



مفهوم جدیدی از اسید و باز

دکتر محمد حسن زبرجدیان
دبیر شاغل در ناحیه ۲ آموزش و پرورش
استان همدان

اشاره

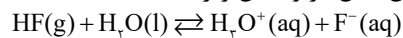
از اواخر قرن نوزدهم که آرنیوس برای اولین بار مفهوم تازه‌ای از اسید و باز را با نگاه علمی مطرح کرد تا به امروز، تعریف‌های گوناگونی از برونستد لوری، لوئیس و نظریهٔ حلالی در مجامع و نگاشته‌های علمی برای مفهوم اسید و باز مطرح شده‌اند. هر کدام از این تعریف‌های دانشمندان، ترکیب‌های معینی را در شرایط مشخص، بهتر توجیه می‌کند و شامل همهٔ اسیدها و بازها در شرایط ویژه نمی‌شود. در این نوشته تعریف جدید و ساده‌تری از اسید و باز می‌آید، که تمامی تعریف‌های گذشته را شامل می‌شود و درک مفاهیم اسیدها و بازها را ساده‌تر و گسترده‌تر می‌کند. در این مفهوم، اسید ماده یا قسمتی از ماده است که کمبود الکترون دارد و باز، ماده یا قسمتی از آن است که الکترون قابل اهدا دارد.

کلیدواژه‌ها: اسید و باز آرنیوس، اسید و باز لوئیس، اسید و باز برونستد-لوری، سیستم حلالی



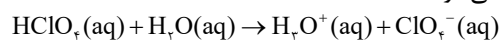
نظریهٔ برونستد-لوری

سال ۱۹۲۳ برونستد و لوری، به‌طور مستقل، اسید را ماده‌ای معرفی کردند که می‌تواند پروتون بدهد و باز ماده‌ای که می‌تواند پروتون بپذیرد. طبق این تعریف، واکنش یک اسید با باز که می‌توانند مولکول یا یون باشند، شامل انتقال پروتون از اسید به باز است. این تعریف، محدودیت محلول‌های آبی نظریهٔ آرنیوس را ندارد و گسترهٔ وسیع‌تری از مواد اسیدی و بازی را در بر می‌گیرد. در این نظریه، اسید و باز مزدوج نیز مطرح شده است [۳] به عنوان مثال در واکنش زیر:



مولکول HF، نقش اسید دارد و یک پروتون به مولکول آب که نقش باز دارد، می‌دهد و با توجه به برگشت‌پذیر بودن واکنش، در طرف راست، یون هیدرونیوم نقش اسید و یون فلورید به علت پذیرش پروتون، نقش باز دارد؛ بنابراین، در واکنش برگشت‌پذیر بالا، دو اسید (HF و H_3O^+) و دو باز (H_2O و F^-) با هم رقابت می‌کنند. بدین ترتیب، طبق نظریهٔ لوری برونستد، زوج اسید و بازی را که در واکنش، حالت بده‌بستان دارند زوج اسید و باز مزدوج در نظر می‌گیریم؛ یعنی HF و F^- و H_3O^+ و H_2O زوج اسید و باز مزدوج هستند.

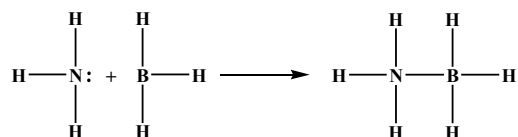
بر مبنای نظریهٔ برونستد لوری، قدرت یک اسید با میل آن اسید برای دادن پروتون و قدرت یک باز با میل آن برای پذیرش پروتون تعیین می‌شود؛ به عنوان مثال در واکنش پرکلریک اسید با آب، تقریباً به‌طور کامل به یون‌های هیدرونیوم و پرکلرات تبدیل می‌شود.



بنابراین، پرکلریک اسید، قوی‌تر از یون هیدرونیوم بوده و آب نیز بازی قوی‌تر از یون پرکلرات است. به‌طور کلی گفته می‌شود که در واکنش‌های برونستد لوری، واکنش در جهت اسید و باز ضعیف‌تر پیش می‌رود. در این نظریه، اثر هم‌ترازکنندگی^۴ نیز برای اسیدهای قوی‌تر از یون هیدرونیوم در آب و برای اسیدهای قوی‌تر از اسید مزدوج حلال وجود دارد.

نظریهٔ لوئیس

گیلبرت لوئیس^۵ اسید و باز را جدا از پروتون تعریف کرد و مفهوم گسترده‌تری را برای اسید و باز مطرح کرد. وی نظریهٔ خود را سال ۱۹۲۳ طرح کرد و سال ۱۹۳۸ به تکوین آن پرداخت. طبق نظریهٔ لوئیس، اسید ماده‌ای است که با پذیرش یک جفت الکترون، یک پیوند کووالانسی تشکیل دهد و باز ماده‌ای است که با دادن یک جفت الکترون به اسید با آن پیوند کووالانسی برقرار کند [۳].

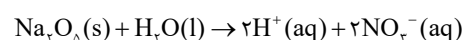
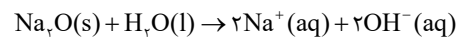


مقدمه

مواد اسیدی و بازی علاوه بر شیمی در علوم دیگری از جمله پزشکی، زیست‌شناسی و کشاورزی اهمیت زیادی دارند. سنجش‌های اسید-باز کنترل‌کنندهٔ بسیاری از محصولات در صنایع است و تفکیک اسیدها، نقش مهمی در فرایندهای سوخت‌وساز (متابولیسم) سلول‌های زنده دارد [۱]. معیارهای اولیهٔ شناسایی اسیدها و بازها بر اساس خواص آن‌ها بود [۲]. اکنون نیز مزه و تغییر رنگ کاغذ تورنسل ساده‌ترین روش تشخیص اسیدها و بازهاست. طوری که محلول‌های آبی اسیدی، ترش مزه هستند و رنگ کاغذ تورنسل در آن‌ها به رنگ قرمز در می‌آید و بازها به صورت مشابه، تلخ مزه هستند و رنگ کاغذ تورنسل را به آبی تغییر می‌دهند. اسیدها با برخی فلزات واکنش می‌دهند و گاز هیدروژن تولید می‌کنند، در اثر تماس با پوست حالت لغزندگی دارند. در مقابل بازها، در اثر تماس با پوست، حالت لغزندگی ایجاد می‌کنند. اسیدها و بازها باعث تغییر رنگ برخی از ترکیبات آلی می‌شوند و در اثر واکنش با یکدیگر نمک و آب تولید می‌کنند؛ به عبارت دیگر، خنثا می‌شوند [۲]. این تعاریف کلی را در اواخر قرن نوزدهم، به صورت علمی و کلاسیک آرنیوس و در سال‌های بعد برونستد لوری و دیگر دانشمندان طرح کردند و گسترش دادند.

نظریهٔ آرنیوس

اولین دانشمندی که اسیدها و بازها را بر مبنای علمی تعریف کرد؛ سوانت آرنیوس^۱ بود. آرنیوس سال ۱۸۸۷ اسید را ترکیبی تعریف کرد که در محلول‌های آبی یون‌های $\text{H}^+(\text{aq})$ و باز، ترکیبی که در محلول آبی یون‌های $\text{OH}^-(\text{aq})$ تولید می‌کنند. آرنیوس قدرت اسید و باز را بر مبنای میزان تفکیک اسید یا باز مشخص کرد به طوری که اسید و باز قوی به طور کامل تفکیک می‌شوند و هر چه میزان تفکیک کمتر باشد، قدرت آن کمتر خواهد بود. بر این اساس، نیتریک اسید، اسیدی قوی و استیک اسید، اسیدی ضعیف به شمار می‌رود. در تعریف او اسید بسیاری از فلزات، مثل سدیم اکسید را اکسید بازی و اکسید بسیاری از نافلزات، مثل دی‌نیتروژن پنتوکسید را اکسید اسیدی می‌نامند؛ زیرا در آب، به ترتیب یون هیدروکسید و هیدرونیوم تولید می‌کنند [۲].

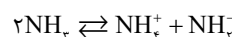
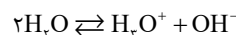


مشکل اصلی نظریهٔ آرنیوس، محدودیت واکنش در محلول‌های آبی و عدم گسترده‌گی آن برای تمامی اسیدها و بازهاست. یوهان برونستد^۲ و تامس لوری^۳ سال ۱۹۲۳ تعریف کامل‌تری از اسیدها و بازها ارائه دادند.

واکنش فوق و واکنش‌های مشابه آن از دید آرنیوس و برونستد-لوری قابل توجیه نیست، اما نظریه لوئیس به خوبی آن را توجیه می‌کند. در واقع نظریه لوئیس، تمامی اسید و بازهای آرنیوس و برونستد را به خوبی توجیه می‌کند و با این مفهوم، پروتون تنها یک نمونه از اسیدهای لوئیس است. طبق نظریه لوئیس، مولکول‌هایی که هشتای ناقص داشته باشند، مثل آلومینیم فلورید، بسیاری از کاتیون‌های ساده مثل یون آهن (III)، برخی از اتم‌های فلزی در تشکیل ترکیباتی مانند کربونیل‌ها $[Ni:(C\equiv O):]$ ، ترکیباتی که توانایی گسترش لایه ظرفیتی خود را دارند؛ مثل تشکیل یون کمپلکس فسفر هگزافلورید $[PF_6^- + F^- \rightarrow PF_6^-]$ و به‌طور کلی تمامی گونه‌هایی که یک زوج الکترون بپذیرند، اسید لوئیس و در مقابل تمامی گونه‌هایی که یک زوج الکترون در اختیار دیگری قرار دهند، باز لوئیس محسوب می‌شوند.

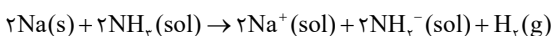
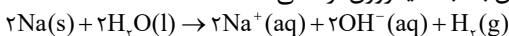
نظریه سیستم حلالی

در این نظریه، اسید ماده‌ای است که کاتیون مشخص حلال و باز ماده‌ای است که آنیون مشخص حلال را تولید کند و خود حلال، فراورده واکنش بین اسید و باز به عنوان ماده‌ای خنثا در نظر گرفته می‌شود. سیستم آبی، رایج‌ترین نمونه سیستم حلالی است. سیستم آمونیاکی با توجه به قطبی بودن، رسانایی نسبتاً پایین و توانایی تشکیل پیوند هیدروژنی عالی برای ترکیبات یونی و قطبی است. عامل رسانایی الکتریکی اندک آمونیاک، فرایند خودیونش آمونیاک است که همانند فرایند خودیونش آب است و واکنش خنثاشدن نیز عکس فرایند خودیونش است [۳].



در محلول آمونیاک، هر ترکیبی که یون آمونیوم (NH_4^+) تشکیل دهد، اسید و هر ترکیبی که یون آمید (NH_2^-) بدهد، باز است. یون آمونیوم، مشابه یون هیدرات عمل می‌کند و برخی نمک‌ها مثل باریم برمید در آمونیاک مایع به صورت $8NH_3 \cdot BaBr_2$ حلال‌پوش می‌شوند که ترکیب حاصل در اثر واکنش اسید و باز به دست می‌آید.

یون آمونیوم در آمونیاک مایع، علاوه بر واکنش خنثاسازی، واکنش‌های دیگری مانند واکنش‌های یون هیدرونیوم در آب انجام می‌دهد؛ برای مثال، سدیم در واکنش با آمونیاک (همانند واکنش با آب) هیدروژن آزاد می‌کند.



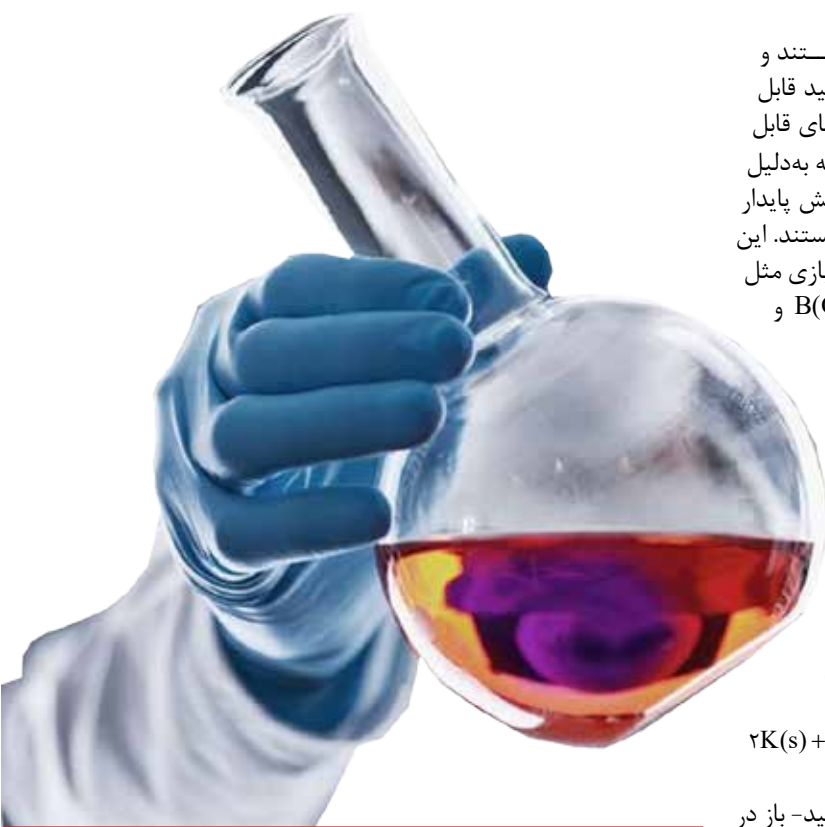
در نظریه سیستم حلالی، بسیاری از خواص و واکنش‌های ترکیبات در حلال مورد نظر با شیمی همان ترکیبات در سیستم‌های آبی مقایسه می‌شود. مطالعه سیستم حلال‌های گوناگون نقش مهمی در افزایش دانش ما درباره واکنش‌های حلال‌های غیر آبی دارد.

اسید، ماده‌ای با کمبود الکترون و باز، ماده‌ای با الکترون قابل اهدا

با نگاهی به چهار نظریه‌ای که گفته شد و نگاهی کنجکاوانه به همه اسیدها و بازها، مشخص می‌شود که در همه اسیدها، کمبود الکترون و در بازها به نوعی الکترون قابل اهدا دیده می‌شود؛ برای مثال در پروتون یا یون هیدروژن (H^+) با چگالی بار بسیار زیاد و تمایل آن برای دریافت الکترون و یون آب‌پوشیده آن، یعنی یون هیدرونیوم (H_3O^+) ، کمبود الکترون مشخص است و یک اسید محسوب می‌شود که در تمامی نظریه‌ها نیز مبنای اسیدی بسیاری از مواد است. در یون هیدرید (H^-) نیز تک پروتون موجود در هسته با آرایش پایدار گاز نجیب هلیوم و داشتن دو الکترون در لایه اول، پایدار نبوده و تمایل زیادی به اهدای الکترون دارد که به عنوان یک باز قوی عمل می‌کند؛ بنابراین در این نظریه، اسید به عنوان ماده‌ای با کمبود الکترون و باز ماده‌ای با الکترون قابل اهدا تعریف می‌شود که هر چه تمایل گونه برای دریافت یا اهدای الکترون بیشتر باشد، قدرت اسیدی یا بازی گونه بیشتر خواهد بود.

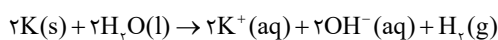
این نظریه، همه اسیدها و بازهای آرنیوس، برونستد-لوری، لوئیس و سیستم حلالی را شامل می‌شود و تعریف بسیار ساده و قابل فهمی دارد؛ برای مثال، در مفهومی فراتر از نظریه لوئیس، فلزهای قلیایی برای رسیدن به آرایش پایدار هشتایی، تمایل به از دست دادن تک الکترون ظرفیت خود دارند و طبق این نظریه یک باز محسوب می‌شوند و در مقابل، به صورت یون یک بار مثبت به آرایش پایدار گاز نجیب می‌رسند و دیگر تمایلی به گرفتن الکترون در آن‌ها دیده نمی‌شود. در نتیجه، کاتیون‌های فلزات قلیایی و کاتیون‌های سری پایین فلزات قلیایی خاکی به آرایش هشتایی پایدار می‌رسند و تمایلی برای گرفتن الکترون ندارند و در محلول‌های آبی و آلی خنثا محسوب می‌شوند. اما همین یون‌ها در تشکیل کمپلکس با یون‌های هیدروکسید، آمونیاک و به‌طور کلی با پذیرش زوج الکترون از حلال و رسیدن به آرایش پایدار هجده‌تایی برای تشکیل کمپلکس، به عنوان اسید عمل می‌کنند. در این نظریه مشابه نظریه لوئیس، اغلب کاتیون‌ها مثل یون‌های مس (II) و آهن (III) به دلیل داشتن بار مثبت و تمایل به دریافت الکترون برای رسیدن به آرایش هجده‌تایی پایدار، کمبود الکترون دارند و اسید محسوب می‌شوند.

مطابق این نظریه، اغلب گونه‌های معدنی که در ابتدای فرمول شیمیایی خود، هیدروژن دارند، اسیدند؛ زیرا طبق روش استاندارد فرمول‌نویسی ترکیبات، هیدروژن زمانی در سمت چپ فرمول نوشته می‌شود که الکترونگاتیوی کمتری نسبت به بقیه عناصر موجود در ترکیب داشته باشد؛ به عنوان مثال HNO_3 ، H_2SO_4 ، H_2CO_3 و HF اسیدند؛ زیرا در ابتدای فرمول خود هیدروژن با کمبود الکترون دارند. همچنین گونه‌های معدنی دارای یون هیدرید یا هیدروکسید در انتهای فرمول خود، باز هستند؛ زیرا یون هیدرید و هیدروکسید توانایی اهدای زوج الکترون به گونه‌هایی با کمبود الکترون

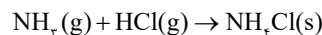


دارند؛ برای مثال Ca(OH)_2 و NaH هر دو باز هستند و زوج الکترون موجود در یون هیدرید و هیدروکسید قابل اهدا به گونه‌هایی با کمبود الکترون است. نمونه‌های قابل تأمل در این مورد B(OH)_3 و Al(OH)_3 هستند که به دلیل داشتن اوربیتال خالی اتم مرکزی و نرسیدن به آرایش پایدار هشتایی، هر دو کمبود الکترون دارند و اسید هستند. این گونه‌ها با دریافت یک زوج الکترون از گونه‌های بازی مثل یون هیدروکسید به گونه‌های پایدارتر B(OH)_4^- و Al(OH)_4^- تبدیل می‌شوند.

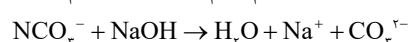
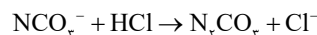
برای بررسی و تشخیص اسید و باز گونه در یک حلال مشخص، خودیونش حلال را در نظر می‌گیریم و گونه مورد نظر را با توجه به کمبود یا داشتن الکترون قابل اهدا و واکنش با آنیون یا کاتیون حلال ارزیابی می‌کنیم؛ برای مثال واکنش فلز پتاسیم در آب، خاصیت بازی پتاسیم و واکنش آن با قسمتی از آب که دارای کمبود الکترون است (یون هیدروژن) و باقی‌ماندن گونه بازی (یون هیدروکسید) در محلول به خوبی قابل توجیه است.



این نگرش، علاوه بر اینکه تمامی واکنش‌های اسید-باز در همه حالت‌ها و همه حلال‌ها را توجیه می‌کند، به سایر واکنش‌ها و سنتز مواد آلی نیز تعمیم‌پذیر است. در واکنش آمونیاک با هیدروکلریک اسید، آمونیاک به عنوان یک باز با اهدای الکترون به یون هیدروژن اسید به عنوان یک باز عمل می‌کند و به صورت یون آمونیوم (NH_4^+) با یون کلرید، نمک آمونیوم کلرید را تولید می‌کند.

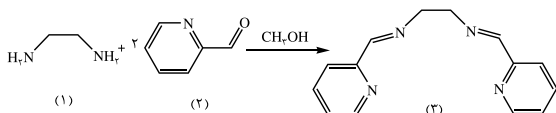


برخی از مواد به دو گونه متفاوت در واکنش‌های مختلف ظاهر می‌شوند؛ به عبارت دیگر، در قسمتی از مولکول کمبود الکترون و در قسمتی دیگر، الکترون قابل اهدا دارند؛ یعنی می‌توانند هم به صورت اسید و هم به صورت باز عمل کنند، مثل یون هیدروژن کربنات (HCO_3^-) که به دلیل داشتن بار منفی و الکترون قابل اهدا می‌تواند به عنوان یک باز عمل کند و در مقابل از سمت هیدروژن، کمبود الکترون دارد. پس می‌تواند در محیط‌های مختلف به عنوان اسید یا باز عمل کند. برای تشخیص عملکرد اسیدی و بازی این گونه مواد، لازم است قدرت اسیدی و بازی ماده دیگر واکنش‌دهنده را با آن بررسی کنیم.



این نظریه به راحتی قابل تعمیم به واکنش‌های مختلف است و قسمت‌های مختلفی از مولکول واکنش‌گر را برای سنتز ماده مورد نظر می‌توان در نظر گرفت که کمبود الکترون یا

الکترون قابل اهدا دارند؛ برای نمونه، در واکنش زیر برای سنتز آمین شماره (۳)، از دی آمین شماره (۱) به عنوان باز و آلدهید شماره (۲) به عنوان اسید استفاده شده است. کربن گروه کربونیل در آلدهید شماره (۲) کمبود الکترون دارد و به عنوان اسید، پذیرای زوج الکترون نیتروژن از دی آمین است که واکنش اسید و بازی به نام واکنش تشکیل ایمین (ماده ۳) انجام می‌دهند.



پی‌نوشت‌ها

1. Svante Arrhenius
2. Johannes Bronsted
3. Thomas Lowry
4. Leveling effect
5. Gilbert N. Lewis

منابع

۱. شیمی (۳)، پایه دوازدهم دوره دوم متوسطه، سازمان پژوهش و برنامه‌ریزی آموزشی، ۱۴۰۱.
۲. عزیزالله نژادعلی، شیمی تجزیه ۱، نشر دانشگاه پیام نور تهران، ۱۳۸۷.
۳. جالز مورتیمر، شیمی عمومی ۲، ترجمه عیسی یآوری، نشر علوم دانشگاهی تهران، ویرایش ششم، ۱۳۸۷.