

بافر ها یا تامپون ها (Buffers)

بافر محلولی است که در مقابل افزایش اسید و باز مقاومت نشان می دهد. در سیستم های زنده دو نوع سیستم بافری وجود دارد:

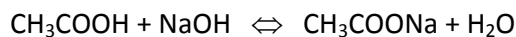
۱- سیستم بافری خارج سلولی یا پلاسما شامل بیکربنات/اسید کربنیک اسید

۲- سیستم بافری داخل سلولی شامل بافر فسفات و اسید آمینه هیستیدین

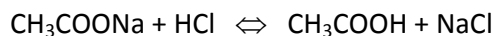
به طور کلی برای مطالعه ترکیبات بیولوژیکی مثل پروتئین ها و آنزیم ها و یا اسیدهای نوکلئیک و یا بطور کلی واکنش بیولوژیکی حفظ pH محیط در یک نقطه بهینه از ضروریات می باشد. به همین منظور استفاده از بافرهای بیولوژیکی و درک نحوه عملکرد آن مهم می باشد.

بافر ها محلول هایی هستند که اگر به آنها محلول های اسید و یا قلیایی اضافه شود در مقابل تغییرات pH مقاومت می کنند. به عبارت بهتر بافر ها محلول هایی هستند که از مخلوط کردن یک اسید ضعیف و یک باز کونژوگه آن و یا یک باز ضعیف و اسید کونژوگه آن به دست می آید. به عنوان مثال از مخلوط کردن اسیداستیک و استات سدیم و یا هیدروکسید آمونیوم و کلرور آمونیوم بافر های استات و آمونیوم به دست می آید.

چگونگی مقاومت بافر ها در مقابل تغییرات pH به صورت زیر است. اگر روی بافر استات محلول NaOH اضافه شود این محلول روی استات سدیم اثر نداشته بلکه با اسیداستیک ترکیب می گردد و حاصل بجای یک قلیایی قوی مثل NaOH یک قلیایی بسیار ضعیف یعنی آب خواهد بود. بنابراین تغییرات pH چندان زیاد نخواهد بود.



برعکس اگر روی این بافر محلول اسید اضافه شود مثل اسیدکلریدریک، حاصل ترکیب این اسید که فقط با استات سدیم صورت می گیرد اسید ضعیف استیک خواهد بود. در این صورت ملاحظه می شود که تغییرات pH بافر نیز زیاد نمی باشد.



بنابراین نتیجه می شود محلولی که از ترکیب یک اسید ضعیف با نمک همان اسید ضعیف به وجود می آید و در مقابل تغییرات pH مقاوم بوده به نام **محلول تامپون یا Buffer** نامیده می شود.

ظرفیت تامپونی در نقطه ای که $\text{pH} = \text{pKa}$ است ماکزیمم بوده این نکته از منحنی تیتراسیون کاملاً پیدا است زیرا با اضافه کردن باز تغییرات pH در این نقطه بسیار جزیی است.

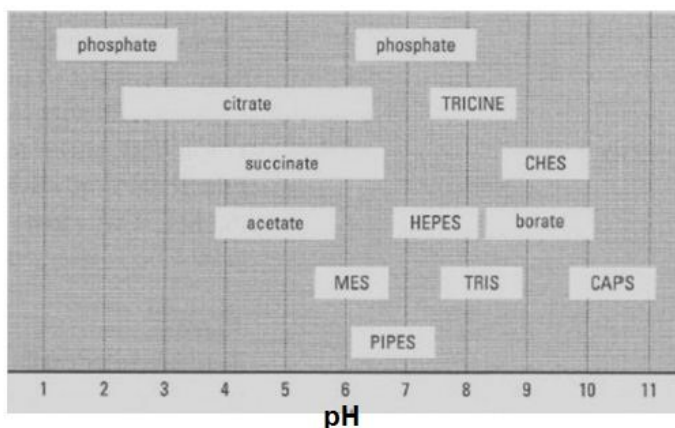
در موقع انتخاب یک بافر در کارهای تحقیقاتی بایستی معیارهای متعددی را نظر گرفت. از جمله این موارد می توان به **pKa**، **محدوده بافری**، **غلظت**، و **وابستگی آن در اثر تغییر دما**. به عنوان مثال بافر تریس که در آزمایشگاه بطور رایج استفاده می شود به تغییرات دمایی حساس است بطوریکه pH آن با افزایش و کاهش دما به ترتیب کاهش و افزایش می یابد.

محدوده بافری (Buffer range):



محدوده ای از pH است که در آن بافر دارای خاصیت بافری است و آن برابر است با یک واحد pH بیشتر و کمتر از pKa بافری است. به عنوان مثال بافر تریس دارای $pK_a=8/3$ است بنابراین در محدوده $pH=7/3-9/3$ دارای خاصیت بافری است و بالاتر یا پایین در آن pH نمی توان از این بافر استفاده کرد.

در اشکال زیر محدوده بافری و pKa چند بافر رایج آزمایشگاهی را می توانید ملاحظه کنید.



Acid or base	pK _a value(s)
Acetic acid	4.8
Carbonic acid	6.1, 10.2
Citric acid	3.1, 4.8, 5.4
Glycylglycine	3.1, 8.2
Phthalic acid	2.9, 5.5
Phosphoric acid	2.1, 7.1, 12.3
Succinic acid	4.2, 5.6
TRIS*	8.3
Boric acid	9.2
MES	6.1
PIPES	6.8
MOPS	7.2
HEPES	7.5
TRICINE	8.1
TAPS	8.4
CHES	9.3
CAPS	10.4



در سال ۱۹۶۶ نورمن گود و همکارانش ۱۲ بافر مناسب برای تحقیقات بیوشیمیایی و بیولوژیکی را که دارای معیارهای لازم در انتخاب بافر زیستی بودند پیشنهاد کردند. این بافرها که به بافرهای گود^۱ معروف هستند شامل موارد زیر می-باشند.

pKa	بافر
6.15	MES
6.6	ADA
6.8	PIPES
6.9	ACES
7.1	cholamine chloride
7.15	BES
7.5	TES
7.55	HEPES
7.7	Acetamidoglycine
8.15	Tricine
8.2	Glycinamide
8.25	Bicine

اثر یون مشترک و کاربردهای آن

بطور کلی به اثر ناشی از افزایش یک نوع یون در جابجا شدن تعادل یونی یا واکنش تعادل یونی، اثر یون مشترک گفته می-شود. به عنوان مثال افزودن سدیم استات به محلول اسید استیک موجب کاهش قدرت اسیدی محلول می-شود. زیرا براساس اصل لوشاتلیه با اضافه شدن یون استات حاصل از سدیم استات، تعادل زیر به سمت چپ جابجا می-شود و در نتیجه غلظت یون H^+ کاهش می-یابد. چون استیک اسید و سدیم استات در یون استات مشترک اند. یون مشترک باعث می-شود که از اسیدیته اسید استیک کاسته شود.

بافر به دلیل داشتن مخلوطی از اسید ضعیف و باز کونژوگه آن و یا باز ضعیف و اسید کونژوگه آن مثالی از اثر یون مشترک را بخوبی نشان می-دهد. وجود یون مشترک به عنوان مثال در بافر استات باعث می-شود که از pH اسیدی اسید استیک کاسته شود و pH بافر در محدوده باریکی حفظ شود.

¹ Good buffers



از دیگر کاربردهای یون مشترک کاهش حلالیت نمک‌ها در محلولی که دارای یون مشترک است، می‌باشد به عنوان مثال هرگاه به محلول کلرید نقره در آب، کلرید سدیم افزوده شود حلالیت آن کاسته می‌شود. مثال دیگر از اثر یون مشترک در تهیه صابون می‌باشد. صابون نمک سدیمی اسیدهای چرب می‌باشد. افزودن نمک کلرید سدیم باعث کاهش حلالیت نمک‌های صابون می‌شود.

- اندیکاتورهای شیمیایی (Indicators)

اندیکاتورهای شیمیایی (معرف‌های شیمیایی) موادی هستند که با تغییر pH رنگ آنها نیز تغییر می‌نماید. به‌طور کلی اندیکاتورهای را می‌توان اسیدهای آلی ضعیف یا بازهای آلی ضعیف دانست که فرم غیر یونیزه آنها دارای یک رنگ و فرم یونیزه آنها (یون مثبت و یا منفی) دارای رنگ دیگری است که گروه یونیزه دارای pK مشخص است و در pH نزدیک این pK رنگ محلول حد واسطه بین دو رنگ فرم یونیزه و غیر یونیزه می‌باشد.

اندیکاتورها را غالباً برای نشان دادن تکمیل عمل تیتراسیون به کار می‌برند. به‌علاوه اندیکاتورها را طوری انتخاب می‌کنند که تغییر رنگ آن در یک pH بالاتر و یا پایین‌تر از نقطه یونیزاسیون جسم مورد نظر انجام گیرد.

جدول زیر pK بعضی از اندیکاتورهای معمولی را نشان می‌دهد و تغییرات رنگی آنها را در pHهای مختلف نیز تعیین می‌کند. بی‌رنگ = C، بنفش = P، زرد = Y، قرمز = R

معرف	pK	pH قابل استفاده
تیمول آبی (اسیدی)	۱/۵	R ۱/۲ — ۲/۸ Y
برموفنل بلو	۴	Y ۳/۱ — ۴/۷ B
هلیانتین	۳/۵	R ۲/۹ — ۴/۰ Y
تیمول آبی (قلیایی)	۸/۹	Y ۸/۰ — ۹/۶ B
متیل قرمز	۵/۱	R ۴/۲ — ۵/۴ Y



C ۸/۳ — ۱۰ R	۹/۷	فنیل فتالئین
--------------	-----	--------------