

مرورنامه آزمون آزمایشی خلی سبز

سال تحصیلی ۱۴۰۳-۰۴

دشته تجربی

مرحله ششم

پایه دوازدهم

این مرورنامه، ویژه مباحث جدید آزمون است. مرورنامه مباحثی که در آزمون‌های قبل به آن‌ها پرداخته شده، در پنل کاربری شما قابل دریافت است و در این فایل از تکرار آن پرهیز شده است.

ویژه کنکوری‌های ۱۴۰۴

شروع دوازدهم از تابستان

نام درس	مباحث	از صفحه	تا صفحه	مؤلف	ویراستار
شیمی	پایه دهم: فصل ۳ (از ابتدای رفتار آب و دیگر مولکول‌ها در میدان الکتریکی) صفحه ۱۰۳ تا ۱۲۲ پایه دوازدهم: فصل ۱ (از ابتدای اسیدها و بازها) صفحه ۱۳ تا ۳۶	۲	۱۷	عباس سرمایه معصومه سعیدی سروش عبادی	بنیامین یعقوبی مهدی سلطانی



– عوامل مؤثر بر انحلال پذیری گازها در آب –

انحلال گازها در آب به نوع گاز، دمای آب، فشار گاز بالای سطح آب و میزان نمک موجود در آب بستگی دارد.

۱- نوع گاز: به طور کلی تشکیل پیوند هیدروژنی، قطبی بودن مولکول های گاز، داشتن جرم و حجم زیاد و واکنش شیمیایی با آب سبب افزایش انحلال پذیری گازها در آب می شود.

الف) قطبی بودن مولکول های گاز: مولکول های آب قطبی می باشند؛ همان طور که در قسمت قبل خواندیم، «شبهه، شبهه را در خود حل می کند». از این رو هر چه قطبیت مولکول های یک گاز بیشتر باشد، میزان انحلال پذیری آن در آب بیشتر خواهد بود.

$NO > O_2$: انحلال پذیری در آب $\rightarrow NO > O_2$: قطبیت مولکول های گاز

ب) جرم و حجم مولکول های گاز: به طور کلی هر چه جرم و حجم مولکول های یک گاز بیشتر باشد، امکان ایجاد نیروهای بین مولکولی قوی تر با آب وجود داشته و در نتیجه میزان انحلال پذیری آن در آب بیشتر خواهد بود. برای نمونه، در شرایط یکسان:

$O_2 > N_2$: انحلال پذیری در آب $\rightarrow O_2 > N_2$: جرم و حجم مولکول های گاز

پ) توانایی تشکیل پیوند هیدروژنی با مولکول های آب: گازهایی که مولکول های آنها می توانند با مولکول های آب پیوند هیدروژنی تشکیل دهند، انحلال پذیری زیادی در آب دارند. برای نمونه انحلال پذیری گاز آمونیاک در آب بسیار زیاد است.

ت) واکنش شیمیایی با آب: اغلب اکسیدهای نافلزگی گازی شکل مانند CO_2 ، SO_2 و ... با آب واکنش می دهند؛ از این رو انحلال پذیری نسبتاً زیادی در آب دارند. برای مثال:

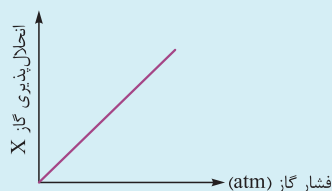
مثال در فشار و دمای یکسان، انحلال پذیری گاز CO_2 از گاز NO بیشتر است؛ زیرا اگرچه مولکول های CO_2 ناقطبی هستند ولی به علت واکنش با مولکول های آب و داشتن حجم و جرم مولکولی بالاتر، انحلال پذیری بیشتری نسبت به NO دارد.

● مقایسه انحلال پذیری در آب: N_2 (جرم مولی کم تر) $> O_2$ (جرم مولی بیشتر) $> NO$ (قطبی بودن) $> CO_2$ (واکنش شیمیایی با آب)

۲. اثر فشار بر انحلال پذیری گازها: در دمای ثابت، انحلال پذیری گازها با فشار گاز بالای محلول رابطه مستقیم دارد، یعنی با افزایش فشار، نفوذ مولکول های گاز در آب، بیشتر شده و انحلال پذیری گاز افزایش می یابد.

● قانون هنری: در دمای ثابت، انحلال پذیری گازها در آب با فشار گاز رابطه مستقیم دارد.

نکات مهم

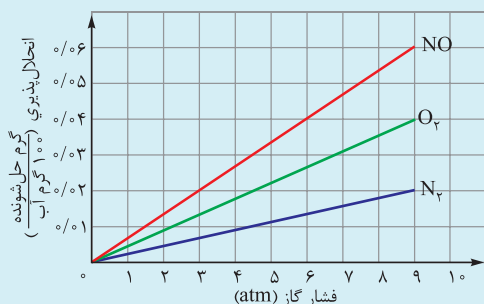


۱) نمودار انحلال پذیری گازها برحسب فشار به صورت خط راست با شیب مثبت است. از طرفی انحلال پذیری گازها در فشار صفر اتمسفر برابر صفر است؛ از این رو می توان نتیجه گرفت که در دمای ثابت، با n برابر شدن فشار گاز، انحلال پذیری n برابر می شود.

۲) معادله کلی انحلال پذیری گازها برحسب فشار به صورت زیر می باشد:

$$S = KP$$

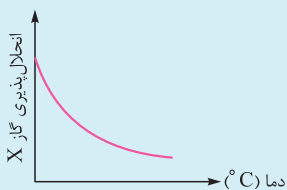
S (انحلال پذیری گاز)، P (فشار گاز) و K (شیب نمودار انحلال پذیری است که به نوع گاز، دما و ... بستگی دارد).



۳) هر گازی که انحلال پذیری بیشتری در آب داشته باشد، تأثیر فشار نیز بر انحلال پذیری آن بیشتر است.

۳. اثر دما بر انحلال پذیری گازها: در فشار ثابت، انحلال پذیری گازها با دما رابطه عکس دارد؛ یعنی با افزایش دما، انحلال پذیری گازها در آب کاهش می یابد.

نکته



نمودار انحلال پذیری گازها برحسب دما در فشار ثابت به صورت یک منحنی نزولی غیرخطی می باشد و در فشار ثابت، با n برابر شدن دما انحلال پذیری $\frac{1}{n}$ برابر نمی شود.

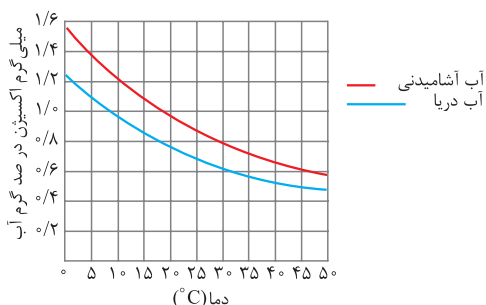
نکات مهم

۱) در هوای گرم، به دلیل کم تر شدن انحلال پذیری گاز اکسیژن در آب، ماهی ها به سطح آب می آیند.

۲) انحلال گازها در آب، با تولید گرما (گرماده) همراه است.

۴. اثر غلظت یون ها بر انحلال پذیری برخی گازهای ناقطبی مانند O_2 : انحلال پذیری گازهای ناقطبی با افزایش انحلال انواع نمک ها در آب، کاهش می یابد؛ زیرا با انحلال نمک ها در آب، بین یون های حاصل و مولکول های آب نیروی جاذبه یون - دوقطبی ایجاد می شود و تمایل مولکول های آب برای آبپوشی مولکول های گاز کم شده در نتیجه انحلال پذیری آن ها کاهش می یابد.

مثال) نمودار انحلال پذیری گاز اکسیژن در آب آشامیدنی و آب دریا:





– الکترولیت های بدن –

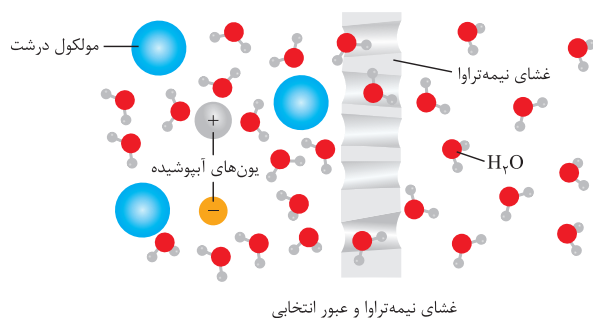
- ۱ کنترل احساسات و حرکات ما هنگامی رخ می دهد که محیط شیمیایی مناسبی برای ایجاد و برقراری جریان الکتریکی فراهم شود.
- ۲ محیط شیمیایی موجود در بدن ما یک محلول آبی محتوی یون های گوناگون مانند Na^+ ، K^+ ، Cl^- و ... است.
- ۳ احساس خستگی پس از انجام یک فعالیت بدنی سنگین، ناشی از کاهش چشمگیر یون های Na^+ ، K^+ ، Cl^- و ... در مایع های بدن است، از این رو نوشیدن محلول هایی حاوی این یون ها ضروری است.
- ۴ یکی از مهم ترین یون ها در الکترولیت های بدن، یون پتاسیم (K^+) است؛ به طوری که نیاز روزانه بدن هر فرد بالغ به یون پتاسیم دو برابر یون سدیم است ولی از آن جا که بیشتر مواد غذایی حاوی یون پتاسیم هستند، کمبود آن به ندرت احساس می شود.
- ۵ وجود یون پتاسیم برای تنظیم و عملکرد مناسب دستگاه عصبی بسیار ضروری است به طوری که انتقال پیام های عصبی در عصب ها بدون وجود این یون امکان پذیر نیست و اختلال در حرکت این یون مانع از انتقال پیام های عصبی می شود و گاهی در موارد شدید منجر به مرگ می شود.

– ردپای آب در زندگی –

- ۱ روزانه هر فرد در حدود ۳۵۰ لیتر آب مصرف می کند که این مقدار آب افزون بر نوشیدن، شامل پخت و پز، شست و شوی لباس و ... می باشد. از طرفی مصرف آب به فعالیت های روزانه هر شخص محدود نمی شود؛ بلکه روزانه در صنایع گوناگون حجم بسیار زیادی آب استفاده می شود.
- ۲ در میان صنایع، کشاورزی بیشترین حجم آب مصرفی را به خود اختصاص داده است.
- ۳ بررسی ها نشان می دهد که برای تولید هر وسیله، کالا یا فراورده مقدار معینی آب نیاز است.
- ۴ ردپای آب را نیز همانند ردپای کربن دی اکسید می توان برای هر فرد تعریف کرد. در واقع ردپای آب برای هر فرد نشان می دهد که آن فرد چه مقدار از آب قابل استفاده و در دسترس را مصرف می کند و در نتیجه چه مقدار از حجم منابع آبی کم می شود. این میزان، همه آبی را که در تولید کالاها، ارائه خدمات و فعالیت های گوناگون مصرف می شود، نشان می دهد.
- توجه هرچه ردپای آب ایجاد شده سنگین تر باشد، منابع آب شیرین بیشتر مصرف می شوند و زودتر به پایان می رسند.
- ۵ میانگین ردپای آب برای هر فرد در یک سال در حدود یک میلیون لیتر (۱۰۰۰ متر مکعب) است.
- ۶ میزان مصرف آب برای تولید برخی مواد به صورت زیر است:

یک کیلوگرم گوجه فرنگی > یک کیلوگرم گندم > ۱۰۰ گرم شکلات > یک بلوز نخی > یک کیلوگرم چرم: میزان مصرف آب

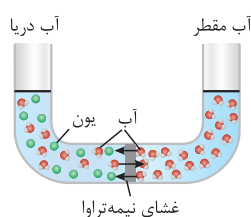
– پدیده اسمز و اسمز معکوس –



غشای نیمه تراوا و عبور انتخابی

- ۱ غشای نیمه تراوا: دیواره ای است که دارای روزهایی می باشد که ذره های سازنده مواد می توانند از آن عبور کنند (دارای نفوذپذیری انتخابی)؛ به گونه ای که این روزه ها فقط اجازه گذر به برخی (نه همه!) از ذره ها و مولکول های کوچک مانند آب و یون ها را می دهند و از گذر مولکول های درشت تر جلوگیری می کنند.
- ۲ اگر مطابق شکل زیر حجم های برابری از آب دریا و آب مقطر را به وسیله یک غشای نیمه تراوا که تنها اجازه عبور مولکول های

آب را می دهد جدا کنیم، مولکول های آب در هر دو جهت حرکت می کنند اما سرعت حرکت آن ها از سمت آب مقطر به سمت آب دریا بیشتر است.



- ۳ با گذشت زمان مولکول های آب به صورت خودبه خودی از آب مقطر (محلول رقیق) به آب دریا (محلول غلیظ) منتقل می شوند و در نتیجه حجم و ارتفاع آب مقطر کاهش و حجم و ارتفاع آب دریا افزایش می یابد و به این ترتیب غلظت آب دریا کاهش می یابد.

- ۴ با رقیق تر شدن محلول، به تدریج به جایی می رسیم که سرعت حرکت مولکول های آب در دو جهت برابر شده و به تعادل می رسد. در حالت تعادل، حرکت مولکول های آب درون غشا در هر دو جهت ادامه می یابد اما به دلیل برابری سرعت آن ها، غلظت و حجم محلول ها ثابت می ماند.



نکته مهم

هرچه غلظت محلول بیشتر ← اختلاف ارتفاع دو مایع در دو طرف غشا، بیشتر ← فشار اسمزی بیشتر

مثال هنگامی که میوه‌های خشک مانند مویز و حبوبات درون آب قرار می‌گیرند، مولکول‌های آب، خودبه‌خود از محیط رقیق، با گذر از روزنه‌های دیواره سلولی، به محیط غلیظ (بافت میوه) می‌روند و در نتیجه میوه و حبوبات آبدار و متورم می‌شوند. در این فرایند برخی نمک‌ها، ویتامین‌ها و ... از بافت میوه به آب راه می‌یابد.

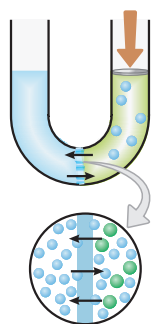
این در حالی است که خیار در آب شور چروکیده می‌شود؛ زیرا آب به طور خودبه‌خودی از درون خیار (محیط رقیق) به درون آب شور (محیط غلیظ) انتقال می‌یابد.

در فرایند اسمز، زمانی که تمایل آب به عبور از غشا با فشاری که ستون مایع وارد می‌کند، برابر شود، اسمز در ظاهر متوقف می‌شود. فشار لازم برای توقف ظاهری اسمز را فشار اسمزی می‌گویند.

نکته

نکته محاسباتی

در پدیده اسمز، کاری به جنس محلول‌ها نداریم! فقط C_M ذرات حل‌شونده در محلول‌ها را محاسبه می‌کنیم و اسمز زمانی متوقف می‌شود که C_M ذرات (یون‌ها و مولکول‌ها) برابر شوند.



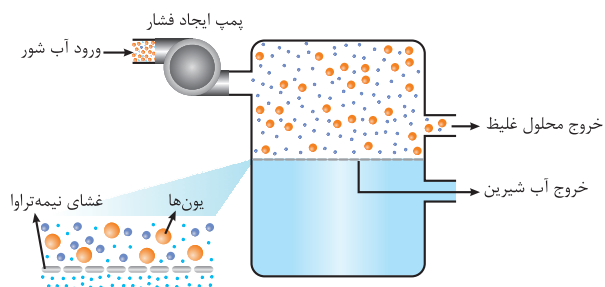
با توجه به توضیحات ارائه‌شده در بالا، به کمک فرایند اسمز نمی‌توان از آب دریا نمک‌زدایی کرد و آب شیرین به دست آورد.

مطابق شکل، با اعمال نیرو بر سطح محلول غلیظ (آن‌قدر که فشار واردشده بر محلول بیشتر از فشار اسمزی باشد!)، عکس فرایند اسمز رخ می‌دهد. یعنی مولکول‌های آب از محلول غلیظ به سمت آب مقطر (یا محلول رقیق) مهاجرت می‌کنند؛ از این رو به این فرایند، اسمز وارونه (معکوس) می‌گویند.

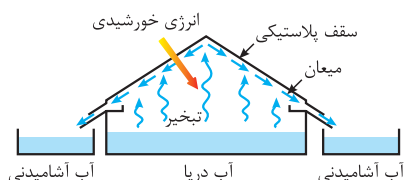
در فرایند اسمز معکوس، با گذشت زمان، مولکول‌های آب به صورت غیرخودبه‌خودی (با اعمال نیرو بر سطح محلول غلیظ‌تر) از محلول خارج شده و به طرف دیگر غشای نیمه‌تراوا جابه‌جا می‌شوند. از این رو حجم و ارتفاع آب مقطر افزایش و حجم محلول کاهش می‌یابد و به این ترتیب غلظت محلول (غلظت) افزایش می‌یابد.

ویژگی	فرایند	اسمز	اسمز معکوس
جهت خالص انتقال مولکول‌های حلال (آب)	از محلول رقیق‌تر به محلول غلیظ‌تر	از محلول غلیظ‌تر به محلول رقیق‌تر	از محلول غلیظ‌تر به محلول رقیق‌تر
تغییر غلظت محلول‌ها با گذشت زمان	محلول رقیق	غلظت‌تر می‌شود	رقیق‌تر می‌شود
	محلول غلیظ	رقیق‌تر می‌شود	غلظت‌تر می‌شود
تغییر حجم و ارتفاع محلول‌ها با گذشت زمان	محلول رقیق	کاهش می‌یابد	افزایش می‌یابد
	محلول غلیظ	افزایش می‌یابد	کاهش می‌یابد
نوع فرایند	خودبه‌خودی	غیرخودبه‌خودی (اعمال فشار)	

به کمک روش اسمز معکوس می‌توان از آب دریا که حاوی انواع حل‌شونده‌ها است، نمک‌زدایی کرد و آب شیرین به دست آورد.

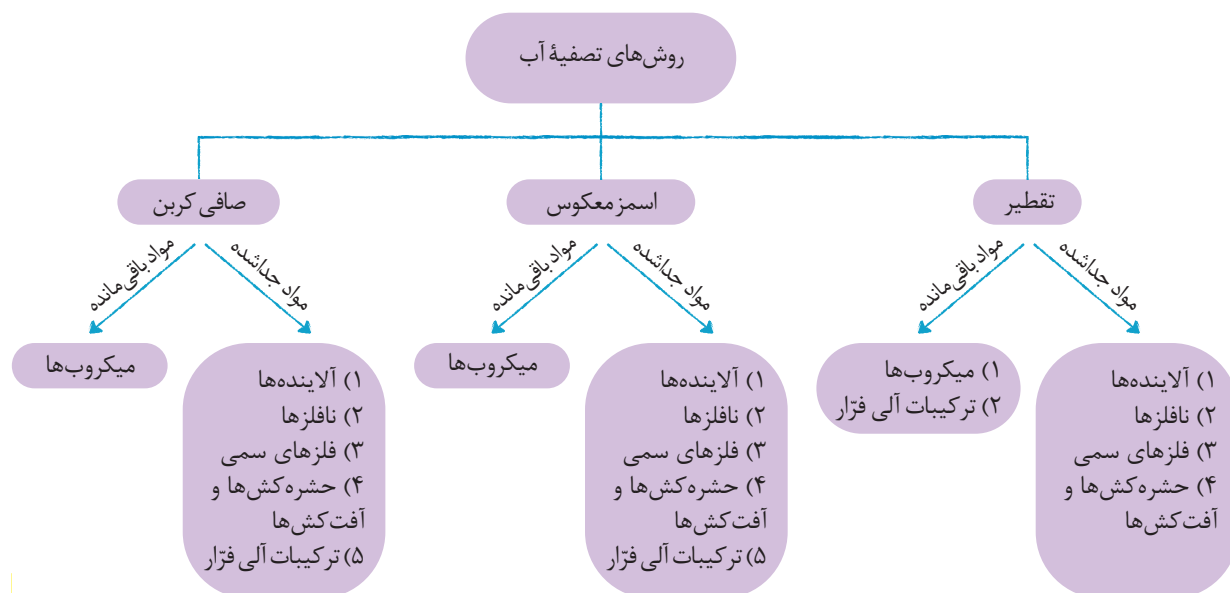


۱۰ از دستگاه زیر برای تهیه آب شیرین از آب دریا به روش اسمز معکوس استفاده می‌شود. در این دستگاه با استفاده از یک پمپ ایجاد فشار، به آب دریا فشار (بیشتر از فشار اسمزی) اعمال می‌کنند و آب با گذر از غشای نیمه‌تراوا در قسمت پایین دستگاه ذخیره شده و از دستگاه خارج می‌شود.



۱۱ یکی دیگر از روش‌های تهیه آب شیرین از آب دریا، روش تقطیر است. تقطیر عبارت است از تبخیر و سپس میعان! (فرایندی کاملاً فیزیکی)

– بررسی برخی روش‌های تصفیه آب –



نکات مهم

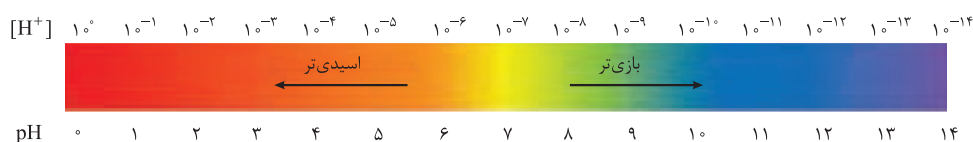
- آب به‌دست‌آمده از روش‌های اسمز معکوس و صافی کربن نسبت به روش تقطیر، آلاینده کم‌تری دارد.
- از آن‌جا که به کمک هیچ‌یک از سه روش نمی‌توانیم میکروب‌های موجود در آب را از بین ببریم، آب تصفیه‌شده در این روش‌ها را باید پیش از مصرف کلرزنی کرد.



pH	محلول
۱/۶ - ۱/۸	معدة
۳/۲	پرتقال
۷/۴	خون
۵/۲ - ۷/۱	بزاق دهان
۸/۵	روده کوچک

- pH، مقیاسی برای تعیین میزان اسیدی بودن -

- تغییر رنگ کاغذ pH درون یک محلول، (۱) معیاری برای تشخیص اسیدی یا بازی بودن محلول و (۲) نشان دهنده pH تقریبی آن محلول است.
- میزان اسیدی بودن یک محیط به غلظت یون هیدرونیوم (H^+) در آن بستگی دارد؛ به طوری که هر چه غلظت یون هیدرونیوم محلول بیشتر باشد، محیط اسیدی تر است و برعکس.
- برای پرهیز از بیان غلظت های کم و بسیار کم یون هیدرونیوم می توان از کمیت pH استفاده کرد زیرا اعدادی به مراتب ساده تر و قابل فهم تر ارائه می دهد.
- pH محلول های آبی در دمای اتاق در گستره ۰ تا ۱۴ بیان می شود:



- آب و همه محلول های آبی، حاوی یون های هیدرونیوم و هیدروکسید هستند؛ کاغذ pH در محلول های خنثی و آب خالص تغییر رنگ نمی دهد \Leftarrow در این محلول ها $[OH^-] = [H^+]$
- در یک نمونه آب خالص، شمار بسیار ناچیزی از مولکول های آب به یون های $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ یونیده می شود. به همین علت آب خالص رسانایی الکتریکی ناچیزی دارد.
- در دمای $25^\circ C$ ، غلظت H^+ در آب خالص و دمای اتاق، برابر 10^{-7} مولار است؛ پس pH آب خالص و محلول های خنثی برابر ۷ است؛ اما در محلول های اسیدی، pH کمتر از ۷ و در محلول های بازی، pH بیشتر از ۷ است:

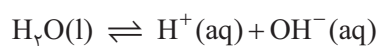
pH < 7	$[H^+] > 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ $[OH^-] < 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$	در محلول های اسیدی
pH = 7	$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$	در آب خالص و محلول های خنثی
pH > 7	$[H^+] < 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ $[OH^-] > 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$	در محلول های بازی

- رابطه pH: $pH = -\log[H^+] \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH}$
- وقتی غلظت یون هیدرونیوم برابر ۱ مولار است، pH برابر صفر و وقتی غلظت یون هیدرونیوم کمتر و مثلاً برابر 10^{-7} مولار است، pH برابر ۷ می شود \Leftarrow pH دارای رابطه عکس با غلظت یون H^+ است!
- پس داریم: کاهش pH \propto افزایش $[H^+]$ \propto افزایش میزان اسیدی بودن
- بهتر است لگاریتم های زیر را حفظ کنید:

$$\log 1 = 0, \log 10 = 1, \log 2 = 0/3, \log 3 = 0/48 \approx 0/5, \log 5 = 0/7, \log 7 = 0/85$$

- خودیونش آب -

- مقدار ناچیزی از مولکول های آب به طور خودبه خود به یون های مثبت (H^+) و منفی (OH^-) یونیده می شوند. به این واکنش که مولکول های آب به یون های منفی و مثبت یونیده می شود، واکنش خودیونش آب می گویند.
- آب خالص رسانایی الکتریکی ناچیزی دارد \Leftarrow مقادیر بسیار کمی از یون های هیدرونیوم و هیدروکسید در آب خالص وجود دارد.
- در یک نمونه از آب خالص شمار بسیار ناچیزی از مولکول های آب به یون های $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ یونیده می شوند.



● در دمای 25°C ، حاصل ضرب غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید در آب و محلول‌های آبی برابر 10^{-14} است:

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

● در واقع خودیونش آب یک واکنش تعادلی است و مثل همه واکنش‌ها ثابت تعادل دارد که K_w در دمای اتاق برابر با 10^{-14} است.

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

● با توجه به یکسان بودن ضرایب H^+ و OH^- در واکنش یونیده شدن آب، غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید با هم مساوی و برابر با 10^{-7} مولار است.



– بازها، محلول‌هایی با $14 \leq \text{pH} < 7$ در دمای اتاق –

- در محلول‌های آبی مواد بازی، $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ و pH محلول آن‌ها در دمای اتاق، در گستره ۷ تا ۱۴ خواهد بود. بدیهی است که هر چه غلظت یون هیدروکسید در محلول آن‌ها بیشتر باشد pH بزرگ‌تر و به ۱۴ نزدیک‌تر است.
- وقتی یک ماده بازی در آب حل می‌شود، $[\text{OH}^-]$ را افزایش می‌دهد و به همین دلیل باعث می‌شود که غلظت یون هیدروکسید $[\text{OH}^-]$ در محلول حاصل بیشتر از غلظت یون هیدرونیوم $[\text{H}^+]$ شود.
- بازهای معروفی مثل سود سوزآور (NaOH) و پتاس سوزآور (KOH) (و به طور کلی هیدروکسیدهای گروه فلزهای قلیایی) بازهای بسیار قوی هستند به طوری که جزء مواد خورنده محسوب می‌شوند.
- بازهای قوی بر اثر حل شدن در آب، تقریباً به طور کامل به یون‌های سازنده‌اش تفکیک شده و یون OH^- تولید می‌کنند:

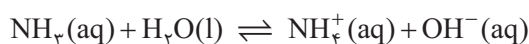


$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

● pH محلول مولار سدیم هیدروکسید برابر با ۱۴ است:

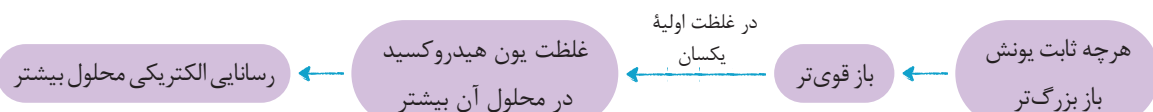
$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{1} = 10^{-14} \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-14} = 14$$

- بعضی بازها مثل آمونیاک (NH_3) ضعیف‌اند و به طور جزئی در آب یونیده می‌شوند به طوری که در محلول آن‌ها علاوه بر مقدار کمی از یون‌های آبپوشیده، شمار بسیاری از مولکول‌های آمونیاک نیز یافت می‌شوند:



- بازها هم مانند اسیدها ثابت یونش دارند که با K_b آن را نشان می‌دهند. بدیهی است که در دمای معین هر چه K_b بزرگ‌تر باشد، آن باز قوی‌تر و غلظت یون هیدروکسید در شرایط معین بیشتر است. برای مثال در رابطه با واکنش تعادلی یونش آمونیاک در آب داریم: (از آن‌جا که آب مایع (l) است و غلظت آن در دمای ثابت تغییر نمی‌کند، در رابطه ثابت یونش باز، غلظت H_2O ظاهر نمی‌شود).

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$



- کاربردهای بسیاری از بازها در زندگی روزانه شناسایی شده است که از جمله می‌توان به شیشه پاک‌کن (می‌توان از محلول آمونیاک در آب با $\text{pH} = 10/7$ استفاده کرد) و لوله‌بازکن (می‌توان از محلول سدیم هیدروکسید در آب با $\text{pH} = 13/4$ استفاده کرد) اشاره نمود.

– رابطه بین M_b ، $[\text{OH}^-]$ (غلظت محلول بازی) و K_b –

● رابطه دقیق ($K_b > 10^{-5}$ یا $\alpha > 0/05$):
$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{M_b - [\text{OH}^-]}$$

● رابطه تقریبی ($K_b < 10^{-5}$ یا $\alpha < 0/05$):
$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{M_b}$$

- اگر در تستی، مقدار دقیق K_b یا کمیت دیگر را خواستند، از رابطه دقیق ولی اگر مقدار خواسته شده به صورت تقریبی بود، می‌توانیم از رابطه تقریبی استفاده کنیم.

– رابطه بین α ، M_b و K_b –

● اگر درجه یونش بازی برابر α باشد، داریم:

$$\alpha = \frac{\text{غلظت مولکول‌های یونیده شده}}{\text{غلظت کل مولکول‌های حل شده}} = \frac{[\text{OH}^-]}{M_b} \Rightarrow [\text{OH}^-] = M_b \cdot \alpha$$

● اگر درجه یونش بازی برابر α باشد، داریم:



در رابطه بالا به جای غلظت مولکول‌ها، شمار مولکول‌ها را می‌توان قرار داد.

● رابطه دقیق ($K_b > 10^{-5}$ یا $\alpha > 0.05$): $K_b = \frac{M_b \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$

● رابطه تقریبی ($K_b < 10^{-5}$ یا $\alpha < 0.05$): $K_b = M_b \cdot \alpha^2$

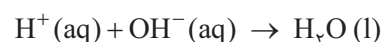
● در دمای معین، مقداری ثابت است و فقط به دما وابسته است. پس هر چه M_b یا غلظت یک باز ضعیف بیشتر شود، α یا درجه یونش آن کاهش می‌یابد:

$K_b = \alpha^2 M_b \Rightarrow M_b \uparrow \rightarrow \alpha \downarrow$

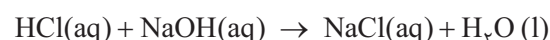
– واکنش اسید و باز –

● یکی از رفتارهای جالب و پرکاربرد در اسیدها و بازها، واکنش‌های شیمیایی بین آن‌هاست. در واقع اسیدها و بازها می‌توانند با هم واکنش دهند و یکدیگر را خنثی کنند.

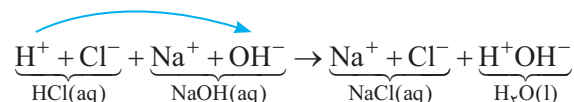
● به طور کلی معادله واکنش میان اسید و باز را در محلول آبی می‌توان به صورت زیر نشان داد. معادله‌ای که نشان‌دهنده واکنش خنثی شدن اسید و باز است:



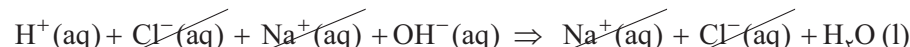
مثال واکنش بین هیدروکلریک اسید (HCl) و سدیم هیدروکسید (NaOH):



● در واقع از دید میکروسکوپی، در این واکنش، H^+ از HCl و OH^- از NaOH با هم واکنش می‌دهند و آب تولید می‌شود:

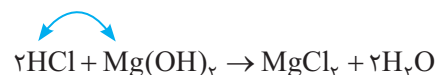


● در این واکنش، یون‌های هیدرونیوم در واکنش با یون‌های هیدروکسید، به مولکول‌های آب تبدیل می‌شوند در حالی که یون‌های $Na^+(aq)$ و $Cl^-(aq)$ دست‌نخورده باقی می‌مانند؛ به این یون‌ها، ناظر یا تماشاچی می‌گویند که تأثیری در واکنش انجام‌شده ندارند و هیچ انفعال شیمیایی روی آن‌ها انجام نمی‌شود. یون‌های ناظر را می‌توان در واکنش در نظر نگرفت و از دو طرف واکنش خط زد؛ در واقع اتفاق اصلی در واکنش فوق، بین $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ انجام می‌شود که به $H_2O(l)$ تبدیل می‌شوند.

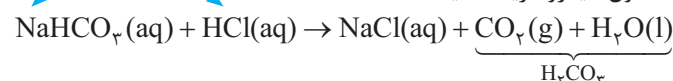


● برخی از واکنش‌های مهم خنثی شدن اسید و باز:

واکنش HCl با منیزیم هیدروکسید:



واکنش جوش شیرین (سدیم هیدروژن کربنات - $NaHCO_3$) با محلول هیدروکلریک اسید:



♦♦ مسائل pH ♦♦

– محاسبه pH محلول‌های اسیدی و بازی –

1 در حل مسائل، ابتدا باید به خاصیت اسیدی یا بازی محلول دقت کنید:

(در محلول‌های اسیدی)

ظرفیت اسید (در حد کتاب درسی اسیدهای تک پروتون‌دار را داریم $(n = 1)$)

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

(در محلول‌های بازی)

ظرفیت باز (مثلاً در NaOH برابر ۱ و در $Ba(OH)_2$ برابر ۲ است.)

$$[OH^-] = M \times n \times \alpha$$



$$pH = -\log[H^+] = -\log(M \times n \times \alpha) \quad [H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} \Rightarrow pH = -\log[H^+] \quad \text{در دمای اتاق}$$

M غلظت مولی، n ظرفیت اسید یا باز و α درجه یونش است.

۲ درجه یونش (α) اسیدها و بازهای قوی را به دلیل این که تقریباً به صورت کامل در آب یونش می یابند، برابر یک در نظر می گیریم.

نکته ۱ سولفوریک اسید (H_2SO_4) دارای دو هیدروژن اسیدی است و طی دو مرحله یونش می یابد. در مرحله اول، ۱ مول H_2SO_4 به طور کامل به ۱ مول H^+ و ۱ مول HSO_4^- تبدیل می شود و در مرحله دوم طی واکنش تعادلی هر ۱ مول HSO_4^- مرحله اول، به کم تر از ۱ مول H^+ و SO_4^{2-} تبدیل می شود.

نکته ۲ دقت کنید که در واکنش خنثی شدن اسید و باز با یکدیگر همه پروتون های اسید و همه هیدروکسیدهای محلول باز با هم واکنش می دهند. پس در واکنش خنثی شدن H_2SO_4 ، هر دو هیدروژن اسیدی به طور کامل مصرف می شوند.

۳ اگر به جای غلظت اسید یا باز، جرم حل شونده داده شود، ابتدا به کمک جرم مولی، جرم را به مول تبدیل کرده و سپس با استفاده از حجم محلول، غلظت مولی اسید یا باز را محاسبه می کنیم.

نکات مهم

۱ اگر در متن سؤال، از شما پرسیده شود که چه مقدار اسید یا باز باید به مقدار معینی آب افزود تا pH آن از ۷ به n برسد، درست مانند این است که بگویند برای تهیه محلولی با pH = n باید چه مقدار اسید یا باز به مقدار معینی آب افزود!

۲ به طور کلی هر چه pH محلول به pH خنثی نزدیک تر باشد، افزودن مقدار کمتری از اسید یا باز باعث تغییر مقدار مشخصی در pH محلول خواهد شد؛ در واقع در محلول های بسیار اسیدی یا بسیار بازی، چون غلظت یون های هیدرونیوم یا هیدروکسید در آن ها بسیار زیاد است، به مقدار بیشتری اسید یا باز برای تغییر pH شان نیاز است. پس در نهایت چیزی که مهم است و باید در نظر گرفته شود، تفاوت غلظت یون هیدرونیوم در محلول اسیدی یا یون هیدروکسید در محلول بازی است و تفاوت pH چندان اهمیتی ندارد!

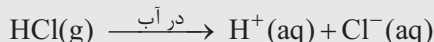
• رنگ گل آدریسی به میزان اسیدی بودن خاک بستگی دارد؛ به طور کلی این گل در خاک اسیدی ($pH < 7$) به رنگ آبی و در خاک بازی ($pH > 7$) به رنگ سرخ شکوفا می شود؛ درست برعکس رنگ کاغذ pH!

مثال ۴۴/۸ میلی لیتر $HCl(g)$ در شرایط STP در نیم لیتر آب مقطر به طور کامل حل شده است. pH تقریبی محلول به دست آمده کدام است و در این محلول، غلظت مولار یون هیدرونیوم چند برابر غلظت مولار یون هیدروکسید است؟ ($\log 4 = 0.6$)

(کنکور تجربی ۹۸)

$$1/6 \times 10^{-9}, 2/4(4) \quad 1/5 \times 10^{-9}, 2/4(3) \quad 1/6 \times 10^{-9}, 2/6(2) \quad 1/5 \times 10^{-9}, 2/6(1)$$

پاسخ گزینه «۴»: ابتدا باید حساب کنیم که به ازای انحلال ۴۴/۸ میلی لیتر گاز HCl، چند مول H^+ به دست می آید:



$$44/8 \text{ mL } HCl \times \frac{1 \text{ mol } HCl}{22400 \text{ mL } HCl} \times \frac{1 \text{ mol } H^+}{1 \text{ mol } HCl} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol } H^+$$

$$[H^+] = \frac{\text{تعداد مول } H^+}{\text{حجم محلول (L)}} = \frac{2 \times 10^{-3}}{0.5} = 4 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \quad \text{حالا غلظت مولی } H^+ \text{ را محاسبه می کنیم:}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(4 \times 10^{-3}) = 3 - \log 4 = 3 - 0.6 = 2.4$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{4 \times 10^{-3}} = 2.5 \times 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1} \quad \text{در ارتباط با قسمت دوم داریم:}$$

$$\frac{[H^+]}{[OH^-]} = \frac{4 \times 10^{-3}}{2.5 \times 10^{-12}} = 1.6 \times 10^9$$



مثال ثابت یونش اسید HA در محلول ۰/۲ مولار آن برابر ۰/۱ است. pH این محلول کدام است و با pH محلول چند گرم بر لیتر نیتریک اسید برابر است؟ (به ترتیب از راست به چپ؛ $O = 16, N = 14, H = 1: g.mol^{-1}$)

(کنکور ریاضی فارغ ۹۹)

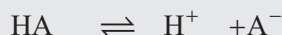
۶/۳، ۱ (۴)

۳/۶، ۱ (۳)

۳/۶، ۲ (۲)

۶/۳، ۲ (۱)

پاسخ گزینه «۴»



غلظت تعادلی: $0.2 - x$ x x

$$K_a = \frac{x^2}{0.2 - x} \Rightarrow 0.1 = \frac{x^2}{0.2 - x} \Rightarrow x^2 + 0.1x - 0.02 = 0$$

$$\Delta = b^2 - 4ac = (0.1)^2 - 4(1)(-0.02) = 0.09$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{\Delta}}{2a} \Rightarrow x = \frac{-0.1 \pm 0.3}{2}$$

$$x_1 = -0.2 \text{ غفوق}, x_2 = 0.1 \Rightarrow [H^+] = 0.1$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 10^{-1} = 1$$

نیتریک اسید، یک اسید قوی است و در محلول آن غلظت اسید با غلظت یون هیدرونیوم برابر است:

$$HNO_3 \text{ جرم مولی } = 1 + 14 + 3(16) = 63 g.mol^{-1}$$

$$[HNO_3] = [H^+] = 0.1 \frac{mol}{L} \times \frac{63 g}{1 mol} = 6.3 g.L^{-1}$$

– رقیق کردن محلول‌های اسیدی و بازی –

در اسیدهای قوی، pH به اندازه $\log n$ افزایش می‌یابد. (به سمت عدد ۷)

در بازهای قوی، pH به اندازه $\log n$ کاهش می‌یابد. (به سمت عدد ۷)

$$|\Delta pH| = \log n = \log \frac{V_2}{V_1}$$

n برابر کردن حجم محلول با افزودن آب (n مرتبه رقیق شدن)

● در واقع، غلظت یون هیدرونیوم با pH، رابطه عکس و غلظت یون هیدروکسید با pH، رابطه مستقیم دارد.

● هر چه محلول بازی رقیق‌تر شود، pH محلول کاهش یافته و به عدد ۷ یا حالت خنثی نزدیک‌تر می‌شود؛ همچنین هر چه محلول اسیدی رقیق‌تر شود، pH محلول افزایش یافته و به عدد ۷ یا حالت خنثی نزدیک‌تر می‌شود.

● در مسائل رقیق‌سازی، ظرفیت اسید یا باز، به هیچ عنوان تأثیری روی مقدار کم شدن یا زیاد شدن pH ندارند.

در اسیدهای قوی، pH به اندازه $\log n$ کاهش می‌یابد. (به سمت عدد ۰)

در بازهای قوی، pH به اندازه $\log n$ افزایش می‌یابد. (به سمت عدد ۱۴)

$$|\Delta pH| = \log n = \log \frac{V_2}{V_1}$$

n برابر کردن غلظت محلول با تبخیر آب از آن یا n برابر کردن مقدار اسید محلول (n مرتبه غلیظ شدن)

● هر چه محلول بازی غلیظ‌تر شود، pH محلول افزایش یافته و به عدد ۱۴ نزدیک‌تر می‌شود؛ همچنین هر چه محلول اسیدی غلیظ‌تر شود، pH محلول کاهش یافته و به عدد صفر نزدیک‌تر می‌شود.

● اگر محلول یک اسید یا باز ضعیف ($\alpha < 0.05$ یا $\alpha < 10^{-5}$) ($K < 10^{-5}$) (در واقع اسیدها و بازهایی که بتوان برایشان از رابطه $K = M \cdot \alpha^2$ استفاده کرد) را

رقیق کنیم (و حجم آن را از V_1 به V_2 برسانیم)، تغییرات pH به صورت زیر است:

$$\Delta pH = \frac{1}{p} \log \frac{V_2}{V_1} \quad (\text{چند مرتبه رقیق شدن})$$



مرورنامه آزمون آزمایشی خیلی سبز

شیمی

● باز هم هر چه محلول بازی رقیق تر شود، pH محلول کاهش یافته و به عدد ۷ یا حالت خنثی نزدیک تر می شود؛ هم چنین هر چه محلول اسیدی رقیق تر شود، pH محلول افزایش یافته و به عدد ۷ یا حالت خنثی نزدیک تر می شود.

مثال اگر به حجم معینی از محلول ۰/۲ مولار سدیم هیدروکسید، همان حجم آب مقطر اضافه شود، pH آن از به می رسد که برابر pH محلول مولار آن است. ($\log 5 = 0.7$)

(کنکور ریاضی ۸۹)

۰/۱-۱۳-۱۳/۳ (۴) ۰/۱-۱۳-۱۳/۳ (۳) ۰/۱-۱۲/۷-۱۳/۷ (۲) ۰/۱-۱۲/۷-۱۳/۷ (۱)

پاسخ گزینه «۴»: می دانیم سدیم هیدروکسید (NaOH) یک باز قوی است.

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] \times 0.2 = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = 5 \times 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$$

اول باید دید pH محلول ۰/۲ مولار سدیم هیدروکسید چه قدر است:

$$pH = -\log[H^+] = -\log(5 \times 10^{-14}) = -(\log 5 + \log 10^{-14}) = -(0.7 + (-14)) = 13.3$$

حال اگر به حجم معینی از این محلول، همان حجم آب مقطر اضافه کنیم، حجم محلول ۲ برابر شده، یعنی ۲ مرتبه رقیق شده است:

$$\Delta pH = \log(\text{چند مرتبه رقیق شدن}) = \log 2 = -\log 5 = 0.3$$

پس pH محلول ۰/۳ واحد کاهش یافته و به ۱۳ می رسد. در ضمن وقتی حجم محلول ۲ برابر شود، غلظت نصف می شود و محلول سدیم هیدروکسید ما ۰/۱ مولار است.

مسائل خنثی شدن اسید و باز

- واکنش های خنثی شدن کامل -

● هرگاه دو محلول اسید و باز همدیگر را کاملاً خنثی کنند و به طور کامل با هم واکنش دهند، می توان واکنش میان اسید و باز را به صورت معادله های موازنه شده ای نوشت و از روابط استوکیومتری میان آن ها استفاده کرد. هم چنین از رابطه زیر نیز می توان استفاده کرد:

$$n_a \cdot M_a \cdot V_a = n_b \cdot M_b \cdot V_b$$

حجم باز × غلظت باز × ظرفیت باز = حجم اسید × غلظت اسید × ظرفیت اسید

در دو طرف معادله فوق، تنها یکسان بودن یکای حجم کافی است و لزومی ندارد این یکاها برحسب SI باشند.

● محاسبه مقدار ظرفیت در ترکیب های گوناگون: تعداد OH^- بازی: ظرفیت در بازها، تعداد پروتون های اسید: ظرفیت در اسیدها

مثال	n
هیدروکسید فلزهای قلیایی، آمونیاک (NH_3)	۱
H_2SO_4 ، هیدروکسید فلزهای قلیایی خاکی	۲
H_3PO_4	۳

● در واکنش خنثی شدن کامل، محلول های اسیدی و بازی به طور کامل با هم واکنش می دهند؛ پس می توان گفت در واکنش خنثی شدن کامل، تعداد مول یون هیدرونیوم اسید با تعداد مول یون هیدروکسید باز باید با هم برابر باشند:

$$\text{حجم باز} \times \text{غلظت } OH^- = \text{حجم اسید} \times \text{غلظت } H^+ \Rightarrow \text{تعداد مول } OH^- \text{ در محلول بازی} = \text{تعداد مول } H^+ \text{ در محلول اسیدی}$$

البته دقت کنید که این فرمول فقط برای اسیدها و بازهای قوی برقرار است و برای اسیدها و بازهای ضعیف، از همان رابطه اصلی استفاده کنید.



– واکنش‌های بدون خنثی‌شدن کامل –

● اگر در واکنش خنثی‌شدن محلول‌های اسیدی و بازی که با یکدیگر مخلوط شده‌اند، تنها یکی از آن‌ها به طور کامل مصرف شوند، مقداری از مادهٔ دیگر باقی خواهد ماند؛ در این مواقع، باید غلظت H^+ و یا OH^- باقی‌مانده در محلول را به دست آورد:

$$[H^+] \text{ یا } [OH^-] = \frac{\overbrace{n_a \cdot M_a \cdot V_a}^{\text{اسید}} - \overbrace{n_b \cdot M_b \cdot V_b}^{\text{باز}}}{V_a + V_b} = \frac{|\text{تعداد مول } OH^- \text{ اولیه} - \text{تعداد مول } H^+ \text{ اولیه}|}{\text{حجم محلول باز} + \text{حجم محلول اسید}}$$

اگر مقدار مربوط به اسید ($n_a \cdot M_a \cdot V_a$) بیشتر از مقدار مربوط به باز ($n_b \cdot M_b \cdot V_b$) باشد، محیط اسیدی (مقدار pH کمتر از ۷) و مقدار حاصل، غلظت یون هیدرونیوم را نشان می‌دهد؛ اما اگر مقدار مربوط به باز بیشتر باشد، محیط بازی (مقدار pH بیشتر از ۷) و مقدار حاصل، غلظت یون هیدروکسید را نشان می‌دهد.

مثال pH دو لیتر محلول هیدروکلریک اسید ۰/۰۱ مولار، با افزودن چند گرم پتاسیم هیدروکسید (با جرم مولی ۵۶ گرم بر مول) به تقریب دو برابر می‌شود؟

$$1/11(4)$$

$$1/00(3)$$

$$0/55(2)$$

$$0/5(1)$$

$$[H^+] = [HCl] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

پاسخ گزینهٔ «۴»: pH محلول ۰/۰۱ مولار هیدروکلریک اسید برابر است با:

$$pH = -\log[H^+] = -\log 10^{-2} = 2$$

پس باید محاسبه کرد که با اضافه‌شدن چند گرم KOH، pH ۲ لیتر از این محلول از ۲ به ۴ می‌رسد:

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

$$[H^+]_{\text{نهایی}} = \frac{\text{تعداد مول } OH^- \text{ اضافه شده} - \text{تعداد مول } H^+ \text{ اولیه}}{\text{حجم محلول برحسب لیتر}}$$

$$\Rightarrow [H^+]_{\text{نهایی}} = \frac{\text{تعداد مول } OH^- \text{ اضافه شده} - \text{حجم محلول برحسب لیتر} \times \text{غلظت مولی } H^+ \text{ اولیه} (M)}{\text{حجم محلول برحسب لیتر}}$$

$$\Rightarrow 10^{-4} = \frac{(10^{-2} \times 2) - n}{2} \Rightarrow 0/0002 = 0/02 - n \Rightarrow n = 0/0198 \text{ mol KOH}$$

$$0/0198 \text{ mol KOH} \times \frac{56 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 1/1088 \approx 1/11 \text{ g KOH}$$

نکته

در برخی از سؤالات، چند محلول اسیدی به هم افزوده شده و pH محلول اسیدی حاصل از فرایند خواسته می‌شود. در این حالت باید مقدار یون هیدروژن موجود در اجزای سازندهٔ محلول نهایی را با هم جمع و تقسیم بر حجم نهایی محلول کنیم:

$$[H^+]_{\text{نهایی}} = \frac{(\text{حجم محلول دوم} \times \text{غلظت محلول دوم}) + (\text{حجم محلول اول} \times \text{غلظت محلول اول}) + \dots}{\text{حجم محلول دوم} + \text{حجم محلول اول} + \dots}$$

هم‌چنین در مخلوط‌شدن بازها، تعداد مول یون هیدروکسید موجود در هر محلول را محاسبه و غلظت مولار یون OH^- در محلول نهایی را به دست می‌آوریم:

$$[OH^-]_{\text{نهایی}} = \frac{\text{مجموع تعداد مول‌های } OH^-}{\text{حجم محلول نهایی}}$$

سپس می‌توان $[H^+]$ محلول نهایی را با استفاده از رابطهٔ $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ حساب کرد و در نهایت pH محلول را از رابطهٔ $pH = -\log[H^+]$ به دست آورد.



مثال اگر ۶۰ میلی لیتر محلول نیتریک اسید با $\text{pH} = 1/15$ را با ۱۴۰ میلی لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 1/7$ مخلوط کنیم، pH محلول حاصل کدام است؟

- (۱) $1/35$ (۲) $1/5$ (۳) $1/2$ (۴) $1/45$

پاسخ گزینه «۴»: غلظت مولار H^+ را در هر دو محلول محاسبه می کنیم:

$$\text{HNO}_3: [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1/15} = 10^{-0.0667} = 0.85 \times 10^{-2} \xrightarrow{\log 7 = 0.845} 7 \times 10^{-2} = 0.07 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{HCl}: [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1/7} = 10^{-0.1429} = 0.71 \times 10^{-2} \xrightarrow{\log 2 = 0.3} 2 \times 10^{-2} = 0.02 \text{ mol.L}^{-1}$$

غلظت H^+ در محلول حاصل برابر است با:

$$[\text{H}^+]_{\text{نهایی}} = \frac{[\text{H}^+]_1 V_1 + [\text{H}^+]_2 V_2}{V_1 + V_2} = \frac{(0.07 \times 0.06) + (0.02 \times 0.14)}{0.06 + 0.14} = 0.035 \text{ mol.L}^{-1}$$

pH محلول حاصل برابر است با:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(3.5 \times 10^{-3}) = 3 - \log 3.5 = 3 - \log 3.5 = 3 - \log 5 - \log 7 = 3 - 0.7 - 0.85 = 1/45$$

حل مسائل pH با دیگر غلظت ها -

$$\text{ppm} = \frac{\text{جرم حل شونده}}{\text{جرم محلول}} \times 10^6 \quad \text{یا} \quad \text{ppm} = \frac{(\text{mg}) \text{ جرم حل شونده}}{(\text{L}) \text{ حجم محلول}}$$

$$\text{درصد جرمی} = \frac{\text{جرم حل شونده}}{\text{جرم محلول}} \times 100$$

$$\text{ppm} = 10^{-4} \times \text{درصد جرمی} \quad \text{یا} \quad 10^{-4} \times \text{درصد جرمی} = \text{ppm}$$

$$\text{غلظت مولی} = \frac{1000 \text{ ad}}{\text{جرم مولی حل شونده}} \quad (\text{g.mL}^{-1})$$

$$\text{انحلال پذیری} = \frac{\text{جرم حل شونده}}{\text{جرم آب}} \times 100$$

مثال در صورتی که یک میلی لیتر از محلول غلیظ اسید قوی HA با چگالی ۲/۵ گرم بر میلی لیتر تا ۱۰۰ mL رقیق و به آن ۱۶ g سدیم هیدروکسید افزوده شود، محلولی با $\text{pH} = 2$ به دست می آید. درصد جرمی محلول اسید اولیه کدام است؟ ($\text{HA} = 150, \text{Na} = 23, \text{O} = 16, \text{H} = 1; \text{g.mol}^{-1}$)

- (۱) ۶ (۲) ۲۴ (۳) ۳۰ (۴) ۳۶

پاسخ گزینه «۳»: تعداد مول یون هیدروکسید حاصل از NaOH:

$$\text{mol OH}^- = 0.16 \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} \times \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol NaOH}} = 0.004 \text{ mol OH}^-$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}, \quad 100 \text{ mL} = 0.1 \text{ L}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{\text{تعداد مول OH}^- - \text{تعداد مول H}^+ \text{ حاصل از اسید}}{\text{حجم محلول بر حسب لیتر}} \Rightarrow 10^{-2} = \frac{x - 0.004}{0.1} \Rightarrow x = 0.005 \text{ mol}$$

از آن جایی که HA اسید قوی است، تعداد مول H^+ با HA برابر است.

$$\Rightarrow \text{HA} \text{ تعداد مول} = \text{H}^+ \text{ تعداد مول} = 0.005 \text{ mol}$$

$$0.005 \text{ mol HA} \times \frac{150 \text{ g HA}}{1 \text{ mol HA}} = 0.75 \text{ g HA} \quad \text{به این ترتیب جرم HA موجود در محلول اسید اولیه برابر است با:}$$

$$(\text{g.mL}^{-1}) \text{ چگالی محلول} = \frac{(\text{g}) \text{ جرم محلول}}{(\text{mL}) \text{ حجم محلول}} \Rightarrow 2/5 = \frac{(\text{g}) \text{ جرم محلول}}{1} \Rightarrow \text{جرم محلول} = 2/5 \text{ g}$$

$$\text{درصد جرمی} = \frac{\text{جرم HA حل شده}}{\text{جرم محلول}} \times 100 = \frac{0.75}{2/5} \times 100 = 30\%$$



حل مسائل pH ترکیبی با محبت استوکیومتری

در این نوع از مسائل، با ترکیب pH و استوکیومتری مواجه هستیم که در آن‌ها افزون بر غلظت و حجم محلول‌ها، ممکن است با کمیت‌های دیگری مانند جرم و ... نیز مواجه شویم. برای حل این نوع از مسائل استوکیومتری محلول‌ها، می‌توان به جای روش کسر تبدیل، از روش تناسب نیز استفاده کرد:

$$\frac{\text{میلی لیتر محلول} \times \text{غلظت مولی}}{\text{ضرب}} = \frac{\text{لیتر محلول} \times \text{غلظت مولی}}{\text{ضرب}} = \frac{\text{میلی لیتر گاز (STP)}}{22400 \times \text{ضرب}} = \frac{\text{لیتر گاز (STP)}}{22.4 \times \text{ضرب}} = \frac{\text{جرم مولی} \times \text{ضرب}}{\text{جرم}} = \frac{\text{مول}}{\text{ضرب}}$$

منظور از ضرب، ضرب استوکیومتری ماده مورد نظر در معادله موازنه شده واکنش انجام شده است.

مثال pH محلول ۰/۱ مولار هیدروفلوئوریک اسید برابر ۲/۷ است. درصد یونش تقریبی آن کدام است و ۲۰۰ میلی لیتر از این محلول در واکنش با مقدار کافی کلسیم هیدروکسید، چند میلی گرم رسوب کلسیم فلئورید تشکیل می‌دهد؟ (Ca = ۴۰, F = ۱۹ : g.mol⁻¹)

(کنکور تهری خارج ۹۹)

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2.7} = 10^{-3} \times 10^{0.3} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

پاسخ گزینه «۲»

$$\text{درصد یونش} = \frac{[H^+]}{M} \times 100 = \frac{2 \times 10^{-3}}{0.1} \times 100 = 2\%$$



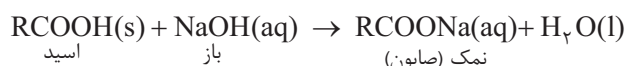
$$\frac{\text{حجم (L)} \times \text{غلظت مولی}}{\text{ضرب}} = \frac{\text{جرم مولی} \times \text{ضرب}}{\text{ضرب}} \Rightarrow \frac{0.1 \times 0.2}{2 \times 1} = \frac{x}{1 \times 78} \Rightarrow x = 0.78 \text{ g} = 780 \text{ mg}$$

شوینده‌های خورنده چگونه عمل می‌کنند؟

- پاک‌کننده‌ها و شوینده‌های خورنده با انجام واکنش شیمیایی با لکه‌ها و آلودگی‌ها، آن‌ها را به فرآورده‌هایی تبدیل می‌کنند که در آب حل شده یا پخش می‌شوند. در واقع این پاک‌کننده‌ها، افزون بر برهم‌کنش میان ذره‌ها، با آلاینده‌ها واکنش شیمیایی می‌دهند و آن‌ها را به فرآورده‌هایی تبدیل می‌کنند که در آب محلول هستند.
- براساس نوع کاربرد شوینده‌های خورنده، آن‌ها را به دو دسته اسیدی و بازی تقسیم می‌کنند:

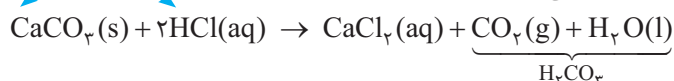
شوینده‌های خورنده بازی

- اگر مسیر لوله‌ای با مخلوطی از اسیدهای چرب (RCOOH) مسدود شده باشد، برای بازکردن این لوله باید از محلول غلیظ سدیم هیدروکسید (NaOH) استفاده کرد. فرآورده این واکنش هم، خودش نوعی پاک‌کننده (صابون) است که هم در آب حل شده و هم می‌تواند چربی‌های اضافی را بزدايد. معادله واکنش‌های کلی که انجام می‌شود را می‌توان به شکل کلی زیر نمایش داد:



شوینده‌های خورنده اسیدی

- اگر موادی که سبب گرفتگی لوله‌ها و مجاری می‌شوند، خاصیت بازی داشته باشند، به طوری که روی دیواره لوله‌ها و مجاری به شکل رسوب به جای مانده‌اند؛ از شوینده‌های خورنده اسیدی مانند هیدروکلریک اسید استفاده می‌شود.
- در این حالت لوله بازکن در واکنش با این رسوب‌ها، فرآورده‌های محلول در آب یا گازی تولید می‌کند و از این راه سبب جرم‌گیری در آن‌ها می‌شود.
- فرض کنید مسیر لوله‌ای با کلسیم کربنات (CaCO₃) مسدود شده باشد، این ماده در لوله‌های آب تشکیل و رسوب می‌کند. کلسیم کربنات خاصیت بازی دارد و برای بازکردن این لوله‌ها از هیدروکلریک اسید استفاده می‌شود:



در این واکنش افزون بر فرآورده محلول در آب (CaCl₂(aq))، گاز کربن دی‌اکسید هم تولید می‌شود که به رسوب‌ها ضربه وارد می‌کند و باعث خردشدن آن‌ها می‌شود.

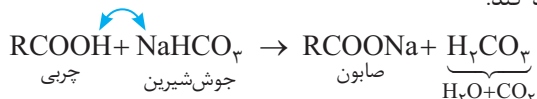


– شیرهٔ معده و ضد اسیدها –

- در بدن انسان بالغ، روزانه بین ۲ تا ۳ لیتر شیرهٔ معده تولید می‌شود که غلظت یون H_3O^+ در آن در حدود 3×10^{-4} مولار است. ($pH = 1/5$)
- در زمان استراحت، میزان ترشح اسید و شیرهٔ معده کم‌تر بوده و pH معده بیشتر است؛ به طوری که در زمان استراحت pH معده برابر $3/7$ است. ($[H^+] = 2 \times 10^{-4}$)
- خوردن غذا سبب می‌شود که غده‌های موجود در دیوارهٔ معده، هیدروکلریک اسید ترشح کنند، به طوری که درون معده بسیار اسیدی است و حتی می‌تواند فلز روی را در خود حل کند.
- دیوارهٔ داخلی معده به طور طبیعی مقدار کمی از یون‌های هیدرونیوم را دوباره جذب می‌کند به طوری که این جذب سبب نابودی سلول‌های سازندهٔ دیوارهٔ معده می‌شود.
- افزایش اسید معده \leftarrow افزایش جذب یون هیدرونیوم \leftarrow درد، التهاب و گاهی خونریزی معده
- مصرف غذاها و داروهای اسیدی \leftarrow تشدید بیماری‌های معده \leftarrow کسانی که مبتلا به این بیماری هستند، (۱) کاهش مصرف این مواد و (۲) استفاده از مواد دیگری مانند ضد اسیدها
- ضد اسیدها داروهایی با خاصیت بازی هستند که برای مقابله با کاهش pH معده استفاده می‌شوند و شیر منیزی یکی از رایج‌ترین آن‌هاست و شامل منیزیم هیدروکسید است؛ این دارو به شکل سوسپانسیون مصرف می‌شود و مطابق معادلهٔ زیر، اسید معده را خنثی کرده و سبب کاهش مقدار اسید معده می‌شود:

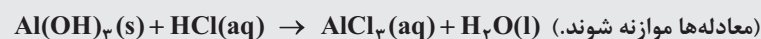
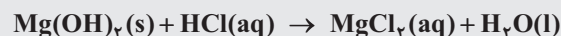
شمارهٔ ضد اسید	۱	۲	۳
مادهٔ مؤثر	$Al(OH)_3$ ، $NaHCO_3$	$Al(OH)_3$ ، $Mg(OH)_2$	$NaHCO_3$

- جوش شیرین یا سدیم هیدروژن کربنات ($NaHCO_3$) ترکیب یونی چهارتایی و شامل یون‌های سدیم (Na^+) و هیدروژن کربنات (HCO_3^-) است. محلول این ماده خاصیت بازی دارد، یعنی باعث افزایش غلظت یون هیدروکسید (OH^-) با حل شدن در آب می‌شود؛ معادلهٔ زیر، واکنش جوش شیرین با اسید معده را نشان می‌دهد:
- $$NaHCO_3(aq) + HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + \underbrace{CO_2(g)}_{H_2CO_3} + H_2O(l)$$
- محلول سدیم هیدروژن کربنات (جوش شیرین) خاصیت بازی دارد به همین دلیل برای افزایش خاصیت پاک‌کنندگی شوینده‌ها، به آن‌ها افزوده می‌شود. زیرا این مادهٔ بازی می‌تواند با چربی‌ها واکنش داده و صابون تولید کند:



مثال ۵۰ میلی‌لیتر از یک شربت ضد اسید، دارای $1/16$ میلی‌گرم منیزیم هیدروکسید و $3/90$ میلی‌گرم آلومینیم هیدروکسید است. این ضداسید چند میلی‌لیتر شیرهٔ معده با $pH = 1/7$ را خنثی می‌کند؟

($Al = 27, Mg = 24, O = 16, H = 1 : g.mol^{-1}$)



۱۷/۵ (۴)

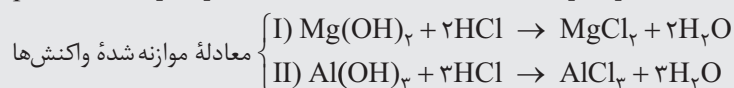
۱۴ (۳)

۹/۵ (۲)

۷ (۱)

پاسخ گزینهٔ «۲»

$$pH = 1/7 \rightarrow [H^+] = 10^{-1/7} = 10^{-2} \times 10^{1/3} \xrightarrow{\log 2 \approx 0/3} [H^+] = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{\text{اسید قوی}} [HCl] = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$



$$\text{I} \rightarrow ? \text{ mL HCl} = \frac{1/16 \times 10^{-3} \text{ g } Mg(OH)_2}{58 \text{ g } Mg(OH)_2} \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } Mg(OH)_2} \times \frac{1 \text{ L}}{0/2 \text{ mol HCl}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 2 \text{ mL}$$

$$\text{II} \rightarrow ? \text{ mL HCl} = \frac{3/90 \times 10^{-3} \text{ g } Al(OH)_3}{78 \text{ g } Al(OH)_3} \times \frac{3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } Al(OH)_3} \times \frac{1 \text{ L}}{0/2 \text{ mol HCl}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 7/5 \text{ mL}$$

مجموع حجم HCl مورد نیاز $= 2 + 7/5 = 9/5 \text{ mL}$