

محلول بافر چیست ؟

محلول بافر (تامپون) (در لفظ انگلیسی : Buffer solution) یا بافر، محلولی است که می تواند در اثر افزودن یک ترکیب اسیدی یا بازی نسبت به تغییر pH مقاومت کند. این ماده قادر است مقدار کمی اسید یا باز اضافه شده را خنثی کند و در نتیجه pH محلول را نسبتاً پایدار نگه دارد. محلول بافری، محلول مبتنی بر حلال آب و در واقع مخلوطی از یک اسید ضعیف و نمک آن یا یک باز ضعیف و نمک آن می باشد.

Buffer برای فرآیندها و یا واکنشهایی که به محدوده های pH خاص و پایدار نیاز دارند مهم است. محلول های بافر دارای یک محدوده و ظرفیت عملکردی PH هستند که حکایت از این دارد که چه مقدار اسید / باز را می توان قبل از تغییر pH خنثی کرد و مقدار تغییر آن را تغییر داد.

نکته بسیار مهم در مورد بافرها

نکته بسیار مهم و حیاتی در مورد بافرها این است که در صورت اضافه شدن مقدار کمی اسید یا باز قوی به آن ها، pH محلول تغییری نمی کند. در واقع، محلول بافری این توانایی را دارد که pH محلول را ثابت نگه دارد تا تغییر نکند. به طور کلی برای جلوگیری از تغییرات pH یک محلول، بدون در نظر گرفتن نوع حل شونده، از محلول های بافر استفاده می شود. بافرها به دو صورت بافرهای اسیدی و بافرهای بازی می باشند.

AFRACHEM



محلول بافر از چه چیزی تشکیل شده است؟

برای حفظ موثر محدوده pH، بافر باید از یک جفت اسید-باز مزدوج ضعیف تشکیل شود، به معنای یک اسید ضعیف و پایه مزدوج آن، یا پایه باز ضعیف و اسید مزدوج آن. محدوده استفاده از آن به سادگی به pH مورد نظر در هنگام تهیه **محلول بافر** بستگی خواهد داشت. به عنوان مثال، موارد زیر می توانند هنگامی که در محلول هستند، به عنوان Buffer عمل کنند:

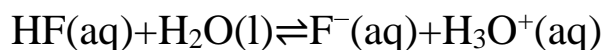
1. اسید استیک اسید آلی ضعیف با فرمول CH_3COOH و نمکی حاوی باز مزدوج آن، آنیون استات CH_3COO^- ، مانند استات سدیم CH_3COONa
2. پیریدین (باز ضعیف با فرمول $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ و نمکی حاوی اسید مزدوج آن، کاتیون پیریدینیوم $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$ ، مانند کلرید پیریدینیوم).
3. آمونیاک (باز ضعیف با فرمول NH_3 و نمکی حاوی اسید مزدوج آن، کاتیون آمونیوم، مانند هیدروکسید آمونیوم NH_4OH).



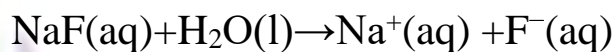
محلول بافر چگونه عمل می کند؟

نحوه عملکرد محلول بافر چگونه است؟

یک بافر قادر است در برابر تغییر pH مقاومت کند زیرا این دو جز (اسید مزدوج و باز مزدوج) هر دو در مقادیر قابل توجهی در تعادل وجود دارند و هنگام خنثی سازی قادر به خنثی سازی مقادیر کمی از اسیدها و بازهای دیگر به شکل (H_3O^+ و OH^-) هستند که به محلول اضافه می شوند. برای روشن شدن این اثر، می توان یک مثال ساده از بافر اسید هیدروفلوئوریک (HF) و سدیم فلوراید (NaF) را در نظر گرفت. اسید هیدروفلوئوریک به دلیل جاذبه شدید بین یون F^- نسبتاً کوچک و پروتون های حل شده (H_3O^+) یک اسید ضعیف است که به شما اجازه جدا شدن کامل در آب را نمی دهد. بنابراین، اگر HF را در یک محلول آبی به دست آید، تعادل زیر را فقط با تفکیک جزئی ایجاد می گردد $K_a(\text{HF}) = 6.6 \times 10^{-4}$ ، به شدت واکنش دهنده ها را ترجیح می دهد:

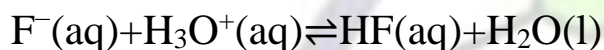


سپس می‌توان سدیم فلوراید را در محلول اضافه و حل نموده و این دو را با هم مخلوط کرد تا به حجم و pH مورد نظری برسد که در آن Buffer تهیه می‌گردد. وقتی سدیم فلوراید در آب حل می‌شود، واکنش کامل است، بنابراین حالت زیر به دست می‌آید:



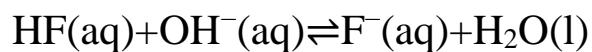
از آنجا که Na^+ مزدوج یک باز قوی است، هیچ تاثیری بر روی pH یا واکنش بافر نخواهد داشت. با این وجود، افزودن NaF به محلول باعث افزایش غلظت F^- در "محلول بافر" می‌شود و در نتیجه توسط قاعده Le Chatelier، منجر به کمی تفکیک HF در تعادل قبلی می‌شود. وجود مقادیر قابل توجهی از اسید مزدوج HF و باز مزدوج F^- ، به محلول اجازه می‌دهد تا به عنوان یک Buffer عمل کند. این عمل بافر را می‌توان در منحنی تیتراسیون محلول بافر مشاهده کرد.

همانطور که مشاهده می‌شود، بیش از محدوده کار بافر، pH با اضافه شدن اسید یا باز بسیار کم تغییر می‌کند. هنگامی که ظرفیت بافر بیش از نرخ تغییر باشد pH به سرعت بالا می‌رود. این اتفاق به این دلیل رخ می‌دهد که اسید یا باز مزدوج از طریق خنثی سازی به اتمام رسیده است. این اصل دلالت بر این دارد که مقدار بیشتری از اسید یا باز مزدوج ظرفیت Buffer بیشتری خواهد داشت. اگر اسید اضافه گردد:



در این واکنش، باز مزدوج F^- ، اسید اضافه شده، H_3O^+ را خنثی خواهد کرد و این واکنش به اتمام می‌رسد، زیرا واکنش F^- با H_3O^+ دارای ثابت تعادلی بسیار بزرگتر از یک است. (در واقع، تعادل ثابت واکنش نوشته شده فقط معکوس Ka برای HF : $1/\text{Ka}(\text{HF}) = 1/6.6 \times 10^{-4} = 1.5 \times 10^3$ است تا زمانی که F^- بیشتر از H_3O^+ وجود داشته باشد، تقریباً تمام H_3O^+ مصرف خواهد شد و تعادل به سمت راست تغییر خواهد کرد، کمی غلظت HF را افزایش می‌دهد و غلظت F^- را کمی کاهش می‌دهد، اما در نتیجه به سختی هرگونه تغییر در مقدار H_3O^+ موجود در حالت تعادل دوباره ایجاد می‌شود.

اگر باز اضافه شود:



در این واکنش، اسید مزدوج، HF، مقادیر اضافه شده باز، OH⁻ را خنثی خواهد کرد و تعادل دوباره به سمت راست تغییر مکان خواهد داد، کمی غلظت F⁻ را در محلول افزایش می دهد و مقدار HF را کمی کاهش می دهد. باز هم، از آنجا که بسیاری از OH⁻ خنثی شده است، تغییر pH کمی رخ خواهد داد.

این دو واکنش می توانند با تغییر pH کمی به سمت راست و چپ متناوب ادامه دهند.

انتخاب اجزای مناسب برای pH مورد نظر محلول بافر



محلول بافر pH

بافرهای زمانی بهترین عملکرد را دارند که pK_a اسید ضعیف مزدوج مورد استفاده نزدیک به محدوده کاری مورد نظر بافر باشد. این موضوع زمانی معلوم می‌شود که غلظت‌های اسید مزدوج و باز مزدوج تقریباً برابر باشند. به عنوان مثال، می‌دانیم K_a برای اسید هیدروفلوریک 6.6×10^{-4} است. بنابراین pK_a آن $\log(6.6 \times 10^{-4}) = 3.18$ است. بنابراین بافر اسید هیدروفلوریک بهترین کارایی را در محدوده بافر در اطراف $pH = 3.18$ دارد.

برای آمونیاک باز ضعیف (NH_3)، مقدار $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ است، این نشان می‌دهد که K_a برای تفکیک اسید مزدوج آن، NH_4^+ ، $K_w/K_b = 10^{-14}/1.8 \times 10^{-5} = 5.6 \times 10^{-10}$ است. بنابراین، pK_a برای $NH_4^+ = 9.25$ است، بنابراین بافر با استفاده از NH_4^+ / NH_3 بهترین کارایی را در اطراف $pH = 9.25$ دارد. همیشه pK_a اسید مزدوج pH تقریبی برای یک سیستم بافر را تعیین می‌کند و بدیهی است که وابسته به pK_b از باز مزدوج است.

هنگامی که pH مورد نظر از یک محلول بافر در نزدیکی pK_a از اسید مزدوج است، معادله هندرسون-هاسلباخ را می‌توان به عنوان یک تقریب ساده از pH محلول به کار برد، همانطور که در بخش بعدی خواهیم دید.

مثال 1: بافر HF

در این مثال به استفاده از بافر هیدروفلوریک اسید ادامه داده خواهد شد. روند آماده سازی بافر HF در $pH = 3.0$ را مورد بحث قرار داده می‌شود. می‌توان از تقریب هندرسون-هاسلباخ برای محاسبه نسبت لازم F^- و HF استفاده نمود.

$$pH = pK_a + \log\left[\frac{[Base]}{[Acid]}\right]$$

$$3.0 = 3.18 + \log\left[\frac{[Base]}{[Acid]}\right]$$

$$\log\left[\frac{[Base]}{[Acid]}\right] = -0.18$$

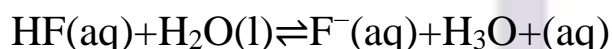
$$[\text{Base}]/[\text{Acid}] = 10^{-0.18}$$

$$[\text{Base}]/[\text{Acid}] = 0.66$$

به سادگی نسبت غلظت‌های باز مزدوج و اسید مزدوج است که در محلول مورد نیاز است. با این حال، اگر ما 100 میلی لیتر از 1 M HF موجود باشد و برای آماده سازی بافر از NaF استفاده گردد نیاز به اضافه کردن چقدر سدیم فلوراید دارد تا Buffer با pH = 3.0 تهیه گردد؟

از محاسبه هندرسون هاسلباخ می دانیم که نسبت باز/اسید ما باید برابر با ۰٫۶۶ باشد. از جدول را برابر با ۴۱٫۹۹ گرم بر مول NaF جرم‌های مولی مانند جدول تناوبی عناصر می توان جرم مولی M1 در بالا به میزان HF است و غلظت $K_a = 6.6 \times 10^{-4}$ یک اسید ضعیف با HF. محاسبه کرد. که باید اضافه گردد، را محاسبه نمود F^- داده می شود. با استفاده از این اطلاعات می توان مقدار

واکنش تفکیک به صورت زیر است:



می توان از جداول ICE برای محاسبه غلظت F^- از تفکیک HF استفاده کرد، اما از آنجا که K بسیار کوچک است، تقریباً می توان گفت که عملاً تمام HF جدا نشده باقی خواهد ماند، بنابراین مقدار F^- در محلول از تفکیک HF ناچیز خواهد بود. به این ترتیب [HF] حدود 1 M و $[F^-]$ نزدیک به صفر است. این امر به خصوص هنگامی درست خواهد بود که بیشتر F^- اضافه شده است، علاوه بر این حتی بیشتر از تفکیک HF می خواهیم نسبت باز/اسید 0.66 باشد، بنابراین به $[\text{Base}]/1\text{M} = 0.66$ نیاز است. به این ترتیب $[F^-]$ باید حدود 0.66 M باشد. برای 100 میلی لیتر از محلول، برای اضافه کردن 0.066 (0.1 L x 0.66 M) از F^- از آنجا که در حال اضافه کردن NaF به عنوان منبع F^- ، هستیم و از آنجا که NaF به طور کامل در آب تفکیک می شود، نیاز به 0.066 خالی از NaF است. بنابراین، 0.066 مول $0.066 \times 41.99 \text{ g/mol} = 2.767$ گرم.

توجه داشته باشید که از آنجا که اسید مزدوج و باز مزدوج هر دو به یک حجم در بافر مخلوط می شوند، نسبت «باز/اسید» همان است که از نسبت «غلظت باز بر غلظت اسید» یا نسبت «باز بر خال های اسید» استفاده می کنیم یا نه تغییری در pH محلول ایجاد نمی کند، معلوم می شود،

بستگی به حجم دارد. این قضیه تنها تا زمانی درست است که محلول آنقدر رقیق نمی‌شود که یونیزه شدن خود به خودی آب به منبع مهمی از H^+ یا OH^- تبدیل شود. چنین محلول‌های رقیقی به ندرت به عنوان بافر استفاده می‌شود.



اسید چیست؟

اسیدها موادی هستند که در محدوده ی pH بین 0 تا 7 می‌باشند. اسید در واقع مولکولی است که دارای یون هیدروژن مثبت (H^+ است) و این توانایی را دارد که بتواند یون هیدروژن مثبت خود را از دست بدهد و با یک جفت الکترون، پیوند کووالانسی تشکیل دهد.

هرچه تعداد یون‌های هیدروژن مثبت بیشتر باشد، اسید قوی‌تر است و خاصیت خوردگی بیشتری دارد. اسیدها کاربردهای زیادی دارند که از جمله ی آن‌ها می‌توان به استفاده از آن‌ها به عنوان تغییر رنگ شناساگرها و همچنین خنثی کردن بازها نیز اشاره کرد. تاکنون تعاریف متفاوتی از اسیدها بیان شده است.

از جمله این تعاریف عبارتند از:

لی بیگ: طبق این تعریف، اسید ماده ای است که در ساختار خود هیدروژن یا هیدروژن‌هایی دارد که در واکنش با فلزها توسط یون‌های فلز جایگزین می‌شوند.

اسید برونستد (**Brønsted acids**): بنا به تعریف اسید برونستد، هر ترکیبی که بتواند پروتون یا H^+ خود را از دست می‌دهند، اسید نامیده می‌شود.

اسید لوئیس (**Lewis acids**): طبق نظریه لوئیس، این دسته از اسیدها پذیرنده پیوند داتیو هستند و می‌توانند یک جفت الکترون بپذیرند.

اسید آرنیوس: بنا به نظریه آرنیوس، اسیدها پروتون خود را در آب از دست می‌دهند و به یون هیدرونیوم تبدیل می‌شوند.

باز چیست؟

بازها موادی هستند که در محدوده ی pH بین 7 تا 14 می‌باشند. باز در واقع مولکولی است که دارای یون هیدروکسید (OH^-) است. هرچه تعداد یون‌های هیدروکسید بیشتر باشد، باز قوی‌تر است. بازها موادی هستند که لزج هستند و مزه تلخ دارند. مانند اسیدها، بازها نیز دارای تعاریف متفاوتی هستند.

آرنیوس در سال ۱۸۸۴ بیان کرد که بازها موادی هستند که در اثر تفکیک در محلول‌های آبی، یون هیدروکسید (OH^-) آزاد می‌کنند. این یون‌ها با یون‌های هیدروژن حاصل از تفکیک اسیدها واکنش می‌دهند که در اثر این واکنش اسید-باز، آب و نمک به تولید می‌رسند.

طبق تعریف نظریه برونستد-لوری می‌باشد که در سال ۱۹۲۳ ارائه شد، باز ماده‌ای است که توانایی پذیرش کاتیون‌های هیدروژن یا پروتون را دارد.

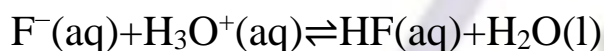
بر اساس نظریه گیلبرت لوییس، بازها موادی هستند که می‌توانند با پروتون پیوند تشکیل دهند که این امر به دلیل وجود الکترون ناپیوندی بازها است. در نظریه لوییس، باز در واقع یک دهنده الکترون است که می‌تواند یک جفت الکترون را با یک پذیرنده الکترون به اشتراک بگذارند.

تأثیر افزایش اسید یا باز قوی به محلول بافر چگونه است؟

حال که این F^- / HF Buffer در اختیار است، می‌توان تأثیر افزایش اسید یا باز قوی را مشاهده نمود. همانطور که می‌دانیم مقدار F^- در محلول $0.66M \times 0.1 L = 0.066$ مول و مقدار HF $1.0 M \times 0.1L = 0.10$ مول است. pH را با استفاده از تقریب هندرسون-هاسلباخ، اما با استفاده از مول به جای غلظت، دوباره بررسی می‌گردد:

$$pH = pK_a + \log(\text{Base}/\text{Acid}) = 3.18 + \log(0.066 \text{ moles } F^- / 0.10 \text{ moles } HF) = 3.00$$

حال ببینیم چه اتفاقی می‌افتد وقتی مقدار کمی اسید قوی مانند HCl اضافه می‌گردد؟ وقتی HCl را درون آب ریخته می‌شود، کاملاً H_3O^+ و Cl^- جدا می‌شود. Cl^- پایه مزدوج یک اسید قوی است، بنابراین بی‌اثر است و بر pH تأثیر نمی‌گذارد، و فقط می‌توان آن را نادیده گرفت. با این حال، H_3O^+ می‌تواند pH را تحت تأثیر قرار دهد و همچنین می‌تواند با اجزای بافر واکنش دهد. در واقع، قبلاً در مورد آنچه اتفاق می‌افتد بحث شد. این معادله:



به ازای هر مول H_3O^+ اضافه شده، مقدار معادل باز مزدوج در این حالت F^- نیز واکنش نشان می‌دهد و ثابت بودن تعادل برای واکنش زیاد است، بنابراین واکنش تا زمانی که یک یا دیگری اساساً مصرف نشود ادامه خواهد داشت.

اگر F^- قبل از واکنش دادن تمام H_3O^+ به مصرف برسد، H_3O^+ باقیمانده مستقیماً روی pH تأثیر می‌گذارد. در این حالت، از ظرفیت بافر فراتر رفته است وضعیتی که سعی در جلوگیری از آن دارد.

با این حال، برای مثال، می‌توان گفت که مقدار H_3O^+ کمتر از مقدار F^- موجود است، بنابراین از ظرفیت بافر بیشتر نمی‌شود. برای اهداف این مثال، اجازه داده می‌شود H_3O^+ اضافه شده برابر با 0/01 مول (از 0.01 مول HCl باشد). حال، اگر 0.01 مول HCl به 100 میلی لیتر آب خالص اضافه گردد، انتظار می‌رود که pH محلول حاصل 1.00 باشد (0.01 مول / $0.10 M \times 0.1 L$)؛

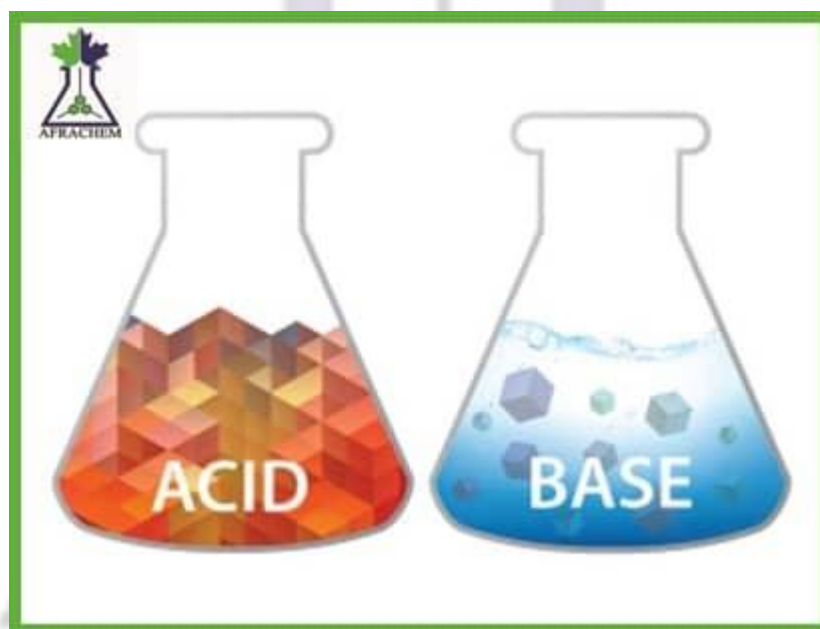
$\text{pH} = -\log(0.1) = 1.0$ با این حال، H_3O^+ را به محلولی اضافه می‌گردد که F^- در آن باشد، بنابراین H_3O^+ در واکنش با F^- مصرف می‌شود. در این فرآیند، 0.066 مول F^- کاهش می‌یابد:

0.066 مول اولیه F^- 0.010 مول با $\text{H}_3\text{O}^+ = 0.056$ مول F^- باقیمانده واکنش نشان داد همچنین در طی این فرآیند، HF بیشتری با واکنش ایجاد می‌شود:

اتصال این مقادیر جدید به هندرسون-هاسلبلچ به منزله موارد زیر است:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log(\text{base/acid}) = 3.18 + \log(0.056 \text{ moles } \text{F}^- / 0.11 \text{ moles } \text{HF}) = 2.89$$

بنابراین، Buffer مدنظر آنچه را که باید انجام داد و در برابر تغییر pH مقاومت کرد و با افزودن 0.01 مول اسید قوی pH فقط از 3.00 به 2.89 کاهش یافت.



روش خنثی سازی اسیدها و بازها

اسیدها و بازها می توانند با هم واکنش دهند و یکدیگر را خنثی کنند. به عنوان مثال، بازها هم در آب و هم در الکلها، به سرعت با اسیدها واکنش می دهند و آن ها را خنثی می کنند .

باز قوی سدیم هیدروکسید به هنگام انحلال در آب، به یون های سدیم و هیدروکسید تفکیک می شود. اگر مقادیر موازی از سدیم هیدروکسید و هیدروکلریک اسید با هم ترکیب شوند، اسید و باز به شکل کامل هم را خنثی می کنند. در نتیجه، نمک طعام تشکیل می شود.

اسیدیته ترکیبات اسیدی چیست؟

به تعداد یون های هیدروژن تفکیک پذیر در یک مولکول از مواد اسیدی، **اسیدیته باز** می گویند. به عبارت دیگر، **اسیدیته** میزان اسید موجود در هر محلولی است که بر پایه ی آب تهیه شده باشد. این میزان با استفاده از دستگاه pH سنج اندازه گیری می شود .

اسیدیته ترکیبات بازی چیست؟

به تعداد یون های هیدروکسید تفکیک پذیر در یک مولکول از مواد بازی، **اسیدیته باز** می گویند. طبق اسیدیته بازها، می توان این مواد را به سه نوع:

1. بازهای مونواسیدی (تک ظرفیتی)

2. دی اسیدی (دو ظرفیتی)

3. تری اسیدی

تقسیم کرد.

AFRACHEM

بافر اسیدی چیست؟

این بافرها برای حفظ pH محلول های اسیدی استفاده می شوند. محلول بافر اسیدی دارای pH کمتر از 7 است. به عنوان مثال، محلولی از استیک اسید (CH_3COOH) به عنوان یک اسید ضعیف و سدیم استات (CH_3COONa) به عنوان نمک این اسید، به عنوان یک بافر اسیدی در نظر گرفته می شود که دارای pH برابر 4.47 می باشد.

بافر بازی چیست؟

این بافرها برای حفظ pH محلول های بازی استفاده می شوند که دارای pH بیشتر از 7 می باشند. به عنوان مثال، محلولی از هیدروکسید آمونیوم (NH_4OH) به عنوان یک باز ضعیف و کلرید آمونیوم (NH_4Cl) به عنوان نمک این باز، به عنوان یک بافر بازی در نظر گرفته می شود که دارای pH برابر 9.25 می باشد.

مکانیسم عمل بافر اسیدی

در بافرهای اسیدی، با اضافه شدن یک اسید قوی به محلول بافراسیدی (مخلوط تعادلی از اسید ضعیف و نمک یا باز مزدوج آن)، غلظت یونهای H^+ در محلول افزایش می یابد. براساس واکنش زیر و طبق اصل لوشاتولیه، با افزایش غلظت یون های H^+ در محلول، واکنش به سمت چپ بر میگردد تا میزان H^+ اضافی کاهش یابد. علت برگشت تعادل به سمت چپ، تمایل باز مزدوج برای واکنش با یون های H^+ می باشد که این امر در نهایت منجر به تشکیل دوباره اسید می شود.

از این رو، افزایش اسید (اسید قوی) به یک بافر اسیدی، میزان غلظت یون های H^+ را خیلی افزایش نمی دهد و اگر هم افزایش دهد، کمتر از حد معمول خواهد بود.



حال اگر یک باز قوی به محلول بافر اسیدی اضافه شود، غلظت یون های H^+ بسیار کمتر از حد انتظار کاهش خواهد یافت. این امر به این علت است که به دلیل انجام واکنش تعادلی میان یون های هیدروژن (H^+) (حاصل از اسید و یون های هیدروکسید (OH^-) ناشی از اضافه شدن باز قوی، مولکول های آب تولید می شوند .



مکانیسم عمل بافر بازی

مکانیسم اثر **بافرهای بازی** نیز مانند بافرهای اسیدی است. در **بافرهای بازی**، با افزودن یک باز قوی به محلول بافر بازی (مخلوط تعادلی از باز ضعیف و نمک یا اسید مزدوج آن)، غلظت یون های هیدروکسید (OH^-) در محلول افزایش می یابد .

در این حالت نیز، طبق اصل لوشاتولیه، تعادل به سمت چپ باز می گردد. علت این اتفاق، واکنش بین اسید مزدوج با یون های هیدروکسید (OH^-) ناشی از اضافه شدن باز قوی به محلول بافر بازی است. در طی این واکنش، دوباره باز ضعیف محلول بافری تشکیل می شود و به این ترتیب یون های هیدروکسید (OH^-) اضافه شده مصرف شده و کاهش می یابند.



AFRACHEM

شرکت افراکم فروشنده **انواع محلول های بافر** با کیفیت های عالی و قیمت های ویژه میباشد. بدین منظور و جهت **خرید محلول بافر** با کارشناسان ما به شماره **۰۲۱۸۶۰۵۳۳۹۷** تماس بگیرید. و یا اطلاعات و شماره تماس خود را در کادر زیر وارد نموده تا همکاران با شما تماس حاصل نمایند.



منابع:

1. Brown, et al. Chemistry: The Central Science. 11th ed. Upper Saddle River, New Jersey: Pearson/Prentice Hall, 2008.
2. Chang, Raymond. General Chemistry: The Essential Concepts. 3rd ed. New York: McGraw Hill, 2003
3. Petrucci, et al. General Chemistry: Principles & Modern Applications. 9th ed. Upper Saddle River, New Jersey: Pearson/Prentice Hall, 2007.

مرتبط:

[ضد کف یا آنتی فوم چیست؟](#)

[معرفی محلول استاندارد و کاربردهای این ماده](#)

[رقیق سازی محلول های غلیظ آزمایشگاهی - دستورالعمل محلول سازی](#)

محصولات ویژه افراکم:

[اسید استیک](#)

[آب اکسیژنه](#)

[متانول](#)

AFRACHEM

بیسفنول A

فروش SBS

متوکسی پروپیل استات (حلال PMA)

yun.ir/7v7149	shorturl.at/ah1HL	https://tinyurl.com/35ft7jy4
https://bit.ly/3AwvVyq	https://b2n.ir/p09587	https://cutt.ly/SmcNSJC

AFRACHEM