



بخش آموزش رسانه تفریحی سنتر

کلیک کنید  www.tafrihicenter.ir/edu

 نمونه سوال  گام به گام

 امتحان نهایی  جزوه

 دانلود آزمون های آزمایشی

متوسطه اول : هفتم ... هشتم ... نهم

متوسطه دوم : دهم ... یازدهم ... دوازدهم

www.tafrihicenter.ir

مولکول ها 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 می گیرد. بررسی بهداشت شامل تشریح شوینده ها مانند صابون و پاک کننده های اسیدی و بازی می باشد.

حفاری ها در بابل نشان دهنده این است که انسان ها هزاران سال پیش، از آب و موادی مانند صابون برای نظافت استفاده می کردند و نسل های قبل از ما هم به وسیله خاکستر شست و شوی ظروف چرب را انجام می دادند.

نبود بهداشت و اصول بهداشتی در گذشته، جان انسان ها را به خطر می انداخت به طوری که با شایع شدن یک بیماری مانند وبا که عامل انتقال آن آب آلوده است، به یکباره میلیون ها انسان جان خود را از دست می دادند. در حالی که امروزه با بالا رفتن سطح بهداشت فردی میزان مرگ و میر در کل جهان بسیار کاهش داشته و امید به زندگی افزایش یافته است.

نمودار صفحه ۲ کتاب درسی نشان می دهد که در سال های اخیر درصد افراد بیش تری به سن های بالا می رسند و درصد افراد کم تری در سن های پایین تر فوت کرده و جان خود را از دست می دهند.

طبیعتاً امید به زندگی در نقاط مختلف جهان و حتی شهرهای یک کشور متفاوت است، مسلماً مناطقی که در رفاه و آسایش بیش تری باشند و امکانات بالاتری داشته باشند به سن های بالاتری می رسند و در نقاطی که محرومیت و فقر وجود دارد به دلیل نداشتن امکانات پزشکی، دارو، درمان، تغذیه مناسب و... متوسط سن مرگ و میر پایین تر است.

پاکیزگی محیط با مولکول

برای بررسی این موضوع ابتدا باید ساختار آلاینده ها گلوکز و پاک کننده ها (شوینده ها) و نیروی بین مولکولی آن ها را بهتر بشناسیم. به عنوان نمونه عسل که دارای مولکول های زیاد قندی (گلوکز) است در آب حل شده و با آب پاک می شوند چون در مولکول های قندی تعداد زیادی عامل هیدروکسیل ($-OH$) وجود دارد که می تواند با آب پیوند هیدروژنی تشکیل دهد. به چند نمونه انحلال پذیری مواد مختلف در آب و هگزان که در زیر بررسی شده است دقت کنید:

اتیلن گلیکول ($CH_2 - CH_2$) چون ۲ گروه عاملی ($-OH$) دارد قطبی به شمار می آید و می دانیم که مواد قطبی در حلال های قطبی نظیر آب به خوبی حل می شوند.

نمک خوراکی ($NaCl$) که یک ترکیب یونی است به خوبی در آب حل می شود. بنزین (اوکتان، C_8H_{18}) که یک مولکول ناقطبی است در آب حل نمی شود ولی در هگزان که ناقطبی است به خوبی حل می شود.

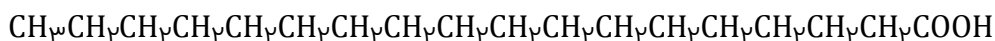
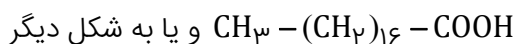
اوره ($CO(NH_2)_2$) و یا فرمول گسترده ی خطی ($H_2N - \overset{O}{\parallel} C - NH_2$) به دلیل داشتن گروه های آمینی و کربونیل که هر دو قطبی هستند به خوبی در آب حل می شود. به همین دلیل در ادرار به مقدار زیادی وجود دارد (تشکیل پیوند هیدروژنی).

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 می آید که در آب حل نمی شود و در هگزان که ناقطبی است به خوبی حل می شود.

وازلین ($C_{25}H_{52}$) که یک مولکول ناقطبی است (هیدروکربنی) در هگزان به خوبی حل می شود. نکته: به طور کلی مواد قطبی و یونی در حلال های قطبی مانند آب و مواد ناقطبی در حلال های ناقطبی مانند هگزان به خوبی حل می شوند.

اسیدهای چرب

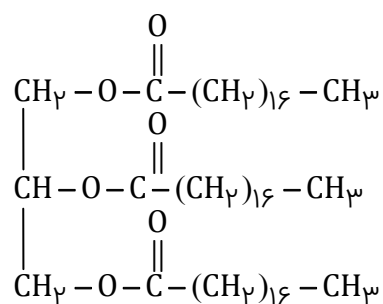
همان‌طور که از نامشان پیداست دارای گروه عاملی اسیدی کربوکسیل (COOH) هستند که تعداد اتم‌های کربن در آن‌ها تا ۴۰ کربنی می‌تواند باشد. (زنجیره‌ی هیدروکربنی بلند دارند) و دارای دو بخش قطبی (COOH) و بخش ناقطبی زنجیره‌ی هیدروکربنی هستند. مانند:



استرهای بلندزنجیر

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

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



چربی:

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

صایون

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.

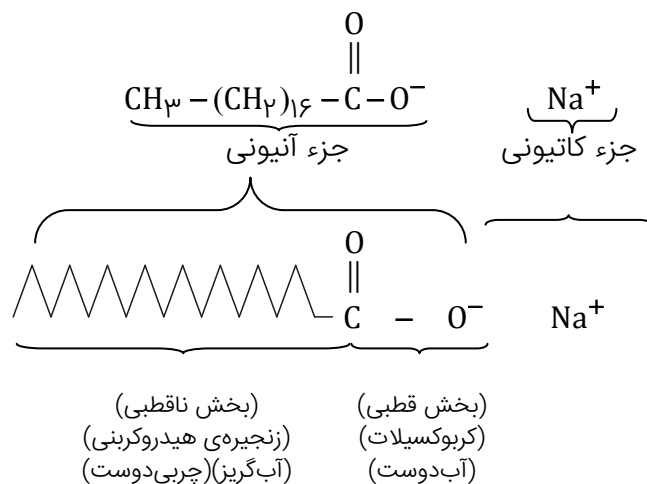
نکته: اگر صابون نمک سدیم (Na^+) اسید چرب باشد صابون جامد و اگر نمک پتاسیم (K^+) یا آمونیوم (NH_4^+) اسید چرب باشد صابون مایع است.

چگونگی پاک کنندگی صابون و پاک کنندہا

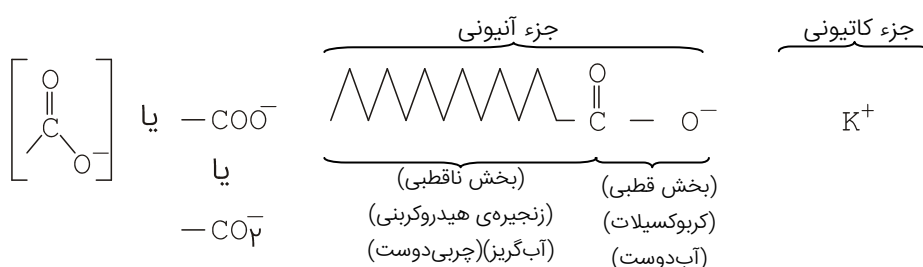
ی‌ا‌ک‌کننده‌ها از جمله صابون، دارای ساختاری آبیونی با دو قسمت (دو سر) متفاوت می‌باشند.

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

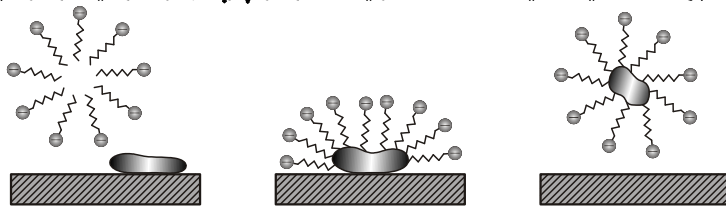
ب) سر قطبی و آب دوست: این قسمت در حلال های قطبی مانند آب، به خوبی حل می شود و باعث جدا شدن ذرات چرک



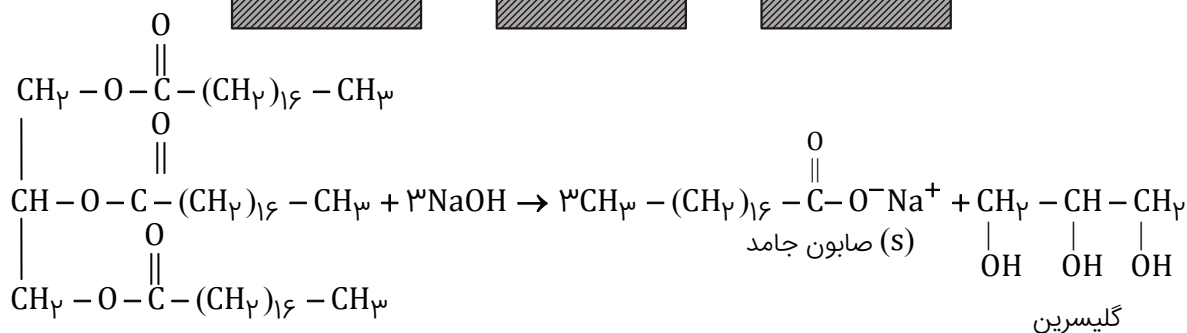
شکل صابون پتاسیم اسید چرب



نکته ۳: همان طور که گفته شد آنیون صابون از دو بخش قطبی و ناقطبی تشکیل شده است که بخش قطبی (یون کربوکسیلات $-\text{COO}^-$) به دلیل انحلال در آب، آب دوست و بخش ناقطبی (زنجیره هیدروکربنی) که در چربی به خوبی حل می شود. آب گریز یا چربی دوست نامیده می شود. پس صابون مانند یک میله است که از یک سر در چربی و از سر دیگر در آب حل می شود و به همین دلیل خاصیت پاک کنندگی دارد.



معادله تولید صابون

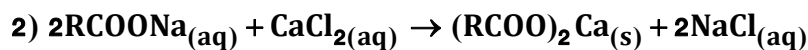
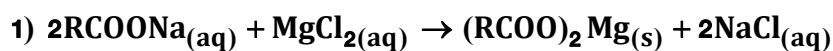


(۳و۲ پروپان تری آل)

نکته ۱: سر قطبی در همه صابون ها گروه کربوکسیلات ($-\text{COO}^-$) می باشد.

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

نکته ۴: اشکال صابون ها یا پاک کننده های صابونی این است که در آب های سخت (آب هایی که حاوی یون های Ca^{2+} و Mg^{2+} می باشند) به خوبی کف نمی کنند و به صورت صابون نامحلول رسوب می کنند پس خاصیت پاک کنندگی خوبی ندارد.

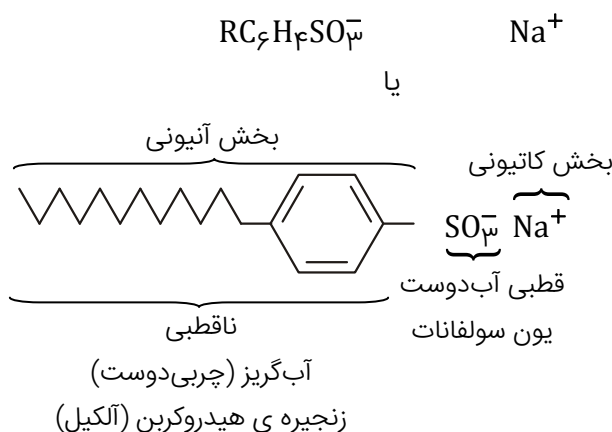


صابون محلول در آب

صابون نامحلول در آب (رسوب)

پاک کننده های غیرصابونی

همان طور که گفته شد صابون با کاتیون های Mg^{2+} و Ca^{2+} جاذبه ی قوی برقرار کرده و در آب سخت رسوب می کند. اشکال اساسی صابون در گروه قطبی COO^- آن است که با این کاتیون ها رسوب می دهد. برای رفع این اشکال گروه کربوکسیلات را با گروه سولفانات (SO_3^-) تعویض کرده اند. به چنین پاک کننده هایی پاک کننده های غیرصابونی می گویند. سدیم دو دسیل بنزن سولفانات که یکی از معروف ترین پاک کننده های غیرصابونی است دارای ساختار مولکولی زیر می باشد.



مزیت پاک کننده های غیرصابونی

ترکیب آن ها با کاتیون هایی مانند Ca^{2+} و Mg^{2+} در آب محلول است. بنابراین در آب سخت نیز به خوبی کف می کند و خاصیت پاک کنندگی دارند.

- صابونی
- (۱) سر قطبی: گروه کربوکسیلات ($-COO^-$)
 - (۲) سر ناقطبی: زنجیره های هیدروکربنی
 - (۳) اشکال: ایجاد صابون های نامحلول در آب های سخت

خلاصه پاک کننده ها

- غیرصابونی
- (۱) سر قطبی: گروه سولفانات ($-SO_3^-$)
 - (۲) سر غیرقطبی: زنجیره های هیدروکربنی متصل به حلقه بنزنی
 - (۳) مزیت: در آب های سخت نیز به خوبی کف می کنند.

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) به دست می آید، و با توجه به خاصیت بازی که دارد برای موهای چرب بسیار مناسب است. البته در شهرهای دیگر نظیر آشتیان و رودبار صابون های سنتی و طبیعی نیز تولید می شود.

امروزه با اضافه کردن مواد مختلفی به صابون خاصیت ویژه ای می دهند، مثلاً اضافه کردن گوگرد باعث از بین رفتن جوش و قارچ های پوستی و اضافه کردن کلر باعث ضد عفونی و میکروب کشی می شود و یا با اضافه کردن فسفات ها قدرت پاک کنندگی افزایش می یابد، چون این نمک ها با یون های کلسیم و منیزیم موجود در آب سخت واکنش داده و از تشکیل رسوب و ایجاد لکه جلوگیری می کنند.

نکته قابل ذکر این است که هر چه شوینده ای مواد اضافی بیش تری داشته باشد عوارض جانبی و مخرب آن بر روی محیط زیست بیش تر است و می تواند عوارض پوستی - تنفسی ایجاد کند پس بهتر است میزان عاقلانه و از شوینده های طبیعی استفاده شود و از شوینده های صنعتی که مواد افزودنی دارند کمتر استفاده کنیم.

از نوعی صابون سنتی در تنور نان سنگک برای چرب کردن سطح سنگ استفاده می شود. این ماده از چسبیدن سنگ ریزه ها به خمیر نان جلوگیری می کند.

عوامل موثر بر قدرت پاک کنندگی صابون ها

قدرت پاک کنندگی صابون ها به عوامل گوناگونی بستگی دارد. هر اندازه صابون بتواند مقدار بیش تری از آلاینده ها و چربی ها را بزداید، قدرت پاک کنندگی بیش تری دارد. در واقع صابون همه لکه ها را به یک اندازه از بین نمی برد. زیرا نوع پارچه، دما، نوع آب، مقدار صابون و نوع صابون از نظر آنزیم دار یا بدون آنزیم بودن نیز بر روی قدرت پاک کنندگی آن تأثیر دارد. آیا می توانید تأثیر هر یک را بررسی کنید؟

در مورد نوع پارچه مسلماً میزان پاک کنندگی پارچه نخی خیلی بیش تر از پارچه پلی استر است و در مورد دما باید بگوییم، هر چه دما بالاتر باشد قدرت پاک کنندگی بیش تر است و چون صابون در آب های سخت خوب کف نمی کند هر چه سختی آب کمتر باشد، میزان پاک کنندگی بالاتر می رود و طبیعتاً صابون آنزیم دار پاک کنندگی بیش تری نسبت به صابون بدون آنزیم دارد.

انواع مخلوط

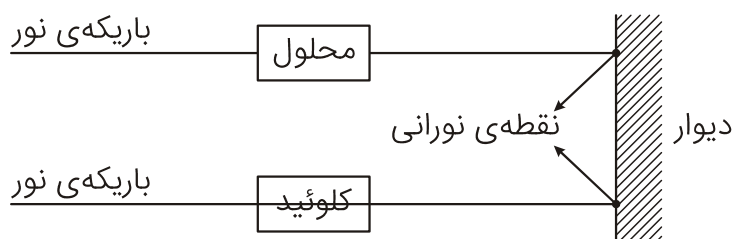
همگن : محلول	}	ناهمگن	}	انواع مخلوط
(۱) کلوئید				
(۲) سوسپانسیون				

محلول

هرگاه ذرات حل شونده در حلال به طور 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 می گویند. مانند آب دریا، هوا، مخلوط کات کبود در آب که آبی رنگ است.

کلوئید

به مخلوط ناهمگنی گفته می شود که ذرات حل شونده آن بسیار بزرگ تر از حالت قبل هستند. در نتیجه در هنگام عبور نور از این نوع مخلوط ها مسیر نور به خوبی مشخص می شود. برخلاف محلول ها که شفاف هستند، ظاهری کدر یا مات دارد (کلوئید از واژه یونانی Kolla به معنای چسب گرفته شده است).



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 حل شده	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	≥ 2
سوسپانسیون	مشخص است	ندارد	بسیار بسیار بزرگ، بزرگ‌تر از 10^{-7} متر	ندارد	دارد	≥ 2

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.

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 خوردگی دارند، به همین علت نباید با پوست و اعضاء و

جوارح تماس داشته باشند. مانند جوهر نمک (هیدروکلریک اسید) و سرکه (اتانویک اسید) که همان طور که از نامشان پیداست خاصیت اسیدی دارند و کاغذ pH را به رنگ قرمز درمی آورند و سودسوزآور (سدیم هیدروکسید) و سفیدکننده که خاصیت بازی دارند و کاغذ pH را به رنگ آبی درمی آورند.

این مواد می توانند جرم (رسوب) تشکیل شده در کتری، سماور، لوله ها، آب راه ها و دیگ های بخار را که به سختی به سطح مورد نظر می چسبند با خود واکنش شیمیایی دهند و در آب محلول کنند. برای باز کردن لوله ها و مجاری مسدود شده در برخی وسایل دستگاه های صنعتی از مخلوط پودر آلومینیوم و سدیم هیدروکسید استفاده می شود، این مخلوط خاصیت بازی دارد، در واکنش با چربی ها و روغن ها موادی همانند صابون تولید می کند که علاوه بر لیزی، مواد حاصل را در آب حل کرده و با خود پاک می کند. لازم به ذکر است این واکنش گرماده بوده و با افزایش دما قدرت پاک کنندگی زیاد می شود، همچنین دما سبب نرم و ذوب شناور شدن چربی ها می شود.

در این واکنش گاز هیدروژن نیز تولید می شود، که باعث ایجاد فشار در لوله ها و با رفتار مکانیکی، باز کردن مجاری را تسهیل می کند، به عبارت دیگر هنگام عبور از لایه لای مواد، آن ها را سست تر می کند.

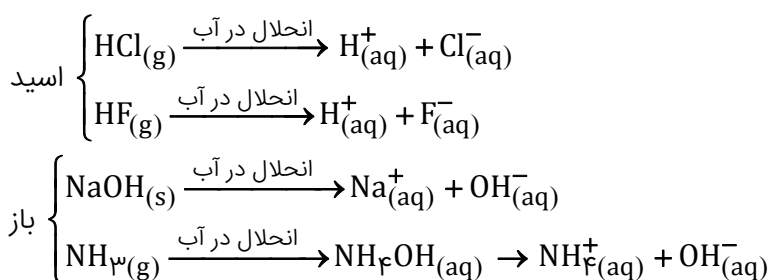
اسیدها و بازها

روزانه در جای جای زندگی از موادی استفاده می کنیم که اسید و باز در آن ها وجود دارند حتی این مواد در عملکرد بدن نیز تأثیر بسزایی دارند. ویژگی اسیدها و بازها:

- ۱- اسیدها ترش هستند و بازها علاوه بر تلخ مزه بودن، احساس لیزی به پوست می دهند.
- ۲- اسیدها با اغلب فلزها واکنش می دهند.
- ۳- اسیدها و بازها هر دو خورنده می باشند و به پوست آسیب می رسانند.
- ۴- اسیدها در تماس با پوست باعث سوزش آن می شوند به همین دلیل در پدیده برگشت اسید معده به مری، سوزش معده را احساس می کنیم. در معده با ورود مواد غذایی هیدروکلریک اسید ترشح می شود که علاوه بر تجزیه مواد غذایی و هضم آن موجودات ذره بینی موجود در غذا را نیز از بین می برد.
- نمونه هایی از کاربردهای مواد اسیدی و بازی در زندگی:
- ۱- در کشاورزی برای کاهش میزان اسیدی بودن خاک به آن آهک (CaO) می افزایند.
- 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 به کار می رود.
- ۳- تنظیم میزان اسیدی بودن شوینده ها ضروری است، عموماً شوینده ها خاصیت بازی (قلیایی) دارند.
- ۴- زندگی بسیاری از آبزیان به میزان pH (خاصیت اسیدی و بازی) آب وابسته است.
- ۵- اکثر میوه ها دارای اسید هستند و pH آن کمتر از ۷ است. مانند آسکوربیک اسید (ویتامین C) در پرتقال و مرکبات، بنزوئیک اسید در تمشک و اگزالیک اسید در اسفناج.
- ۶- ورود فاضلاب های صنعتی به محیط زیست باعث تغییر pH می شود و اکثراً pH آب را کاهش می دهند.

شیمی دان ها مدت ها قبل از آن که ساختار اسیدها و بازها شناخته شوند، با ویژگی ها و واکنش های آن ها 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 آرنیوس بود، این شیمی دان 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 آن ها 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.

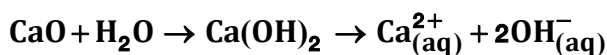
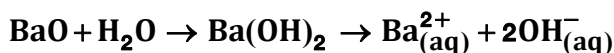
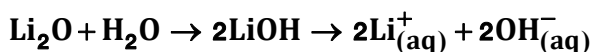
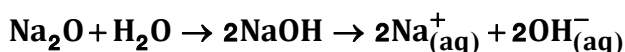


تذکر: یون $H^+_{(aq)}$ در آب به دلیل کوچکی بیش از حد و تراکم بار مثبت بسیار زیاد بر روی آن به صورت $H_3O^+_{(aq)}$ (یون هیدرونیوم) وجود دارد. که هر دو یک معنی دارند یعنی: $H^+_{(aq)} = H_3O^+_{(aq)}$ است.

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.

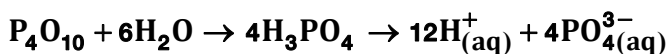
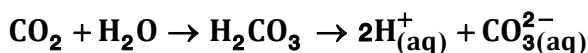
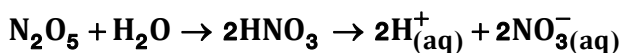
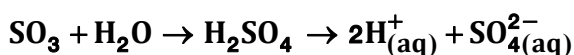
نکته ۲: اگر در محلولی غلظت $[H^+_{(aq)}] = [OH^-_{(aq)}]$ باشد، آن محلول خنثی است. طبق نظریه آرنیوس برخی از اکسید عناصر در آب خاصیت اسیدی و برخی دیگر خاصیت بازی ایجاد می‌کنند.

باز (هیدروکسید فلز) $\rightarrow$ آب + اکسید فلز (اکسید بازی)



ترکیبات بالا رنگ کاغذ pH را آبی می‌کنند.

اسید اکسیژن‌دار $\rightarrow$ آب + (اکسید نافلزی) اکسید اسیدی

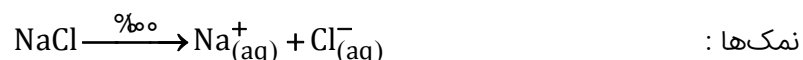
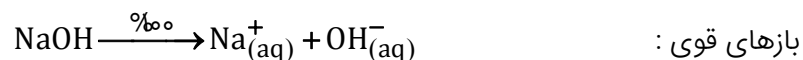


ترکیبات بالا رنگ کاغذ pH را قرمز خواهند کرد.

رسانای الکتریکی محلول ها و قدرت اسیدی

عامل رسانای الکتریکی در محلول ها وجود یون های مثبت و منفی است که بتوانند آزادانه حرکت کنند و در این حالت یون های مثبت و منفی به سمت قطب های مخالف خود حرکت کرده و باعث رسانایی الکتریکی می شوند.

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



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



همان طور که در مثال های بالا می بینید، یون های تولید شده در سمت راست واکنش تمایل دارند تا با یکدیگر ترکیب شده و مولکول های خنثی سمت چپ را پدید آورند که رسانای الکتریکی ندارند.

محللهایی که رسانایی الکتریکی ندارند و علت این است که با حل شدن در آب هیچ یونی تولید نمی کنند و به صورت مولکولی حل می شوند. مانند انواع الکل ها، قندها و شکر.

۱- محلول های الکترولیت: محلول هایی که رسانای الکتریکی دارند.

بررسی محلول ها از نظر رسانایی الکتریکی

۲- محلول های غیرالکترولیت

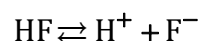
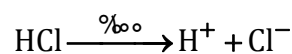
تذکر: موارد مقایسه شده در بالا باید در شرایط یکسانی از نظر غلظت و دما باشد و فقط نوع ماده مورد نظر تفاوت داشته باشد، تا مقایسه به دست آمده صحیح باشد.

یونش

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

اسیدهای تک پروتونه و چند پروتونه

به اسیدهایی که در اثر انحلال در آب یک H^+ اسیدی می توانند تولید کنند، اسید تک پروتونه (پروتون دار) می گویند. مانند: HNO_2 , HNO_3 , HI , HBr , HCl , HF و ...

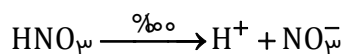
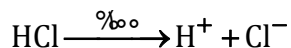


و به اسیدهایی که در اثر انحلال در آب دو H^+ اسیدی می توانند تولید کنند، اسید دو پروتون دار گویند. مانند H_2S , H_2SO_3 و H_2CO_3 و ...

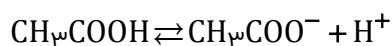
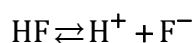
مرحله اول: $H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$

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

همان طور که در معادلات بالا مشاهده می کنید فلش برخی واکنش ها به صورت یک طرفه ($\rightarrow$) و برخی دیگر به صورت تعادلی ($\rightleftharpoons$) است. هرگاه فلش یک طرفه (کامل) ($\rightarrow$) باشد، اسید مورد نظر قوی است، به صورت کامل و ۱۰۰٪ به یون های اولیه اش تفکیک می شود، پس چون یون زیادی تولید می کند، رسانایی الکتریکی بالای دارد. مانند:



و در برخی معادلات از فلش تعادلی ($\rightleftharpoons$) استفاده می شود که نشان دهنده این است که مواد اولیه می توانند یون های سمت راست واکنش را تولید کنند و یون های سمت راست تمایل به برگشت و تشکیل مولکول خنثی را دارند پس تعدادی از مواد به صورت مولکولی و خنثی باقی مانده و یون های تولید شده در سمت راست واکنش زیاد نیستند و محلول مورد نظر به دلیل تشکیل تعداد یون کم، الکترولیت ضعیف بوده و رسانایی الکتریکی خوبی ندارند. مانند:



درجه یونش

نسبت تعداد مولکول (مول) (غلظت) یون های تولید شده به کل مولکول های (مول های) (غلظت های) اولیه حل شده را درجه یونش می گویند که با (α) نمایش داده می شود.

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

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

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.

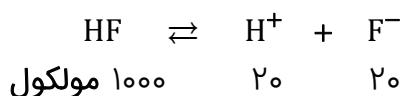
نکته ۴: درجه یونش اسیدها و بازهای قوی که به طور کامل تفکیک می شوند برابر یک است.

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

نکته ۶: درجه یونش ترکیبات آلی که به صورت مولکولی در آب حل می شوند و هیچ یونی تولید نمی کنند مانند الکل ها، قندها و شکر، صفر است، به همین دلیل محلول آن ها در آب غیر الکترولیت بوده و هیچ رسانای الکتریکی ندارند.

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

پاسخ:

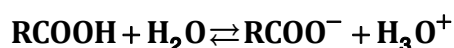


مثال ۲: غلظت یون های H^+ و CN^- را در محلولی از HCN (هیدروسیانیک اسید) با غلظت 0.15 مولار و درصد تفکیک یونی $3/8\%$ محاسبه کنید.

مثال ۳: اگر بدانیم که نیتریک اسید، یک اسید قوی است. در محلول 0.2 مولار این اسید، غلظت یون های هیدرونیوم و نیترات را با دلیل پیش بینی کنید.

مثال ۴: اگر در محلول 0.1 مولار استیک اسید (CH_3COOH)، غلظت یون هیدرونیوم برابر با $1/35 \times 10^{-3} \frac{mol}{lit}$ باشد، درصد یونش آن را حساب کنید.

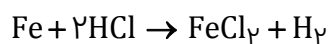
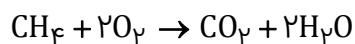
نکته: اسیدهای موجود در مواد خوراکی مانند سرکه سیب، انگور، ریواس و مرکبات از جمله اسیدهای خوراکی بوده که معروف به کربوکسیلیک اسیدها هستند و طی واکنش تعادلی زیر در آب حل می شوند. (اسیدهای ضعیف)



انواع واکنش ها از لحاظ جهت انجام شدن

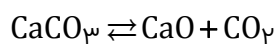
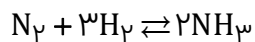
۱- واکنش های برگشت ناپذیر (یک طرفه) (کامل)

واکنش هایی که واکنش دهنده ها می توانند به فرآورده ها تبدیل شوند ولی فرآورده ها نمی توانند واکنش دهنده ها را تولید کنند. مانند انواع واکنش های سوختن و واکنش فلزات با اسیدها، که نماد آن $(\rightarrow)$ است. مانند:



۲- واکنش های برگشت پذیر (دوطرفه)

واکنش هایی که در دو جهت رفت و برگشت حرکت می کنند و مواد واکنش دهنده و فرآورده می توانند به یکدیگر تبدیل شوند. که نماد آن $(\rightleftharpoons)$ است. مانند:

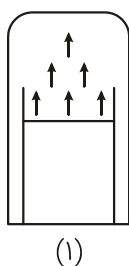


۳- واکنش های تعادلی

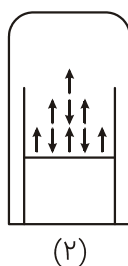
این نوع واکنش‌ها مانند واکنش‌های برگشت‌پذیر هستند با این تفاوت که باید سرعت رفت و برگشت در آن‌ها برابر باشد. و با نماد $(\rightleftharpoons)$ نمایش داده می‌شوند.

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

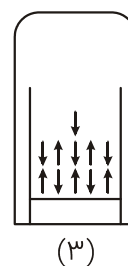
در این شکل‌ها مقداری آب را در یک ظرف ریخته و توسط درپوشی روی ظرف آب را می‌پوشانیم، در حقیقت یک ظرف آب با مقدار مشخصی آب داریم که در زمان‌های مختلف از آن عکس گرفته‌ایم. شکل (۱) اولین لحظه‌ای است که درپوش را روی ظرف قرار دادیم و فقط عمل تبخیر در آن صورت می‌گیرد. پس از مدتی خواهیم دید که مقدار آب درون ظرف 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)



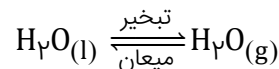
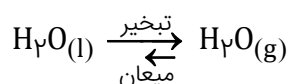
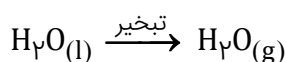
(۱)



(۲)



(۳)



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.

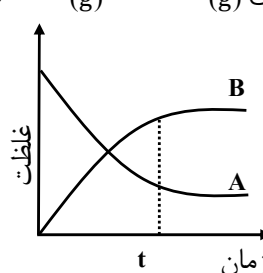
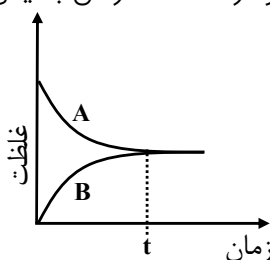
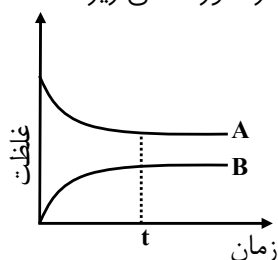
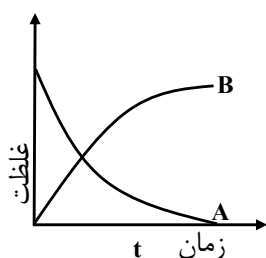
نکته: در لحظه تعادل غلظت واکنش‌دهنده‌ها و فرآورده‌ها ثابت می‌ماند.

نمودارهای غلظت - زمان

نمودار غلظت زمان در یک واکنش یک‌طرفه $A(\text{g}) \rightarrow B(\text{g})$ 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

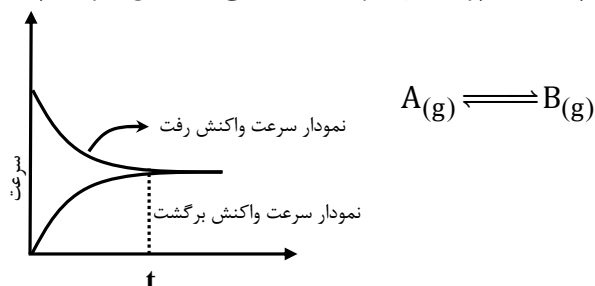
در واکنش تعادلی $A(\text{g}) \rightleftharpoons B(\text{g})$ نمودار غلظت - زمان به یکی از صورت‌های زیر است.



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.

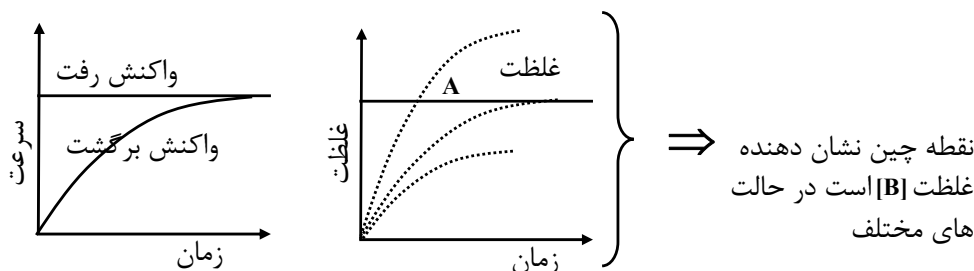


(t) زمان برقراری تعادل است.

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: $A(s) \rightleftharpoons B(g)$

نقطه چین نشان‌دهنده غلظت [B] است.

در حالت‌های مختلف.



ثابت تعادل

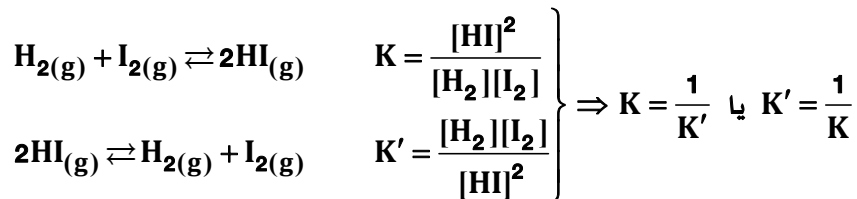
هرگاه واکنش فرضی $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ داشته باشیم، رابطه ثابت تعادل آن عبارت است حاصل ضرب غلظت فرآورده‌ها به توان ضرایبشان تقسیم بر حاصل ضرب غلظت واکنش‌دهنده‌ها به توان ضرایبشان، که عددی ثابت برای هر واکنش است و فقط و فقط تابع دما است و با نماد K نمایش داده می‌شود.

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

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

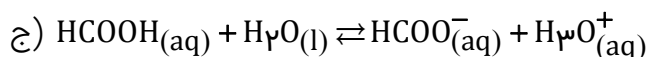
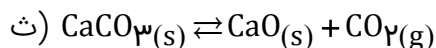
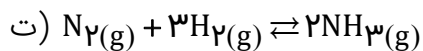
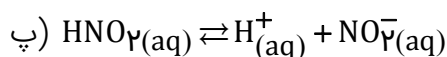
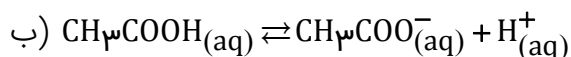
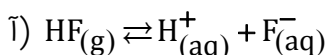
نکته ۲: غلظت مواد جامع و مایع خالص، حاصل تقسیم چگالی بر جرم مولی آن‌هاست و این نسبت همیشه برای یک جامد یا مایع خالص مقدار ثابتی است، پس در رابطه ثابت تعادل به جای غلظت این مواد عدد ثابت 1 را قرار می‌دهیم.

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



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

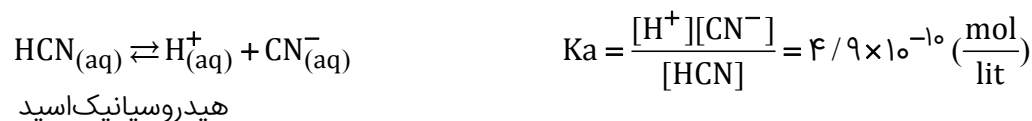
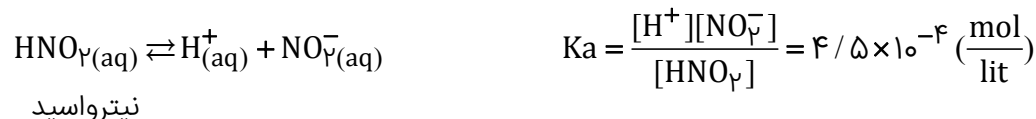
تمرین: برای هر یک از تعادل های زیر رابطه ثابت تعادل و یکای آن را بنویسید.



با توجه به رابطه ثابت تعادل هر چه مقدار عددی این عبارت بزرگتر باشد، نشان دهنده 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 واکنش های اسیدی، ثابت یونش نیز می گویند. به عنوان نمونه به بررسی ۲ مثال از اسیدها می پردازیم:



از مقایسه مقدار عددی دو اسید بالا متوجه می شویم که ثابت یونش اسیدی (K_a) نیترواسید (HNO_2) بزرگتر از هیدروسیانیک اسید (HCN) است پس خواهیم دریافت که نیترواسید قوی تر از هیدروسیانیک اسید است، چون صورت بزرگتری نسبت به مخرج دارد و H^+ بیشتری تولید می کند.

جدول ۱- ثابت یونش برخی اسیدها در دمای اتاق

نام اسید	فرمول شیمیایی	ثابت یونش	معادله یونش در آب
هیدرویدیک اسید	HI	بسیار بزرگ	$\text{HI(aq)} \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{I}^-(\text{aq})$
هیدروبرمیک اسید	HBr	بسیار بزرگ	$\text{HBr(aq)} \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq})$
هیدروکلریک اسید	HCl	بسیار بزرگ	$\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
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	$1/8 \times 10^{-4}$	$\text{HCOOH(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HCOO}^-(\text{aq})$
استیک اسید	CH_3COOH	$1/8 \times 10^{-5}$	$\text{CH}_3\text{COOH(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$
هیدروسیانیک اسید	HCN	$4/9 \times 10^{-10}$	$\text{HCN(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CN}^-(\text{aq})$

یک راه دیگر تشخیص اسید قوی از ضعیف واکنش اسیدها با فلزات است، در واکنش هیدروکلریک اسید با منیزیم و مقایسه آن با واکنش استیک اسید با منیزیم خواهیم دید که گاز هیدروژن تولید شده در ظرف هیدروکلریک اسید بسیار سریع تر و بیش تر خواهد بود پس نتیجه آن است که هیدروکلریک اسید قوی تر از استیک اسید است.



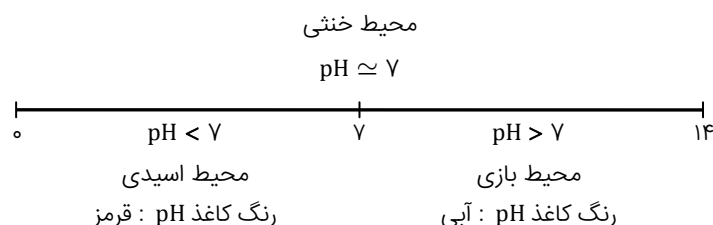
ظرف حاوی استیک اسید و منیزیم



ظرف حاوی هیدروکلریک اسید

pH

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



به عنوان مثال: پرتقال با $\text{pH} = 3/2$ و اسید معده با $\text{pH} = 1/8 \sim 1/6$ اسیدی بوده و محیط دهان، بزاق $\text{pH} = 7/1 \sim 5/2$ تقریباً خنثی است، روده انسان $\text{pH} = 8/5$ و خون $\text{pH} = 7/4$ محیط بازی دارند. برای این که مفهوم pH را بفهمیم در ابتدا باید مبحث لگاریتم را یادآوری کنیم.

در درس ریاضی با لگاریتم آشنا شدید.

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

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

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

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

لگاریتم‌هایی که باید حفظ شود.

$$\log 2 = 0.3$$

$$\log 3 = 0.47$$

$$\log 5 \simeq 0.7$$

$$\log 7 = 0.85$$

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

$$\log 21 = ?$$

$$\log 0.8 = ?$$

$$\log 24 = ?$$

$$\log 0.4 = ?$$

$$\log ? = 1.85$$

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
$pOH = -\log[OH^-]$	$pH = -\log[H^+]$
$[OH^-] = 10^{-pOH}$	$[H^+] = 10^{-pH}$
$[OH^-] = M \times n \times \alpha$	$[H^+] = M \times n \times \alpha$
$pH + pOH = 14$	
$[H^+] \times [OH^-] = 10^{-14}$	

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.

مثال ۱: در محلولی $[H^+] = 3 \times 10^{-9}$ است، pH و خاصیت محلول را مشخص کنید.

مثال ۲: در محلولی $pH = 4$ ، غلظت $[H^+]$ و خاصیت محلول را مشخص کنید.

مثال ۳: هرگاه یک محلول اسیدی مانند شیر ترش شده با $pH = 2/7$ داشته باشیم، غلظت یون هیدرونیوم موجود در محلول را محاسبه کنید.

مثال ۴: جدول زیر را کامل کنید.

[H ⁺]	pH	خاصیت محلول
.....	2/15	
$3/6 \times 10^{-4}$		
.....	11/4	بازی
.....	0	

مثال ۵:

pH محلول HCl، ۰/۰۰۱ مولار کدام است؟

۴ (۴)

۳ (۳)

۲ (۲)

۱ (۱)

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

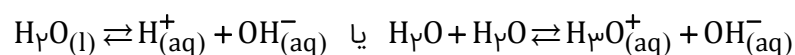
مثال ۷: ۳۶۵/۰ گرم HCl را در آب حل کرده و حجم محلول را به ۵۰۰ میلی لیتر می رسانیم، pH محلول مورد نظر را حساب کنید.

مثال ۸: اگر در محلول اسید ضعیف HA غلظت یون هیدرونیوم 10^{-4} 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 خودبه خودی آب (خودیونش آب)

آزمایش ها نشان می دهد که آب خالص دارای رسانای الکتریکی بسیار کمی می باشد. این پدیده نشان می دهد که آب خالص نیز به طور خودبه خود مطابق معادله تعادلی زیر یونش یافته و دارای مقادیر بسیار کمی از یون های $H^+_{(aq)}$ و $OH^-_{(aq)}$ می باشد.



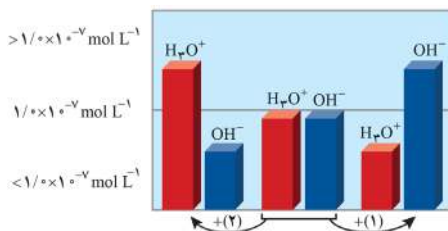
آزمایش تجربی نشان می دهد که در دمای $25^\circ C$ غلظت یون H_3O^+ و OH^- با هم برابر و مساوی 10^{-7} مول بر لیتر است. پس برای ثابت تعادل آب داریم:

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} \xrightarrow[\text{مایع خالص برابر یک است}]{\text{همان طور که قبلاً گفته شده غلظت}} K_w = \frac{(10^{-7})(10^{-7})}{1} = 10^{-14}$$

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14} \left(\frac{\text{mol}}{\text{lit}}\right)^2$$

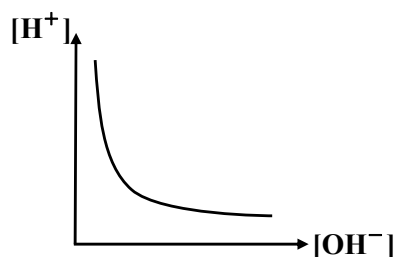
نکته ۱: ثابت تعادل آب مانند هر ثابت تعادل دیگر، فقط تحت تأثیر دما قابل تغییر است و تغییر غلظت اجزای تعادل بر مقدار ثابت تعادل بی تأثیر است.

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 می یابد. ولی در هر صورت در دمای 25°C حاصل ضرب غلظت عددی ثابت و برابر با 10^{-14} می باشد.



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

نکته ۴: در معادله خودیونش آب چون ضرایب H^+ و OH^- برابر است و هر دو به یک میزان تولید می شوند، پس می توان 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 حاصل ضرب آن ها عددی ثابت است.

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

$$[H^+] = \dots\dots\dots$$

$$[H^+] = 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[H^+] = 10^{-14} \text{ mol L}^{-1}$$

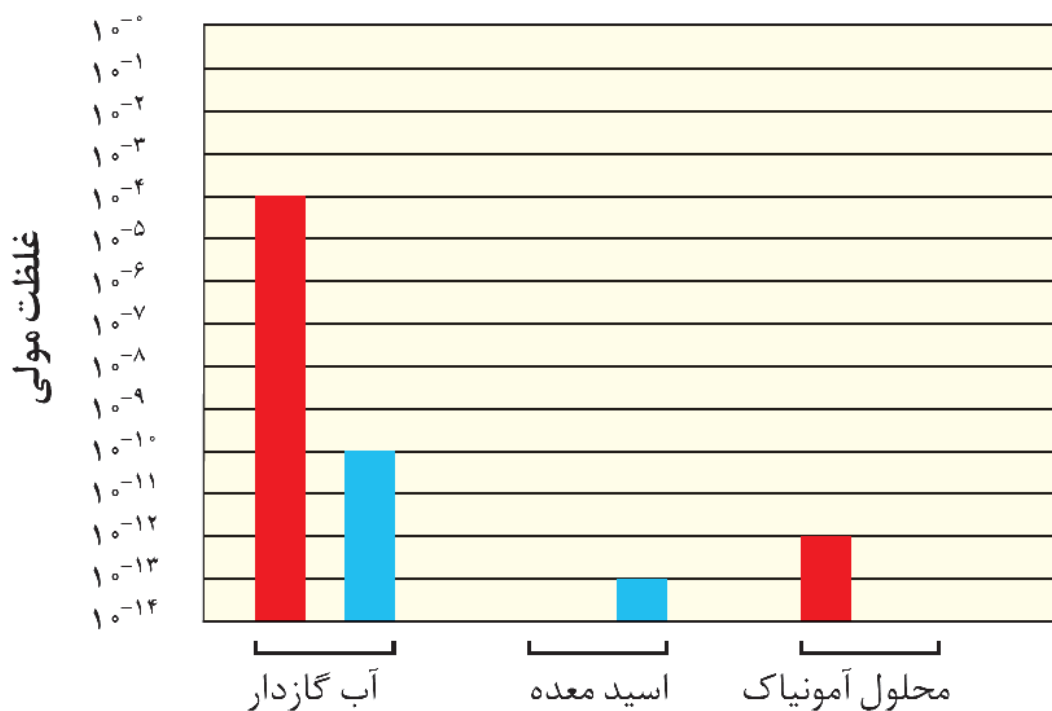


$$[OH^-] = \dots\dots\dots$$

$$[OH^-] = \dots\dots\dots$$

$$[OH^-] = \dots\dots\dots$$

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}

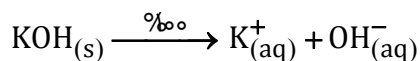
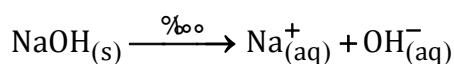
مثال ۳: جدول زیر را کامل کنید.

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	

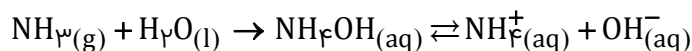
مثال ۴: در محلول با pH = 12، غلظت یون هیدروکسید را حساب کنید.

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. به همین دلیل است که فلزات گروه اول جدول تناوبی فلزات قلیایی گفته می‌شود، چون به بازهای محلول در آب قلیاء می‌گویند.

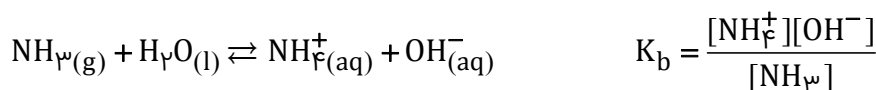


حال اگر بازی بر اثر حل شدن در آب، به میزان کمی به یون تفکیک شود، به باز مورد نظر، باز ضعیف می‌گویند. در این حالت علاوه بر مقدار کم یون‌های تولیدشده، از ماده اولیه به صورت مولکول در ظرف مورد نظر وجود دارد. مانند:



آمونیاک

همان‌طور که در معادله بالا مشاهده می‌کنید واکنش تعادلی است و مقداری از واکنش‌دهنده‌های آمونیوم‌هیدروکسید (NH₄OH) به صورت 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. به عنوان نمونه:



نکته ۱: بازهای قوی شامل هیدروکسید فلزات گروه اول و گروه دوم جدول تناوبی به جز 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.

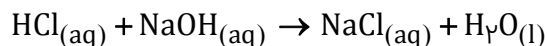
نکته ۵: هر چه محلول باز قوی‌تر باشد pH آن به 14 نزدیک‌تر و [OH⁻] > [H⁺] است.

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

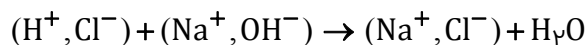
نکته ۷: آمونیاک و برخی از آمین‌ها به دلیل تشکیل پیوند هیدروژنی با آب، به طور عمده مولکولی حل شده و یون‌های کمی را تولید می‌کنند و رسانایی الکتریکی کمی دارند.

طرز عملکرد شوینده های خورنده

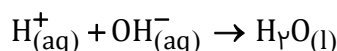
اسیدها و بازها با یکدیگر واکنش می دهند و نمک و آب تولید می کنند که به واکنش مورد نظر، واکنش خنثی شدن می گویند. به عنوان نمونه:



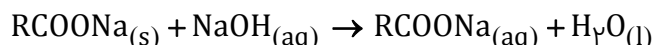
همان طور که در این معادله مشاهده می کنید عامل اسیدی در هیدروکلریک اسید (H^+) و عامل بازی در سدیم هیدروکسید (OH^-) می باشند که با یکدیگر واکنش داده و خنثی می شوند و آب (H_2O) را تولید می کنند.



به یون های Na^+ و Cl^- که در این واکنش نقش اساسی به عهده ندارند و هیچ تغییر نمی کنند یون های ناظر یا تماشاچی یا تماشاگر می گویند. در حقیقت واکنش اصلی عبارت است از:



از این روش برای باز کردن لوله ها و مجاری دستگاه های صنعتی و خانگی استفاده می شود. به این ترتیب که فرض کنیم بر اثر جمع شدن اسیدهای چرب در لوله ها، راه بسته شده است و حال از یک باز قوی مانند NaOH استفاده می کنیم، خواهیم داشت:



همان طور که از معادله بالا برمی آید چربی که به صورت جامد در سمت چپ واکنش قرار دارد و باعث مسدود شدن لوله ها می شود به ماده محلول در آب در سمت راست که همان صابون است تبدیل شده و از لوله خارج می شود. در ضمن خود خاصیت پاک کنندگی نیز دارد و چربی ها را در خود حل کرده و با خود از لوله ها خارج می کند.

یکی از موادی که باعث بسته شدن لوله ها می شود جرم حاصل از نمک های کلسیم است که در سماور و کتری نیز وجود دارد. مانند کلسیم کربنات (CaCO_3).

برای باز کردن لوله ها در این مورد از اسیدها استفاده می کنیم.



نکته ۱: در معادله بالا گاز تولید شده با اعمال فشار فیزیکی باعث تسریع شدن در عمل جرم گیری می شود.

نکته ۲: به طور کلی، شوینده های خورنده با واکنش های شیمیایی با آلاینده ها آن ها را به صورت محلول درآورده و از محیط عمل خارج می کنند.

پیوند با زندگی (هضم غذا)

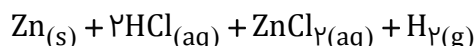
برای هضم غذا، غده های داخلی دیواره معده هیدروکلریک اسید (HCl) ترشح می کنند.

در بدن یک انسان بالغ روزانه بین ۲ تا ۳ لیتر شیر معده (هیدروکلریک اسید) ترشح می شود که غلظت یون هیدرونیوم آن حدود 0.03 mol/l است که محیط بسیار اسیدی ایجاد می کند.

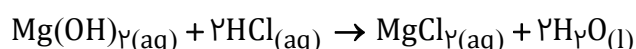
$$[\text{H}^+] = 0.03 = 3 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{lit}} \quad \text{pH} = -\log[\text{H}^+] \quad \text{pH} = -\log 3 \times 10^{-2}$$

$$\left. \begin{aligned} \text{pH} &= 2 - \log 3 \\ \log 3 &\simeq 0.5 \end{aligned} \right\} \Rightarrow \text{pH} \simeq 2 - 0.5 \Rightarrow \boxed{\text{pH} \simeq 1.5}$$

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

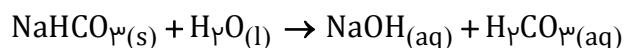


البته لازم به ذکر است که تعداد کمی از همین یون‌های هیدرونیوم جذب دیواره داخلی معده شده و باعث نابودی سلول‌های سازنده‌ی آن می‌شوند، حال اگر به هر دلیلی مقدار اسید معده بیش از اندازه معمول باشد، تعداد یون‌های H^+ جذب‌شده توسط دیواره معده افزایش یافته و باعث درد، التهاب و گاهی خون‌ریزی معده می‌شود. در این حالت اشخاص مبتلا به این مشکل باید داروهای ضداسید (بازی) استفاده کنند تا اسید معده خنثی شود. یکی از معروف‌ترین آن‌ها شیر منیزی (منیزیم هیدروکسید، Mg(OH)_2) است که طبق واکنش خنثی شدن زیر با اسید معده واکنش می‌دهد و اثر آن را از بین می‌برد.



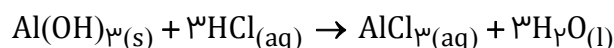
چند نمونه ضد اسید معروف دیگر:

الف) جوش شیرین (سدیم هیدروژن کربنات، NaHCO_3):



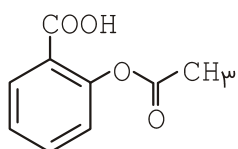
همان‌طور که در معادله بالا می‌بینید یک باز قوی (NaOH) و یک اسید ضعیف (H_2CO_3) تولید شده است که از نظر قدرت، باز قوی بر اسید ضعیف غلبه کرده و محیط اسیدی معده را خنثی می‌کند.

ب) آلومینیوم هیدروکسید (Al(OH)_3):



بعضی از افرادی که مشکل ترش کردن و یا پدیده رفلاکس معده دارند از ترش‌یجات، غذاها و داروهای اسیدی نباید استفاده کنند و این 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

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 ۳/۷ می‌رسد، غلظت $[\text{H}^+]$ را در این حالت محاسبه کنید.

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3/7} \quad [\text{H}^+] = 10^{-4} \times 10^{0/3} \xrightarrow{\frac{\log 2 = 0/3}{10^{0/3} = 2}} [\text{H}^+] = 2 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{lit}}$$

نکته ۳: با توجه به این که محلول جوش شیرین (سدیم هیدروکسید کربنات) 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.

