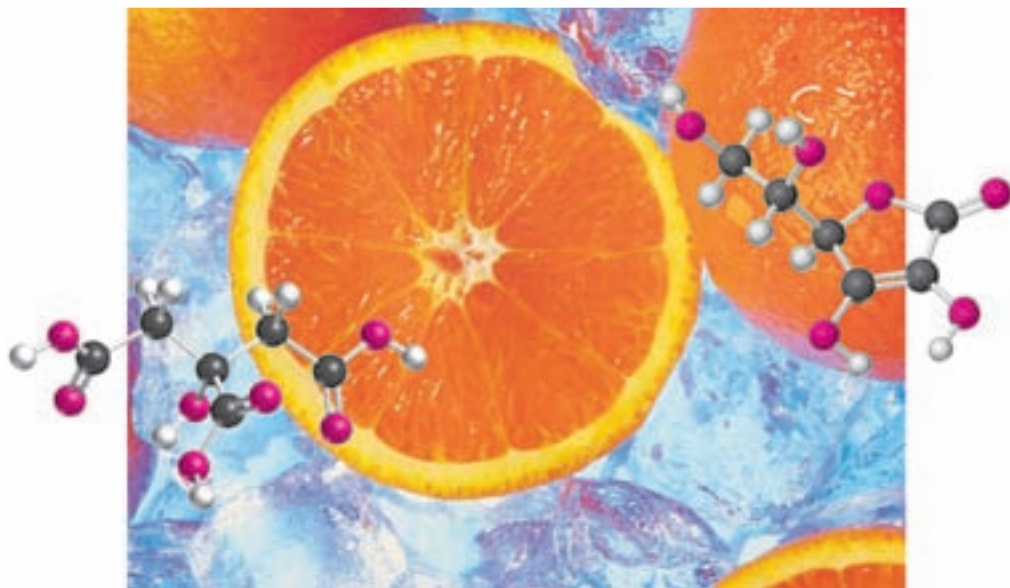


بخش ۳

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 مشاهدات علمی با چنین قالبی درک رفتار عناصرها 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
راستخ‌تر و تواناتر می‌کند.

می‌شود. 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 به‌ترتیب 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 به‌وجود 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 $H^+(aq)$ به‌صورت 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 مقدار ثابت یونش آن رابطه‌ی مستقیم دارد.
- ۱۰- قدرت اسیدی کربوکسیلیک اسیدها با افزایش تعداد کربن کاهش می‌یابد.
- 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 (COOH -) در یک ترکیب آلی خاصیت اسیدی به آن می بخشد.

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

۱۵- یون آمونیوم (NH_4^+) اسید مزدوج آمونیاک (NH_3) است.

۱۶- شناساگرهای اسید- باز ترکیب هایی رنگی هستند که بر اثر تغییر pH تغییر رنگ می دهند.

۱۷- سدیم استات (NaCH_3COO) نمکی است که محلول آبی آن خاصیت اسیدی دارد.

۱۸- آمین ها دسته ای از ترکیب های آلی نیتروژن دار هستند که خاصیت بازی از خود نشان می دهند.

۱۹- صابون از آبکافت چربی ها و روغن ها در محیط قلیایی به دست می آید.

۲۰- آمینو اسیدها، ترکیب های آلی جامد با نقطه ی ذوب بالا هستند.

در پایان این فعالیت، یک یک گفته ها را در کلاس به بحث بگذارید. اگر برخی پاسخ ها و دیدگاه ها ابهام آمیز و سؤال برانگیز به نظر می رسد، نگران نشوید. تا پایان این بخش با ما همراه باشید تا به پاسخ پرسش های مطرح شده در ذهن خود دست یابید.

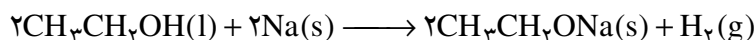
سرگذشت اسیدها و بازها

شیمی دان ها مدت ها پیش از آن که ساختار اسیدها و بازها شناخته شود، با ویژگی های هرکدام و واکنش میان آن ها آشنا بوده اند و مشاهده های بسیاری را در تاریخ علم تجربی ثبت کرده اند. در نخستین گام برای توجیه مشاهده های یاد شده لاووازیه اکسیژن را عنصر اصلی سازنده ی اسیدها در نظر گرفت. اما در سال ۱۸۱۰ همفری دیوی با کشف و بررسی خواص هیدروکلریک اسید (HCl) که از دو عنصر هیدروژن و کلر تشکیل شده است، فراگیر نبودن دیدگاه لاووازیه درباره ی اسیدها را به اثبات رساند. با این کشف، هیدروژن که در ساختار اسیدهای مورد نظر لاووازیه نیز وجود داشت به عنوان عنصر اصلی در ساختار اسیدها مورد توجه قرار گرفت. مشاهده های بسیاری درستی دیدگاه دیوی را به اثبات رساند. برای مثال، تجربه نشان می دهد که بر اثر واکنش اسیدها با فلزهای واکنش پذیری چون سدیم، گاز هیدروژن آزاد می شود. بر این مبنای تجربی، اسید به ترکیبی گفته می شود 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** می گویند. برای مثال، اگر هیدروکلریک اسید (HCl) با فلز سدیم (Na)

واکنش دهد، سدیم کلرید (NaCl) به دست می آید. به نظر می رسد که طی این واکنش به جای اتم هیدروژن در فرمول اسید، اتم سدیم قرار گرفته است. از این رو، با تعریف یاد شده می توان اتم هیدروژن در HCl را هیدروژن اسیدی نامید.

فکر کنید

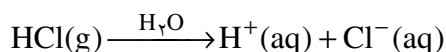
اتانول ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) که یک ترکیب آلی اکسیژن دار است مطابق معادله ی شیمیایی زیر با فلز سدیم واکنش می کند. با توجه به تعریف هیدروژن اسیدی، کدام یک از اتم های هیدروژن موجود در اتانول را می توان اسیدی به شمار آورد؟ از این مثال چه نتیجه ای می گیرید؟



با انجام مشاهده های بیش تر و دقیق تر و پیشرفت مباحث نظری شیمی، در اواخر قرن نوزدهم و اوایل قرن بیستم مدل های نظری پیچیده ولی فراگیرتری برای اسیدها و بازها ارائه شد.

مدل آرنیوس

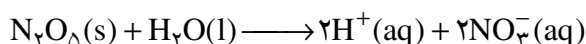
سوانت آرنیوس شیمی دان سوئدی طی پژوهش هایی که در دهه ی ۱۸۹۰ روی رسانایی الکتریکی و برقکافت ترکیب های محلول در آب انجام می داد، به مدلی برای اسیدها و بازها دست یافت. او اسید را ماده ای تعریف کرد که در آب حل می شود و یون هیدروژن ($\text{H}^+(\text{aq})$) یا پروتون آزاد کرده یا تولید می کند. از نگاه او گاز هیدروژن کلرید ($\text{HCl}(\text{g})$) چنین ماده ای است. زیرا به هنگام حل شدن در آب یون های هیدروژن ($\text{H}^+(\text{aq})$) و کلرید ($\text{Cl}^-(\text{aq})$) تولید می کند. محلول آبی حاصل که دارای این یون ها است، هیدروکلریک اسید نامیده می شود.



به این فرایند که طی آن یک ترکیب خنثی به یون هایی با بار مخالف تبدیل می شود

یونش می گویند.

اکسید نافلزها، برای مثال دی نیتروژن پنتوکسید (N_2O_5) به هنگام حل شدن در آب، واکنش می دهند و یون هیدروژن تولید می کنند.



اکسید نافلزها، اسید آرنیوس به شمار می آید و از این رو به آن ها **اکسید اسیدی** می گویند.

در مدل آرنیوس باز ماده ای است که به هنگام حل شدن در آب یون هیدروکسید

($\text{OH}^-(\text{aq})$) آزاد کرده یا تولید می کند. برای مثال از دید آرنیوس KOH یک باز است. زیرا

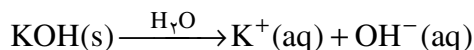


واکنش سدیم با اتانول؛
این واکنش چه تفاوت هایی
با واکنش سدیم با آب دارد؟

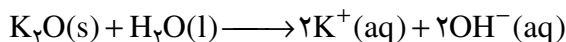


سوانت آرنیوس
(۱۸۵۹-۱۹۲۷)
برنده ی جایزه ی نوبل
شیمی در سال ۱۹۰۳

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

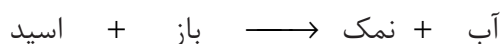
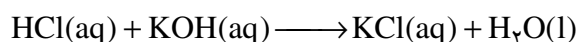


برخی بازهای انحلال‌پذیر، یون هیدروکسید ندارند ولی بر اثر واکنش با آب این یون را تولید می‌کنند. اکسیدهای فلزی برای مثال پتاسیم اکسید (K_2O) به صورت زیر با آب واکنش می‌دهند و محلولی قلیایی ایجاد می‌کنند.

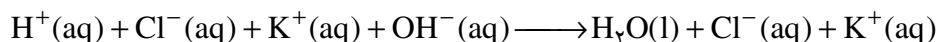


اکسید اغلب فلزها، باز آرنیوس به شمار می‌آیند و از این رو به آن‌ها **اکسید بازی** می‌گویند.

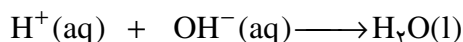
اگر محلول آبی هیدروکلریک اسید و محلول آبی پتاسیم هیدروکسید مطابق معادله‌ی زیر با یک دیگر واکنش دهند، محلولی به دست می‌آید که برطبق نظر آرنیوس نه خاصیت اسیدی و نه بازی دارد. به این محلول خنثی و به واکنش یادشده **واکنش خنثی شدن** می‌گویند.



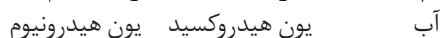
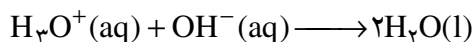
این واکنش را می‌توان برحسب یون‌های شرکت‌کننده در واکنش نیز نوشت:



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



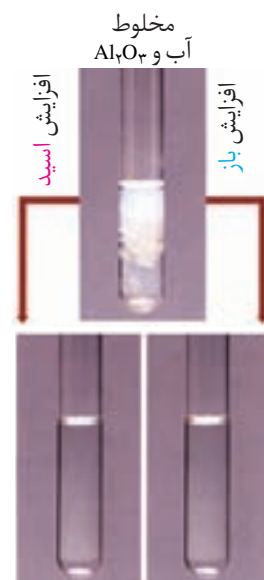
آرنیوس این واکنش را واکنش اصلی در فرایندی درنظر گرفت که **خنثی شدن اسید** - باز نامیده شده است. از این رو می‌توان معادله‌ی واکنش اصلی خنثی شدن را به صورت درست‌تر زیر نیز نوشت.



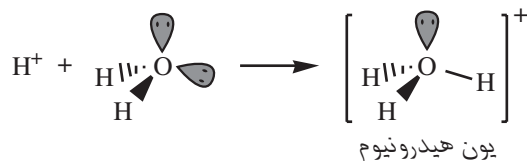
از آن جا که به واسطه‌ی کوچک بودن شعاع یون هیدروژن (H^+) چگالی بار الکتریکی

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 هردو خاصیت اسیدی و بازی را از خود نشان می‌دهند، **اکسید آمفوتر** می‌گویند.

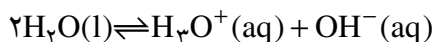


آن بسیار زیاد است، به حالت محلول در آب به شدت آب پوشیده می شود و می تواند یون هایی با فرمول مولکولی H_3O^+ ، $H_5O_2^+$ ، $H_7O_3^+$ و $H_9O_4^+$ به وجود آورد. اما برای نمایش یون هیدروژن آب پوشیده، به طور معمول آن را با فرمول ساده تر H_3O^+ نشان می دهند. H_3O^+ را یون هیدرونیوم می گویند. در این یون، کاتیون هیدروژن از طریق تشکیل پیوند داتیو به اتم اکسیژن مولکول آب متصل شده است.



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 جزیی 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



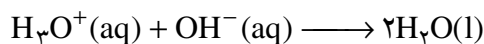
یوهانس برونستد
(۱۸۷۹-۱۹۴۷)
شیمی دان دانمارکی

مدل لوری-برونستد

مدل آرنیوس تنها در حالت محلول، آن هم هنگامی قابل کاربرد است که از آب به عنوان حلال استفاده شود. درواقع 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.

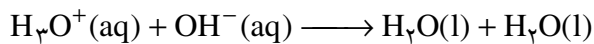
در سال ۱۹۲۳ یوهانس برونستد و توماس لوری به طور مستقل تعریف تازه و فراگیرتری از اسید و باز ارائه کردند. بر طبق مدل آن ها اسید ماده ای است که بتواند یک یون هیدروژن یا پروتون به ماده ی دیگری بدهد. درحالی که باز ماده ای است که می تواند یون هیدروژن یا پروتون را از ماده ی دیگری بپذیرد. به عبارت دیگر **اسید 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 ی دیگری باشد، یک واکنش اسید-باز خواهد بود. اکنون واکنش اصلی خنثی شدن را دوباره در نظر بگیرید.



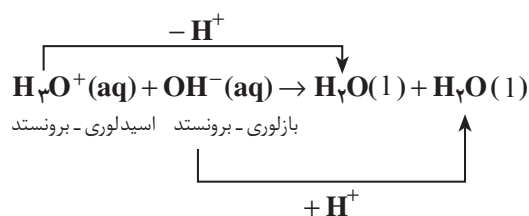
آب یون هیدروکسید یون هیدرونیوم

یا



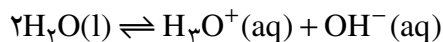
آب آب یون هیدروکسید یون هیدرونیوم

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.

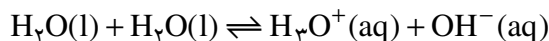


فکر کنید

۱- معادله ی یونش جزیی 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. درواقع 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 اسیدلوری - 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.



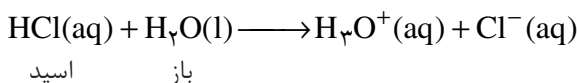
گاز بی‌رنگ هیدروژن کلرید از مولکول‌های دو اتمی HCl تشکیل شده است. هنگامی که این گاز در آب حل می‌شود، مولکول‌های دو اتمی آن به یون تبدیل می‌شود. در واقع طی این فرایند هر مولکول آن یک پروتون خود را به یک مولکول آب می‌دهد و به یون کلرید $\text{Cl}^-(\text{aq})$ تبدیل می‌شود.



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



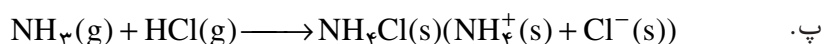
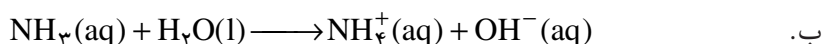
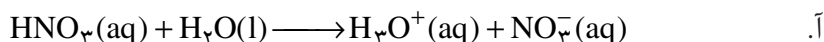
گیلبرت نیوتون لوویس
(۱۸۷۵-۱۹۴۶)



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

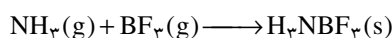
۳- طی یک واکنش اسید - باز همواره یک باز با از دست دادن پروتون به یک اسید تبدیل می‌شود. به باز حاصل که در سمت راست معادله‌ی این واکنش نوشته می‌شود، اسید مزدوج می‌گویند.

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.



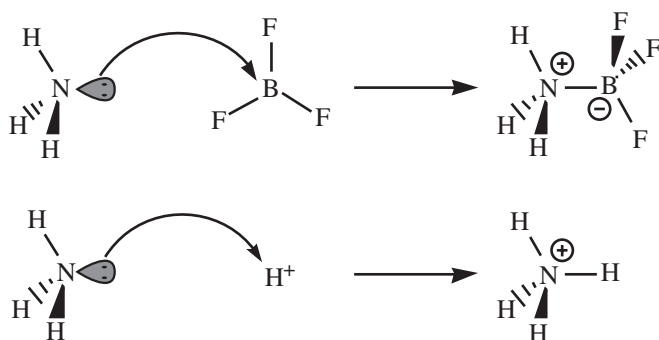
بیش‌تر بدانید

گیلبرت نیوتون لوویس شیمی‌دان مشهور آمریکایی درسال ۱۹۲۲ مدل دیگری از اسید و باز ارائه داد. او دلیل ارائه‌ی 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 این رو 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. درواقع بازلوویس‌دهنده‌ی جفت الکترون ناپیوندی و اسید لوویس پذیرنده‌ی جفت الکترون ناپیوندی است. با این وصف در واکنش بالا گاز آمونیاک (NH_3) بازلوویس و گاز بورتری فلوئورید (BF_3) اسید لوویس خواهد بود. مدل ارائه 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_3 ، SO_3 و AlCl_3 نیز یافت می‌شوند که اسید هستند.

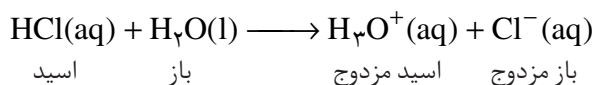


واکنش گاز آمونیاک
(NH_3) با گاز بورتري
فلوئوريد (BF_3)

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.

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.

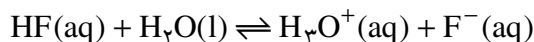


در خلال این واکنش، همه‌ی مولکول‌های هیدروژن کلرید یونیده شده، به یون‌های هیدروژن (هیدرونیوم) و کلرید تبدیل می‌شوند.

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 به‌طور کامل یونش می‌یابند. درحالی که اسیدهای ضعیف در آب به‌طور جزئی یونیده می‌شوند و همواره اندک یون‌های حاصل از یونش آن‌ها با مولکول‌های یونیده نشده، در تعادل هستند. برای مثال در محلول $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ هیدروفلوئوریک اسید (HF) از هر 1000 مولکول 24 مولکول آن یونیده می‌شود. درواقع 976 مولکول به‌صورت 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 α (آلفا) نشان می‌دهند و معمولاً به‌صورت درصد گزارش می‌کنند. درصد

یونش (α ٪) برای محلول $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ هیدروفلوئوریک اسید ۲/۴ درصد است. این موضوع نشان می‌دهد که واکنش یونش مولکول‌های هیدروفلوئوریک اسید و واکنش ترکیب شدن یون فلئورید و یون هیدروژن هم‌زمان و با سرعت یکسانی انجام می‌شود.



باز مزدوج اسید مزدوج باز اسید

برای این واکنش تعادلی می‌توان رابطه‌ی زیر را نوشت:

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

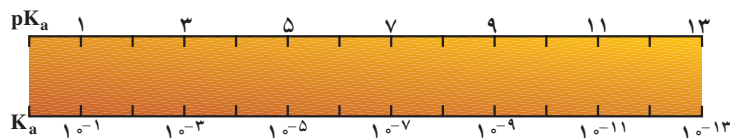
مقادیر درون کروشه غلظت تعادلی هرگونه را برحسب mol.L^{-1} مشخص می‌کند. از آن‌جا که غلظت آب ثابت است، بنابراین با یک جابه‌جایی در معادله‌ی بالا خواهیم داشت:

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

K_a ثابت تعادل واکنش یاد شده است و ثابت یونش هیدروفلوئوریک اسید گفته می‌شود. مقدار K_a برای HF در 25°C برابر $10^{-4} \times 6.2 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ است. از آن‌جا که K_a برای اسیدهای ضعیف مقداری کوچک است، برای راحتی کار در هنگام مقایسه‌ی قدرت اسیدهای مختلف، معمولاً به جای K_a از $\text{p}K_a$ (منفی لگاریتم K_a) استفاده می‌شود.

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

هرچه مقدار $\text{p}K_a$ کوچک‌تر (K_a بزرگ‌تر) باشد، اسید قوی‌تر است. به عبارت دیگر اسید بیش‌تر یونیده می‌شود و غلظت یون‌های حاصل از یونش بیش‌تر است (شکل ۱).



شکل ۱ رابطه‌ی میان K_a و $\text{p}K_a$

در جدول ۱ قدرت برخی اسیدها و باز مزدوج آن‌ها به‌طور نسبی با هم مقایسه شده است. انتظار دارید در این میان کدام اسید کوچک‌ترین $\text{p}K_a$ را داشته باشد؟ با مراجعه به منابع علمی معتبر مقادیر $\text{p}K_a$ را برای هر یک از این اسیدها پیدا کنید.

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 به‌دست بیاید. برای مثال $\log_{10} 1000 = 3$ است، یعنی $10^3 = 1000$.

مزیت بزرگ لگاریتم آن است که به کمک آن می‌توان عددهای بسیار کوچک یا بسیار بزرگ که درک و به‌کارگیری آن‌ها دشوار است را به عددی قابل لمس و قابل فهم تبدیل کرد. برای نمونه به مثال زیر توجه کنید.

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

(عدد آووگادرو) \log_{10}

$$= \log(6.022 \times 10^{23})$$

$$= 23.78$$

توجه داشته باشید که این عدد یکایی ندارد.

جدول ۱ قدرت نسبی برخی اسیدها

اسید		باز مزدوج	
نام	فرمول شیمیایی	نام	فرمول شیمیایی
پرکلریک اسید	HClO_4	یون پرکلرات	ClO_4^-
هیدرویدیک اسید	HI	یون یدید	I^-
هیدرو برمیک اسید	HBr	یون برمید	Br^-
هیدروکلریک اسید	HCl	یون کلرید	Cl^-
سولفوریک اسید	H_2SO_4	یون هیدروژن سولفات	HSO_4^-
نیتریک اسید	HNO_3	یون نیترات	NO_3^-
یون هیدروژن سولفات	HSO_4^-	یون سولفات	SO_4^{2-}
فسفریک اسید	H_3PO_4	یون دی هیدروژن فسفات	H_2PO_4^-
هیدروفلوئوریک اسید	HF	یون فلوئورید	F^-
نیترو اسید	HNO_2	یون نیتريت	NO_2^-
کربنیک اسید	H_2CO_3	یون هیدروژن کربنات	HCO_3^-
یون آمونیوم	NH_4^+	آمونیاک	NH_3
آب	H_2O	یون هیدروکسید	OH^-

خود را بیازمایید

در هر مورد کدام اسید قوی تر است؟

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

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

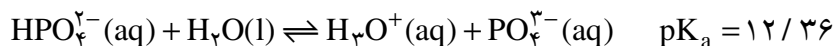
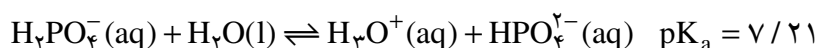
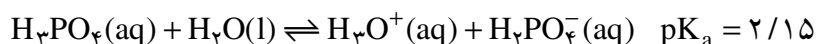
ب. هیپوبرمو اسید (HOBr) با $\text{K}_a = 2/0 \times 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$ یا هیپوکلرو اسید

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

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.

فسفریک اسید (H_3PO_4)
از جمله پرمصرف ترین مواد
شیمیایی در صنعت است.
به عنوان ماده‌ی افزودنی در
نوشابه‌های گازدار کاربرد
دارد و در تولید کودهای
شیمیایی، پاک کننده‌های
صابونی و غیرصابونی،
تصفیه‌ی آب، خوراک دام و
داروسازی به کار می‌رود.



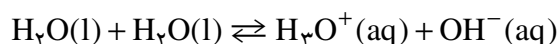
فکر کنید

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

- ۱- کدام باز مزدوج حاصل از یونش، آشفوتر است؟ چرا؟
- ۲- جدا شدن چندمین پروتون از همه دشوارتر است؟ چرا؟
- ۳- انتظار می‌رود که در محلول 1 mol.L^{-1} این اسید غلظت کدام باز مزدوج از همه بیش‌تر باشد؟

ثابت یونش آب

همان گونه که پیش از این نیز گفته شد، حتی در خالص‌ترین نمونه‌ی آب، مقادیر بسیار کمی یون‌های $H_3O^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ وجود دارد که حاصل خود-یونش مولکول‌های آب هستند.



باز اسید مزدوج اسید باز

ثابت تعادل این واکنش به صورت زیر نوشته می‌شود.

$$K = \frac{[H_3O^+(aq)][OH^-(aq)]}{[H_2O(l)]^2}$$

با توجه به ثابت بودن غلظت آب، این معادله را می‌توان به صورت ساده‌تر زیر بازنویسی کرد.

$$K \cdot [H_2O(l)]^2 = [H_3O^+(aq)][OH^-(aq)] = K_w$$

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 $10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$ است. در واقع هرگونه تغییری در غلظت یون $H_3O^+(aq)$ یا $OH^-(aq)$ تأثیری بر مقدار K_w ندارد. به عبارت دیگر K_w مقدار ثابتی است که غلظت این دو یون را به هم مرتبط می‌کند.

سولفورواسید (H_2SO_4)
و کربنیک اسید (H_2CO_3)
اسیدهای دو پروتون دار نام
آشنایی هستند که بیش‌تر به
واسطه‌ی نمک‌هایشان
شهرت یافته‌اند. این دو اسید
ناپایدارند و تاکنون به صورت
خالص جدا نشده‌اند. از
این رو به جای این فرمول‌های
شیمیایی بهتر است که
آن‌ها را به ترتیب با
نمادهای $SO_4(aq)$ و $CO_3(aq)$
نمایش داد.

$$K_w = [H_3O^+(aq)][OH^-(aq)] \Rightarrow [H_3O^+(aq)] = K_w \left(\frac{1}{[OH^-(aq)]} \right)$$

این رابطه نشان می‌دهد که در دمای ثابت هرچه غلظت یون $H_3O^+(aq)$ در یک محلول آبی افزایش یابد، غلظت یون $OH^-(aq)$ 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 رابطه‌ی یاد شده به دست آورد.

برای آب خالص در دمای اتاق غلظت یون‌های $H_3O^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ با هم مساوی و برابر با $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ است. (چرا؟)

نمونه‌ی حل شده

غلظت یون هیدرونیوم در یک نمونه آب در 25°C برابر $2.5 \times 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$ است. غلظت یون $OH^-(aq)$ 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، معادله‌ی حاصل ضرب یونی آب را به کار می‌بریم.

$$K_w = [H_3O^+(aq)][OH^-(aq)]$$

مقادیر عددی K_w و غلظت یون $[H_3O^+(aq)]$ را در این معادله قرار می‌دهیم.

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

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

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

خود را بیازمایید

غلظت یون $OH^-(aq)$ در یک محلول آبی در 25°C برابر $4.0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ است. غلظت یون $H_3O^+(aq)$ در این محلول چه قدر است؟

غلظت یون هیدروژن و مقیاس pH

در اواخر سده‌ی نوزدهم برخی از صاحبان صنایع شیمیایی جهت بهینه‌سازی شرایط تخمیر در کارخانه‌های خود به شدت به دانستن مقدار و شیوه‌ی کنترل میزان اسیدی بودن



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

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



شکل ۲ مقیاس pH و
رابطه‌ی آن با غلظت یون
هیدرونیوم

محیط فعالیت مخمرها، نیازمند شدند. زیرا به علت تغییر غلظت یون هیدرونیوم $[H_3O^+(aq)]$ 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، $[H_3O^+(aq)]$ ، که عددی کوچکی در گستره‌ای از 1 mol.L^{-1} تا $1 \times 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$ را دربر می گیرد، از منفی لگاریتم این غلظت استفاده می شود.

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

یا

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

مقیاس pH در دمای اتاق گستره‌ای از صفر تا حداکثر ۱۴ را در بر می گیرد، شکل ۲. pH آب خالص و محلول های خنثی ۷ است. درحالی که pH محلول های اسیدی کم تر از ۷ و pH محلول های بازی بیش تر 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.

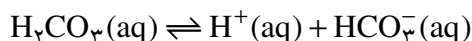
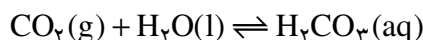
خود را بیازمایید

۱- pH محلولی از هیدروفلوئوریک اسید را محاسبه کنید که در آن غلظت یون هیدرونیوم $1 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ است. ۳/۵
۲- pH محلولی از هیدروکلریک اسید ۲/۶ است. غلظت یون هیدرونیوم در این محلول چه قدر است؟

بیش تر بدانید

یک انسان بالغ روزانه بین ۲ تا ۲ لیتر شیرهای معده تولید می کند. شیرهای معده یک مایع گوارشی اسیدی و رقیق است که به وسیله‌ی غده‌های موجود در دیواره‌ی داخلی معده ترشح می شود. 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 $3 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ است. اسیدی با این غلظت می تواند فلز روی را در خود حل کند! علت وجود محیطی با این قدرت اسیدی چیست؟ یون های $H^+(aq)$ این محیط از کجا تأمین می شود؟ اگر مقدار یون های $H^+(aq)$ بیش از اندازه باشد، چه روی می دهد؟

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 H^+ ، Na^+ ، K^+ و Cl^- جلوگیری می‌کند. یکی از فراورده‌های پایانی سوخت و ساز 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 می‌شود. از یونش این اسید یون $H^+(aq)$ به وجود می‌آید.

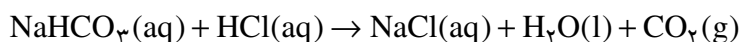


این واکنش‌ها در پلاسمای خون روی می‌دهد. با عبور خون از کنار سلول‌های یاد شده یون‌های $H^+(aq)$ طی فرایندی به نام انتقال فعال از میان غشای این سلول‌ها عبور کرده، وارد معده می‌شود. آنزیم‌ها این فرایند را تسریع می‌کنند. برای حفظ توازن الکتریکی، به همان تعداد یون $Cl^-(aq)$ نیز از پلاسمای خون وارد معده می‌شود.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

وجود محیط اسیدی قوی در معده برای هضم غذا و فعال کردن برخی آنزیم‌های گوارشی لازم است. خوردن غذا موجب ترشح یون $H^+(aq)$ 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 $H^+(aq)$ جذب شده افزایش می‌یابد. در نتیجه، ناراحتی‌هایی مانند درد، ورم، التهاب، خون‌ریزی و گرفتگی ماهیچه‌ی معده بروز می‌کند.

یکی از راه‌های کاهش غلظت یون $H^+(aq)$ 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.