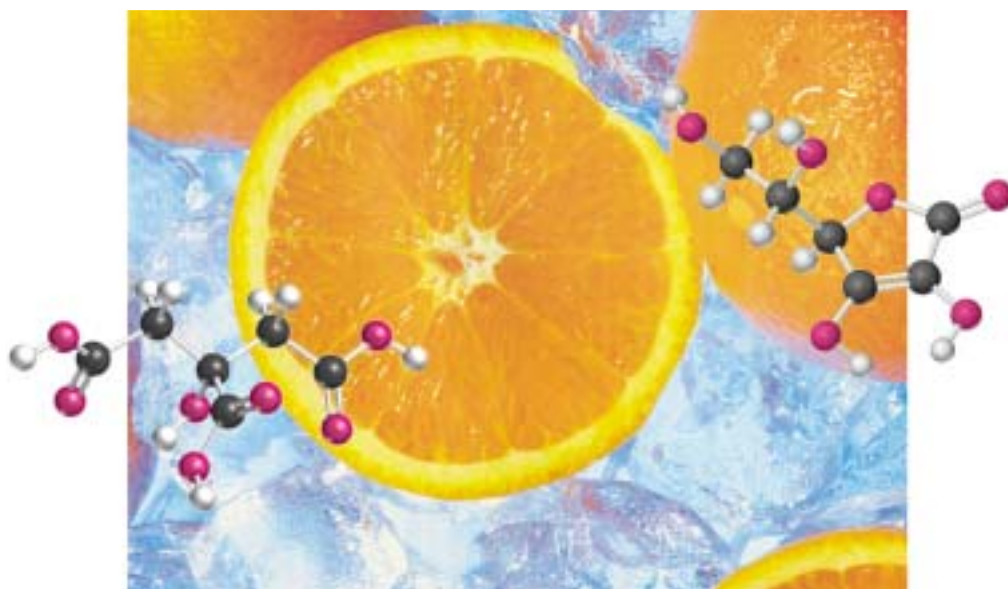


## بخش ۳

### اسیدها و بازها



تلخی و ترشی؛ واژگانی آشنا که با شناخت ساختار مولکول‌ها معنایی ژرف‌تر می‌یابد.

خوب و بد، زشت و زیبا، سایه و روشن و سرما و گرما زوج‌های متضادی هستند که رویارویی آن‌ها با یک‌دیگر به زندگی معنای ویژه‌ای بخشیده است. در شیمی نیز با زوج‌هایی از این دست روبه‌رو می‌شویم. فلز و نافلز، اکسایش و کاهش و اسید و باز از جمله‌ی این زوج‌ها هستند. مطالعه‌ی تاریخ علم نشان می‌دهد که جمع‌آوری و تفسیر مشاهده‌های علمی با چنین قالبی درک رفتار عنصرها و ترکیب‌های آن‌ها را آسان‌تر و شناخت حاصل را دقیق‌تر و کامل‌تر می‌کند. تاکنون چنین نگاهی در مطالعه‌ها و پژوهش‌های علمی، سهم چشم‌گیری در پیشرفت و گسترش دانش شیمی داشته است.

در این بخش با اسیدها و بازها دو دسته‌ی مهم و پرکاربرد از ترکیب‌های شیمیایی آشنا



چشیدن لیموترش؛ تجربه‌ی رویارویی با یک اسید!



باران‌های اسیدی جنگلی  
زیبا را به چنین شکلی درآورده  
است. آشنایی با خواص  
اسیدها و بازها ما را در حفظ  
محیط زیست راسخ‌تر و تواناتر  
می‌کند.

می‌شوید. ترکیب‌هایی که ویژگی‌های بی‌مانند آن‌ها از یک سو و تأثیر متقابل آن‌ها از سوی دیگر، زندگی روزانه را برای ما ممکن و لذت بخش ساخته است.

جوهر لیمو (سیتریک اسید)، جوهر سرکه (استیک اسید)، ویتامین C (آسکوربیک اسید) و اسید باتری (سولفوریک اسید) از جمله اسیدها و آمونیاک، شیرمنیزی (منیزیم هیدروکسید) و سود سوزآور (سدیم هیدروکسید) از جمله بازهای آشنا هستند. بی‌تردید تاکنون درباره‌ی اسیدها و بازها اطلاعات بسیاری خوانده یا شنیده‌اید. این اطلاعات با مطالعه‌ی این بخش کامل‌تر خواهد شد.

## خود را بیازمایید

درستی یا نادرستی هریک از گفته‌های زیر را به ترتیب با گذاشتن ✓ یا ✗ مشخص کنید. اگر مفهوم گفته‌ای برای شما ناآشناست در برابر آن علامت «؟» قرار دهید. در ضمن عبارت‌هایی را که نادرست تشخیص می‌دهید اصلاح کرده از نو بنویسید. نگران نمره‌ی خود نباشید. در این آزمون نمره‌ای به شما داده نمی‌شود.

- ۱- اسیدها موادی تلخ مزه و بازها موادی ترش مزه هستند.
- ۲- لمس کردن بازها احساس لیزی صابون ماندنی را روی پوست دست به وجود می‌آورد.
- ۳- اسیدها کاغذ لیتموس را آبی‌رنگ می‌کنند.
- ۴- بر اثر واکنش اسیدها با بازها نمک و آب تولید می‌شود. به این واکنش خنثی شدن می‌گویند.
- ۵- در محلول آبی اسیدها یون  $H^+(aq)$  و در محلول آبی بازها یون  $OH^-(aq)$  یافت می‌شود.
- ۶- در محلول‌های آبی، یون  $H^+(aq)$  به صورت آب پوشیده و با فرمول مولکولی  $H_3O^+(aq)$  نیز یافت می‌شود.
- ۷- محلول همه‌ی اسیدها در آب رسانای خوبی برای عبور جریان برق است.
- ۸- آب خالص ماده‌ای آمفوتر است.
- ۹- قدرت یک اسید با غلظت محلول آبی آن رابطه‌ی مستقیم دارد.
- ۱۰- یون هیدرونیوم ( $H_3O^+$ ) که اسید مزدوج آب ( $H_2O$ ) است، قوی‌ترین اسید شناخته شده در محلول‌های آبی به شمار می‌آید.
- ۱۱- فسفریک اسید یک اسید سه پروتون دار است و پروتون سوم آن سخت‌تر از دو پروتون دیگر جدا می‌شود.
- ۱۲- علی‌رغم مصرف مواد غذایی و نوشیدنی‌هایی با pH مختلف pH خون انسان همواره

ثابت و در حدود ۷/۴ است.

۱۳- وجود گروه عاملی کربوکسیل ( $\text{-COOH}$ ) در یک ترکیب آلی خاصیت اسیدی به آن می بخشد.

۱۴- با حل شدن کلسیم اکسید ( $\text{CaO}$ ) در آب محلولی با  $\text{pH} < 7$  به دست می آید.

۱۵- یون آمونیوم ( $\text{NH}_4^+$ ) اسید مزدوج آمونیاک ( $\text{NH}_3$ ) است.

۱۶- شناساگرهای اسید- باز ترکیب‌هایی رنگی هستند که بر اثر تغییر  $\text{pH}$  تغییر رنگ می دهند.

۱۷- سدیم استات ( $\text{NaCH}_3\text{COO}$ ) یک نمک اسیدی است.

۱۸- آمین‌ها دسته‌ای از ترکیب‌های آلی نیتروژن دار هستند که خاصیت بازی از خود نشان می دهند.

۱۹- صابون از آبکافت چربی‌ها و روغن‌ها در محیط قلیایی به دست می آید.

۲۰- آمینو اسیدها، ترکیب‌های آلی جامد با نقطه‌ی ذوب بالا هستند.

در پایان این فعالیت، یک یک گفته‌ها را در کلاس به بحث بگذارید. اگر برخی پاسخ‌ها و دیدگاه‌ها ابهام‌آمیز و سؤال برانگیز به نظر می‌رسد، نگران نشوید. تا پایان این بخش با ما همراه باشید تا به پاسخ پرسش‌های مطرح شده در ذهن خود دست یابید.

## سرگذشت اسیدها و بازها

شیمی دان‌ها مدت‌ها پیش از آن که ساختار اسیدها و بازها شناخته شود، با ویژگی‌های هرکدام و واکنش میان آن‌ها آشنا بوده‌اند و مشاهده‌های بسیاری را در تاریخ علم تجربی ثبت کرده‌اند. در نخستین گام برای توجیه مشاهده‌های یاد شده لاوازیه اکسیژن را عنصر اصلی سازنده‌ی اسیدها در نظر گرفت. اما در سال ۱۸۱۰ همفری دیوی با کشف و بررسی خواص هیدروکلریک اسید ( $\text{HCl}$ ) که از دو عنصر هیدروژن و کلر تشکیل شده است، فراگیر نبودن دیدگاه لاوازیه درباره‌ی اسیدها را به اثبات رساند. با این کشف، هیدروژن که در ساختار اسیدهای مورد نظر لاوازیه نیز وجود داشت به عنوان عنصر اصلی در ساختار اسیدها مورد توجه قرار گرفت. مشاهده‌های بسیاری درستی دیدگاه دیوی را به اثبات رساند. برای مثال، تجربه نشان می‌دهد که بر اثر واکنش اسیدها با فلزهای واکنش‌پذیری چون سدیم، گاز هیدروژن آزاد می‌شود. بر این مبنای تجربی، اسید به ترکیبی گفته می‌شود که در مولکول آن اتم هیدروژنی یافت شود که بتوان آن را طی واکنشی با یک اتم فلزی جایگزین کرد. چنین هیدروژنی را **هیدروژن اسیدی** می‌گویند. برای مثال، اگر هیدروکلریک اسید ( $\text{HCl}$ ) با فلز سدیم ( $\text{Na}$ ) واکنش دهد، سدیم کلرید ( $\text{NaCl}$ ) به دست می‌آید. به نظر می‌رسد که طی این واکنش به جای اتم هیدروژن در فرمول اسید، اتم سدیم قرار گرفته است. از این رو، با تعریف یاد شده می‌توان

اتم هیدروژن در HCl را هیدروژن اسیدی نامید.

## فکر کنید



واکنش سدیم با اتانول. این واکنش چه تفاوت‌هایی با واکنش سدیم با آب دارد؟

اتانول ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ) که یک ترکیب آلی اکسیژن دار است مطابق معادله‌ی شیمیایی زیر با فلز سدیم واکنش می‌کند. با توجه به تعریف هیدروژن اسیدی، کدام یک از اتم‌های هیدروژن موجود در اتانول را می‌توان اسیدی به‌شمار آورد؟ از این مثال چه نتیجه‌ای می‌گیرید؟



با انجام مشاهده‌های بیش‌تر و دقیق‌تر و پیشرفت مباحث نظری شیمی، در اواخر قرن نوزدهم و اوایل قرن بیستم مدل‌های نظری پیچیده‌ولی فراگیرتری برای اسیدها و بازها ارایه شد.

## مدل آرنیوس



سوانت آرنیوس  
(۱۸۵۹-۱۹۲۷)

برنده‌ی جایزه‌ی نوبل شیمی  
در سال ۱۹۰۳

سوانت آرنیوس شیمی‌دان سوئدی طی پژوهش‌هایی که در دهه‌ی ۱۸۹۰ روی رسانایی الکتریکی و برقکافت ترکیب‌های محلول در آب انجام می‌داد، به مدلی برای اسیدها و بازها دست یافت. او اسید را ماده‌ای تعریف کرد که در آب حل می‌شود و یون هیدروژن ( $\text{H}^+(aq)$ ) یا پروتون آزاد کرده یا تولید می‌کند. از نگاه او گاز هیدروژن کلرید ( $\text{HCl}(g)$ ) چنین ماده‌ای است. زیرا به هنگام حل شدن در آب یون‌های هیدروژن ( $\text{H}^+(aq)$ ) و کلرید ( $\text{Cl}^-(aq)$ ) تولید می‌کند. محلول آبی حاصل که دارای این یون‌ها است، هیدروکلریک اسید نامیده می‌شود.



به این فرایند که طی آن یک ترکیب خنثی به یون‌هایی با بار مخالف تبدیل می‌شود **یونش** می‌گویند.

اکسید نافلزها، برای مثال دی‌نیتروژن پنتوکسید ( $\text{N}_2\text{O}_5$ ) به هنگام حل شدن در آب، واکنش می‌دهند و یون هیدروژن تولید می‌کنند.

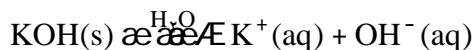


اکسید نافلزها، اسید آرنیوس به‌شمار می‌آید و از این رو به آن‌ها **اکسید اسیدی** می‌گویند.

در مدل آرنیوس باز ماده‌ای است که به هنگام حل شدن در آب یون هیدروکسید ( $\text{OH}^-(aq)$ ) آزاد کرده یا تولید می‌کند. برای مثال از دید آرنیوس KOH یک باز است. زیرا

$\text{N}_2\text{O}_5$  جامد یونی بی‌رنگی است که  $32/4^\circ\text{C}$  در تصعید می‌شود. از این رو بهتر است که آن را به صورت  $[\text{NO}_2]^+[\text{NO}_3]^-$  نشان داد.

بر اثر حل شدن این ترکیب یونی در آب، یون‌های سازنده‌ی آن از هم جدا می‌شود و یون‌های هیدروکسید را در آب آزاد می‌کند.



برخی بازهای انحلال‌پذیر، یون هیدروکسید ندارند ولی بر اثر واکنش با آب این یون را تولید می‌کنند. اکسیدهای فلزی برای مثال پتاسیم اکسید ( $\text{K}_2\text{O}$ ) به صورت زیر با آب واکنش می‌دهند و محلولی قلیایی ایجاد می‌کنند.



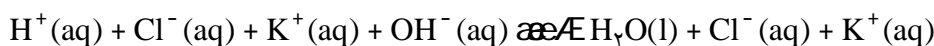
اکسید فلزها، باز آرنیوس به شمار می‌آیند و از این رو به آن‌ها **اکسید بازی** می‌گویند.

اگر محلول آبی هیدروکلریک اسید و محلول آبی پتاسیم هیدروکسید مطابق معادله‌ی زیر با یکدیگر واکنش دهند، محلولی به دست می‌آید که برطبق نظر آرنیوس نه خاصیت اسیدی و نه بازی دارد. به این محلول خنثی و به واکنش یادشده **واکنش خنثی شدن** می‌گویند.

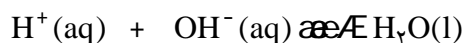


آب + نمک  $\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$  باز + اسید

این واکنش را می‌توان برحسب یون‌های شرکت‌کننده در واکنش نیز نوشت:

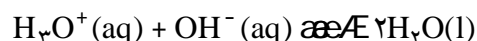


همان طوری که دیده می‌شود فقط یون‌های هیدروژن ( $\text{H}^+(\text{aq})$ ) و یون‌های هیدروکسید ( $\text{OH}^-(\text{aq})$ ) در واکنش شرکت کرده‌اند و یون‌های  $\text{K}^+(\text{aq})$  و  $\text{Cl}^-(\text{aq})$  تماشاگر این واکنش بوده‌اند، بنابراین می‌توان نوشت:



آب یون هیدروکسید یون هیدروژن

آرنیوس این واکنش را واکنش اصلی در فرایندی در نظر گرفت که **خنثی شدن اسید-باز** نامیده شده است. از این رو می‌توان معادله‌ی واکنش اصلی خنثی شدن را به صورت درست‌تر زیر نیز نوشت.



آب یون هیدروکسید یون هیدرونیوم

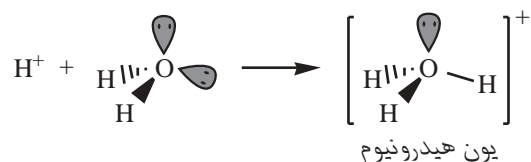
از آن جا که به واسطه‌ی کوچک بودن شعاع یون هیدروژن ( $\text{H}^+$ ) چگالی بار الکتریکی

به یک باز که در آب انحلال‌پذیر است قلیا و محلول حاصل را قلیایی می‌گویند.

آلومینیم اکسید ( $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$ ) در آب انحلال‌پذیر نیست ولی طی یک واکنش شیمیایی هم در اسیدها و هم در بازها حل می‌شود. به چنین اکسیدهایی که هر دو خاصیت اسیدی و بازی را از خود نشان می‌دهند، **اکسید آمفوتر** می‌گویند.

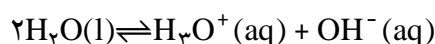


آن بسیار زیاد است، به حالت محلول در آب به شدت آب پوشیده می شود و از طریق ایجاد پیوند داتیو با مولکول های آب یون هایی با فرمول مولکولی  $H_7O_3^+$ ،  $H_5O_2^+$ ،  $H_3O^+$  و  $H_4O_4^+$  به وجود می آورد. از این رو برای نمایش ساده تر و درست تر یون هیدروژن، آن را با فرمول  $H_3O^+$  نشان می دهند.  $H_3O^+$  را یون هیدرونیوم می گویند.



## فکر کنید

همواره در آب خالص مقادیر ناچیزی یون های  $H_3O^+(aq)$  و  $OH^-(aq)$  وجود دارد که رسانایی اندک آب خالص را به وجود آن ها نسبت می دهند. این یون ها از یونش جزئی مولکول آب طی واکنش تعادلی زیر ایجاد می شود.



حل شدن یک اسید یا یک باز در آب غلظت کدام یک از این یون ها را افزایش

می دهد؟



توماس لوری  
(۱۸۷۴-۱۹۳۶)  
شیمی دان انگلیسی



یوهانس برونستد  
(۱۸۷۹-۱۹۴۷)  
شیمی دان دانمارکی

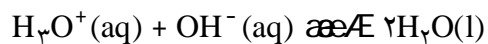
## مدل لوری - برونستد

مدل آرنیوس تنها در حالت محلول، آن هم هنگامی قابل کاربرد است که از آب به عنوان حلال استفاده شود. در واقع تعریف آرنیوس برای اسیدها یا بازها به موادی محدود می شود که در اثر حل شدن در آب به ترتیب یون هیدرونیوم یا یون هیدروکسید تولید کنند.

در سال ۱۹۲۳ یوهانس برونستد و توماس لوری به طور مستقل تعریف تازه و فراگیرتری از اسید و باز ارائه کردند. بر طبق مدل آن ها اسید ماده ای است که بتواند یک یون هیدروژن یا پروتون به ماده ای دیگری بدهد. در حالی که باز ماده ای است که می تواند یون هیدروژن یا پروتون را از ماده ای دیگری بپذیرد. به عبارت دیگر **اسید لوری - برونستد دهنده ی پروتون** و **باز لوری - برونستد پذیرنده ی پروتون** است.

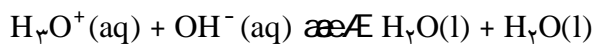
مطابق این تعریف هر واکنشی که شامل انتقال پروتون ( $H^+$ ) از یک ماده به ماده ای دیگری باشد، یک واکنش اسید - باز خواهد بود.

اکنون واکنش اصلی خنثی شدن را دوباره در نظر بگیرید.



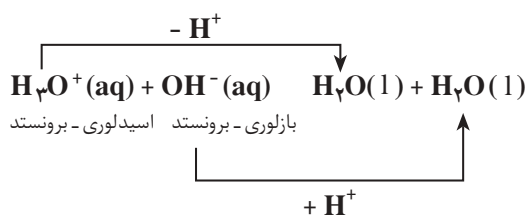
آب      یون هیدروکسید      یون هیدرونیوم

یا



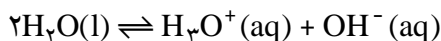
آب      یون هیدروکسید      یون هیدرونیوم

همان گونه که دیده می شود طی واکنش خنثی شدن، یون هیدرونیوم به عنوان یک اسیدلوری - برونستد عمل کرده است. زیرا بر طبق تعریف لوری - برونستد یک پروتون به یون هیدروکسید داده است. در عین حال یون هیدروکسید به عنوان باز لوری - برونستد عمل کرده است، زیرا یک پروتون را از یون هیدرونیوم پذیرفته است.



## فکر کنید

۱- معادله ی یونش جزئی آب را در نظر بگیرید:



یا



آ. 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.

۲- هیدروکلریک اسید محلولی از گاز هیدروژن کلرید در آب است. هیدروژن کلرید حل شده در آب یک پروتون خود را به یک مولکول آب می دهد، بنابراین هیدروژن کلرید به عنوان اسید و آب به عنوان باز عمل کرده است.

به یاد داشته باشید که اسید لوری - برونستد هنگامی به عنوان یک دهنده ی پروتون عمل می کند که یک باز لوری - برونستد برای پذیرش آن پروتون در محیط حضور داشته باشد.



گاز بی‌رنگ هیدروژن کلرید از مولکول‌های دو اتمی HCl تشکیل شده است. هنگامی که این گاز در آب حل می‌شود، مولکول‌های دو اتمی آن به یون تبدیل می‌شود. در واقع طی این فرایند هر مولکول آن یک پروتون خود را به یک مولکول آب می‌دهد و به یون کلرید تبدیل می‌شود. (aq) Cl<sup>-</sup>

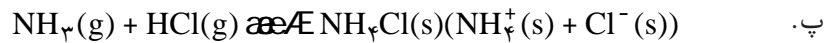
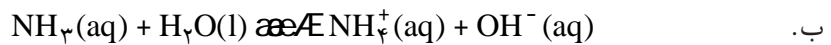
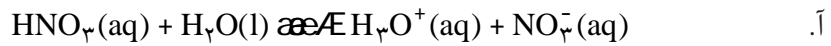


اسید باز

با فرض برگشت‌پذیر بودن این واکنش، آیا می‌توان واکنش برگشت را یک واکنش اسید-باز در نظر گرفت؟ چگونه؟ پاسخ خود را شرح دهید.

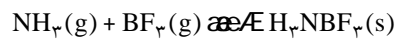
۳- طی یک واکنش اسید-باز همواره یک اسید با از دست دادن پروتون به یک اسید تبدیل می‌شود. به باز حاصل که در سمت راست معادله‌ی این واکنش نوشته می‌شود، اسید مزدوج می‌گویند.

با بازنویسی متن بالا دو مفهوم اسید مزدوج و باز مزدوج را تعریف کرده، سپس اسید و باز مزدوج را در هریک از واکنش‌های زیر معین کنید.



## بیش‌تر بدانید

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



همان‌گونه که مشاهده می‌شود این واکنش با انتقال پروتون همراه نیست. از این‌رو نمی‌توان وقوع آن را بر مبنای مدل لوری-برونستد توجیه کرد. لوویس در مدل 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. در واقع باز لوویس‌دهنده‌ی جفت الکترون ناپیوندی و اسید لوویس‌پذیرنده‌ی جفت الکترون ناپیوندی است. با این وصف در واکنش بالا گاز آمونیاک (NH<sub>3</sub>) باز لوویس و گاز بورتیری فلوئورید (BF<sub>3</sub>) اسید لوویس خواهد بود. مدل ارایه شده توسط لوویس بسیار فراگیرتر از دو مدل آرنیوس و لوری-برونستد است و مشاهده‌های بیش‌تری را دربر می‌گیرد.

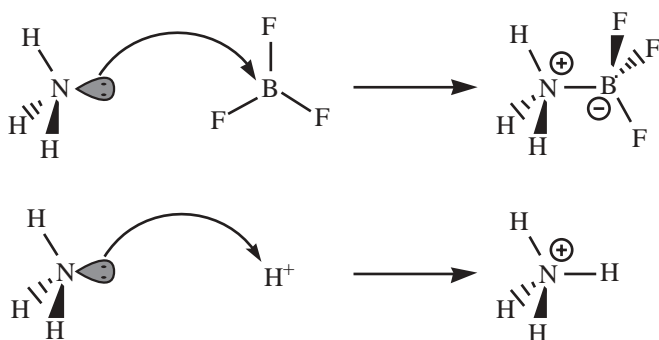
بر طبق تعریف لوویس تنها پروتون اسید نیست، بلکه گونه‌های بسیاری مانند BF<sub>3</sub>، SO<sub>3</sub> و AlCl<sub>3</sub> نیز یافت می‌شوند که اسید هستند.



واکنش گاز آمونیاک با گاز هیدروژن کلرید. این واکنش به تولید جامد یونی سفیدرنگی می‌انجامد که آمونیوم کلرید گفته می‌شود.



گیلبرت نیوتون لوویس (۱۸۷۵-۱۹۴۶)



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



واکنش گاز آمونیاک (NH<sub>3</sub>) با گاز بورتتری فلوئورید (BF<sub>3</sub>)

## اسیدهای قوی و ضعیف

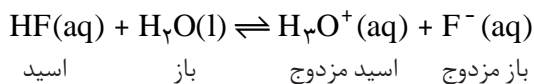
هنگامی که یک اسید لوری - برونستد در آب حل می‌شود. مولکول‌های قطبی آب پیوند قطبی میان اتم هیدروژن و اتم الکترون‌گاتیوی که هیدروژن به آن متصل شده است را می‌شکنند و به این ترتیب با جدا شدن یک پروتون از اسید و انتقال آن به یک مولکول آب (تشکیل یون هیدرونیوم) آنیونی که باز مزدوج اسید یاد شده است برجای می‌ماند. برای مثال حل شدن گاز هیدروژن کلرید در آب را در نظر بگیرید.



در خلال این واکنش، همه‌ی مولکول‌های هیدروژن کلرید یونیده شده، به یون‌های هیدروژن (هیدرونیوم) و کلرید تبدیل می‌شوند.

اسیدها را بر مبنای میزان یونش یا تفکیکی 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 هستند. برای مثال در محلول ۱/۰ mol.L<sup>-1</sup> هیدروفلوئوریک اسید (HF) از هر ۱۰۰۰ مولکول ۲۴ مولکول آن یونیده می‌شود. درواقع ۹۷۶ مولکول به صورت یونیده نشده در آب باقی می‌ماند. اگر نسبت تعداد مولکول‌های یونیده شده به تعداد کل مولکول‌های اولیه را درجه‌ی یونش بنامیم، این نسبت برای این محلول در شرایط معین همواره ثابت خواهد بود. درجه‌ی یونش را با نماد a (آلفا) نشان می‌دهند و معمولاً به صورت درصد گزارش می‌کنند. درصد یونش (a%) برای محلول ۱/۰ mol.L<sup>-1</sup> هیدروفلوئوریک اسید ۲/۴ درصد است. این موضوع

نشان می دهد که واکنش یونش مولکول های هیدروفلوئوریک اسید و واکنش ترکیب شدن یون فلئورید و یون هیدروژن هم زمان و با سرعت یکسانی انجام می شود.



برای این واکنش تعادلی می توان رابطه ی زیر را نوشت:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})][\text{F}^-(\text{aq})]}{[\text{HF(aq)}][\text{H}_2\text{O(l)}]}$$

مقادیر درون کروشه غلظت تعادلی هرگونه را برحسب  $\text{mol.L}^{-1}$  مشخص می کند. از آن جا که غلظت آب ثابت است، بنابراین با یک جابه جایی در معادله ی بالا خواهیم داشت:

$$K_a = K \cdot [\text{H}_2\text{O(l)}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})][\text{F}^-(\text{aq})]}{[\text{HF(aq)}]}$$

$K_a$  ثابت تعادل واکنش یاد شده است و ثابت یونش هیدروفلوئوریک اسید گفته می شود. مقدار  $K_a$  برای HF در  $25^\circ\text{C}$  برابر  $1.0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$  است. از آن جا که  $K_a$  برای اسیدهای ضعیف مقداری کوچک است، برای راحتی کار در هنگام مقایسه ی قدرت اسیدهای مختلف، معمولاً به جای  $K_a$  از  $\text{p}K_a$  (منفی لگاریتم  $K_a$ ) استفاده می شود.

$$\text{p}K_a = -\log K_a \text{ fi } \text{p}K_a(\text{HF}) = 3.25$$

هرچه مقدار  $\text{p}K_a$  کوچک تر باشد ( $K_a$  بزرگ تر) اسید قوی تر است. به عبارت دیگر اسید بیش تر یونیده می شود و غلظت یون های حاصل از یونش بیش تر است، شکل ۱. در جدول ۱ قدرت برخی اسیدها و باز مزدوج آن ها به طور نسبی با هم مقایسه شده است. در این میان کدام اسید کوچک ترین  $\text{p}K_a$  را دارد؟

برای هر عدد مثبت (n) لگاریتم معمولی  $\log_{10} n$  توانی است که باید عدد پایه (در این جا عدد ۱۰) به آن توان برسد تا n به دست بیاید. برای مثال  $\log_{10} 1000 = 3$  است، یعنی  $10^3 = 1000$ . لگاریتم در پایه ۱۰ را روی ماشین حساب های علمی با برچسب log نمایش می دهند.

مزیت بزرگ لگاریتم آن است که به کمک آن می توان عددهای بسیار کوچک یا بسیار بزرگ که درک و به کارگیری آن ها دشوار است را به عددهایی قابل لمس و قابل فهم تبدیل کرد. برای نمونه به دو مثال زیر توجه کنید.

$$1.0 \times 10^{-23} \text{ mol}^{-1} = 6.022 \times 10^{23} \text{ عدد آووگادرو}$$

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

و

$$1.0 \times 10^{-19} \text{ C} = 1.6 \times 10^{-19} \text{ بار الکترون}$$

$$\log_{10} (\text{بار الکترون}) \\ = \log(1.6 \times 10^{-19}) \\ = -18.80$$

توجه داشته باشید که این عددها یکایبی ندارند.

جدول ۱ قدرت نسبی برخی اسیدها

باز مزدوج		اسید	
فرمول شیمیایی	نام	فرمول شیمیایی	نام
$\text{ClO}_4^-$	یون پرکلرات	$\text{HClO}_4$	پرکلریک اسید
$\text{HSO}_4^-$	یون هیدروژن سولفات	$\text{H}_2\text{SO}_4$	سولفوریک اسید
$\text{I}^-$	یون یدید	$\text{HI}$	هیدرویدیک اسید
$\text{Br}^-$	یون برمید	$\text{HBr}$	هیدرو برمیک اسید
$\text{Cl}^-$	یون کلرید	$\text{HCl}$	هیدروکلریک اسید
$\text{NO}_3^-$	یون نیترات	$\text{HNO}_3$	نیتریک اسید
$\text{H}_2\text{O}$	آب	$\text{H}_3\text{O}^+$ *	یون هیدرونیوم
$\text{SO}_4^{2-}$	یون سولفات	$\text{HSO}_4^-$	یون هیدروژن سولفات
$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	یون دی هیدروژن فسفات	$\text{H}_3\text{PO}_4$	فسفریک اسید
$\text{F}^-$	یون فلوئورید	$\text{HF}$	هیدرو فلوئوریک اسید
$\text{NO}_2^-$	یون نیترات	$\text{HNO}_2$	نیترو اسید
$\text{HCO}_3^-$	یون هیدروژن کربنات	$\text{H}_2\text{CO}_3$	کربنیک اسید
$\text{NH}_3$	آمونیاک	$\text{NH}_4^+$	یون آمونیوم
$\text{OH}^-$	یون هیدروکسید	$\text{H}_2\text{O}$	آب
$\text{NH}_2^-$	یون آمید	$\text{NH}_3$	آمونیاک

شکل ۱ رابطه‌ی میان  $K_a$  و  $\text{pK}_a$

\* از آن جا که همه‌ی اسیدهای قوی تر از  $\text{H}_3\text{O}^+$  به طور کامل در آب یونیده می‌شوند، می‌توان صرف نظر از مقدار  $K_a$  قدرت همه‌ی آن‌ها را در محلول آبی یکسان در نظر گرفت. از این رو، تعیین قدرت اسیدی اسیدهای قوی تر از یون  $\text{H}_3\text{O}^+$  (قوی‌ترین اسید موجود در محلول‌های آبی) در آب و مقایسه‌ی آن‌ها ممکن نیست. هم‌چنین چون یون  $\text{OH}^-$  قوی‌ترین باز موجود در محلول‌های آبی است این گفته در مورد بازها نیز درست است.

### خود را بیازمایید

در هر مورد کدام اسید قوی‌تر است؟

آ. هیدروفلوئوریک اسید (HF) با  $\text{pK}_a = 3/25$  یا هیدروسیانیک اسید (HCN) با

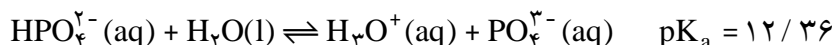
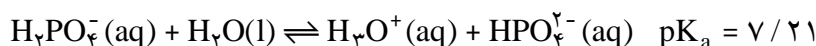
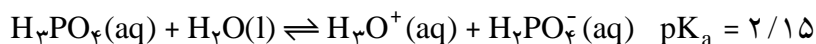
$$\text{pK}_a = 9/40$$

ب. هیپوبرو اسید (HOBr) با  $K_a = 2/0 \times 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$  یا هیپوکلرو اسید

$$K_a = 3/7 \times 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1} \text{ (HOCl)}$$

## 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 این گونه اسیدها از دست دادن هر پروتون طی یک مرحله ی تعادلی انجام می شود. برای مثال، فسفریک اسید طی سه مرحله ی زیر یونیده می شود.



### فکر کنید

با توجه به معادله های یونش فسفریک اسید و مقادیر  $\text{pK}_a$  به پرسش های زیر پاسخ دهید:

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

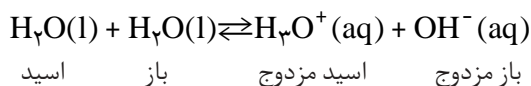
۲- جدا شدن چندمین پروتون از همه دشوارتر است؟ چرا؟

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

بیش تر باشد؟

### ثابت یونش آب

همان گونه که پیش از این نیز گفته شد، حتی در خالص ترین نمونه ی آب، مقادیر بسیار کمی یون های  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  و  $\text{OH}^-(\text{aq})$  وجود دارد که حاصل خود-یونش مولکول های آب هستند.



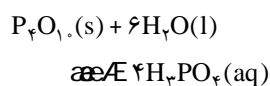
ثابت تعادل این واکنش به صورت زیر نوشته می شود.

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})][\text{OH}^-(\text{aq})]}{[\text{H}_2\text{O}(\text{l})]^2}$$

با توجه به ثابت بودن غلظت آب، این معادله را می توان به صورت ساده تر زیر بازنویسی کرد.

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}(\text{l})]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] \cdot [\text{OH}^-(\text{aq})] = K_w$$

فسفریک اسید ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) از جمله پرمصرف ترین مواد شیمیایی در صنعت است. به عنوان ماده ی افزودنی در نوشابه های گازدار کاربرد دارد و در تولید کودهای شیمیایی، پاک کننده های صابونی و غیرصابونی، تصفیه ی آب، خوراک دام و داروسازی به کار می رود. فسفریک اسید خوراکی را از افزودن آب به  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  می سازند.



برای اسیدهای چند پروتون دار سهم تولید یون  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  از مراحل یونش دوم یا سوم، آن چنان کم است که می توان از آن ها چشم پوشی کرد.

سولفورواسید ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) و کربنیک اسید ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) اسیدهای دو پروتون دار نام آشنایی هستند که بیش تر به واسطه ی نمک هایشان شهرت یافته اند. این دو اسید ناپایدارند و تاکنون به صورت خالص جدا نشده اند. از این رو به جای این فرمول های شیمیایی بهتر است که آن ها را به ترتیب با نمادهای  $\text{SO}_4(\text{aq})$  و  $\text{CO}_3(\text{aq})$  نمایش داد.

در این معادله  $K_w$  ثابت یونش یا حاصل ضرب یونی آب است. مقدار  $K_w$  به دما بستگی دارد و در دمای معین مقدار ثابتی است. برای مثال در دمای اتاق مقدار  $K_w$  برابر  $1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$  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 مقدار ثابتی است که غلظت این دو یون را به هم مرتبط می کند.

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

این رابطه نشان می دهد 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 محلول های آبی و در دمای معین به شرط داشتن غلظت یکی از این دو یون، می توان غلظت یون دیگر را از رابطه ی یاد شده به دست آورد.

برای آب خالص در دمای اتاق غلظت یون های  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  و  $\text{OH}^-(\text{aq})$  با هم مساوی و برابر با  $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  است. (چرا؟)

### نمونه ی حل شده

غلظت یون هیدرونیوم در یک نمونه آب در  $25^\circ\text{C}$  برابر  $2.5 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  است. غلظت یون  $\text{OH}^-(\text{aq})$  را در این نمونه آب محاسبه کنید.  $K_w$  در این دما  $1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$  است.

#### پاسخ

برای محاسبه، معادله ی حاصل ضرب یونی آب را به کار می بریم.

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

مقادیر عددی  $K_w$  و غلظت یون  $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]$  را در این معادله قرار می دهیم.

$$1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} = 2.5 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times [\text{OH}^-(\text{aq})]$$

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

$$[\text{OH}^-(\text{aq})] = 4.0 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

### خود را بیازمایید

غلظت یون  $\text{OH}^-(\text{aq})$  در یک محلول آبی در  $25^\circ\text{C}$  برابر  $4.0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  است. غلظت یون  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  در این محلول چه قدر است؟

## غلظت یون هیدروژن و مقیاس pH



سورن پیتزلاریتس سورن سن  
(۱۸۶۸-۱۹۳۹)  
زیست شیمی دان دانمارکی

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

در اواخر سده‌ی نوزدهم برخی از صاحبان صنایع شیمیایی جهت بهینه‌سازی شرایط تخمیر در کارخانه‌های خود به دانستن مقدار و شیوه‌ی کنترل میزان اسیدی بودن محیط فعالیت مخمرها، به شدت نیازمند شدند. زیرا به علت تغییر غلظت یون هیدرونیوم  $[H_3O^+(aq)]$  در طول فرایند تخمیر میزان اسیدی بودن این محیط پیوسته تغییر می‌کرد. سورن سورن سن در سال ۱۹۰۹ در تلاش برای حل این مشکل معیاری برای اندازه‌گیری میزان اسیدی بودن محلول‌ها یافت. این معیار میزان اسیدی بودن یک محلول را با یک عدد ساده بیان می‌کند. پی‌اچ (PH) نامی بود که سورن سن بر این مقیاس نهاد. در این مقیاس به جای گزارش غلظت یون هیدرونیوم،  $[H_3O^+(aq)]$ ، که عددهایی کوچک در گستره‌ای از  $1 \text{ mol.L}^{-1}$  تا  $10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$  را دربر می‌گیرد، از منفی لگاریتم این غلظت استفاده می‌شود.

$$pH = -\log[H_3O^+(aq)]$$

یا

$$pH = -\log[H^+(aq)]$$

مقیاس pH در دمای اتاق گستره‌ای از صفر تا حداکثر ۱۴ را در بر می‌گیرد، شکل ۲. pH آب خالص و محلول‌های خنثی ۷ است. درحالی که pH محلول‌های اسیدی کم‌تر از ۷ و pH محلول‌های بازی بیش‌تر از ۷ است. به این ترتیب با اندازه‌گیری pH میزان اسیدی بودن و به عبارت درست‌تر غلظت یون  $H_3O^+(aq)$  در یک محلول آبی مشخص می‌شود.

### خود را بیازمایید

- ۱- pH محلولی از هیدروفلوئوریک اسید را محاسبه کنید که در آن غلظت یون هیدرونیوم  $10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$  است.
- ۲- pH محلولی از هیدروکلریک اسید ۲/۶ است. غلظت یون هیدرونیوم در این محلول چه قدر است؟

### فکر کنید

اگر حجم محلول یک اسید قوی با افزودن مقداری آب خالص تا ده برابر افزایش یابد، مقدار pH چه اندازه تغییر خواهد کرد؟

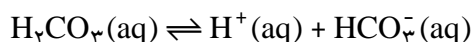
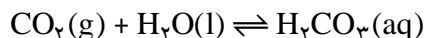


شکل ۲ مقیاس pH و رابطه‌ی آن با غلظت یون هیدرونیوم

## بیش تر بدانید

یک انسان بالغ روزانه بین ۲ تا ۲ لیتر شیرهای معده تولید می‌کند. شیرهای معده یک مایع گوارشی اسیدی و رقیق است که به وسیله‌ی غده‌های موجود در دیواره‌ی داخلی معده ترشح می‌شود. از جمله موادی که در این شیر وجود دارد، هیدروکلریک اسید است. pH شیرهای معده به دلیل وجود این اسید در حدود ۱/۵ بوده، غلظت HCl در آن  $3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  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؟

دیواره‌ی داخلی معده از بافت نفوذناپذیری تشکیل شده است که سلول‌های سازنده‌ی 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 پوشیده‌ی  $\text{H}^+$ ،  $\text{Na}^+$ ،  $\text{K}^+$  و  $\text{Cl}^-$  جلوگیری می‌کند. یکی از فراورده‌های پایانی سوخت و ساز در بدن، گاز  $\text{CO}_2$  است. بر اثر آبپوشی گاز  $\text{CO}_2$ ، کربنیک اسید ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) که یک اسید دو پروتون دار است تشکیل می‌شود. از یونش این اسید یون  $\text{H}^+(\text{aq})$  به وجود می‌آید.



این واکنش‌ها در پلاسمای خون روی می‌دهد. با عبور خون از کنار سلول‌های یاد شده یون‌های  $\text{H}^+(\text{aq})$  طی فرایندی به نام انتقال فعال از میان غشای این سلول‌ها عبور کرده، وارد معده می‌شود. آنزیم‌ها این فرایند را تسریع می‌کنند. برای حفظ توازن الکتریکی، به همان تعداد یون  $\text{Cl}^-(\text{aq})$  نیز از پلاسمای خون وارد معده می‌شود. پس از ورود این یون‌ها به معده، غشای سلول‌ها از بازگشت دوباره‌ی آن‌ها به پلازما جلوگیری می‌کند.

وجود محیط اسیدی قوی در معده برای هضم غذا و فعال کردن برخی آنزیم‌های گوارشی لازم است. خوردن غذا موجب ترشح یون  $\text{H}^+(\text{aq})$  به درون معده می‌شود. دیواره‌ی داخلی معده به طور طبیعی مقدار کمی از این یون‌ها را دوباره جذب می‌کند. این جذب دوباره به نابودی سلول‌های سازنده‌ی دیواره‌ی معده می‌انجامد. در این شرایط در هر دقیقه، حدود نیم میلیون سلول از بین می‌رود. به این علت دیواره‌ی داخلی معده‌ای که از سلامتی کامل برخوردار است، هر سه روز یک بار به طور کامل عوض می‌شود. اگر مقدار اسید معده بیش از اندازه باشد، تعداد یون‌های  $\text{H}^+(\text{aq})$  جذب شده افزایش می‌یابد. در نتیجه، ناراحتی‌هایی مانند درد، ورم، التهاب، خون‌ریزی و گرفتگی ماهیچه‌ی معده بروز می‌کند.

یکی از راه‌های کاهش غلظت یون  $\text{H}^+(\text{aq})$  در معده، مصرف یک ضداسید است. نقش اصلی ضداسیدها خنثی کردن HCl اضافی موجود در شیرهای معده است. شیر منیزی یکی از متداول‌ترین ضد اسیدها است و منیزیم هیدروکسید جزء اصلی سازنده‌ی آن است. اما موادی مانند منیزیم کربنات، آلومینیم هیدروکسید، کلسیم کربنات و سدیم هیدروژن کربنات نیز برای تهیه ضد اسیدها به کار می‌روند.

برخی از واکنش‌هایی که ضداسیدها طی آن اسید معده را خنثی می‌کنند، عبارت است از:



گاز  $CO_2$  تولید شده در واکنش‌های بالا، فشار گاز معده را افزایش می‌دهد و شخص را وادار به بادگلو می‌کند.

## روش‌های اندازه‌گیری pH

### pH سنج‌های دیجیتالی

روش بسیار دقیقی برای اندازه‌گیری غلظت یون هیدرونیوم موجود در یک محلول وجود دارد که به کمک pH سنج‌های دیجیتالی انجام می‌گیرد. این pH سنج‌ها با تقویت ولتاژ کوچکی که با وارد کردن الکترود دستگاه درون محلول ایجاد می‌شود و نمایش نتیجه روی صفحه‌ی نمایشگر، مقدار pH آن محلول را مشخص می‌کنند، شکل ۳.



شکل ۳ یک pH سنج دیجیتالی. محلول درون بشر اسیدی یا قلیایی است؟

### شناساگرها

دسته‌ای از ترکیب‌های رنگی محلول در آب هستند که می‌توانند در pH‌های مختلف رنگ‌های گوناگونی داشته باشند. با کمک محلول این مواد رنگی که شناساگرهای اسید-باز نامیده شده‌اند، می‌توان pH تقریبی یک محلول را اندازه‌گرفت یا تغییرات pH در آن را آشکار کرد، شکل ۴ و ۵.



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



شکل ۵ نوار کاغذی سیر شده با متیل سرخ. این شناساگر در محیط‌های اسیدی به رنگ سرخ و در محلول‌های بازی به رنگ زرد درمی‌آید.

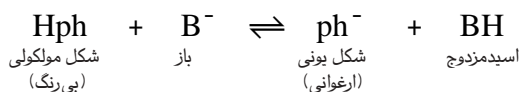
لیتموس، فنول فتالین و متیل نارنجی از جمله مهم‌ترین شناساگرهای اسید-باز هستند. جدول ۲.

جدول ۲ رنگ سه شناساگر پرکاربرد در محلول‌هایی با pH‌های مختلف

شناساگر	رنگ در محلول‌های مختلف		
	اسیدی	خنثی	بازی
لیتموس	سرخ	بنفش	آبی
فنول فتالین	بی‌رنگ	بی‌رنگ	ارغوانی
متیل نارنجی	سرخ	نارنجی	زرد

## بیش تر 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 یاد شده جابه جا می شود و یکی از دو شکل (مولکولی یا یونی) بر دیگری برتری می یابد. برای مثال در زیر تعادل میان این دو شکل را در فنول فتالیین (Hph) می بینید.



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

## محاسبه ی pH محلول اسیدهای قوی

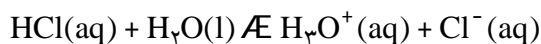
برای محاسبه ی pH محلول یک اسیدی قوی کافی است که غلظت یون  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  را از غلظت اسید محاسبه کرد و در معادله ی pH قرار داد.

### نمونه ی حل شده

pH محلول  $4 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  هیدروکلریک اسید چه قدر است؟

پاسخ

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



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

$$[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] = 4 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

با قراردادن این مقدار در معادله ی pH خواهیم داشت:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] = -\log(4 \times 10^{-3})$$

$$\text{pH} = 2.4$$

### خود را بیازمایید

۱- pH محلول  $6 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  هیدروکلریک اسید چه قدر است؟

۲- pH محلول حاصل از حل کردن ۳/۲۱۲g هیدروژن برمید در یک لیتر آب حدوداً

چه قدر است؟

## محاسبه‌ی pH محلول اسیدهای ضعیف

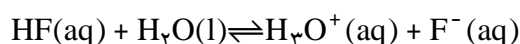
همان طوری که گفته شده هیدروفلوئوریک اسید یک اسید ضعیف است و به محض حل شدن در آب به حالت تعادل می‌رسد. تعادلی که میان مولکول‌های یونیده نشده‌ی HF(aq) و یون‌های  $F^{-}(aq)$  و  $H_3O^{+}(aq)$  برقرار می‌شود. در این تعادل غلظت یون  $H_3O^{+}(aq)$  بسیار اندک است. غلظت این یون را می‌توان به کمک درصد یونش و از روی غلظت اسید به دست آورد.

### نمونه‌ی حل شده

pH محلول  $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  هیدروفلوئوریک اسید چه قدر است؟ 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  $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  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 معین می‌شود.

غلظت هریک از یون‌های حاصل از یونش ( $F^{-}(aq)$  یا  $H_3O^{+}(aq)$ )

$$= 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} HF(aq) \times \frac{\text{درصد یونش}}{\text{غلظت اسید}} = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} HF(aq) \times \frac{2/4}{100}$$

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

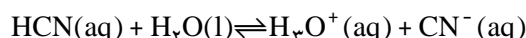
با قرار دادن این مقدار در معادله‌ی pH خواهیم داشت:

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

$$pH = 1/6$$

### خود را بیازمایید

pH محلول  $2/0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  هیدروسیانیک اسید (HCN(aq)) چه قدر است؟ درصد یونش این اسید در این محلول ۱۴ درصد است. در محلول این اسید تعادل زیر وجود دارد.





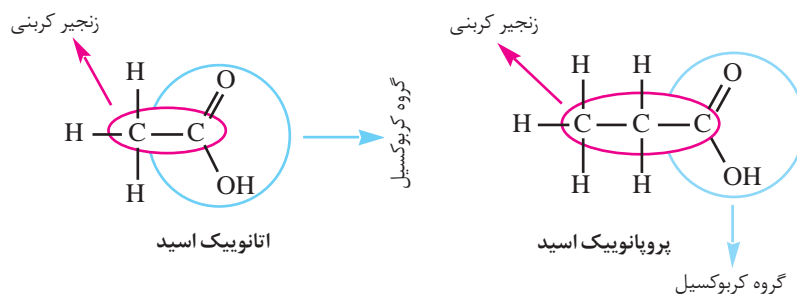
## فکر کنید

اندازه گیری ها نشان می دهد که pH آب خالص در دمای اتاق ° ۷/۰ و در حین جوشیدن ۶/۱۲ است. آیا از این مشاهده می توان نتیجه گرفت که آب جوش خاصیت اسیدی دارد؟ چرا؟

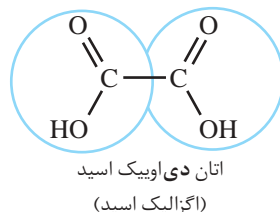
**راهنمایی:** خود - یونش آب یک فرایند گرماگیر است.

## هم چون دانشمندان

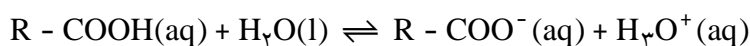
کربوکسیلیک اسیدها دسته ای از ترکیب های آلی هستند که یک یا چند گروه عاملی کربوکسیل ( $\text{-COOH}$ ) در آن ها یافت می شود. متانویک اسید ( $\text{HCOOH}$ ) ساده ترین کربوکسیلیک اسید و اتانویک اسید ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) آشناترین آن هاست. کربوکسیلیک اسیدهای سبک (حداکثر با چهار اتم کربن) به خوبی در آب حل می شوند ولی با افزایش طول زنجیر کربنی از انحلال پذیری آن ها در آب کاسته می شود (چرا؟)، به طوری که بسیاری از آن ها در آب نامحلول هستند. اسیدهای کربوکسیلیک را با افزودن پسوند اویک اسید به نام زنجیر کربنی آن ها نام گذاری می کنند.



اگر یک کربوکسیلیک اسید بیش از یک گروه های کربوکسیل داشته باشد، پیش از پسوند اویک اسید، تعداد این گروه ها با عدد های یونانی مشخص می شود.



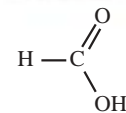
کربوکسیلیک اسیدها اسیدهای ضعیفی هستند و بر اثر حل شدن در آب تعدادی از مولکول های آن ها پروتون اسیدی خود را به مولکول های آب می دهند و به سرعت به حالت تعادل می رسند.



درون این بشرها یکی محلول ۰/۱ مولار اتانویک اسید و در دیگری به همان حجم و غلظت محلول هیدروکلریک اسید وجود دارد. کدام بشر دارای محلول ۰/۱ مولار اتانویک اسید است؟ کدام یک از این دو، اسید قوی تری است؟



واکنش دو قطعه ی مساوی از نوار منیزیم با حجم هایی مساوی از محلول های ۱/۰ مولار اتانویک اسید و هیدروکلریک اسید. در کدام بشر اتانویک اسید وجود دارد؟ کدام یک از این دو، اسید قوی تری است؟



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

مقادیر  $pK_a$  برای برخی کربوکسیلیک اسیدها در جدول زیر داده شده است. با دقت به این جدول نگاه کنید و سپس به پرسش های مطرح شده پاسخ دهید.

باز مزدوج	$pK_a$	فرمول شیمیایی	کربوکسیلیک اسید
	۴٫۷۶	$CH_3COOH$	اتانویک اسید
	۴٫۸۷	$CH_3CH_2COOH$	پروپانویک اسید
	۲٫۶۶	$FCH_2COOH$	فلوئورواتانویک اسید
	۲٫۸۶	$ClCH_2COOH$	کلرواتانویک اسید
	۲٫۹۰	$BrCH_2COOH$	برمواتانویک اسید
	۱٫۲۹	$Cl_3CHCOOH$	دی کلرواتانویک اسید
	۰٫۶۵	$Cl_3CCOOH$	تری کلرواتانویک اسید

۱- در این مجموعه قوی ترین اسید و ضعیف ترین اسید کدام است؟

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 قوی تر، تمایل کمتری

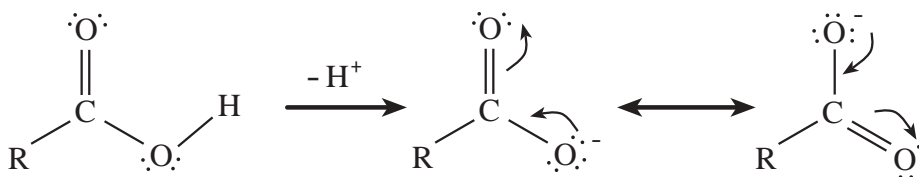
برای پس گرفتن پروتون از خود نشان می دهد. در واقع این آنیون تمایل بیش تری برای باقی ماندن به صورت یون آب پوشیده دارد.

۴- با توجه به این نکته ها و مشاهده ها آیا این جمله که: «اگر بار الکتریکی روی یک اتم

به طریقی روی کل یون پخش شود، در این صورت آن یون پایدارتر خواهد شد.» درست یا نادرست است؟ پاسخ خود را با آوردن مثال شرح دهید.

۵- برای باز مزدوج حاصل از یونش کربوکسیلیک اسیدها می توان ساختارهای

رزونانسی زیر را رسم کرد:



تشکیل این آنیون، خاصیت اسیدی این ترکیب های آلی را چگونه توجیه می کند؟

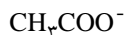
۶- تأثیر افزایش تعداد اتم های کلر بر قدرت اسیدی اتانویک اسید را چگونه توجیه

می کنید؟

با حذف پس وند - بیک اسید از نام اسیدهای آلی و افزودن پس وند - آت باز مزدوج حاصل از تفکیک یونی آن ها را نام گذاری می کنند. برای مثال یون اتانوات باز مزدوج اتانویک اسید است.



اتانویک اسید



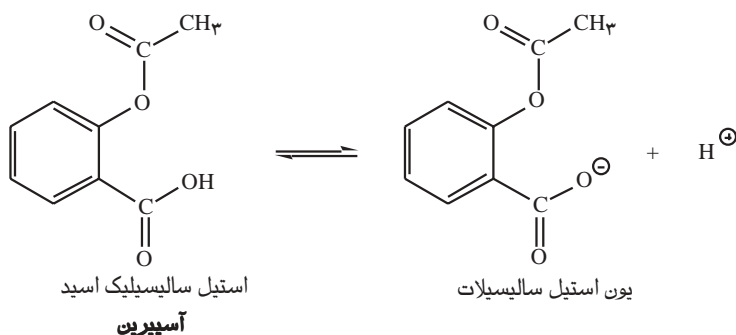
یون اتانوات

۷- مقدار  $pK_a$  برای فلوئورواتانویک اسید، کلرواتانویک اسید و برمواتانویک اسید را در برابر الکترونگاتیوی اتم هالوژن موجود در آن‌ها، به صورت یک نمودار روی یک کاغذ میلی متری رسم کنید. با استفاده از این نمودار  $pK_a$  یدواتانویک اسید ( $ICH_3COOH$ ) را پیش بینی کرده، با یافتن مقدار تجربی  $pK_a$  ی این اسید از منابع علمی معتبر، مقدار یاد شده را با مقدار محاسبه شده مقایسه کنید. از این مقایسه چه نتیجه‌ای می‌گیرید؟

۸- با توجه به داده‌های این جدول آیا می‌توانید مقدار  $pK_a$  را برای تری فلوئورواتانویک اسید ( $CF_3COOH$ ) به طور تقریبی پیش بینی کنید؟ پاسخ خود را شرح دهید.

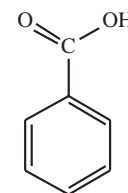
## پیش‌تر بدانید

آسپیرین (استیل‌سالیسیلیک اسید) اسیدی نسبتاً ضعیف است. از این رو می‌تواند به دیواره‌ی داخلی معده آسیب برساند.



اگر غلظت یون  $H^+(aq)$  در معده زیاد باشد، این اسید تنها به مقدار ناچیزی یونیده می‌شود. مولکول استیل سالیسیلیک اسید می‌تواند به درون غشای سلول‌های سازنده‌ی دیواره‌ی معده نفوذ کند. از آن‌جا که درون غشای یاد شده مولکول‌های آب وجود دارد، مولکول استیل سالیسیلیک اسید به وسیله‌ی مولکول‌های آب آبیوشیده شده، به یون‌های  $H^+(aq)$  و آنیون استیل سالیسیلات یونیده می‌شود. این گونه‌های یونی در بخش‌های درونی غشا به دام می‌افتند. به این ترتیب، با افزایش تدریجی غلظت این یون‌ها، ساختار غشا ضعیف و سرانجام، خون‌ریزی آغاز می‌شود. بر اثر مصرف یک قرص آسپیرین، تقریباً ۲ میلی لیتر خون از دست می‌رود. این رویداد خطر چندانی ندارد. با وجود این، آسپیرین در برخی افراد می‌تواند موجب خون‌ریزی شدید شود. گفتنی است که وجود الکل در معده موجب انحلال بیش‌تر استیل سالیسیلیک اسید در غشا و در پی آن خون‌ریزی شدیدتر می‌شود.

تری فلوئورواتانویک اسید از جمله آلاینده‌های هوا به شمار می‌آید. بر اثر تجزیه‌ی هیدروکلروفلوئوروکربن‌هایی مانند  $CHCl_3$  و  $CF_3$  (HCFC) در بخش‌های بالایی هوا کره، این کربوکسیلیک اسید ایجاد می‌شود. از آن‌جا که این اسید در آب محلول است، باران هواکره را از وجود آن پاک می‌سازد. ولی این اسید از طریق باران اسیدی به اجسام روی سطح زمین خسارت وارد می‌کند.



بنزویک اسید یک کربوکسیلیک اسید آروماتیک است که در تمشک و پوسته‌ی برخی درختان یافت می‌شود. از این اسید و برخی نمک‌های آن به عنوان محافظ مواد غذایی و ضد اکسایش در نوشابه‌ها، سس‌ها و آب میوه‌ها استفاده می‌شود.

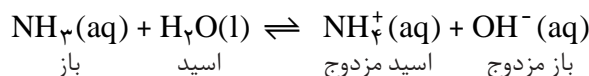
## بازها نیز ضعیف یا قوی هستند

همانند اسیدها قدرت بازها نیز به میزان تفکیک یا یونش آن‌ها در آب بستگی دارد. برخی به طور کامل و برخی دیگر به طور جزئی در آب تفکیک یا یونیده می‌شوند. بازهای معروفی مانند  $NaOH$  و  $KOH$  بسیار قوی هستند.  $Ba(OH)_2$  و  $Ca(OH)_2$  نیز با آن که

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 ی 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 ی زیر نگاه کنید.



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

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+(\text{aq})][\text{OH}^-(\text{aq})]}{[\text{NH}_3(\text{aq})][\text{H}_2\text{O}(\text{l})]}$$

چون غلظت آب ثابت است با یک جابه جایی در معادله خواهیم داشت:

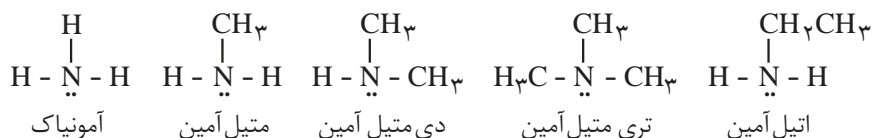
$$K \times [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = \frac{[\text{NH}_4^+(\text{aq})][\text{OH}^-(\text{aq})]}{[\text{NH}_3(\text{aq})]} = K_b$$

$$\text{p}K_b = -\log_{10} K_b$$

مقدار  $K_b$  را **ثابت یونش باز** می گویند. همانند ثابت یونش اسید ( $K_a$ ) مقدار  $K_b$  نیز کوچک است و به این دلیل آن را به صورت  $\text{p}K_b$  نمایش می دهند. برای بازها نیز هرچه مقدار  $\text{p}K_b$  کوچک تر باشد، باز قوی تر است و یون بیش تری در حالت محلول تولید می شود.

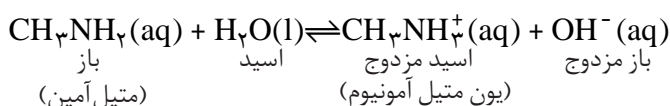
## فکر کنید

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.

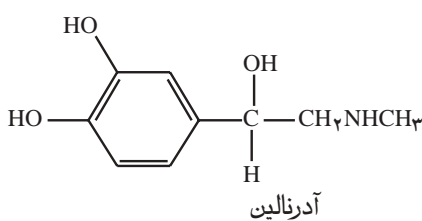
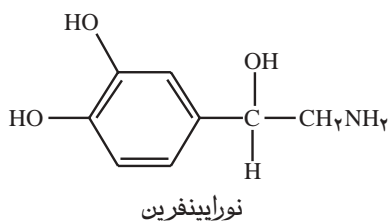


به دقت به داده‌های جدول زیر نگاه کنید. به نظر شما کدام یک از جفت آمین‌های داده شده باز ضعیف‌تری است؟ از این مقایسه‌ها چه نتیجه‌ای می‌گیرید؟

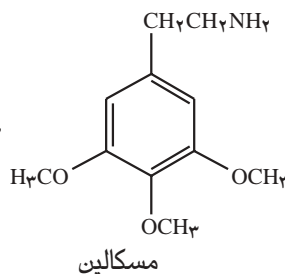
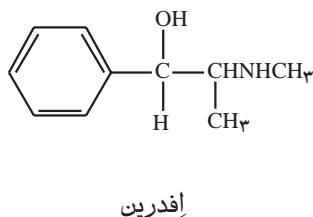
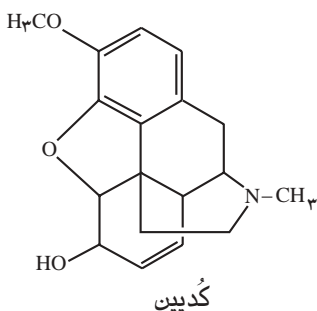
pK <sub>b</sub>	فرمول شیمیایی	آمین
۴٫۷۶	NH <sub>۳</sub>	آمونیاک
۳٫۳۲	CH <sub>۳</sub> NH <sub>۲</sub>	متیل آمین
۳٫۲۳	(CH <sub>۳</sub> ) <sub>۲</sub> NH	دی‌متیل آمین
۳٫۳۷	CH <sub>۳</sub> CH <sub>۲</sub> NH <sub>۲</sub>	اتیل آمین
۲٫۸۹	(CH <sub>۳</sub> CH <sub>۲</sub> ) <sub>۲</sub> NH	دی‌اتیل آمین

## بیش‌تر بدانید

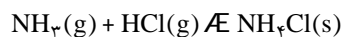
آمین‌ها به فراوانی در اندام گیاهان و جانوران یافت می‌شوند. اغلب، آمین‌های پیچیده نقش پیک یا تنظیم‌کننده را بر عهده دارند. برای نمونه در سامانه‌ی عصبی انسان، دو آمین وجود دارد که به عنوان ماده‌ی محرک عمل می‌کنند: نورا پینفرین و آدرنالین.



اُفدرین آمینی است که چینی‌ها بیش از ۲۰۰۰ سال پیش، به عنوان دارویی برای رفع گرفتگی مجاری تنفسی به کار می‌بردند. سرخ‌پوستان مکزیک نیز از مسکالین به عنوان داروی آرام بخش استفاده می‌کردند. این ماده قرن‌ها از کاکتوس‌های مکزیک استخراج می‌شد.

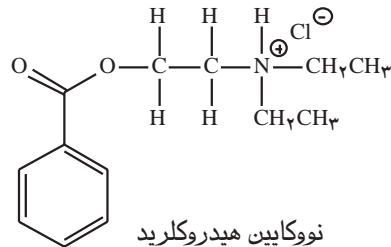


کُدیین نیز یک آمین است. این داروی جامد و سفیدرنگ که از تریاک استخراج می‌شود، معمولاً به شکل آمین خالص مورد استفاده قرار نمی‌گیرد، بلکه آن را با یک اسید واکنش می‌دهند و تبدیل به نمک اسیدی می‌کنند. نمونه‌ای از این نمک‌ها آمونیوم کلرید است که از واکنش زیر به دست می‌آید.



به این ترتیب، آمین‌ها را می‌توان به آسانی پروتون‌دار کرد. نمک به دست آمده را به صورت AHCl

نشان می‌دهند (که A نماینده‌ی آمین است). در واقع، این نمک از کاتیون  $AH^+$  و آنیون  $Cl^-$  تشکیل شده است. نمک‌های یاد شده از آمین‌های مربوط به خود پایدارتر هستند 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، درحالی‌که انحلال‌پذیری نمک آن در آب بسیار زیاد است. این ویژگی گستره‌ی کاربرد این گونه داروها را افزایش می‌دهد.



## محاسبه‌ی pH محلول بازهای قوی

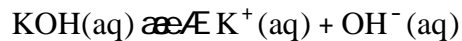
همانند اسیدهای قوی pH محلول آبی بازهای قوی را می‌توان از روی غلظت باز معین کرد.

### نمونه‌ی حل شده

pH محلول  $0.2 \text{ mol.L}^{-1}$  پتاسیم هیدروکسید در آب چه قدر است؟

پاسخ

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



استوکیومتری این معادله نشان می‌دهد که در این محلول غلظت یون  $OH^-(aq)$  نیز برابر  $0.2 \text{ mol.L}^{-1}$  است. از آن‌جا که برای محاسبه‌ی pH به غلظت یون  $H_3O^+(aq)$  نیاز داریم، با استفاده از حاصل ضرب یونی آب این مقدار را محاسبه می‌کنیم.

$$[H_3O^+(aq)] = K_w \div [OH^-(aq)] = 1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot L^{-2} \div 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H_3O^+(aq)] = 5.0 \times 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$$

بنابراین:

$$pH = -\log[H_3O^+(aq)] = -\log(5.0 \times 10^{-14})$$

$$pH = 13.3$$

## خود را بیازمایید

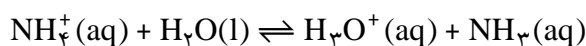
۱- pH محلول  $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  باریم هیدروکسید در آب چه قدر است؟  
۲- pH محلولی از سدیم هیدروکسید در آب  $11/0$  است. غلظت این محلول چه قدر است؟

## نمک های اسیدی، بازی و خنثی

همان طوری که گفته شد نمک ها بر اثر واکنش اسیدها و بازها به وجود می آیند. در واقع نمک فراورده ی واکنش خنثی شدن یک اسید توسط یک باز است. تجربه نشان می دهد که نمک حاصل از واکنش خنثی شدن، همیشه خنثی نیست. بلکه بسته به نوع یون های سازنده اش می تواند اسیدی یا بازی باشد. pH محلول نمک های حاصل از واکنش اسیدها و بازهای قوی ۷ است. به عبارت دیگر نمک حاصل یک نمک خنثی است. درحالی که pH نمک حاصل از واکنش اسیدهای قوی با بازهای ضعیف کم تر از ۷ است. به عبارت دیگر نمک حاصل اسیدی است. آمونیوم کلرید را به عنوان مثالی از یک نمک اسیدی در نظر بگیرید. بر اثر انحلال این نمک در آب یون های سازنده از یک دیگر جدا شده، به صورت آب پوشیده در می آیند.



از آن جا که یون  $\text{NH}_4^+(\text{aq})$  اسید مزدوج باز ضعیفی چون آمونیاک ( $\text{NH}_3(\text{aq})$ ) است، از این رو در رویارویی با مولکول های آب (به عنوان یک باز) وارد واکنش تعادلی زیر می شود. به این واکنش آبکافت می گویند.



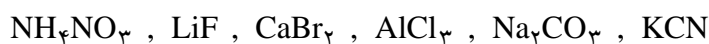
این درحالی است که یون  $\text{Cl}^-(\text{aq})$  که باز مزدوج یک اسید قوی و کاملاً یونیده شونده ای مانند هیدروکلریک اسید ( $\text{HCl}$ ) است، به این علت دچار آبکافت نمی شود. چنان چه از گفته های بالا برمی آید از میان یون های حاصل از انحلال آمونیوم کلرید، یون  $\text{NH}_4^+(\text{aq})$  بر اثر آبکافت، غلظت یون هیدرونیوم را در محلول افزایش می دهد و به این ترتیب pH محلول را به کم تر از ۷ می رساند.

## فکر کنید

pH محلول آبی سدیم اتانوات (سدیم استات -  $\text{NaCH}_3\text{COO}$ ) بیش تر از ۷ است. به این دلیل، آن را در دسته ی نمک های بازی قرار می دهند. با نوشتن معادله های لازم علت مشاهده ی این رفتار را شرح دهید.

## خود را بیازمایید

با استفاده از جدول ۱ و بابیان علت، نمک‌های زیر را در سه دسته‌ی خنثی، اسیدی و بازی طبقه‌بندی کنید.



## بیش‌تر بدانید

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

بی‌تردید روی بسته‌بندی بسیاری از مواد غذایی نمادهایی مانند E212 را مشاهده کرده‌اید. در صنعت از این نماد که به آن **عدد E** می‌گویند، برای مشخص کردن نوع ماده‌ی افزوده‌شده به ماده‌ی 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 نگاه‌دارنده
سوربیک اسید	E200	نوشابه‌های گازدار و انواع کیک‌ها
سدیم سوربات	E201	ضد کپک در ماست، پنیر و سس مایونز
پتاسیم سوربات	E202	
بنزوئیک اسید	E210	آب میوه، نوشابه‌های گازدار و انواع سس‌ها
سدیم بنزوآت	E212	رب گوجه‌فرنگی
پتاسیم بنزوآت	E213	

## محلول‌های بافر

اضافه کردن مقدار اندکی اسید یا باز به یک محلول معمولاً با تغییر زیادی در مقدار pH آن محلول همراه است. اما محلول‌هایی وجود دارند که در برابر این تغییرات از خود مقاومت نشان می‌دهند. **بافر** نامی است که بر این گونه محلول‌ها نهاده‌اند.

آن‌چه از تعریف بالا برمی‌آید این است که محلول بافر به طریقی می‌تواند هم اسید و هم باز اضافه شده را خنثی کند. به عبارت دیگر یک محلول بافر هم خنثی‌کننده‌ی اسید و هم خنثی‌کننده‌ی باز است. اما چگونه چنین چیزی ممکن است؟ پاسخ این پرسش را باید در ویژگی‌های اجزای سازنده‌ی یک محلول بافر جست‌وجو کرد.

محلول بافر از دو جزء با نسبت‌های معین تشکیل شده است: یک اسید ضعیف و نمک

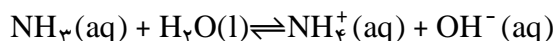
به حداکثر اسید یا بازی که می‌توان تا پیش از مشاهده‌ی یک تغییر شدید در pH، به یک بافر اضافه کرد، ظرفیت بافر می‌گویند. هیچ بافری ظرفیت نامحدود ندارد.

آن یا یک باز ضعیف و نمک آن. برای مثال، محلول بافری شامل  $\text{NH}_3(\text{aq})$  و  $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq})$  را در نظر بگیرید.

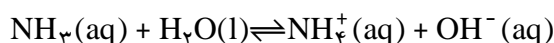
آمونیم کلرید بر اثر انحلال در آب به طور کامل به یون های سازنده اش تفکیک می شود.



چون آمونیاک یک باز ضعیف است، در محلول آبی به سرعت در شرایط تعادلی زیر قرار می گیرد.



حال تصور کنید که به این محلول مقدار کمی یون  $\text{OH}^-(\text{aq})$  اضافه شود. این افزایش، تعادل یاد شده را بر هم می زند. بر طبق اصل لوشاتلیه تعادل برای تعدیل این تغییر به سمت چپ جابه جا می شود. افزودن یون  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  نیز از طریق مصرف کردن یون های  $\text{OH}^-(\text{aq})$  موجود در سمت راست و تشکیل آب خنثی می شود. جابه جایی تعادل به سمت راست کمبود ناشی از مصرف یون های  $\text{OH}^-(\text{aq})$  را جبران می کند. به این ترتیب مقاومت محلول های بافر در برابر افزایش مقدار اندکی اسید یا باز قابل درک است. تعادل موجود در محلول بافر یاد شده:



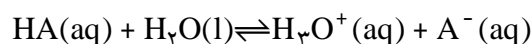
افزایش باز  $(\text{OH}^-(\text{aq}))$ : جهت جابه جایی تعادل ←

افزایش اسید  $(\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}))$ : → جهت جابه جایی تعادل

pH خون حدود ۷/۴ است و مصرف دارو، خوردن میوه ها و برخی از مواد غذایی هم چنین عوامل محیطی مانند فشار هوا می تواند میزان pH خون را تغییر دهد. ولی چون خون انسان به یک سامانه ی بافری مجهز است، pH آن تغییر چندانی نمی کند. هرگونه انحراف از این مقدار pH، خطرناک است و می تواند به مرگ بینجامد.

## فکر کنید

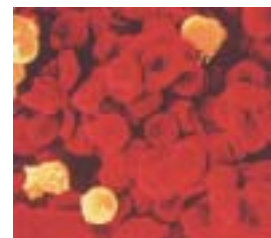
دانش آموزی برای محاسبه ی pH محلول بافر یک اسید ضعیف و نمک آن با نوشتن رابطه ی ثابت تعادل برای واکنش تعادلی یونش یک اسید فرضی، گرفتن لگاریتم از طرفین و جابه جا کردن عبارت ها به معادله ی زیر دست یافت:



اسید

باز مزدوج

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-(\text{aq})]_{\text{تعادلی}}}{[\text{HA}(\text{aq})]_{\text{تعادلی}}}$$



مقدار pH پلاسما ی خون انسان تقریباً ثابت و برابر ۷/۴ است. تنظیم میزان اسیدی بودن خون برعهده ی پروتئینی به نام کربنیک آنهیدراز (CA) است. این پروتئین کاتالیزگر واکنش زیر است.



۵ لیتر خون انسان حداکثر می تواند افزایش ۱۵ mL محلول  $1 \text{ mol.L}^{-1}$  هیدروکلریک اسید را از طریق سامانه ی بافری خود بپذیرد!

۱- نشان دهید که او چگونه به این معادله دست یافته است؟

۲- اگر غلظت اسید و باز مزدوج در یک محلول بافر یکسان باشد، pH محلول چه قدر

خواهد بود؟

۳- محلول بافری که در آن غلظت اتانویک اسید  $1 \text{ mol.L}^{-1}$  و غلظت سدیم

اتانات  $2 \text{ mol.L}^{-1}$  است چه pH دارد؟  $(K_a \text{ (اتانویک اسید)} = 4/76)$

۴- افزایش یک میلی لیتر محلول  $1 \text{ mol.L}^{-1}$  هیدروکلریک اسید به  $10 \text{ mL}$  آب

مقطر و  $10 \text{ mL}$  از این محلول، مقدار pH را چه قدر تغییر می دهد؟ با محاسبه ی این دو مقدار، تفاوت مشاهده شده را توجیه کنید.

**راهنمایی:** فرض کنید در این واکنش به ازای هر مقدار مول یون هیدرونیوم اضافه

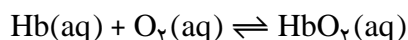
شده همان مقدار مول یون  $A^{-}(\text{aq})$  مصرف و همان مقدار مول  $HA(\text{aq})$  تولید می شود.

## بیش تر بدانید

در بدن انسان، تعادل های شیمیایی بی شماری باید برقرار باشد تا سلامت بدن حفظ شود. اگر شرایط محیط زیست تغییر کند، بدن برای حفظ عملکرد خود باید با شرایط جدید سازگار شود. پیامدهای ناشی از تغییر ناگهانی ارتفاع، این واقعیت را به خوبی نشان می دهد. صعود به ارتفاعات می تواند موجب ناراحتی هایی هم چون سردرد، حالت تهوع و خستگی شود. همه ی این ها علائم بیماری هیپوکسیا است. بیماری که بر اثر کمبود مقدار اکسیژن موجود در بافت های بدن بروز می کند. در بدترین حالت، بیمار گاه به حالت کُما می رود و ممکن است در صورت عدم درمان به موقع، حتی جان بسپارد. با وجود این، اگر فردی به مدت چند هفته در بلندی ها زندگی کند، به تدریج ناراحتی های ناشی از تغییر ارتفاع بهبود می یابد و بدن با مقدار کم اکسیژن هوا سازگاری پیدا می کند. از این رو، فرد می تواند بدون هیچ گونه مشکلی به زندگی عادی خود ادامه دهد.

مولکول هموگلوبین عامل انتقال اکسیژن در خون است. واکنش ترکیب اکسیژن با این مولکول

پیچیده است، اما آن را می توان به وسیله ی معادله ی ساده ی زیر نشان داد:



در این معادله  $\text{HbO}_2$  اوکسی هموگلوبین نام دارد؛ ترکیب پیچیده ی هموگلوبین - اکسیژن که مولکول

اکسیژن را به بافت های بدن منتقل می کند. ثابت تعادل این واکنش عبارت است از:

$$K = \frac{[\text{HbO}_2(\text{aq})]}{[\text{Hb}(\text{aq})][\text{O}_2(\text{aq})]}$$

در ارتفاع ۲ کیلومتری از سطح دریا، فشار اکسیژن هوا تنها در حدود  $14 \text{ atm}$  است، در حالی که این

فشار در سطح دریا  $2 \text{ atm}$  است. از این رو، براساس اصل لوشاتلیه، تعادل یاد شده با کاهش غلظت

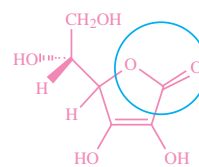
اکسیژن، از راست به چپ جابه جا می شود. در نتیجه، مقدار اوکسی هموگلوبین بدن کاهش یافته، بیماری

هیپوکسیا بروز می کند. با گذشت زمان، بدن با تولید مولکول های هموگلوبین بیش تر، بر این مشکل غلبه



کوهنوردان پیش از صعود به قله های مرتفعی چون قله ی اورست، به هفته ها و حتی ماه ها زمان نیاز دارند تا به شرایط این بلندی ها عادت کنند.

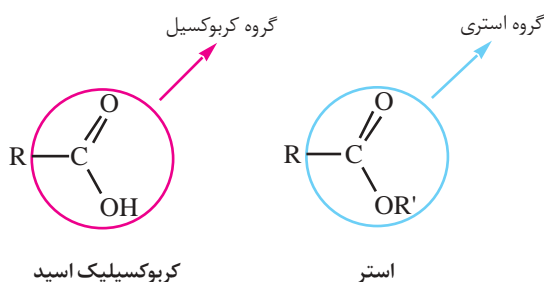
می‌کند. به این ترتیب، تعادل به تدریج به طرف تشکیل اوکسی‌هموگلوبین جابه‌جا می‌شود. طی دو تا سه هفته، مقدار هموگلوبین تولید شده آن چنان افزایش می‌یابد که نیازهای اصلی بدن را رفع می‌کند. البته، برای بازگشت به شرایط مناسب اولیه ممکن است به چند سال زمان نیاز باشد. بررسی‌ها نشان می‌دهد که درصد هموگلوبین خون افرادی که در بلندی‌ها زندگی می‌کنند، بالا بوده، گاهی تا ۵۰٪ بیشتر از افراد ساکن در جاهای کم‌ارتفاع است.



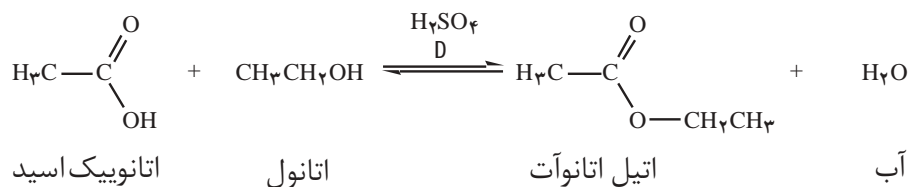
ویتامین C (آسکوربیک اسید) جامدی سفید رنگ، محلول در آب و غیرسمی است. وجود آن در رژیم غذایی مقاومت انسان را در برابر انواع عفونت‌ها افزایش می‌دهد. بسیاری از میوه‌ها بویژه مرکبات سرشار از ویتامین C هستند. همان طوری که در فرمول ساختاری بالا دیده می‌شود ویتامین C یک استر حلقوی است. اطلاق نام «اسید» به این ترکیب را چگونه توجیه کنید؟

## صابون‌ها نمک‌هایی بازی هستند

اگر به جای اتم هیدروژن گروه کربوکسیل یک گروه آلکیل قرار بگیرد ترکیبی به نام استر به دست می‌آید. استرها یکی از مهم‌ترین مشتق‌های کربوکسیلیک اسیدها هستند. استرهای سبک (با تعداد کمی اتم کربن) بوی بسیار مطبوعی دارند. طعم و بوی شاخص میوه‌ها و عطر گل‌ها اغلب به علت وجود این استرهاست.



استرها از واکنش کربوکسیلیک اسیدها با الکل‌ها به دست می‌آیند. برای مثال اتیل اتانوات (اتیل استات) طی یک واکنش تعادلی و در حضور مقدار اندکی سولفوریک اسید به عنوان کاتالیزگر به صورت زیر از اتانول و اتانویک اسید ساخته می‌شود.



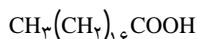
کاتالیزگرها تنها زمان رسیدن به تعادل را کاهش می‌دهند و بر غلظت‌های تعادلی مواد شرکت کننده در واکنش اثری ندارند

استرها بر اثر واکنش با آب طی یک واکنش برگشت پذیر و بسیار آهسته به الکل و کربوکسیلیک اسید سازنده تجزیه می‌شوند. وقوع این واکنش است که استفاده از استرها را در ساخت برخی عطرها غیرمجاز کرده است. این گونه عطرها در عرق بدن به آرامی آبکافت می‌یابند. از آن جا که کربوکسیلیک اسید حاصل از آبکافت این استرها بویی نامطبوع دارد، بوی ناخوشایندی به بدن می‌دهد.

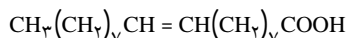
اتیل اتانوات (اتیل استات)  
 مایعی بی‌رنگ، خوش‌بو، فرار  
 (با نقطه‌ی جوش  $77^{\circ}\text{C}$ ) و  
 آتش‌گیر است. به مقدار کمی  
 در آب حل می‌شود. از جمله  
 مهم‌ترین حلال صنعتی است  
 که در چسب‌سازی و رنگ‌سازی  
 و در تولید باروت و ساخت  
 برخی داروها کاربرد دارد.



شکل ۶ صابون‌ها به طور  
 عمده نمک‌های سدیم  
 کربوکسیلیک اسیدهای بلند  
 زنجیری هستند که اسیدهای  
 چرب نامیده می‌شوند. این  
 اسیدها که می‌توانند سیر شده  
 (مانند استئاریک اسید) یا سیر  
 نشده (مانند اولئیک اسید)  
 باشند عموماً بین ۱۴ تا ۱۸ اتم  
 کربن دارند.

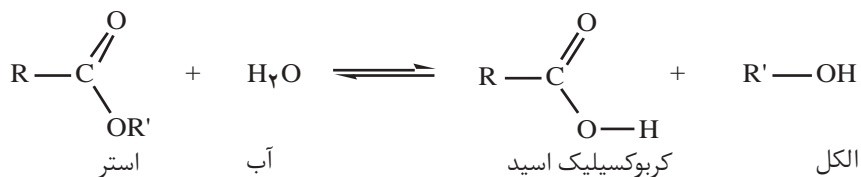


استئاریک اسید

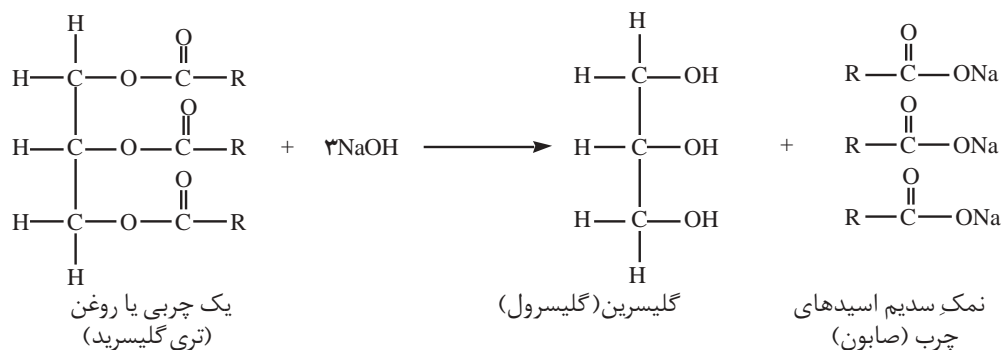


اولئیک اسید

تفاوت چربی (fat) و روغن  
 (oil) در حالت فیزیکی  
 آن‌هاست. روغن‌ها در دمای  
 اتاق مایع و چربی‌ها جامدند.



آبکافت استرها در محیط قلیایی به طور برگشت‌ناپذیر روی می‌دهد، از این‌رو کاربردهای ویژه‌ای نیز یافته است. برای مثال، استر اسیدهای چرب در محیط قلیایی آبکافت می‌شوند. آبکافت این استرها در محیط قلیایی اساس ساختن صابون است، شکل ۶. **صابونی شدن** نامی است که به همین دلیل براین واکنش نهاده‌اند. اگر استر یک اسید چرب با محلول آبی سدیم هیدروکسید جوشانده شود، استر به نمک سدیم کربوکسیلیک اسید و الکل سازنده تجزیه می‌شود. چربی‌ها و روغن‌ها (تری‌گلیسریدها) استرهای طبیعی هستند.

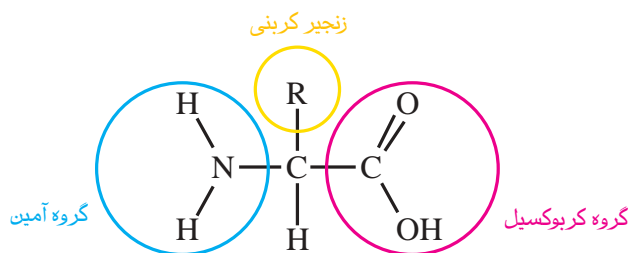


## فکر کنید

چگونه استرها در محیط بازی آبکافت می‌شوند؟

## آمینواسیدها

همان طوری که از نام آمینواسید برمی‌آید این ترکیب‌های آلی هم یک گروه بازی ( $-\text{NH}_2$ ) و هم یک گروه اسیدی ( $-\text{COOH}$ ) دارند، به عبارت دیگر می‌توانند هم با اسیدها و هم با بازها وارد واکنش شود. این ترکیب‌ها در زیست‌شیمی اهمیت بسیاری دارند و واحدهای سازنده پلیمرهای طبیعی مهمی به نام **پروتئین‌ها** به شمار می‌آیند. در همه‌ی آمینواسیدهای طبیعی گروه آمین ( $-\text{NH}_2$ ) روی همان کربنی قرار دارد که گروه کربوکسیل ( $-\text{COOH}$ ) قرار می‌گیرد. آلفا-آمینواسید نامی است که به همین دلیل به این ترکیب‌ها اطلاق می‌شود. فرمول همگانی آلفا-آمینواسیدها را می‌توان به صورت صفحه‌ی بعد نشان داد.



فرمول همگانی آلفا - آمینواسیدها

## فکر کنید

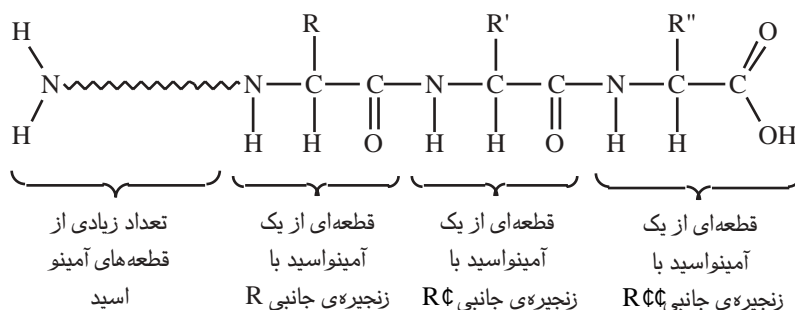
آمینواسیدها جامدهایی با نقطه‌ی ذوب بالا هستند و انحلال پذیری کمی در حلال‌های ناقطبی دارند. در جدول زیر برخی ویژگی‌های گلی سین (آمینواتانویک اسید) همراه با خواص یک کربوکسیلیک اسید و یک آمین هم جرم با گلی سین، داده شده است. تفاوت نقطه‌ی ذوب و انحلال پذیری گلی سین با این دو ماده را چگونه می‌توان توجیه کرد؟

حدود ۲۰ آمینو اسید طبیعی وجود دارد. این آمینو اسیدها تنها در گروه R با هم تفاوت دارند. از این میان ۱۲ آمینواسید مورد نیاز را بدن می‌سازد و ۸ آمینواسید دیگر را باید از طریق مصرف مواد غذایی مناسب تأمین کرد. این ۸ آمینواسید را آمینواسیدهای ضروری می‌گویند.

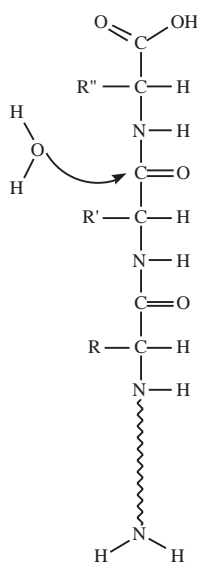
نام	فرمول شیمیایی	حالت فیزیک	انحلال پذیری در دمای اتاق		
			آب	اتانول	دی اتیل اتر
گلی سین	$H_2NCH_2COOH$	جامد با نقطه‌ی ذوب بالا ( $232^{\circ}C$ )	خیلی زیاد	نامحلول	نامحلول
پروپانویک اسید	$CH_3CH_2COOH$	مایعی روغنی شکل (نقطه‌ی جوش $141^{\circ}C$ )	خیلی زیاد	زیاد	زیاد
بوتیل آمین	$CH_3CH_2CH_2CH_2NH_2$	مایعی فرار (نقطه‌ی جوش $78^{\circ}C$ )	خیلی زیاد	خیلی زیاد	خیلی زیاد

## بیش تر بدانید

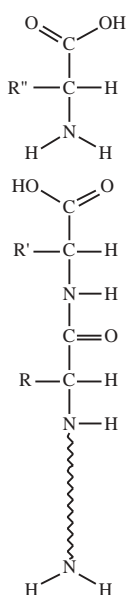
پروتئین‌ها گروه مهمی از زیست مولکول‌ها هستند که از آمینواسیدها ساخته شده‌اند. از اتصال آمینواسیدهای مختلف، زنجیره‌های پلی مری بلندی به وجود می‌آید که همان پروتئین‌ها هستند، شکل آ.



شکل آ



آنزیم



شکل ب. بر اثر واکنش یک مولکول آب با یک پروتئین، یک آمینواسید از پروتئین جدا می شود و پروتئینی کوچک تر باقی می ماند.

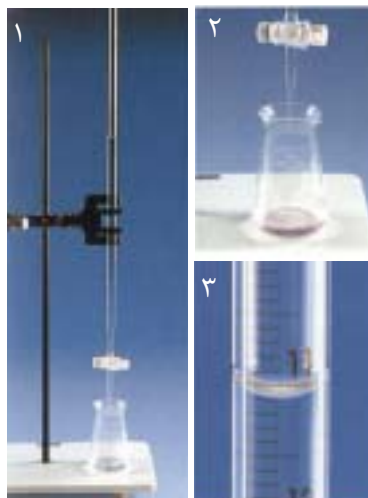
بدن انسان به پروتئین های خاصی نیاز دارد. هنگام گوارش، در آغاز پروتئین های موجود در غذا به آمینواسیدهای سازنده ی خود شکسته می شوند. سپس این آمینواسیدها در سلول های بدن برای ساخت پروتئین های جدید مورد استفاده قرار می گیرند. شکل ب واکنشی را نشان می دهد که در هر مرحله ی آن، یک پروتئین شکسته شده، یک آمینواسید از آن جدا می شود. توجه کنید که در این واکنش، یک مولکول آب با یک مولکول پروتئین واکنش می دهد و همراه با تولید یک آمینواسید، پروتئینی جدید نیز تولید می شود که یک آمینواسید کم تر دارد.

## سنجش حجمی اسید - باز

می دانید، هنگامی که محلول آبی اسید با محلول آبی باز مخلوط می شود این دو یک دیگر را خنثی می کنند. اما این پرسش همواره مطرح می شود که برای مثال برای خنثی شدن حجم معینی از یک اسید با غلظت معین به چه حجم باز با غلظت معین نیاز است؟ سنجش حجمی اسید - باز روشی برای اندازه گیری حجم اسید و باز لازم برای خنثی شدن است. اگر غلظت یکی از این محلول ها معلوم باشد، غلظت محلول دیگر قابل اندازه گیری است. ساده ترین سنجش حجمی اسید - باز واکنش خنثی شدن یک اسید قوی و یک باز قوی است.

برای این منظور محلول استاندارد یا محلولی که غلظت آن معلوم است در یک بورت ریخته می شود. حجم معینی از محلول مجهول در یک ارلن یا بشر ریخته شده، چند قطره شناساگر برای تشخیص نقطه ی پایانی به آن محلول اضافه می شود. نقطه ی پایانی یک سنجش حجمی، حجمی از محلول استاندارد است که برای خنثی شدن کامل محلول مجهول مصرف می شود.

این حجم به طور تجربی و در آزمایشگاه از روی تغییر رنگ شناساگر اندازه گرفته می شود. به این طریق که محلول استاندارد قطره قطره به محلول مجهول درون بشر افزوده می شود تا این که با تغییر رنگ شناساگر نقطه ی پایانی آشکار شود. با توجه به شکل ۷ نقطه ی پایانی در این سنجش حجمی چیست؟

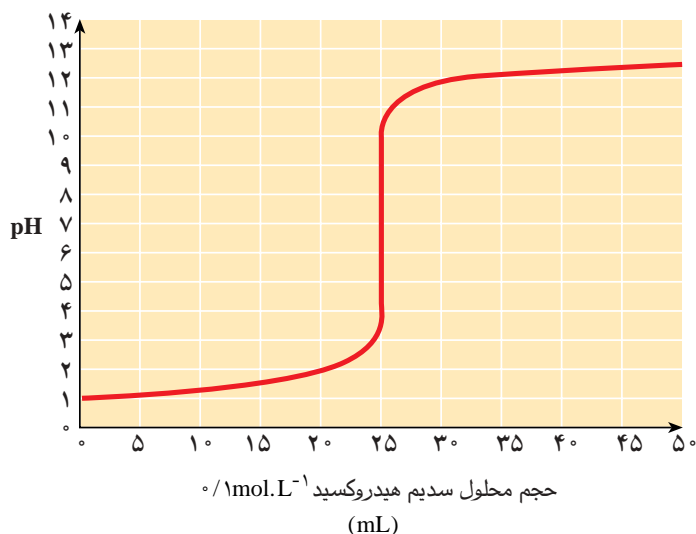


شکل ۷ سنجش حجمی یک اسید قوی با محلول استاندارد یک باز قوی در حضور یک شناساگر اسید - باز

## هم‌چون دانشمندان

با دقت به شکل زیر نگاه کنید. در این شکل که نمودار سنجش حجمی اسید - باز نامیده می‌شود، تغییر pH برای ۵ mL از یک محلول هیدروکلریک اسید در برابر حجم محلول سدیم هیدروکسید با غلظت  $1 \text{ mol.L}^{-1}$  رسم شده است.

آ. تغییر مشاهده شده در pH محلول هیدروکلریک اسید به هنگام افزایش محلول سدیم هیدروکسید را چگونه توجیه می‌کنید؟



ب. برای خنثی شدن کامل محلول این اسید (رسیدن به  $\text{pH} = 7$ ) چند میلی لیتر سدیم هیدروکسید لازم بوده است؟ این نقطه را روی نمودار نشان دهید. **نقطه‌ی هم‌ارزی** نامی است که به این نقطه داده‌اند. تغییر pH پیرامون نقطه‌ی هم‌ارزی را چگونه توجیه می‌کنید؟

پ. غلظت هیدروکلریک اسید مورد سنجش چند  $\text{mol.L}^{-1}$  بوده است؟

ت. اگر تغییر رنگ فنول فتالیین در pH های میان ۸/۰ تا ۹/۶ و متیل نارنجی در pH های میان ۳/۱ تا ۴/۴ روی دهد. کدام شناساگر برای این سنجش حجمی و در واقع تعیین نقطه‌ی هم‌ارزی مناسب‌تر است؟ چرا؟

## بیش‌تر بخوانید

۱- اسید و باز، زهرا ارزانی، فیروزه منتظری، چاپ نخست، ۱۳۸۴، انتشارات محراب قلم.

۲- اسیدها و بازها، بهزاد پاکروح، چاپ نخست، ۱۳۸۴، انتشارات اندیشه‌سرا.