

فصل چهارم: اسیدها و بازها

در رابطه با تعاریف اسیدها و بازها، مفاهیم گوناگونی مطرح شده است. این تعاریف بسته به شرایط مختلف اسید و باز آمده است. قبل از این که اسیدها و بازها به طریق عملی و کلاسیک تعریف شود خواصی که این ترکیبات از خود نشان می دادند عناوین اسید یا باز به خود اختصاص می دادند. به عبارت دیگر نخستین معیارهای شناسایی اسید و یا باز به خواص محلول آبی آنها برمی گردد. در زیر به برخی از خواص اسیدها و بازها اشاره شده است.

الف) اسیدها

- ۱- مزه ترش دارند.
- ۲- با برخی از فلزات (نظیر Fe، Zn و ...) واکنش داده و گاز هیدروژن تولید می کنند.
- ۳- باعث تغییر رنگ برخی از ترکیبات رنگی آلی (معرف ها) می شوند.
- ۴- با سنگ آهک (CaCO_3) واکنش داده و دی اکسید کربن تولید می کنند.
- ۵- با بازها واکنش داده و تولید نمک و آب می نمایند.

ب) بازها

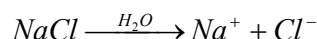
- ۱- مزه تلخ دارند.
- ۲- چنانچه دست با آنها تماس داشته باشد حالت لغزندگی دارد.
- ۳- با روغن ها و گریس واکنش می دهند.
- ۴- باعث تغییر رنگ برخی از ترکیبات رنگی آلی (معرف ها) می شوند.
- ۵- با اکسیدها واکنش داده و تولید نمک و آب می نمایند.

در اینجا به چهار نظریه در مورد اسیدها و بازها اشاره می شود.

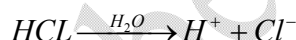
تئوری های مختلف در مورد اسیدها و بازها

نظریه آرنیوس

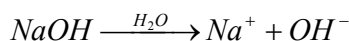
در سال ۱۸۸۴ آرنیوس، عنوان کرد که نمکهایی نظیر NaCl در آب تفکیک شده و ذرات یون را ایجاد می کند.



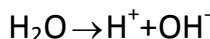
سه سال بعد آرنیوس تئوری خود را توسعه داده و عنوان کرد که اسید ترکیبی است که وقتی در داخل آب حل می شود، یونیزه شده و یون های H^+ و یون منفی مرتبط را ایجاد می کند. بر طبق نظریه او، هیدروژن کلرید، یک اسید است، چون وقتی در آب حل می شود، یونیزه شده و یون های هیدروژن (H^+) و کلرید (Cl^-) را تولید می نماید.



آرنیوس همچنین عنوان کرد که باز جسمی است که در آب یونیزه شده و تولید یون های OH^- و یون مثبت مرتبط را می نماید. ترکیب NaOH یک باز آرنیوس است، چون در آب تفکیک شده و یون های هیدروکسید (OH^-) و سدیم (Na^+) را می نماید.



اسیدهای آرنیوس به ترکیباتی نظیر HCl، HCN، H_2SO_2 ، HNO_3 و ... که در آب یونیزه شده و تولید H^+ می نمایند گفته می شود. بازهای آرنیوس نیز به ترکیباتی نظیر NaOH، KOH، $Ca(OH)_2$ و ... که در آب یونیزه شده و تولید OH^- می نمایند گفته می شود. نظریه آرنیوس بیان میکند که چرا اسیدها خواص یکسان دارند. خواص اسیدها از حضور یون H^+ زمانی که در آب حل می شوند ناشی می شود. همچنین بر طبق نظریه آرنیوس می توان گفت یک اسید یک باز را خنثی می کند و بالعکس و یا اسید تولید H^+ و باز تولید OH^- کرده و اینها با هم واکنش داده، آب را تولید می نمایند.



نظریه آرنیوس چندین محدودیت را دارد که برخی در زیر آمده است.

۱- این نظریه فقط برای واکنشی که در آب اتفاق می افتد کاربرد دارد.

۲- فقط ترکیباتی که دارای یون OH^- هستند میتوانند به عنوان باز آرنیوس طبقه بندی شوند. نظریه آرنیوس نمی تواند ترکیبات دیگری نظیر Na_2CO_3 که خواص بازی دارند را شرح دهد.

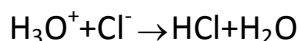
۳- برطبق این نظریه نمی توان گفت چرا برخی ترکیبات که دارای هیدروژن با عدد اکسایش +۱ بوده (مثل HCl) در آب حل شده و محلول اسیدی ایجاد می نمایند ولی برخی دیگر (نظیر CH_4) چنین نیستند.

نظریه برونستد - لوری

نظریه برونستد - لوری بر پایه فرض ساده ای است. اسید جسمی است که به یک یون یا مولکول که به عنوان باز عمل می کند یون H^+ می دهد. به عنوان مثال تفکیک آب شامل انتقال یک یون H^+ از یک مولکول آب به مولکول دیگر برای تولید یون های H_3O^+ و OH^- است.



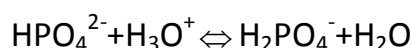
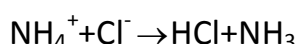
بر طبق این مدل، HCl در آب به یون های H^+ یا Cl^- تفکیک نمی شود، بلکه یک یون H^+ از HCl به یک مولکول آب برای تولید یون های H_3O^+ و Cl^- منتقل می شود.



چون یون H^+ ذره کوچک با یک بار مثبت است در محلول بار مولکول آب پیوند می دهد. هر یون H^+ که یک اسید می دهد در واقع با چهار مولکول همسایه (آب) پیوند داده می شود. بنابراین در اثر این پیوند ترکیب H_9O_4^+ ایجاد می شود. در تمام موارد این ترکیب به صورت یون H_3O^+ نمایش داده می شود.

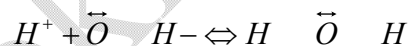
در واکنش HCl و H₂O، مولکول HCl به عنوان دهنده یون H⁺ عمل کرده و H₂O به عنوان گیرنده یون H⁺ است. یعنی HCl یک اسید برونستد و H₂O یک باز برونستد است.

به اسید برونستد دهنده هیدروژن یا دهنده پروتون و به باز برونستد گیرنده هیدروژن یا گیرنده پروتون گفته می شود. به عبارت دیگر واکنش بین اسید و باز برونستد در واقع شامل انتقال پروتون (H⁺) از دهنده به گیرنده است. اسید برونستد می تواند یک مولکول خنثی، یون مثبت یا یون منفی باشد.



بدین ترتیب تئوری برونستد - لوری تعداد اسیدها را توسعه می دهد. همچنین کمک می کند تا با توجه به فرمول واکنش اسید مشخص شود. ترکیباتی نظیر، H₂CO₃, H₂S, NH₄⁺, HSO₄⁻, H₂PO₄⁻, HMnO₄, HNO₃, HCl اسید هستند.

بر طبق نظریه برونستد، باز یک یون یا مولکول است که پروتون قبول می کند، اگر به واکنش زیر توجه کنیم:



تنها راه قبول یون H⁺ توسط یون OH⁻ تشکی یک پیوند کووالانس است. برای تشکیل این پیوند یک زوج الکترون نیاز است (چون H⁺ فاقد الکترون پیوندی است). بنابراین باز برونستد گونه ای است که این زوج الکترون را تامین کرده و قبول کننده یون H⁺ است. ترکیبات SO₄²⁻, NH₃, H₂O, CO₃²⁻, MnO₄⁻, CH₃OH به خاطر داشتن الکترون های غیرپیوندی می توانند به عنوان باز برونستد عمل نمایند. مشابه اسیدها، باز برونستد تعداد بازها را توسعه می دهد.

مثال: کدام یک از ترکیبات زیر به عنوان اسید و کدام یک به عنوان باز برونستد است؟ واکنش آنها را با آب در نظر بگیرید.

OH⁻ (د)

NH₄⁺ (ج)

NH₃ (ب)

H₂O (الف)

الف) مولکول آب می تواند به عنوان یک اسید برونستد یا یک باز برونستد در نظر گرفته شود.

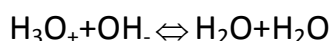
ب) مولکول NH_3 در واکنش با آب یک باز برونستد است که پروتئین را قبول کرده و NH_4^+ ایجاد می کند.

ج) NH_4^+ ، یک اسید برونستد است که پروتون به مولکول آب می دهد.

د) یون OH^- با داشتن زوج الکترون غیرپیوندی یک باز برونستد است.

نقش آب در نظریه برونستد

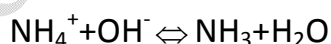
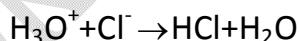
مولکول های آب با یکدیگر واکنش داده و یون های H_3O^+ و OH^- را ایجاد می نماید.



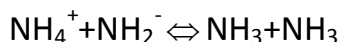
به این واکنش، واکنش تفکیک خودبه خودی آب گفته می شود.

در این حا یک مولکول آب به عنوان اسید عمل کرده (اسید برونستد) و یک مولکول آب با قبول پروتون به عنوان باز برونستد عمل می کند.

اسیدها با آب واکنش داده تولید H_3O^+ و بازها با آب واکنش داده و OH^- را ایجاد می نماید.



نظریه برونستد در حلالهای دیگر نیز کاربرد دارد. به عنوان مثال، یک حداقل تمایل در آمونیاک نایع برای انتقال یون H^+ از یک مولکول آمونیاک (اسید برونستد) به مولکول دیگر آمونیاک (باز برونستد) وجود دارد.



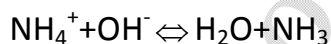
این واکنش، واکنش تفکیک خودبه خودی آمونیاک (حلال) است.

نظریه برونستد را می توان به غیر از محلول نیز توسعه داد. چنانچه یک اسید در فاز گازی با باز فاز گازی نظیر واکنش آمونیاک گازی با هیدروژن کلرید گازی را در نظر بگیریم واکنش اسید باز برونستد - لوری را خواهیم داشت:



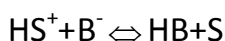
در این انتقال یون H^+ از HCl گازی به NH_3 گازی را خواهیم داشت.

در واکنش های خود به خودی آمونیاک یا آب مثلاً یک مولکول آب به عنوان اسید عمل کرده با مولکول دیگر آب H_3O^+ را ایجاد کرده و در برگشت همین یون می تواند با آنیون واکنش داده مجدداً مولکول آب را ایجاد کند. به این چنین گونه ها جفت مزدوج گفته می شود ($\text{H}_2\text{O}/\text{H}_3\text{O}^+$ یا $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$) در واکنش های زیر اسید و بازهای مزدوج با شماره مشخص شده اند.



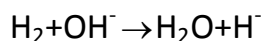
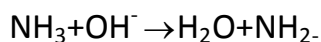
اثر هم تراز کنندگی

در واکنش:

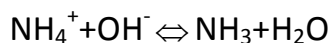


چنانچه S حلال، HB یک اسید برونستد و B^- باز مزدوج آن و HS^+ پروتون سولواته شده باشد، در صورت قوی بودن HB از SH^+ تعادل بیشتر به سمت تشکیل محصول پیش می رود. اگر HB خیلی قویتر از SH^+ باشد واکنش به طور ۱۰۰٪ به سمت راست پیش خواهد رفت. تمام اسیدهایی که خیلی قویتر از پروتون سولواته شده باشند به طور کامل در حلال S تفکیک می شوند. این اسیدها توسط اسید SH^+ هم تراز شده اند. این اثر به اثر هم تراز کنندگی معروف است. با توجه به تعریف فوق سه اسید $\text{HClO}_4, \text{HCl}, \text{HNO}_3$ در حلال آب هم تراز شده و قدرت یکسانی دارند، ولی در حلال با قدرت بازی کمتر نظیر اسید استیک، سه اسید ذکر شده هم تراز شده و پرکلریک اسید از دو اسید دیگر قویتر است. قویترین اسیدی که می تواند در آب وجود داشته باشد H_3O^+ است.

آب همچنین بازها را نیز هم تراز می کند. قویترین بازی که می تواند در محلول آبی وجود داشته باشد، باز مزدوج آب یعنی OH^- است، یعنی قدر بازی مواد قوی در آب به سطح OH^- کاهش می یابد.



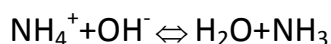
در این جا بازی های NH_2^- و H^- توسط حلال آب هم تراز شده اند ولی آمونیاک که یک باز است چون باز ضعیفی است توسط آب هم تراز نمی شود.



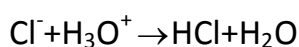
یکی از راه های مقایسه قدرت اسیدها در آب مقایسه ثابت های تفکیک اسیدی (K_a) آنهاست. اسیدهایی که ثابت اسیدی خیلی بزرگ دارند توسط آب هم تراز شده و برای اسیدهای ضعیف که در آب هم تراز نشده طبقه بندی می شوند ثابت های اسیدی کمتر از یک و با مقادیر مختلف وجود دارد.

ترکیبات آمفوتر

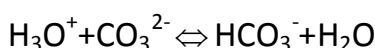
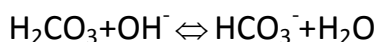
در واکنش های شیمیایی ذکر شده قسمت قبل مشاهده می شود، مولکول آب در برخی از واکنش ها به عنوان اسید بوده و در برخی دیگر به عنوان باز است. به ترکیباتی که هم توانایی عمل کردن به عنوان باز و هم به عنوان اسید را داشته باشد ترکیبات آمفوتر می گویند (به این ترکیبات آمفی پروتیک نیز گفته می شود). این نقش بستگی به ترکیباتی دیگر دارد که باید با این جسم آمفوتر واکنش دهند. چنانچه آب با یک باز نظیر آمونیاک واکنش دهد، آب به عنوان اسید عمل می کند.



در اینجا آب به باز مزدوج خودش یعنی یون OH^- تبدیل شده است. چنانچه واکنش آب با یک اسید نظیر HCl باشد، آب نقش باز دارد.

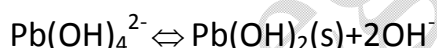


در این حالت آب به اسید مزدوج خودش یعنی یون H_3O^+ تبدیل شده است. ترکیب بی کربنات نیز یک آمفوتر است.



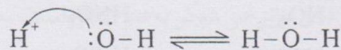
در واکنش اول بی کربنات نقش باز و در واکنش دوم نقش اسید را دارد ترکیبات HPO_4^{2-} ، HSO_4^- ، HC_2O_4^- و H_2PO_4^- و HS^- مثال های دیگری از ترکیبات آمفی پروتیک است.

هیدروکسیدهای برخی از فلزات نیز نقش آمفوتری دارد. هیدروکسید سرب (II) یک ترکیب آمفوتر است. این ترکیب غیر قابل حل در آب میتواند با اسیدها یا بازها واکنش دهد.



نظریه لوئیس

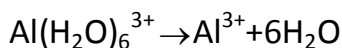
در سال ۱۹۹۳، لوئیس، واکنش بین یون های H^+ و OH^- را از دید دیگری بررسی کرد. در مدل برونستد، گونه فعال یون OH^- است که یون H^+ را برای تشکیل پیوند کووالانسی قبول می کند. در مدل لوئیس، گونه فعال یون H^+ است که یک زوج الکترون از یون OH^- برای تشکیل پیوند کووالانسی قبول می کند.



بر طبق نظریه لوئیس در یک واکنش اسید - باز، یک زوج الکترون داده و اسید یک زوج الکترون قبول می کند. بنابراین اسید لوئیس به ترکیباتی نظیر H^+ گفته می شود که می تواند یک زوج الکترون غیر پیوندی را قبول کند. در مقابل باز لوئیس به ترکیباتی نظیر OH^- که می تواند یک زوج الکترون غیر پیوندی بدهد، گفته می شود. بدین ترتیب یک باز لوئیس یک دهنده زوج الکترون است. یکی از مزیت های نظریه لوئیس در برگرفتن واکنش های اکسیداسیون و احیا است. نظریه لوئیس حدس می زند که اسیدها یا بازها به منظور به اشتراک گذاشتن یک زوج

الکترون واکنش داده و تغییری در اعداد اکسایش اتم ها ایجاد نمی شود. مزیت اصلی نظریه لويس افزایش تعداد اسیدها و بازها و یا به عبارت دیگر افزایش تعداد واکنش های اسید - باز است.

یون Al^{3+} در داخل آب با شش مولکول آب واکنش داده و ترکیب $Al(H_2O)_6^{3+}$ را ایجاد می کند.



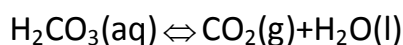
ساختمان لويس مولکول آب نشان می دهد که آب دارای زوج الکترون غیرپیوندی بوده و می تواند به عنوان باز لويس عمل کند. آرایش الکترونی یون Al^{3+} نشان می دهد که این یون دارای اربیتالهای خالی 3s، 3d و 3p بوده که می تواند زوج الکترون های آب را قبول کند.



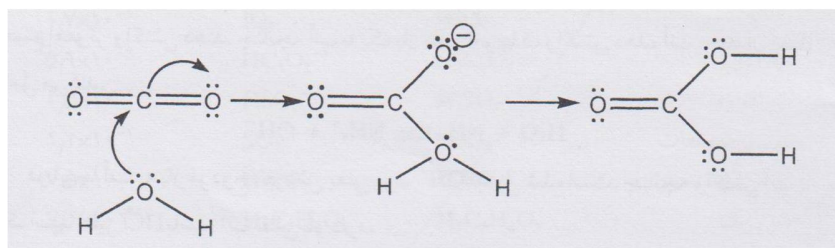
بنابراین یون $Al(HO)_6^{3+}$ در اثر واکنش اسید لويس (Al^{3+}) با شش باز یعنی مولکول آب (باز لويس) تشکیل می ود که یک کمپلکس اسید - باز یا یون کمپلکس است.

نظریه لويس دلیل واکنش آمونیاک با BF_3 را شرح می دهد. BF_3 یک ترکیب مسطح است. بور (B) در این ترکیب هیبریداسیون sp^2 دارد که دارای اوربیتال خالی $2p_z$ است. بنابراین BF_3 می تواند به عنوان گیرنده یک زوج الکترون باشد (اسید لويس). با قبول یک زوج الکترون از یک باز لويس اوربیتال $2p_z$ پر شده و یک پیوند کووالانس ایجاد می گردد. BF_3 (اسید لويس) با NH_3 (باز لويس) واکنش داده و کمپلکس ایجاد شده تمام اتم ها دارای لایه پر هستند.

به عنوان مثالی دیگر از واکنش اسید-باز لويس می توان انحلال گاز CO_2 را در آب در نظر گرفت.

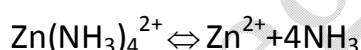


در این واکنش آب به عنوان دهنده الکترون یا باز لويس و CO_2 به عنوان گیرنده الکترون یا اسید لويس است. با قبول زوج الکترون آب توسط CO_2 نیازی به پیوند دوگانه هر دو اکسیژن با کربن است.



در حالت واسطه یکی از اکسیژن ها دارای بار منفی و یکی دیگر دارای بار مثبت است. با انتقال یک یون H^+ از یک اکسیژن به دیگری تمام اتم ها در ترکیب از لحاظ بار خنثی هستند. بدین ترتیب محصول واکنش بین CO_2 و H_2O ترکیب اسید کربنیک است.

مثال: در واکنش زیر اسید و باز لوئیس را مشخص کنید.



مولکول آمونیاک با داشتن الکترون غیر پیوندی بر روی نیتروژن به عنوان باز لوئیس بوده و Zn با داشتن اوربیتال خالی و قبول زوج الکترون غیر پیوندی به عنوان اسید لوئیس است.

نکته مهم: داوطلبین محترم توجه فرمایید که با تهیه این جزوات دیگر نیاز به خرید هیچ گونه کتاب مرجع دیگری نخواهید داشت. برای اطلاع از نحوه دریافت جزوات کامل با شماره های زیر تماس حاصل فرمایید.

۰۲۱/۶۶۹۰۲۰۶۱-۶۶۹۰۲۰۳۸-۰۹۳۷۲۲۲۳۷۵۶

۰۱۳/۳۳۳۳۸۰۰۲ (رشت)

۰۱۳/۴۲۳۴۲۵۴۳ (لاهیجان)