مولکول‌ها در خدمت تندرستی

هر انسانی برای ادامه حیات و زندگی به یکسری نیازهای اولیه مثل تغذیه، بهداشت و... احتیاج دارد. که در این فصل بهداشت مورد بحث و بررسی قرار می‌گیرد. بررسی بهداشت شامل تشریح شوینده‌ها مانند صابون و پاک‌کننده‌های اسیدی و بازی می‌باشد.

حفاری‌ها در بابل نشان‌دهنده این است که انسان‌ها هزاران سال پیش، از آب و موادی مانند صابون برای نظافت استفاده می‌کردند و نسل‌های قبل از ما هم به‌وسیله خاکستر شست‌وشوی ظروف چرب را انجام می‌دادند.

نبود بهداشت و اصول بهداشتی در گذشته، جان انسان‌ها را به خطر می‌انداخت به‌طوری‌که با شایع شدن یک بیماری مانند وبا که عامل انتقال آن آب آلوده است، به یک‌باره میلیون‌ها انسان جان خود را از دست می‌دادند. در حالی‌که امروزه با بالا رفتن سطح بهداشت فردی میزان مرگ‌ومیر در کل جهان بسیار کاهش داشته و امید به زندگانی افزایش یافته است.

نمودار صفحه ۲ کتاب درسی نشان می‌دهد که در سال‌های اخیر درصد افراد بیش‌تری به سن‌های بالا می‌رسند و درصد افراد کم‌تری در سن‌های پایین‌تر فوت کرده و جان خود را از دست می‌دهند.

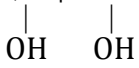
طبیعتاً امید به زندگی در نقاط مختلف جهان و حتی شهرهای یک کشور متفاوت است، مسلماً مناطقی که در رفاه و آسایش بیش‌تری باشند و امکانات بالاتری داشته باشند به سن‌های بالاتری می‌رسند و در نقاطی که محرومیت و فقر وجود دارد به‌دلیل نداشتن امکانات پزشکی، دارو، درمان، تغذیه مناسب و... متوسط سن مرگ‌ومیر پایین‌تر است.

پاکیزگی محیط با مولکول

برای بررسی این موضوع ابتدا باید ساختار آلاینده‌ها گلوکز و پاک‌کننده‌ها (شوینده‌ها) و نیروی بین مولکولی آن‌ها را بهتر بشناسیم. به‌عنوان نمونه عسل که دارای مولکول‌های زیاد قندی (گلوکز) است در آب حل شده و با آب پاک می‌شوند چون در مولکول‌های قندی تعداد زیادی عامل هیدروکسیل $(-OH)$ وجود دارد که می‌تواند با آب پیوند هیدروژنی تشکیل دهد.

به چند نمونه انحلال‌پذیری مواد مختلف در آب و هگزان که در زیر بررسی شده است دقت کنید:

اتیلن‌گلیکول (CH_2-CH_2) چون ۲ گروه عاملی $(-OH)$ دارد قطبی به‌شمار می‌آید و می‌دانیم که مواد قطبی در حلال‌های قطبی نظیر آب به‌خوبی حل می‌شوند.



نمک خوراکی $(NaCl)$ که یک ترکیب یونی است به‌خوبی در آب حل می‌شود.

بنزین (اوکتان، C_8H_{18}) که یک مولکول ناقطبی است در آب حل نمی‌شود ولی در هگزان که ناقطبی است به‌خوبی حل می‌شود.

اوره $(CO(NH_2)_2)$ و یا فرمول گسترده‌ی خطی $(H_2N-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-NH_2)$ به‌دلیل داشتن گروه‌های آمینی و کربونیل که هر دو قطبی هستند به‌خوبی در آب حل می‌شود. به همین دلیل در ادرار به مقدار زیادی وجود دارد (تشکیل پیوند هیدروژنی).

روغن زیتون $(C_{57}H_{104}O_2)$ ترکیبی است که تعداد زیادی کربن دارد و چون تعداد اکسیژن کمی دارد عامل ناقطبی بر قطبی غلبه کرده و یک مولکول ناقطبی حساب می‌آید که در آب حل نمی‌شود و در هگزان که ناقطبی است به‌خوبی حل می‌شود.

وازلین $(C_{25}H_{52})$ که یک مولکول ناقطبی است (هیدروکربنی) در هگزان به‌خوبی حل می‌شود.

نکته: به‌طور کلی مواد قطبی و یونی در حلال‌های قطبی مانند آب و مواد ناقطبی در حلال‌های ناقطبی مانند هگزان به‌خوبی حل می‌شوند.

اسیدهای چرب

همان‌طور که از نامشان پیداست دارای گروه عاملی اسیدی کربوکسیل $(-COOH)$ هستند که تعداد اتم‌های کربن در آن‌ها تا ۴۰ کربنی می‌تواند باشد. (زنجیره‌ی هیدروکربنی بلند دارند) و دارای دو بخش قطبی $(-COOH)$ و بخش ناقطبی زنجیره‌ی هیدروکربنی هستند. مانند:

$CH_3-(CH_2)_{16}-COOH$ و یا به شکل دیگر

$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2COOH$

استرهای بلندزنجیر

ترکیباتی که دارای گروه عاملی استری $(-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O-)$ هستند و با توجه به شرط بلندزنجیر بودن دارای جرم مولی زیادی می‌باشند.:

همان‌طور که در فرمول زیر مشاهده می‌کنید عامل استری $(-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O-)$ بخش قطبی و زنجیره‌ی هیدروکربنی بخش ناقطبی مولکول را تشکیل می‌دهند.

$$\begin{array}{l} CH_2-O-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-(CH_2)_{16}-CH_3 \\ | \\ CH-O-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-(CH_2)_{16}-CH_3 \\ | \\ CH_2-O-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-(CH_2)_{16}-CH_3 \end{array}$$

چربی:

به مخلوطی از اسیدهای چرب و استرهای بلندزنجیر (با جرم مولی زیاد)، چربی می‌گویند.

صابون

به نمک‌های فلزی اسیدهای چرب، صابون گفته می‌شود که از گرم کردن استرهای طبیعی (هر نوع چربی یا روغن) با سدیم‌هیدروکسید تولید می‌شود. صابون جامد با فرمول عمومی $RCOONa$ نمایش داده می‌شود که در آن R هیدروکربنی با ۱۴ تا ۱۸ اتم کربن است.

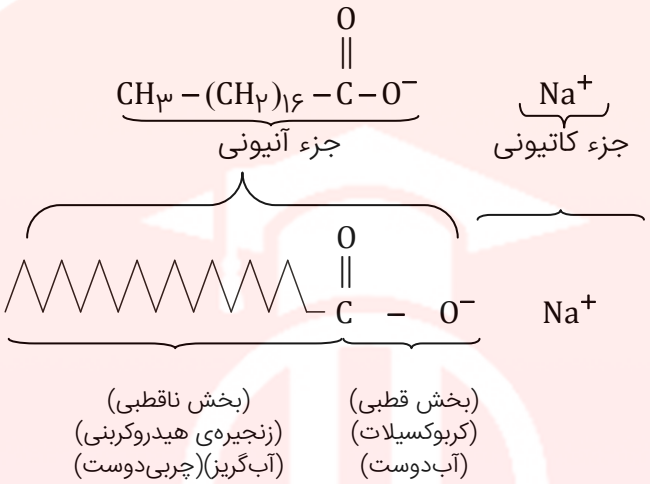
نکته: اگر صابون نمک سدیم (Na^+) اسید چرب باشد صابون جامد و اگر نمک پتاسیم (K^+) یا آمونیوم (NH_4^+) اسید چرب باشد صابون مایع است.

چگونگی پاک‌کنندگی صابون و پاک‌کننده‌ها

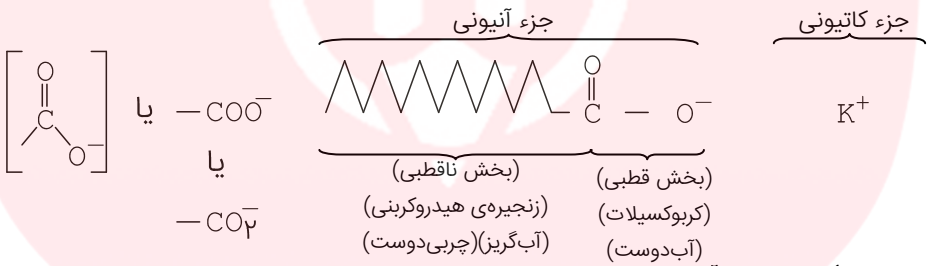
پاک‌کننده‌ها از جمله صابون دارای ساختاری آنیونی با دو قسمت (دو سر) متفاوت می‌باشند.

الف) سر ناقطبی: یک زنجیر هیدروکربنی آب‌گریز است که چرک و چربی را در خود حل می‌کند.

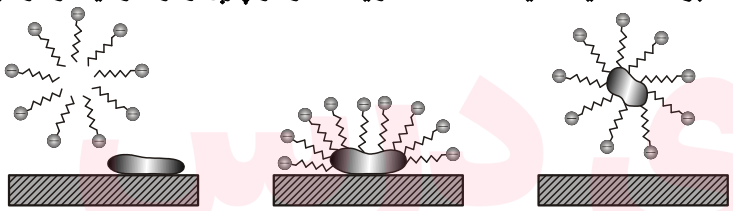
ب) سر قطبی و آب‌دوست: این قسمت در حلال‌های قطبی مانند آب، به‌خوبی حل می‌شود و باعث جدا شدن ذرات چرک و چربی از پوست و لباس می‌شوند. ($-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O^-$)



شکل صابون پتاسیم اسید چرب



نکته ۳: همان‌طور که گفته شد آنیون صابون از دو بخش قطبی و ناقطبی تشکیل شده است که بخش قطبی (یون کربوکسیلات COO^-) به‌دلیل انحلال در آب، آب‌دوست و بخش ناقطبی (زنجیره هیدروکربنی) که در چربی به‌خوبی حل می‌شود. آب‌گریز یا چربی‌دوست نامیده می‌شود. پس صابون مانند یک میله است که از یک سر در چربی و از سر دیگر در آب حل می‌شود و به همین دلیل خاصیت پاک‌کنندگی دارد.



معادله تولید صابون

$$\begin{array}{l} CH_2-O-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-(CH_2)_{16}-CH_3 \\ | \\ CH-O-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-(CH_2)_{16}-CH_3 \\ | \\ CH_2-O-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-(CH_2)_{16}-CH_3 \end{array} + 3NaOH \rightarrow \underset{\text{صابون جامد (s)}}{3CH_3-(CH_2)_{16}-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O^-Na^+} + \underset{\text{گلیسرین}}{\underset{\text{(۱و۲و۳ پروپان تری اُل)}}{\begin{array}{l} CH_2-CH-CH_2 \\ | \quad | \quad | \\ OH \quad OH \quad OH \end{array}}}$$

نکته ۱: سر قطبی در همه صابون‌ها گروه کربوکسیلات ($-COO^-$) می‌باشد.

نکته ۲: جزء کاتیونی هیچ تأثیری بر پاک‌کنندگی صابون ندارد و فقط اگر Na^+ باشد صابون جامد و اگر K^+ یا NH_4^+ باشد صابون مایع خواهد بود.

گروه آموزشی عصر www.my-dars.ir

نکته ۴: اشکال صابون‌ها یا پاک‌کننده‌های صابونی این است که در آب‌های سخت (آب‌هایی که حاوی یون‌های Ca^{2+} و Mg^{2+} می‌باشند.) به‌خوبی کف نمی‌کنند و به‌صورت صابون نامحلول رسوب می‌کنند پس خاصیت پاک‌کنندگی خوبی ندارد.

1) $2RCOONa_{(aq)} + MgCl_{2(aq)} \rightarrow (RCOO)_2Mg_{(s)} + 2NaCl_{(aq)}$

2) $\underbrace{2RCOONa_{(aq)}}_{\text{صابون محلول در آب}} + CaCl_{2(aq)} \rightarrow \underbrace{(RCOO)_2Ca_{(s)}}_{\text{صابون نامحلول در آب (رسوب)}} + 2NaCl_{(aq)}$

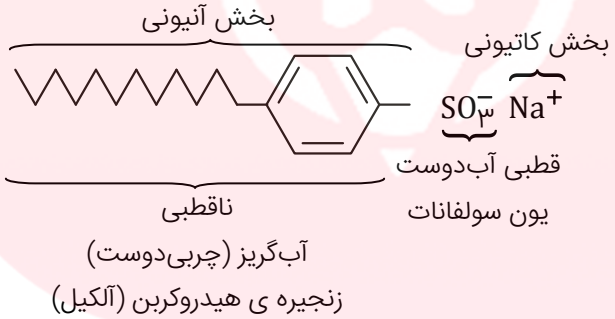
پاک‌کننده‌های غیرصابونی

همان‌طور که گفته شد صابون با کاتیون‌های Mg^{2+} و Ca^{2+} جاذبه‌ی قوی برقرار کرده و در آب سخت رسوب می‌کند. اشکال اساسی صابون در گروه قطبی COO^- آن است که با این کاتیون‌ها رسوب می‌دهد. برای رفع این اشکال گروه کربوکسیلات را با گروه سولفانات (SO_3^-) تعویض کرده‌اند. به چنین پاک‌کننده‌هایی پاک‌کننده‌های غیرصابونی می‌گویند.

سدیم دو دسیل بنزن سولفانات که یکی از معروف‌ترین پاک‌کننده‌های غیرصابونی است دارای ساختار مولکولی زیر می‌باشد.

$RC_6H_4SO_3^-$ Na^+

یا



مزیت پاک‌کننده‌های غیرصابونی

ترکیب آن‌ها با کاتیون‌هایی مانند Ca^{2+} و Mg^{2+} در آب محلول است. بنابراین در آب سخت نیز به‌خوبی کف می‌کند و خاصیت پاک‌کنندگی دارند.

خلاصه پاک‌کننده‌ها

- صابونی
  - ۱) سر قطبی: گروه کربوکسیلات $(-COO^-)$
  - ۲) سر ناقطبی: زنجیره‌های هیدروکربنی
  - ۳) اشکال: ایجاد صابون‌های نامحلول در آب‌های سخت
- غیرصابونی
  - ۱) سر قطبی: گروه سولفانات $(-SO_3^-)$
  - ۲) سر غیرقطبی: زنجیره‌های هیدروکربنی متصل به حلقه بنزنی
  - ۳) مزیت: در آب‌های سخت نیز به‌خوبی کف می‌کنند.

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

پیوند با صنعت

صابون طبیعی و سنتی ایران با سابقه ۱۵۰ ساله، صابون مراغه است که از جوشاندن چندین ساعته پیه گوسفند و سود سوزآور ($NaOH$) به‌دست می‌آید، و با توجه به خاصیت بازی که دارد برای موهای چرب بسیار مناسب است. البته در شهرهای دیگر نظیر آشتیان و رودبار صابون‌های سنتی و طبیعی نیز تولید می‌شود.

امروزه با اضافه کردن مواد مختلفی به صابون خاصیت ویژه‌ای می‌دهند، مثلاً اضافه کردن گوگرد باعث از بین رفتن جوش و قارچ‌های پوستی و اضافه کردن کلر باعث ضدعفونی و میکروب‌کشی می‌شود و یا با اضافه کردن فسفات‌ها قدرت پاک‌کنندگی افزایش می‌یابد، چون این نمک‌ها با یون‌های کلسیم و منیزیم موجود در آب سخت واکنش داده و از تشکیل رسوب و ایجاد لکه جلوگیری می‌کنند.

نکته قابل ذکر این است که هر چه شوینده‌ای مواد اضافی بیش‌تری داشته باشد عوارض جانبی و مخرب آن بر روی محیط زیست بیش‌تر است و می‌تواند عوارض پوستی – تنفسی ایجاد کند پس بهتر است میزان عاقلانه و از شوینده‌های طبیعی استفاده شود و از شوینده‌های صنعتی که مواد افزودنی دارند کم‌تر استفاده کنیم.

از نوعی صابون سنتی در تنور نان سنگک برای چرب کردن سطح سنگ استفاده می‌شود. این ماده از چسبیدن سنگ‌ریزه‌ها به خمیر نان جلوگیری می‌کند.

عوامل موثر بر قدرت پاک‌کنندگی صابون‌ها

قدرت پاک‌کنندگی صابون‌ها به عوامل گوناگونی بستگی دارد. هر اندازه صابون بتواند مقدار بیش‌تری از آلاینده‌ها و چربی‌ها را بزداید، قدرت پاک‌کنندگی بیش‌تری دارد. در واقع صابون همه لکه‌ها را به یک اندازه از بین نمی‌برد. زیرا نوع پارچه، دما، نوع آب، مقدار صابون و نوع صابون از نظر آنزیم‌دار یا بدون آنزیم بودن نیز بر روی قدرت پاک‌کنندگی آن تأثیر دارد. آیا می‌توانید تاثیر هر یک را بررسی کنید؟

در مورد نوع پارچه مسلما میزان پاک‌کنندگی پارچه نخی خیلی بیش‌تر از پارچه پلی‌استر است و در مورد دما باید بگوییم، هر چه دما بالاتر باشد قدرت پاک‌کنندگی بیش‌تر است و چون صابون در آب‌های سخت خوب کف نمی‌کند هر چه سختی آب کم‌تر باشد، میزان پاک‌کنندگی بالاتر می‌رود و طبیعتاً صابون آنزیم‌دار پاک‌کنندگی بیش‌تری نسبت به صابون بدون آنزیم دارد.

انواع مخلوط

- همگن : محلول
- ناهمگن
  - ۱) کلوئید
  - ۲) سوسپانسیون

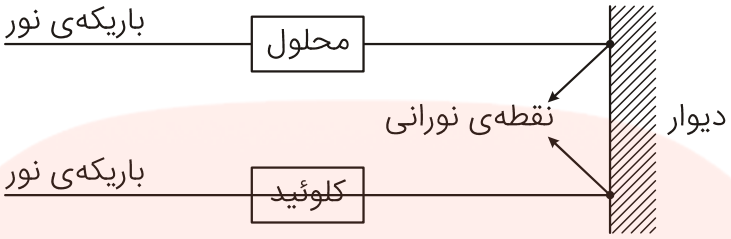
محلول

هرگاه ذرات حل‌شونده در حلال به‌طور یکسان پراکنده شوند و این ذرات بسیار بسیار کوچک باشند که دیده نشوند و یا در هنگام تابیده شدن نور مسیر آن را مشخص نکند به مخلوط همگن مورد نظر محلول می‌گویند. مانند آب دریا، هوا، مخلوط کات کبود در آب که آبی‌رنگ است.

کلوئید

به مخلوط ناهمگنی گفته می‌شود که ذرات حل‌شونده آن بسیار بزرگ‌تر از حالت قبل هستند. در نتیجه در هنگام عبور نور از این نوع مخلوط‌ها مسیر نور به‌خوبی مشخص می‌شود. برخلاف محلول‌ها که شفاف هستند، ظاهری کدر یا مات دارد(کلوئید از واژه یونانی Kolla به‌معنای چسب گرفته شده است).

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir



نکته ۱ : مقدار پخش نور به اندازه‌ی ذره‌ها بستگی دارد، این دو با یک‌دیگر رابطه‌ی مستقیم دارند. پخش نور توسط ذره‌های بزرگ‌تر شدیدتر است.

نوع مخلوط	مسیر نور	عبور نور	اندازه‌ی ذرات حل‌شده	عبور ذرات از کاغذ صافی	ته‌نشینی	تعداد فازها
محلول	مشخص نیست	دارد	بسیار کوچک کوچک‌تر از 10^{-9} متر	دارد	ندارد	۱
کلوئید	مشخص است	دارد	بزرگ و درشت بین 10^{-7} - 10^{-9} متر	دارد	ندارد	≥ ۲
سوسپانسیون	مشخص است	ندارد	بسیار بسیار بزرگ، بزرگ‌تر از 10^{-7} متر	ندارد	دارد	≥ ۲

چند مثال معروف از کلوئید

شیر، ژله، سس مایونز، رنگ‌های پوششی، چسب، کف صابون (مخلوط آب و صابون)

نکته ۲ : ویژگی‌های ظاهری کلوئید سبب شده است که بتوان کلوئید را پلی میان محلول و سوسپانسیون در نظر گرفت.

نکته ۳ : ذره‌های سازنده‌ی یک کلوئید پس از مدتی ته‌نشین نمی‌شوند، حتی از کاغذ صافی عبور کرده و نمی‌توان آن‌ها را جدا کرد.

سوسپانسیون

به مخلوط معلق جامد در مایع سوسپانسیون گفته می‌شود.

مانند شربت معده، آب گل‌آلود و خاک شیر

لازم به ذکر است این مخلوط پس از مدتی ته‌نشین می‌شود. به همین دلیل است که باید قبل از مصرف شربت معده را خوب تکان دهیم.

www.my-dars.ir

پاک‌کننده‌های خورنده

پاک‌کننده‌های صابونی و غیرصابونی براساس واکنش میان ذرات عمل می‌کنند و با آلاینده‌ها واکنش شیمیایی نمی‌دهند، در حالی‌که برخی از پاک‌کننده‌ها هستند که با آلاینده‌ها واکنش شیمیایی داده و آن‌ها را به مواد محلول در آب تبدیل می‌کنند، این پاک‌کننده‌ها فعالیت شیمیایی بسیار بالا داشته و خاصیت خورندگی دارند، به همین علت نباید با پوست و اعضاء و

جوارح تماس داشته باشند. مانند جوهر نمک (هیدروکلریک‌اسید) و سرکه (اتانوئیک‌اسید) که همان‌طور که از نامشان پیداست خاصیت اسیدی دارند و کاغذ pH را به رنگ قرمز درمی‌آورند و سودسوزآور (سدیم هیدروکسید) و سفیدکننده که خاصیت بازی دارند و کاغذ pH را به رنگ آبی درمی‌آورند.

این مواد می‌توانند جرم (رسوب) تشکیل‌شده در کتری، سماور، لوله‌ها، آب‌راه‌ها و دیگ‌های بخار را که به سختی به سطح مورد نظر می‌چسبند با خود واکنش شیمیایی دهند و در آب محلول کنند. برای باز کردن لوله‌ها و مجاری مسدودشده در برخی وسایل دستگاه‌های صنعتی از مخلوط پودر آلومینیوم و سدیم‌هیدروکسید استفاده می‌شود، این مخلوط خاصیت بازی دارد، در واکنش با چربی‌ها و روغن‌ها موادی همانند صابون تولید می‌کند که علاوه بر لیزی، مواد حاصل را در آب حل کرده و با خود پاک می‌کند. لازم به ذکر است این واکنش گرماده بوده و با افزایش دما قدرت پاک‌کنندگی زیاد می‌شود، هم‌چنین دما سبب نرم و ذوب شناور شدن چربی‌ها می‌شود.

در این واکنش گاز هیدروژن نیز تولید می‌شود، که باعث ایجاد فشار در لوله‌ها و با رفتار مکانیکی، باز کردن مجاری را تسهیل می‌کند، به عبارت دیگر هنگام عبور از لابه‌لای مواد، آن‌ها را سست‌تر می‌کند.

اسیدها و بازها

روزانه در جای‌جای زندگی از موادی استفاده می‌کنیم که اسید و باز در آن‌ها وجود دارند حتی این مواد در عملکرد بدن نیز تأثیر بسزایی دارند. ویژگی اسیدها و بازها:

۱- اسیدها ترش هستند و بازها علاوه بر تلخ‌مزه بودن، احساس لیزی به پوست می‌دهند.

۲- اسیدها با اغلب فلزها واکنش می‌دهند.

۳- اسیدها و بازها هر دو خورنده می‌باشند و به پوست آسیب می‌رسانند.

۴- اسیدها در تماس با پوست باعث سوزش آن می‌شوند به همین دلیل در پدیده برگشت اسید معده به مری، سوزش معده را احساس می‌کنیم. در معده با ورود مواد غذایی هیدروکلریک‌اسید ترشح می‌شود که علاوه بر تجزیه مواد غذایی و هضم آن موجودات ذره‌بینی موجود در غذا را نیز از بین می‌برد.

نمونه‌هایی از کاربردهای مواد اسیدی و بازی در زندگی:

۱- در کشاورزی برای کاهش میزان اسیدی بودن خاک به آن آهک (CaO) می‌افزایند.

۲- اغلب داروها، ترکیبات شیمیایی با خاصیت اسیدی یا بازی هستند مانند شیر منیزی که یک داروی معده است و برای خنثی کردن اسید معده به‌کار می‌رود.

۳- تنظیم میزان اسیدی بودن شوینده‌ها ضروری است، عموماً شوینده‌ها خاصیت بازی (قلیایی) دارند.

۴- زندگی بسیاری از آبزیان به میزان pH (خاصیت اسیدی و بازی) آب وابسته است.

۵- اکثر میوه‌ها دارای اسید هستند و pH آن کم‌تر از ۷ است. مانند آسکوربیک‌اسید (ویتامین C) در پرتقال و مرکبات، بنزوئیک‌اسید در تمشک و اگزالیک‌اسید در اسفناج.

۶- ورود فاضلاب‌های صنعتی به محیط زیست باعث تغییر pH می‌شود و اکثراً pH آب را کاهش می‌دهند.

شیمی‌دان‌ها مدت‌ها قبل از آن‌که ساختار اسیدها و بازها شناخته شوند، با ویژگی‌ها و واکنش‌های آن‌ها آشنا بودند. اما توجیه رفتار اسیدها و بازها به ارائه یک نظریه نیاز داشت. اولین دانشمندی که اسیدها و بازها را به یک پایه علمی توصیف کرد سوانت آرینوس بود، این شیمی‌دان سوئدی، بر روی رسانایی الکتریکی ترکیبات محلول در آب مطالعه و کار کرد و به این نتیجه رسید که محلول اسیدها و بازها رسانای جریان الکتریسیته هستند که صد البته میزان رسانای الکتریکی در همه آن‌ها یکسان نیست.

در طبق نظریه آرنیوس، هرگاه ماده‌ای با انحلال در آب یون هیدروژن $H^+_{(aq)}$ آزاد یا تولید کند، اسید است و یا به عبارت دیگر غلظت یون هیدرونیوم را افزایش دهد. از نگاه او گاز هیدروژن کلرید $HCl_{(g)}$ چنین ماده‌ای است، زیرا به هنگام حل شدن در آب، یون‌های هیدروژن $H^+_{(aq)}$ و $Cl^-_{(aq)}$ تولید می‌کند و محلول آبی حاصل که این یون‌ها را دارد، هیدروکلریک‌اسید نامیده می‌شود. و باز، ماده‌ای است که به هنگام حل شدن در آب یون هیدروکسید $OH^-_{(aq)}$ پدید آورد و یا به عبارت دیگر غلظت یون هیدروکسید $OH^-_{(aq)}$ را افزایش دهد. برای مثال، از دید آرنیوس NaOH یک باز است؛ زیرا بر اثر حل شدن این ترکیب یونی در آب، یون‌های سازنده‌ی آن از هم جدا شده و یون‌های هیدروکسید $OH^-_{(aq)}$ را در آب آزاد می‌کند.

به چند نمونه از واکنش‌های اسیدی و بازی توجه کنید.

اسید:

$$HCl_{(g)} \xrightarrow{\text{انحلال در آب}} H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

$$HF_{(g)} \xrightarrow{\text{انحلال در آب}} H^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$$

باز:

$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{\text{انحلال در آب}} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$NH_{3(g)} \xrightarrow{\text{انحلال در آب}} NH_4OH_{(aq)} \rightarrow NH^+_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

تذکر: یون $H^+_{(aq)}$ در آب به‌دلیل کوچکی بیش از حد و تراکم بار مثبت بسیار زیاد بر روی آن به‌صورت $H_3O^+_{(aq)}$ (یون هیدرونیوم) وجود دارد. که هر دو یک معنی دارند یعنی: $H^+_{(aq)} = H_3O^+_{(aq)}$ است.

نکته ۱: هر چه میزان غلظت $[H^+_{(aq)}]$ در محلول بیش‌تر باشد، اسیدی‌تر و هر چه غلظت $[OH^-_{(aq)}]$ در محلولی بیش‌تر باشد آن محلول خاصیت بازی بیش‌تری دارد.

نکته ۲: اگر در محلولی غلظت $[OH^-_{(aq)}] = [H^+_{(aq)}]$ باشد، آن محلول خنثی است. طبق نظریه آرنیوس برخی از اکسید عناصر در آب خاصیت اسیدی و برخی دیگر خاصیت بازی ایجاد می‌کنند.

باز (هیدروکسید فلز) → آب + اکسید فلز (اکسید بازی)

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH \rightarrow 2Na^+_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$$

$$Li_2O + H_2O \rightarrow 2LiOH \rightarrow 2Li^+_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$$

$$BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$$

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$$

ترکیبات بالا رنگ کاغذ pH را آبی می‌کنند.

اسید اکسیژن‌دار → آب + (اکسید نافلزی) اکسید اسیدی

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow 2H^+_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)}$$

$$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3 \rightarrow 2H^+_{(aq)} + 2NO^-_{3(aq)}$$

$$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow 2H^+_{(aq)} + CO^{2-}_{3(aq)}$$

$$P_4O_{10} + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_4 \rightarrow 12H^+_{(aq)} + 4PO^{3-}_{4(aq)}$$

ترکیبات بالا رنگ کاغذ pH را قرمز خواهند کرد.

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

رسانای الکتریکی محلول‌ها و قدرت اسیدی

عامل رسانای الکتریکی در محلول‌ها وجود یون‌های مثبت و منفی است که بتوانند آزادانه حرکت کنند و در این حالت یون‌های مثبت و منفی به سمت قطب‌های مخالف خود حرکت کرده و باعث رسانایی الکتریکی می‌شوند.

بررسی محلول‌ها از نظر رسانایی الکتریکی

۱- محلول‌های الکترولیت: محلول‌هایی که رسانای الکتریکی دارند.

الف) الکترولیت قوی : هرگاه از انحلال برخی از مواد در آب، یون‌های زیادی تولید شود، محلول مورد نظر رسانایی خوبی دارد. مانند:

اسیدهای قوی : $HCl \xrightarrow{\%100} H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

بازهای قوی : $NaOH \xrightarrow{\%100} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

نمک‌ها : $NaCl \xrightarrow{\%100} Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

ب) الکترولیت ضعیف : هرگاه از انحلال برخی از مواد در آب، یون‌های زیادی تولید نشود، محلول مورد نظر رسانایی خوبی نداشته به عبارت دیگر، رسانایی الکتریکی کمی دارد. مانند:

اسیدهای ضعیف : $HF \rightleftarrows H^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$

بازهای ضعیف : $NH_4OH \rightleftarrows NH^+_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$

همان‌طور که در مثال‌های بالا می‌بینید، یون‌های تولیدشده در سمت راست واکنش تمایل دارند تا با یک‌دیگر ترکیب شده و مولکول‌های خنثی سمت چپ را پدید آورند که رسانای الکتریکی ندارند.

۲- محلول‌های غیرالکترولیت: محلول‌هایی که رسانایی الکتریکی ندارند و علت این است که با حل شدن در آب هیچ یونی تولید نمی‌کنند و به صورت مولکولی حل می‌شوند. مانند انواع الکل‌ها، قندها و شکر.

تذکر :موارد مقایسه‌شده در بالا باید در شرایط یکسانی از نظر غلظت و دما باشد و فقط نوع ماده مورد نظر تفاوت داشته باشد، تا مقایسه به‌دست امده صحیح باشد.

یونش

به فرآیندی که در آن یک ترکیب مولکولی در آب به یون‌های مثبت و منفی تبدیل می‌شود، یونش می‌گویند.

اسیدهای تک‌پروتونه و چندپروتونه

به اسیدهایی که در اثر انحلال در آب یک H^+ اسیدی می‌توانند تولید کنند، اسید تک‌پروتونه (پروتون‌دار) می‌گویند. مانند: HF ، HCl ، HBr ، HI ، HNO_3 ، HNO_2 و... .

$$HCl \xrightarrow{\%100} H^+ + Cl^-$$

$$HF \rightleftarrows H^+ + F^-$$

و به اسیدهایی که در اثر انحلال در آب دو H^+ اسیدی بتوانند تولید کنند، اسید دو پروتون‌دار گویند. مانند H_2S ، H_2SO_3 ، H_2CO_3 و... .

$H_2S \rightleftarrows H^+ + HS^-$: مرحله اول

$HS^- \rightleftarrows H^+ + S^{2-}$: مرحله دوم

همان‌طور که در معادلات بالا مشاهده می‌کنید فلش برخی واکنش‌ها به‌صورت یک‌طرفه (→) و برخی دیگر به‌صورت تعادلی (⇄) است. هرگاه فلش یک‌طرفه (کامل) (→) باشد، اسید مورد نظر قوی است، به‌صورت کامل و ٪۱۰۰ به یون‌های اولیه‌اش تفکیک می‌شود، پس چون یون زیادی تولید می‌کند، رسانایی الکتریکی بالای دارد. مانند:

$HCl \xrightarrow{\%100} H^+ + Cl^-$

$HNO_3 \xrightarrow{\%100} H^+ + NO_3^-$

و در برخی معادلات از فلش تعادلی (⇄) استفاده می‌شود که نشان‌دهنده این است که مواد اولیه می‌توانند یون‌های سمت راست واکنش را تولید کنند و یون‌های سمت راست تمایل به برگشت و تشکیل مولکول خنثی را دارند پس تعدادی از مواد به‌صورت مولکولی و خنثی باقی‌مانده و یون‌های تولیدشده در سمت راست واکنش زیاد نیستند و محلول مورد نظر به‌دلیل تشکیل تعداد یون کم، الکترولیت ضعیف بوده و رسانایی الکتریکی خوبی ندارند. مانند:

$HF \rightleftarrows H^+ + F^-$

$CH_3COOH \rightleftarrows CH_3COO^- + H^+$

درجه یونش

نسبت تعداد مولکول (مول) (غلظت) یون‌های تولیدشده به کل مولکول‌های (مول‌های) (غلظت‌های) اولیه حل‌شده را درجه یونش می‌گویند که با (α) نمایش داده می‌شود.

$$\text{درجه یونش } (\alpha) = \frac{\text{تعداد مولکول‌های یونیزه شده}}{\text{تعداد کل مولکول‌های اولیه}}$$

نکته ۱ : مقدار درجه یونش ضرب در ۱۰۰ را درصد تفکیک یونی می‌گویند. ($\%\alpha = \alpha \times 100$)

نکته ۲ : لازم به ذکر است که در رابطه بالا واحد صورت و مخرج کسر باید یکسان باشد. مثلاً هر دو یا تعداد مولکول، یا تعداد مول و یا غلظت باید باشد. و کل کسر واحد ندارد.

نکته ۳ : دامنه تغییرات درجه یونش $0 \leq \alpha \leq 1$ و میزان تغییرات درصد تفکیک یونی $0 \leq \alpha \leq 100$ است.

نکته ۴ : درجه یونش اسیدها و بازهای قوی که به‌طور کامل تفکیک می‌شوند برابر یک است.

نکته ۵ : درجه یونش اسیدها و بازهای ضعیف بین صفر و یک بیش‌تر نزدیک به صفر است.

نکته ۶ : درجه یونش ترکیبات آلی که به صورت مولکولی در آب حل می‌شوند و هیچ یونی تولید نمی‌کنند مانند الکل‌ها، قندها و شکر، صفر است، به همین دلیل محلول آن‌ها در آب غیرالکترولیت بوده و هیچ رسانای الکتریکی ندارند.

مثال ۱: اگر از حل کردن ۱۰۰۰ مولکول هیدروفلوریک‌اسید (HF) در آب، تعداد ۲۰ مولکول آن یونیزه شود. درجه و درصد یونش محلول (HF) را حساب کنید.

پاسخ:

	HF	⇄	H^+	+	F^-
مولکول	۱۰۰۰		۲۰		۲۰

www.my-dars.ir

مثال ۲: غلظت یون‌های H^+ و CN^- را در محلولی از HCN (هیدروسیانیک‌اسید) با غلظت ۰/۱۵ مولار و درصد تفکیک یونی ۳/۸٪ محاسبه کنید.

مثال ۳ : اگر بدانیم که نیتریک‌اسید، یک اسید قوی است. در محلول ۰/۲ مولار این اسید، غلظت یون‌های هیدرونیوم و نیترات را با دلیل پیش‌بینی کنید.

مثال ۴ : اگر در محلول ۰/۱ مولار استیک‌اسید (CH_3COOH)، غلظت یون هیدرونیوم برابر با $1/35\times10^{-3}\ \frac{mol}{lit}$ باشد، درصد یونش آن را حساب کنید.

نکته : اسیدهای موجود در مواد خوراکی مانند سرکه سیب، انگور، ریواس و مرکبات از جمله اسیدهای خوراکی بوده که معروف به کربوکسیلیک‌اسیدها هستند و طی واکنش تعادلی زیر در آب حل می‌شوند. (اسیدهای ضعیف)

$$RCOOH + H_2O \rightleftarrows RCOO^- + H_3O^+$$

انواع واکنش‌ها از لحاظ جهت انجام شدن

۱- واکنش‌های برگشت‌ناپذیر (یک‌طرفه) (کامل)

واکنش‌هایی که واکنش‌دهنده‌ها می‌توانند به فرآورده‌ها تبدیل شوند ولی فرآورده‌ها نمی‌توانند واکنش‌دهنده‌ها را تولید کنند. مانند انواع واکنش‌های سوختن و واکنش فلزات با اسیدها، که نماد آن (→) است. مانند:

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$
$$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$$

۲- واکنش‌های برگشت‌پذیر (دوطرفه)

واکنش‌هایی که در دو جهت رفت و برگشت حرکت می‌کنند و مواد واکنش‌دهنده و فرآورده می‌توانند به یک‌دیگر تبدیل شوند. که نماد آن (⇄) است. مانند:

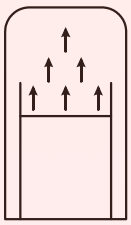
$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$$
$$CaCO_3 \rightleftarrows CaO + CO_2$$

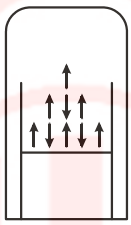
۳- واکنش‌های تعادلی

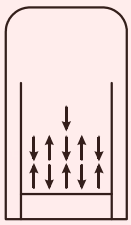
این نوع واکنش‌ها مانند واکنش‌های برگشت‌پذیر هستند با این تفاوت که باید سرعت رفت و برگشت در آن‌ها برابر باشد. و با نماد (⇄) نمایش داده می‌شوند.

برای بهتر متوجه شدن مطالب بالا به شکل‌های زیر دقت کنید.

در این شکل‌ها مقداری آب را در یک ظرف ریخته و توسط درپوشی روی ظرف آب را می‌پوشانیم، در حقیقت یک ظرف آب با مقدار مشخصی آب داریم که در زمان‌های مختلف از آن عکس گرفته‌ایم. شکل (۱) اولین لحظه‌ای است که درپوش را روی ظرف قرار دادیم و فقط عمل تبخیر در آن صورت می‌گیرد. پس از مدتی خواهیم دید که مقدار آب درون ظرف کاهش یافته است و قطرات آب بر روی درپوش تشکیل شده است که دوباره به ظرف آب برمی‌گردد. شکل (۲) و زمانی فرا می‌رسد که مقدار آب از حالت دوم کم‌تر شده و دیگر مقدار آن هیچ تغییر نمی‌کند. شکل (۳)


(۱)


(۲)


(۳)

$H_2O_{(l)} \xrightarrow{\text{تبخیر}} H_2O_{(g)}$

$H_2O_{(l)} \underset{\text{میعان}}{\overset{\text{تبخیر}}{\rightleftharpoons}} H_2O_{(g)}$

$H_2O_{(l)} \underset{\text{میعان}}{\overset{\text{تبخیر}}{\rightleftharpoons}} H_2O_{(g)}$

در شکل یک (شروع واکنش): فقط عمل تبخیر آب را داریم و هیچ واکنش برگشتی صورت نمی‌گیرد و فلش‌های بالای آب نشان‌دهنده عمل تبخیر است، پس این واکنش یک‌طرفه می‌باشد.

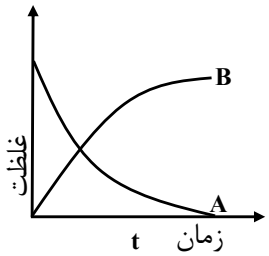
در شکل دو : پس از مدتی شروع واکنش مقدار آب کاهش یافته است. یعنی هنوز واکنش تبخیر روی می‌دهد و لیکن از طرفی اگر به فلش‌های بالای آب دقت کنیم ۳ فلش در جهت میعان حرکت می‌کند یعنی واکنش دوطرفه یا برگشت‌پذیر است ولی سرعت واکنش رفت و برگشت برابر نیست.

در شکل سه : واکنش به تعادل رسیده است تعداد فلش‌های تبخیر و میعان برابر شده است به عبارت دیگر سرعت رفت و برگشت واکنش برابر شده است یعنی واکنش به تعادل رسیده در این حالت مقدار آب مایع دیگر نه کم می‌شود و نه زیاد در حقیقت اگر دما تغییر نکند مقدار آب ثابت خواهند ماند.

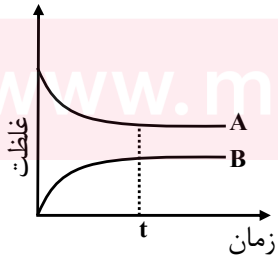
نکته : در لحظه تعادل غلظت واکنش‌دهنده‌ها و فرآورده‌ها ثابت می‌ماند.

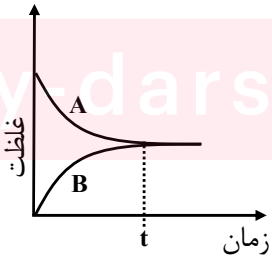
نمودارهای غلظت – زمان

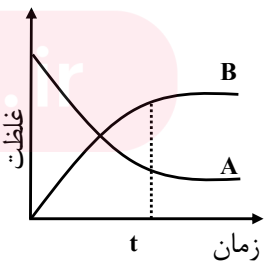
نمودار غلظت زمان در یک واکنش یک‌طرفه $A_{(g)} \rightarrow B_{(g)}$ به قرار روبرو است.



همان‌طور که نمودار نشان می‌دهد با گذشت زمان از غلظت واکنش‌دهنده‌ها (A) کاسته شده و بر غلظت فرآورده‌ها (B) افزوده می‌شود تا واکنش کامل انجام شود و ماده A به اتمام برسد. در حالی‌که در واکنش تعادلی $A_{(g)} \rightleftharpoons B_{(g)}$. نمودار غلظت – زمان به یکی از صورت‌های زیر است.





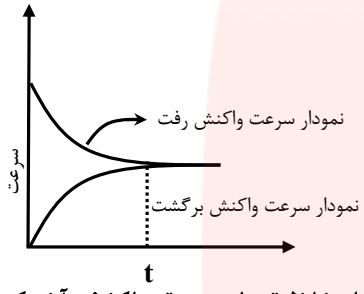


www.my-dars.ir

در این نمودارها هرگاه منحنی‌های واکنش‌دهنده یا فرآورده به حالت افقی درآیند به حالت تعادل رسیده‌اند و همان‌طور که قبلاً گفته شد در این لحظه غلظت هر کدام ثابت باقی می‌ماند. در نمودارهای بالا (t) نشان‌دهنده زمان برقراری تعادل می‌باشد.

نمودار سرعت – زمان

در واکنش تعادلی با گذشت زمان از ابتدای واکنش غلظت واکنش‌دهنده‌ها کم و غلظت فرآورده‌ها افزایش می‌یابد در نتیجه با گذشت زمان از سرعت واکنش رفت کاسته شده و بر سرعت واکنش برگشت افزوده می‌شود تا لحظه‌ای که این دو سرعت (رفت و برگشت)برابر شوند، در این لحظه تعادل برقرار شده است.



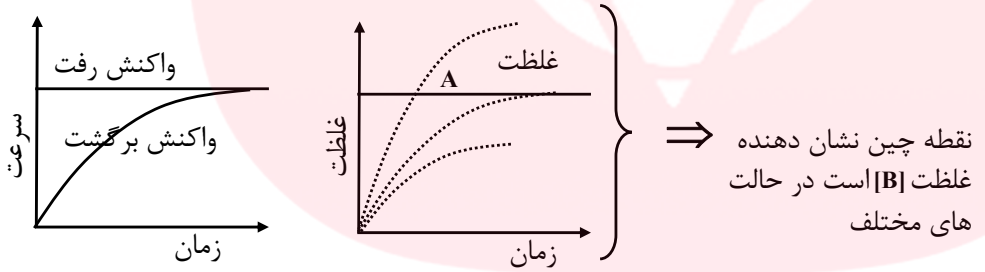
$A_{(g)} \rightleftharpoons B_{(g)}$

(t) زمان برقراری تعادل است.

نکته: در واکنش‌های تعادلی اگر یکی از اجزای واکنش در فاز جامد (s) و یا مایع (l) باشد، نمودار غلظت یا سرعت واکنش آن یک خط راست افقی است. چون مواد جامد و مایع خالص غلظت ندارند. به عنوان نمونه در واکنش: $A_{(s)} \rightleftarrows B_{(g)}$

نقطه‌چین نشان‌دهنده غلظت [B] است.

در حالت‌های مختلف.



ثابت تعادل

هرگاه واکنش فرضی $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ داشته باشیم، رابطه ثابت تعادل آن عبارت است حاصل‌ضرب غلظت فرآورده‌ها به توان ضرایبشان تقسیم بر حاصل‌ضرب غلظت واکنش‌دهنده‌ها به توان ضرایبشان، که عددی ثابت برای هر واکنش است و فقط و فقط تابع دما است و با نماد K نمایش داده می‌شود.

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

نکته ۱ : واحد ثابت تعادله به‌صورت $(\frac{mol}{lit})^{(c+d)-(a+b)}$ می‌باشد.

نکته ۲ : غلظت مواد جامع و مایع خالص، حاصل تقسیم چگالی بر جرم مولی آن‌هاست و این نسبت همیشه برای یک جامد یا مایع خالص مقدار ثابتی است، پس در رابطه ثابت تعادل به‌جای غلظت این مواد عدد ثابت 1 را قرار می‌دهیم.

گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

نکته ۳ : هرگاه واکنشی را عکس کنیم، ثابت تعادل آن نیز عکس خواهد شد.

$$\left.\begin{array}{ll} H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftarrows 2HI_{(g)} & K = \dfrac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \\ 2HI_{(g)} \rightleftarrows H_{2(g)} + I_{2(g)} & K' = \dfrac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} \end{array}\right\} \Rightarrow K = \frac{1}{K'} \text{ یا } K' = \frac{1}{K}$$

نکته ۴ : هر گاه ضرایب مواد شرکت‌کننده در واکنشی را در عددی ضرب کنیم، ثابت تعادل واکنش جدید برابر است با ثابت تعادل واکنش اولیه به توان همان عدد.

تمرین: برای هر یک از تعادل‌های زیر رابطه ثابت تعادل و یکای آن را بنویسید.

آ) $HF_{(g)} \rightleftarrows H^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$

ب) $CH_3COOH_{(aq)} \rightleftarrows CH_3COO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$

پ) $HNO_{2(aq)} \rightleftarrows H^+_{(aq)} + NO^-_{2(aq)}$

ت) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)}$

ث) $CaCO_{3(s)} \rightleftarrows CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

ج) $HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows HCOO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

با توجه به رابطه ثابت تعادل هر چه مقدار عددی این عبارت بزرگ‌تر باشد، نشان‌دهنده این است که صورت کسر از مخرج بزرگ‌تر بوده و پیشرفت این واکنش در جهت رفت بهتر است و برعکس.

ثابت یونش

به مقدار عددی ثابت تعادل در واکنش‌های اسیدی، ثابت یونش نیز می‌گیوند.

به عنوان نمونه به بررسی ۲ مثال از اسیدها می‌پردازیم:

$HNO_{2(aq)} \rightleftarrows H^+_{(aq)} + NO^-_{2(aq)}$ $\quad Ka = \dfrac{[H^+][NO^-_2]}{[HNO_2]} = 4/5 \times 10^{-4} \left(\dfrac{mol}{lit}\right)$

نیترواسید

$HCN_{(aq)} \rightleftarrows H^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$ $\quad Ka = \dfrac{[H^+][CN^-]}{[HCN]} = 4/9 \times 10^{-10} \left(\dfrac{mol}{lit}\right)$

هیدروسیانیک‌اسید

از مقایسه مقدار عددی دو اسید بالا متوجه می‌شویم که ثابت یونش اسیدی (Ka) نیترواسید (HNO_2) بزرگ‌تر از هیدروسیانیک‌اسید (HCN) است پس خواهیم دریافت که نیترواسید قوی‌تر از هیدروسیانیک‌اسید است، چون صورت بزرگ‌تری نسبت به مخرج دارد و H^+ بیش‌تری تولید می‌کند.

گروه آموزشی عصر
مای درس
www.my-dars.ir

جدول ۱ـ ثابت یونش برخی اسیدها در دمای اتاق

نام اسید	فرمول شیمیایی	ثابت یونش	معادله یونش در آب
هیدرویدیک اسید	HI	بسیار بزرگ	$HI(aq) \rightarrow H^+(aq) + I^-(aq)$
هیدروبرمیک اسید	HBr	بسیار بزرگ	$HBr(aq) \rightarrow H^+(aq) + Br^-(aq)$
هیدروکلریک اسید	HCl	بسیار بزرگ	$HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$
سولفوریک اسید	H_2SO_4	بسیار بزرگ	$H_2SO_4(aq) \rightarrow H^+(aq) + HSO_4^-(aq)$
نیتریک اسید	HNO_3	بزرگ	$HNO_3(aq) \rightarrow H^+(aq) + NO_3^-(aq)$
نیترو اسید	HNO_2	$۴/۵ \times ۱۰^{-۴}$	$HNO_2(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + NO_2^-(aq)$
فورمیک اسید	HCOOH	$۱/۸ \times ۱۰^{-۴}$	$HCOOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCOO^-(aq)$
استیک اسید	CH_3COOH	$۱/۸ \times ۱۰^{-۵}$	$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$
هیدروسیانیک اسید	HCN	$۴/۹ \times ۱۰^{-۱۰}$	$HCN(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CN^-(aq)$

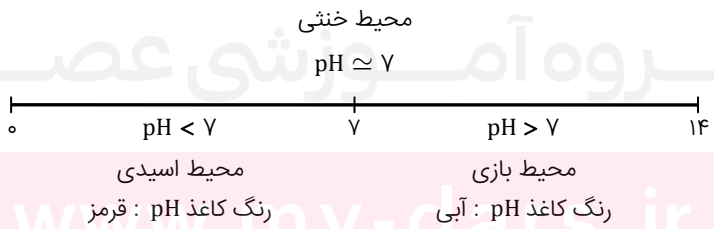
یک راه دیگر تشخیص اسید قوی از ضعیف واکنش اسیدها با فلزات است، در واکنش هیدروکلریک‌اسید با منیزیم و مقایسه آن با واکنش استیک‌اسید با منیزیم خواهیم دید که گاز هیدروژن تولیدشده در ظرف هیدروکلریک‌اسید بسیار سریع‌تر و بیش‌تر خواهد بود پس نتیجه آن است که هیدروکلریک‌اسید قوی‌تر از استیک‌اسید است.

ظرف حاوی هیدروکلریک‌اسید

ظرف حاوی استیک‌اسید و منیزیم

pH

pH : اصطلاح یا واژه‌ای برای بیان خاصیت محلول از نظر اسیدی، بازی و خنثی بودن است.



به عنوان مثال: پرتقال با $pH = ۳/۲$ و اسید معده با $pH = ۱/۶ \sim ۱/۸$ اسیدی بوده و محیط دهان، بزاق $pH = ۶/۲ \sim ۷/۱$ تقریباً خنثی است، روده انسان $pH = ۸/۵$ و خون $pH = ۷/۴$ محیط بازی دارند.

برای این‌که مفهوم pH را بفهمیم در ابتدا باید مبحث لگاریتم را یادآوری کنیم.

گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

در درس ریاضی با لگاریتم آشنا شدید.

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

$\log ab = \log a + \log b$ $\quad \log \frac{a}{b} = \log a - \log b$ $\quad \log a^n = n \log a$

لگاریتم‌هایی که باید حفظ شود.

$\log ۲ = ۰/۳$ $\quad \log ۳ = ۰/۴۷$ $\quad \log ۵ \simeq ۰/۷$ $\quad \log ۷ = ۰/۸۵$

حال با استفاده از روابط بالا لگاریتم‌های زیر را حل کنید.

$\log ۲۱ = ?$ $\quad \log ۰/۸ = ?$ $\quad \log ۲۴ = ?$ $\quad \log ۰/۴ = ?$ $\quad \log ? = ۱/۸۵$

رابطه اصلی برای حل مسائل $pH = -\log[H^+]$ است که با استفاده از روابط ریاضی می‌توان به روابط زیر دست یافت که در حل مسائل بسیار کمک می‌کنند.

روابط مربوط به بازها	روابط مربوط به اسیدها
$pOH = -\log[OH^-]$ $[OH^-] = ۱۰^{-pOH}$ $[OH^-] = M \times n \times \alpha$	$pH = -\log[H^+]$ $[H^+] = ۱۰^{-pH}$ $[H^+] = M \times n \times \alpha$
$pH + pOH = ۱۴$ $[H^+] \times [OH^-] = ۱۰^{-۱۴}$	

لازم به ذکر است که در روابط بالا (M) نمایش غلظت اسید یا باز و (α) درجه یونش و (n) ظرفیت اسید یا باز است که در اسیدها تعداد (H^+) اسیدی و در بازها تعداد (OH^-) است.

نکات pH :

۱- در محلول اسیدی $pH < 7$: $[H^+] > [OH^-]$

۲- در محلول بازی $pH > 7$: $[H^+] < [OH^-]$

۳- در محلول خنثی $pH \simeq 7$: $[H^+] = [OH^-]$

۴- pH خصلت اسیدی را نشان می‌دهد و قدرت اسیدی به K_a بستگی دارد.

گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

مثال ۱: در محلولی $[H^+] = ۳ \times ۱۰^{-۹}$ است، pH و خاصیت محلول را مشخص کنید.

مثال ۲: در محلولی $pH = ۴$، غلظت $[H^+]$ و خاصیت محلول را مشخص کنید.

مثال ۳: هرگاه یک محلول اسیدی مانند شیر ترش شده با $pH = ۲/۷$ داشته باشیم، غلظت یون هیدرونیوم موجود در محلول را محاسبه کنید.

مثال ۴: جدول زیر را کامل کنید.

خاصیت محلول	pH	$[H^+]$
.....	۲/۱۵	.....
.....	.....	$۳/۶ \times ۱۰^{-۴}$
بازی	۱۱/۴	.....
.....	۰	.....

مثال ۵:

pH محلول HCl، ۰/۰۰۱ مولار کدام است؟

۱) ۱ ۲) ۲ ۳) ۳ ۴) ۴

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

مثال ۶:

pH، محلول HF ۰/۱ مولار برابر ۴ است، درصد یونش این اسید کدام است؟

۱) ۰/۰۱ ۲) ۰/۱ ۳) ۱ ۴) ۱۰

مثال ۷: ۰/۳۶۵ گرم HCl را در آب حل کرده و حجم محلول را به ۵۰۰ میلی‌لیتر می‌رسانیم، pH محلول مورد نظر را حساب کنید.

مثال ۸: اگر در محلول اسید ضعیف HA غلظت یون هیدرونیوم $۱۰^{۴}$ برابر یون هیدروکسید باشد pH محلول اسیدی را حساب کنید.

مثال ۹: pH محلولی برابر ۳ و محلول دیگری برابر ۵ است غلظت مولی H^+ اولی چند برابر دومی است؟

تفکیک خودبه‌خودی آب (خودیونش آب)

آزمایش‌ها نشان می‌دهد که آب خالص دارای رسانای الکتریکی بسیار کمی می‌باشد. این پدیده نشان می‌دهد که آب خالص نیز به‌طور خودبه‌خود مطابق معادله تعادلی زیر یونش یافته و دارای مقادیر بسیار کمی از یون‌های $H^+_{(aq)}$ و $OH^-_{(aq)}$ می‌باشد.

$$H_۲O_{(l)} \rightleftarrows H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \quad \text{یا} \quad H_۲O + H_۲O \rightleftarrows H_۳O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

آزمایش تجربی نشان می‌دهد که در دمای ۲۵°C غلظت یون $H_۳O^+$ و OH^- با هم برابر و مساوی $۱۰^{-۷}$ مول بر لیتر است.

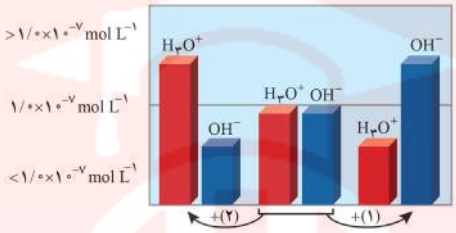
پس برای ثابت تعادل آب داریم:

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_۲O]} \xrightarrow[\text{مایع خالص برابر یک است}]{\text{همان‌طور که قبلاً گفته شده غلظت}} Kw = \frac{(۱۰^{-۷})(۱۰^{-۷})}{۱} = ۱۰^{-۱۴}$$

$$K_w = [H^+][OH^-] = ۱۰^{-۱۴}(\frac{mol}{lit})^۲$$

نکته ۱: ثابت تعادل آب مانند هر ثابت تعادل دیگر، فقط تحت تأثیر دما قابل تغییر است و تغییر غلظت اجزای تعادل بر مقدار ثابت تعادل بی‌تأثیر است.

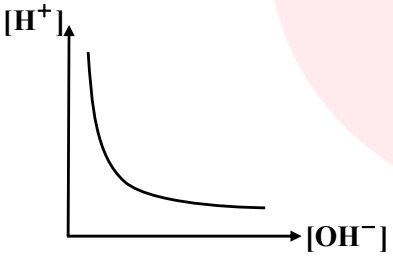
نکته ۲: اگر به آب اسید اضافه کنیم $[H^+]$ افزایش یافته و $[OH^-]$ کاهش و برعکس با اضافه کردن باز به آب $[H^+]$ کاهش و $[OH^-]$ افزایش می‌یابد. ولی در هر صورت در دمای $25°C$ حاصل‌ضرب غلظت عددی ثابت و برابر با 10^{-14} می‌باشد.



نکته ۳: هیچ‌گاه نباید تصور کنیم که در محلول اسیدی OH^- نداریم و یا در محلول بازی H^+ نداریم، چون به علت یونش آب همیشه هر دوی این یون‌ها در محلول آبی وجود دارند.

نکته ۴: در معادله خودیونش آب چون ضرایب H^+ و OH^- برابر است و هر دو به یک میزان تولید می‌شوند، پس می‌توان نتیجه گرفت که عامل اسیدی و عامل بازی همیشه برابرند و آب در هر دمایی خنثی است.

نکته ۵: $[H^+]$ و $[OH^-]$ با هم نسبت عکس دارند چون حاصل‌ضرب آن‌ها عددی ثابت است.



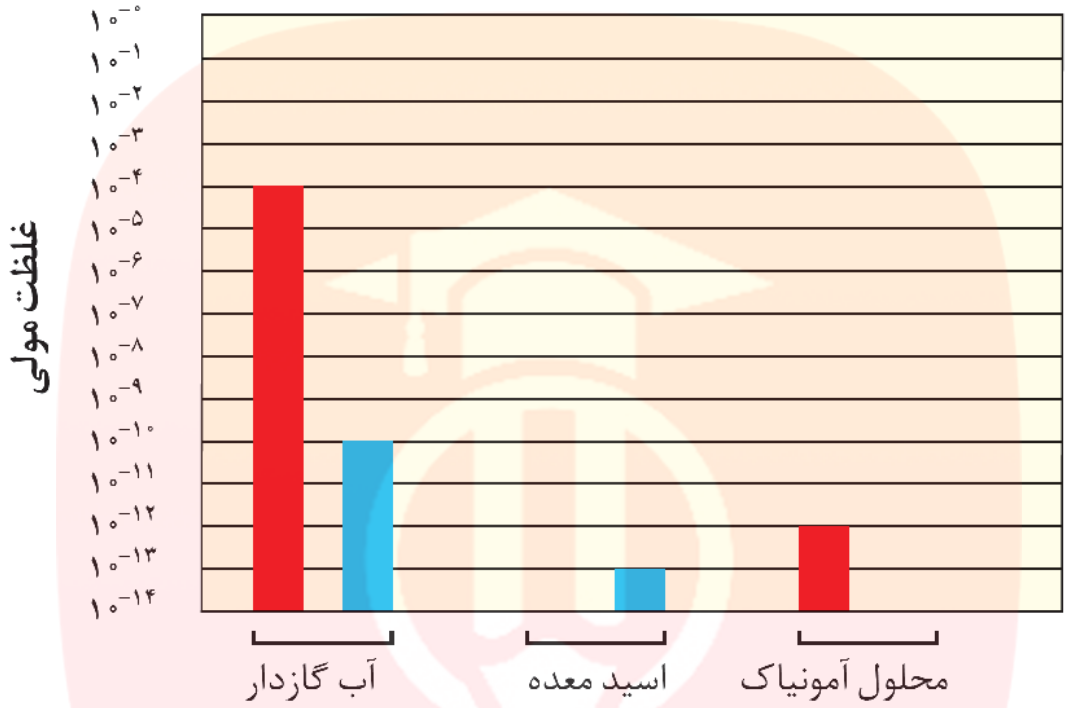
$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$[H^+] = ...$ $[H^+] = ۱۰^{-۷} molL^{-۱}$ $[H^+] = ۱۰^{-۱۴} molL^{-۱}$

$[OH^-] = ...$ $[OH^-] = ...$ $[OH^-] = ...$

www.my-dars.ir

مثال ۱: در نمودار زیر، به برای محلول آمونیاک، ستون نشان دهنده غلظت یون هیدروکسید و برای اسید معده، ستون نشان دهنده غلظت یون هیدرونیوم را رسم کنید.



مثال ۲: جدول زیر را کامل کنید.

خاصیت محلول	pH	$[OH^-]$	$[H_3O^+]$
			۱
		10^{-11}	
خنثی			
	pH = ۱۲		
			10^{-14}

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

مثال ۳ : جدول زیر را کامل کنید.

نام محلول	غلظت محلول	$[H^+]$	$[OH^-]$	pH	درصد یونش
هیدروکلریک اسید	۰/۰۰۴				
هیدروفلوئوریک اسید	۰/۰۰۴				۲/۵
نیتریک اسید				۳/۷	
نمونه‌ای از آب یک دریاچه				۱۰/۵۲	

مثال ۴ : در محلول با pH = 12، غلظت یون هیدروکسید را حساب کنید.

بازها

بازها همانند اسیدها در آب به یون‌های سازنده‌شان تفکیک می‌شوند. حال اگر مقدار یون‌های تولیدشده زیاد باشد، باز مورد نظر قوی است مانند سودسوزآور (سدیم‌هیدروکسید، $NaOH$) و پتاس‌سوزآور (پتاسیم‌هیدروکسید، KOH) و کلیه هیدروکسید فلزات گروه اول جدول تناوبی. به‌همین دلیل است که فلزات گروه اول جدول تناوبی فلزات قلیایی گفته می‌شود، چون به بازهای محلول در آب قلیاء می‌گویند.

$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{\%100} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$KOH_{(s)} \xrightarrow{\%100} K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

حال اگر بازی بر اثر حل شدن در آب، به میزان کمی به یون تفکیک شود، به باز مورد نظر، باز ضعیف می‌گویند. در این حالت علاوه بر مقدار کم یون‌های تولیدشده، از ماده اولیه به‌صورت مولکول در ظرف مورد نظر وجود دارد. مانند:

$$\underset{\text{آمونیاک}}{NH_{3(g)}} + H_2O_{(l)} \rightarrow NH_4OH_{(aq)} \rightleftarrows NH^+_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

همان‌طور که در معادله بالا مشاهده می‌کنید واکنش تعادلی است و مقداری از واکنش‌دهنده‌های آمونیوم‌هیدروکسید (NH_4OH) به‌صورت مولکولی در ظرف واکنش وجود دارد که به یون‌های سازنده‌اش تفکیک نشده است.

برای بازها درست مانند اسیدها ثابت یونش وجود دارد که با K_b نمایش داده می‌شود. به‌عنوان نمونه:

$$NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows NH^+_{4(aq)} + OH^-_{(aq)} \qquad K_b = \frac{[NH^+_4][OH^-]}{[NH_3]}$$

نکته ۱: بازهای قوی شامل هیدروکسید فلزات گروه اول و گروه دوم جدول تناوبی به‌جز Be و Mg می‌باشند.

نکته ۲: آمونیاک و بازهای آلی مانند آمین‌ها همگی ضعیف هستند.

نکته ۳: در شرایط یکسان از نظر غلظت و دما هر چه ثابت یونش بازی بزرگ‌تر باشد، آن باز قوی‌تر است و برعکس.

نکته ۴: هر چه ثابت یونش بزرگ‌تر باشد، محلول مورد نظر محلول الکترولیت قوی‌تری است. یعنی رسانای الکتریکی بیش‌تری دارد، چون یون‌های بیش‌تری تولید کرده است.

نکته ۵: هر چه محلول باز قوی‌تر باشد pH آن به 14 نزدیک‌تر و $[H^+] < [OH^-]$ است.

نکته ۶: بازهای قوی نظیر NaOH برای باز کردن لوله‌ها و بازهای ضعیف نظیر آمونیاک در شیشه‌پاک‌کن‌ها کاربرد دارند.

نکته ۷: آمونیاک و برخی از آمین‌ها به‌دلیل تشکیل پیوند هیدروژنی با آب، به‌طور عمده مولکولی حل‌شده و یون‌های کمی را تولید می‌کنند و رسانایی الکتریکی کمی دارند.

طرز عملکرد شوینده‌های خورنده

اسیدها و بازها با یک‌دیگر واکنش می‌دهند و نمک و آب تولید می‌کنند که به واکنش مورد نظر، واکنش خنثی شدن می‌گویند. به عنوان نمونه:

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

همان‌طور که در این معادله مشاهده می‌کنید عامل اسیدی در هیدروکلریک‌اسید (H^+) و عامل بازی در سدیم‌هیدروکسید (OH^-) می‌باشند که با یک‌دیگر واکنش داده و خنثی می‌شوند و آب (H_2O) را تولید می‌کنند.

$$(H^+, Cl^-) + (Na^+, OH^-) \rightarrow (Na^+, Cl^-) + H_2O$$

به یون‌های Na^+ و Cl^- که در این واکنش نقش اساسی به عهده ندارند و هیچ تغییر نمی‌کنند یون‌های ناظر یا تماشاچی یا تماشاگر می‌گویند. در حقیقت واکنش اصلی عبارت است از:

$$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)}$$

از این روش برای باز کردن لوله‌ها و مجاری دستگاه‌های صنعتی و خانگی استفاده می‌شود. به این ترتیب که فرض کنیم بر اثر جمع شدن اسیدهای چرب در لوله‌ها، راه بسته شده است و حال از یک باز قوی مانند $NaOH$ استفاده می‌کنیم، خواهیم داشت:

$$RCOONa_{(s)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow RCOONa_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

همان‌طور که از معادله بالا برمی‌آید چربی که به‌صورت جامد در سمت چپ واکنش قرار دارد و باعث مسدود شدن لوله‌ها می‌شود به ماده محلول در آب در سمت راست که همان صابون است تبدیل شده و از لوله خارج می‌شود. در ضمن خود خاصیت پاک‌کنندگی نیز دارد و چربی‌ها را در خود حل کرده و با خود از لوله‌ها خارج می‌کند.

یکی از موادی که باعث بسته شدن لوله‌ها می‌شود جرم حاصل از نمک‌های کلسیم است که در سماور و کتری نیز وجود دارد. مانند کلسیم‌کربنات $(CaCO_3)$.

برای باز کردن لوله‌ها در این مورد از اسیدها استفاده می‌کنیم.

$$CaCO_{3(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow CaCl_{2(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$$

نکته ۱: در معادله بالا گاز تولیدشده با اعمال فشار فیزیکی باعث تسریع شدن در عمل جرم‌گیری می‌شود.

نکته ۲: به‌طور کلی، شوینده‌های خورنده با واکنش‌های شیمیایی با آلاینده‌ها آن‌ها را به‌صورت محلول درآورده و از محیط عمل خارج می‌کنند.

پیوند با زندگی (هضم غذا)

برای هضم غذا، غده‌های داخلی دیواره معده هیدروکلریک‌اسید (HCl) ترشح می‌کنند.

در بدن یک انسان بالغ روزانه بین ۲ تا ۳ لیتر شیر معده (هیدروکلریک‌اسید) ترشح می‌شود که غلظت یون هیدرونیوم آن حدود ۰/۰۳ مولار است که محیط بسیار اسیدی ایجاد می‌کند.

$$[H^+] = 0/03 = 3\times10^{-2}\ \frac{mol}{lit} \qquad pH = -\log[H^+] \qquad pH = -\log 3\times10^{-2}$$

$$\left.\begin{matrix} pH = 2 - \log 3 \\ \log 3 \simeq 0/5 \end{matrix}\right\} \Rightarrow pH \simeq 2 - 0/5 \Rightarrow \boxed{pH \simeq 1/5}$$

www.my-dars.ir

از مشاهده pH محیط درون معده می‌توان چنین نتیجه گرفت که می‌تواند برخی فلزات مانند روی را طبق واکنش زیر در خود حل کند.

$$Zn_{(s)} + ۲HCl_{(aq)} + ZnCl_{۲(aq)} + H_{۲(g)}$$

البته لازم به ذکر است که تعداد کمی از همین یون‌های هیدرونیوم جذب دیواره داخلی معده شده و باعث نابودی سلول‌های سازنده‌ی آن می‌شوند، حال اگر به هر دلیلی مقدار اسید معده بیش از اندازه معمول باشد، تعداد یون‌های H^+ جذب‌شده توسط دیواره معده افزایش یافته و باعث درد، التهاب و گاهی خون‌ریزی معده می‌شود. در این حالت اشخاص مبتلا به این مشکل باید داروهای ضداسید (بازی) استفاده کنند تا اسید معده خنثی شود. یکی از معروف‌ترین آن‌ها شیر منیزی (منیزیم‌هیدروکسید، $Mg(OH)_۲$) است که طبق واکنش خنثی شدن زیر با اسید معده واکنش می‌دهد و اثر آن را از بین می‌برد.

$$Mg(OH)_{۲(aq)} + ۲HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{۲(aq)} + ۲H_۲O_{(l)}$$

چند نمونه ضد اسید معروف دیگر:

الف) جوش شیرین (سدیم‌هیدروژن‌کربنات، $NaHCO_۳$):

$$NaHCO_{۳(s)} + H_۲O_{(l)} \rightarrow NaOH_{(aq)} + H_۲CO_{۳(aq)}$$

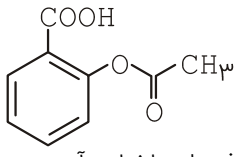
همان‌طور که در معادله بالا می‌بینید یک باز قوی ($NaOH$) و یک اسید ضعیف ($H_۲CO_۳$) تولید شده است که از نظر قدرت، باز قوی بر اسید ضعیف غلبه کرده و محیط اسیدی معده را خنثی می‌کند.

ب) آلومینیوم‌هیدروکسید ($Al(OH)_۳$):

$$Al(OH)_{۳(s)} + ۳HCl_{(aq)} \rightarrow AlCl_{۳(aq)} + ۳H_۲O_{(l)}$$

بعضی از افرادی که مشکل ترش کردن و یا پدیده رفلاکس معده دارند از ترشیجات، غذاها و داروهای اسیدی نباید استفاده کنند واین افراد باید تعداد وعده‌های غذایی را افزایش و حجم غذای مصرف‌شده در هر مرتبه را کاهش دهند و از طرفی از داروهایی نظیر آسپرین که خاصیت اسیدی دارد استفاده نکرده و داروهای جایگزین پیدا کنند.

فرمول ساختاری (گسترده) و فرمول مولکولی آسپرین به‌قرار زیر است:



فرمول ساختاری آسپرین

$$C_۹H_۸O_۴$$

نکته ۱: داروها و غذاهای اسیدی، محیط معده را اسیدی‌تر و pH را کاهش می‌دهند.

نکته ۲: در زمان استراحت، pH معده افزایش یافته و به حدود 3/7 می‌رسد، غلظت $[H^+]$ را در این حالت محاسبه کنید.

$$[H^+] = ۱۰^{-pH} = ۱۰^{-۳/۷} \qquad [H^+] = ۱۰^{-۴} \times ۱۰^{۰/۳} \xrightarrow[۱۰^{۰/۳}=۲]{\log ۲=۰/۳} [H^+] = ۲ \times ۱۰^{-۴} \frac{mol}{lit}$$

نکته ۳: با توجه به این‌که محلول جوش شیرین (سدیم‌هیدروکسیدکربنات) خاصیت بازی دارد، پس اضافه کردن آن به شوینده‌ها باعث افزایش قدرت پاک‌کنندگی آن‌ها می‌شود چون می‌تواند با چربی‌ها واکنش داده و صابون تولید کند.

$$RCOOH + NaHCO_۳ \rightarrow RCOONa + H_۲CO_۳$$

مای درس
www.my-dars.ir