

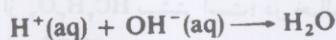
نظریه‌های اسید- باز

در تاریخ شیمی، مفاهیم گوناگونی از اسید - باز پیشنهاد و به کار گرفته شده است. در این فصل مروری بر چهار مفهوم متداول داریم. هر یک از این تعریف‌ها، در شرایط مناسب، با توجه به ویژگی‌هایی که دارد، به کار می‌آیند. در یک موقعیت معین، شیمیدان از مفهومی که برای منظور او مناسب‌تر است استفاده می‌کند.

نخستین معیارهای شناسایی ویژگی‌های اسیدها و بازها خواصی از محلول‌های آبی این مواد بوده که با آزمایش مشاهده شده‌اند. اسید، به صورت ماده‌ای تعریف شده که محلول آبی آن ترش مزه است، رنگ تورنسل را فرمز و بازها را خشنی می‌کند و خواص دیگری از این دست دارد. همچنین، باز به عنوان ماده‌ای تعریف شده که محلول آبی آن تلغی مزه است، تورنسل را به رنگ آبی در می‌آورد، اسیدها را خشنی می‌کند، و غیره. هم‌زمان با تکوین اطلاعات مربوط به ساختار ماده، دانشمندان در جستجوی پیدا کردن همبستگی بین خواص اسیدها و بازها و ساختار ترکیباتی برآمدند که این خواص را بروز می‌دهند.

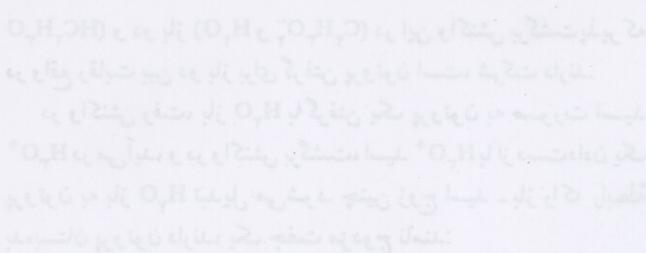
۱-۱۶ مفهوم آرنیوس

هنگامی که سوانت آرنیوس «نظریه شیمیابی الکترولیت‌ها» را در ۱۸۸۷ منتشر ساخت، پیشنهاد کرد که یک الکترولیت در محلول آبی به صورت یون تفکیک می‌شود. براین اساس، اسید به صورت ترکیبی تعریف شد که در محلول آبی، یون‌های H^+ تولید می‌کند، و باز به صورت ترکیبی که در محلول آبی یون‌های OH^- به وجود می‌آورد. قدرت یک اسید یا یک باز با میزان تفکیک آن ماده تعیین می‌شود. یک اسید یا یک باز قوی ماده‌ای است که به طور کامل تفکیک شود. توجه کنید که مفهوم آرنیوس بر یون‌های آب استوار است. معادله یونی خالص برای خشنی شدن به صورت زیر است:

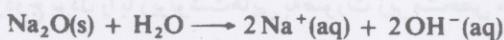


مفهوم آرنیوس در بخش ۱۳ - ۴ مورد بحث قرار گرفت.

اسیدها را می‌توان در تعریف آرنیوس گنجانید (بخش ۱۳ - ۵ را بینید). اسیدهای بسیاری از ناقلات با آب واکنش داده و اسید تولید می‌کنند، درنتیجه، این مواد را اسیدهای اسیدی یا انیدرید اسید می‌نامند. برای مثال،



بسیاری از اکسیدهای فلزات در آب حل می‌شوند و هیدروکسید تولید می‌کنند. فلز اکسیدها را اکسیدهای بازی یا انیدرید باز نامند:



اسیدهای اسیدی و اکسیدهای بازی، ممکن است در مجاورت آب واکنش داده و نمک تشکیل دهند. ولی، باید توجه داشت که تمام اسیدها و بازها را نمی‌توان از اکسیدها به دست آورد (HCl و NH_3 نمونه‌هایی از این مواد هستند).

مفهوم آرنیوس، به علت تأکید آن بر آب و واکنش‌های محلول آبی، با محدودیت روبروست. تعریف‌های دیگری که از مفهوم اسید - باز به دست داده شده‌اند، کلی ترند، همبستگی بین واکنش‌های بیشتری را بیان می‌کنند، و برای واکنش‌های انجام شده در محیط‌ناآبی نیز به کار می‌روند.

۱۶-۲ مفهوم برونستد - لوری

در ۱۹۲۳ میلادی، یوهان برونستد^۱ و تامس لوری^۲، مستقل از یکدیگر، مفهومی گستردگر برای اسیدها و بازها بیان کردند. براساس تعریف برونستد - لوری، اسید ماده‌ای است که یک پروتون می‌دهد و باز ماده‌ای است که یک پروتون می‌پذیرد. به این ترتیب، واکنش یک اسید با یک باز، شامل انتقال یک پروتون از اسید به باز است؛ این فرایند، تنها واکنشی است که به وسیله این نظریه توضیح داده می‌شود. اسیدها و بازها، ممکن است مولکول یا یون باشند.

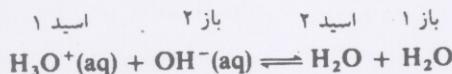
در واکنش



مولکول استیک اسید، $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ ، نقش اسید دارد و یک پروتون به مولکول آب که نقش باز دارد، می‌دهد. این واکنش، برگشت‌پذیر است (همان‌طور که به وسیله پیکان دوتایی نشان داده شده است) و سیستم در حال تعادل می‌باشد.

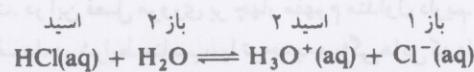
اکتون به واکنش برگشت (از راست به چپ) توجه کنید. در این واکنش، یون H_3O^+ یک پروتون به یون استات، $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ ، می‌دهد. بنابراین، یون H_3O^+ ، نقش اسید دارد و یون $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ به علت پذیرش پروتون از اسید، نقش باز دارد. به این ترتیب، دو اسید (H_3O^+ و

بنابراین، واکنش خنثی شدن در سیستم آرئیوس را می توان بر مبنای تعریف برونوستد تفسیر کرد. چنین واکنشی، واکنش اسید - باز بین اسید مزدوج و باز مزدوج حلال آمفی پروتیک، یعنی آب، است:



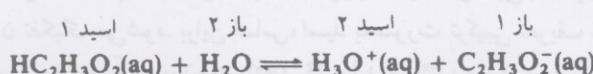
۳- قدرت اسیدها و بازهای برونوستد

قدرت یک اسید بر مبنای تعریف برونوستد با میل آن اسید برای دادن پروتون و قدرت یک باز با میل آن باز برای پذیرش پروتون، تعیین می شود: واکنش



تقریباً، کامل می شود (از چپ به راست). درنتیجه باید گفت HCl اسید قوی تری از H_3O^+ است، زیرا میل بیشتری برای از دست دادن پروتون دارد و تعادل به سمت راست جایه جا می شود. علاوه بر این، H_3O^+ نسبت به Cl^- ، باز قوی تری است زیرا، در رقابت برای گرفتن پروتون ها، مولکول های آب کاملاً غلبه دارند. اسید قوی، HCl ، دارای یک باز مزدوج ضعیف، Cl^- ، است.

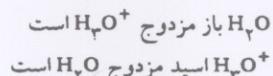
یک اسید قوی که میل زیادی برای از دست دادن پروتون دارد، ضرورتاً با یک باز ضعیف مزدوج است که میل ناچیزی برای گرفتن و نگه داشتن پروتون دارد. درنتیجه، هرچه اسید قوی تر باشد، باز مزدوج آن ضعیف تر است. همین طور، یک باز قوی با قدرت بیشتری پروتون ها را حفظ می کند و با اسید ضعیفی مزدوج است که به آسانی پروتون از دست نمی دهد. باز قوی تر، اسید مزدوج ضعیف تری دارد. استیک اسید در محلول M را فقط ۴۲٪ در 25°C یون نموده می شود (بخش ۱۷ - ۱ را ببینید). تعادل



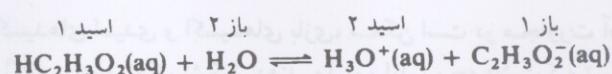
به سمت چپ جایه جا می شود. این معادله، در واقع بیانگر رقابت بین بازها (یون های استات و مولکول های آب)، برای گرفتن پروتون است. موقعیت تعادل نشان می دهد که یون $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ باز قوی تری از H_3O^+ است؛ در حالات تعادل، تعداد بیشتری از پروتون ها مولکول $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ تشکیل می دهند تا یون H_3O^+ همچنین نتیجه می گیریم که قدرت اسیدی H_3O^+ از $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ بیشتر است؛ در حالات تعادل، تعداد بیشتری از یون های H_3O^+ ، پروتون از دست داده اند تا مولکول های $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$. در این مثال نیز متوجه می شویم که اسید قوی تر، H_3O^+ ، با باز ضعیف تری، H_2O ، مزدوج است، و باز قوی تر، $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ ، با اسید ضعیف تری، $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ ، مزدوج می باشد. به نتیجه دیگری نیز باید اشاره کنیم. در یک واکنش معین، تعادل در جهت تشکیل اسید ضعیف تر و باز ضعیف تر است. بنابراین، در واکنش HCl و H_3O^+ ، غلظت های تعادلی H_3O^+ و Cl^- (اسید و باز

$(\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2)$ و دو باز (H_2O و $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$) در این واکنش برگشت پذیر که در واقع رقابت بین دو باز برای گرفتن پروتون است، شرکت دارند.

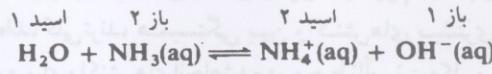
در واکنش رفت، باز H_2O با گرفتن یک پروتون به صورت اسید H_3O^+ در می آید، و در واکنش برگشت، اسید H_3O^+ با از دست دادن یک پروتون به باز H_2O تبدیل می شود. چنین زوج اسید - باز را که رابطه بد-بستان پروتون دارند، یک جفت مزدوج نامند:



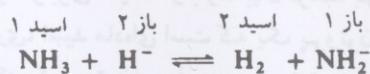
به همین ترتیب $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ به هم مربوط هستند و دومین جفت اسید - باز مزدوج را در این سیستم برگشت پذیر تشکیل می دهند. رابطه مزدوج بودن را با زیرنوشت هایی به صورت زیر مشخص می کنیم:



مولکول ها و یون های بسیاری می توانند در واکنش های معین نقش اسید و در واکنش های دیگری، نقش باز داشته باشند. مثلاً آب در واکنش بالا نقش باز داشت؛ اما در واکنش با آمونیاک، NH_3 ، نقش اسید دارد:



در این واکنش، باز مزدوج H_2O ، یون OH^- است. همین طور، NH_3 در واکنش با آب، نقش باز دارد. در واکنش یون هیدرید، H^- ، در آمونیاک مایع، NH_3 ، نقش اسید دارد:



ترکیباتی که می توانند نقش اسید و باز داشته باشند، آمفی پروتیک (یا دو خصلتی) نام دارند؛ در جدول ۱۶ - ۱، تعدادی از ترکیبات آمفی پروتیک آمده است.

جدول ۱۶ - ۱ برخی مواد آمفی پروتیک

جفت مزدوج	اسید	باز	جسم آمفی پروتیک
OH^-	H_2O		H_2O
H_3O^+		H_3O^+	
NH_2^-	NH_3		NH_3
NH_3		NH_3^+	
SO_4^{2-}	HSO_4^-		HSO_4^-
HSO_4^-		H_2SO_4	
PO_4^{3-}	HPO_4^{2-}		HPO_4^{2-}
HPO_4^{2-}		H_2PO_4^-	

جدول ۱۶ - ۲ قدرت نسبی برخی جفت‌های مزدوج اسید - باز

اسید	باز
HClO_4	در ۱۰۰% H_2O ClO_4^-
HCl	در ۱۰۰% H_2O Cl^-
HNO_3	در ۱۰۰% H_2O NO_3^-
H_3O^+	H_2O H_3O^+
H_3PO_4	H_2PO_4^-
$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$
H_2CO_3	HCO_3^-
H_2S	HS^-
NH_4^+	NH_3
HCN	CN^-
HCO_3^-	CO_3^{2-}
HS^-	S^{2-}
H_3O	OH^-
NH_3	در ۱۰۰% H_2O NH_2^-
H_2	در ۱۰۰% H_2O H^-

اسیدی $\text{H}_3\text{C}_2\text{O}_2$ بیشتر از NH_4^+ می‌باشد:



قوی ترین بازی که می‌تواند در آمونیاک مایع وجود داشته باشد، باز مزدوج آمونیاک، یعنی یون آمید، NH_3^- است. یون هیدرید، H^- ، به سرعت و به طور کامل با آمونیاک واکنش می‌دهد و یون آمید تولید می‌کند:



بنابراین، قدرت بازی یون هیدرید بیشتر از یون آمید است. آمونیاک مایع، H^- را به سطح باز مزدوج آمونیاک، یعنی NH_3^- ، کاهش می‌دهد. توجه کنید که این واکنش ترتیب قدرت بازی H^- و NH_3^- را به دست می‌دهد (جدول ۱۶ - ۲ را ببینید).

۱۶ - ۴ قدرت اسیدی و ساختار مولکولی

به منظور بررسی رابطه بین ساختار مولکولی و قدرت اسیدی، اسیدها را به دو نوع تقسیم می‌کنیم: هیدریدهای کووالانسی و اکسی اسیدها. هر یک از این اسیدها را به طور جداگانه بررسی می‌کنیم:

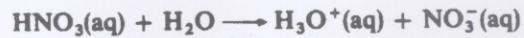
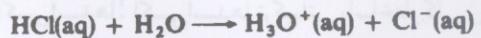
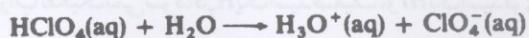
۱ - هیدریدها. برخی از ترکیبات کووالانسی دوتایی هیدروژن دار (مانند H_2S و HCl) اسیدی هستند. دو عامل بر قدرت اسیدی هیدرید یک عنصر مؤثر است: الکترونگاتیوی عنصر و اندازه اتمی عنصر. عامل اول را با مقایسه هیدریدهای عنصر یک تناوب می‌توان

1. Leveling effect

ضعیف تر) بالاست، حال آنکه در محلول استیک اسید، غلظت‌های تعادلی H_3O^+ و $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ (اسید و باز قوی تر) پایین است.

در جدول ۱۶ - ۲، برخی اسیدها بر حسب کاهش قدرت اسیدی (توانایی پروتون دهنی)، آمده است. در ستون دوم جدول، بازهای مزدوج این اسیدها نشان داده شده است. پرکلریک اسید، HClO_4 ، قوی ترین اسید است، و بساز مزدوج آن، یعنی یون پرکلرات، ClO_4^- ، ضعیف ترین باز می‌باشد. یون هیدرید، H^- ، قوی ترین باز در جدول، و اسید مزدوج آن، یعنی H_2 ، ضعیف ترین اسید است. رابطه معکوس بین قدرت اسیدها و بازها و جفت مزدوج آنها، آشکار است.

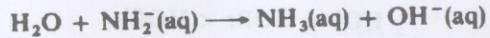
قدرت یک اسید، توانایی آن اسید برای پروتون دهنی است. واکنش بین آب و سه اسید اول در جدول ۱۶ - ۲، تقریباً به طور کامل انجام می‌شود:



این اسیدها، قوی تر از H_3O^+ هستند و در واکنش اسید - باز بروندند. اسید ضعیف تر به میزان بیشتری تولید می‌شود.

محلول‌های آبی H_3O^+ , HCl , HClO_4 ، و HNO_3 با غلظت‌های یکسان، قدرت اسیدی تقریباً، یکسان دارند. خواص اسیدی محلول‌ها به یون H_3O^+ تولید شده به آب اثر هم تراز کننده^۱ بر اسیدهای بستگی دارد. گفته می‌شود که آب اثر هم تراز آب است. اسیدهای ضعیف تر قوی تر از H_3O^+ دارند. قوی ترین اسیدی که می‌تواند در آب وجود داشته باشد، اسید مزدوج آب، یعنی H_2O^+ است. اسیدهای ضعیف تر از H_3O^+ ، به وسیله آب هم تراز نمی‌شوند. بنابراین $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, H_2S , H_3PO_4 , و سایر اسیدهای ضعیف، تغییرات گسترده‌ای در درجه یونش، یعنی میزان تشکیل H_2O^+ در واکنش با آب (بخش ۱۷ - ۱ را ببینید)، نشان می‌دهند.

آب، همچنین بازها را نیز هم تراز می‌کند. قوی ترین بازی که می‌تواند در محلول آبی وجود داشته باشد، باز مزدوج آب، یعنی OH^- است. قدرت بازی بسیاری از مواد مانند NH_3 و H^- , بیشتر از OH^- است. اما در محلول آبی، این اجسام بازی، پروتون می‌پذیرند و یون‌های OH^- بوجود می‌آورند؛ این واکنش‌ها کامل هستند. قدرت بازی مواد بازی قوی در آب به سطح یون OH^- کاهش می‌یابد:

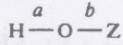


موادی مانند آمونیاک که بازهای ضعیف تری از OH^- هستند، به وسیله آب هم تراز نمی‌شوند و درجه یونش آنها در محلول آبی بسیار متغیر است (بخش ۱۷ - ۱ را ببینید).

اثر هم تراز کننده‌گی برای سایر حللاً‌ها نیز مشاهده می‌شود. قوی ترین اسید موجود در محلول‌های آمونیاکی، اسید مزدوج آمونیاک، یعنی یون آمونیوم، NH_4^+ است. استیک اسید (که به طور جزئی در آب یونیده می‌شود)، یونش آن در آمونیاک مایع کامل است، زیرا قدرت

زیرا ابر الکترونی آن پراکنده‌تر از هیدریدی با اتم مرکزی کوچک است. وقتی ترکیبات هیدروژنی عناصر یک تناوب مقایسه می‌شوند، تفاوت‌های جزئی در اندازه اتم‌های مرکزی، اهمیت ندارد. حال آنکه، هنگام مقایسه هیدریدهای عناصر یک گروه، اندازه اتم مرکزی بسیار مهم است. شعاع اتم عناصر یک گروه، از سبک‌ترین تا سنگین‌ترین عنصر، تغییر فراوانی می‌یابد. شعاع اتمی فلور از 71 pm و شعاع اتمی ید 133 pm است؛ HF، یک اسید ضعیف، و HI یک اسید قوی است. هیدریدهای کربن، گوگرد، و ید را در نظر بگیرید. الکترونگاتیوی عناصر S، C، و I که متعلق به گروه‌های متفاوت‌اند، تقریباً حدود ۲۵ است. شعاع اتم کربن 77 pm ، گوگرد 103 pm ، و ید 133 pm است. CH_4 در آب تفکیک نمی‌شود، H_2S یک اسید ضعیف، و HI یک اسید قوی است.

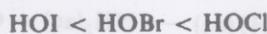
۲- اکسی اسیدها! اکسی اسیدها ترکیباتی با ساختار کلی زیرهست:



در این ترکیبات، هیدروژن اسیدی به یک اتم O متصل است و تغییر در اندازه این اتم بسیار ناچیز است. بنابراین عامل کلیدی در قدرت اسیدی این اکسی اسیدها، به الکترونگاتیوی اتم Z مربوط می‌شود.

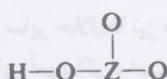
اگر Z، اتم فلزی با الکترونگاتیوی پایین باشد، زوج الکترون مشخص شده با a عمده‌تاً به اتم اکسیژن که الکترونگاتیوی بالاتری دارد تعلق دارد. ترکیب مورد نظر، یک هیدروکسیدیونی، یعنی یک باز، است. سدیم هیدروکسید ($\text{HO}^- \text{Na}^+$) که معمولاً به صورت NaOH نوشته می‌شود) در این دسته قرار دارد.

اگر Z یک اتم نافلز با الکترونگاتیوی بالا باشد، وضعیت متفاوت است. پیوند مشخص شده با b ، یک پیوند کووالانسی قوی است، نه یک پیوند یونی. Z به جای افزودن به چگالی الکترونی پیرامون اتم O، علی‌رغم الکترونگاتیوی شدید اکسیژن، سعی در کاهش چگالی الکترونی آن دارد. این پدیده، بر پیوند a اثر می‌کند. اتم اکسیژن، با کشیدن چگالی الکترونی پیوند O-H از اتم H، تفکیک آن را سرعت می‌بخشد و ترکیب را اسیدی می‌کند. هیپوکلروسید، HOCl ، اسیدی از این نوع است. هرچه الکترونگاتیوی Z بیشتر باشد، الکترون‌های پیوند O-H، به میزان بیشتری از اتم H دور می‌شوند و حذف پروتون آسان‌تر است. در سری زیر



الکترونگاتیوی Z افزایش می‌یابد ($\text{Cl} < \text{Br} < \text{I}$)، و قدرت اسیدی نیز به همان ترتیب زیاد می‌شود.

در برخی مولکول‌ها، اتم‌های اکسیژن بیشتری به Z متصل‌اند. مثلاً



۱. در محلول آبی رقیق، HCl , HBr , و HI تقریباً به طور کامل تفکیک می‌شوند.

در کرد. عامل دوم نیز با مقایسه گروه‌ها، اهمیت پیدا می‌کند.

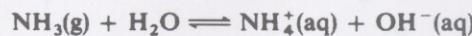
الف - هیدریدهای عناصر یک تناوب. قدرت اسیدی هیدریدهای عناصر یک تناوب، از چپ به راست و همسو با الکترونگاتیوی عناصر، افزایش می‌یابد. یک عنصر الکترونگاتیو، الکترون‌های بیشتری از هیدروژن‌می‌گیرد و خروج آن به صورت یک پروتون را سرعت می‌بخشد. هیدریدهای نیتروژن، اکسیژن، و فلور را در تناوب دوم در نظر بگیرید. الکترونگاتیوی این عناصر به ترتیب زیر افزایش می‌یابد.



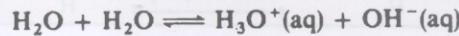
و قدرت اسیدی هیدریدها نیز به همان ترتیب زیاد می‌شود:



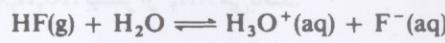
یک محلول آبی آمونیاک (NH_3)، باز است:



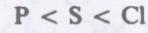
آب به میزان ناچیزی تفکیک می‌شود و مقادیر بسیار جزئی از $\text{OH}^-(\text{aq})$ و $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ تولید می‌کند:



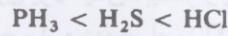
محلول آبی هیدروژن فلورید، اسیدی است:



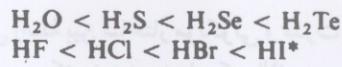
ترتیب الکترونگاتیوی برخی از عناصر تناوب سوم به قرار زیر است:



قدرت اسیدی هیدریدهای این عناصر نیز به همین ترتیب افزایش می‌یابد: PH_3 با آب واکنش نمی‌دهد، H_2S یک اسید ضعیف است، و HCl یک اسید قوی می‌باشد:



ب - هیدریدهای عناصر یک گروه. قدرت اسیدی هیدریدهای عناصر یک گروه، با افزایش اندازه اتم مرکزی افزایش می‌یابد. هیدریدهای عناصر گروه VI A و گروه VII A را در نظر بگیرید:

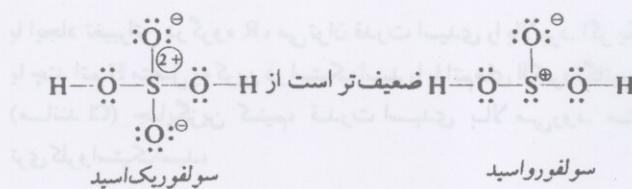
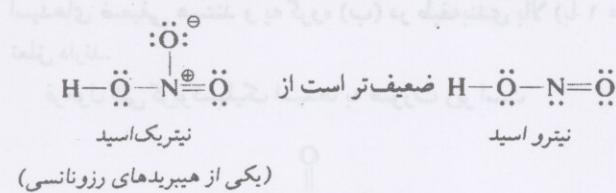


این ترتیب، عکس ترتیب پیش‌بینی شده براساس الکترونگاتیوی است. اولین هیدرید هر دسته (H_2O و HF) ضعیف‌ترین اسید آن دسته است که به وسیله اتم‌های دارای الکترونگاتیوی بالا تولید شده است.

دو عامل مؤثر بر قدرت اسیدی عبارتند از الکترونگاتیوی اتم مرکزی و اندازه اتم مرکزی. هنگامی که این دو عامل بر علیه هم کار می‌کنند، اثر اندازه اتم بر اثر الکترونگاتیوی غلبه می‌یابد. هیدریدی که اتم مرکزی بزرگ‌تری داشته باشد، پروتون را آسان‌تر از دست می‌دهد.

نظریه‌های اسید - باز ۲۶۷

O متصل به Z، نه متصل به اتم‌های H، ارزیابی کرد:



به طور کلی، قدرت اسیدهای دارای فرمول کلی



را می‌توان به مقدار n مریبوط دانست:

الف - اگر $n = 0$ باشد، اسید بسیار ضعیف است: HOCl , HOCIO

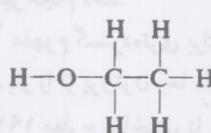
ب - اگر $n = 1$ باشد، اسید ضعیف است: HONO , HOCIO

ج - اگر $n = 2$ باشد، اسید قوی است: HONO_2 , HOCIO_2

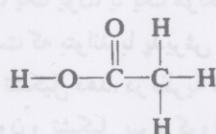
د - اگر $n = 3$ باشد، اسید بسیار قوی است: HOIO_3 , HOCIO_3 .

اولین پروتون هر یک از اسیدهای متعلق به دو دسته اخیر ($n = 2$ و $n = 3$) تقریباً به طور کامل در آب تفکیک می‌شود. تشخیص بین این دو گروه، در حللاهای دیگر، به جز آب، امکان‌پذیر است.

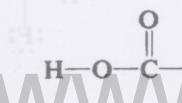
اثر گروههای الکترون کشندگی، در اسیدهای آلی نیز مشاهده می‌شود. هیچ یک از اتم‌های H اتانول:



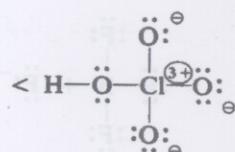
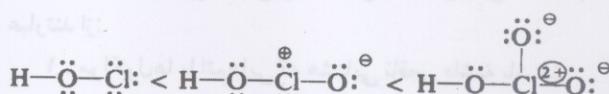
به صورت پروتون در آب تفکیک نمی‌شود. ولی با قراردادن یک اتم اکسیژن دیگر در مولکول:



ترکیبی به نام استیک اسید (که قبلاً به صورت HC_2O_4 نوشته شده بود) به دست می‌آید. استیک اسید، یک اسید یک پروتونی ضعیف است: فقط $\text{H}-\text{O}-\text{C}-\text{H}$ اسیدی است. تعداد زیادی از اسیدهای آلی دارای گروه بندی



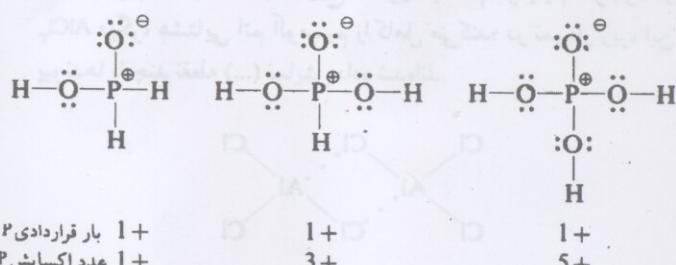
این اتم‌های O، الکترون‌های اتم Z را به سوی خود می‌کشند و آنرا مثبت تر می‌کنند. به این ترتیب اتم Z در کشیدن چگالی الکترونی اتم اکسیژن متصل شده به اتم H، مؤثرتر می‌شود. الکترون‌های پیوند H-O نیز به میزان بیشتری به سمت اتم اکسیژن رانده می‌شوند. نتیجه این اثر، آسان‌تر شدن تفکیک پروتون و افزایش قدرت اسیدی جسم است. هرچه تعداد اتم‌های O متصل به Z بیشتر باشد، اسید قوی‌تر است. این اثر در اسیدهای زیر که بر حسب افزایش قدرت اسیدی مرتب شده‌اند، نمایش داده شده است:



توجه داشته باشید که بار قراردادی اتم مرکزی در این سری، افزایش می‌یابد. با افزایش بار قراردادی Cl، چگالی الکترونی پیوند H-O از اتم H دور می‌شود که نتیجه آن، افزایش قدرت اسیدی است. شیمیدان‌ها اغلب قدرت اسیدی دسته‌ای از اکسی‌اسیدها مانند این ترکیبات را به عدد اکسایش اتم مرکزی، به جای بار قراردادی اتم مرکزی، مریبوط می‌سازند. در سری اکسی‌اسیدهای کلر، ترتیب افزایش بار قراردادی و عدد اکسایش یکی است، درنتیجه هر یک از دو معیار را می‌توان به کار گرفت:

HOCl	HOCIO	HOCIO_2	HOCIO_3
0	1+	2+	3+
1+	3+	5+	7+

ولی در برخی موارد عدد اکسایش نشانگر خوبی نیست و باید از بار قراردادی استفاده شود. مثلاً اکسی‌اسیدهای فسفر، همگی اسیدهای ضعیفی با قدرت اسیدی تقریباً یکسان هستند:



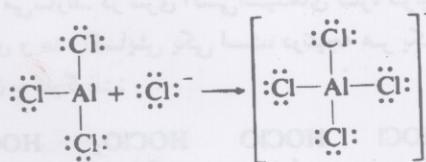
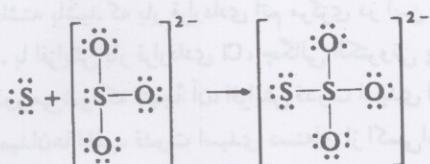
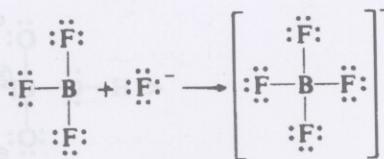
در اینجا، هر نوع پیش‌بینی مبتنی بر عدد اکسایش، نادرست است؛ عملاً تفاوتی بین قدرت اسیدی این ترکیبات وجود ندارد. این نتیجه گیری، با توجه به بار قراردادی اتم P در این ساختارها، امکان‌پذیر است.

قدرت اسیدی این نوع ترکیبات را می‌توان با توجه به تعداد اتم‌های

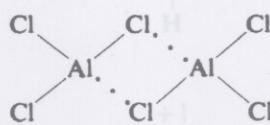
بسیاری از این نوع اسیدها و بازهارامی توان در مجاورت یک شناساگر مناسب، به همان شیوه متدالوئه تیتر کردن اسیدها و بازها، با یکدیگر تیتر کرد. ترکیباتی که در سیستم برونشتاد باز به شمار می‌روند، براساس نظریه لوویس نیز باز هستند. اما تعریف اسید براساس نظریه لوویس، تعداد ترکیبات طبقه‌بندی شده به عنوان اسید را به طور قابل توجهی گسترش می‌دهد. یک اسید لوویس باید دارای یک اوربیتال خالی آماده برای پذیرش یک زوج الکترون از باز باشد؛ پروتون، فقط یکی از نمونه‌های اسید لوویس است.

ترکیبات شیمیایی که می‌توانند نقش اسید لوویس داشته باشند، عبارتند از:

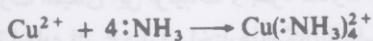
۱- مولکول‌ها یا اتم‌هایی که هشت‌ایون ناقص داشته باشند:



آلومینیم کلرید، گرچه به صورت AlCl_3 واکنش می‌دهد، در واقع دیمری به فرمول Al_2Cl_6 است. تشكیل دیمر (دوبار) از مونومر (تک‌پار) را می‌توان یک واکنش اسید-باز تلقی کرد، زیرا یکی از اتم‌های کلر در هر AlCl_3 با دادن یک زوج الکترون به اتم آلومینیم موجود در AlCl_3 دیگر، هشتایی اتم آلومینیم را کامل می‌کند؛ در نمودار زیر، این پیوندهای با جند نقطه (...) نمایش داده شده‌اند.



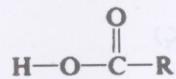
۲- بسیاری از کاتیون‌های ساده می‌توانند نقش اسید لوویس داشته باشند - مثلاً،



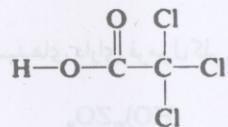
1. Gilbert N. Lewis

هستند که به گروه کربوکسیل مشهور است. اغلب اسیدهای کربوکسیلی، اسیدهای ضعیفی هستند و به گروه (ب) در طبقه‌بندی بالا (با $1 = 2$) تعلق دارند.

فرمول کلی کربوکسیلیک اسیدها به صورت زیر است



با ایجاد تغییراتی در گروه R، می‌توان قدرت اسیدی را بالا برد. اگر یک یا چند اتم H متصل به کربن در استیک اسید را با اتم‌های الکترونگذاری (مانند Cl) جایگزین کنیم، قدرت اسیدی بالا می‌رود. مثلاً تری کلرو استیک اسید،



بسیار قوی‌تر از استیک اسید است.

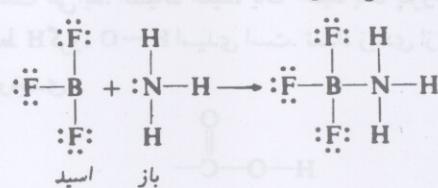
روند تغییر قدرت بازی را از رابطه مزدوج بودن می‌توان به دست آورد. یک اسید قوی، با یک باز ضعیف مزدوج است. مثلاً می‌توان پیش‌بینی کرد که S^{2-} باز ضعیف‌تری است نسبت به O^{2-} ، زیرا قدرت اسیدی H_2S بیشتر از H_2O است.

١٦ - ٥ مفهوم لويس

در واقع، نظریه برونسنستد، تعریف باز را بیشتر از تعریف اسید گسترش می دهد. در سیستم برونسنستد، یک باز، مولکول یا یونی است با یک زوج الکترون که می تواند یک پروتون را جذب کند و نگه دارد، و اسید ماده ای است که می تواند یک پروتون به باز بدهد. اگر یک مولکول یا یون بتواند یک زوج الکترون را با پروتون به اشتراک بگذارد، می تواند همین کار را با سایر اجسام نیز انجام دهد.

گیلبرت لوویس^۱ مفهوم گستردگتری برای انسیدها و بازها پیشنهاد کرد، که پدیده اسید - باز را از پروتون رها ساخت. اگرچه لوویس ابتدا سیستم خود را در ۱۹۲۳ مطرح ساخت، تا ۱۹۳۸ کار زیادی در مورد گسترش و تکوین آن انجام نشده بود. لوویس، باز را به عنوان ترکیبی دارای یک زوج الکترون آزاد (ناپیونندی) که بتواند با آن، یک پیوند کووالانسی با یک اتم، یک یون، یا یک مولکول تشکیل دهد، تعریف کرد. اسید جسمی است که بتواند با پذیرش یک زوج الکترون از باز، یک پیوند کووالانسی تشکیل دهد. در نظریه لوویس، به جای تأکید بر پروتون، بر زوج الکترون و تشکیل پیوند کووالانسی تأکید می شود.

نظریه‌های دیگر قاباً ترسیم نیست



نظریه‌های اسید - باز ۲۶۹

لورویس (پروتون) با یک باز ترکیب شده است، تفسیر می‌شود؛ واکنش به صورت جانشینی این باز به جای باز دیگر، باز قوی‌تر تفسیر می‌شود:



در این واکنش، باز OH^- ، جای باز ضعیف‌تری یعنی H_3O^+ را در ترکیب با اسید، یعنی پروتون می‌گیرد.
تمام واکنش‌های اسید - باز برونوستد، جانشینی باز لورویس به شمار می‌روند. در واکنش



باز H_3O^+ جای باز ضعیف‌تر، یعنی Cl^- را گرفته است. باز، زوج الکترون خود را به یک هسته می‌دهد و به همین دلیل هسته دوست^۱ (نوكلوفیل)، واژه یونانی به معنی «هسته دوست» نامیده می‌شود. جانشینی باز، جانشینی هسته دوستی به شمار می‌رود.
جانشینی هسته دوستی در واکنش‌های دیگری که واکنش‌های اسید - باز برونوستد به شمار نمی‌روند نیز مشاهده می‌شود. تشکیل $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ را قبل از نمایش واکنش اسید - باز لورویس بیان کردیم. چون این واکنش در آب انجام می‌شود، تشکیل کمپلکس را با قرار گرفتن بازقوی‌تری مانند NH_3 به جای H_3O^+ در کمپلکس $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4^{2+}$ ، دقیق‌تر می‌توان تفسیر کرد.



اسیدهای لورویس در واکنش با باز، یک زوج الکترون می‌پذیرند؛ این منواد الکترون دوست^۲ (الکتروفیل)، واژه یونانی به معنی «الکترون دوست» هستند. جانشینی اسید، یا جانشینی الکترون دوستی، به اندازه جانشینی باز متداول نیست، اما کاملاً شناخته شده است. مثلاً، اگر COCl_2 را به صورت ترکیبی از COCl^+ (اسید) و Cl^- (باز) در نظر بگیریم، واکنش



یک جانشینی الکترون دوستی است که در آن، اسید AlCl_3 ، جانشین اسید ضعیف‌تری، یعنی COCl^+ ، در کمپلکس آن با باز Cl^- شده است (جدول ۱۶ - ۳). واکنش



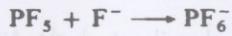
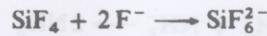
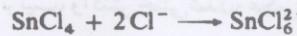
رانیز می‌توان به همین منوال تفسیر کرد.
نظریه لورویس، اغلب برای تفسیر مکانیسم واکنش‌ها نیز به کار می‌رود. نمونه‌هایی از این تفسیرها را در بخش‌های ۲۸ - ۵ و ۲۸ - ۶ می‌توان یافت.



۳- برخی از اتم‌های فلزی در تشکیل ترکیباتی مانند کربونیل‌ها که از واکنش فلز با کربن مونوکسید تولید می‌شوند، نقش اسید دارند:

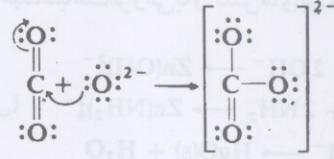
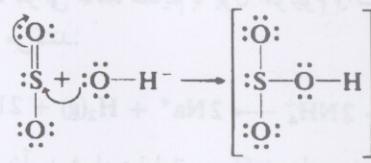


۴- ترکیباتی که اتم مرکزی آنها توانایی گسترش لایه ظرفیتی خود را داشته باشد، در واکنش‌هایی که این گسترش عملی شود، نقش اسید دارند. مثلاً



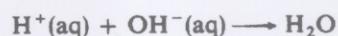
در دو واکنش نخست، لایه ظرفیتی اتم مرکزی (Sn و Si) از ۸ به ۱۲ الکترون گسترش یافته است، و در واکنش سوم، لایه ظرفیتی P از ۱۰ به ۱۲ الکترون رسیده است.

۵- برخی ترکیبات به علت داشتن یک یا چند پیوند دوگانه در مولکول، خاصیت اسیدی دارند. مثلاً



واکنش سیلیس، SiO_4^{4-} ، با اکسیدهای فلزی به واکنش کربن مونوکسید با یون اکسید شبات دارد، گرچه سیلیس و فراورده‌های سیلیکاتی (ترکیبات SiO_3^{2-}) شبکه‌ای جامد با پیوندهای Si - O تشکیل می‌دهند. این واکنش در فرایندهای فلزکاری در دمای بالا که در آن، یک اکسید بازی برای حذف سیلیس موجود در کانه و تشکیل سیلیکات‌ها (سرپاره) به آن افزوده می‌شود، اهمیت فراوانی دارد. بسیاری از فرایندهای مورد استفاده در شیشه‌سازی، تولید سیمان، و سرامیک‌سازی شامل واکنش باز O^{2-} (حاصل از اکسیدهای فلزی، کربنات‌ها، و غیره) با اکسیدهای اسیدی (مانند $\text{B}_3\text{O}_3^{2-}$, Al_2O_3 ، و SiO_4^{4-}) می‌باشند.

واکنش‌های اسید - باز آرینیوس و برونوستد را می‌توان با تأکید بر پروتون به عنوان اسید لورویس، بر مبنای نظریه لورویس تفسیر کرد:



به در آن اسید برونوستد را اسید لورویس ثانویه می‌نامند، زیرا تامین‌کننده اسید لورویس اولیه، یعنی پروتون است. شاید تفسیر بهتر آن باشد که واکنش‌های اسید - باز برونوستد را به صورت جانشینی باز لورویس طبقه‌بندی کنیم. اسید برونوستد به صورت کمپلکسی که در آن اسید

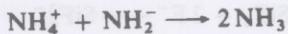
جدول ۱۶ - ۳ برخی از سیستم‌های حلالی

حکل	یون اسید	یون باز	اسید نمونه	باز نمونه
H ₂ O	H _r O ⁺ (H ⁺ , H _r O)	OH	HCl	NaOH
NH _r	NH _r ⁺ (H ⁺ , NH _r)	NH _r ⁻	NH _r Cl	NaNH _r
NHOH	NHOH ⁻ (NH _r OH ⁺ , Cl ⁻)	NHOH ⁻	NH _r OHCl	K(NHOH)
HC _r H _r O _r	C _r H _r O ⁻ (H ⁺ , HC _r H _r O _r)	C _r H _r O ⁻	HCl	NaC _r H _r O _r
SO _r	SO _r ²⁻	SO _r ²⁻	SOCl _r	Cs _r SO _r
N _r O _r	NO _r ⁻	NO _r ⁻	NOCl	AgNO _r
COCl _r	COCl _r ⁺	Cl ⁻	(COCl)AlCl _r	CaCl _r

که فقط به میزان ناچیزی انجام می‌شود، عامل رسانایی حلال خالص است، همان‌طور که فرایند خود یونش آب:

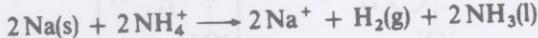


عامل خواص الکتریکی این ترکیب به شمار می‌رود. هر ترکیبی که یون آمونیوم، NH₄⁺، در محلول آمونیاک مایع تشکیل دهد، اسید است، و هر ترکیبی که یون آمید، NH₂⁻، به دست دهد باز می‌باشد. با این ترتیب، واکنش خنثی شدن، عکس فرایند خود یونش است.

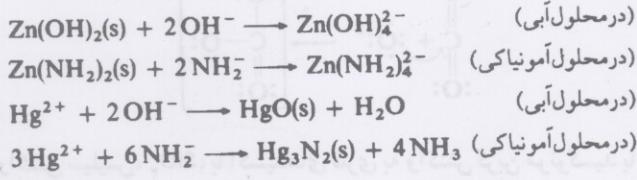


برای ردیابی واکنش‌های اسید - باز در آمونیاک مایع نیز می‌توان از شناساگرهایی استفاده کرد. مثلاً، فنول‌فتالین در محلول آمونیاک پیاسیم آمید، K_rNH_r، قرمز رنگ است، و پس از افزایش مقدار استوکیومتری آمونیوم کلرید بی‌رنگ می‌شود.

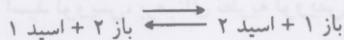
یون آمونیوم در آمونیاک مایع، علاوه بر واکنش خنثی‌سازی، واکنش‌های دیگر مانند واکنش‌های یون هیدرونیوم در آب انجام می‌دهد. مثلاً، فلزاتی مانند سدیم با یون آمونیوم واکنش می‌دهند و هیدروژن آزاد می‌کنند:



واکنش‌های یون آمید، شباهت فراوانی به واکنش‌های یون هیدروکسید دارند:



بسیاری از خواص و واکنش‌های ترکیبات متعلق به سیستم آمونیاکی، پیش‌بینی شده‌اند و با شیمی شناخته شده‌تر ترکیبات سیستم آبی مقایسه شده‌اند. در واقع، مطالعه سیستم‌های حلالی گوناگون، نقش مهمی در افزایش دانش ما درباره واکنش‌هایی که در حلال‌هایی بجز آب انجام می‌شوند، داشته است.



قدرت اسیدها و بازها بر میل آنها برای از دست دادن یا گرفتن پروتون استوار است. اسید قوی تر (یا باز قوی تر) باز مزدوج ضعیفتر (یا اسید مزدوج ضعیفتر) دارد. یک واکنش اسید - باز همواره از اسید و باز قوی تر به اسید و باز ضعیفتر می‌رود.

از نظر ساختار مولکولی، دو عامل بر قدرت اسیدی هیدریدهای کوالانتی عناصر اثر دارند: نخست، الکترونگاتیوی عنصر و دوم، اندازه اتمی آن عنصر.

۱۶ - ۶ سیستم حلالی

اصول مفهوم آبی آرنیوس را می‌توان برای به دست آوردن طرح‌های اسید - باز برای بسیاری از حلال‌ها به کار گرفت. در یک سیستم حلالی، اسید جسمی است که کاتیون مشخص حلال را تولید می‌کند، و باز جسمی است که آئیون ویژه حلال را به وجود می‌آورد. به این ترتیب، حلال یکی از فراوردهای واکنش بین اسید و باز، یعنی خنثی شدن، است. بسیاری از سیستم‌های حلالی اسیدها و بازها تکوین یافته‌اند (جدول ۱۶ - ۳)؛ سیستم آبی، فقط یکی از نمونه‌های سیستم حلالی است.

سیستم آمونیاکی، بیش از سیستم‌های دیگر، به جز آب، برسی شده است. خواص آمونیاک مایع (دمای جوش ۳۳°C)، شباهت فراوانی به خواص آب دارد. آمونیاک مایع، از طریق پیوند هیدروژنی به صورت تجمع‌هایی از مولکول‌ها در آمدده، و مولکول NH₃ قطبی است. درنتیجه، آمونیاک مایع، حلالی عالی برای ترکیبات یونی و قطبی است، و برای الکترولیت‌ها نیز نقش یک حلال یوننده دارد. بسیاری از ترکیبات در آمونیاک مایع، آمونیات که به هیدرات شباهت دارد، تولید می‌کنند در آمونیاک مایع، آمونیات که به هیدرات شباهت دارد، تولید می‌کنند (CaCl_r. 6 NH₃ و BaBr_r. 8 NH₃) یون‌هایی از آمونیات‌ها هستند، و یون‌های نیز در آمونیاک مایع حلال پوش می‌شوند [Ag(NH₃)_r⁺, Cr(NH₃)_r³⁺، نمونه‌هایی از این سیستم‌ها هستند]. گرچه محلول الکترولیت‌ها در آمونیاک رسانای خوبی برای جریان الکتریسیته است، آمونیاک خالص، مانند آب، رسانایی نسبتاً پایینی دارد.

فرایند خود یونش (Autoionization) آمونیاک:



چکیده مطالب

براساس نظریه آرنیوس، اسید در محلول آبی، (aq) H⁺ و باز (aq) OH⁻ تولید می‌کند. واکنش بین یک اسید و یک باز که طی آن، آب تولید می‌شود، خنثی شدن نام دارد.

در تعریف اسیدها و بازها (که ممکن است مولکول یا یون باشند) براساس مفهوم بروونستد - لوری، برتبادل پروتون تأکید می‌شود. در یک واکنش اسید - باز، اسید یک پروتون به باز می‌دهد و باز آن پروتون را می‌پذیرد. با حذف پروتون، اسید ۱ به باز ۱ (باز مزدوج اسید ۱) تبدیل می‌شود؛ و با گرفتن پروتون، باز اولیه، یعنی باز ۲ به اسید ۲ (اسید مزدوج باز ۲) تبدیل می‌شود.

پیوند کرووالانسی با اسید (ماده الکترون دوست) را تأمین می‌کند. نظریه لوویس، برای تفسیر مکانیسم واکنش‌های مانند جانشینی هسته دوستی و الکترون دوستی نیز به کار رفته است.

اصول نظریه اسید - باز آرتبیوس که بر آب متمرکز است، را می‌توان برای تکوین نظریه‌های اسید - باز و سایر حلال‌ها نیز به کار گرفت. اسید، ماده‌ای است که خصلت کاتیونی به حلال می‌دهد و باز ماده‌ای است که خصلت آنیونی به آن می‌بخشد. به این ترتیب، حلال فراورده واکنش یک اسید با یک باز، یعنی خشند است. باز است. باز (ماده هسته دوست)، پک جفت الکترون آزاد برای تشکیل

هنگام مقایسه هیدریدهای عناصر یک تناوب، قوی‌ترین اسید از الکترون‌گایتوئین عنصر به وجود می‌آید. وقتی هیدریدهای عناصر یک گروه مقایسه می‌شوند، قوی‌ترین اسید به وسیله بزرگ‌ترین اتم تشکیل می‌شود. قدرت یک اکسی اسید، $Z - O - H$ ، با افزایش الکترون‌گایتوئی Z ، افزایش می‌یابد. در اکسی اسیدهایی که اتم‌های اکسیژن بیشتری به Z متصل باشند، ZO_2 ، قدرت اسیدی با افزایش Z ، زیاد می‌شود.

در مفهوم لوویس، تشکیل یک پیوند کرووالانسی معیار تعریف واکنش‌های اسید - باز است. باز (ماده هسته دوست)، پک جفت الکترون آزاد برای تشکیل

مفاهیم کلیدی

ماده‌ای Amphotropic substance که بتواند (با از دست دادن پروتون) نقش اسید برونشتاد (با گرفتن پروتون) کار یک باز برونشتاد را نجام دهد.

اسید آرنیوس Arrhenius acid در آب حل شود و یون‌های H^+ (aq) تولید کند.

base Arrhenius base در آب حل شود و یون‌های OH^- (aq) تولید کند.

خطی‌سازی آرنیوس Arrhenius neutralization در آب حل شود و یون‌های OH^- (aq) یک اسید و H^+ (aq) یک باز با هم واکنش دهند و آب تولید کند.

اسید برونشتاد Brønsted acid اسید برونشتاد (بخش ۱۶ - ۲). مولکول یا یونی که بتواند پروتون بدهد.

باز برونشتاد Brønsted base باز برونشتاد (بخش ۱۶ - ۲). مولکول یا یونی که بتواند پروتون پذیرد.

جفت مزدوج Conjugate pair جفت مزدوج (بخش ۱۶ - ۲). یک جفت اسید - باز برونشتاد که با از دست دادن و گرفتن پروتون به هم مربوط شده‌اند؛ مثلاً NH_3^+ (اسید برونشتاد) و NH_2^- (باز برونشتاد)، یک جفت مزدوج تشکیل می‌دهند.

Electrophilic displacement واکنشی که در آن، یک اسید لوویس، جای اسید لوویس نیز نامیده می‌شود.

Leveling effect اثر هم‌تراز کننده (بخش ۱۶ - ۳). اثر یک حلال بر

* مسائل

لوویس؛ (د) مفهوم سیستم حلالی

نظریه برونشتاد - لوری

۱۶ - ۵ باز مزدوج اجزای داده شده را به دست آورید: (الف) H_3PO_4 ؛

(ب) $H_2PO_4^-$ ؛ (ج) PO_4^{3-} ؛ (د) NH_3 ؛ (ه) HSO_4^- ؛ (ه)

۱۶ - ۶ باز مزدوج اجزای داده شده را به دست آورید: (الف) $HOCl$ ؛

(ب) H_3O^+ ؛ (ج) HCO_3^- ؛ (د) NH_4^+ ؛ (ه) HPO_4^{2-} .

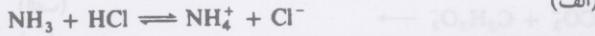
۱۶ - ۷ اسید مزدوج اجزای داده شده را به دست آورید: (الف) H^- ؛

(ب) H_2O ؛ (ج) HS^- ؛ (د) NH_2^- ؛ (ه) $H_3AsO_4^-$.

۱۶ - ۸ اسید مزدوج اجزای زیر را به دست آورید: (الف) F^- ؛ (ب) OH^- ؛

(ج) PO_4^{3-} ؛ (د) PH_3^- ؛ (ه) NO_3^- .

۱۶ - ۹ در معادلات زیر تمام اسیدها و بازهای برونشتاد را مشخص کنید.



* پاسخ مسائل فرد در پیوست پایان کتاب آمده است.

مفهوم اسید - باز

۱۶ - ۱ آمونیوم کلرید (NH_4Cl) در آمونیاک مایع با سدیم آسید ($NaNH_2$) ترکیب شده، سدیم کلرید و آمونیاک تولید می‌کند. این واکنش را براساس نظریه برونشتاد، نظریه لوویس و نظریه حلال اسیدها و بازها (سیستم حلالی) تفسیر کنید. در هر مورد اسید(ها) و باز(های) در گیر در واکنش را به روشنی مشخص کنید.

۱۶ - ۲ براساس مفاهیم زیر تعریفی یک جمله‌ای از اسید، باز، و واکنش خشند شدن به دست دهید: (الف) مفهوم آرنیوس؛ (ب) مفهوم برونشتاد، لوری؛ (ج) مفهوم لوویس؛ و (د) مفهوم سیستم حلالی.

۱۶ - ۳ با استفاده از معادلات شیمیایی به اختصار بیان کنید چگونه ترکیب H_2O براساس مفاهیم زیر دسته‌بندی می‌شود: (الف) مفهوم آرنیوس؛ (ب) مفهوم برونشتاد - لوری؛ (ج) مفهوم لوویس.

۱۶ - ۴ در نظریه‌های زیر نقش پروتون را در تعریف اسید و باز به اختصار بیان کنید: (الف) مفهوم آرنیوس؛ (ب) مفهوم برونشتاد - لوری؛ (ج) مفهوم

قدرت اسیدی و ساختار مولکولی

۱۶ - ۱۹ - قدرت اسیدی H_3Se , AsH_3 و HBr را با هم مقایسه کنید. قدرت اسیدی هیدریدهای عنصر یک تناوب چگونه تغییر می‌کند؟

۱۶ - ۲۰ - قدرت اسیدی H_2S , H_2Se , H_2Te را با هم مقایسه کنید. قدرت اسیدی هیدریدهای عنصر یک گروه چگونه تغییر می‌کند؟

۱۶ - ۲۱ - در هر یک از زوج‌های زیرکدام ترکیب قدرت اسیدی بیشتری دارد؟

H_3PO_4 یا H_3AsO_4 (الف)

H_3AsO_3 یا H_3AsO_4 (ب)

H_2SO_4 یا H_2SO_3 (ج)

H_3BO_3 یا H_2CO_3 (د)

H_2Se یا HBr (ه)

۱۶ - ۲۲ - در هر یک از زوج‌های زیرکدام ترکیب قدرت اسیدی بیشتری دارد؟

H_2SO_4 یا H_2SeO_4 (الف)

H_2Te یا HI (ب)

HNO_3 یا HNO_2 (ج)

H_2SO_3 یا $HClO_3$ (د)

$HClO_3$ یا HIO_3 (ه)

۱۶ - ۲۳ - در هر یک از زوج‌های زیرکدام ترکیب قدرت بازی بیشتری دارد؟

P^{3-} یا S^{2-} (الف)

PH_3 یا NH_3 (ب)

SiO_3^{2-} یا SO_3^{2-} (ج)

NO_2^- یا NO_3^- (د)

Br^- یا F^- (ه)

۱۶ - ۲۴ - در هر یک از زوج‌های زیرکدام ترکیب قدرت بازی بیشتری دارد؟

HSO_3^- یا HSO_4^- (الف)

O^{2-} یا S^{2-} (ب)

BrO_3^- یا IO_3^- (ج)

SO_4^{2-} یا PO_4^{3-} (د)

ClO_3^- یا ClO_2^- (ه)

۱۶ - ۲۵ - ساختار لوویس (شامل بارهای قراردادی) سلینیک اسید،

H_2SeO_4 و تلوریک اسید، H_2TeO_4 را رسم کنید. کدام اسید قوی‌تر است؟

توجه کنید که در تلوریک اسید شش گروه OH به اتم Te متصل شده‌اند.

۱۶ - ۲۶ - قدرت اسیدی پرکلریک اسید، $HClO_4$, بیشتر از کلریک اسید،

$HClO_3$, است. از سوی دیگر، پریدیک اسید، HIO_5 , اسید ضعیف‌تری نسبت

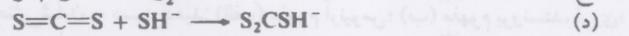
به یک اسید، HIO_3 , است. ساختارهای لوویس این چهار ترکیب را رسم کنید

(شامل بارهای قراردادی). توجه داشته باشید که در پریدیک اسید شش اتم O به

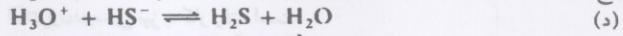
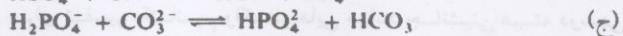
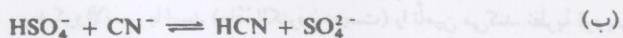
اتم مرکزی I متصل شده‌اند و به پنج اتم آنها هیدروژن متصل است.

نظریه لوویس

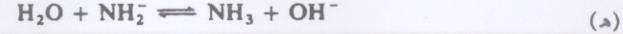
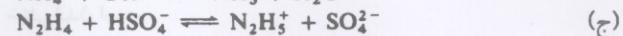
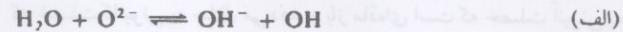
۱۶ - ۲۷ - واکنش‌های زیر را براساس نظریه لوویس تفسیر کنید:



۱۶ - ۲۸ - واکنش‌های زیر را براساس نظریه لوویس تفسیر کنید:

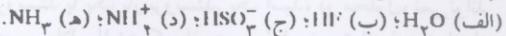


۱۶ - ۲۹ - در معادلات زیر تمام اسیدها و بازهای برونشتاد را مشخص کنید.



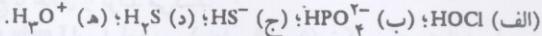
۱۶ - ۳۰ - با نوشتن معادلات شیمیابی، رفتار اجزای زیر را به صورت اسید

برونشتاد نمایش دهید:



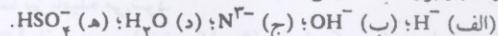
۱۶ - ۳۱ - با نوشتن معادلات شیمیابی، رفتار اجزای زیر را به صورت اسید

برونشتاد نمایش دهید:



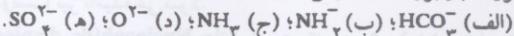
۱۶ - ۳۲ - با نوشتن معادلات شیمیابی، رفتار هر یک از اجزای زیر را به

صورت باز برونشتاد نمایش دهید:



۱۶ - ۳۳ - با نوشتن معادلات شیمیابی، رفتار هر یک از اجزای زیر را به

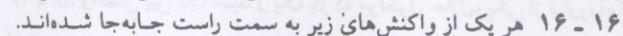
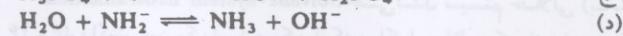
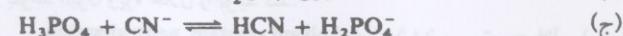
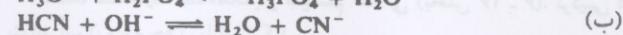
صورت باز برونشتاد نمایش دهید:



۱۶ - ۳۴ - هر یک از واکنش‌های زیر به سمت راست جایه‌جا شده‌اند.

فهرستی از تمام اسیدهای برونشتادی که در این معادله‌ها وجود دارند به دست آورید و آنها را براساس کاهش قدرت اسیدی مرتب کنید. فهرست مشابهی برای بازهای برونشتاد تهیه کنید.

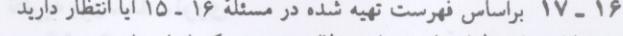
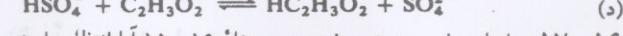
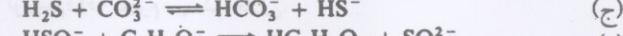
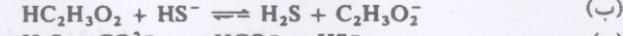
(الف)



۱۶ - ۳۵ - هر یک از واکنش‌های زیر به سمت راست جایه‌جا شده‌اند.

فهرستی از تمام اسیدهای برونشتادی که در این معادله‌ها وجود دارند به دست آورید و آنها را براساس کاهش قدرت اسیدی مرتب کنید. فهرست مشابهی برای بازهای برونشتاد تهیه کنید.

(الف)

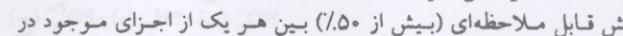


۱۶ - ۳۶ - براساس فهرست تهیه شده در مسئله ۱۵ - ۱۶ آیا انتظار دارید

واکنش قابل ملاحظه‌ای (بیش از ۵٪) بین هر یک از اجزای موجود در

بنخش‌های زیر صورت بگیرد؟

(الف)



۱۶ - ۳۷ - براساس فهرست تهیه شده در مسئله ۱۶ - ۱۵ آیا انتظار دارید

واکنش قابل ملاحظه‌ای (بیش از ۵٪) بین هر یک از اجزای موجود در

بنخش‌های زیر صورت بگیرد؟

(الف)



