 + 4 = 3.7$$

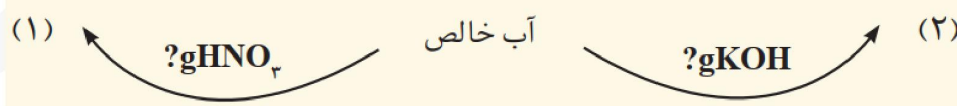
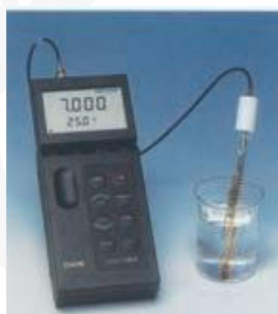
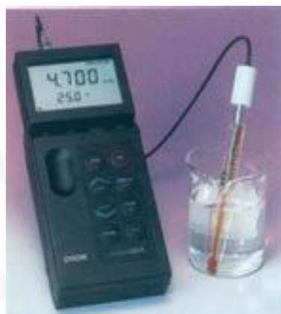
❖ pH یک نمونه از آب سیب برابر با 4/7 است. نسبت غلظت یون های هیدرونیوم به یون های هیدروکسید را در این نمونه حساب کنید.

$$\text{pH} = 4.7 \rightarrow [H^+] = 10^{-4.7} = 10^{-5 + 0.3} = 2 \times 10^{-5}$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \rightarrow 2 \times 10^{-5} \times [OH^-] = 10^{-14} \rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-5}} = 0.5 \times 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\frac{H^+}{OH^-} = \frac{10^{-5}}{0.5 \times 10^{-9}} = 2 \times 10^4$$

❖ یک کارشناس شیمی، pH نمونه هایی از 200 لیتر محلول تهیه شده (1 و 2) را اندازه گیری کرده است. حساب کنید، چه جرمی از هر ماده ی حل شونده به 200 لیتر آب افزوده شده است؟ از تغییر حجم چشم پوشی کنید.



$$\text{pH} = 12 \rightarrow [H^+] = 10^{-12}$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \rightarrow 10^{-12} \times [OH^-] = 10^{-14} \rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} = [KOH]$$

$$200 \text{ L KOH} \times \frac{10^{-2} \text{ mol}}{1 \text{ L}} \times \frac{56 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 112 \text{ g KOH}$$

$$\text{pH} = 4/7 \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-4/7} = 10^{-0.57} = 2 \times 10^{-5} = [\text{HNO}_3]$$

$$200 \text{ L HNO}_3 \times \frac{2 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1 \text{ L}} \times \frac{63 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0.252 \text{ g HNO}_3$$

بازها محلول هایی با $7 < \text{pH} \leq 14$

➤ بازهای معروفی مانند سود سوزآور (NaOH) و پتاس سوزآور (KOH) بسیار قوی هستند به طوری که موادی خورنده به شمار می روند. در محلول آبی این مواد $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ و pH محلول آنها در دمای اتاق در گستره ی 7 تا 14 خواهد بود. بدیهی است که هر چه غلظت یون هیدروکسید در محلول آنها بیشتر باشد، pH بزرگتر و به 14 نزدیکتر است. برای نمونه pH محلول یک مولار سدیم هیدروکسید برابر با 14 است.

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \xrightarrow{[\text{OH}^-]=1 \text{ mol.L}^{-1}} [\text{H}^+] = 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1} \rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-14} = 14$$

➤ بازها کاربردهای گسترده ای در زندگی روزانه دارند که از جمله ی آنها می توان به شیشه پاک کن و لوله بازکن اشاره کرد.

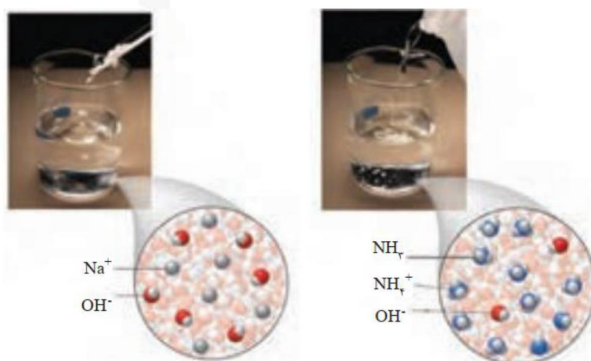


(ب)

(ا)

➤ دو نمونه محلول بازی در دما و غلظت یکسان، (آ) آمونیاک (pH=10/7) و (ب) سدیم هیدروکسید (pH=13/4)

➤ آمونیاک از جمله بازهای ضعیف است. به طوری که در محلول آن افزون بر مقدار کمی از یون های آب پوشیده، شمار بسیاری از مولکول های آمونیاک نیز یافت می شود.



➤ نمای ذره ای از محلول های سدیم هیدروکسید و آمونیاک

➤ برای بیان میزان غلظت یون هیدروکسید در محلول ها از pOH استفاده می کنیم. pOH را می توان به کمک تابع لگاریتمی به صورت زیر تعریف کرد:

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

همچنین غلظت یون هیدروکسید را می توان بدین صورت به دست آورد:

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

➤ رابطه ی pH و pOH را بدین صورت خواهیم داشت:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

➤ برای بازهای چند ظرفیتی مانند $\text{Ca}(\text{OH})_2$ و $\text{Ba}(\text{OH})_2$ که از یونش هر مول از آنها دو مول OH^- آزاد می شود غلظت یون هیدروکسید از رابطه ی زیر به دست می آید:

$$[\text{OH}^-] = n.M.\alpha$$

که در آن n ظرفیت باز (مثلا برای باریم هیدروکسید ظرفیت برابر ۲ است)، M غلظت مولی اسید و α درجه ی یونش می باشد. برای بازهای تک ظرفیتی ($n=1$) مانند KOH و NaOH غلظت یون هیدروکسید از رابطه ی زیر به دست می آید:

$$[\text{OH}^-] = M.\alpha$$

➤ شکل های زیر رسانایی الکتریکی دو محلول بازی را در شرایط یکسان نشان می دهند. با توجه به شکل های ۱ و ۲ داریم:



(۱)

(۲)

✓ محلول شماره ی ۱، نشان دهنده ی باز قوی تری است زیرا شدت روشنایی بیشتر لامپ نشان از وجود یون های بیشتری در این محلول است و این رفتار، قویتر بودن این باز را تایید می کند.

✓ محلول ۱، محلول یک باز قوی است که می تواند به عنوان لوله بازکن استفاده شود و در واکنشی گرماده با مواد موجود در لوله سریعتر واکنش دهد.

➤ هنگام استفاده از محلول غلیظ سدیم هیدروکسید به عنوان لوله بازکن، رعایت نکات ایمنی ضروری است، زیرا تماس این محلول با بدن و تنفس بخارات آن آسیب جدی به دنبال دارد.

❖ اگر در ۱۰۰ میلی لیتر از یک محلول، ۰/۰۲ مول از پتاسیم هیدروکسید وجود داشته باشد: الف) غلظت یون هیدروکسید را در این محلول حساب کنید.

$$[\text{KOH}] = [\text{K}^+] = [\text{OH}^-] = \frac{0.02 \text{ mol}}{0.1 \text{ L}} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

ب) حساب کنید pH سنج دیجیتال چه عددی را برای این محلول نشان می دهد؟

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \xrightarrow{[\text{OH}^-]=0.2 \text{ mol.L}^{-1}} [\text{H}^+] = 5 \times 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1} \rightarrow \text{pH} = -\log 5 \times 10^{-14} = -0.7 + 14 =$$

۱۳/۳

❖ pH محلول یک هزارم مولار سدیم هیدروکسید چند است؟

در باز قوی NaOH داریم: $n=1$, $\alpha = 1$ بنابراین:

$$[\text{OH}^-] = M.n.\alpha = 10^{-3} \times 1 \times 1 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log 10^{-3} = 3$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 11$$

❖ pH محلول $4 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ باریم هیدروکسید در آب چقدر است؟

در باز قوی Ba(OH)_2 داریم: $n=2$, $\alpha = 1$ بنابراین:

$$[\text{OH}^-] = M.n.\alpha = 4 \times 10^{-3} \times 2 \times 1 = 8 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log 8 \times 10^{-3} = -3(\cdot/3) + 3 = 2/3$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 11/3$$

❖ pH محلولی از سدیم هیدروکسید در آب 11 است. غلظت این محلول چقدر است؟

$$\text{pH} = 11 \rightarrow \text{pOH} = 3 \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = M.n.\alpha \rightarrow 10^{-3} = M \times 1 \times 1 \rightarrow M = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

❖ در محلولی از پتاسیم هیدروکسید در دمای 25°C ، تفاوت pH و pOH برابر $12/6$ است. غلظت یون هیدروکسید در این محلول چند مول بر لیتر است؟

$$\begin{cases} \text{pH} + \text{pOH} = 14 \\ \text{pH} - \text{pOH} = 12/6 \end{cases}$$

$$2\text{pH} = 26/6 \rightarrow \text{pH} = 13/3 \rightarrow \text{pOH} = 1/3$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-1/3} = 10^{-1+2/3} = 2 \times 10^{-1} = 0/2$$

❖ در 50 میلی لیتر محلولی از آمونیاک که در دمای 25°C ، pH آن برابر $10/5$ است، مقدار $4/25$ میلی گرم NH_3 وجود دارد. درصد یونش محلول در این دما چقدر است؟



$$50 \times 10^{-3} \text{ L HNO}_3 \times \frac{x \text{ mol NH}_3}{1 \text{ L NH}_3} \times \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} \times \frac{10^3 \text{ mg NH}_3}{1 \text{ g NH}_3} = 4/25 \text{ mg NH}_3 \rightarrow x = 5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = 10/5 \rightarrow \text{pOH} = 3/5 \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-3/5} = 10^{-4+1/5} = 10^{-4} \times 10^{1/5} = 3 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

با توجه به معادله ی یونش آمونیاک ظرفیت آن برابر با یک ($n=1$) به دست می آید. بنابراین:

$$[\text{OH}^-] = M.n.\alpha \rightarrow 3 \times 10^{-4} = (5 \times 10^{-3}) \times 1 \times \alpha \rightarrow \alpha = 0.06 \rightarrow \% \alpha = \alpha \times 100 \rightarrow \% \alpha = 6$$

❖ در دمای 25°C در 200 میلی لیتر محلول باریم هیدروکسید با $\text{pH}=12.7$ چند مول باریم هیدروکسید حل شده است؟

$$\text{pH} = 12.7 \rightarrow \text{pOH} = 1/3 \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-1/3} = 10^{-2+0.7} = 10^{-2} \times 10^{0.7} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = M.n.\alpha \rightarrow 5 \times 10^{-2} = M \times 2 \times 1 \rightarrow M = 2/5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$2 \times 10^{-1} \text{ L HNO}_3 \times \frac{2/5 \times 10^{-2} \text{ mol Ba(OH)}_2}{1 \text{ L Ba(OH)}_2} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol Ba(OH)}_2$$

❖ 0.4 مول آمونیاک را در دمای 25°C در مقداری آب حل نموده و با افزودن آب مقطر، حجم محلول را به 200 میلی لیتر می رسانیم. اگر بدانیم غلظت یون آمونیوم در این محلول برابر 0.05 mol.L^{-1} است، pH این محلول کدام است؟



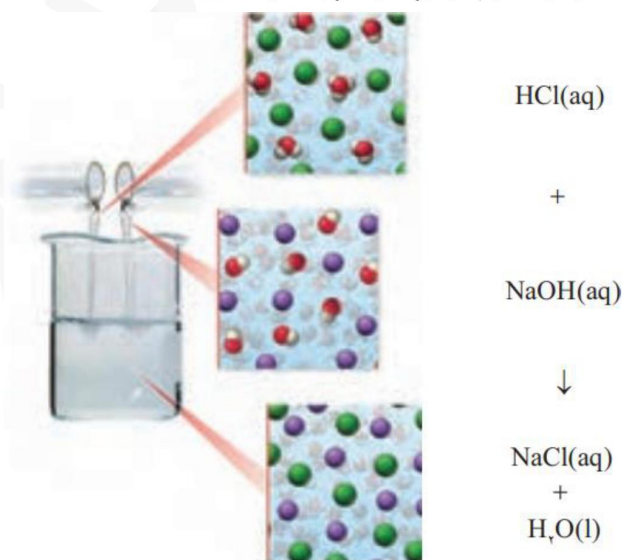
$$[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = 5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log 5 \times 10^{-3} = -0.7 + 3 = 2/3$$

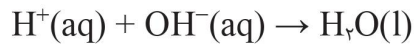
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 11/3$$

شوینده های خورنده چگونه عمل می کنند؟

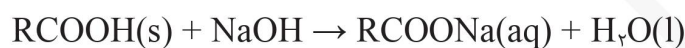
➤ یکی از رفتارهای جالب و پرکاربرد اسیدها و بازها واکنش های شیمیایی است که بین این دو دسته از مواد انجام می شود. برای نمونه به واکنش بین محلول هیدروکلریک اسید با سدیم هیدروکسید توجه کنید:



➤ اگر با دقت این معادله شیمیایی را بررسی کنید در می یابید که یون های هیدرونیوم در واکنش با یون های هیدروکسید به مولکول های آب تبدیل می شوند در حالی که یون های $\text{Na}^+(\text{aq})$ و $\text{Cl}^-(\text{aq})$ دست نخورده باقی می ماند. به همین دلیل می توان معادله ی واکنش میان اسید و بازهایی از این دست را به صورت زیر نمایش داد. معادله ای که نشان دهنده ی واکنش خنثی شدن اسید و باز است.



این واکنش مبنایی برای کاربرد شوینده ها و پاک کننده هاست. برای نمونه فرض کنید که مسیر لوله ای با مخلوطی از اسیدهای چرب مسدود شده است، برای باز کردن این لوله باید از محلول غلیظ سدیم هیدروکسید استفاده کرد. معادله واکنش هایی که انجام می شود را می توان به شکل کلی زیر نمایش داد:



فراورده ی چنین واکنش هایی، خود نوعی پاک کننده است که در آب حل می شود و می تواند چربی های اضافی را بزدايد. اما گاهی اوقات برای باز کردن برخی لوله ها و مجاری از محلول غلیظ هیدروکلریک اسید استفاده می شود زیرا موادی که سبب گرفتگی این لوله ها و مجاری می شوند، خاصیت بازی دارند، به طوری که روی دیواره لوله ها و مجاری به شکل رسوب به جای مانده اند. در این حالت، لوله بازکن در واکنش با این رسوب ها، فراورده های محلول در آب یا گازی تولید می کند و از این راه سبب جرم گیری در آنها می شوند.

➤ شاید در نزدیکان شما نیز کسانی باشند که از سوزش سینه یا ترش شدن دهان و گلو رنج می برند. معده برای گوارش غذا به اسید نیاز دارد. خوردن غذا سبب می شود که غده های موجود در دیواره ی معده، هیدروکلریک اسید ترشح کنند.

➤ در بدن انسان بالغ روزانه بین دو تا سه لیتر شیره معده تولید می شود که غلظت یون هیدرونیوم در آن حدود 0.3 mol.L^{-1} است. در واقع درون معده یک محیط بسیار اسیدی است و حتی می تواند فلز روی را در خود حل کند! دیواره ی داخلی معده به طور طبیعی مقدار کمی از یون های هیدرونیوم را دوباره جذب می کند. این جذب سبب نابودی سلول های سازنده ی دیواره معده ی می شود. حال اگر مقدار اسید معده به هر دلیل بیش از اندازه باشد، شمار یون های جذب شده افزایش یافته و سبب درد، التهاب و گاهی خونریزی معده می شود. بدیهی است که مصرف غذاها و داروهای اسیدی سبب تشدید بیماری های معده خواهد شد. از این رو کسانی که به این بیماری ها مبتلا هستند افزون بر کاهش مصرف این مواد باید از داروهای دیگری استفاده کنند.

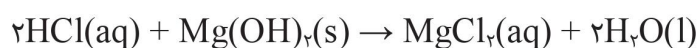
➤ pH شیره ی معده به اندازه ای است که سبب می شود در هر دقیقه حدود نیم میلیون یاخته از بافت دیواره ی آن از بین برود.

$$\text{pH} = -\log 0.3 = -\log 3 \times 10^{-2} = -0.48 + 2 = 1.52$$

➤ در زمان استراحت، pH معده برابر با $3/7$ است. غلظت یون هیدرونیوم در آن برابر است با:

$$[\text{H}^+] = 10^{-3/7} = 10^{-4 + 1/7} = 10^{-4} \times 10^{1/7} = 2 \times 10^{-4}$$

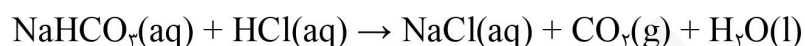
➤ ضداسیدها داروهایی هستند که به منظور کاهش خاصیت اسیدی معده، توسط پزشکان تجویز می شوند. شیر منیزی یکی از رایج ترین آنهاست که شامل منیزیم هیدروکسید است. این دارو اسید معده را مطابق معادله ی زیر خنثی می کند و سبب کاهش مقدار اسید معده می شود.



➤ جدول زیر مواد مؤثر موجود در ضد اسیدهای گوناگون را نشان می دهد:

شماره ضداسید	۱	۲	۳
ماده مؤثر	$\text{Al}(\text{OH})_3$, NaHCO_3	$\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$	NaHCO_3

- سدیم هیدروژن کربنات (جوش شیرین) یک ترکیب یونی است که فرمول شیمیایی آن به صورت NaHCO_3 است. سدیم هیدروژن کربنات، خاصیت بازی دارد و استفاده از آن در ضداسیدها باعث افزایش غلظت یون هیدروکسید، کاهش غلظت یون هیدرونیوم و در نتیجه افزایش pH می شود.
- سدیم هیدروژن کربنات با هیدروکلریک اسید موجود در معده به صورت زیر واکنش داده و آن را خنثی می کند. انجام این واکنش باعث کاهش اسید معده می شود.



- برای افزایش قدرت پاک کردن چربی ها می توان به شوینده ها، مقداری جوش شیرین اضافه کرد. زیرا آنیون ترکیب، در محلول آبی، یون هیدروکسید تولید کرده و محیط را بازی می کند، از طرفی، یون هیدروکسید تولید شده، با چربی ها واکنش داده و گروه های آبدوست در ساختار چربی ایجاد می کند. این موضوع، سبب افزایش قدرت پاک کنندگی شوینده ها می شود.
- مصرف مناسب مواد شوینده و پاک کننده در پیشگیری از بیماری ها مؤثر است. همچنین مصرف درست و به موقع داروها سبب درمان بیماری ها می شود. این توصیف نشان می دهد که نوع و میزان ارائه خدمات بهداشتی، دارویی و درمانی نقش تعیین کننده ای در سطح سلامت جامعه دارد. به دیگر سخن بهره گیری از دانش شیمی در پیشگیری و درمان بیماری ها راه گشاست. از این رو می تواند بر شاخص امید به زندگی اثر داشته باشد.