به نام خدا



سایت گروه آموزشی آلم

ابتدایی، راهنمایی، دبیرستان، کنکور و دانشگاه

www.g-alm.ir	
www.g-alm.ir/ac	دانشگاه
www.g-alm.ir/forum	انجمن
www.g-alm.ir/azmoon	آزمون های آلم
www.g-alm.ir/shop	فروشگاه
www.film.g-alm.ir	فیلم های آموزشی

سرگذشت اسیدها و بازها

شیمی دان ها مدت ها پیش از آنکه ساختار اسیدها و بازها شناخته شود، با ویژگی های هرکدام و واکنش میان آن ها آشنا بوده اند و مشاهده های بسیاری را در تاریخ علم تجربی ثبت کرده اند.

در نخستین گام ← لاوازیه ← اکسیژن عنصر اصلی سازنده ی اسیدها

همفری دیوی ← با کشف و بررسی خواص هیدروکلریک اسید (HCl)، فراگیر نبودن دیدگاه لاوازیه درباره ی 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.
← مشاهده های بسیاری، درستی دیدگاه دیوی را به اثبات رساند. برای مثال : تجربه نشان می دهد که بر اثر واکنش اسیدها با فلزهای واکنش پذیری مانند سدیم، گاز هیدروژن آزاد می شود.

هیدروژن + نمک ← اسید + فلز
← طبق این مبنای تجربی، اسید به ترکیبی گفته می شود که در مولکول آن، اتم هیدروژنی یافت شود که بتوان آن را طی واکنشی با یک اتم فلزی جایگزین کرد. به این هیدروژن، هیدروژن اسیدی گفته می شود.

$$Na(s) + \underset{\text{هیدروژن اسیدی}}{H}Cl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2(g)$$

واکنش سدیم با آب و واکنش سدیم با اتانول :

$$Na(s) + H_2O(l) \xrightarrow{\text{سریع}} NaOH(aq) + H_2(g)$$

$$Na(s) + CH_3CH_2OH(l) \xrightarrow{\text{آهسته}} CH_3CH_2ONa(s) + H_2(g)$$

* طبق نظریه دیوی، آب و اتانول، خاصیت اسیدی دارند.
* هرچه شدت واکنش یک اسید با فلز بیشتر باشد، خصلت اسیدی آن بیشتر است. (خصلت اسیدی : آب > اتانول)
* در ترکیب های آلی اکسیژن دار مانند اتانول، هیدروژن اسیدی، هیدروژنی است که به اکسیژن متصل است.

مدل آرنیوس :
آرنیوس طی پژوهش هایی که روی رسانایی الکتریکی و برقکافت ترکیب های محلول در آب انجام داد، به مدلی برای اسیدها و بازها دست یافت.

اسید آرنیوس ← ماده ای که به هنگام حل شدن در آب، یون هیدروژن $H^+(aq)$ یا پروتون آزاد یا تولید می کند.

$$HCl(g) \xrightarrow{H_2O} H^+(aq) + Cl^-(aq)$$

(به فرایندی که طی آن، یک ترکیب خنثی به یون هایی با بار مخالف تبدیل می شود، یونش می گویند)

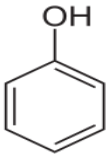
⚠ اکسید نافلزها، اسید آرنیوس به شمار می آیند. از این رو به آن ها اکسید اسیدی می گویند.

اسید ← آب + اکسید نافلز

$$N_2O_5(s) + H_2O(l) \rightarrow H^+(aq) + NO_3^-(aq)\ [HNO_3]$$

⚠ فنول (C_6H_5OH) به هنگام حل شدن در آب، به مقدار جزیی یون هیدروژن تولید می کند. پس اسید آرنیوس محسوب می شود.

$$C_6H_5OH(s) \rightleftharpoons C_6H_5O^-(aq) + H^+(aq)$$



فنول تو رو کولت نمیزنه ! باز نیست ! اسید آرنیوسه

باز آرنیوس ← ماده ای که به هنگام حل شدن در آب، یون هیدروکسید $OH^-(aq)$ آزاد یا تولید می کند.

$$KOH(s) \xrightarrow{H_2O} K^+(aq) + OH^-(aq)$$

⚠ برخی بازهای انحلال پذیر، یون هیدروکسید ندارند ولی بر اثر واکنش با آب، این یون را تولید می کنند. (مانند : پتاسیم اکسید K_2O)
اکسید اغلب فلزها، باز آرنیوس به شمار می آیند. از این رو به آن ها اکسید بازی می گویند.

باز ← آب + اکسید فلز

$$K_2O(s) + H_2O(l) \rightarrow K^+(aq) + OH^-(aq)$$

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
sanatisharif.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی
www.sanatisharif.ir

⚠ از نگاه آرنیوس؛ الکل ها (مانند متانول و اتانول) به صورت کاملا مولکولی در آب حل می شوند و به هنگام حل شدن در آب، یون هیدروژن یا یون هیدروکسید تولید نمی کنند. پس اسید یا باز آرنیوس به شمار نمی روند.

$C_2H_5OH(l) \xrightarrow{H_2O} C_2H_5OH(aq)$

یادآوری از شیمی ۳ ! :

هیدروکسیدها $\xleftarrow{\text{در آب}}$ نامحلول (به جز کاتیون فلزهای قلیایی و Ca^{2+} ، Sr^{2+} ، Ba^{2+})

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

مثال :

$LiOH - NaOH - KOH - RbOH - CsOH - Ca(OH)_2 - Sr(OH)_2 - Ba(OH)_2$ → قلیا → محلول در آب

$Al(OH)_3$ → باز هست → ولی قلیا نیست

واکنش خنثی شدن :

به واکنش محلول آبی یک اسید با یک باز که به تولید نمک و آب می انجامد، واکنش خنثی شدن می گویند.

اسید + باز → نمک + آب

⌘ مثال : اگر محلول آبی هیدروکلریک اسید و محلول آبی پتاسیم هیدروکسید با یکدیگر واکنش دهند، محلولی به دست می آید که طبق نظر آرنیوس نه خاصیت اسیدی و نه بازی دارد. به این محلول خنثی و به واکنش یاد شده واکنش خنثی شدن می گویند.

$HCl(aq) + KOH(aq) \rightarrow KCl(aq) + H_2O(l)$

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

$H^+(aq) + Cl^-(aq) + K^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow K^+(aq) + Cl^-(aq) + H_2O(l)$

یون های $K^+(aq)$ و $Cl^-(aq)$ بدون تغییر در دو طرف واکنش حضور دارند و در واکنش شرکت نکرده اند. به این گونه یون ها که در محیط واکنش حضور دارند ولی در واکنش شرکت نمی کنند، یون های ناظر یا تماشاگر می گویند.

و فقط یون های هیدروژن $H^+(aq)$ و هیدروکسید $OH^-(aq)$ در واکنش شرکت کرده اند و تشکیل $H_2O(l)$ داده اند.

$H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$

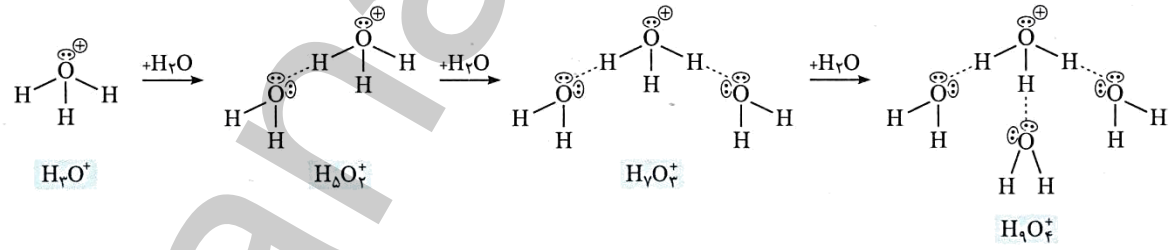
آرنیوس، واکنش $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$ را واکنش اصلی در فرایند خنثی شدن اسید – باز نامید.

به واسطه ی کوچک بودن شعاع یون هیدروژن (H^+) چگالی بار الکتریکی آن بسیار زیاد است و 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^+ (یون هیدرونیوم) نشان می دهند.

در یون هیدرونیوم (H_3O^+)، کاتیون هیدروژن از طریق تشکیل پیوند داتیو به اتم اکسیژن مولکول آب متصل شده است.





$H_3O^+ \xrightarrow{+H_2O} H_5O_2^+ \xrightarrow{+H_2O} H_7O_3^+ \xrightarrow{+H_2O} H_9O_4^+$

بنابراین :

معادله ی واکنش اصلی خنثی شدن را می توان به صورت درست تر زیر نوشت :

$H_3O^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow 2H_2O(l)$

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
Sanatisharif.ir

واکنش خود یونش آب یا یونش جزیی آب :

همواره در آب خالص، مقادیر ناچیزی یون های $H_3O^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ وجود دارد که رسانایی اندک آب خالص را به وجود آن ها نسبت می دهند.

این یون ها از یونش جزیی مولکول های آب طی واکنش تعادلی زیر ایجاد می شوند : (به این واکنش، خود یونش آب گفته می شود)

$$2H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

- مطابق مدل آرنیوس، حل شدن یک اسید در آب، غلظت یون هیدرونیوم (H_3O^+) را افزایش می دهد. با افزایش غلظت H_3O^+ طبق اصل لوشاتلیه، تعادل به سمت چپ جابه جا شده و غلظت OH^- کاهش می یابد.
- مطابق مدل آرنیوس، حل شدن یک باز در آب، غلظت یون هیدروکسید (OH^-) را افزایش می دهد. با افزایش غلظت OH^- طبق اصل لوشاتلیه، تعادل به سمت چپ جابه جا شده و غلظت H_3O^+ کاهش می یابد.

نارسایی مدل آرنیوس :

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.

نارسایی مدل آرنیوس $\rightarrow$ $HCl(g) + NH_3(g) \rightarrow NH_4Cl(s)$

مدل لوری – برونستد :

اسید، ماده ای است که بتواند یک یون هیدروژن یا پروتون به ماده ی دیگری بدهد.

باز، ماده ای است که می تواند یون هیدروژن یا پروتون را از ماده ی دیگری بپذیرد.

اسید لوری – برونستد $\leftarrow$ دهنده ی پروتون

باز لوری – برونستند $\leftarrow$ پذیرنده ی پروتون

مطابق تعریف لوری برونستد، هر واکنشی که شامل انتقال پروتون (H^+) از یک ماده به ماده ی دیگری باشد، یک واکنش اسید – باز خواهد بود.

⚠ 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.

⚠ در واکنش های برگشت ناپذیر (یک طرفه)، تعیین اسید و باز برونستد در سمت راست معادله و برای واکنش برگشت نادرست است.

ولی در واکنش های برگشت پذیر (دوطرفه)، در هر دو سمت معادله و برای هر دو واکنش رفت و برگشت، به شرط مبادله ی پروتون می توان اسید و باز برونستد را تعیین نمود.

مثال ① : واکنش خود یونش آب :

$$2H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + OH^-(aq) \Rightarrow \underset{\text{اسید برونستد}}{H_2O(l)} + \underset{\text{باز برونستد}}{H_2O(l)} \xrightarrow{H^+} H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

توجه : از دیدگاه لوری – برونستد، آب می تواند هم در نقش اسید و هم در نقش باز باشد. در واقع چنانچه بر روی آب، یک اسید بیفزاییم، آب نقش باز را ایفا می کند و اگر بر روی آب، یک باز بیفزاییم، آب نقش اسید را پیدا می کند.

به موادی مانند آب، که در مقابل اسیدها خاصیت بازی و در مقابل بازها خاصیت اسیدی از خود نشان می دهند، آمفوتر می گویند.

آمفوتر : آمفوتر، ماده ای است که در برابر اسیدها خاصیت بازی و در برابر بازها، خاصیت اسیدی از خود نشان می دهد.

در واقع، آمفوتر ماده ای است که می تواند در برخی واکنش ها مانند اسید و در برخی دیگر شبیه باز رفتار کند.

اکسید آمفوتر :

آلومینیوم اکسید $Al_2O_3(s)$ در آب، انحلال پذیر نیست (شیمی ۳) 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.

⚠ آنیون های دارای هیدروژن اسیدی (مانند : HS^- ، HSO_3^- ، HCO_3^- ، $H_2PO_4^-$ ، HPO_4^{2-} و ...) آمفوتر هستند :

$$\text{اسید} \xrightarrow{+H^+} \text{آنیون هیدروژن دار} \xrightarrow{-H^+} \text{باز}$$

مثال :

$$CO_3^{2-} \xleftarrow{-H^+} HCO_3^- \xrightarrow{+H^+} H_2CO_3$$

⚠ آنیون هیدروژن سولفات (HSO_4^-) خاصیت آمفوتری ندارد. و فقط خاصیت اسیدی دارد.

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
SanatiSharif.ir

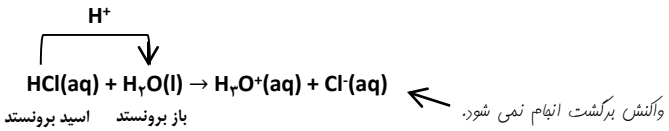
مثال ② :

هیدروکلریک اسید، محلولی از گاز بی رنگ هیدروژن کلرید در آب است.

$$HCl(g) \xrightarrow{H_2O} HCl(aq)$$

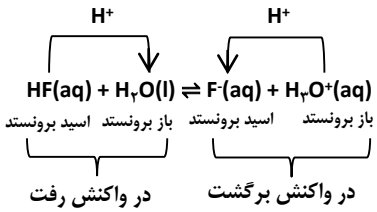
هیدروژن کلرید حل شده در آب، یک پروتون خود را به یک مولکول آب می دهد، بنابراین هیدروژن کلرید به عنوان اسید و آب به عنوان باز عمل می کند.

توجه : هیدروکلریک اسید جزو اسیدهای قوی است. یونش اسیدهای قوی یک طرفه و برگشت ناپذیر است. از این رو فقط در سمت چپ معادله می توان اسید و باز برونستد را تعیین کرد.



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

مثال ③ :



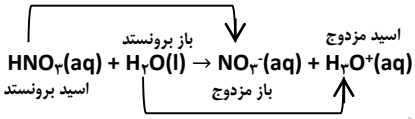
توجه : هیدروفلوئوریک اسید، جزو اسیدهای ضعیف است. یونش اسیدهای ضعیف، دو طرفه و برگشت پذیر است. از این رو در هر دو سمت معادله می توان اسید و باز برونستد را تعیین نمود.

اسید و باز مزدوج :

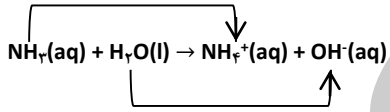
طبق مدل لوری – برونستد، طی یک واکنش اسید – باز همواره یک اسید با از دست دادن پروتون به یک باز تبدیل می شود. به باز حاصل که در سمت راست معادله ی این واکنش نوشته می شود، باز مزدوج گفته می شود.

در این واکنش، باز با گرفتن پروتون به یک اسید تبدیل می شود. به اسید حاصل که در سمت راست معادله ی این واکنش نوشته می شود، اسید مزدوج می گویند.

مثال ① :

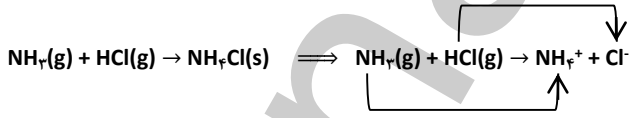


مثال ② :



مثال ③ :

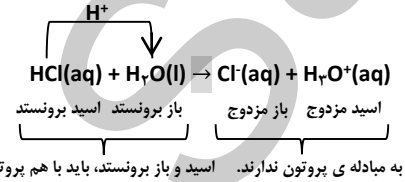
واکنش گاز آمونیاک با گاز هیدروژن کلرید، به تولید جامد یونی سفید رنگ آمونیوم کلرید می انجامد :



⚠ میان اسید و باز لوری – برونستد، حتماً باید انتقال پروتون (H^+) صورت پذیرد، ولی میان اسید و باز مزدوج، نیازی نیست که حتماً انتقال پروتون (H^+) صورت بگیرد.

از این رو :

در واکنش های اسید – باز برگشت ناپذیر (یک طرفه)، مواد سمت چپ معادله که با انتقال H^+ همراه هستند، اسید و باز لوری – برونستد هستند ولی مواد سمت راست معادله که با انتقال H^+ همراه نیستند، اسید و باز مزدوج می باشند.



اسید و باز مزدوج، نیازی به مبادله ی پروتون ندارند. اسید و باز برونستد، باید با هم پروتون مبادله کنند.

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
SanatiSharif.ir

در واکنش های اسید – باز برگشت پذیر (دو طرفه)، در واکنش رفت، مواد سمت چپ معادله که با انتقال H^+ همراه هستند، اسید و باز لوری – برونستد و مواد سمت راست معادله، اسید و باز مزدوج هستند.
و در واکنش برگشت، مواد سمت راست معادله که با انتقال H^+ همراه هستند، اسید و باز لوری – برونستد و مواد سمت چپ معادله، اسید و باز مزدوج هستند.

$$HF(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons F^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

در واکنش رفت: اسید برونستد | باز برونستد | باز مزدوج | اسید مزدوج

در واکنش برگشت: اسید مزدوج | باز مزدوج | باز برونستد | اسید برونستد

⚠ تفاوت اسید و باز مزدوج، فقط در یک پروتون (H^+) است. از این رو برای پیدا کردن اسید مزدوج یک ماده کافی است یک H^+ به آن اضافه کنیم و برای پیدا کردن باز مزدوج، کافی است یک H^+ از آن کم کنیم.

مثال (سراسـری ریاضـی ۸۸) : HPO_4^{2-}

$+ H^+$ ← اسید مزدوج : $H_2PO_4^-$

$- H^+$ ← باز مزدوج : PO_4^{3-}

⚠ هرچه اسید یا باز قوی تر باشد، باز یا اسید مزدوج آن ضعیف تر است. (وبالعکس)

مثال : قدرت اسیدی : $HCl > HF \Longrightarrow$ قدرت بازی : $Cl^- < F^-$

SanatiSharif.ir

قدرت اسیدها و بازها

اسیدها و بازها را بر مبنای میزان یونش یا تفکیکی که به هنگام حل شدن در آب دارند، دسته بندی می کنند. (قدرت اسیدها و بازها به میزان تفکیک یا یونش آن ها در آب بستگی دارد).

اسیدهای قوی : اسیدهایی هستند که بر اثر حل شدن در آب تقریباً به طور کامل یونش می یابند.

چون یونش اسیدهای قوی، کامل است، در معادله ی یونش آن ها از نماد → استفاده می شود.

⌘ مثال : هنگامی که یک اسید لوری – برونستد مانند HCl در آب حل می شود، مولکول های قطبی آب، پیوند قطبی میان اتم هیدروژن و اتم الکترونگاتیوی که هیدروژن به آن متصل شده است را می شکنند 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 بر جای می ماند.
در خلال این واکنش، همه ی مولکول های هیدروژن کلرید یونیده شده، به یون های هیدروژن (هیدرونیوم) و کلرید تبدیل می شوند.

$$HCl(g) + H_2O(g) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

چون اسیدهای قوی به طور کامل در آب یونیده می شوند، غلظت یون H_3O^+ معمولاً با مولاریته ی اسید قوی برابر است.
به استثنای : H_2SO_4. زیرا از یونش هر مول H_2SO_4 بیش از یک مول یون H_3O^+ پدید می آید.

$[H_3O^+] = [HX]$
مثال : $[H_3O^+] = [HCl]$

اسیدهای قوی :
$HClO_4$ (پرکلریک اسید)
HI (هیدرویدیک اسید)
HBr (هیدروبرمیک اسید)
HCl (هیدروکلریک اسید)
H_2SO_4 (سولفوریک اسید)
HNO_3 (نیتریک اسید)

⚠ توجه : سولفوریک اسید (H_2SO_4) تنها اسید قوی دو پروتونی است که فقط جدا شدن پروتون اول آن کامل است و پروتون دوم، طی یک واکنش تعادلی یا ناقص جدا می شود.

$$H_2SO_4(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + HSO_4^-(aq)$$
$$HSO_4^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

اسیدهای ضعیف : اسیدهایی هستند که بر اثر حل شدن در آب به طور جزیی یونیده می شوند. (تعداد کمی از مولکول های اسید به یون تبدیل می شوند) و همواره اندک یون های حاصل از یونش آن ها با مولکول های یونیده نشده در تعادل هستند.

چون یونش اسیدهای ضعیف، ناقص است، در معادله ی یونش آن ها از نماد ⇌ استفاده می شود.
⌘ مثال :

$$HF(aq) + H_2O(g) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + F^-(aq)$$

چون اسیدهای ضعیف به طور جزیی در آب یونیده می شوند، غلظت یون H_3O^+ از مولاریته ی اسید ضعیف، کمتر است.

$[H_3O^+] < [HX]$
مثال : $[H_3O^+] < [HF]$

بازهای قوی : بازهایی هستند که بر اثر حل شدن در آب به طور کامل تفکیک می شوند.

چون تفکیک بازهای قوی، کامل است، در معادله ی یونش آن ها از نماد → استفاده می شود.
⌘ مثال : NaOH (سود سوزآور) و KOH (پتاس سوزآور)

$Ba(OH)_2$ و $Ca(OH)_2$ با آن که انحلال پذیری کمی دارند، باز قوی به شمار می آیند. زیرا بر اثر انحلال مقدار کافی یون هیدروکسید در محلول آزاد می کنند.

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
SanatiSharif.ir

چون بازهای قوی به طور کامل در آب تفکیک می شوند، غلظت یون OH^- با مولاریته ی باز قوی برابر است. (البته به شرط آنکه باز قوی مورد نظر، یک ظرفیتی باشد)

$[OH^-] = [MOH]$
مثال : $[OH^-] = [NaOH]$

در میان بازها، فقط بازهای گروه ۱ جدول تناوبی و بازهای گروه ۲ (از کلسیم به پایین) قوی هستند و سایر بازها، جزو بازهای ضعیف به شمار می روند.
$LiOH$, $NaOH$, KOH , $RbOH$, $CsOH$
$Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$

قدرت بازی هیدروکسیدهای گروه های اول و دوم جدول تناوبی از بالا به پایین افزایش می یابد :

$LiOH < NaOH < KOH < RbOH < CsOH$
$Ca(OH)_2 < Sr(OH)_2 < Ba(OH)_2$

قدرت بازی هیدروکسیدهای گروه اول از هیدروکسیدهای گروه دوم هم دوره ی خود، بیشتر است.

$KOH > Ca(OH)_2$

بازهای ضعیف : بازهایی هستند که بر اثر حل شدن در آب به طور جزیی تفکیک یا یونیده می شوند.

چون تفکیک بازهای ضعیف، ناقص است، در معادله ی تفکیک آن ها از نماد ⇌ استفاده می شود.

محلول آبی آمونیاک و همه ی بازهای آلی که به مقدار اندکی در آب یونیده می شوند، از جمله بازهای ضعیف به شمار می آیند. (این بازها طی یک واکنش تعادلی با آب، یون های هیدروکسید تولید می کنند)

$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$

چون بازهای ضعیف به طور جزیی در آب تفکیک می شوند، غلظت یون OH^- از مولاریته ی باز ضعیف، کمتر است.

$[OH^-] < [MOH]$
مثال : $[OH^-] < [NH_3]$

درجه ی یونش یا درجه ی تفکیک یونی (α) : نسبت تعداد مول ها یا مولکول های یونیده شده به تعداد کل مول ها یا مولکول های اولیه.

$$\alpha = \frac{\text{تعداد مول ها یا مولکول های یونیده شده}}{\text{تعداد کل مول ها یا مولکول های حل شده}}$$

معمولاً به صورت درصد گزارش می شود. (درصد یونش – درصد تفکیک یونی) ($\%\alpha$)

$$\%\alpha = \alpha \times 100$$

⌘ مثال : در محلول $1\ mol.L^{-1}$ هیدروفلوئوریک اسید (HF)، از هر ۱۰۰۰ مولکول ۲۴ مولکول آن یونیده می شود. در واقع ۹۷۶ مولکول به صورت یونیده نشده در آب باقی می ماند. (این نسبت برای این محلول در دما و غلظت معین همواره ثابت است)
واکنش یونش مولکول های هیدروفلوئوریک اسید و واکنش ترکیب شدن یون فلوئورید و یون هیدروژن هم زمان و با سرعت یکسانی انجام می شود.

$HF(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + F^-(aq)$

$\alpha = \frac{24}{1000} = 0/024$
$\%\alpha = \alpha \times 100 = 0/024 \times 100 = 2/4\% \Longrightarrow$ ۲/۴ درصد انحلال یونی است و ۹۷/۶ درصد انحلال مولکولی است

با توجه به مقادیر مختلف درجه ی یونش (α) :

$\alpha = 0 \Leftarrow$ ماده اصلا یونیده نمی شود – انحلال کاملاً مولکولی است – غیرالکترولیت به شمار می رود.
مثال : انحلال متانول، اتانول، پروپانون (استون)، شکر در آب

$\alpha = 1 \Leftarrow$ ماده ۱۰۰٪ یونیده می شود – انحلال کاملاً یونی است – الکترولیت قوی به شمار می رود.
مثال : انحلال اسیدها و بازهای قوی در آب

$0 < \alpha < 1 \Leftarrow (\alpha \times 100)\%$ انحلال یونی و بقیه ی آن مولکولی است – الکترولیت ضعیف به شمار می رود.
مثال : انحلال اسیدها و بازهای ضعیف در آب

SanatiSharif.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی
www.sanatisharif.ir

ثابت یونش اسیدها (K_a) :

$HF(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + F^-(aq)$

$$K = \frac{[H_3O^+(aq)]\,[F^-(aq)]}{[HF(aq)][H_2O(l)]}$$

$$\underbrace{K \cdot [H_2O(l)]}_{K_a} = \frac{[H_3O^+(aq)]\,[F^-(aq)]}{[HF(aq)]}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+(aq)]\,[F^-(aq)]}{[HF(aq)]}$$

مقدار K_a برای HF در $25^\circ C$: $5/62\times10^{-4}\ mol.L^{-1}$

نکته :

$K_a \uparrow \Rightarrow$ قدرت اسیدی $\uparrow$
$K_a \downarrow \Rightarrow$ قدرت اسیدی $\downarrow$

⚠ **میان ثابت یونش اسیدها و قدرت اسیدی رابطه ی خطی وجود ندارد.**
مثلاً اگر K_a اسید HA دو برابر K_a اسید HB باشد، نمی توان نتیجه گرفت که قدرت اسیدی و غلظت H_3O^+ اسید HA نیز دو برابر اسید HA است.

از آن جا که K_a برای اسیدهای ضعیف مقداری کوچک است، برای راحتی کار در هنگام مقایسه ی قدرت اسیدهای مختلف، معمولاً به جای K_a از pK_a (منفی لگاریتم K_a) استفاده می شود.

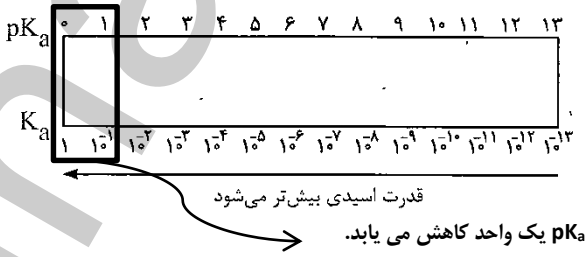
$$pK_a = -\log K_a \Longrightarrow K_a = 10^{-pKa}$$

هرچه مقدار pK_a کوچکتر (K_a بزرگتر) باشد، اسید قوی تر است. (اسید بیشتر یونیده می شود و غلظت یون های حاصل از یونش بیشتر است)

⌘ کدام اسید قوی تر است؟
✓ هیدروفلوئوریک اسید (HF) با $pK_a = 3/25$
هیدروسیانیک اسید (HCN) با $pK_a = 9/40$

⌘ کدام اسید قوی تر است؟
هیپوبرمواسید (HOBr) با $K_a = 2\times10^{-9}$
✓ هیپوکلرواسید (HOCl) با $K_a = 3/7\times10^{-8}$

رابطه ی بین K_a و pK_a :



⚠ **با ده برابر شدن مقدار K_a، مقدار pK_a یک واحد کاهش می یابد.**

ثابت یونش بازها (K_b) :

$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$

$$K = \frac{[NH_4^+(aq)]\,[OH^-(aq)]}{[NH_3(aq)][H_2O(l)]}$$

$$K \cdot [H_2O(l)] = \frac{[NH_4^+(aq)]\,[OH^-(aq)]}{[NH_3(aq)][H_2O(l)]}$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+(aq)]\,[OH^-(aq)]}{[NH_3(aq)]}$$

sanatisharif.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی
www.sanatisharif.ir

نکته :

$K_b \uparrow \Rightarrow$ قدرت بازی $\uparrow$

$K_b \downarrow \Rightarrow$ قدرت بازی $\downarrow$

از آن جا که K_b برای بازهای ضعیف مقداری کوچک است، برای راحتی کار در هنگام مقایسه ی قدرت بازهای مختلف، معمولاً به جای K_b از PK_b (منفی لگاریتم K_b) استفاده می شود.

$$PK_b = - \log K_b \Longrightarrow K_b = ۱۰^{-pKb}$$

هرچه مقدار PK_b کوچکتر (K_b بزرگتر) باشد، باز قوی تر است و یون بیشتری در حالت محلول تولید می شود.

مقایسه ی قدرت نسبی برخی اسیدها و باز مزدوج آن ها :

$- H^+$

اسید	باز مزدوج
پرکلریک اسید $HClO_۴$	یون پرکلرات $ClO_۴^-$
هیدرویدیک اسید HI	یون یدید I^-
هیدروبرمیک اسید HBr	یون برمید Br^-
هیدروکلریک اسید HCl	یون کلرید Cl^-
سولفوریک اسید $H_۲SO_۴$	یون هیدروژن سولفات $HSO_۴^-$
نیتریک اسید $HNO_۳$	یون نیترات $NO_۳^-$
یون هیدروژن سولفات $HSO_۴^-$	یون سولفات $SO_۴^{۲-}$
فسفریک اسید $H_۳PO_۴$	یون دی هیدروژن فسفات $H_۲PO_۴^-$
هیدروفلوئوریک اسید HF	یون فلوئورید F^-
نیترواسید $HNO_۲$	یون نیتریت $NO_۲^-$
کربنیک اسید $H_۲CO_۳$	یون هیدروژن کربنات $HCO_۳^-$
یون آمونیوم $NH_۴^+$	آمونیاک $NH_۳$
آب $H_۲O$	یون هیدروکسید OH^-

افزایش قدرت اسیدی

افزایش قدرت بازی

⚠ هرچه اسید قوی تر $\Longleftarrow$ باز مزدوج ضعیف تر

$\Longleftarrow$ باز مزدوج پایدارتر

اسیدهای چند پروتون دار :

اسید تک پروتون دار : اسیدی مانند هیدروفلوئوریک اسید (HF) که قادر است پس از حل شدن در آب، تنها یک پروتون به مولکول آب بدهد.

اسید چندپروتون دار : برخی اسیدها مانند سولفوریک اسید ($H_۲SO_۴$) و فسفریک اسید ($H_۳PO_۴$) به ترتیب می توانند ۲ و ۳ پروتون به آب بدهند.

در اسیدهای چند پروتون دار، از دست دادن هر پروتون طی یک مرحله ی تعادلی انجام می شود.

⌘ مثال : فسفریک اسید یک اسید ۳ پروتونی است و در آب طی ۳ مرحله ی زیر یونیده می شود : (اسید / باز / اسید مزدوج / باز مزدوج)

اسید ضعیف تر

$$H_۳PO_{۴(aq)} + H_۲O_{(l)} \rightleftharpoons H_۳O^+_{(aq)} + H_۲PO_۴^-{}_{(aq)} \quad K_{a۱}$$

$$H_۲PO_۴^-{}_{(aq)} + H_۲O_{(l)} \rightleftharpoons H_۳O^+_{(aq)} + HPO_۴^{۲-}{}_{(aq)} \quad K_{a۲}$$

$$HPO_۴^{۲-}{}_{(aq)} + H_۲O_{(l)} \rightleftharpoons H_۳O^+_{(aq)} + PO_۴^{۳-}{}_{(aq)} \quad K_{a۳}$$

⚠ در اسیدهای چند پروتون دار، ثابت یونش هر مرحله (K_a) نسبت به مرحله ی قبل کاهش می یابد : $K_{a۱} > K_{a۲} > K_{a۳}$

(pK_a هر مرحله نسبت به مرحله ی قبل افزایش می یابد) : $pK_{a۱} < pK_{a۲} < pK_{a۳}$

(در مراحل یونش اسیدهای چند پروتون دار، اسیدها مرحله به مرحله، ضعیف تر می شوند).

قدرت اسیدی : $H_۳PO_۴ > H_۲PO_۴^- > HPO_۴^{۲-}$

قدرت بازی باز مزدوج : $H_۲PO_۴^- < HPO_۴^{۲-} < PO_۴^{۳-}$

Sanatisharif.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی
www.sanatisharif.ir

⚠ در مراحل یونش فسفریک اسید، پروتون سوم آن سخت تر از دو پروتون دیگر جدا می شود. علت :

۱. در مرحله ی اول، پروتون (H^+) از یک مولکول خنثی جدا می شود، در حالی که در مراحل بعدی، پروتون از یک ذره ی با بار منفی جدا می شود. جدا شدن H^+ از مولکول خنثی به مراتب آسان تر و بیشتر صورت می گیرد.

۲. یون های هیدرونیوم تولید شده تا حدی محلول را اشباع می کنند. بالا رفتن غلظت H_3O^+ در محلول، مطابق اصل لوشاتلیه، تا حدی مانع از یونش مراحل بعدی می گردد.

⚠ به طور کلی در مراحل یونش اسیدهای چند پروتون دار، همواره مولکول اسید اولیه (مانند H_3PO_4) و H_3O^+ تنها به عنوان اسید و آخرین آنیون تولید شده (مانند PO_4^{3-}) تنها به عنوان باز عمل می کنند.

بقیه ی آنیون ها می توانند هم در نقش اسید و هم در نقش باز عمل کنند. بنابراین آمفوتر به حساب می آیند : $H_2PO_4^-$ و HPO_4^{2-}

⚠ در محلول اسیدهای چند پروتون دار، غلظت یون H_3O^+ از بقیه ی یون ها بیشتر است. زیرا در همه ی مراحل یونش تولید می شود.

در بین آنیون ها نیز هرچه بار منفی یون بیشتر باشد، میزان تولید آن کاهش یافته و غلظت آن کمتر خواهد بود.

با توجه به اینکه اسیدهای چند پروتون دار (البته به جز H_2SO_4) اسیدهای ضعیفی هستند، تنها مقدار کمی از این اسیدها یونیده می شود و بیشتر آن به صورت یونیده نشده در محلول باقی می ماند. به همین دلیل غلظت اسید یونیده نشده از غلظت همه ی ذره ها (حتی H_3O^+) بیشتر است.

ترتیب غلظت ذره های موجود در محلول فسفریک اسید : $[H_3PO_4] > [H_3O^+] > [H_2PO_4^-] > [HPO_4^{2-}] > [PO_4^{3-}]$

فسفریک اسید (H_3PO_4) :

- از جمله پرمصرف ترین مواد شیمیایی در صنعت است.
- به عنوان ماده ی افزودنی در نوشابه های گازدار کاربرد دارد.
- در تولید کودهای شیمیایی، پاک کننده های صابونی و غیرصابونی، تصفیه ی آب، خوراک دام و داروسازی به کار می رود.

سولفورواسید (H_2SO_3) و کربنیک اسید (H_2CO_3)، اسیدهای دوپروتون دار آشنایی هستند که بیشتر به واسطه ی نمک هایشان (Na_2SO_3 و Na_2CO_3) شهرت یافته اند.

این دو اسید ناپایدارند و تاکنون به صورت خالص جدا نشده اند.

از این رو به جای این فرمول های شیمیایی بهتر است که آن ها را به ترتیب با نمادهای $SO_{2(aq)}$ و $CO_{2(aq)}$ نمایش داد.

$$SO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2SO_{3(aq)}$$

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(aq)}$$

در سولفوریک اسید (H_2SO_4) :

$$H_2SO_4(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + HSO_4^-(aq)$$

$$HSO_4^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

⚠ آنیون هیدروژن سولفات (HSO_4^-) برخلاف سایر آنیون های دارای هیدروژن اسیدی، خاصیت آمفوتری ندارد و فقط خاصیت اسیدی دارد. چون H_2SO_4 یک اسید بسیار قوی است و مرحله ی اول یونش این اسید یکطرفه و برگشت ناپذیر است.

ثابت یونش آب (حاصلضرب یونی آب) (K_w) :

حتی در خالص ترین نمونه ی آب، مقادیر بسیار کمی یون های $H_3O^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ وجود دارد که حاصل خود–یونش مولکول های آب هستند:

$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$K = \frac{[H_3O^+_{(aq)}][OH^-_{(aq)}]}{[H_2O_{(l)}]^2}$$

– با توجه به ثابت بودن غلظت آب :

$$K.[H_2O_{(l)}]^2 = [H_3O^+_{(aq)}].[OH^-_{(aq)}] \Rightarrow K_w = [H_3O^+_{(aq)}].[OH^-_{(aq)}]$$

مقدار K_w فقط به دما بستگی دارد و در دمای معین، مقدار ثابتی است و هرگونه تغییری در غلظت یون $H_3O^+_{(aq)}$ یا $OH^-_{(aq)}$ تاثیری بر مقدار K_w ندارد.

در دمای اتاق : $K_w = 10^{-14}\ mol^2.L^{-2}$

K_w مقدار ثابتی است که غلظت دو یون $H_3O^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ را به هم مرتبط می کند.

$$K_w = [H_3O^+_{(aq)}].[OH^-_{(aq)}] \Rightarrow [H_3O^+_{(aq)}] = \frac{K_w}{[OH^-_{(aq)}]}$$

* این رابطه نشان می دهد که در دمای ثابت، هرچه غلظت یون $H_3O^+_{(aq)}$ در یک محلول آبی افزایش یابد، غلظت یون $OH^-_{(aq)}$ باید کاهش یابد.

* در محلول های آبی و در دمای معین، به شرط داشتن غلظت یکی از این دو یون، می توان غلظت یون دیگر را از رابطه ی یادشده به دست آورد.

برای آب خالص در دمای اتاق، غلظت یون های $H_3O^+_{(aq)}$ و $OH^-_{(aq)}$ با هم مساوی و برابر $10^{-7}\ mol.L^{-1}$ است.

$$K_w = [H_3O^+_{(aq)}].[OH^-_{(aq)}] = 10^{-14} \Rightarrow [H_3O^+_{(aq)}] = [OH^-_{(aq)}] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}\ mol.L^{-1}$$

مجری طرح توسعه عدالت آموزشی
www.sanatisharif.ir
www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir

PH

در اواخر سده ی نوزدهم، برخی از صاحبان صنایع شیمیایی جهت بهینه سازی شرایط تخمیر در کارخانه های خود، به شدت به دانستن مقدار و شیوه ی کنترل میزان اسیدی بودن محیط فعالیت مخمرها نیاز داشتند.
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 تلاش برای حل این مشکل، معیاری برای اندازه گیری میزان اسیدی بودن محلول ها یافت.
این معیار، میزان اسیدی بودن یک محلول را با یک عدد ساده بیان می کند.

در این مقیاس به جای گزارش غلظت یون هیدرونیوم، [$H_3O^+_{(aq)}$]، که عددهایی کوچک در گستره ای از $1\ mol.L^{-1}$ تا $10^{-14}\ mol.L^{-1}$ را در بر می گیرد، از منفی لگاریتم این غلظت استفاده می شود.

روابط :

در اسیدها :

$PH = -\log [H_3O^+] \implies [H_3O^+] = 10^{-PH}$

$PH = -\log (M \cdot n \cdot \alpha) \implies [H_3O^+] = M \cdot n \cdot \alpha$

n : در اسیدهای قوی ← تعداد H ؛ در اسیدهای ضعیف ← ۱

α : برای اسیدهای قوی ← ۱

$K_a = \frac{M \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \xrightarrow{\text{یا اسید ضعیف } \alpha<0/05} K_a = M \cdot \alpha^2$

$[H_3O^+] = \sqrt{(1-\alpha)\, K_a\, M}$

در بازها :

$POH = -\log [OH^-] \implies [OH^-] = 10^{-POH}$

$POH = -\log (M \cdot n \cdot \alpha) \implies [OH^-] = M \cdot n \cdot \alpha$

$K_b = \frac{M \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \xrightarrow{\text{یا باز ضعیف } \alpha<0/05} K_b = M \cdot \alpha^2$

$[OH^-] = \sqrt{(1-\alpha)\, K_b\, M}$

@ ۲۵°C : PH + POH = ۱۴

$\log 2 = 0/3 \Rightarrow 10^{0/3} = 2$

$\log 3 = 0/5 \Rightarrow 10^{0/5} = 3$

$\log 5 = 0/7 \Rightarrow 10^{0/7} = 5$

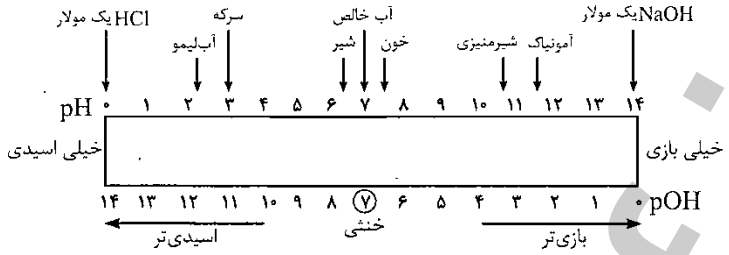
مقیاس PH در دمای اتاق، گستره ای از صفر تا حداکثر ۱۴ را در بر می گیرد.

PH آب خالص و محلول های خنثی ۷ است.

PH محلول های اسیدی، کمتر از ۷ و PH محلول های بازی بیشتر از ۷ است.

با اندازه گیری PH، میزان اسیدی بودن و به عبارت درست تر غلظت یون $H_3O^+_{(aq)}$ در یک محلول آبی مشخص می شود.

مجری طرح توسعه عدالت آموزشی
www.sanatisharif.ir
www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir



اندازه گیری ها نشان می دهد که PH آب خالص در دمای اتاق، ۷ و در حین جوشیدن ۶/۱۲ است.

رقیق کردن اسیدهای قوی :
اگر محلول یک اسید قوی را با افزودن آب، رقیق کنیم، رابطه ی زیر میان تغییر حجم و تغییر PH محلول برقرار است :

$\Delta PH = \log n_V$

n_V : چند برابر شدن حجم محلول

غلیظ کردن اسیدهای قوی :
اگر محلول یک اسید قوی را با افزودن همان اسید، غلیظ کنیم، رابطه ی زیر میان تغییر غلظت و تغییر PH محلول برقرار است :

$\Delta PH = - \log n_M$

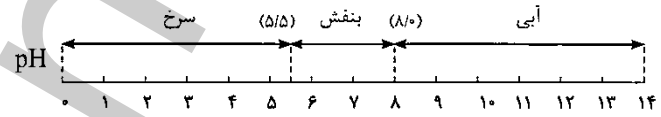
n_M : چند برابر شدن غلظت محلول

روش های اندازه گیری PH :
PH سنج های دیجیتالی
شناساگرها

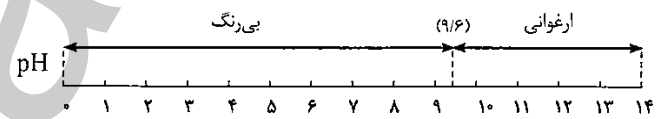
روش بسیار دقیقی برای اندازه گیری غلظت یون هیدرونیوم موجود در یک محلول وجود دارد که به کمک PH سنج های دیجیتال انجام می گیرد.
این PH سنج ها با تقویت ولتاژ کوچکی که با وارد کردن الکترود دستگاه درون محلول ایجاد می شود و نمایش نتیجه روی صفحه ی نمایشگر، مقدار PH آن محلول را مشخص می کند.
شکل

شناساگرها، دسته ای از ترکیب های رنگی محلول در آب هستند که می توانند در PH های مختلف، رنگ های گوناگونی داشته باشند.
به کمک محلول این مواد رنگی که شناساگرهای اسید-باز نامیده شده اند، می توان PH تقریبی یک محلول را اندازه گرفت یا تغییرات PH در آن را آشکار کرد.
لیتموس (تورنسل)، فنول فتالئین و متیل نارنجی از جمله مهم ترین شناساگرهای اسید-باز هستند.

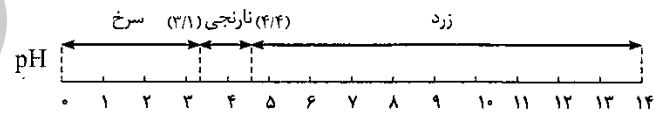
لیتموس :



فنول فتالئین :



متیل نارنجی :



Sanatisharif.ir

متیل نارنجی و متیل سرخ : در محیط اسیدی به رنگ سرخ و در محیط های بازی به رنگ زرد
دامنه ی رنگ سرخ در متیل سرخ از متیل نارنجی بیشتر است.

آبی برموفنول و آبی برموتینول : در محیط اسیدی به رنگ زرد و در محیط های بازی به رنگ آبی
دامنه ی رنگ آبی در آبی برموفنول از آبی برموتیمول بیشتر است.

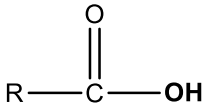
آب کلم سرخ به عنوان یک شناساگر طبیعی اسید – باز عمل می کند.
در محیط اسیدی با PH=۱ : به رنگ سرخ
در محیط بازی با PH=۱۳ : به رنگ زرد
در محیط خنثی : به رنگ بنفش

SanatiSharif.ir

اسیدها و بازهای آلی

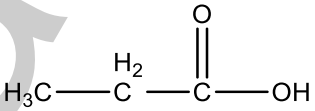
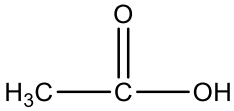
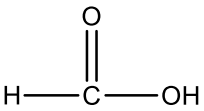
کربوکسیلیک اسیدها

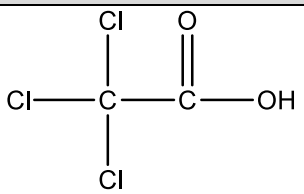
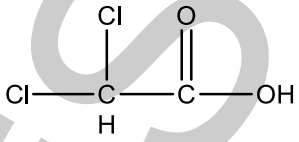
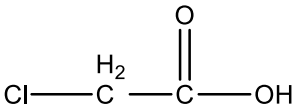
کربوکسیلیک اسیدها، دسته ای از ترکیب های آلی هستند که یک یا چند گروه عاملی کربوکسیل (-COOH) در آن ها یافت می شود.



فرمول عمومی کربوکسیلیک اسیدهای سیرشده ی یک عاملی : $C_n H_{2n} O_2$

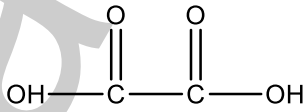
کربوکسیلیک اسیدها را با افزودن پسوند –ویک اسید به نام زنجیر کربنی آن ها نام گذاری می کنند. (آلکانویک اسید)

پروپانویک اسید	اتانویک اسید	متانویک اسید
		
C_2H_5COOH	CH_3COOH	HCOOH

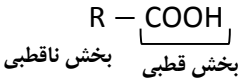
تری کلرواتانویک اسید	دی کلرواتانویک اسید	کلرواتانویک اسید
		
Cl_3 C COOH	Cl_2 CH COOH	Cl CH_2 COOH

در کربوکسیلیک اسیدهای دو عاملی، از پسوند –دی اوییک اسید استفاده می شود. (آلکان دی اوییک اسید)

مثال : اتان دی اوییک اسید (اگزالیک اسید)

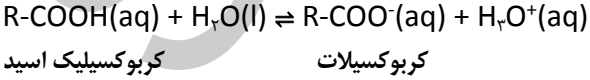


کربوکسیلک اسیدهای سبک (حداکثر با ۴ اتم کربن) به خوبی در آب حل می شوند ولی با افزایش طول زنجیر کربنی، از انحلال پذیری آن ها در آب کاسته می شود (زیرا بخش ناقطبی بر بخش قطبی غلبه می کند)؛ به طوری که در عمل بسیاری از آن ها در آب نامحلول هستند.



کربوکسیلیک اسیدها، اسیدهای ضعیفی هستند و بر اثر حل شدن در آب تعداد کمی از مولکول های آن ها، پروتون (H^+) اسیدی خود را به مولکول های آب می دهند و به سرعت به حالت تعادل می رسند.

⚠ **با حذف پسوند –یک اسید از نام اسیدهای آلی و افزودن پسوند –ات باز مزدوج حاصل از تفکیک یونی آن ها را نام گذاری می کنند.**



: مثال ۱

$HCOOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCOO^-(aq) + H_3O^+(aq)$

متانوآت (فرمات) متانوییک اسید (فرمیک اسید)

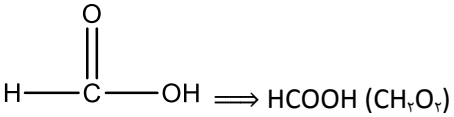
: مثال ۲

$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$

اتانوآت (استات) اتانوییک اسید (استیک اسید)

مثال ۳ : اگزالیک اسید : $H_2C_2O_4$ → اگزالات : $C_2O_4^{2-}$

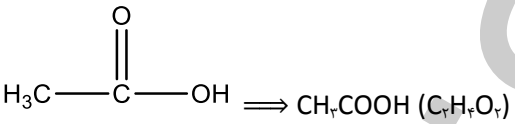
متانوییک اسید (فورمیک اسید) (جوهر مورچه) :



$\Longrightarrow HCOOH\ (CH_2O_2)$

- **ساده ترین کربوکسیلیک اسید**
- **یکی از موادی است که بر اثر گزش مورچه وارد بدن شده باعث سوزش و خارش در محل گزیدگی می شود.**
- **این اسید چون از تقطیر مورچه ی سرخ به دست می آمد، نام فورمیک اسید یا جوهر مورچه برآن نهادند.**
- **در زبان لاتین به مورچه فورمیکا می گویند.**

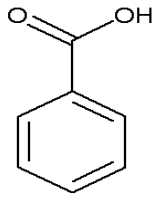
اتانوییک اسید (استیک اسید) (جوهر سرکه) :



$\Longrightarrow CH_3COOH\ (C_2H_4O_2)$

- **آشناترین کربوکسیلیک اسید**

بنزوییک اسید :



$\Longrightarrow C_6H_5COOH\ (C_7H_6O_2)$

- **یک کربوکسیلیک اسید آروماتیک است که در تمشک و پوسته ی برخی درختان یافت می شود.**
- **از این اسید و برخی نمک های آن به عنوان محافظ مواد غذایی و ضد اکسایش در نوشابه ها، سس ها و آب میوه ها استفاده می شود.**

بنزوییک اسید : C_6H_5COOH → بنزوات : $C_6H_5COO^-$

www.g-alm.ir/forum www.film.g-alm.ir
SanatiSharif.ir

مقایسه ی قدرت اسیدی کربوکسیلیک اسیدها :

① هرچه گروه های متصل به عامل کربوکسیل (-COOH) الکترون دهنده تر باشند، مقدار بار جزیی منفی (δ^-) اکسیژن های گروه کربوکسیل را افزایش داده و H^+ سخت تر تولید شده و قدرت اسیدی کاهش می یابد.

⚠ **توجه ۱ : گروه های آلکیل مانند متیل ($-CH_3$)، اتیل ($-C_2H_5$) و ... الکترون دهنده اند.**

⚠ **توجه ۲ : هرچه گروه آلکیل بزرگتر و تعداد کربن های آن بیشتر باشد، الکترون دهی آن بیشتر است. (به زبان ساده : در کربوکسیلیک اسیدها، با افزایش تعداد کربن ها در زنجیر اصلی، قدرت اسیدی کاهش می یابد)**

قدرت اسیدی (K_a) : $HCOOH > CH_3COOH > CH_3CH_2COOH$

② هرچه گروه های متصل به عامل کربوکسیل (-COOH) الکترون گیرنده تر (دارای الکترونگاتیوی بیشتر) باشند، مقدار بار جزیی مثبت (δ^+) بر روی هیدروژن گروه کربوکسیل را افزایش داده و H^+ راحت تر تولید شده و قدرت اسیدی بیشتر می شود.

$FCH_2COOH > ClCH_2COOH > BrCH_2COOH > ICH_2COOH > CH_3COOH$

یادآوری : الکترونگاتیوی از پایین به بالا افزایش

③ افزایش تعداد اتم های هالوژن بر قدرت اسیدی کربوکسیلیک اسیدهای هالوژن دار می افزاید. زیرا با افزایش تعداد اتم های هالوژن، قدرت الکترون گیری افزایش می یابد.

$Cl_3CCOOH > Cl_2CHCOOH > ClCH_2COOH > CH_3COOH$

جمع بندی :

$Cl_3CCOOH > Cl_2CHCOOH > FCH_2COOH > ClCH_2COOH > BrCH_2COOH > CH_3COOH > CH_3CH_2COOH$

⚠ **با افزایش قدرت اسیدی، میزان پایداری باز مزدوج افزایش می یابد.**

پایداری به این معناست که آنیون حاصل از یونش اسید قوی تر (منظور : باز مزدوج)، تمایل کمتری برای پس گرفتن پروتون از خود نشان می دهد. در واقع این آنیون تمایل بیشتری برای باقی ماندن به صورت یون آب پوشیده دارد.

مثال :

قدرت اسیدی : $HCOOH > CH_3COOH$

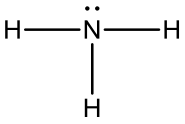
قدرت بازی : $HCOO^- < CH_3COO^-$

پایداری : $HCOO^- > CH_3COO^-$

SanatiSharif.ir

آمین ها

آمین ها، دسته ای از ترکیب های آلی هستند که شباهت بسیاری به آمونیاک (NH_3) دارند.

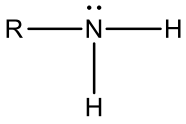
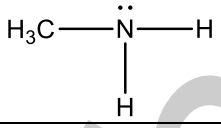
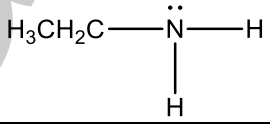


آمین ها را از آمونیاک و با جایگزین کردن یک، دو یا سه اتم هیدروژن آن با گروه آلکیل به دست می آورند. (در واقع در ساختار آمین ها، اتم نیتروژنی وجود دارد که به یک، دو یا سه گروه کربنی (آلکیل) متصل است) (توجه : گروه های کربنی متصل به نیتروژن می توانند مشابه یا مختلف باشند)

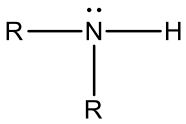
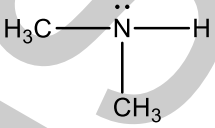
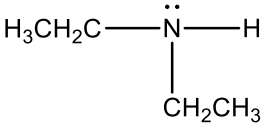
برای نام گذاری آمین ها، ابتدا نام گروه های آلکیل متصل به نیتروزن را آورده، سپس کلمه ی آمین را می آوریم.

انواع آمین ها :

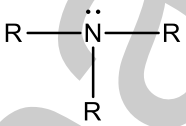
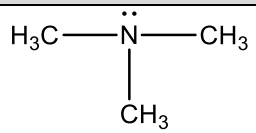
① آمین نوع اول : چنانچه یک اتم هیدروژن آمونیاک با یک گروه آلکیل جایگزین شود، آمین نوع اول به دست می آید.

	متیل آمین	اتیل آمین
		
	CH_3NH_2	$CH_3CH_2NH_2$

② آمین نوع دوم : چنانچه دو اتم هیدروژن آمونیاک با دو گروه آلکیل جایگزین شود، آمین نوع دوم به دست می آید.

	دی متیل آمین	دی اتیل آمین
		
	$(CH_3)_2NH$	$(CH_3CH_2)_2NH$

③ آمین نوع سوم : چنانچه سه اتم هیدروژن آمونیاک با سه گروه آلکیل جایگزین شود، آمین نوع سوم به دست می آید.

	تری متیل آمین
	
	$(CH_3)_3N$

⚠ آمین ها بازهای ضعیفی هستند و با پذیرفتن یک پروتون (H^+) به یون آلکیل آمونیوم تبدیل می شوند.

$$R\text{-}NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons R\text{-}NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$$

آمین — آلکیل آمونیوم

مثال :

$$CH_3NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$$

متیل آمین — یون متیل آمونیوم

Sanatisharif.ir

مقایسه ی قدرت بازی آمین ها :

① هرچه گروه های متصل به عامل آمینی، الکترون دهنده تر باشند، مقدار بار جزیی منفی (δ^-) بر روی اتم نیتروژن افزایش یافته و H^+ آسان تر جذب شده و قدرت بازی بیشتر می شود.

آمونیاک < متیل آمین < دی متیل آمین : قدرت بازی

پس :

آمونیاک < آمین نوع اول < آمین نوع دوم : قدرت بازی

② در مورد آمین های هم نوع (همگی نوع اول باشند یا نوع دوم)، هرچه گروه های آلکیل متصل به اتم نیتروژن بزرگتر باشد، قدرت الکترون دهندگی آن ها افزایش یافته، قدرت بازی بیشتر می شود.

متیل آمین < اتیل آمین : قدرت بازی

جمع بندی :

$$(CH_3CH_2)_2NH > (CH_3)_2NH > CH_3CH_2NH_2 > CH_3NH_2 > NH_3$$

مثال :

$(CH_3)_2NH > CH_3NH_2$: قدرت بازی

$(CH_3)_2NH_2^+ < CH_3NH_3^+$: قدرت اسیدی

$(CH_3)_2NH_2^+ > CH_3NH_3^+$: پایداری

SanatiSharif.ir

آبکافت

به واکنش یون های حاصل از تفکیک نمک، با آب و تشکیل محلول های اسیدی یا بازی، آبکافت می گویند.

❖ **آنیون اسیدهای ضعیف، آبکافت می شوند.**

H^+ حاصل از یونش جزئی آب را جذب کرده و تولید OH^- می کنند. (به محلول خاصیت قلیایی می دهند)

علت : اسیدهای ضعیف، درجه ی یونش کوچکی دارند و آنیون حاصل از یونش آن ها تمایل زیادی برای پس گرفتن پروتون (H^+) از خود نشان می دهند.

$$HF + H_2O \rightleftharpoons F^- + H_3O^+$$

$$F^- + H_2O \overset{\text{آبکافت}}{\rightleftharpoons} HF + OH^-$$

محیط قلیایی می شود

هرچه میزان یونش اسید کمتر باشد، میزان آبکافت آنیون آن (باز مزدوج) بیشتر است. (وبالعکس)

↓ آبکافت باز مزدوج ⟹ ↑ قدرت اسیدی

❖ **آنیون اسیدهای قوی، آبکافت نمی شوند.**

علت : اسیدهای قوی، درجه ی یونش بالایی دارند ($\alpha = 1$) و آنیون حاصل از یونش آن ها، تمایل زیادی برای باقی ماندن به صورت یون آب پوشیده دارد.

❖ **کاتیون بازهای ضعیف، آبکافت می شوند.**

OH^- حاصل از یونش جزئی آب را جذب کرده و تولید H^+ می کنند. (به محلول خاصیت اسیدی می دهند)

علت : بازهای ضعیف، درجه ی تفکیک یونی کوچکی دارند و کاتیون حاصل از تفکیک آن ها تمایل زیادی برای پس گرفتن OH^- از خود نشان می دهد.

$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

$$NH_4^+ + H_2O \overset{\text{آبکافت}}{\rightleftharpoons} NH_4OH + H^+$$

محیط اسیدی می شود

هرچه میزان تفکیک باز کمتر باشد، میزان آبکافت کاتیون آن بیشتر است. (وبالعکس)

❖ **کاتیون بازهای قوی، آبکافت نمی شوند.**

با توجه به جدول مهم کتاب :

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

اسیدهای قوی

آنیون اسیدهای قوی آبکافت نمی شوند.

افزایش قدرت اسیدی

افزایش میزان آبکافت

SanatiSharif.ir

آبکافت نمک ها :

- **نمک ها بر اثر واکنش اسیدها و بازها به وجود می آیند.**
- **در واقع، نمک، فراورده ی واکنش خنثی شدن یک اسید توسط یک باز است.**
- **تجربه نشان می دهد که نمک حاصل از خنثی شدن، همیشه خنثی نیست. بلکه بسته به نوع یون های سازنده اش می تواند اسیدی یا بازی باشد.**

انواع نمک ها از لحاظ اسید و باز سازنده ی آن ها :

① اسید قوی + باز قوی :

آنیون نمک مربوط به اسید قوی و کاتیون نمک مربوط به باز قوی است.

⇐ آنیون و کاتیون نمک، هیچ کدام آبکافت نمی شوند.

⇐ PH محلول این نمک ها، ۷ است. ⇐ به آن ها، نمک های خنثی گفته می شود.

⌘ مثال : $NaCl$

$NaCl \xrightarrow{آب} Na^+(aq) + Cl^-(aq)$

Na^+ : کاتیون باز قوی آبکافت نمی شود

Cl^- : آنیون اسید قوی آبکافت نمی شود ⟹ نمک خنثی : PH=۷

② اسید قوی + باز ضعیف :

آنیون نمک مربوط به اسید قوی و کاتیون نمک مربوط به باز ضعیف است.

⇐ فقط کاتیون نمک آبکافت می شود و تولید یون هیدرونیوم (H_3O^+) می کند.

⇐ PH محلول این نمک ها، کمتر از ۷ است. ⇐ به آن ها، نمک های اسیدی گفته می شود.

⌘ مثال : NH_4Cl

$NH_4Cl(s) \xrightarrow{آب} NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$

NH_4^+ : $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$: محیط اسیدی می شود

Cl^- : آنیون اسید قوی آبکافت نمی شود ⟹ نمک اسیدی : PH<۷

③ اسید ضعیف + باز قوی :

آنیون نمک مربوط به اسید ضعیف و کاتیون نمک مربوط به باز قوی است.

⇐ فقط آنیون نمک آبکافت می شود و تولید یون هیدروکسید (OH^-) می کند.

⇐ PH محلول این نمک ها، بیشتر از ۷ است. ⇐ به آن ها، نمک های بازی گفته می شود.

⌘ **مثال :** Na_2CO_3

$Na_2CO_3 \xrightarrow{آب} 2Na^+ + CO_3^{2-}$

$2Na^+$: کاتیون باز قوی آبکافت نمی شود

CO_3^{2-} : $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$: محیط قلیایی می شود ⟹ نمک بازی : PH>۷

④ اسید ضعیف + باز ضعیف :

آنیون نمک مربوط به اسید ضعیف و کاتیون نمک مربوط به باز ضعیف است.

⇐ آنیون و کاتیون نمک، هردو آبکافت می شوند و هر دو یون هیدرونیوم (H_3O^+) و هیدروکسید (OH^-) تا حدی تولید می شوند.

⇐ PH محلول بسته به قدرت اسید (K_a) و باز (K_b) سازنده ی نمک تعیین می شود :

اگر قدرت اسید از باز بیشتر باشد ⟵ $K_a > K_b$ ⟵ PH < ۷

اگر قدرت باز از اسید بیشتر باشد ⟵ $K_a < K_b$ ⟵ PH > ۷

اگر قدرت اسید و باز برابر باشد ⟵ $K_a = K_b$ ⟵ PH = ۷

SanatiSharif.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی
www.sanatisharif.ir

محلول های بافر

اضافه کردن مقدار اندکی اسید یا باز به یک محلول معمولاً با تغییر زیادی در مقدار PH آن محلول همراه است. اما محلول هایی وجود دارند که در برابر این تغییرات از خود مقاومت نشان می دهند که به آن ها محلول های بافر گفته می شود.
(محلول بافر به طریقی می تواند هم اسید و هم باز اضافه شده را خنثی کند. به عبارت دیگر، یک محلول بافر هم خنثی کننده ی اسید و هم خنثی کننده ی باز است.)

ظرفیت بافرها محدود است و هیچ بافری نمی تواند در برابر هر اندازه اسید یا باز از خود مقاومت نشان دهد. به عنوان مثال : خون انسان خاصیت بافری دارد. ۵ لیتر خون انسان حداکثر می تواند افزایش ۱۵۰ mL محلول $1\ mol.L^{-1}$ هیدروکلریک اسید را از طریق سامانه ی بافری خود بپذیرد.

محلول های بافری به دو نوع بافرهای اسیدی و بافرهای بازی تقسیم می شوند :

بافر اسیدی ← اسید ضعیف + نمک آن با باز قوی

کاتیون باز قوی NaOH

$$H_2CO_3 + Na^+ HCO_3^-$$

$$CH_3COOH + K^+ CH_3COO^-$$

بافر بازی ← باز ضعیف + نمک آن با اسید قوی

آنیون اسید قوی HBr

$$NH_3 + NH_4^+ Br^-$$

$$CH_3NH_2 + CH_3NH_3^+ Cl^-$$

⚠ در محلول های بافر، کاتیون باز قوی (Na^+ و K^+) یا آنیون اسید قوی (Br^- یا Cl^-)، یون ناظر یا تماشاگر هستند و می توان از نوشتن آن ها در محلول های بافر صرف نظر کرد :

بافر اسیدی ← اسید ضعیف + باز مزدوج آن

$$H_2CO_3 + HCO_3^-$$

$$CH_3COOH + CH_3COO^-$$

بافر بازی ← باز ضعیف + اسید مزدوج آن

$$NH_3 + NH_4^+$$

$$CH_3NH_2 + CH_3NH_3^+$$

خون انسان به یک سامانه ی بافری مجهز است. مقدار PH پلاسمای خون انسان تقریباً ثابت و برابر ۷/۴ است. تنظیم میزان اسیدی بودن خون بر عهده ی پروتیینی به نام کربنیک آنهیدراز (CA) است. این پروتیین کاتالیزگر واکنش زیر است :

$$HCO_3^- + H^+ \rightleftharpoons H_2CO_3 \overset{CA}{\rightleftharpoons} H_2O + CO_2$$

مصرف دارو، خوردن میوه ها و برخی از مواد غذایی، هم چنین عوامل محیطی مانند فشار هوا می تواند میزان PH خون را تغییر دهد. ولی چون خون انسان به یک سامانه ی بافری مجهز است، PH آن تغییر چندانی نمی کند. هرگونه انحراف از این مقدار PH، خطرناک است و می تواند به مرگ بینجامد.

SanatiSharif.ir
مجری طرح توسعه عدالت آموزشی
www.sanatisharif.ir

محاسبه ی PH بافرهای اسیدی :

$$PH = pK_a + \log\frac{[\text{باز مزدوج}]}{[\text{اسید}]}$$

⚠ **توجه : یونش اسید HA جزئی است و غلظت A^- حاصل از این واکنش، بسیار کم و قابل چشم پوشی است. از طرفی، نمک MA به طور کامل تفکیک می شود و از تفکیک هر مول MA یک مول A^- تولید می شود.**

بنابراین می توان غلظت A^- (باز مزدوج) را برابر غلظت MA (نمک) در نظر گرفت :

$$PH = pK_a + \log\frac{[\text{نمک}]}{[\text{اسید}]}$$

محاسبه ی PH بافرهای بازی :

$$POH = pK_b + \log\frac{[\text{اسید مزدوج}]}{[\text{باز}]}$$

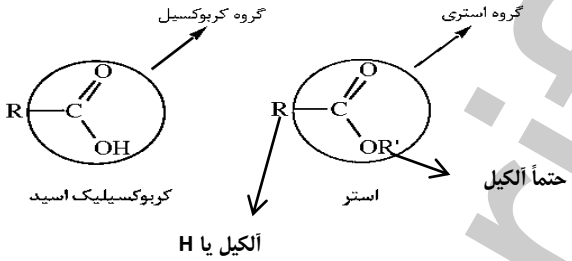
$$POH = pK_b + \log\frac{[\text{نمک}]}{[\text{باز}]}$$

SanatiSharif.ir

استرها و آمینو اسیدها

استرها :

اگر به جای اتم هیدروژن گروه کربوکسیل (-COOH)، یک گروه آلکیل قرار بگیرد ترکیبی به نام استر به دست می آید. (استرها یکی از مهم ترین مشتق های کربوکسیلیک اسیدها هستند.)



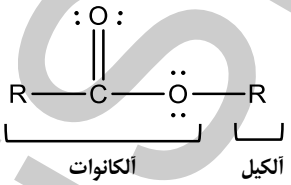
فرمول عمومی استرهای خطی سیرشده : $C_n H_{2n} O_2$

استرهای سبک (با تعداد کمی اتم کربن) بوی بسیار مطبوعی دارند. طعم و بوی شاخص میوه ها و عطر گل ها اغلب به علت وجود استرهای سبک در آن ها است.

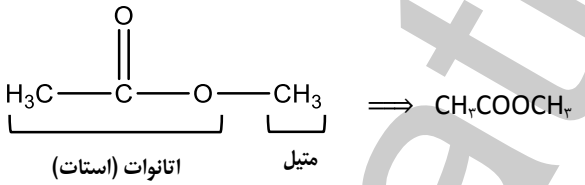
مثال : متیل سالسیلات ($C_8H_8O_3$) ← بعنوان طعم دهنده به مواد غذایی و دارویی

نام گذاری استرها :

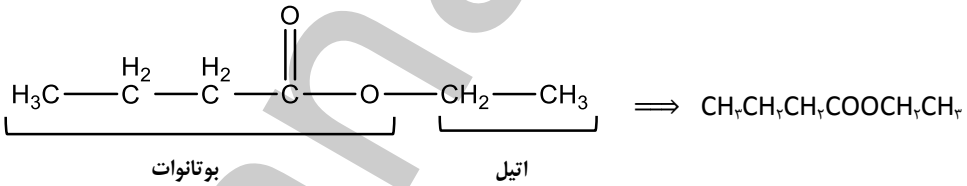
ابتدا نام آلکیل (R−) متصل به اکسیژن را آورده و سپس نام زنجیر اصلی (−RCOO) را بر وزن آلکانوات می آوریم. (آلکیل آلکانوات)



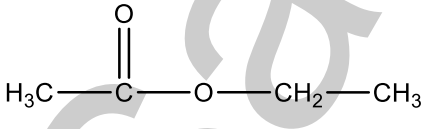
مثال :



مثال :



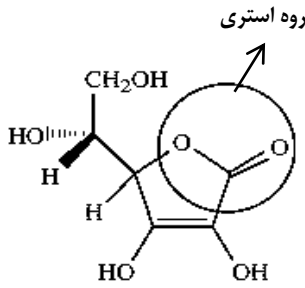
اتیل اتانوآت (اتیل استات) :



- **مایعی بی رنگ، خوش بو، فرار (با نقطه ی جوش $77^{\circ}C$) و آتش گیر است.**
- **به مقدار کمی در آب حل می شود. (توجه : استرها به دلیل عدم توانایی در تشکیل پیوند هیدروژنی و قطبیت کم، به مقدار کمی در آب حل می شوند.)**
- **از جمله مهم ترین حلال های صنعتی است که در چسب سازی و رنگ سازی و در تولید باروت و ساخت برخی داروها کاربرد دارد.**

ویتامین C (آسکوربیک اسید) ($C_6H_8O_6$) :

- جامدی سفیدرنگ، محلول در آب و غیرسمی است.
- وجود آن در رژیم غذایی سامانه ی ایمنی بدن انسان را در برابر انواع بیماری ها تقویت می کند.
- بسیاری از میوه ها به ویژه مرکبات سرشار از ویتامین C هستند.
- ویتامین C یک استر حلقوی است.
- ۴ هیدروژن اسیدی دارد.

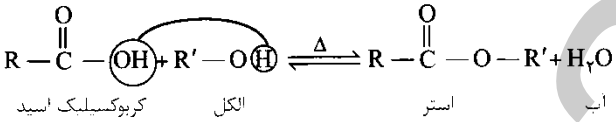


استری شدن :

استرها از واکنش کربوکسیلیک اسیدها با الکل ها به دست می آیند. این واکنش را استری شدن می گویند.

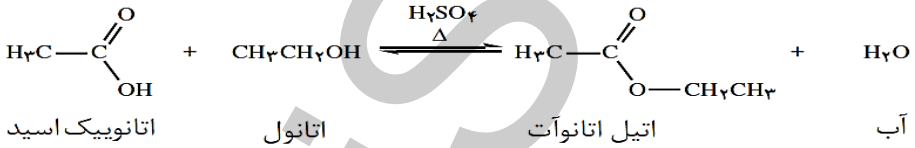
آب + استر ⇌ الکل + کربوکسیلیک اسید

(واکنش استری شدن)



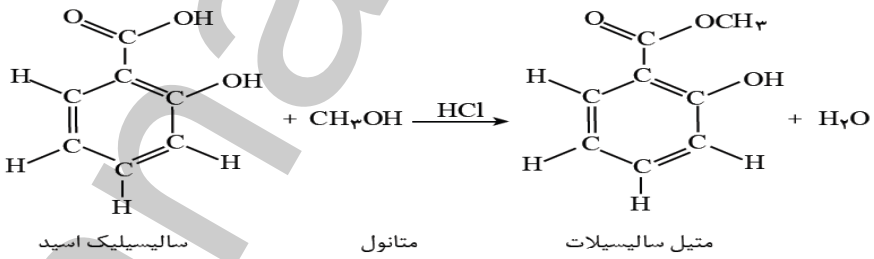
⚠ *در واکنش استری شدن، H از الکل و OH از اسید، تشکیل آب می دهند.*

مثال ۱ : اتیل اتانوآت (اتیل استات) طی یک واکنش تعادلی و در حضور مقدار اندکی سولفوریک اسید به عنوان کاتالیزگر، از اتانول و اتانوییک اسید ساخته می شود :



⚠ **توجه : کاتالیزگر تنها زمان رسیدن به تعادل را کاهش می دهد و بر غلظت های تعادلی مواد شرکت کننده در واکنش اثری ندارد.**

مثال ۲ : متیل سالیسیلات که بعنوان طعم دهنده به مواد غذایی و دارویی کاربرد دارد، از واکنش استری شدن سایسیلیک اسید با متانول به دست می آید :



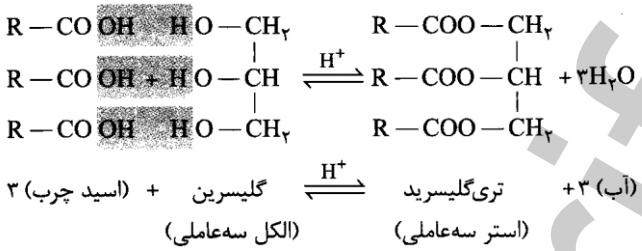
SanatiSharif.ir

در واکنش استری شدن، چنانچه اسید آلی به کار رفته، یک اسید چرب (اسید دراز زنجیر) و الکل به کار رفته، یک الکل سه عاملی مانند گلیسرین (گلیسرول) (۱،۳،۲-پروپان تری ال) باشد، استر به دست آمده، یک تری گلیسرید (چربی یا روغن) خواهد بود.

⚠ توجه : تری گلیسریدها، استرهای طبیعی هستند که به آن ها چربی یا روغن نیز گفته می شود.

تفاوت چربی (fat) و روغن (oil) در حالت فیزیکی آن ها است.

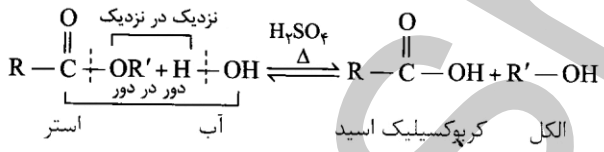
روغن ها در دمای اتاق، مایع ولی چربی ها، جامدند.



آبکافت استرها :

استرها بر اثر واکنش با آب طی یک واکنش برگشت پذیر و بسیار آهسته به الکل ها و کربوکسیلیک اسید سازنده تجزیه می شوند. (در واقع، عکس واکنش استری شدن، آبکافت استر نامیده می شود.)

الکل + کربوکسیلیک اسید ⇌ آب + استر



(آبکافت استر)

وقوع واکنش آبکافت استرها، استفاده از استرها را در ساخت برخی عطرها غیرمجاز کرده است.

این گونه عطرها در عرق بدن به آرامی آبکافت می شوند. از آنجا که کربوکسیلیک اسید حاصل از آبکافت این استرها بویی نامطبوع دارد، بوی ناخوشایندی به بدن می دهد.

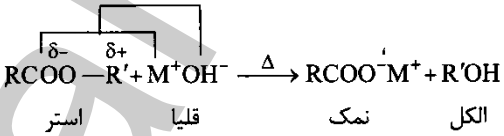
در واکنش آبکافت استرها، چنانچه استر به کار رفته، یک تری گلیسرید (چربی یا روغن) باشد، اسید به دست آمده، یک اسید چرب دراز زنجیر و الکل به دست آمده، گلیسرین (گلیسرول) خواهد بود.

صابونی شدن :

آبکافت استرها در محیط قلیایی، صابونی شدن نام دارد.

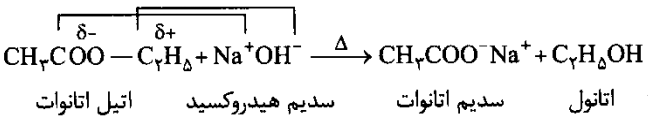
صابونی شدن به طور برگشت ناپذیر روی می دهد.

الکل + نمک ← قلیا + استر



(صابونی‌شدن)

مثال :



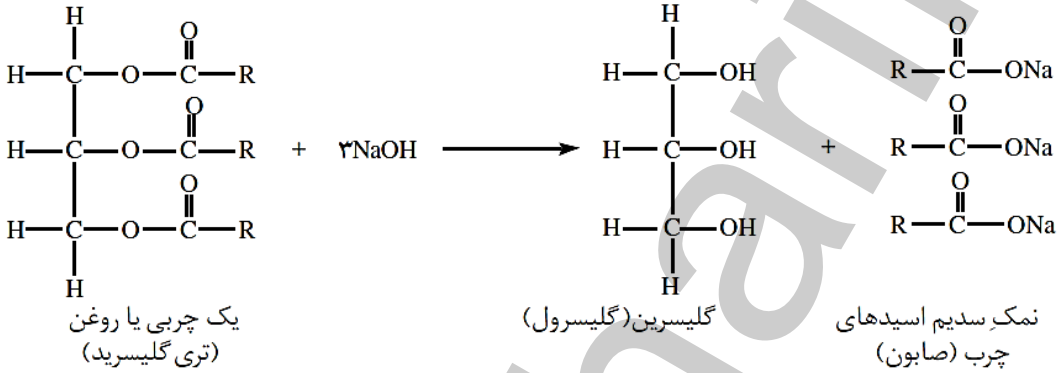
آبکافت استرها در محیط قلیایی، اساس ساختن صابون است. (صابونی شدن، نامی است که به همین دلیل بر این واکنش نهاده اند. ولی واکنش صابونی شدن، الزاماً تولید صابون نمی کند.)

www.g-alm.ir/forum
www.film.g-alm.ir
Sanatisharif.ir

صابون ها، به طور عمده نمک های سدیم کربوکسیلیک اسیدهای بلند زنجیری هستند که اسیدهای چرب نامیده می شوند.
این اسیدها که می توانند سیرشده (مانند : استئاریک اسید) یا سیرنشده (مانند : اولئیک اسید) باشند، عموماً بین ۱۴ تا ۱۸ اتم کربن دارند.

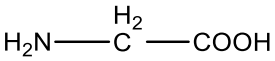
استئاریک اسید : $CH_3(CH_2)_{16}COOH$
اولئیک اسید : $CH_3(CH_2)_7CH = CH(CH_2)_7COOH$

اگر استر یک اسید چرب با محلول آبی سدیم هیدروکسید جوشانده شود، استر به نمک سدیم کربوکسیلیک اسید و الکل سازنده تجزیه می شود.



آمینو اسیدها :

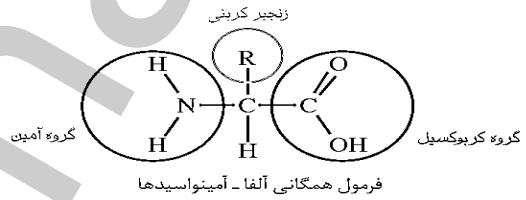
همانطوری که از نام آمینواسید برمی آید این ترکیب های آلی، هم یک گروه بازی ($-NH_2$) و هم یک گروه اسیدی (-COOH) دارند و هم می توانند با اسیدها و هم با بازها واکنش دهند. (آمفوتر هستند)
مثال : آمینو اتانوییک اسید :



آمینو اسیدها در زیست شیمی اهمیت بسیاری دارند و واحدهای سازنده ی پلیمرهای طبیعی مهمی به نام پروتیین ها به شمار می آیند.

در همه ی آمینواسیدهای طبیعی، گروه آمین ($-NH_2$) روی همان کربنی قرار دارد که گروه کربوکسیل (-COOH) قرار می گیرد. این گونه از آمینواسیدها را آلفا – آمینواسید می نامند.

ساختار همگانی آلفا – آمینو اسیدها :



فرمول همگانی آلفا ـ آمینواسیدها

حدود ۲۰ آمینو اسید طبیعی وجود دارد. این آمینو اسیدها تنها در گروه R با هم تفاوت دارند. بدن نیمی از این آمینو اسیدها را می سازد و نیمی دیگر را از طریق مصرف مواد غذایی مناسب تامین می کند.

یکی از آمینو اسیدهای طبیعی، آمینو اتانوییک اسید (گلی سین) می باشد. در واقع گلی سین نوعی آلفا – آمینو اسید و ساده ترین آمینو اسید است.

آمینو اسیدها جامدهایی یونی با نقطه ی ذوب بالا هستند و انحلال پذیری کمی در حلال های ناقطبی دارند.

نام	فرمول شیمیایی	حالت فیزیکی	انحلال پذیری در دمای اتاق		
			آب	اتانول	دی اتیل اتر
گلی سین	NH_2-CH_2-COOH	جامد با نقطه ذوب بالا (۲۳۲°C)	خیلی زیاد	نامحلول	نامحلول
پروپانوییک اسید	CH_3CH_2COOH	مایع روغنی شکل (نقطه جوش ۱۴۱°C)	خیلی زیاد	زیاد	زیاد
بوتیل آمین	$CH_3CH_2CH_2CH_2NH_2$	مایعی فرار (نقطه جوش ۷۸°C)	خیلی زیاد	خیلی زیاد	خیلی زیاد

نیروی بین ذره ای و نقطه ی ذوب : گلی سین (جامد یونی) > پروپانوییک اسید (دارای پیوند هیدروژنی O-H) > بوتیل آمین (هیدروژنی N-H)

نقطه ی جوش : پوپانوییک اسید > آب > بوتیل آمین

↓ فرار

↓ غیرفرار

SanatiSharif.ir