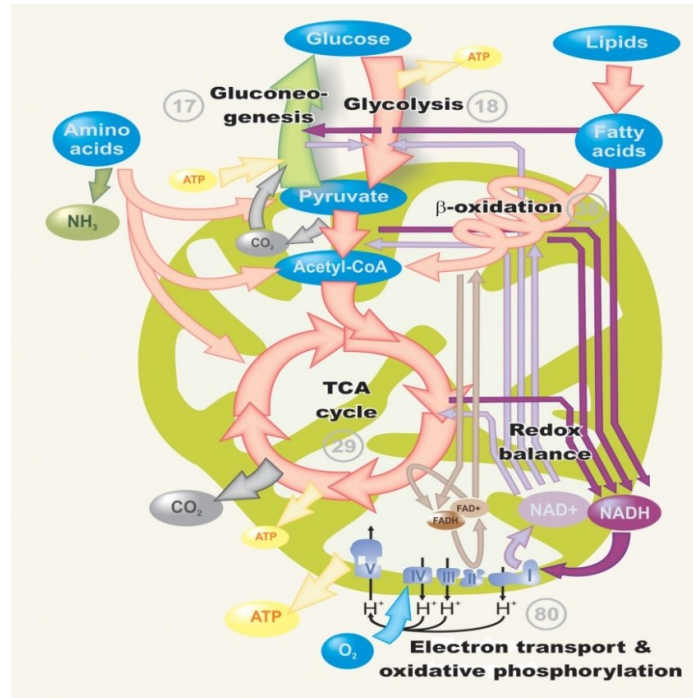


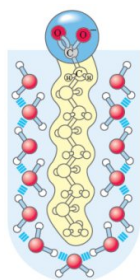


بیوشیمی عمومی

تہیہ و تنظیم: محمد حلیمی



صفحه	فهرست	عنوان
۳.....		فصل اول: آب، اسید و باز و سیستم‌های بافری
۱۷.....		فصل دوم: ساختمان شیمیایی کربوهیدرات‌ها
۳۴.....		فصل سوم: ساختمان شیمیایی لیپیدها
۴۴.....		فصل چهارم: ساختمان شیمیایی پروتئین‌ها
۵۶.....		فصل پنجم: ساختمان شیمیایی اسیدهای نوکلئیک
۶۵.....		فصل ششم: آنزیم‌ها
۸۱.....		فصل هفتم: ساختمان و عملکرد ویتامین‌ها
۹۷.....		فصل هشتم: اصول متابولیسم و بیوانرژتیک
۱۰۶.....		فصل نهم: متابولیسم کربوهیدرات‌ها
۱۲۷.....		فصل دهم: اکسیداسیون هوازی
۱۳۹.....		فصل یازدهم: متابولیسم لیپیدها
۱۵۳.....		فصل دوازدهم: متابولیسم آمینواسیدها



فصل اول:

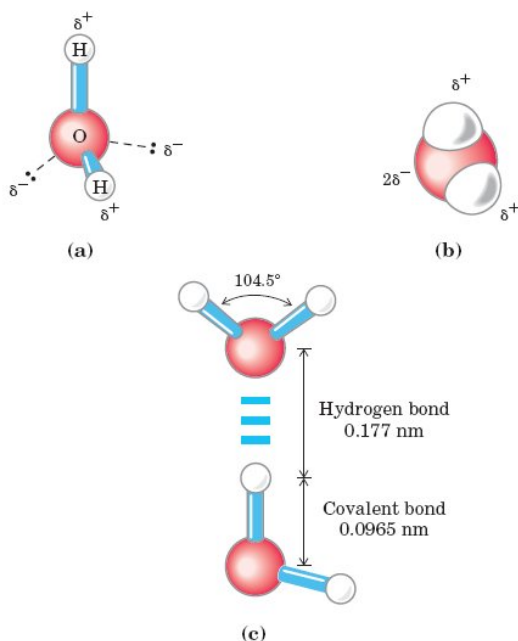
آب، اسید و باز و سیستم‌های بافری

مقدمه

آب فراوان‌ترین ماده موجود در سیستم‌های زیستی است و حدود ۷۰٪ یا بیشتر وزن موجودات را تشکیل می‌دهد. تمامی بیوملکول‌ها در آب قرار دارند و محیطی است که تمامی فرایندهای زیستی در آن انجام می‌شوند. بنابراین ویژگی‌های تمامی بیوملکول‌ها تحت تاثیر ویژگی‌های آب قرار می‌گیرد.

پیوند هیدروژنی عامل اصلی بسیاری از ویژگی‌های خاص آب

در مقایسه با سایر حلال‌ها، آب نقطه ذوب، نقطه جوش، ظرفیت حرارتی، گرمای تبخیر، کشش سطحی و چسبندگی بالایی دارد. تمامی این ویژگی‌ها نتیجه قطبیت زیاد آب و جاذبه بین ملکول‌های آب مجاور می‌باشد که تحت عنوان پیوند هیدروژنی از آن یاد می‌شود. پیوند هیدروژنی چیست؟ ملکول‌هایی که در آنها اتم هیدروژن با اتم الکترون‌گاتیوی مثل اکسیژن یا نیتروژن پیوند کوالانسی تشکیل می‌دهد (مثل H_2O و NH_3)، بین اتم هیدروژن از یک ملکول و اتم اکسیژن یا نیتروژن از ملکول دیگر جاذبه‌ای ایجاد می‌شود که تحت عنوان پیوند هیدروژنی از آن یاد می‌کنند. در آب



چهار اربیتال SP^3 دیده می‌شود. دو جفت الکترون غیر پیوندی در یک سمت و دو جفت الکترون پیوندی بین هیدروژن و اکسیژن در سمت دیگر قرار دارند؛ از طرفی اکسیژن الکترون‌گاتیوی بیشتری از هیدروژن دارد، لذا جفت الکترون پیوندی را به سمت خود می‌کشد، لذا اتم اکسیژن بار نسبی منفی و اتمهای هیدروژن بار نسبی مثبت دارند. در نتیجه جاذبه الکترواستاتیکی به نام پیوند هیدروژنی بین اتم اکسیژن از یک ملکول آب و اتم هیدروژن از مولکول آب دیگر ایجاد می‌شود.

در یخ هر ملکول آب با چهار ملکول آب دیگر پیوند هیدروژنی تشکیل می‌دهد، اما در آب مایع

پیوند هیدروژنی حالت پویایی دارد، یعنی دائم در حال شکسته شدن و تشکیل شدن است، لذا به طور میانگین در آب

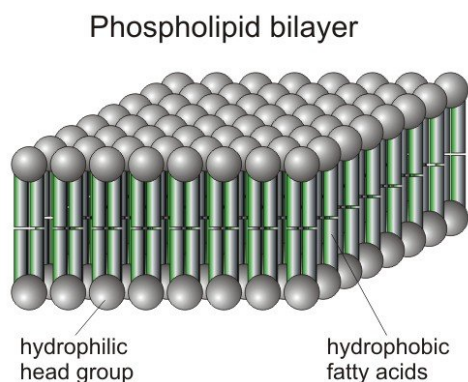
مایع هر ملکول آب با $\frac{3}{4}$ ملکول دیگر پیوند هیدروژنی تشکیل می دهد. گفتیم پیوند هیدروژنی عامل اصلی بسیاری از خواص آب است. بعضی از این خواص برای موجود زنده اهمیت بیشتری دارند. یکی از این ویژگی ها ظرفیت حرارتی بالای آب است: دمای ویژه آب (انرژی مورد نیاز برای افزایش دمای یک گرم آب به اندازه یک درجه سانتی گراد) بالا است. این خاصیت آب برای سلول ها و موجودات زنده مفید می باشد زیرا این امکان را فراهم می کند که آب به عنوان بافر حرارتی عمل کند و درجه حرارت موجود علاوه بر تغییرات درجه حرارت محیط و نیز تولید حرارت طی مسیرهای متابولیسمی در میزان نسبتاً ثابتی حفظ گردد.

یکی دیگر از ویژگی های آب انرژی گرمایی بالایی تبخیر آب است (انرژی مورد نیاز برای تبدیل یک گرم آب مایع در دمای جوش به حالت بخار)، پستانداران از این خاصیت آب جهت تبخیر عرق با استفاده از گرمای اضافی بدن و خنک کردن خود استفاده می کنند.

اما مهمترین فایده قطبی بودن آب و پیوند هیدروژنی این است که این خواص موجب حلالیت بالای آب برای ملکول های قطبی می گردد. آب حلال قطبی است، بیشتر متابولیت هایی که در بدن وجود دارند نیز ترکیباتی قطبی هستند. گروه های عاملی مثل هیدروکسل (-OH)، آلدهید (-CHO)، کتون (-CO-)، استر (-COO-)، آمین (-NH₂)، آمید (-CONH₂) و ... به وفور در بیوملکول ها یافت می شوند و موجب حلالیت این ملکول ها در آب می گردند. بنابراین آب بستر مناسبی را جهت حل شدن ترکیبات قطبی متنوع و انجام واکنش های بیوشیمیایی فراهم می کند. ترکیباتی که ه راحتی در آب حل می شوند را هیدروفیل یا آب دوست می نامند.

اما ترکیبات مهمی وجود دارند که در آب قادر به حل شدن نیستند، به این ترکیبات هیدروفوب می گویند. گازهای بیولوژیکی مهمی مثل اکسیژن و دی اکسید کربن غیر قطبی هستند. این ملکول ها در فاز گازی آنتروپی و بی نظمی بالایی دارند. ورود این ملکول ها از فاز گازی به فاز مایع حرکت این ملکول ها و آزادی عملشان را کاهش می دهد. این کاهش بی نظمی یعنی کاهش آنتروپی در کنار کاهش غیر قطبی بودن این گازها باعث حلالیت بسیار ضعیف این گازها در آب می گردد. بنابراین جهت انتقال این ترکیبات بعضی از موجودات از پروتئین های نامحلول در آب مثل هموگلوبین و میوگلوبین استفاده می کنند. CO₂ علاوه بر اتصال به هموگلوبین، به صورت آزاد و نیز به صورت محلول (HCO₃⁻، یون بی کربنات) نیز می تواند انتقال یابد. چربی هایی که غشای پلاسمایی و غشای اندامک ها را تشکیل می دهند، ترکیباتی دوگانه دوست (آمفی پاتیک) هستند، یعنی در ساختار خود هم دارای سر قطبی و هم دارای دم هیدروکربنی غیر قطبی هستند. سر قطبی این ملکول ها هیدروفیل بوده و در تماس با آب قرار می گیرد؛ از طرفی دم های هیدروکربنی غیر قطبی بوده و از تماس با آب اجتناب می کنند. نیروهایی که نواحی غیر قطبی را کنار هم قرار می دهند، واکنش های متقابل

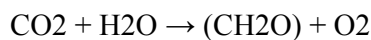
آبگریز می‌نامند. علاوه بر فسفولیپیدهای غشا بسیاری از ترکیبات دیگر نیز دوگانه‌دوست هستند از جمله: بسیاری از پروتئین‌ها، ویتامین‌ها و استرول‌ها همگی دارای سطوح قطبی و غیرقطبی هستند.



آب به عنوان یک واکنشگر

آب نه تنها یک حلال بسیار مناسب است که واکنش‌های شیمیایی سلول‌ها در آن انجام می‌شوند، در بسیاری از موارد خودش به عنوان یک واکنشگر مستقیماً در واکنش‌ها شرکت می‌کند و از طرفی فرآورده جانبی بسیاری از واکنش‌های زیستی نیز می‌باشد. واکنش‌هایی که در آنها پلیمرهای زیستی تشکیل می‌شوند، معمولاً با آزاد شدن آب همراه هستند. مثلاً تشکیل پلی‌پپتیدها از آمینواسیدها، تشکیل پلی‌ساکاریدها از منوساکاریدها، پیوند استری جهت تشکیل لیپیدها و تشکیل DNA از نوکلئوتیدها. به این واکنش‌ها تراکمی یا کندانسین می‌گویند. عکس این واکنش‌ها یعنی شکستن پلیمرها به مونومرهای سازنده‌شان با مصرف آب همراه است. به این واکنش‌ها هیدرولیز می‌گویند که توسط گروهی از آنزیم‌ها به نام هیدرولازها انجام می‌شوند. واکنش‌های تراکمی نیاز به انرژی دارند اما واکنش‌های هیدرولیز معمولاً انرژی‌زا هستند. سلول‌ها با جفت نمودن واکنش‌های تراکمی انرژی‌خواه با فرایندهای انرژی‌زا نظیر واکنش هیدرولیزی شکستن پیوند انیدریدی در ATP این مانع ترمودینامیکی را بر می‌دارند.

در گیاهان طی فرایند فتوسنتز با استفاده از انرژی نوارانی خورشید آب و دی‌اکسیدکربن ترکیب و کربوهیدرات‌ها سنتز می‌شوند:



از طرفی سوخت‌هایی مثل کربوهیدرات‌ها، چربی‌ها و پروتئین‌ها در بدن می‌سوزند؛ یعنی با اکسیژن ترکیب می‌شوند و آب و دی‌اکسیدکربن و انرژی تولید می‌کنند که در واقع عکس واکنش‌های فتوسنتز است. آبی که در اثر سوختن مواد غذایی در بدن تولید می‌شود را آب متابولیک می‌گویند که گاهی می‌تواند آنقدر زیاد باشد که در بعضی از

حیوانات مانند موش صحرایی و شتر بون نیاز به خوردن آب، امکان زنده ماندن جانور در مناطق بسیار خشک را فراهم آورد.

یونیزاسیون آب، اسیدها و بازهای ضعیف

ملکولهای آب تمایل جزئی به یونیزاسیون دارند، یعنی یون هیدروژن (پروتون) و یون هیدروکسل تولید می کنند که این واکنش تعادلی است، یعنی تمایل به واکنش برگشت نیز وجود دارد:



H^+ معمولاً به صورت آزاد وجود ندارد بلکه با آب هیدراته و یون هیدرونیوم (H_3O^+) را تولید می کند. میزان یونیزاسیون آب ناچیز است یعنی از هر 5.56×10^8 ملکول آب تنها یک ملکول یونیزه می شود و یونهای H^+ و OH^- تولید می کند. بنابراین احتمال یونیزاسیون یک ملکول آب برابر است با:

$$\frac{1}{5.56 \times 10^8} = 1.8 \times 10^{-9}$$

برای هر واکنش تعادلی $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ یک ثابت تعادل (K_{eq}) تعریف می شود که برابر است با:

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{C}][\text{D}]}{[\text{A}][\text{B}]}$$

بنابراین در مورد آب داریم:

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

وزن ملکولی آب برابر ۱۸ گرم بر لیتر است. لذا یک لیتر آب برابر است با:

$$1000/18 = 55.5 \text{ mol}$$

بنابراین ثابت تعادل آب برابر است با:

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{55.5 \text{ M}}$$

با جایجایی اعداد خواهیم داشت:

$$(55.5 \text{ M})(K_{\text{eq}}) = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

ثابت تعادل آب در دمای ۲۵ درجه سانتی گراد برابر است با 1.8×10^{-16} . با جایگزینی این عدد در معادله بالا

داریم:

$$K_w = [H^+][OH^-] = (55.5 \text{ M})(1.8 \times 10^{-16} \text{ M}) = 1.0 \times 10^{-14} \text{ M}^2$$

K_w نماد حاصل ضرب یونی آب می باشد که در دمای ۲۵ درجه همیشه برابر است با 1×10^{-14}

از آنجایی که غلظت یون هیدروژن و هیدروکسید در آب خالص برابر است و هر دو به یک میزان تولید می شوند

لذا می توانیم بنویسیم:

$$K_w = [H^+][OH^-] = [H^+]^2$$

لذا داریم:

$$[H^+] = \sqrt{K_w} = \sqrt{1 \times 10^{-14} \text{ M}^2}$$

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ M}$$

یعنی غلظت H^+ آب خالص در دمای ۲۵ درجه سانتی گراد برابر است با 1.0×10^{-7}

گفتیم K_w در یک دمای خاص همیشه عدد ثابتی است و تغییر نمی کند. چون با افزایش غلظت هر یک از یونها

غلظت یون دیگر کاهش می یابد. به نحوی که حاصل ضرب غلظتشان در نهایت می شود 1×10^{-14} . مثلاً اگر غلظت

H^+ ۱۰ برابر افزایش یابد غلظت OH^- ۱۰ برابر کاهش می یابد. لذا خواهیم داشت:

$$[H^+] \times [OH^-] = 10^{-6} \times 10^{-8} = 10^{-14}$$

pH

در بیوشیمی برای نشان دادن غلظت $[H^+]$ از مقیاسی به نام pH استفاده می شود. $pH = -\log [H^+]$

بنابراین pH آب خالص برابر است با:

$$[H^+] = 10^{-7}$$

$$pH = -\log 10^{-7} = 7$$

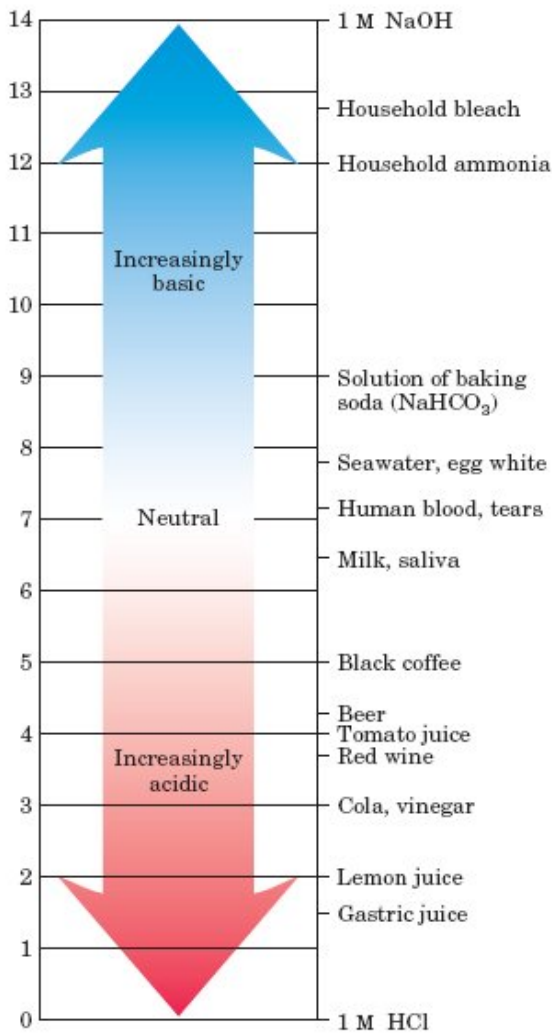


FIGURE 2-15 The pH of some aqueous fluids.

TABLE 2-6 The pH Scale

$[H^+]$ (M)	pH	$[OH^-]$ (M)	pOH*
10^0 (1)	0	10^{-14}	14
10^{-1}	1	10^{-13}	13
10^{-2}	2	10^{-12}	12
10^{-3}	3	10^{-11}	11
10^{-4}	4	10^{-10}	10
10^{-5}	5	10^{-9}	9
10^{-6}	6	10^{-8}	8
10^{-7}	7	10^{-7}	7
10^{-8}	8	10^{-6}	6
10^{-9}	9	10^{-5}	5
10^{-10}	10	10^{-4}	4
10^{-11}	11	10^{-3}	3
10^{-12}	12	10^{-2}	2
10^{-13}	13	10^{-1}	1
10^{-14}	14	10^0 (1)	0

*The expression pOH is sometimes used to describe the basicity, or OH^- concentration, of a solution; pOH is defined by the expression $pOH = -\log [OH^-]$, which is analogous to the expression for pH. Note that in all cases, $pH + pOH = 14$.

مثال: pH محلول 1 مولار HCl چند است؟



$$[H^+] = 10^{-1} M$$

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

مثال: pH محلول 1 مولار سود (KOH) چند است؟

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

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

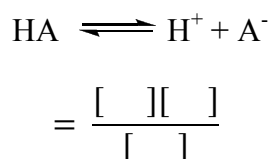
$$[H^+] = 10^{-13} M \quad pH = -\log 10^{-13} = 13$$

مثال: یک لیتر محلول ۰/۲ مولار HCl به یک لیتر آب اضافه می‌کنیم. pH محلول حاصله را محاسبه کنید.

$$\frac{0.2}{2} = 0.1 \quad /$$

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

در مورد اسیدی مثل HCl تفکیک کامل است. یعنی یک مول HCl یک مول H^+ می‌دهد. اما در اکثر اسیدها و بازها تفکیکی کامل نیست. یعنی یک مول اسید یا باز دقیقاً یک مول H^+ یا OH^- تولید نمی‌کند. این وضعیت در بسیاری از بیوملکول‌ها مانند ویتامین‌ها و کوآنزیم‌ها وجود دارد. تمامی اینها گروه‌های عاملی مثل آمین یا کربوکسیل دارند که اسید یا باز ضعیف هستند و به صورت ناقص تفکیک می‌شوند. در مورد تمامی اسیدها و بازهای ضعیف ثابتی داریم به نام ثابت تفکیک یا k



در اسیدهای ضعیف k_a همیشه کمتر از یک است. چون فرم تفکیک شده نسبت به فرم تفکیک نشده کمتر است یا به عبارتی اسید به میزان کمی تفکیک می‌شود. اصطلاحی داریم به نام pK :

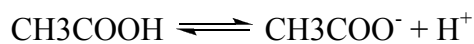
$$pK = -\log^k$$

هر چه k بزرگتر باشد pK کوچکتر است یعنی اسید قوی‌تر است. در مورد اسید استیک (CH_3COOH) داریم:

$$k_a = 1.76 \times 10^{-5}$$

$$Pk = -\log 1.76 \times 10^{-5} = 4.5$$

مثال: pH محلول ۰/۱ مولار اسیداستیک چند است؟



۰/۱ مول اسیداستیک تفکیک می‌شود و X مول استات و X مول H^+ تولید می‌شود. یعنی از میزان اولیه اسیداستیک

X مول کم می‌شود.

$$[H^+] = [Ac^-] = x$$

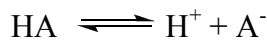
$$[AcH] = 0.1 - x \quad = \frac{[] []}{[]} \quad 1.76 \times 10^{-5} = \frac{[] []}{[]}$$

از آنجایی که AcH اسید ضعیفی است و به میزان بسیار کمی تفکیک می‌شود و H^+ کمی تولید می‌کند لذا در مخرج کسر می‌توانیم از x صرف‌نظر کنیم. یعنی:

$$0.1 - x \cong 0.1 \quad x^2 = 1.76 \times 10^{-5} \times 0.1 = 1.76 \times 10^{-6}$$

$$x = \sqrt{1.76 \times 10^{-6}} = 1.32 \times 10^{-3} \quad pH = -\log 1.32 \times 10^{-3} = 2.88$$

معادله هندرسون-هاسلباخ



$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$[HA] = \frac{[H^+][A^-]}{K_a}$$

$$[H^+] = \frac{K_a [A^-]}{[HA]}$$

از دو طرف معادله فوق $-\log$ می‌گیریم:

$$-\log [H^+] = -\log K_a - \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$\boxed{pH = pK + \log \frac{[A^-]}{[HA]}}$$

طبق این معادله pH یک اسید ضعیف به نسبت فرم تفکیک شده و تفکیک نشده و نیز pK بستگی دارد. اگر $[A^-]$

$[HA] =$ در نتیجه:

$$pH = pK + \log 1 = pK$$

این یک روش تجربی برای اندازه‌گیری pK پیشنهاد می‌کند. یعنی در نقطه‌ای که غلظت فرم تفکیک شده و

تفکیک نشده برابر است در آن نقطه $pH = pK$ می‌باشد.

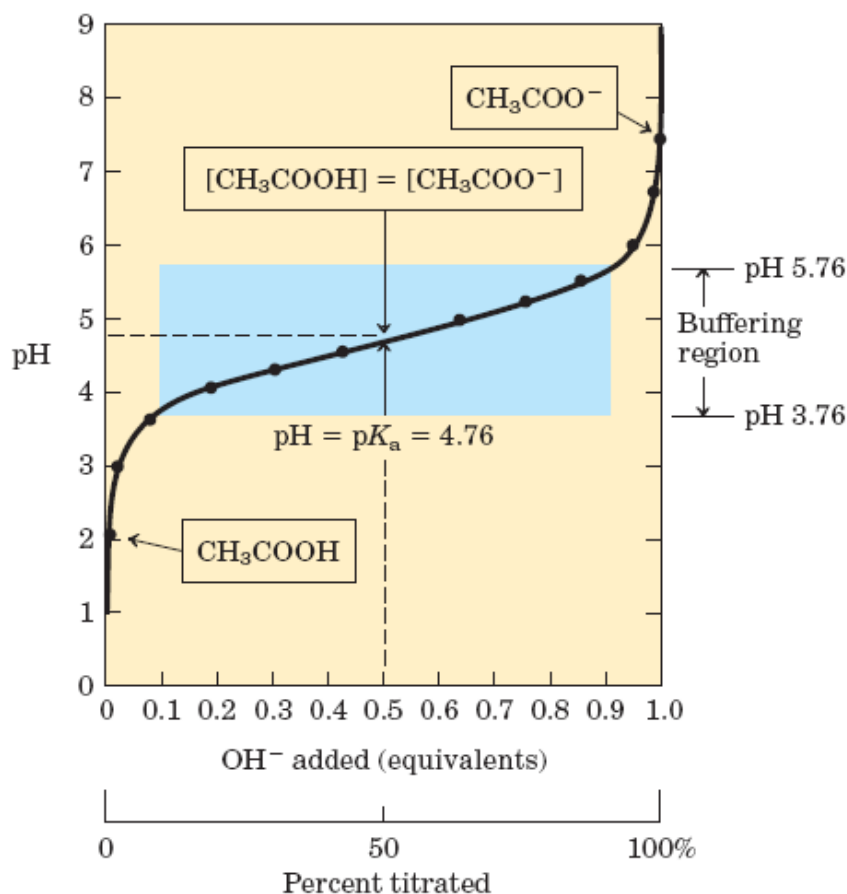


FIGURE 2-17 The titration curve of acetic acid. After addition of each increment of NaOH to the acetic acid solution, the pH of the mixture is measured. This value is plotted against the amount of NaOH expressed as a fraction of the total NaOH required to convert all the acetic acid to its deprotonated form, acetate. The points so obtained yield the titration curve. Shown in the boxes are the predominant ionic forms at the points designated. At the midpoint of the titration, the concentrations of the proton donor and proton acceptor are equal, and the pH is numerically equal to the pK_a . The shaded zone is the useful region of buffering power, generally between 10% and 90% titration of the weak acid.

در ابتدای تیتراسیون تمامی اسید به فرم تفکیک نشده CH_3COOH وجود دارد؛ چون اسیداستیک یک اسید ضعیف است و به میزان کمی تفکیک می‌شود. در پایان تیتراسیون همراه با اضافه شدن هیدروکسید و کاهش غلظت H^+ تعادل به سمت راست می‌رود و تمامی اسید به فرم آنیون، یعنی تفکیک شده وجود دارد. در نقطه میانی منحنی تیتراسیون

غلظت فرم تفکیک شده و تفکیک نشده برابر است که طبق معده هندرسون-هاسلباخ در این نقطه pH نشان دهنده pK است.

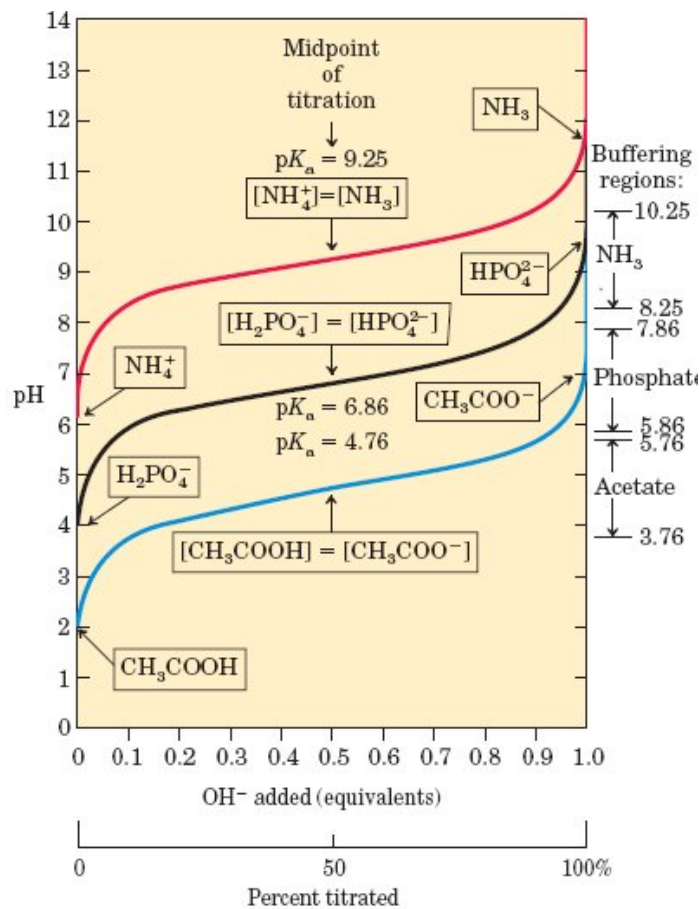


FIGURE 2-18 Comparison of the titration curves of three weak acids.

بافر (تامپون)

تمامی مایعات بدن از مایع داخل سلولی (سیتوپلاسم) گرفته و مایعات خارج سلولی مثل خون، لنف، اسید معده، ادرار، صفرا و ... همگی pH خاصی دارند و تغییرات کوچک در pH منجر به تغییرات بزرگ در واکنش‌های بیوشیمیایی می‌گردد. علت این است که اولاً تقریباً تمامی واکنش‌های بیوشیمیایی توسط آنزیم‌ها انجام می‌شوند و آنزیم‌ها دارای گروه‌های قابل یونیزاسیون هستند. هر آنزیمی در pH خاصی به نام pH بهینه یا ایتیمم بهترین فعالیت کاتالیتیک را دارد. در pHهای کمتر یا بیشتر از pH ایتیمم فعالیت کاتالیتیکی به میزان قابل توجهی کاهش می‌یابد.

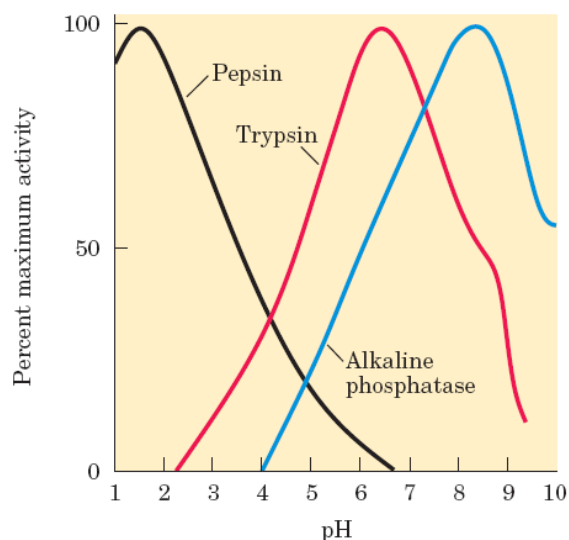


FIGURE 2-21 The pH optima of some enzymes. Pepsin is a digestive enzyme secreted into gastric juice; trypsin, a digestive enzyme that acts in the small intestine; alkaline phosphatase of bone tissue, a hydrolytic enzyme thought to aid in bone mineralization.

از طرفی بسیاری از ملکول‌هایی که آنزیم‌ها بر آنها اثر می‌کنند، یعنی اکثر بیوملکول‌های تشکیل دهنده بدن، دارای گروه‌های قابل یونیزاسیون هستند و ساختار و واکنش‌هایی که می‌توانند انجام دهند تحت تاثیر pH حلال یعنی آب قرار می‌گیرد. لذا pH مایعات بدن باید در محدوده نسبتاً ثابتی حفظ شود.

اولین عامل تنظیم کننده pH سیستم‌های بافری هستند. یعنی سیستم‌های آبی که در برابر تغییرات pH مقاومت می‌کنند. بافر از یک اسید ضعیف و باز مزدوج آن با نسبت برابر و یا بر عکس باز ضعیف و اسید مزدوج آن با نسبت برابر تشکیل شده است. در منحنی تیتراسیون اسید ضعیفی مثل اسیداستیک (شکل صفحه ۹) مشاهده می‌کنیم که ناحیه نسبتاً پهنی وجود دارد که در نقطه میانی آن pK قرار گرفته است. در این ناحیه پهن تغییرات غلظت H^+ و یا OH^- تغییرات قابل توجهی را در pH ایجاد نمی‌کند. هر اسید و یا باز ضعیف در یک واحد کمتر و یک واحد بیشتر از pK می‌تواند به عنوان بافر عمل کند. اگر اسید به محیط اضافه شود یعنی $[H^+]$ افزایش یابد این واکنش به سمت چپ متمایل می‌شود، یعنی H^+ با Ac^- ترکیب شده و AcH تولید می‌شود، پس تقریباً تمامی H^+ اضافه شده صرف تولید AcH می‌شود یعنی عملاً در غلظت H^+ تغییر ایجاد نمی‌شود و pH تغییری نمی‌کند. اضافه شدن OH^- نیز واکنش را به سمت راست می‌برد؛ یعنی OH^- با H^+ ترکیب شده و H_2O تولید می‌کند و $[Ac^-]$ افزایش می‌یابد و عملاً در pH تغییری ایجاد نمی‌شود.

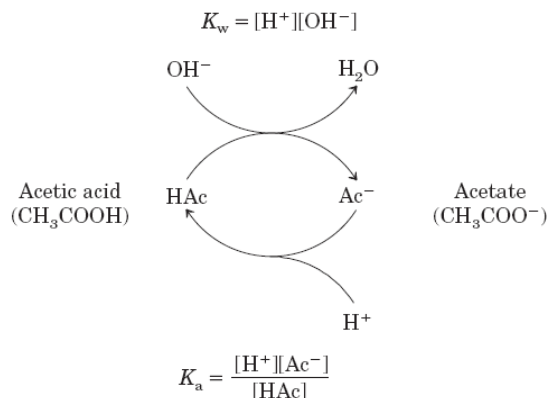


FIGURE 2-19 The acetic acid–acetate pair as a buffer system.

مهمترین سیستم بافری سیتوپلاسم بافر فسفات ($H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$) است که دارای $pK = 6.8$ است لذا از pH های $5.8-7.8$ به عنوان بافر عمل می کند.

یکی دیگر از سیستم های بافری سیتوپلاسم آمینواسید هیستیدین (His) است. در سیتوپلاسم غلظت بالایی از پروتئین ها وجود دارند. در بسیاری از اینها آمینواسید His وجود دارد. pK این آمینواسید برابر با 6 است. لذا از pH های 5-7 می تواند به عنوان بافر عمل کند.

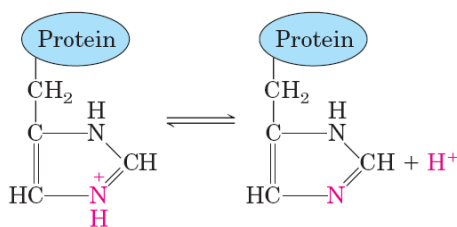


FIGURE 2-20 The amino acid histidine, a component of proteins, is a weak acid. The pK_a of the protonated nitrogen of the side chain is 6.0.

بافر بی کربنات خون

pH خون حدود 7.4 است. مهمترین عاملی که pH خون را در این محدوده نگه می دارد بافر بی کربنات است. سه واکنش تعادلی در این بافر انجام می شوند:

وقتی H^+ وارد خون می‌شود (مثلاً هنگام عبور خون از عضلاتی که در اثر فعالیت شدید عضلانی اسید لاکتیک در آنها تجمع پیدا کرده است)، این H^+ با بی‌کربنات (HCO_3^-) ترکیب شده و تعادل به پایین جابجا می‌شود. لذا غلظت CO_2 در پلاسماي خون افزایش می‌یابد [CO₂(d)] و وارد فاز گازی در هوای ریه می‌گردد و در واقع به صورت گاز دفع می‌گردد.

برعکس وقتی pH افزایش می‌یابد (مثلاً تولید NH_3 در اثر کاتابولیسم پروتئین‌ها)، واکنش‌ها به بالا جابه‌جا می‌شوند؛ یعنی CO_2 گازی در ریه وارد خون می‌شود و حل می‌گردد. سپس با H_2O ترکیب و اسید کربنیک (H_2CO_3) تولید می‌کند که به بی‌کربنات (HCO_3^-) و H^+ تفکیک می‌گردد. لذا غلظت H^+ افزایش می‌یابد و در واقع pH تعدیل می‌گردد.

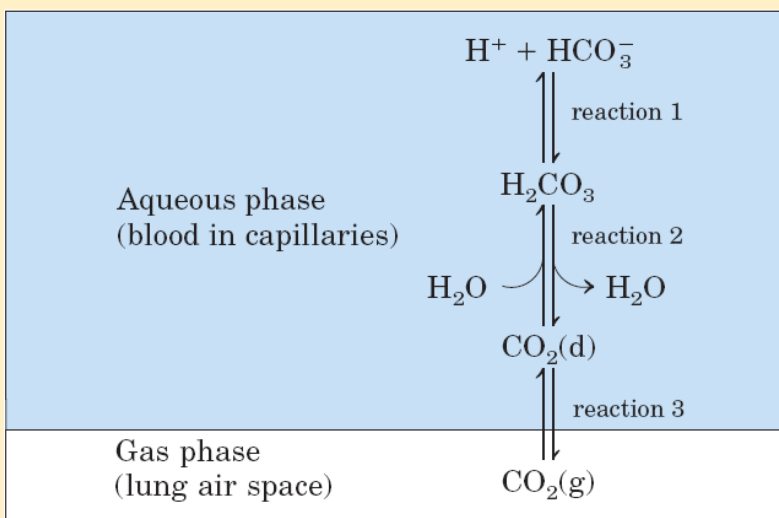


FIGURE 1 The CO_2 in the air space of the lungs is in equilibrium with the bicarbonate buffer in the blood plasma passing through the lung capillaries. Because the concentration of dissolved CO_2 can be adjusted rapidly through changes in the rate of breathing, the bicarbonate buffer system of the blood is in near-equilibrium with a large potential reservoir of CO_2 .

با وجود سیستم‌های بافری تعدیل‌کننده pH، در بیماری‌های مختلف pH خون نسبت به محدوده نرمال خود یعنی ۷/۴ افزایش یا کاهش می‌یابد که اثرات ناگواری را به دنبال دارد. مصرف زیاد الکل، دیابت، ناشتایی طولانی مدت و ...