

اسیدها و بازها



گل ادریسی در خاک اسیدی به رنگ آبی و در خاک بازی به رنگ صورتی شکوفای می شود.

در جهان امروز انسان های بسیاری از کمبود آب آشامیدنی، غذا، بهداشت و محیط زیست سالم رنج می برند. از سوی دیگر مصرف بی رویه منابع گوناگون و در پی آن ورود حجم انبوهی از آلاینده ها به هوا کره، آب کره و سنگ کره چرخه های طبیعی را برهم زده است. به طوری که زندگی بر روی این کره خاکی با چالش های بزرگی مانند باران های اسیدی، آلودگی منابع آب، فرآورده های غیرطبیعی و ... مواجه است. آیا این مسائل و چالش ها با واژه ها و مفاهیم اسید و باز ارتباطی دارند؟ آیا آشنایی و درک ویژگی های این ترکیب ها و بررسی واکنش میان آنها می تواند در حل یا کاهش این مشکلات، جوامع بشری را یاری رساند؟

هر روز در بخش‌های گوناگون زندگی، مقادیر متفاوتی از انواع مواد شیمیایی مصرف می‌شود که در اغلب آنها، اسیدها و بازها نقش مهمی ایفا می‌کنند (شکل ۱).



ب) تنظیم میزان اسیدی بودن شوینده‌ها ضروری است.



الف) کودهای شیمیایی، نمک‌های اسیدی، خنثی یا بازی هستند.



ت) مواد مورد استفاده برای نظافت آشپزخانه حمام و دستشویی شامل اسید یا باز است.



پ) اغلب داروها، ترکیب‌های شیمیایی با خاصیت اسیدی یا بازی هستند.



ج) اغلب میوه‌ها دارای اسیدند و pH آنها کمتر از ۷ است.



ث) برای کاهش میزان اسیدی بودن خاک به آن آهک می‌افزایند.



ح) فاضلاب‌های صنعتی شامل یون فلزهای واسطه‌اند. از این رو، با ورود به محیط زیست pH محیط را کاهش می‌دهند.



چ) زندگی بسیاری از آبزیان به میزان pH آب وابسته است.

شکل ۱- نمونه‌هایی از مواد اسیدی و بازی در زندگی

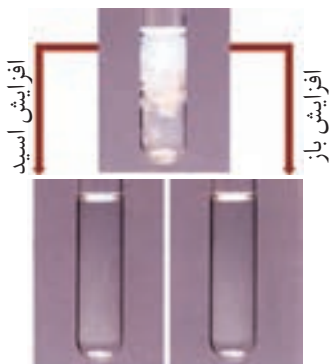




سوانت آرنیوس (۱۸۵۹-۱۹۲۷)

برندهٔ جایزهٔ نوبل شیمی در سال ۱۹۰۲ آرنیوس معتقد بود که اسیدها و بازها هنگام حل شدن در آب، به‌طور جزئی یا کامل تفکیک می‌شوند و ذره‌های باردار به نام یون‌ها را پدید می‌آورند. این ایدهٔ آرنیوس، در زمان خود یک ایدهٔ انقلابی بود. به‌طوری‌که اغلب شیمی‌دان‌ها بر این باور بودند که مولکول‌ها نمی‌توانند به یون‌های مثبت و منفی شکسته شوند. به همین دلیل با دادن کرسی استادی به‌وی مخالفت کردند. اما شیمی‌دان‌های جوان در پژوهش‌های خود به نتایجی دست یافتند که با نظریه آرنیوس همخوانی داشت. این روند ادامه یافت تا اینکه در سال ۱۹۰۲ میلادی، جایزهٔ نوبل شیمی به وی اهدا شد.

مخلوط آب و Al_2O_3



آلومینیم اکسید ($Al_2O_3(s)$) در آب انحلال پذیر نیست، ولی طی یک واکنش شیمیایی هم در اسیدها و هم در بازها حل می‌شود. به‌چنین موادی که هر دو خاصیت اسیدی و بازی را از خود نشان می‌دهند، آمفوتر می‌گویند.

همان گونه که در شکل ۱ مشاهده کردید، اسیدها و بازها کاربردهای بسیار گسترده‌ای در زندگی دارند و هر بخش از زندگی تحت تأثیر ویژگی‌ها و رفتار این مواد است. بدیهی است که شناخت آنها به ما کمک خواهد کرد تا شرایط زندگی خود را بهبود بخشیم.

نظریه‌های اسید و باز

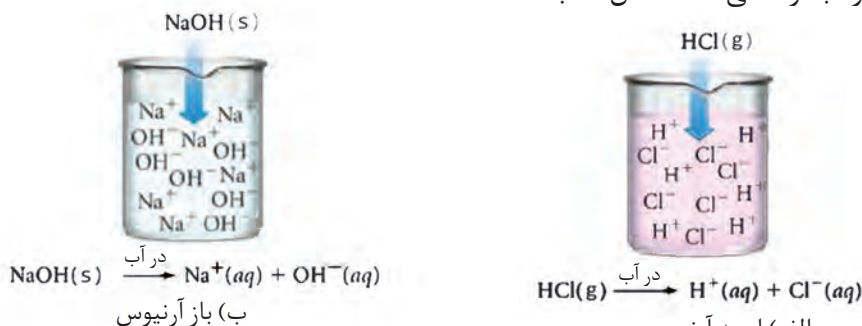
شیمی‌دان‌ها مدت‌ها پیش از آنکه ساختار اسیدها و بازها شناخته شوند، با ویژگی‌های هر کدام و واکنش میان آنها آشنا بودند و مشاهده‌های زیادی را در تاریخ علم تجربی ثبت کرده‌اند. اما توجیه رفتار اسیدها و بازها همچنین مشاهده‌های یادداشت شده، به ارائهٔ یک نظریه نیاز داشت.

چند تن از شیمی‌دان‌ها برای تعریف اسید و باز و توجیه رفتار آنها، تعریف‌ها و ایده‌هایی را مطرح کردند. این ایده‌ها با گذر زمان اصلاح شدند. تا اینکه در اواخر قرن نوزدهم سوانت آرنیوس و سپس توماس لوری به همراه یوهانس برونستد ایده‌های کامل‌تری مطرح کردند که به نظریه‌های اسید و باز معروف شدند.

نظریهٔ آرنیوس

سوانت آرنیوس شیمی‌دان سوئدی طی پژوهش‌هایی که در دههٔ ۱۸۹۰ روی رسانایی الکتریکی و برقکافت ترکیب‌های محلول در آب انجام می‌داد، به نظریه‌ای برای اسیدها و بازها دست یافت. او اسید را ماده‌ای تعریف کرد که در آب حل می‌شود و یون هیدروژن ($H^+(aq)$) یا پروتون پدید می‌آورد. از نگاه او گاز هیدروژن کلرید ($HCl(g)$) چنین ماده‌ای است؛ زیرا به هنگام حل شدن در آب، یون‌های هیدروژن ($H^+(aq)$) و کلرید ($Cl^-(aq)$) پدید می‌آورد. محلول آبی حاصل که این یون‌ها را دارد، هیدروکلریک اسید نامیده می‌شود (شکل ۲، الف).

مطابق نظریهٔ آرنیوس باز، ماده‌ای است که به هنگام حل شدن در آب یون هیدروکسید ($OH^-(aq)$) پدید می‌آورد. برای مثال، از دید آرنیوس $NaOH$ یک باز است؛ زیرا بر اثر حل شدن این ترکیب یونی در آب، یون‌های سازندهٔ آن از هم جدا می‌شود و یون‌های هیدروکسید را در آب آزاد می‌کند (شکل ۲، ب).



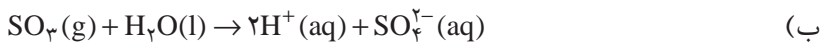
شکل ۲- نمونه‌ای از اسید و باز آرنیوس



خود را بیازمایید

۱- با توجه به واکنش‌های زیر مشخص کنید که هر یک از اکسیدهای K_2O ، N_2O_5 ،

BaO و SO_2 اسیدآرنیوس هستند یا باز آرنیوس؟ چرا؟



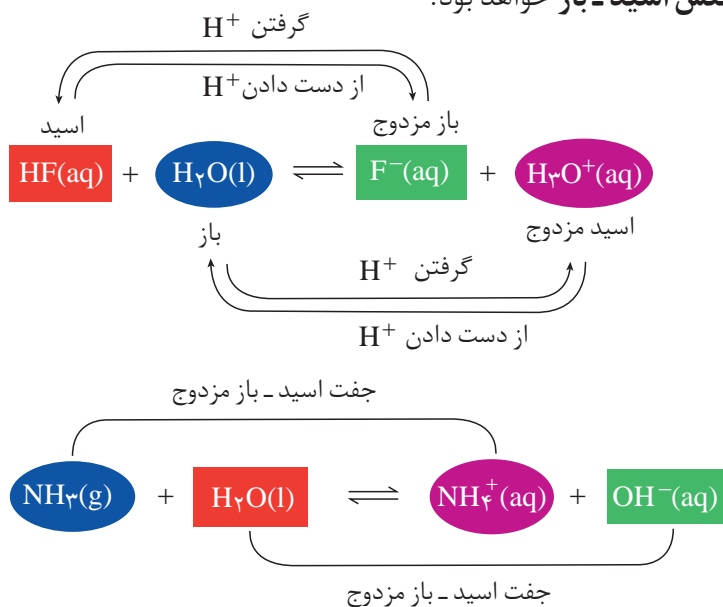
۲- هر یک از محلول‌های آبی Li_2O و CO_2 چه خاصیتی دارند؟ توضیح دهید.

نظریه لوری - برونستد

نظریه آرنیوس تنها در حالت محلول، آن هم هنگامی قابل کاربرد است که از آب به عنوان حلال استفاده شود. درواقع تعریف آرنیوس برای اسیدها و بازها به موادی محدود می‌شود که در اثر حل شدن در آب به ترتیب یون هیدرونیوم و یون هیدروکسید پدید می‌آورند.

در سال ۱۹۲۳ یوهانس برونستد و توماس لوری به طور مستقل تعریف تازه و فراگیرتری از اسید و باز ارائه کردند. برطبق نظریه آنها اسید، ماده‌ای است که بتواند یک یون هیدروژن یا پروتون به ماده دیگری بدهد، در حالی که باز ماده‌ای است که می‌تواند یون هیدروژن یا پروتون را از ماده دیگری بپذیرد. به عبارت دیگر **اسید لوری - برونستد دهنده پروتون و باز لوری - برونستد، پذیرنده پروتون است.**

مطابق این تعریف هر واکنشی که شامل انتقال پروتون (H^+) از یک ماده به ماده دیگری باشد، یک **واکنش اسید - باز** خواهد بود.



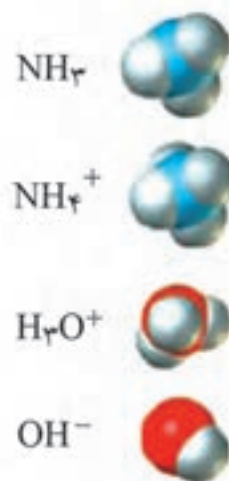
یون ($H^+(aq)$ ، پروتون نام دارد. این یون در آب به صورت $H_3O^+(aq)$ یافت می‌شود و به یون هیدرونیوم معروف است.



توماس لوری
(۱۸۷۴-۱۹۳۶)
شیمی دان انگلیسی



یوهانس برونستد
(۱۸۷۹-۱۹۴۷)
شیمی دان دانمارکی





واکنش گاز آمونیاک با گاز هیدروژن کلرید؛ این واکنش به تولید جامد یونی و سفیدرنگ آمونیوم کلرید می انجامد.

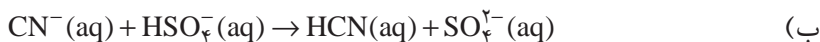
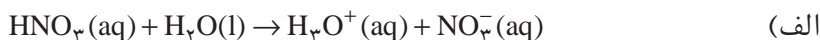
یون اکسید در آب به سرعت به یون های هیدروکسید تبدیل می شود.

$$\text{O}^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{OH}^{-}(\text{aq})$$
 در این واکنش اسید و باز لوری- برونستد را مشخص کنید.

همان گونه که می بینید در این واکنش ها، اسید با از دست دادن پروتون به یک باز مزدوج تبدیل می شود که به آن دو، جفت اسید- باز مزدوج می گویند.

خود را بیازمایید

۱- در هر یک از واکنش های زیر، اسید، باز، اسید مزدوج و باز مزدوج را مشخص کنید.

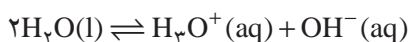


۲- جدول زیر را کامل کنید.

اسید مزدوج	باز	باز مزدوج	اسید
.....	CN^{-}	CH_3COOH
.....	H_2O	H_2O
.....	ClO^{-}	H_2SO_4

فکر کنید

معادله یونش جزئی آب را در نظر بگیرید:



یا



(الف) به این واکنش خود-یونش آب گفته می شود. آیا می توان این واکنش را مثالی از واکنش های اسید- باز دانست؟ چرا؟

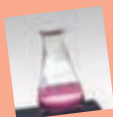
(ب) این واکنش کدام یک از نتیجه گیری های زیر را تأیید می کند؟ پاسخ خود را شرح دهید.

* آب همواره اسید لوری- برونستد است.

* آب همواره باز لوری- برونستد است.

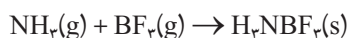
* آب هم اسید و هم باز است. در واقع آب ماده ای آمفوتر است.

* آب نه اسید و نه باز است.



بیشتر بدانید

گیلبرت نیوتون لوویس شیمی دان مشهور آمریکایی در سال ۱۹۲۲ مدل دیگری از اسید و باز ارائه داد. او دلیل ارائه نظریه خود را ناتوانی نظریه لوری - برونستد در توجیه واکنش‌هایی مانند واکنش زیر بیان کرد.



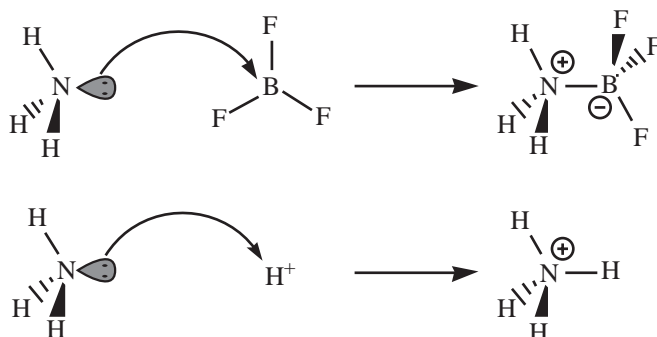
همان‌گونه که مشاهده می‌شود این واکنش با انتقال پروتون همراه نیست. از این رو، نمی‌توان وقوع آن را بر مبنای مدل لوری - برونستد توجیه کرد. لوویس در نظریه خود نگاه را از پروتون به جفت الکترون‌های ناپیوندی معطوف کرد. بر طبق تعریف، **باز لوویس** مولکول یا یونی است که دست‌کم یک جفت الکترون ناپیوندی دارد و می‌تواند آن را برای ایجاد یک پیوند داتیو در اختیار مولکول یا یون دیگری قرار دهد. این مولکول یا یون که باید دست‌کم یک اوربیتال خالی داشته باشد **اسید لوویس** نامیده می‌شود. درواقع باز لوویس، دهنده جفت الکترون ناپیوندی و اسید لوویس، پذیرنده جفت الکترون ناپیوندی است. با این وصف در واکنش بالا گاز آمونیاک (NH_3)، باز لوویس و گاز بورتتری فلوئورید (BF_3)، اسید لوویس خواهد بود.

نظریه ارائه شده توسط لوویس بسیار فراگیرتر از دو نظریه آرنیوس و لوری - برونستد است و مشاهده‌های بیشتری را دربر می‌گیرد.

بر طبق تعریف لوویس تنها پروتون اسید نیست، بلکه گونه‌های بسیاری مانند BF_3 ، SO_3 و AlCl_3 نیز یافت می‌شوند که اسیدند.



گیلبرت نیوتون لوویس
(۱۸۷۵-۱۹۴۶)



لوویس با ارائه این نظریه که بر مبنای مبادله جفت الکترون‌های ناپیوندی پایه‌ریزی شده است سهم چشمگیری در پیشرفت یکی از زیر شاخه‌های دانش شیمی داشت که شیمی کوئوردیناسیون نامیده می‌شود.

اسیدهای قوی و ضعیف

در شیمی ۳ آموختید که اغلب فلزها با محلول اسیدها واکنش می‌دهند و گاز هیدروژن آزاد می‌کنند. سرعت این واکنش‌ها به غلظت یون‌های هیدرونیوم موجود در محلول بستگی دارد. هرچه غلظت یون هیدرونیوم بیشتر باشد، سرعت واکنش نیز بیشتر خواهد بود. برای

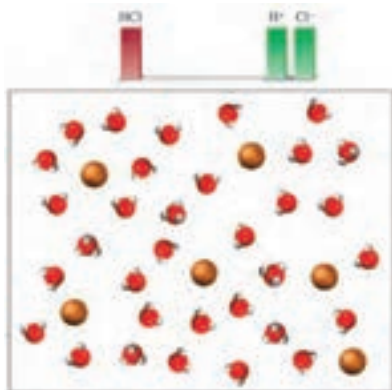




شکل ۳- واکنش نوار منیزیم
با اسید قوی و اسید ضعیف در
دما و غلظت یکسان.

به فرایندی که در آن یک
ترکیب مولکولی به یون‌های
با بار مخالف تبدیل می‌شود،
یونش می‌گویند.

پیش از یونش پس از یونش



نمایی ذره‌ای از محلول
هیدروکلریک اسید

نمونه، هرگاه دو قطعه یکسان از نوار منیزیم را در حجم‌های مساوی از محلول ۱٪ مولار
استیک اسید و هیدروکلریک اسید بیندازیم، در دمای اتاق ضمن انجام واکنش گاز هیدروژن
آزاد می‌شود. به نظر شما سرعت این دو واکنش یکسان است؟

شکل ۳ واکنش منیزیم با محلول این دو اسید را نشان می‌دهد. به نظر شما غلظت

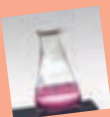
یون هیدرونیوم در کدام محلول بیشتر است؟ چرا؟

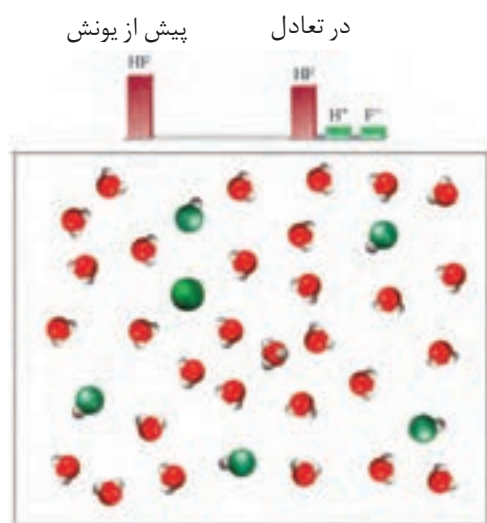
هنگامی که یک اسید لوری - برونستد در آب حل می‌شود، مولکول‌های قطبی آب،
پیوند قطبی میان اتم هیدروژن و اتم الکترون‌گاتیوی که هیدروژن به آن متصل شده است را
می‌شکنند. به این ترتیب، با جدا شدن یک پروتون از اسید و انتقال آن به یک مولکول آب، یون
هیدرونیوم تولید می‌شود. اما میزان یون‌های هیدرونیوم در محلول یک اسید به میزان یونش
آن بستگی دارد. به طوری که هرچه میزان یونش، بیشتر باشد، غلظت یون‌های هیدرونیوم
تولید شده بیشتر خواهد بود. تجربه نشان می‌دهد، گاز هیدروژن کلرید هنگام حل شدن در
آب تقریباً به طور کامل به یون‌های هیدرونیوم و کلرید یونیده می‌شود (شکل ۴).



شکل ۴- همهٔ مولکول‌های هیدروژن کلرید در آب یونیده می‌شوند.

اسیدها را بر مبنای میزان یونشی که به هنگام حل شدن در آب دارند، دسته‌بندی
می‌کنند. اسیدهای قوی اسیدهایی هستند که بر اثر حل شدن در آب تقریباً به طور کامل
یونش می‌یابند، درحالی که اسیدهای ضعیف در آب به طور جزئی یونیده می‌شوند و
همواره اندک یون‌های حاصل از یونش آنها با مولکول‌های یونیده نشده، در تعادل اند.
برای مثال، در محلول 1 mol.L^{-1} هیدروفلوئوریک اسید (HF) در دمای اتاق از هر
۱۰۰۰ مولکول ۲۴ مولکول آن یونیده می‌شود. درواقع ۹۷۶ مولکول به صورت یونیده
نشده در آب باقی می‌ماند (شکل ۵).

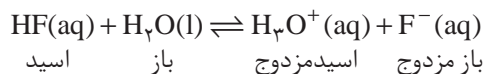




شکل ۵- جزئی از مولکول های هیدروژن فلوئورید در آب یونیده می شوند.

$$\text{درجه یونش} = \frac{\text{شمار مولکول های یونیده شده}}{\text{شمار کل مولکول های حل شده}}$$

اگر نسبت تعداد مولکول های یونیده شده به تعداد کل مولکول های حل شده را درجه یونش بنامیم، این نسبت برای این محلول در شرایط معین همواره ثابت خواهد بود. درجه یونش را با نماد α (آلفا) نشان می دهند و اغلب به صورت درصد گزارش می کنند. درصد یونش ($\alpha\%$) برای محلول $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ هیدروفلوئوریک اسید ۲/۴ درصد است. این موضوع نشان می دهد که واکنش یونش مولکول های هیدروفلوئوریک اسید و واکنش ترکیب شدن یون فلوئورید با یون هیدرونیوم هم زمان و با سرعت یکسانی انجام می شود.



برای این واکنش تعادلی می توان نوشت:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

K_a ثابت تعادل واکنش یاد شده است و ثابت یونش هیدروفلوئوریک اسید گفته می شود. مقدار K_a برای HF در 25°C برابر با $10^{-4} \times 5/9$ است. در شرایط یکسان، هرچه ثابت یونش اسیدی بزرگ تر باشد آن اسید قوی تر است. در جدول ۱ ثابت یونش برخی اسیدها آمده است.



ثابت یونش برخی اسیدها در ۲۵°C

نام اسید	فرمول شیمیایی	ثابت یونش (K_a)	فرمول شیمیایی باز مزدوج	نام باز مزدوج
هیدرویدیک اسید	HI	بسیار بزرگ	I^-	یون یدید
هیدرو برمیک اسید	HBr	بسیار بزرگ	Br^-	یون برمید
هیدروکلریک اسید	HCl	بسیار بزرگ	Cl^-	یون کلرید
سولفوریک اسید	H_2SO_4	بسیار بزرگ	HSO_4^-	یون هیدروژن سولفات
نیتریک اسید	HNO_3	بزرگ	NO_3^-	یون نیترات
یون هیدروژن سولفات	HSO_4^-	$1/2 \times 10^{-2}$	SO_4^{2-}	یون سولفات
نیترو اسید	HNO_2	$4/5 \times 10^{-4}$	NO_2^-	یون نیتريت
هیپوکلرواسید	HOCl	$3/7 \times 10^{-8}$	ClO^-	یون هیپوکلریت
هیپوبرمواسید	HOBr	$2/0 \times 10^{-9}$	BrO^-	یون هیپوبرمیت
هیدروسیانیک اسید	HCN	$4/9 \times 10^{-10}$	CN^-	یون سیانید

خود را بیازمایید

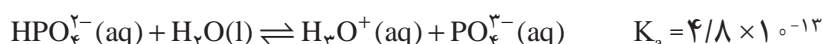
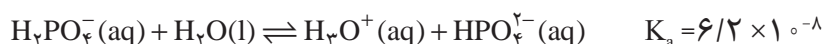
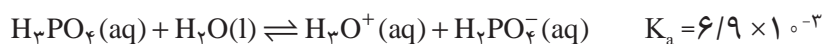
در هر مورد کدام اسید قوی تر است؟

الف) هیدروفلوئوریک اسید (HF) یا هیدروسیانیک اسید (HCN)

ب) هیپوبرمو اسید (HOBr) یا هیپوکلرو اسید (HOCl)

اسیدهای چند پروتون دار

به اسیدی مانند هیدروفلوئوریک اسید که قادر است پس از حل شدن در آب تنها یک پروتون به مولکول آب بدهد، اسید تک پروتون دار می گویند. این درحالی است که برخی اسیدها مانند سولفوریک اسید و فسفریک اسید به ترتیب می توانند دو و سه پروتون به آب بدهند. در اینگونه اسیدها از دست دادن هر پروتون طی یک مرحله تعادلی انجام می شود. برای مثال، فسفریک اسید طی سه مرحله زیر یونیده می شود.



فسفریک اسید (H_3PO_4) از جمله پرمصرف ترین مواد شیمیایی در صنعت است. این اسید به عنوان ماده افزودنی در نوشابه های گازدار کاربرد دارد و در تولید کودهای شیمیایی، پاک کننده های صابونی و غیر صابونی، تصفیه آب، خوراک دام و داروسازی به کار می رود.



فکر کنید

با توجه به معادله‌های یونش فسفریک اسید و مقادیر K_a به پرسش‌های زیر پاسخ دهید:

۱- کدام باز مزدوج حاصل از یونش، آمفوتر است؟ چرا؟

۲- جدا شدن چندمین پروتون از همه دشوارتر است؟ چرا؟

۳- انتظار می‌رود که در محلول $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ این اسید غلظت کدام باز مزدوج از همه

بیشتر باشد؟

سولفورواسید (H_2SO_4) و کربنیک اسید (H_2CO_3) اسیدهای دو پروتون دار نام آشنایی هستند که بیشتر به واسطه نمک‌هایشان شهرت یافته‌اند. این دو اسید ناپایدارند و تاکنون به صورت خالص جدا نشده‌اند. از این رو، به جای این فرمول‌های شیمیایی بهتر است آنها را به ترتیب با نمادهای $\text{CO}_2(\text{aq})$ و $\text{SO}_2(\text{aq})$ نمایش داد.

ثابت یونش آب

همان گونه که می‌دانید، حتی در خالص‌ترین نمونه آب، مقادیر بسیار کمی یون‌های

$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ و $\text{OH}^-(\text{aq})$ وجود دارد که حاصل خود-یونش مولکول‌های آب هستند.



باز مزدوج اسید مزدوج

ثابت تعادل این واکنش به صورت زیر نوشته می‌شود.

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

در این معادله K_w ، ثابت یونش آب است. مقدار K_w به دما بستگی دارد و در دمای

معین، مقدار ثابتی است. به طوری که در دمای اتاق مقدار K_w برابر با $1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$

است. در واقع هرگونه تغییری در غلظت یون $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ یا $\text{OH}^-(\text{aq})$ تأثیری بر مقدار K_w

ندارد. به عبارت دیگر K_w مقدار ثابتی است که غلظت این دو یون را به هم مرتبط می‌کند.

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_w \left(\frac{1}{[\text{OH}^-]} \right)$$

این رابطه نشان می‌دهد که در دمای ثابت هرچه غلظت یون $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ در یک

محلول آبی افزایش یابد، غلظت یون $\text{OH}^-(\text{aq})$ باید کاهش بیابد. در محلول‌های آبی و در

دمای معین به شرط داشتن غلظت یکی از این دو یون، می‌توان غلظت یون دیگر را از رابطه

یاد شده به دست آورد (شکل ۶).

برای آب خالص در دمای اتاق، غلظت یون‌های $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ و $\text{OH}^-(\text{aq})$ با هم مساوی

و برابر با $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ است. چرا؟



$$[H_3O^+] = 10^{-8}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-7}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-6}$$



شکل ۶- غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید در محلول‌های آبی (۲۵°C)

نمونه حل شده

غلظت یون هیدرونیوم در یک نمونه آب در ۲۵°C برابر $2/5 \times 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$ است. غلظت یون $\text{OH}^-(\text{aq})$ را در این نمونه آب محاسبه کنید. K_W در این دما $1/0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2.\text{L}^{-2}$ است.

پاسخ

برای محاسبه، عبارت ثابت یونش آب را به کار می‌بریم.

$$K_W = [H_3O^+].[OH^-]$$

مقادیر عددی K_W و $[H_3O^+]$ را در این عبارت قرار می‌دهیم.

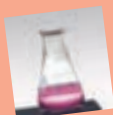
$$1/0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2.\text{L}^{-2} = 2/5 \times 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1} \times [OH^-]$$

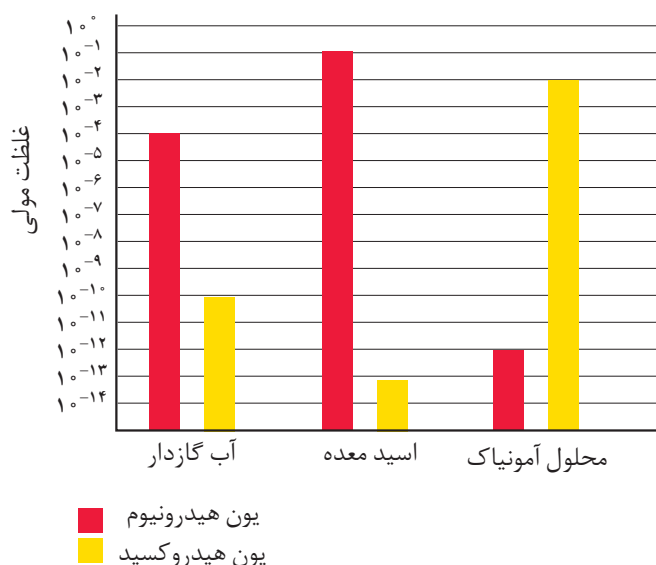
بنابراین، غلظت یون $\text{OH}^-(\text{aq})$ در این نمونه آب برابر است با:

$$[OH^-] = 4/0 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

خود را بیازمایید

- ۱- غلظت یون $\text{OH}^-(\text{aq})$ در یک محلول آبی در ۲۵°C برابر $4/0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ است. غلظت یون $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ را در این محلول حساب کنید.
- ۲- از بررسی داده‌های نمودار صفحه بعد چه نتایجی به دست می‌آورید؟ توضیح دهید.





سورن پیتر لاریتس سورن سن
(۱۸۶۸-۱۹۳۹)
زیست شیمی دان دانمارکی

غلظت یون هیدروژن و مقیاس pH

در اواخر سده نوزدهم برخی از صاحبان صنایع شیمیایی جهت بهینه سازی شرایط تخمیر در کارخانه های خود به شدت به دانستن مقدار و شیوه کنترل میزان اسیدی بودن محیط فعالیت مخمرها، نیازمند شدند؛ زیرا به علت تغییر غلظت یون هیدرونیوم $[H_3O^+]$ در طول فرایند تخمیر میزان اسیدی بودن این محیط پیوسته تغییر می کرد. سورن سورن سن در سال ۱۹۰۹ در تلاش برای حل این مشکل، معیاری برای اندازه گیری میزان اسیدی بودن محلول ها یافت. این معیار میزان اسیدی بودن یک محلول را با یک عدد ساده بیان می کند. پی اچ (pH) نامی بود که سورن سن بر این مقیاس نهاد.

در این مقیاس، به جای گزارش غلظت یون هیدرونیوم، $[H_3O^+]$ ، که عددهایی کوچک در گستره ای از 1 mol.L^{-1} تا $10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$ را دربر می گیرد، از منفی لگاریتم این غلظت استفاده می شود.

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

یا

$$pH = -\log [H^+]$$

مقیاس pH در دمای اتاق گستره ای از صفر تا حداکثر ۱۴ را دربر می گیرد (شکل ۷). pH آب خالص و محلول های خنثی ۷ است، در حالی که pH محلول های اسیدی کمتر از ۷ و pH محلول های بازی بیشتر از ۷ است. به این ترتیب، با اندازه گیری pH، میزان اسیدی بودن و به عبارت درست تر غلظت یون $H_3O^+(aq)$ در یک محلول آبی مشخص می شود.

p در ابتدای نماد pH کوتاه شده واژه آلمانی potenz به معنای توان است.

برای هر عدد مثبت (n) لگاریتم معمولی $(\log_{10} n)$ توانی است که باید عدد پایه (در اینجا عدد ۱۰) به آن توان برسد تا n به دست بیاید. برای مثال، $\log_{10} 10^3 = 3$ است، یعنی $10^3 = 1000$.

مزیت بزرگ لگاریتم آن است که به کمک آن می توان عددهای بسیار کوچک یا بسیار بزرگ که درک و به کارگیری آنها دشوار است را به عددهایی قابل فهم تبدیل کرد. برای نمونه، به مثال زیر توجه کنید. $10^{-23} \times 6.022 \times 10^{23} = 6.022$ ثابت

آووگادرو

$$\begin{aligned} \log_{10} (\text{عدد آووگادرو}) \\ &= \log(6.022 \times 10^{23}) \\ &= 23.78 \end{aligned}$$

توجه داشته باشید که این عدد یکایی ندارد.



خود را بیازمایید

۱- در نمونه‌ای از عصاره گوجه فرنگی، غلظت یون هیدرونیوم برابر با $10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ است. pH این نمونه را حساب کنید.



۲- pH نمونه‌ای از یک شیر ترش شده برابر با ۲/۷ است. غلظت یون هیدرونیوم را در این نمونه به دست آورید.



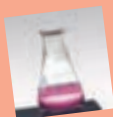
شکل ۷- مقیاس pH و رابطه آن با غلظت یون هیدرونیوم

بیشتر بدانید

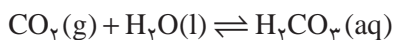
یک انسان بالغ روزانه بین ۲ تا ۳ لیتر شیرۀ معده تولید می‌کند. شیرۀ معده، یک مایع گوارشی اسیدی و رقیق است که به وسیله غده‌های موجود در دیواره داخلی معده ترشح می‌شود. از جمله موادی که در این شیرۀ وجود دارد، هیدروکلریک اسید است. pH شیرۀ معده به دلیل وجود این اسید در حدود ۱/۵ بوده گویی غلظت HCl در آن $3 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ است. اسیدی با این غلظت می‌تواند فلز روی را در خود حل کند! علت وجود محیطی با این قدرت اسیدی چیست؟ یون‌های $\text{H}^+(\text{aq})$ این محیط از کجا تأمین می‌شود؟ اگر مقدار یون‌های $\text{H}^+(\text{aq})$ بیش از اندازه باشد، چه روی می‌دهد؟

دیواره داخلی معده از بافت نفوذ ناپذیری تشکیل شده است که سلول‌های سازنده آن غشایی تراوا دارند. این غشا اجازه می‌دهد که آب و مولکول‌های خنثی به سلول وارد یا از آن خارج شوند. اما این غشا معمولاً از تبادل یون‌های آب پوشیده H^+ ، Na^+ ، K^+ و Cl^- جلوگیری می‌کند.

یکی از فراورده‌های پایانی سوخت‌وساز در بدن، گاز CO_2 است. بر اثر آبپوشی گاز CO_2 ،



کربنیک اسید (H_2CO_3) که یک اسید دو پروتون دار است تشکیل می شود. از یونش این اسید یون $H^+(aq)$ به وجود می آید.



این واکنش ها در پلاسمای خون روی می دهد. با عبور خون از کنار سلول های یاد شده یون های $H^+(aq)$ طی فرایندی به نام انتقال فعال از میان غشای این سلول ها عبور کرده، وارد معده می شود. آنزیم ها این فرایند را تسریع می کنند. برای حفظ توازن الکتریکی، به همان تعداد یون $Cl^-(aq)$ نیز از پلاسمای خون وارد معده می شود. پس از ورود این یون ها به معده، غشای سلول ها از بازگشت دوباره آنها به پلازما جلوگیری می کند.

وجود محیط اسیدی قوی در معده برای هضم غذا و فعال کردن برخی آنزیم های گوارشی لازم است. خوردن غذا موجب ترشح یون $H^+(aq)$ به درون معده می شود. دیواره داخلی معده به طور طبیعی مقدار کمی از این یون ها را دوباره جذب می کند. این جذب دوباره به نابودی سلول های سازنده دیواره معده می انجامد. در این شرایط در هر دقیقه، حدود نیم میلیون سلول از بین می رود. به این علت دیواره داخلی معده ای که از سلامتی کامل برخوردار است، هر سه روز یک بار به طور کامل عوض می شود. اگر مقدار اسید معده بیش از اندازه باشد، تعداد یون های $H^+(aq)$ جذب شده افزایش می یابد. در نتیجه، ناراحتی هایی مانند درد، ورم، التهاب، خون ریزی و گرفتگی مامیچه معده بروز می کند.

یکی از راه های کاهش غلظت یون $H^+(aq)$ در معده، مصرف یک ضد اسید است. نقش اصلی ضد اسیدها خنثی کردن HCl اضافی موجود در شیره معده است. شیر منیزی یکی از متداول ترین ضد اسیدهاست و منیزیم هیدروکسید جزء اصلی سازنده آن است؛ اما موادی مانند منیزیم کربنات، آلومینیم هیدروکسید، کلسیم کربنات و سدیم هیدروژن کربنات نیز برای تهیه ضد اسیدها به کار می روند.

برخی از واکنش هایی که ضد اسیدها طی آن اسید معده را خنثی می کنند، عبارت است از:



گاز CO_2 تولید شده در واکنش های بالا، فشار گاز معده را افزایش می دهد و شخص را وادار به بادگلو می کند.



روش های اندازه گیری pH

pH سنج های دیجیتالی



روش بسیار دقیقی برای اندازه گیری غلظت یون هیدرونیوم موجود در یک محلول وجود دارد که به کمک pH سنج های دیجیتالی انجام می گیرد. این pH سنج ها با تقویت ولتاژ کوچکی که با وارد کردن الکتروود دستگاه درون محلول ایجاد می شود و نمایش نتیجه روی صفحه نمایشگر، مقدار pH آن محلول را مشخص می کنند (شکل ۸).

شکل ۸-یک pH سنج دیجیتالی.
محلول درون بشر اسیدی یا قلیایی است؟

شناساگرها

دسته ای از ترکیب های رنگی محلول در آب هستند که می توانند در pH های مختلف رنگ های گوناگونی داشته باشند. با کمک محلول این مواد رنگی که **شناساگرهای اسید-باز** نامیده شده اند، می توان pH تقریبی یک محلول را اندازه گرفت یا تغییرات pH در آن را آشکار کرد (شکل های ۹ و ۱۰).



شکل ۱۰-نوار کاغذی سیرشده
با متیل سرخ. این شناساگر در محیط های اسیدی به رنگ سرخ و در محلول های بازی به رنگ زرد درمی آید.

شکل ۹- آب کلم سرخ به عنوان یک شناساگر اسید-باز عمل می کند. محلول های نشان داده شده از چپ به راست pH های ۱، ۴، ۷، ۱۰ و ۱۳ دارند.

متیل سرخ و فنول فتالئین از جمله مهم ترین شناساگرهای اسید-باز هستند (شکل ۱۱).

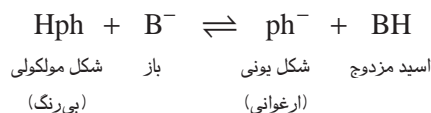


شکل ۱۱-تغییر رنگ شناساگرها در محلول اسیدی و بازی. (الف) متیل سرخ در محلول اسیدی، (ب) متیل سرخ در محلول بازی، (پ) فنول فتالئین در محلول بازی

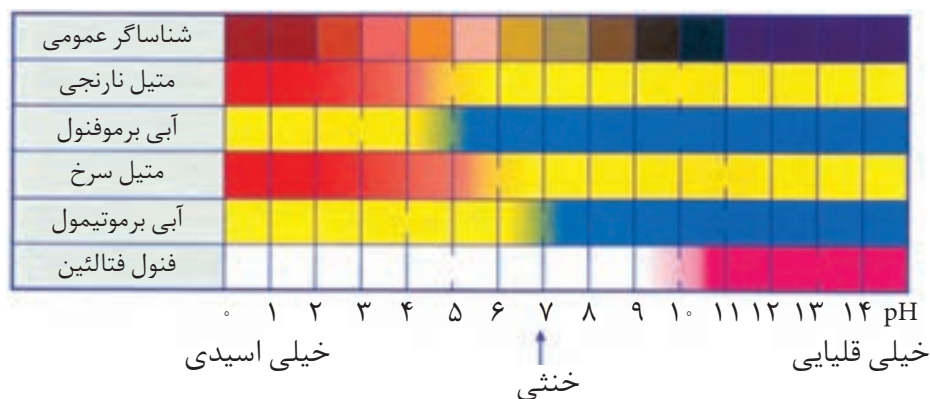


بیشتر بدانید

شناساگرها خود اسیدها یا بازهای ضعیفی هستند که بین شکل های یونی و مولکولی آنها یک تعادل برقرار است. رنگ شکل مولکولی، با رنگ شکل یونی آنها تفاوت دارد، بنابراین با افزایش اسید یا باز و در واقع تغییر pH، تعادل یادشده جابه جا می شود و یکی از دو شکل (مولکولی یا یونی) بر دیگری برتری می یابد. برای مثال، در معادله زیر تعادل میان این دو شکل را در فنول فتالئین (Hph) می بینید.



با توجه به این تعادل، فنول فتالئین در محیط بازی چه رنگی خواهد بود؟ چرا؟



تغییر رنگ شناساگرها در محلول اسیدی و بازی

محاسبه pH محلول اسیدهای قوی

برای محاسبه pH یک محلول اسیدی قوی کافی است که غلظت یون $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ را از غلظت اسید محاسبه کرد و در معادله pH قرار داد.

نمونه حل شده

pH محلول $4 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ هیدروکلریک اسید را به دست آورید.

پاسخ

چون هیدروکلریک اسید، یک اسید قوی است. بنابراین، مطابق معادله زیر به طور کامل یونیده می شود.



همان طوری که دیده می شود، به ازای هر مول $\text{HCl}(\text{aq})$ ، یک مول H_3O^+ در محلول تولید می شود. بنابراین، $[\text{H}_3\text{O}^+]$ با غلظت آغازی اسید برابر است:



$$[H_3O^+] \approx [HCl]_{\text{آغازی}}$$

$$[H_3O^+] = 4/10 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

با قراردادن این مقدار در معادله pH خواهیم داشت:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(4/10 \times 10^{-3})$$

$$pH = 2/4$$

محاسبه pH محلول اسیدهای ضعیف

همان طوری که گفته شد هیدروفلوئوریک اسید، یک اسید ضعیف است و به محض حل شدن در آب به حالت تعادل می‌رسد. تعادلی که میان مولکول‌های یونیده نشده HF(aq) با یون‌های F⁻(aq) و H₃O⁺(aq) برقرار می‌شود. در این تعادل غلظت یون H₃O⁺(aq) بسیار اندک است. غلظت این یون را می‌توان به کمک درصد یونش و از روی غلظت اسید به دست آورد.

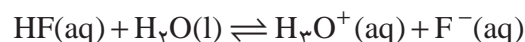
نمونه حل شده

pH محلول ۱/۱۰ mol.L⁻¹ هیدروفلوئوریک اسید را به دست آورید. درصد یونش این

اسید در این محلول ۲/۴ درصد است.

پاسخ

با حل شدن هیدروفلوئوریک اسید در آب تعادل زیر به سرعت برقرار می‌شود:



غلظت HF(aq) پیش از برقراری تعادل ۱/۱۰ mol.L⁻¹ بوده است؛ اما پس از برقراری تعادل، از تعداد مولکول‌های یونیده نشده و در نتیجه غلظت آنها کاسته می‌شود. این کاهش به کمک درصد یونش و به صورت زیر تعیین می‌شود.

$$[H_3O^+] = [HF] \times \alpha$$

$$= \underbrace{1/10 \text{ mol.L}^{-1} HF}_{\text{غلظت اسید}} \times \underbrace{\frac{2/4 \text{ mol } H_3O^+ \text{ یا } F^-}{100 \text{ mol HF}}}_{\text{درصد یونش}}$$

$$= 2/4 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} = [H_3O^+]$$

با قراردادن این مقدار در معادله pH خواهیم داشت:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(2/4 \times 10^{-2})$$

$$pH = 1/6$$



خود را بیازمایید

pH هر یک از محلول‌های زیر را حساب کنید.

الف) محلول $8 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ هیدروکلریک اسید.

ب) محلول $8 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ هیدروسیانیک اسید با درصد یونش برابر با ۲٪.

درصد.

فکر کنید

آزمایش نشان می‌دهد که خود-یونش آب فرایندی گرماگیر است از این رو با تغییر دما،

مقدار K_w تغییر می‌کند.

الف) مقدار K_w برای آب خالص در حال جوش به کدام یک نزدیک‌تر است؟ چرا؟

10^{-15} □

10^{-13} □

10^{-14} □

ب) غلظت یون هیدرونیوم در آب خالص در دمای 10°C بیشتر از دمای 25°C است.

با این وجود، آب جوش همچنان خنثی است. چرا؟ توضیح دهید.

همچون دانشمندان

کربوکسیلیک اسیدها دسته‌ای از ترکیب‌های آلی هستند که یک یا چند گروه عاملی

کربوکسیل ($-\text{COOH}$) دارند. متانویک اسید (HCOOH) ساده‌ترین کربوکسیلیک اسید و

اتانویک اسید (CH_3COOH) آشناترین آنهاست.

کربوکسیلیک اسیدهای سبک (حداکثر با پنج اتم کربن) در آب محلول اند، ولی با

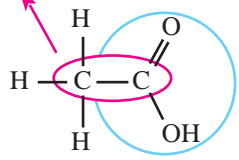
افزایش طول زنجیر کربنی از انحلال‌پذیری آنها در آب کاسته می‌شود، (چرا؟) به طوری

که بسیاری از آنها در عمل در آب نامحلول هستند.

اسیدهای کربوکسیلیک را با افزودن پسوند **اویک اسید** به نام زنجیر کربنی آنها

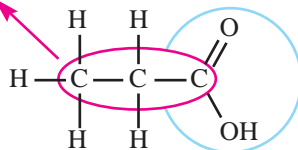
نام گذاری می‌کنند.

زنجیر کربنی



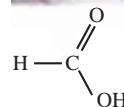
اتانویک اسید

زنجیر کربنی



پروپانویک اسید

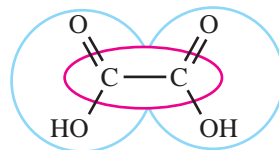
گروه کربوکسیل



متانویک اسید یکی از موادی است که بر اثر گزش مورچه وارد بدن شده، باعث سوزش و خارش در محل گزیدگی می‌شود. این اسید در سال ۱۶۷۰ کشف شد و چون از تقطیر مورچه سرخ به دست می‌آمد نام فورمیک اسید یا جوهر مورچه بر آن نهادند. در زبان لاتین به مورچه، فورمیکا می‌گویند.



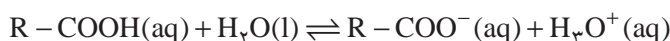
اگر یک کربوکسیلیک اسید بیش از یک گروه کربوکسیل داشته باشد، پیش از پسوند -اویک اسید، تعداد این گروه‌ها با عددهای یونانی مشخص می‌شود.



اتان دی‌اویک اسید (اگزالیک اسید)

ریواس و اسفناج دارای اگزالیک اسیدند. این اسید آلی دو پروتون‌دار به جوهر ترشک معروف است. نمک‌های آن اگزالات نام دارد. کلسیم اگزالات یکی از سازنده‌های اصلی سنگ‌های کلیه است.

کربوکسیلیک اسیدها اسیدهای ضعیفی هستند و بر اثر حل شدن در آب تعدادی از مولکول‌های آنها پروتون اسیدی خود را به مولکول‌های آب می‌دهند و به سرعت به حالت تعادل می‌رسند.



مقادیر K_a برای برخی کربوکسیلیک اسیدها در جدول زیر داده شده است. با دقت به این جدول نگاه کنید و سپس به پرسش‌های مطرح شده پاسخ دهید.

کربوکسیلیک اسید	فرمول شیمیایی	K_a	فرمول باز مزدوج
اتانویک اسید	CH_3COOH	1.7×10^{-5}	
پروپانویک اسید	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	1.4×10^{-5}	
فلوئورواتانویک اسید	FCH_2COOH	2.4×10^{-3}	
کلرواتانویک اسید	ClCH_2COOH	1.4×10^{-3}	
برمواتانویک اسید	BrCH_2COOH	1.2×10^{-3}	
دی‌کلرواتانویک اسید	Cl_2CHCOOH	5×10^{-2}	
تری‌کلرواتانویک اسید	Cl_3CCOOH	2.2×10^{-1}	

۱- در این مجموعه، قوی‌ترین اسید و ضعیف‌ترین اسید کدام‌اند؟

۲- با نوشتن فرمول شیمیایی باز مزدوج هریک از این اسیدها، ستون چهارم این جدول را کامل کنید.

۳- اگر قدرت یک اسید معیاری برای تعیین میزان پایداری باز مزدوج آن در نظر گرفته شود، در این صورت، باز مزدوج کدام اسید از همه پایدارتر است؟ ناپایدارترین باز مزدوج کدام است؟

راهنمایی: پایداری به این معنا که آنیون حاصل از یونش اسید قوی‌تر، تمایل کمتری برای پس گرفتن پروتون از خود نشان می‌دهد. در واقع این آنیون تمایل بیشتری برای



باقی ماندن به صورت یون آب پوشیده دارد.

۴- تأثیر افزایش تعداد اتم های کلر بر قدرت اسیدی اتانویک اسید را توجیه کنید.

۵- با توجه به داده های این جدول آیا می توانید مقدار K_a را برای تری فلوئورواتانویک اسید

(CF_3COOH) به طور تقریبی پیش بینی کنید؟ پاسخ خود را شرح دهید.

با حذف پسوند - ییک اسید از نام اسیدهای آلی و افزودن پسوند -آت باز مزدوج حاصل از تفکیک یونی آنها را نام گذاری می کنند. برای مثال، یون اتانوات باز مزدوج اتانویک اسید است.



اتانویک اسید

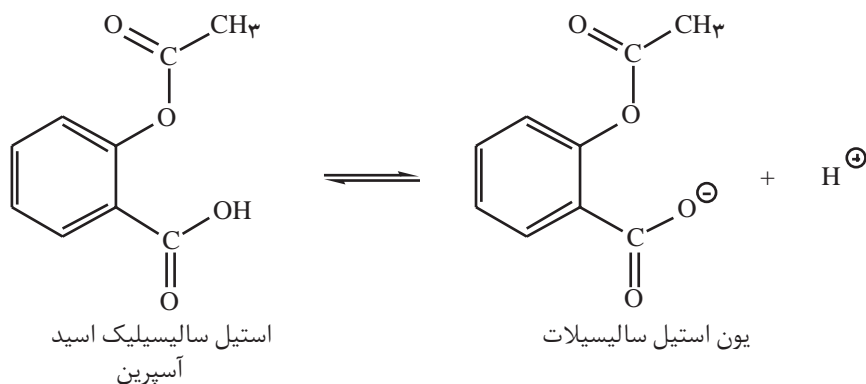


یون اتانوات

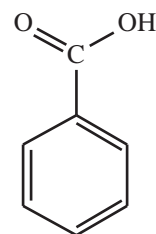
بیشتر بدانید

آسپیرین (استیل سالیسیلیک اسید) اسیدی نسبتاً ضعیف است. از این رو، می تواند به دیواره داخلی معده

آسیب برساند.



اگر غلظت یون $H^+(aq)$ در معده زیاد باشد، این اسید تنها به مقدار ناچیزی یونیده می شود. مولکول استیل سالیسیلیک اسید می تواند به درون غشای سلول های سازنده دیواره معده نفوذ کند. از آنجا که درون غشای یاد شده مولکول های آب وجود دارد، مولکول استیل سالیسیلیک اسید به وسیله مولکول های آب آبهوشیده شده، به یون های $H^+(aq)$ و آنیون استیل سالیسیلات یونیده می شود. این گونه های یونی در بخش های درونی غشا به دام می افتند. به این ترتیب، با افزایش تدریجی غلظت این یون ها، ساختار غشا ضعیف و سرانجام خون ریزی آغاز می شود. بر اثر مصرف یک قرص آسپیرین، تقریباً ۲ میلی لیتر خون از دست می رود. این رویداد خطر چندانی ندارد. با وجود این، آسپیرین در برخی افراد می تواند موجب خون ریزی شدید شود. گفتنی است که وجود الکل در معده موجب انحلال بیشتر استیل سالیسیلیک اسید در غشا و در پی آن خون ریزی شدیدتر می شود.



بنزویک اسید یک کربوکسیلیک اسید آروماتیک است که در تمشک و پوسته برخی درختان یافت می شود. از این اسید و برخی نمک های آن به عنوان محافظ مواد غذایی و ضد اکسایش در نوشابه ها، سس ها و آب میوه ها استفاده می شود.

بازهای قوی و ضعیف

همانند اسیدها قدرت بازها نیز به میزان تفکیک و یا یونش آنها در آب بستگی

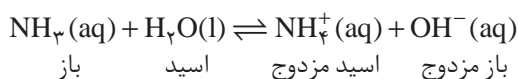
دارد. برخی به طور کامل و برخی دیگر به طور جزئی در آب تفکیک و یا یونیده می شوند.



بازهای معروفی مانند NaOH و KOH بسیار قوی هستند. Ba(OH)_2 و Ca(OH)_2 نیز با آنکه انحلال پذیری کمی دارند باز قوی به شمار می آیند؛ زیرا بر اثر انحلال مقدار کافی یون هیدروکسید در محلول آزاد می کنند. محلول آبی آمونیاک و همه بازهای آلی که به مقدار اندکی در آب یونیده می شوند، از جمله بازهای ضعیف به شمار می آیند. این بازها طی یک واکنش تعادلی با آب، یون های هیدروکسید تولید می کنند.

ثابت یونش بازها

با دقت به معادله زیر نگاه کنید.



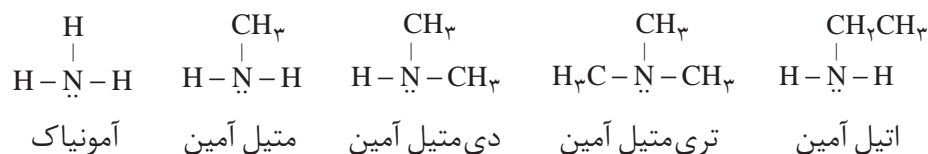
عبارت ثابت تعادل برای این واکنش تعادلی به صورت زیر نوشته می شود.

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

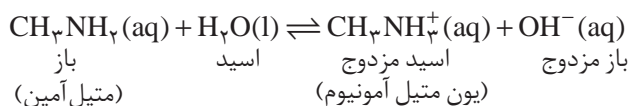
مقدار K_b را **ثابت یونش باز** می گویند. برای بازها نیز در دما و غلظت یکسان، هرچه مقدار K_b بزرگ تر باشد، باز قوی تر است و یون بیشتری در حالت محلول تولید می شود.

فکر کنید

آمین ها دسته ای از ترکیب های آلی هستند که شباهت بسیاری به آمونیاک دارند. آمین ها را از آمونیاک و با جایگزین کردن یک، دو یا سه اتم هیدروژن آن با گروه آلکیل به دست می آورند.



آمین ها بازهای ضعیفی هستند و با پذیرفتن یک پروتون به یون آلکیل آمونیوم تبدیل می شوند.



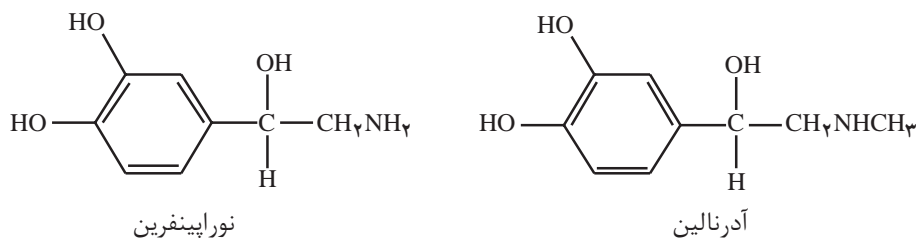
با دقت به داده های جدول صفحه بعد نگاه کنید. به نظر شما کدام یک از جفت آمین های داده شده، باز ضعیف تری است؟ از این مقایسه ها چه نتیجه ای می گیرید؟



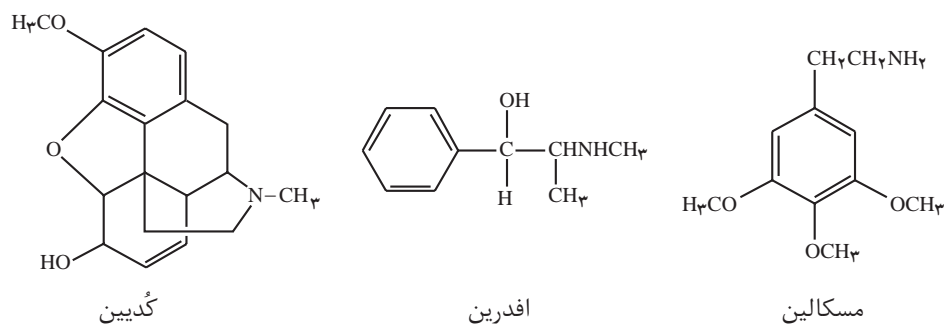
آمین	فرمول شیمیایی	K_b
آمونیاک	NH_3	$1/8 \times 10^{-5}$
متیل آمین دی متیل آمین	CH_3NH_2 $(CH_3)_2NH$	$4/2 \times 10^{-5}$ $5/9 \times 10^{-4}$
اتیل آمین دی اتیل آمین	$CH_3CH_2NH_2$ $(CH_3CH_2)_2NH$	$4/3 \times 10^{-5}$ $8/6 \times 10^{-4}$

بیشتر بدانید

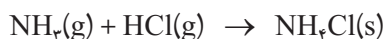
آمین‌ها به فراوانی در اندام گیاهان و جانوران یافت می‌شوند. اغلب آمین‌های پیچیده نقش پیک، یا تنظیم‌کننده را برعهده دارند. برای نمونه، در سامانه عصبی انسان، دو آمین زیر وجود دارد که به عنوان ماده محرک عمل می‌کنند.



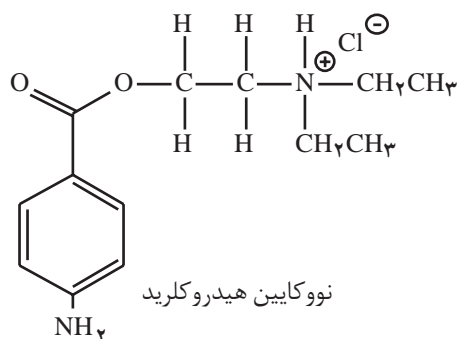
اِفدرین آمینی است که چینی‌ها بیش از ۲۰۰۰ سال پیش، به عنوان دارویی برای رفع گرفتگی مجاری تنفسی به‌کار می‌بردند. سرخ‌پوستان مکزیکی نیز از مسکالین به عنوان داروی آرام‌بخش استفاده می‌کردند. این ماده قرن‌ها از کاکتوس‌های مکزیکی استخراج می‌شد.



کُدیین نیز یک آمین است. این داروی جامد و سفیدرنگ که از تریاک استخراج می‌شود، اغلب به شکل آمین خالص مورد استفاده قرار نمی‌گیرد، بلکه آن را با یک اسید واکنش می‌دهند و تبدیل به نمک اسیدی می‌کنند. نمونه‌ای از این نمک‌ها، آمونیوم کلرید است که از واکنش زیر به‌دست می‌آید.



به این ترتیب آمین‌ها را می‌توان به آسانی پروتون‌دار کرد. نمک به‌دست آمده را به‌صورت AHCl نشان می‌دهند (که A نماینده آمین است). در واقع، این نمک از کاتیون AH^+ و آنیون Cl^- تشکیل شده است. نمک‌های یادشده از آمین‌های سازنده پایدارترند و انحلال‌پذیری آنها در آب نیز بیشتر است. برای نمونه نووکابین یکی از داروهای مشهور بی‌هوشی موضعی است. این دارو نیز یک آمین است. شکل آمینی آن در آب نامحلول است، در حالی که انحلال‌پذیری نمک آن در آب بسیار زیاد است. این ویژگی گستره کاربرد این‌گونه داروها را افزایش می‌دهد.



محاسبه pH محلول بازهای قوی

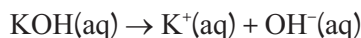
همانند اسیدهای قوی، pH محلول آبی بازهای قوی را نیز می‌توان از روی غلظت باز تعیین کرد.

نمونه حل شده

pH محلول 0.02 mol.L^{-1} پتاسیم هیدروکسید را در آب به‌دست آورید.

پاسخ

پتاسیم هیدروکسید باز قوی است و در آب به‌طور کامل به یون‌های سازنده‌اش تفکیک می‌شود.



استوکیومتری این معادله نشان می‌دهد که در این محلول غلظت یون $\text{OH}^-(\text{aq})$ نیز برابر با 0.02 mol.L^{-1} است. از آنجا که برای محاسبه pH به غلظت یون $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ نیاز داریم، با استفاده از ثابت یونش آب، این مقدار را محاسبه می‌کنیم.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w \times \frac{1}{[\text{OH}^-]} = 1.0 \times 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1} \times \frac{1}{0.02 \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 5.0 \times 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$



بنابراین:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (5/100 \times 10^{-4})$$

$$\text{pH} = 13/3$$

خود را بیازمایید

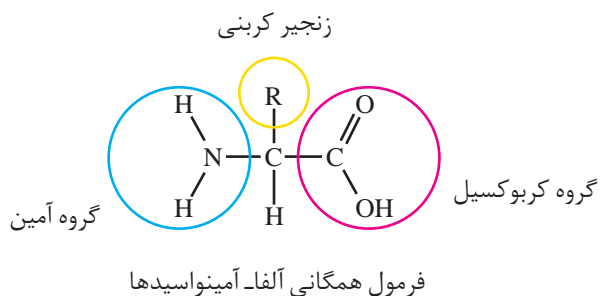
۱- pH محلول $4/100 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ باریم هیدروکسید را در آب حساب کنید.

۲- pH محلولی از سدیم هیدروکسید در آب ۱۱٪ است. غلظت مولی این محلول را

به دست آورید.

آمینواسیدها

همان طوری که از نام آمینواسید برمی آید این ترکیب‌های آلی، هم یک گروه بازی (NH_2) و هم یک گروه اسیدی (COOH) دارند، به عبارت دیگر می‌توانند هم با اسیدها و هم با بازها وارد واکنش شوند. این ترکیب‌ها در زیست‌شیمی اهمیت بسیاری دارند و واحدهای سازنده پلیمرهای طبیعی مهمی به نام **پروتئین‌ها** به شمار می‌آیند. در همه آمینواسیدهای طبیعی گروه آمین (NH_2) روی همان کربنی قرار دارد که گروه کربوکسیل (COOH) قرار می‌گیرد. آلفا- آمینواسید نامی است که به همین دلیل به این ترکیب‌ها اطلاق می‌شود. فرمول همگانی آلفا- آمینواسیدها را می‌توان به صورت زیر نشان داد.



فکر کنید

جدول صفحه بعد برخی ویژگی‌های گلی‌سین (آمینواتانویک اسید) در مقایسه با یک کربوکسیلیک اسید و یک آمین (با جرم مولی نزدیک به هم) را نشان می‌دهد. تفاوت در نقطه ذوب و انحلال‌پذیری گلی‌سین را با دو ماده دیگر توجیه کنید.



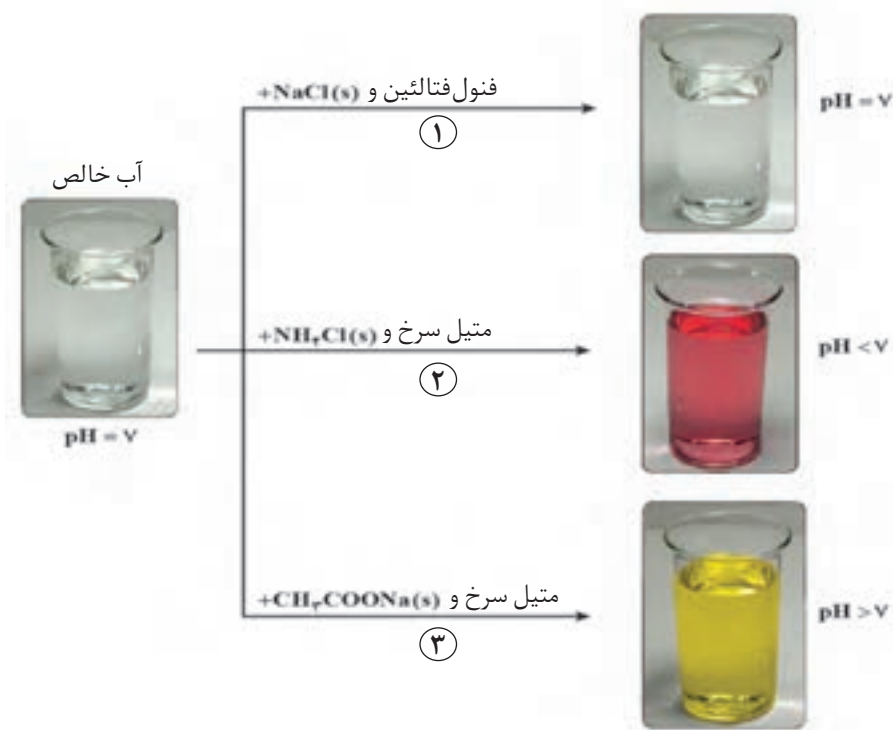
ویژگی نام ترکیب آلی	فرمول شیمیایی	جرم مولی ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)	نقطه ذوب ($^{\circ}\text{C}$)	انحلال پذیری در اتانول (25°C)
گلی سین	$\text{H}_2\text{NCH}_2\text{COOH}$	۷۵	۲۳۲	نامحلول
پروپانویک اسید	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	۷۴	-۲۱	زیاد
بوتیل آمین	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{NH}_2$	۷۳	-۵۰/۵	بسیار زیاد

نمک های اسیدی، بازی و خنثی

از شیمی ۲ به یاد دارید که نمک ها، ترکیب های یونی هستند که در آنها کاتیون ها و آنیون ها با آرایشی منظم کنار هم چیده شده اند. بسیاری از نمک ها در آب حل شده و یون های سازنده آنها به صورت آبپوشیده در سرتاسر محلول پخش می شوند. به نظر شما این یون ها با مولکول های آب پیرامون خود واکنش می دهند؟

فکر کنید

شکل زیر، pH محلول نمک های سدیم کلرید، آمونیوم کلرید و سدیم استات را در دما و غلظت یکسان نشان می دهد.



شکل‌ها را به دقت بررسی کنید و به پرسش‌های زیر پاسخ دهید.

الف) اسیدی، بازی یا خنثی بودن محلول هر یک از این نمک‌ها را مشخص کنید.

ب) تفاوت pH محلول شماره (۲) با محلول شماره (۱) را به کدام یون نسبت

می‌دهید؟

پ) چنان‌که بدانید واکنش یون‌ها با آب موجب تغییر pH محلول می‌شود، با نوشتن

معادله واکنش تعادلی یون آمونیوم با آب، علت اسیدی شدن محلول شماره (۲) را توضیح

دهید.

ت) تفاوت pH محلول شماره (۳) با محلول شماره (۱) را به کدام یون نسبت می‌دهید؟

معادله واکنش تعادلی آن را با آب بنویسید.

به واکنش یون‌ها با آب، **آبکافت** می‌گویند. همانگونه که مشاهده کردید برخی

یون‌ها، آبکافت می‌شوند و pH آب را تغییر می‌دهند. در واقع هنگامی که فقط کاتیون

آبکافت می‌شود، محلول اسیدی و هنگامی که فقط آنیون نمک آبکافت می‌شود، محلول

بازی خواهد شد.

بنابراین، یک نمک بسته به یون‌های سازنده‌اش می‌تواند اسیدی، بازی یا خنثی باشد!

در واقع اگر کاتیون یا آنیون یک نمک به یک باز قوی یا یک اسید قوی تعلق داشته باشد،

آبکافت نمی‌شود. برای مثال، نمک KI هنگام حل شدن در آب pH آب را تغییر نمی‌دهد؛

زیرا یون‌های یدید و پتاسیم به ترتیب به اسید قوی HI و باز قوی KOH تعلق دارند.

در محلول آبی آمونیوم کلرید، یون‌های $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ و $\text{Cl}^-(\text{aq})$ وجود دارند. باز مزدوج $\text{HCl}(\text{aq})$ اسید قوی پایدار می‌باشد از این رو به صورت آبیوشیده در محلول می‌ماند این درحالی است که $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ اسید مزدوج باز ضعیف $\text{NH}_3(\text{aq})$ بوده و ناپایدار است و در واکنش با آب یون هیدرونیوم تولید می‌کند.

خود را بیازمایید

نمک‌های زیر را در سه دسته خنثی، اسیدی و بازی طبقه‌بندی کنید.



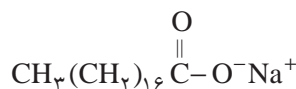
راهنمایی:

HF, HCN	اسیدهای ضعیف
HNO_3 , HBr	اسیدهای قوی
NaOH, KOH	باز قوی
NH_3	باز ضعیف



فکر کنید

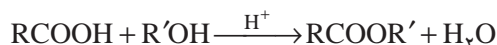
۱- صابون از گرم کردن استرهای طبیعی (چربی یا روغن) با سدیم هیدروکسید به دست می آید. شکل زیر ساختار یک نمونه صابون جامد را نشان می دهد.



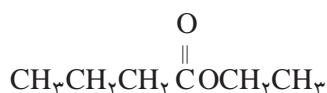
با افزودن چند قطره فنول فتالین به محلول آب صابون، رنگ آن ارغوانی می شود. دلیل این تغییر رنگ را توضیح دهید.



۲- استرها را می توان در آزمایشگاه و صنعت از واکنش کربوکسیلیک اسید با الکل تهیه کرد.



الف) پیش از این آموختید که طعم آناناس به طور عمده به دلیل وجود اتیل بوتانات در آن است.



نام الکل و کربوکسیلیک اسید سازنده این استر را بنویسید.

ب) از واکنش اتانول با استیک اسید، استری به نام اتیل استات به دست می آید که به عنوان حلال در صنایع و چسب و رنگ کاربرد دارد. ساختار آن را رسم کنید.

صابون های جامد را با فرمول همگانی RCOONa نمایش می دهند که در آن R، ۱۴ تا ۱۸ کربن دارد.

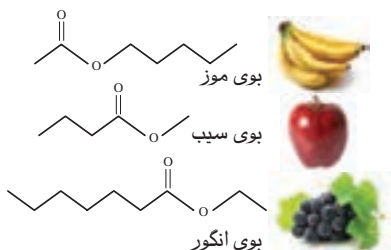


اگر به جای اتم هیدروژن گروه کربوکسیل، آلکیل قرار گیرد، استر تولید می شود؛ مانند:



متیل اتانوات

طعم یک ماده غذایی و میوه از کنار هم قرار گرفتن شمار زیادی از ترکیب های شیمیایی ایجاد می شود. برای مثال، پرتقال دارای ۲۵۰ نوع ماده شیمیایی است که با هم طعم آن را می سازند. استرها از ترکیب های اصلی سازنده طعم و بوی مواد غذایی هستند. شیمی دان ها با شناسایی اجزای سازنده طعم های گوناگون، آنها را در آزمایشگاه سنتز می کنند.



بیشتر بدانید

بیشتر نمک‌های سدیم و پتاسیم کربوکسیلیک اسیدها در آب انحلال پذیرند. میزان انحلال پذیری آنها به طول زنجیر کربنی یون کربوکسیلات بستگی دارد و با افزایش طول زنجیر، انحلال پذیری کاهش می‌یابد. انحلال پذیر بودن این دسته از کربوکسیلات‌ها در آب، باعث شده است که به عنوان نگهدارنده مواد غذایی کاربرد گسترده‌ای در صنایع غذایی بیابند.

بی تردید روی بسته بندی بسیاری از مواد غذایی نمادهایی مانند E۲۱۲ را مشاهده کرده‌اید. در صنعت از این نماد که به آن عدد E می‌گویند، برای مشخص کردن نوع ماده افزوده شده به ماده غذایی یا خوراکی استفاده می‌شود. نام برخی از این افزودنی‌ها، عدد E و شماری از کاربردهای آنها در جدول زیر آمده است.

نام	عدد E	کاربرد به عنوان نگهدارنده
سوربیک اسید	E۲۰۰	نوشابه‌های گازدار و انواع کیک‌ها
سدیم سوربات	E۲۰۱	{ ضد کپک در ماست، پنیر و سس مایونیز
پتاسیم سوربات	E۲۰۲	
بنزوئیک اسید	E۲۱۰	آب میوه، نوشابه‌های گازدار و انواع سس‌ها
سدیم بنزوآت	E۲۱۲	{ رب گوجه فرنگی
پتاسیم بنزوآت	E۲۱۳	

شیمی و زندگی

تعادل اسید و باز در خون

آموختید که افزودن اسید یا باز به آب خالص، غلظت یون هیدرونیوم را تغییر می‌دهد. به طوری که با افزودن اسید قوی، pH آب کاهش و با افزودن اندکی باز قوی، pH آن افزایش می‌یابد (شکل ۱۲).

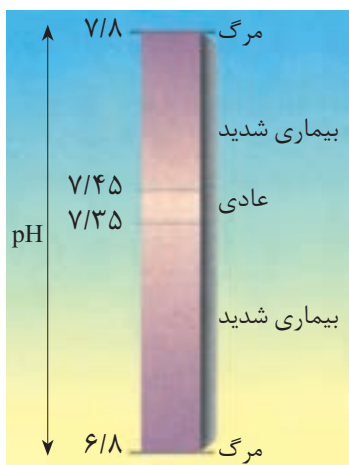


گلبول‌های قرمز دربازه کوچکی از pH کارایی دارند.



شکل ۱۲- تغییر شدید pH یک لیتر آب خالص با افزودن اندکی اسید یا باز قوی





الف) تغییر pH خون



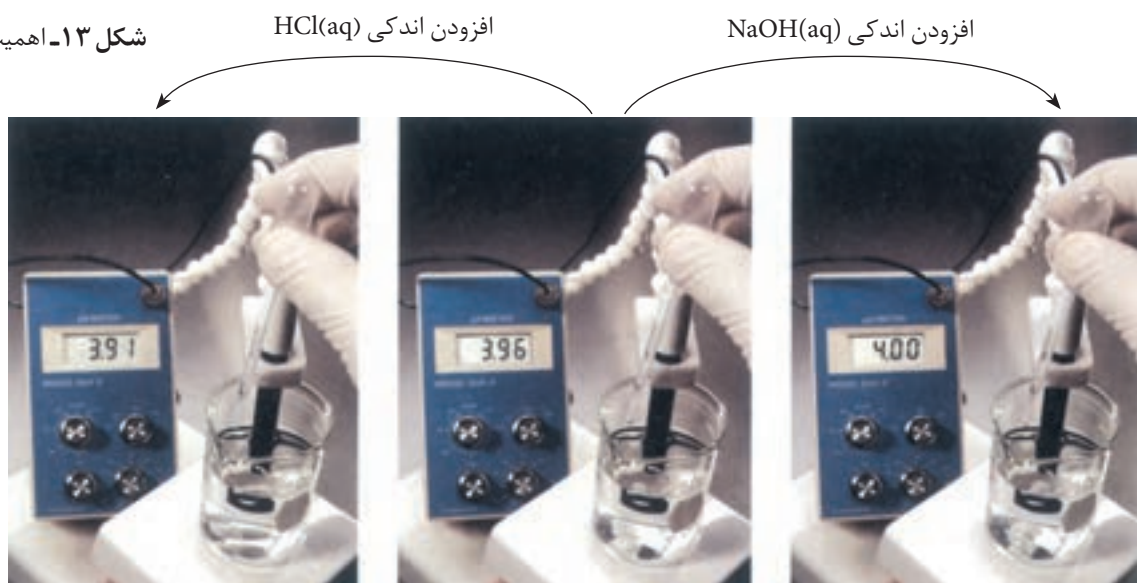
ب) خون انسان

شکل ۱۳- اهمیت pH خون انسان

خون مایعی حیاتی و معجونی از مواد شیمیایی گوناگون است. اسیدها و بازها از جمله مواد مهم این معجون به شمار می‌روند. به‌طوری که برای ادامهٔ زندگی، تنظیم pH خون اهمیت ویژه‌ای دارد (شکل ۱۳).

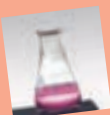
همان گونه که در شکل مشاهده می‌کنید، pH خون سالم در بازهٔ ۷/۳۵-۷/۴۵ است. کاهش pH به ۶/۸ یا افزایش آن به ۷/۸ سبب مرگ انسان می‌شود. اینک این پرسش مطرح است که چرا مصرف انواع نوشیدنی‌ها، خوراکی‌ها، داروها و ... که خواص اسیدی یا بازی دارند، تغییر آشکاری بر pH خون پدید نمی‌آورد؟ چگونه بدن با یک روند منظم و دقیق از تغییر شدید pH خون جلوگیری می‌کند؟

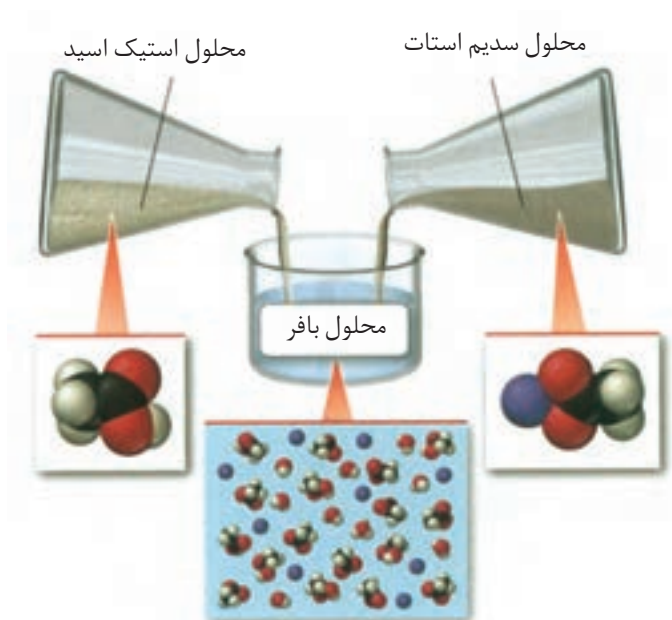
برای پاسخ به این پرسش‌ها، شیمی‌دان‌ها با انجام آزمایش‌های گوناگون، دریافته‌اند که در آزمایشگاه می‌توان محلول‌هایی تهیه کرد که در برابر تغییر pH مقاومت می‌کنند. به‌طوری که با افزودن اسید قوی یا باز قوی به آنها، pH تغییر آشکاری نخواهد کرد. این نوع محلول‌ها، **محلول بافر** نام دارند (شکل ۱۴).



شکل ۱۴- افزودن اسید قوی و باز قوی به یک محلول بافر

نمونه‌ای کاربردی از محلول‌های بافر را می‌توان با افزودن مول‌های برابر از سدیم استات و استیک اسید به حجم معینی از آب خالص تهیه کرد (شکل ۱۵).

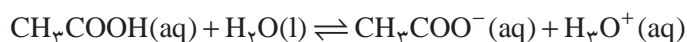




شکل ۱۵- تهیه یک محلول بافر

یون‌های استات از انحلال سدیم استات جامد در آب تولید می‌شوند که باز مزدوج اسید ضعیف استیک اسید هستند.

در این سامانه، تعادل زیر برقرار است:



افزودن اندکی یون هیدرونیوم (اسید قوی) به این سامانه، تعادل را در جهت مصرف این یون تا حد امکان یعنی در جهت برگشت جابه‌جا می‌کند. به طوری که $[\text{H}_3\text{O}^+]$ نسبت به حالت آغازی تغییر چندانی نمی‌کند. همچنین افزودن اندکی یون هیدروکسید (باز قوی) به این سامانه تعادلی سبب می‌شود $[\text{H}_3\text{O}^+]$ کاهش یابد (چرا؟) در نتیجه، تعادل در جهت رفت جابه‌جا می‌شود و باز هم $[\text{H}_3\text{O}^+]$ تغییر آشکاری نخواهد کرد. سامانه‌ای محتوی چنین محلول‌هایی که در برابر تغییر pH مقاومت می‌کنند، سامانه بافری نام دارد.

در سامانه بافری، غلظت اسید ضعیف و باز مزدوج برخلاف یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید بسیار زیاد است.

خود را بیازمایید

خون انسان دارای سامانه بافری زیر است:



الف) مصرف غذاهای اسیدی چه اثری بر این تعادل دارد؟ چرا؟

ب) pH خون در اثر مصرف غذاهای اسیدی چه تغییری می‌کند؟ توضیح دهید.

پ) اگر نفس خود را برای مدت کوتاهی در سینه نگهدارید، pH خون شما اندکی

کاهش می‌یابد؛ چرا؟



شیمی در کشاورزی

نام گیاه	گستره pH مناسب برای رشد
گندم	۶/۸ - ۷/۵
جو	۵/۷ - ۷/۵
ذرت	۵/۷ - ۶/۸
یونجه	۶/۸ - ۷/۵

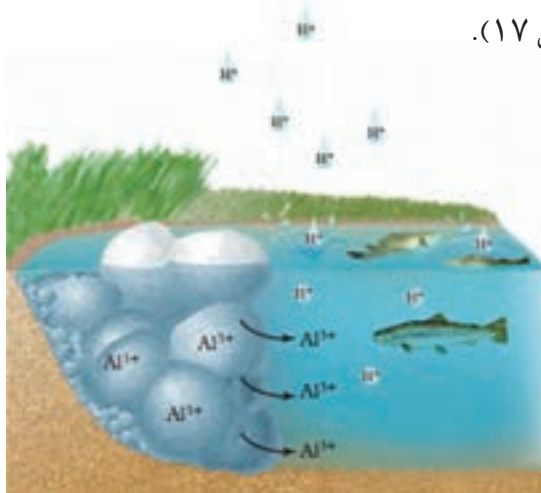
خاک‌های کشاورزی، مواد معدنی گوناگونی دارند. همچنین نوع و مقدار مواد معدنی آنها با یکدیگر تفاوت دارند. از این رو، میزان اسیدی بودن آنها نیز متفاوت است. برای نمونه، خاک‌هایی که آهک زیادی دارند، بازی هستند؛ چرا؟ pH اغلب خاک‌های کشاورزی در بازه ۶/۵-۷/۵ است و بیشتر گیاهان نیز در این خاک‌ها بهتر رشد می‌کنند؛ در حالی که برخی گیاهان مانند گل آزالیا، بلوبری (نوعی تمشک) و گیاهان مخروط‌دار در خاک‌های اسیدی (pH=۴/۵-۵/۵) بهترین رشد را دارند (شکل ۱۶).



شکل ۱۶- برخی گیاهان

افزایش کودها، بارش باران‌های اسیدی، ورود آلاینده‌های SO_2 و NO_x به هوا که سبب کاهش pH خاک می‌شود.

تغییر pH خاک به معنای تغییر میزان اسیدی بودن آن است. برای نمونه، اگر pH یک نمونه خاک از ۶/۵ به ۵/۵ کاهش یابد میزان اسیدی بودن آن، ده برابر افزایش می‌یابد (چرا؟). میزان اسیدی بودن خاک، تأثیر مستقیمی بر رشد گیاهان دارد؛ زیرا مواد معدنی در دسترس گیاه با تغییر میزان اسیدی بودن خاک تغییر می‌کند. برای نمونه، در خاک‌های اسیدی تر برخی نمک‌های آلومینیم به حالت محلول در می‌آیند و غلظت یون Al^{3+} در خاک افزایش می‌یابد. این افزایش، از یک سو گیاه را مسموم می‌کند و مانع از رشد آن می‌شود، از سوی دیگر با نشت کردن در منابع گوناگون آب، آن را آلوده می‌کند و به محیط زیست آسیب می‌زند (شکل ۱۷).



شکل ۱۷- اسیدی شدن آب به دلیل وجود یون‌های آلومینیم



مطالب گفته شده نشان می‌دهد که شیمی به کشاورزان کمک می‌کند تا بتوانند با کنترل pH خاک، فراورده‌های مرغوب‌تر و بیشتری تولید کنند. همچنین با تکیه بر این دانش می‌توان کودهای شیمیایی مناسبی تولید کرد تا در آمایش زمین مورد استفاده قرار گیرد.

فکر کنید

نوعی فاضلاب صنعتی به یک زمین کشاورزی راه یافته است. بررسی‌ها نشان می‌دهد که این فاضلاب حاوی یون فلزهای واسطه و به طور عمده Fe^{2+} است. الف) pH خاک این زمین چه تغییری می‌کند؟ توضیح دهید. ب) برای رفع این مشکل چه پیشنهادی دارید؟ توضیح دهید.



pH > 7



pH < 7

شکل ۱۸- اثر pH روی رنگ گل گیاه ادریسی

بیشتر بدانید

افزودن بیش از حد کودهای حیوانی و شیمیایی به خاک‌های کشاورزی سبب آلودگی محیط زیست می‌شود؛ زیرا برخی مواد آنها به آب‌های زیرزمینی راه پیدا می‌کنند و در پایان به رودخانه‌ها و دریاها وارد می‌شوند. چنین پدیده‌ای زندگی آبزیان را به خطر می‌اندازد.

از سوی دیگر افزایش یون‌های نیترات در آب‌ها، سبب رشد جلبک‌ها می‌شود. جلبک‌ها پس از مردن در ته دریاچه‌ها و دریاها توسط باکتری‌ها تجزیه می‌شوند. برای انجام این کار، اکسیژن محلول در آب را مصرف کرده و باعث مرگ و میر ماهی‌ها خواهند شد. هنگامی که شمار جلبک‌های مرده بیش از اندازه باشد، باکتری‌ها همه اکسیژن محلول در آب را مصرف می‌کنند به طوری که در این شرایط مرگ دسته‌جمعی آبزیان رخ می‌دهد.

نکته دیگر این که نیترات موجود در کودها به N_2O تبدیل شده و به تدریج وارد هواکره می‌شوند. این گاز نقش مهمی در کاهش اوزون استراتوسفری و نیز گرمایش جهانی دارد. پژوهش‌ها نشان می‌دهند که گیاهان و جانوران، همه نیتروژن موجود در محیط را مصرف نمی‌کنند و تنها ۱۰ تا ۱۵ درصد آن به مصرف می‌رسد و باقی‌مانده به رودخانه‌ها وارد می‌شود. از این رو، مقدار نیتروژن تلف شده در مقیاس جهانی بسیار زیاد است. براساس یک برآورد علمی سالانه ۱۱۰ میلیارد کیلوگرم نیتروژن برای تولید فراورده‌های کشاورزی استفاده می‌شود. با توجه به اینکه هر انسان نزدیک به دو کیلوگرم نیتروژن مصرف می‌کند و با احتساب جمعیت ۷/۵ میلیاردی کره زمین، تنها ۱۶ میلیارد کیلوگرم از نیتروژن مصرف و بقیه اتلاف می‌شود.

با تنظیم pH خاک باغچه می‌توان هم‌زمان گل ادریسی را به رنگ‌های آبی و صورتی پرورش داد.

