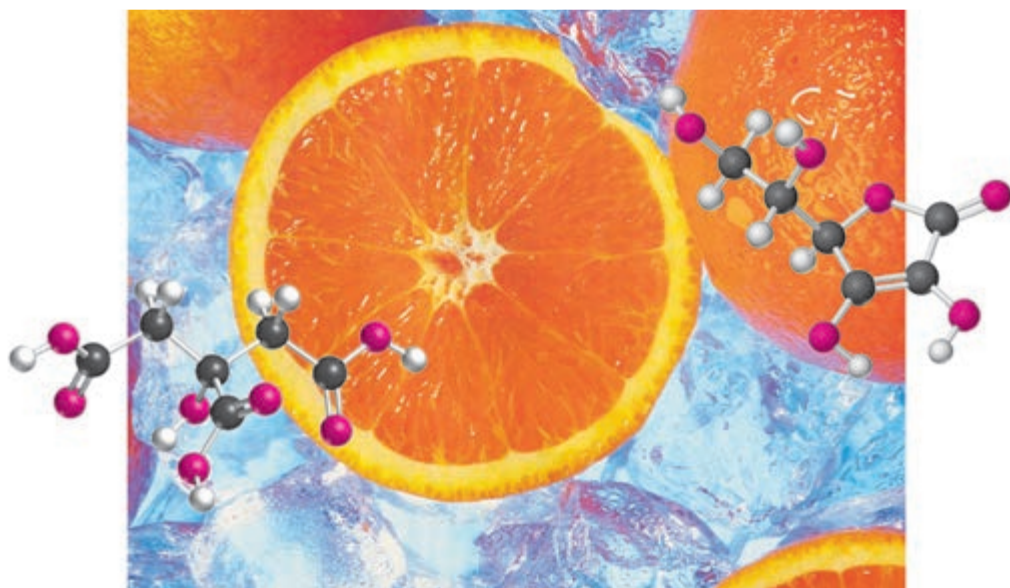


بخش ۳

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
راست‌تر 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 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 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 ترکیب‌هایی 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- 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- آمینواسیدها، 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.

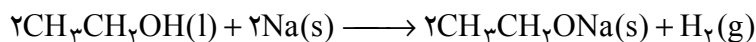
سرگذشت اسیدها و بازها

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 1810° همفری دیوی با کشف و بررسی خواص هیدروکلریک اسید (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 (HCl) با فلز سدیم (Na)

واکنش دهد، سدیم کلرید (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

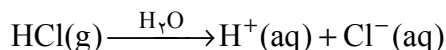
اتانول ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) که یک ترکیب آلی اکسیژن دار است مطابق معادله‌ی شیمیایی زیر با فلز سدیم واکنش می‌کند. با توجه به تعریف هیدروژن اسیدی، کدام یک از اتم‌های هیدروژن موجود در اتانول را می‌توان اسیدی به‌شمار آورد؟ از این مثال چه نتیجه‌ای می‌گیرید؟



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

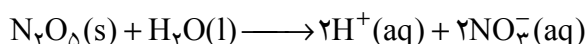
سوانت آرنیوس شیمی‌دان سوئدی طی پژوهش‌هایی که در دهه‌ی ۱۸۹۰ روی رسانایی الکتریکی و برقکافت ترکیب‌های محلول در آب انجام می‌داد، به مدلی برای اسیدها و بازها دست یافت. او اسید را ماده‌ای تعریف کرد که در آب حل می‌شود و یون هیدروژن ($\text{H}^+(\text{aq})$) یا پروتون آزاد کرده یا تولید می‌کند. از نگاه او گاز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

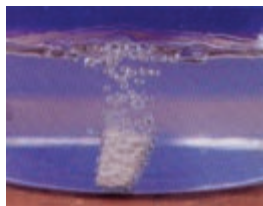
اکسید نافلزها، برای مثال دی‌نیتروژن پنتوکسید (N_2O_5) به هنگام حل شدن در آب، واکنش می‌دهند و یون هیدروژن تولید می‌کنند.



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

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



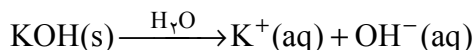
واکنش سدیم با اتانول؛ این واکنش چه تفاوت‌هایی با واکنش سدیم با آب دارد؟



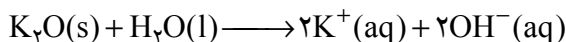
سوانت آرنیوس
(۱۸۵۹-۱۹۲۷)

برنده‌ی جایزه‌ی نوبل
شیمی در سال ۱۹۰۳

بر اثر حل شدن این ترکیب یونی در آب، یون های سازنده ی آن از هم جدا می شود و یون های هیدروکسید را در آب آزاد می کند.

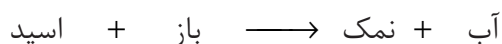
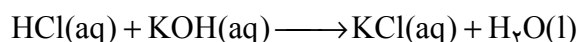


برخی بازهای انحلال پذیر، یون هیدروکسید ندارند ولی بر اثر واکنش با آب این یون را تولید می کنند. اکسیدهای فلزی برای مثال پتاسیم اکسید (K_2O) به صورت زیر با آب واکنش می دهند و محلولی قلیایی ایجاد می کنند.

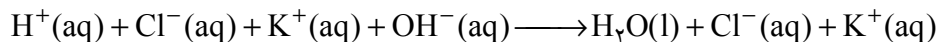


اکسید اغلب فلزها، باز آرنیوس به شمار می آیند و از این رو به آن ها **اکسید بازی** می گویند.

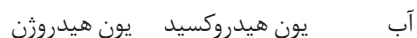
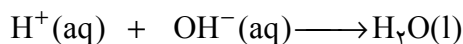
اگر محلول آبی هیدروکلریک اسید و محلول آبی پتاسیم هیدروکسید مطابق معادله ی زیر با یک دیگر واکنش دهند، محلولی به دست می آید که برطبق نظر آرنیوس نه خاصیت اسیدی و نه بازی دارد. به این محلول خنثی و به واکنش یاد شده **واکنش خنثی شدن** می گویند.



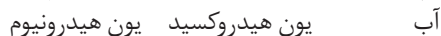
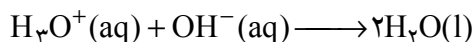
این واکنش را می توان برحسب یون های شرکت کننده در واکنش نیز نوشت:



همان طوری که دیده می شود فقط یون های هیدروژن ($\text{H}^+(\text{aq})$) و یون های هیدروکسید ($\text{OH}^-(\text{aq})$) در واکنش شرکت کرده اند و یون های $\text{K}^+(\text{aq})$ و $\text{Cl}^-(\text{aq})$ تماشاگر این واکنش بوده اند، بنابراین می توان نوشت:



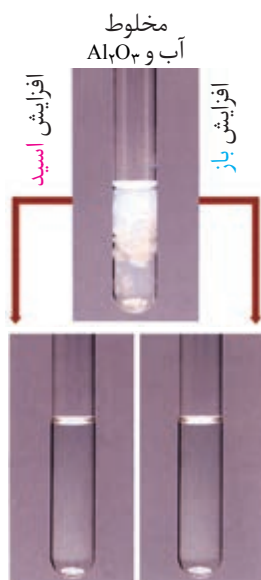
آرنیوس این واکنش را واکنش اصلی در فرایندی در نظر گرفت که **خنثی شدن اسید** - باز نامیده شده است. از این رو می توان معادله ی واکنش اصلی خنثی شدن را به صورت درست تر زیر نیز نوشت.



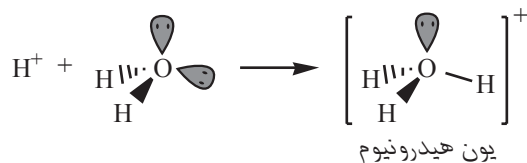
از آن جا که به واسطه ی کوچک بودن شعاع یون هیدروژن (H^+) چگالی بار الکتریکی

به یک باز که در آب انحلال پذیر است قلیا و محلول حاصل را قلیایی می گویند.

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

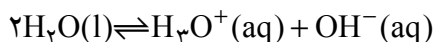


آن بسیار زیاد است، به حالت محلول در آب به شدت آب پوشیده می شود و می تواند یون هایی با فرمول مولکولی H_3O^+ ، $H_5O_2^+$ ، $H_7O_3^+$ و $H_9O_4^+$ به وجود آورد. اما برای نمایش یون هیدروژن آب پوشیده، به طور معمول آن را با فرمول ساده تر H_3O^+ نشان می دهند. H_3O^+ را یون هیدرونیوم می گویند. در این یون،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

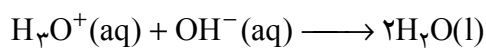
مدل لوری - برونستد

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. درحالی 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.**

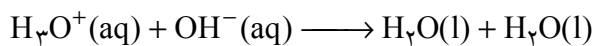
مطابق این تعریف هر واکنشی که شامل انتقال پروتون (H^+) از یک ماده به ماده ای دیگری باشد، یک واکنش اسید - باز خواهد بود.

اکنون واکنش اصلی خنثی شدن را دوباره در نظر بگیرید.



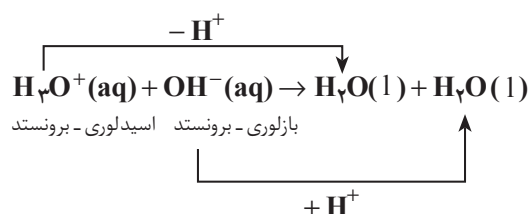
آب یون هیدروکسید یون هیدرونیوم

یا



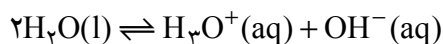
آب آب یون هیدروکسید یون هیدرونیوم

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.

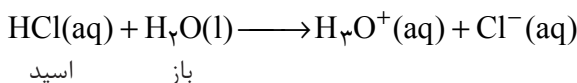
* آب همواره باز لوری - برونستد است.

* آب هم اسید و هم باز است. 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.

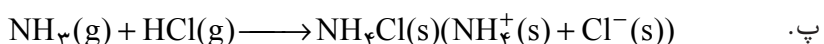
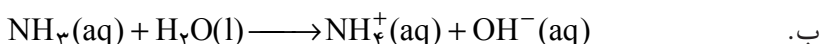
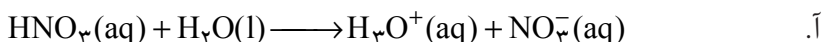
به یاد داشته باشید که اسید لوری - برونستد هنگامی به عنوان یک دهنده ی پروتون عمل می کند که یک باز لوری - برونستد برای پذیرش آن پروتون در محیط حضور داشته باشد.



با فرض برگشت پذیر بودن این واکنش، آیا می توان 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 می شود. به باز حاصل که در سمت راست معادله ی این واکنش نوشته می شود، اسید مزدوج می گویند.

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



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



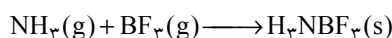
واکنش گاز آمونیاک با گاز هیدروژن کلرید. این واکنش به تولید جامد یونی سفیدرنگی می انجامد که آمونیوم کلرید گفته می شود.



گیلبرت نیوتون لوویس
(۱۸۷۵-۱۹۴۶)

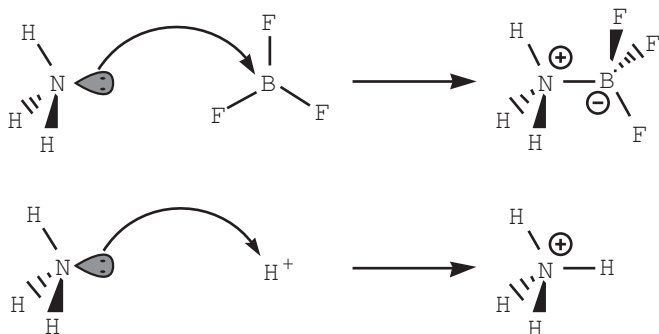
بیش تر بدانید

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



همان گونه که مشاهده می شود این واکنش با انتقال پروتون همراه نیست. از این رو نمی توان وقوع آن را بر مبنای مدل لوری - برونستد توجیه کرد. لوویس در مدل خود نگاه را از پروتون به جفت الکترون های ناپیوندی معطوف کرد. بر طبق تعریف، باز لوویس مولکول یا یونی است که دست کم یک جفت الکترون ناپیوندی دارد و می تواند آن را برای ایجاد یک پیوند داتیو در اختیار مولکول یا یون دیگری قرار دهد. این مولکول یا یون که باید دست کم یک اوربیتال خالی داشته باشد اسید لوویس نامیده می شود. در واقع باز لوویس دهنده ی جفت الکترون ناپیوندی و اسید لوویس پذیرنده ی جفت الکترون ناپیوندی است. با این وصف در واکنش بالا گاز آمونیاک (NH_3) باز لوویس و گاز بورتتری فلئورید (BF_3) اسید لوویس خواهد بود. مدل ارائه شده توسط لوویس بسیار فراگیرتر از دو مدل آرنیوس و لوری - برونستد است و مشاهده های بیش تری را دربر می گیرد.

بر طبق تعریف لوویس تنها پروتون اسید نیست، بلکه گونه های بسیاری مانند BF_3 ، SO_3 و AlCl_3 نیز یافت می شوند که اسید هستند.

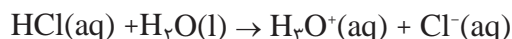


واکنش گاز آمونیاک
(NH₃) با گاز بورتری
فلوئورید (BF₃)

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.



باز مزدوج اسید مزدوج باز اسید

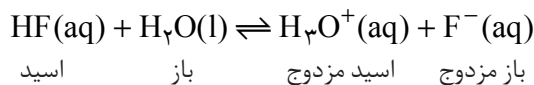
$$\text{درجه یونش} = \frac{\text{تعداد مول‌های یونیده شده}}{\text{تعداد کل مولکول‌های حل شده}}$$

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. در حالی 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⁻¹ هیدروفلوئوریک اسید (HF) از هر ۱۰۰۰ مولکول ۲۴ مولکول آن یونیده می‌شود. در واقع ۹۷۶ مولکول به صورت یونیده نشده در آب باقی می‌ماند.

اگر نسبت تعداد مولکول‌های یونیده شده به تعداد کل مولکول‌های حل شده 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 به صورت درصد گزارش می‌کنند. درصد

یونش (٪) 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.



برای این واکنش تعادلی می‌توان رابطه‌ی زیر را نوشت:

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

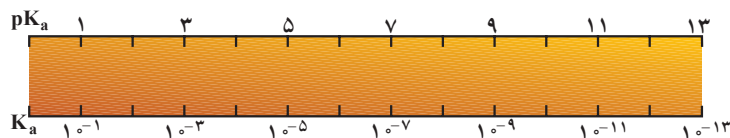
مقادیر درون کروشه غلظت تعادلی هرگونه را برحسب mol.L^{-1} مشخص می‌کند. از آن‌جا که غلظت آب ثابت است، بنابراین با یک جابه‌جایی در معادله‌ی بالا خواهیم داشت:

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

K_a ثابت تعادل واکنش یاد شده است و ثابت یونش هیدروفلوئوریک اسید گفته می‌شود. مقدار K_a برای HF در 25°C برابر $10^{-4} \times 6.2 \times 5$ 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 10) 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 عددهایی قابل لمس و قابل فهم تبدیل کرد. برای نمونه به مثال زیر توجه کنید.

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

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

توجه داشته باشید که این عدد یکایی ندارد.

جدول ۱ قدرت نسبی برخی اسیدها

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

افزایش قدرت بازی

افزایش قدرت اسیدی

خود را بیازمایید

در هر مورد کدام اسید قوی تر است؟

آ. هیدرو فلوئوریک 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 هیدرو فلوئوریک اسید که قادر است پس از حل شدن در آب تنها یک

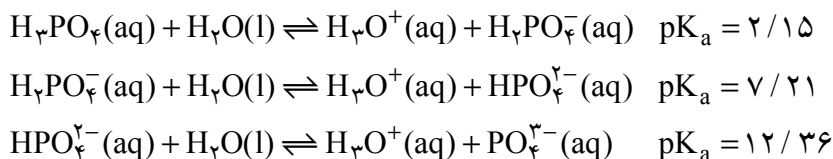
پروتون به مولکول آب بدهد، اسید تک پروتون دار می گویند. این درحالی است که برخی

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، پاک‌کننده‌های صابونی و غیرصابونی، تصفیه‌ی آب، خوراک دام و داروسازی به کار می‌رود.



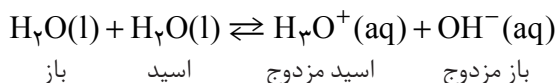
فکر کنید

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

- ۱- کدام باز مزدوج حاصل از یونش، آمفوتر 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

همان‌گونه 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.



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.

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

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 $1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$ 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 محلول‌ها یافت. این معیار میزان اسیدی بودن یک محلول را با یک عدد ساده بیان می کند. پی‌اچ (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 محلول‌های خنثی ۷ است. درحالی که pH محلول‌های اسیدی کم‌تر از ۷ و pH محلول‌های بازی بیش‌تر از ۷ است. به این ترتیب با اندازه گیری pH میزان اسیدی بودن و به عبارت درست‌تر غلظت یون $H_3O^+(aq)$ در یک محلول آبی مشخص می شود.

خود را بیازمایید

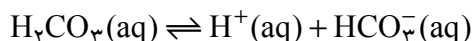
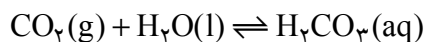
۱- pH محلولی از هیدروفلوئوریک اسید را محاسبه کنید که در آن غلظت یون هیدرونیوم $1 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ است. ۳/۵

۲- pH محلولی از هیدروکلریک اسید ۲/۶ است. غلظت یون هیدرونیوم در این محلول چه قدر است؟

بیش‌تر 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 شیرها 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؟ یون‌های $H^+(aq)$ این محیط از کجا تأمین می شود؟ اگر مقدار یون‌های $H^+(aq)$ 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.

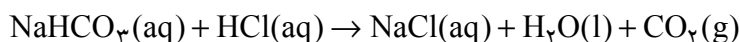


این واکنش‌ها در پلاسمای خون روی می‌دهد. با عبور خون از کنار سلول‌های یاد شده یون‌های H^+ (aq) طی فرایندی به نام انتقال فعال از میان غشای این سلول‌ها عبور کرده، وارد معده می‌شود. آنزیم‌ها این فرایند را تسریع می‌کنند. برای حفظ توازن الکتریکی، به همان تعداد یون Cl^- (aq) نیز از پلاسمای خون وارد معده می‌شود.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