

# اسید و باز

بیان مفاهیم اساسی و طبقه بندی مطالب

نکات کنکوری

تالیف و گرد آوری : علیرضا زارع  
به همراه تستهای طبقه بندی شده و تالیفی

[www.jamejamchemistry.ir](http://www.jamejamchemistry.ir)

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

تعاریف و مدل های مختلف اسید و باز

✓ در سیر تحول علم شیمی، از دیدگاه دانشمندان، تعاریف مختلفی برای اسید و باز ارائه شده است که در جدول زیر این تعاریف به ترتیب تاریخ ارائه، معرفی می شوند.

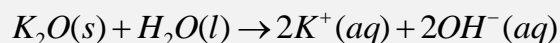
مثال	تعریف اسید و باز	مدل اسید و باز
$H_2SO_4 - HNO_3 - SO_3$	اکسیژن عنصر اصلی سازنده ی اسیدهاست.	اسید لاووازیه
$HCl - HNO_3 - H_2O$	در ساختار تمام اسیدها حداقل یک H اسیدی وجود دارد.	اسید دیوی
$HCl(g) \xrightarrow{H_2O} H^+(aq) + Cl^-(aq)$ $N_2O_5(g) + H_2O(l) \rightarrow 2H^+(aq) + 2NO_3^-(aq)$	ماده ای که ضمن حل شدن در آب یون $H^+$ (پروتون آزاد) تولید می کند.	اسید آرنیوس
$NaOH(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+(aq) + OH^-(aq)$ $Na_2O(s) + H_2O(l) \rightarrow 2Na^+(aq) + 2OH^-(aq)$	ماده ای که ضمن حل شدن در آب یون $OH^-$ (هیدروکسید) آزاد یا تولید می کند.	باز آرنیوس
$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$ اسید برونستد	ماده ای که بتواند به یون یا مولکول دیگر $H^+$ بدهد.	اسید لوری- برونستد
$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$ باز برونستد	ماده ای که بتواند $H^+$ بپذیرد.	باز لوری- برونستد

✓ همفری دیوی، با کشف و بررسی خواص هیدرو کلریک اسید (HCl)، اثبات کرد که عنصر اصلی در ساختار تمام اسیدها، هیدروژن است نه اکسیژن.

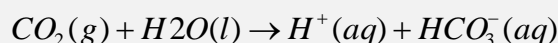
✓ **هیدروژن اسیدی: هیدروژنی است که طی یک واکنش، می توان آن را با یک اتم فلزی جایگزین کرد.**

✓ هیدروژن اسیدی به یکی از گروه های  $I, Br, CN, Cl, F, O$  و یا S متصل شده است.

✓ اکسیدهای فلزی که در آب حل شده و یون  $OH^-$  تولید می کنند، باز آرنیوس به شمار می روند و به آنها اکسیدبازی نیز گفته می شود. مانند:  $CaO, K_2O, Na_2O$  و ...

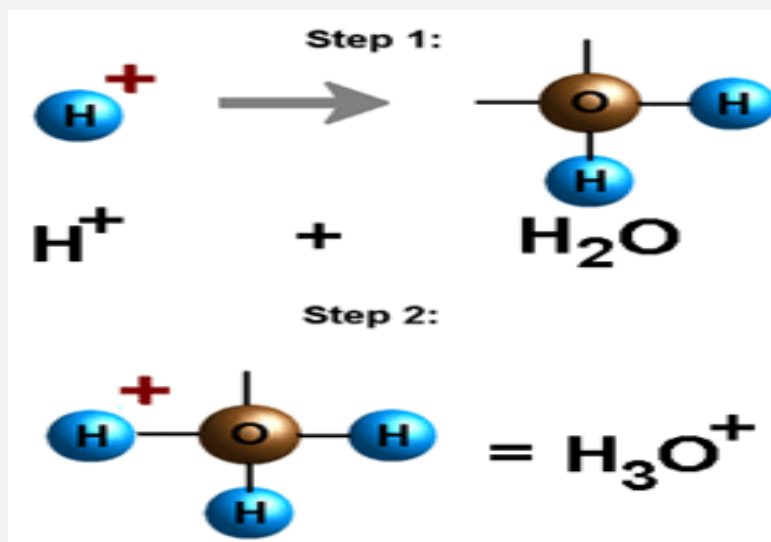


✓ اکسیدهای نافلزی که در آب حل می شوند و یون  $H^+$  تولید می کنند، اکسید اسیدی یا اسید آرنیوس محسوب می شوند. مانند:  $N_2O_5, SO_3, SO_2, CO_2$  و ...

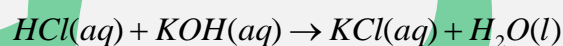


با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

نکته: یون  $H^+$  (پروتون آزاد) به خاطر چگالی بار الکتریکی زیاد روی حجم کوچک هسته ی  $H^+$ ، در حالت محلول به وسیله ی مولکول های آب، به شدت آپوشیده می شود و به صورت  $H_3O^+$  (یون هیدرونیوم) نمایش داده می شود. البته در یک محلول اسیدی ممکن است علاوه بر  $H_3O^+$  یون های  $H_5O_2^+$ ،  $H_7O_3^+$  و  $H_9O_4^+$  نیز وجود داشته باشد.

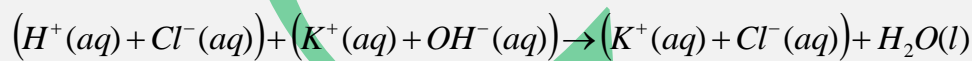


✓ واکنش خنثی شدن اسید و باز: ترکیب شدن یون های  $H^+(aq)$  اسید و  $OH^-(aq)$  باز را که منجر به تولید مولکول آب ( $H_2O$ ) می شود، گویند.

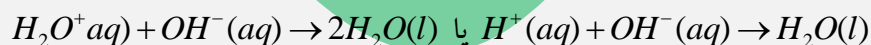


آب + نمک  $\rightarrow$  باز آرنیوس + اسید آرنیوس

واکنش خنثی شدن را می توان به صورت یونی نیز نشان داد:



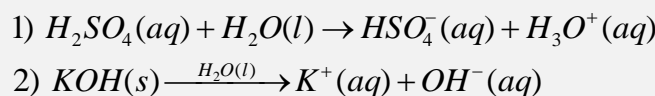
با حذف یون های ناظر (تماشاچی) واکنش خنثی شدن به صورت زیر خلاصه می شود:



✓ **یون ناظر (تماشاچی):** به آنیون اسید و کاتیون باز که در واکنش خنثی شدن نقشی ندارند، گفته می شود. در مثال فوق، یون های  $K^+$  و  $Cl^-$  یون ناظر (تماشاچی) هستند.

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

✓ تفکیک یونی (یونش): به فرایندی گفته می‌شود که طی آن، یک ترکیب خنثی به دو یون با بار الکتریکی مخالف تفکیک می‌شود. مانند:



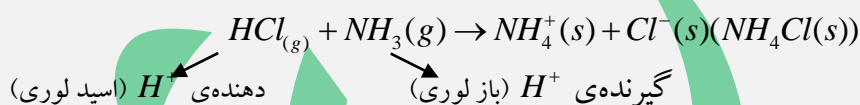
✓ مدل اسید و باز آرنیوس دارای محدودیت‌ها و نارسایی‌هایی می‌باشد که عبارتند از:  
 ۱. مدل آرنیوس، فقط محدود به محلول‌های آبی است و در مواردی که آب حلال نیست کاربرد ندارد.

۲. نمی‌تواند خصلت اسیدی و بازی مواد گازی شکل که در آب حل نشده‌اند، بیان کند، به عنوان مثال: مدل آرنیوس نمی‌تواند خصلت اسیدی HCl و خصلت بازی NH<sub>3</sub> را در واکنش ترکیبی زیر توجیه کند:



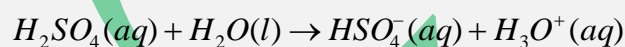
✓ مدل اسید و باز «لوری-برونستد» محدودیت‌های مدل آرنیوس را ندارد و در فازهای غیرآبی و غیرمحلول نیز توانایی توجیه خصلت اسیدی و بازی اغلب مواد را داراست.

✓ در مدل اسید و باز «لوری-برونستد»، اسید و باز با هم و در کنار هم در یک واکنش شرکت می‌کنند.



✓ باز مزدوج: وقتی اسید برونستد H<sup>+</sup> از دست می‌دهد، آن چه بر جای باقی می‌ماند، باز مزدوج گفته می‌شود.

✓ اسید مزدوج: هرگاه باز برونستد H<sup>+</sup> بپذیرد، آنچه از آن پدید می‌آید، اسید مزدوج گفته می‌شود.  
 H<sup>+</sup> پذیرفته است



اسید مزدوج      باز مزدوج      باز برونستد      اسید برونستد  
 H<sup>+</sup> از دست داده است

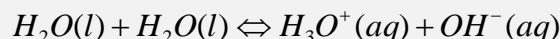
✓ هر جفت اسید و باز مزدوج در یک گروه H<sup>+</sup> باهم تفاوت دارند. مثال:

$HCl \xrightarrow{-H^+} Cl^-$	$NH_3 \xrightarrow{+H^+} NH_4^+$
اسید برونستد      باز مزدوج	باز برونستد      اسید مزدوج
$H_3O^+ \xrightarrow{-H^+} H_2O$	$H_2O \xrightarrow{+H^+} H_3O^+$
اسید برونستد      باز برونستد	باز برونستد      اسید مزدوج

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

✓ آب خالص به مقدار جزئی یونش می یابد که به آن معادله ی خود-یونش آب، گفته می شود.

✓ معادله ی خود-یونش آب، مثالی از واکنش های اسید و باز است که در آن یک مولکول آب نقش اسید و مولکول دیگر نقش باز برونستد را ایفا می کند.



باز برونستد    اسید برونستد    اسید برونستد    باز برونستد

✓ پس از برقراری تعادل خود-یونش آب با افزودن مقداری اسید و یا باز، مقدار Q از مقدار K تعادل بزرگتر شده و در جهت برگشت جابه جا می شود. به عبارتی با افزودن اسید یا باز از درجه خود یونش آب کاسته می شود.  
 ✓ **آمفوتر؛** به مولکول یا یونی گفته می شود که در برابر بازها، به عنوان یک اسید و در برابر اسیدها، به عنوان یک باز عمل می کند.

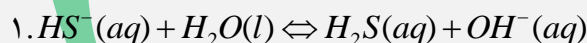
✓ **معروفترین آمفوترها عبارتند از:**

(۱) آب  $H_2O$

(۲) فلزهای گروه برساق ابریلیم (Be)، روی (Zn)، سرب (Pb)، آلومینیوم (Al) و قلع (SN) هم چنین اکسید و هیدروکسید این فلزها، مانند:  $Al$ ،  $Al_2O_3$  و  $Al(OH)_3$ .

(۳) آمینو اسیدها مثل: گلی سین  $(H_2N - CH_2 - COOH)$ .

(۴) یون های منفی دارای H اسیدی مانند:  $HS^-$ ،  $HCO_3^-$ ،  $H_2OP_4^-$ ،  $HPO_4^{2-}$ ،  $H_2PO_3^-$ ،  $HSO_3^-$  و  $HSO_4^-$ .  
 ✓ خاصیت آمفوتری  $HS^-$  و  $H_2O$  در دو معادله ی زیر نشان داده شده است:



اسید برونستد    باز برونستد



باز برونستد    اسید برونستد

✓ یون های  $H_2PO_2^-$  و  $HPO_3^{2-}$  آمفوتر نیستند و فقط باز برونستد هستند.

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

### مقایسه‌ی قدرت اسیدها و بازها

#### اسیدها و بازهای قوی و ضعیف

✓ اسیدها و بازها، قوی و ضعیف دارند، یک اسید ممکن است نسبت به اسید A، قوی تر و ممکن است نسبت به اسید B، ضعیف تر باشد.

✓ به طور کلی و در شرایط یکسان از لحاظ دما و غلظت، هر اسیدی که بتواند تعداد  $H_3O^+$  بیش تری در محلول تولید کند، اسید قوی تری محسوب می شود.

✓ در شرایط یکسان از لحاظ دما و غلظت، هر بازی که بتواند تعداد  $OH^-$  بیش تری در محلول، آزاد یا تولید کند، باز قوی تری به شمار می رود.

🔍 **نکته:** وجود تعداد بیش تر  $H^+$  اسیدی در ساختار یک اسید نمی تواند معیاری برای سنجش قدرت آن اسید باشد بلکه توانایی آزاد کردن مقدار  $H^+$  توسط اسید، معیار سنجش خصلت اسیدی می باشد.

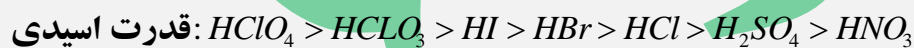
اگر به مثال های زیر توجه کنید، رابطه ای بین تعداد  $H^+$  اسیدی در ساختار اسیدها و قدرت اسیدی آن ها وجود ندارد.



تعداد  $H^+$  اسیدی : ۱      ۱      ۲      ۳      ۲

✓ قویترین اسید در محلولهای آبی، یون هیدرونیوم ( $H_3O^+$ ) است زیرا هیچیک از قوی ترین اسیدها، نمی توانند به صورت مولکولی در آب وجود داشته باشند و ۱۰۰٪ یونش می یابند.

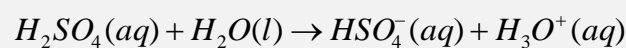
✓ قویترین اسیدها در محلول های آبی، به ترتیب قدرت اسیدی، عبارتند از:



✓ ترتیب قدرت اسیدی در اسیدهای ضعیف نیز به صورت زیر است:



🔍 **نکته:** از روی معادله ی اسید و باز هم می توان به مقایسه ی قدرت اسیدها و بازها پرداخت. معمولاً واکنشهای اسید و باز به طور خود به خودی در جهت تولید اسیدها و بازهای ضعیف تر پیشروی می کنند. به عنوان مثال، در معادله ی:



اسید مزدوج      باز مزدوج      اسید مزدوج      باز

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

جدول مقایسه معیارهای تشخیص قوی یا ضعیف بودن اسیدها و بازها

توضیح	معیار تشخیص قوی یا ضعیف بودن اسید و باز
در دما و مولاریته ی یکسان، هر محلولی که در آن غلظت یون هیدرونیوم $[H_3O^+]$ بیش تر باشد، خاصیت اسیدی قویتری دارد. (مقدار $[H_3O^+]$ ، معیار اصلی تشخیص قدرت اسیدهاست).	غلظت $H_3O^+$ $[H_3O^+]$
در دما و مولاریته ی یکسان، هر محلولی که دارای غلظت بالاتری از یون هیدروکسید $[OH^-]$ باشد، خصلت بازی قویتری دارد. (معیار اصلی تشخیص قدرت بازها، $[OH^-]$ محلول است).	غلظت یون $[OH^-]$
هر چه درصد یا درجه ی تفکیک یونی یک اسید یا یک باز بیشتر باشد، غلظت یون $H_3O^+$ در اسیدها و $OH^-$ در بازها بیشتر بوده و خصلت اسیدی و بازی محلول های آن ها، قویتر است.	درجه و درصد تفکیک یونی
برای اسید فرضی HA، معادله ی یونش به صورت زیر است: $HA(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + A^-(aq)$ $K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$ هر چه ثابت یونش اسیدی $K_a$ بیشتر باشد، قدرت اسیدی قویتر است. زیرا $K_a$ با $[H_3O^+]$ رابطه ی مستقیم دارد.	ثابت یونش اسیدی $(K_a)$
معادله ی یونش باز فرضی BOH به صورت زیر است: $BOH(aq) \xrightarrow{H_2O} B^+(aq) + OH^-(aq), K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]}$ همان طوری که دیده می شود $K_b$ با $[OH^-]$ رابطه ی مستقیم دارد، بنابراین هر چه $K_b$ یک محلول بازی بیشتر باشد، باز قویتر است.	ثابت یونش بازی $(K_b)$
$PK_a = -\log K_a$ ، $PK_a$ با $K_a$ رابطه ی عکس دارد، بنابراین هر چه $PK_a$ یک محلول کوچکتر باشد، اسید قویتر است.	$PK_a$
$PK_b = \log K_b$ ، $PK_b$ با $K_b$ رابطه ی عکس دارد. بنابراین هر چه $PK_b$ یک محلول کوچکتر باشد، باز قویتر است.	$PK_b$
$PH = -\log[H_3O^+]$ ، هر چه PH کوچک تر باشد، خاصیت اسید قویتر است. $PH < 7$ ، محلول اسیدی است. اسیدهای قوی دارای $PH \leq 0$ $PH = 7$ ، محلول خنثی است. $PH > 7$ ، محلول بازی است. بازهای بسیار قوی دارای $PH \geq 14$ هستند.	PH در دمای $25^\circ C$

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

قدرت اسیدی  $H_2SO_4$  از قدرت اسیدی  $H_3O^+$  بیشتر است. همچنین قدرت بازی  $H_2O$  از  $HSO_4^-$  نیز بیشتر است.

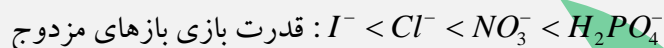
نکته‌ی طلایی: هرچه اسید قویتر باشد، باز مزدوج آن ضعیفتر و پایدارتر است و بالعکس.  
به عنوان مثال: قدرت اسیدی  $HClO_4$  از  $HNO_3$  بیشتر است پس قدرت بازی  $ClO_4^-$  از  $NO_3^-$  ضعیفتر است و یون  $ClO_4^-$  پایدار تر از یون  $NO_3^-$  می باشد.

## تست نمونه

✓ براساس مدل «لوری-برونستد» کدام یون زیر، باز قویتری است؟



پاسخ: گزینه‌ی «۴» چون  $H_2PO_4^-$  باز مزدوج اسید ضعیف  $H_3PO_4$  است پس باز قویتر می‌باشد. ترتیب خصلت اسیدی و بازی یون‌های مزدوج به صورت زیر است:



## نکات طلایی

✓ هرچه یک اسید ضعیفتر باشد، باز مزدوج آن قویتر است. زیرا هرچه اسیدی ضعیفتر باشد،  $H^+$  را سختتر از دست داده و از سوی، باز مزدوج آن راحتتر  $H^+$  را جذب می‌کند، بنابراین باز مزدوج آن قویتر است.

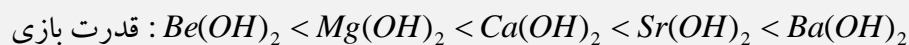
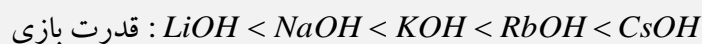
✓ در کریوکیلیک اسیدها: هرچه تعداد گروه‌های آلکیل کمتر و گروه‌های هالوژن آن‌ها بیشتر باشند، قدرت اسیدی آنها، قویتر است:



✓ به طور کلی، اسیدهای معدنی از اسیدهای آلی قویتر هستند.

✓ ترتیب قدرت بازی هیدروکسیدهای فلزی به صورت زیر است:

۱. در هیدروکسیدهای گروه (۱) و (۲) از بالا به پایین، خصلت بازی افزایش می‌یابد.



✓ قدرت بازی هیدروکسیدهای فلزی با خصلت فلزی آنها، رابطه‌ی مستقیم دارد.

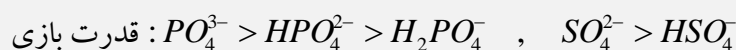
۲. در جدول تناوبی از چپ به راست، از قدرت بازی هیدروکسیدها کاسته می‌شود. به عنوان مثال:



با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.



✓ در بین یونهای منفی حاصل از یونش اسیدهای چند پروتونی، قدرت بازی آنیون، با بار آنیون رابطه‌ی مستقیم دارد. زیرا هر چه بار منفی یک آنیون بیشتر باشد قدرت جذب  $H^+$  توسط آن، قوی‌تر است. به عنوان مثال:



✓ در بازهای آلی، هر چه گروه‌های آلکیل متصل به اتم N بیشتر باشند، قدرت بازی آنها نیز، بیشتر است.  
 قدرت بازی:  $(CH_3CH_2)_2\ddot{N}H > CH_3CH_2\ddot{N}H_2 > (CH_3)_2\ddot{N}H > CH_3\ddot{N}H_2 > \ddot{N}H_3$

آمونیاک    متیل آمین    دی متیل آمین    اتیل آمین    دی اتیل آمین

✓ هر چه گونه‌ای قدرت اسیدی قویتر داشته باشد، قدرت بازی آن گونه ضعیفتر است.

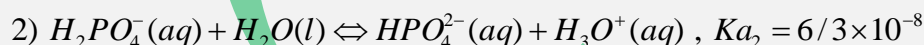
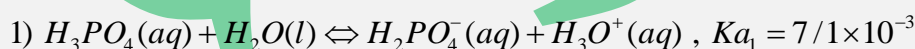
### اسیدهای چند پروتون دار [چند ظرفیتی]

✓ اسید تک پروتون دار به اسیدی گفته می‌شود که پس از حل شدن در آب فقط یک پروتون به مولکول آب می‌دهد. مثل:  $HF, HCl, HI$  و ...

✓ اسیدهای چند پروتون دار، به اسیدهایی گفته می‌شود که دارای دو یا چند H اسیدی هستند. مانند:  $H_3PO_3, H_3PO_4, H_2CO_3, H_2SO_4, H_2S$  و ...

✓ از بین اسیدهای چند پروتون دار فقط سولفوریک اسید ( $H_2SO_4$ ) یک اسید قوی به حساب می‌آید و سایر اسیدهای چندظرفیتی، جزو اسیدهای ضعیف به شمار می‌آیند.

✓ اسیدهای چند پروتون دار به تعداد H های اسیدی خود، دارای مراحل یونش هستند. این اسیدها در هر مرحله، یک  $H^+$  اسیدی خود را از دست می‌دهند، به عنوان مثال: فسفریک اسید ( $H_3PO_4$ ) دارای مراحل تفکیک یونی زیر است:



$$Ka_1 > Ka_2 > Ka_3$$

✓ همان طور که مشاهده می‌شود:

$$PKa_1 < PKa_2 < PKa_3$$

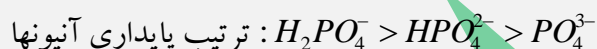
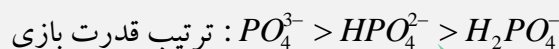
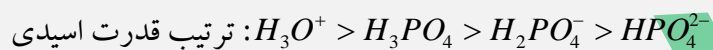
بنابراین می‌توان نوشت:

✓ جدا شدن  $H^+$  سومی مشکلتر از  $H^+$  دومی و جدا شدن  $H^+$  اولی آسانتر از دومی و سومی است.

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

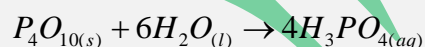
✓ در بین گونه‌های مختلف موجود در محلول فسفریک اسید؛  $H_3PO_4$  و  $H_3O^+$  فقط اسیدند.  $H_2O$  و  $PO_4^{3-}$  فقط نقش باز را دارند اما  $H_2PO_4^-$  و  $HPO_4^{2-}$  نقش آمفوتری، دارند.

✓ در محلول فسفریک اسید، ترتیب مقدار غلظت گونه‌ها، قدرت اسیدی یا بازی و پایداری آنها به صورت زیر است:



✓ فسفریک اسید ( $H_3PO_4$ ) از جمله پرمصرف ترین مواد شیمیایی در صنعت است. به عنوان ماده ی افزودنی در نوشابه‌های گازدار و در کودهای شیمیایی، پاک کننده‌های صابونی و غیرصابونی، تصفیه ی آب، خوراک دام و داروسازی کاربرد دارد.

✓ فسفریک اسید خوراکی را از افزودن آب به  $P_4O_{10}$  تهیه می کنند.



✓ از میان اسیدها، دو اسید ضعیف سولفورو اسید ( $H_2SO_3$ ) و کربنیک اسید ( $H_2CO_3$ ) ناپایدارتر بوده و تاکنون به صورت خالص و پایدار جدا نشده اند. از این رو بهتر است آن ها را به صورت  $SO_2(aq)$  و  $CO_2(aq)$  نمایش دهیم:

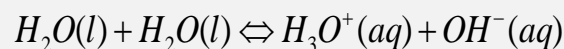


؟ نکته: با توجه به ناپایدار بودن دو اسید مذکور، این اسیدها اغلب بر اساس نمک هایشان شهرت یافته‌اند.

### روابط و مسائل PH محلولها

#### ثابت یونش آب [حاصل ضرب یونی آب]

✓ حتی در خالص ترین نمونه ی آب، در دمای  $25^\circ C$  از هر  $10^7$  مولکول آب، یک مولکول طی فرایند زیر دچار «خود- یونش» می شود:



$$K_w = [H_3O^+][OH^-], [H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} mol.L^{-1}$$

$$K_w = 1 \times 10^{-14} mol^2.L^{-2} \rightarrow [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14} mol^2.L^{-2}$$

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

**نکته:** فرایند «خود-یونش» آب گرماگیر است و با افزایش دما درصد تکفیک یونی آب و به دنبال آن غلظت یون های  $H_3O^+$  و  $OH^-$  در آن به یک نسبت افزایش می یابد. بنابراین در آب خالص در دماهای بالاتر از  $25^\circ C$ ،  $K_w > 1 \times 10^{-14} mol^2.L^{-2}$  و  $PH < 7$  خواهد شد. اما هم چنان آب خالص در هر دمایی و در هر PH خنثی خواهد ماند زیرا  $[H_3O^+] = [OH^-]$ .

✓ با داشتن غلظت یکی از یونهای حاصل از فرایند «خود-یونش» آب می توان به کمک رابطه ی فوق غلظت یون دیگر را در محلول های اسیدی، بازی و ... محاسبه نمود:

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}, [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]}, K_w = 10^{-14} mol^2.L^{-2}$$

### ? تست نمونه

✓ افزودن مقداری اسید به آب خالص در دمای  $25^\circ C$ ، غلظت یون  $H_3O^+$  محلول را به  $10^{-4}$  مول بر لیتر می رساند. در محلول حاصل، غلظت یون هیدروکسید چند برابر غلظت یون هیدورنیم است؟ (تالیفی)

- (۱)  $10^{-10}$       (۲)  $10^{-6}$       (۳)  $10^{-4}$       (۴)  $10^{+6}$

پاسخ: گزینه ی «۲» صحیح است.

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10}$$

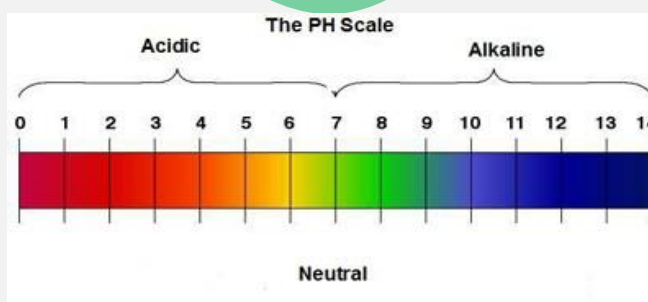
$$\frac{[OH^-]}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-10}}{10^{-4}} = 10^{-6}$$

### مقیاس PH

✓ مقیاس PH، اولین بار توسط سورن سورنسن معرفی شد.

$$PH = -\log[H_3O^+] \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-PH}, [OH^-] = 10^{PH-14}$$

✓ معمولاً PH در گستره ای بین ۰ تا ۱۴ در نظر گرفته می شود.



با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

**? تست نمونه**

✓ PH محلولی برابر ۲ و PH محلول دیگری برابر ۵ است. غلظت یون  $H_3O^+$  در محلول اولی چند برابر محلول

دومی است؟ (سراسری ریاضی ۶۳)

- (۱) ۲۱۰۰۰ (۲) ۳۰۰ (۳) ۱۰۰ (۴) ۳۰

**پاسخ:**

$$[H_3O^+]_1 = 10^{-PH} = 10^{-2} \quad , \quad [H_3O^+]_2 = 10^{-PH} = 10^{-5}$$

محلول اولی                      محلول دومی

گزینه ی «۱» صحیح است.

$$\frac{[H_3O^+]_1}{[H_3O^+]_2} = \frac{10^{-2}}{10^{-5}} = 10^3 = 1000$$

**محاسبه ی PH محلول ها**

✓ برای محاسبه ی PH اسیدهای یک ظرفیتی از روابط زیر استفاده می شود:

$$[H_3O^+] = \alpha \cdot [\text{اسید}] \rightarrow PH = -\log(\alpha \cdot [\text{اسید}])$$

$\alpha$  درجه یونش اسید و (اسید) = غلظت مولار اسید می باشد.

✓ در اسیدهای قوی  $\alpha = 1$  است و در اسیدهای ضعیف  $0 < \alpha < 1$ .

🔗 **نکته:** اگر به جای درجه ی یونش، در مسأله درصد یونش داده باشند، ابتدا درصد یونش را بر ۱۰۰ تقسیم می کنیم تا به درجه ی یونش تبدیل شود.

**? تست نمونه**

✓ PH محلول  $1/0 mol.L^{-1}$  هیدروفلوئوریک اسید کدام است؟ درصد یونش این اسید در محلول را ۲ درصد در

نظر بگیرید. ( $\log 2 = 0/3$ )

- (۱) ۰/۳ (۲) ۱/۷ (۳) ۲/۳ (۴) ۳/۲

**پاسخ:**

$$PH = -\log(\alpha[HF]) = -\log\left(\frac{2}{100} \times 1\right) = -\log(2 \times 10^{-2}) = 2 - \log 2 = 2 - 0/3 = 1/7$$

گزینه ی «۲» صحیح است.

✓ برای محاسبه ی PH محلول های بازی از روابط زیر استفاده می شود:

**با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.**

$$[OH^-] = \alpha \cdot [باز] \rightarrow [H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} \rightarrow PH = -\log\left(\frac{10^{-14}}{\alpha \cdot [باز]}\right)$$

✓ در بازهای قوی  $\alpha = 1$  و در بازهای ضعیف  $0 < \alpha < 1$  می باشد.

؟ تست نمونه

✓ PH محلول  $0/5 mol.L^{-1}$  باز BOH که درجه ی تفکیک یونی آن  $0/002$  می باشد، کدام است؟ (تالیفی)

- ۳ (۱)      ۴ (۲)      ۱۰ (۳)      ۱۱ (۴)

پاسخ:

$$[OH^-] = \alpha \cdot [باز] = 0/002 \times 0/5 = 0/001 = 10^{-3}$$

گزینه ی «۴» صحیح است.

$$PH = -\log[H_3O^+] = -\log\left(\frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}}\right) = -\log 10^{-11} = 11$$

🔗 نکته: بین ثابت یونش اسیدی  $K_a$ ، غلظت اسید و درجه تفکیک یونش ( $\alpha$ )، رابطه ی زیر وجود دارد: (اسیدهای یک پروتون دار ضعیف)

$$K_a = \alpha^2 \cdot [اسید] / 1 - \alpha \rightarrow \text{تقریباً: } K_a = \alpha^2 \cdot [اسید]$$

هم چنین؛ برای بازهای ضعیف، می توان رابطه ی زیر را در نظر گرفت:

$$K_b = \alpha^2 \cdot [باز] \cdot n$$

$n =$  تعداد گروه های OH باز

تست نمونه

✓ PH محلول  $0/2 mol.L^{-1}$  اسید ضعیف HA که  $pK_a$  آن برابر ۱ است کدام است؟ (سراسری تجربی ۹۱)

- ۰/۷ (۱)      ۱ (۲)      ۱/۲۵ (۳)      ۱/۷ (۴)

پاسخ:

$$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot M}{1 - \alpha} \rightarrow 10^{-1} = \frac{\alpha^2 \times 0/2}{1 - \alpha} \rightarrow \alpha = 0/5$$

$$\rightarrow [H^+] = \alpha \cdot M = 0/5 \times 0/2 = 0/1$$

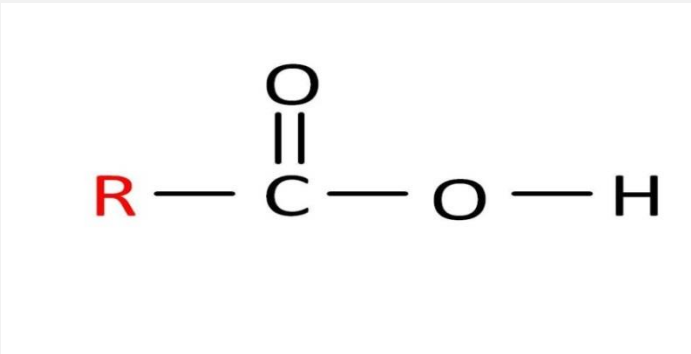
$$PH = -\log(0/1) = 1$$

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

اسیدها و بازهای آلی

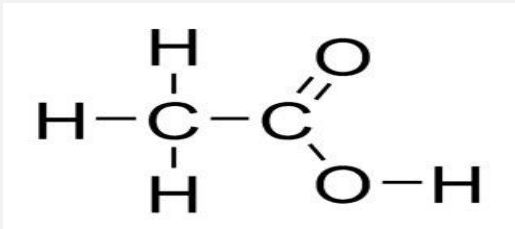
کربوکسیلیک اسیدها (آلکانوئیک اسیدها)

✓ کربوکسیلیک اسیدها با فرمول عمومی  $R-COOH$ ، دسته ای از ترکیب های آلی با خاصیت اسیدی ضعیف هستند. در این فرمول R، اتم H یا گروه آلکیل می باشد.

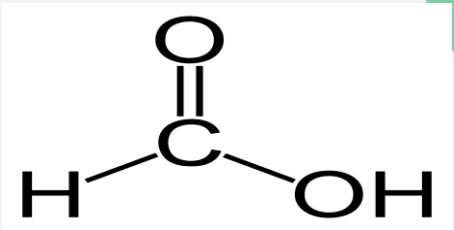


✓ روش نام گذاری کربوکسیلیک اسیدها: **نام آلکان هم کربن با زنجیر اصلی + اویک اسید**  
 نکته: در نام گذاری، گروه  $COOH$ ، جزء اصلی محسوب می شود.

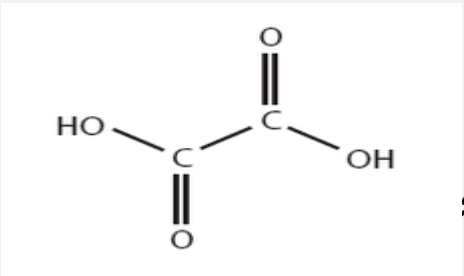
✓ نام آشنا ترین کربوکسیلیک اسیدها عبارتند از:



اتانویک اسید (استیک اسید یا جوهر سرکه)



متانویک اسید (جوهر مورچه یا فرمیک اسید)



اتان دی اویک اسید (اگزالیک اسید)

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خو

✓ کربو کسلیک اسیدهای سبک (حداکثر تا ۴ اتم کربن)، به خوبی در آب حل می‌شوند ولی با افزایش طول زنجیر کربنی از انحلال پذیری و قدرت اسیدی آن‌ها، کاسته می‌شود.

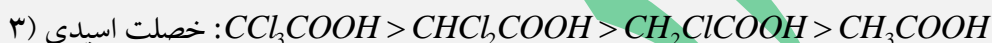
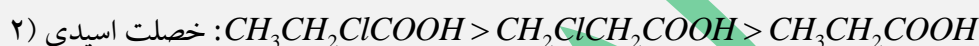
✓ قدرت اسیدی آلکانویک اسیدها، به میزان قطبیت پیوند O-H در عامل کربو کسلیک بستگی دارد و هر عاملی که میزان این قطبیت را افزایش دهد، به جدا شدن  $H^+$  کمک کرده و سبب افزایش خصلت اسیدی ترکیب می‌شود.

✓ می‌توان دو عامل اصلی زیر را، مهم‌ترین عوامل مؤثر بر خصلت اسیدی کربو کسلیک اسیدها دانست:

۱. هرچه تعداد گروه‌های آلکیل موجود در اسید و طول زنجیر هیدورکربنی کمتر باشد، اسید، قویتر است. مثال:

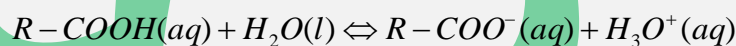


۲. هرچه گروه‌های هالوژن موجود در ساختار اسید، الکترون‌گاتر باشند یا تعداد بیش‌تری داشته باشند و یا به عامل کربو کسلیک نزدیک‌تر باشند، خصلت اسیدی، قوی‌تر است. مثال:



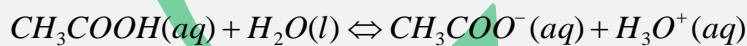
یادآوری: قدرت یک اسید، معیاری برای تعیین میزان پایداری باز مزدوج آن در نظر گرفته می‌شود. بنابراین بازهی مزدوج حاصل از اسیدهای قویتر، پایدارترند و قدرت بازی ضعیفتری دارند.

✓ معادله ی تفکیک یونی کربو کسلیک اسیدها، به صورت زیر است:



یون کربو کسلیات

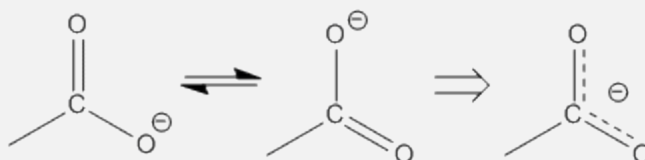
(باز مزدوج)



اتانویک اسید

اتانوات

✓ برای باز مزدوج حاصل از یونش کربو کسلیک اسیدها می‌توان ساختارهای رزونانسی زیر را رسم کرد.



mcat-review.org

(I) رزونانس

(II) رزونانس

هیبرید رزونانس

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

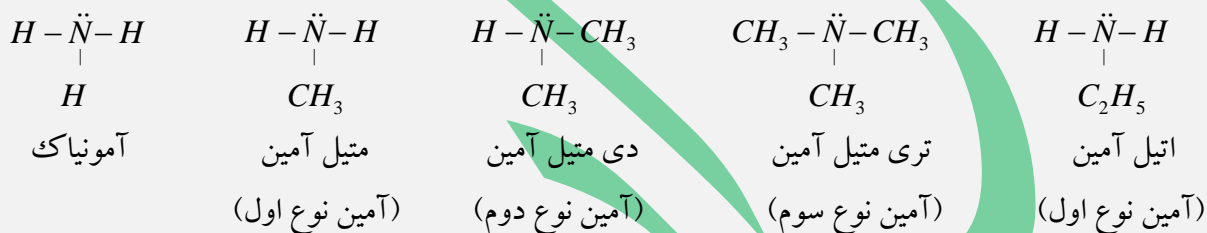
نکته: پخش بار منفی روی کل یون کربوکسیلات باعث پایدارتر شدن این یون می شود. همین پخش بار منفی، سبب جذب ضعیف تر  $H^+$  محلول می شود. از این رو محلول کربوکسیلیک اسیدها در آب خاصیت اسیدی پیدا می کنند (توجیه خاصیت اسیدی کربوکسیلیک اسیدها).

✓ تری فلئور و اتانویک اسید ( $CF_3COOH$ ) از جمله آلاینده های هوا و ایجاد باران های اسید می باشد.

### آمونیاک و آمین ها (بازهای آلی)

✓ آمین ها، دسته ای از ترکیبهای آلی هستند که شباهت زیادی به آمونیاک دارند. آمین ها را از جایگزین کردن یک، دو یا سه اتم H آمونیاک، به وسیله ی گروه های آلکیل به دست می آورند.

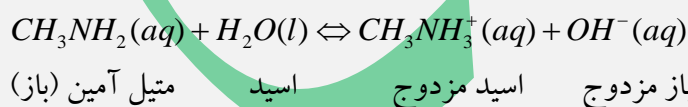
مثال:



✓ آمونیاک و آمین ها، جزو بازهای ضعیف به شمار می آیند. هر چند که خصلت بازی آمین ها از آمونیاک قویتر است.

✓ علت خاصیت بازی آمونیاک و آمین ها؛ وجود جفت الکترون آزاد روی اتم N است که می تواند با یک گروه  $H^+$  از طریق داتیو، پیوند تشکیل دهد. (گیرنده ی  $H^+$  باز برونستد است).

✓ آمین ها با پذیرفتن یک پروتون، به یون آلکیل آمونیم تبدیل می شوند:



✓ هر چه گروه های آلکیل متصل به اتم N در آمین ها، بزرگتر و تعداد بیشتری داشته باشند، بر خصلت بازی آمین، می افزایند:

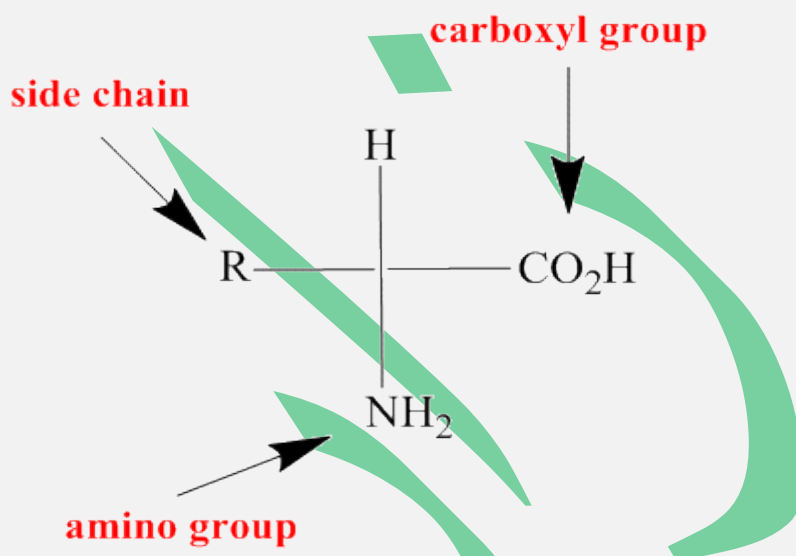
آمونیاک > متیل آمین > اتیل آمین > دی متیل آمین > دی اتیل آمین: خصلت بازی

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.



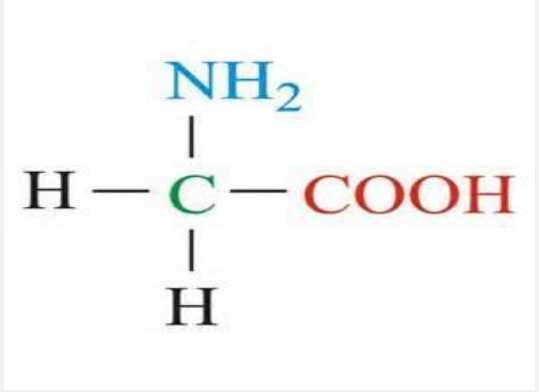
آمینواسیدها

✓ آمینواسیدها ترکیبهای آلی واحد سازنده ی پروتئینها هستند که در ساختار خود، هم عامل آمینی ( $-NH_2$ ) و هم عامل اسیدی ( $-COOH$ ) دارند. فرمول همگانی آمینواسیدها به صورت زیر است:  
فرمول همگانی آلفا-آمینواسیدها:



✓ آمینواسیدها را می توان جزو آمفوترها معرفی کرد زیرا از طرف گروه  $-COOH$  خود با بازها و از طرف گروه  $-NH_2$  خود با اسیدها وارد واکنش می شوند. بنابراین آمینواسیدها هم با اسیدها و هم با بازها وارد واکنش خواهند شد.

✓ ساده ترین (کوچکترین) آمینواسید، گلی سین است که جزء «آلفا-آمینواسیدها» به شمار می رود:



گلی سین (آمینواتانویک اسید)

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

✓ «آلفا- آمینواسیدها» در همه ی آمینواسیدهای طبیعی گروه آمین ( $-NH_2$ ) روی همان کربنی قرار دارد که گروه کربوکسیل ( $-COOH$ ) قرار می گیرد. به این آمینواسیدها، «آلفا- آمینواسید» گفته می شود.

✓ آمینواسیدها، جامدهایی با نقطه ذوب بالا هستند و جزو ترکیب های قطبی به شمار می روند. بنابراین آنها در حلال های قطبی، به خوبی حل می شوند.

✓ آمینواسیدها (هم از طرف عامل اسیدی و هم از طرف عامل آمینی) توانایی برقراری پیوندهای هیدروژنی را دارا هستند و به این دلیل، دارای نیروهای جاذبه ی بین مولکولی قوی و نقطه ی ذوب و جوش بالایی می باشند.  
✓ در جدول زیر؛ انحلال پذیری، حالت فیزیکی و دمای ذوب گلی سین با اسید آلی و آمین تقریباً هم جرم آن، مقایسه شده است.

نام	فرمول شیمیایی	حالت فیزیکی	انحلال پذیری در		
			آب (قطبی)	اتانول (کم قطبی)	دی اتیل اتر (ناقطبی)
گلی سین (آمینواتانویک اسید)	$H_2NCH_2COOH$	جامد با نقطه ی ذوب بالا ( $232^\circ C$ )	خیلی زیاد	نامحلول	نامحلول
پروپانویک اسید	$CH_3CH_2COOH$	مایعی روغنی شکل با نقطه ی جوش ( $141^\circ C$ )	خیلی زیاد	زیاد	زیاد
بوتیل آمین	$H_3CH_2CH_2CH_2NH_2$	مایعی فرار با نقطه ی جوش ( $78^\circ C$ )	خیلی زیاد	خیلی زیاد	خیلی زیاد

**نکته:** آمینو اسیدها بر اساس قطبیت خود به چهار گروه تقسیم می شوند که در جدول زیر بررسی شده اند.

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

### Amino acids groups

Group	Characteristics	Names	Example (-Rx)
non-polar	hydrophobic	Ala, Val, Leu, Ile, Pro, Phe, Trp, Met	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \diagdown \\ \text{CH}-\text{CH}_2-\text{R} \\ \diagup \\ \text{CH}_3 \end{array}$ <p style="text-align: center;">Leu</p>
polar	hydrophilic (non-charged)	Gly, Ser, Thr, Cys, Tyr, Asn, Gln	$\begin{array}{c} \text{OH} \\ \diagdown \\ \text{CH}-\text{R} \\ \diagup \\ \text{CH}_3 \end{array}$ <p style="text-align: center;">Thr</p>
acidic	negatively charged	Asp, Glu	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C}-\text{CH}_2-\text{R} \\ \diagup \\ \text{O}^- \end{array}$ <p style="text-align: center;">Asp</p>
basic	positively charged	Lys, Arg, His	$\text{NH}_3^+-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{R}$ <p style="text-align: center;">Lys</p>

Total = 20

انواع نمک‌ها و محلول‌های بافری

نمک‌های اسیدی، بازی و خنثی

✓ نمک‌ها، بر اثر واکنش بین اسیدها و بازها، به وجود می‌آیند. در واقع نمک، فرآورده‌ی واکنش خنثی شدن یک اسید توسط یک باز است.

✓ نمک حاصل از خنثی شدن، همیشه خنثی نیست، بلکه بسته به نوع یون‌های سازنده‌اش می‌تواند اسیدی یا بازی هم باشد.

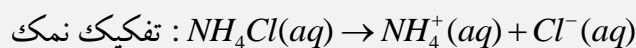
✓ نمک‌ها با انحلال در آب، سه نوع محلول تولید می‌کنند:

۱. PH محلول نمک‌های حاصل از واکنش اسیدها و بازهای قوی ۷ است. مثل: محلول  $\text{NaCl}(aq)$ .

۲. PH محلول نمک‌های حاصل از واکنش اسیدهای قوی و بازهای ضعیف کمتر از ۷ است. مثل: محلول  $\text{NH}_4\text{Cl}(aq)$ .

۳. PH محلول نمک‌های حاصل از واکنش بازهای قوی و اسیدهای ضعیف بیشتر از ۷ است. مثل: محلول  $\text{KCN}(aq)$ .

✓ برای تعیین محدوده‌ی PH محلول نمک‌ها، باید به آبکافت یون‌های تشکیل دهنده‌ی نمک توجه نمود. به عنوان مثال: بر اثر انحلال آمونیم کلرید ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) در آب، این نمک به یون‌های تشکیل دهنده‌اش، تفکیک می‌شود:

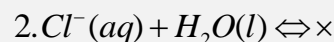


✓ یون‌های حاصل از تفکیک نمک با مولکول‌های آب، وارد واکنش تعادلی به نام «آبکافت» می‌شوند.

**با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.**

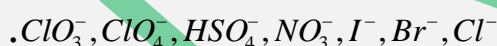


چون  $NH_4^+$  اسید مزدوج باز ضعیف  $NH_3$  است، پس دچار آبکافت شود.



چون  $Cl^-$  باز مزدوج اسیدی قوی  $HCl$  است، پس باز ضعیفی محسوب می شود و دچار آبکافت نمی شود. یون  $H_3O^+$  حاصل از واکنش آبکافت  $NH_4^+$ ، باعث افزایش غلظت  $H_3O^+$  محلول شده و  $PH$  محلول را به زیر ۷ کاهش می دهد. پس محلول نمک  $NH_4Cl$  یک نمک اسیدی محسوب می شود.

نکته: آنیون های حاصل از اسیدهای قوی، بازهای مزدوج ضعیف و پایداری هستند که در محلول، بدون آبکافت باقی می ماندند. مهمترین آنیونهایی که آبکافت نمی شوند، عبارتند از:



همچنین، کاتیونهای فلزهای قلیایی و قلیایی خاکی (به جز  $Be^{2+}$  و  $Mg^{2+}$ ) که از بازهای قوی حاصل شده اند، دچار آبکافت نمی شوند.

اگر به ساختار یک نمک توجه کنیم، اسید و باز تشکیل دهنده ی آن نمک به آسانی قابل تشخیص است. چنان چه به اسید و باز تشکیل دهنده ی نمک توجه کنیم می توانیم دریابیم که هر کدام قویتر باشند، تعیین کننده ی محدوده ی  $PH$  محلول است.

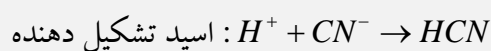
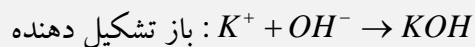
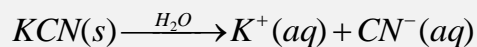
جدول زیر روش ساده ای برای تشخیص محدوده ی  $PH$  محلول نمک ها در اختیار ما قرار می دهد:

رنگ لیتموس	خاصیت محلول نمک	محدوده ی $PH$ محلول	باز سازنده و قدرت آن	اسید سازنده و قدرت آن	نمک
آبی	قلیایی	$PH > 7$	$KOH$ (باز قوی)	$HF$ (اسید ضعیف)	$KF$
سرخ	اسیدی	$PH < 7$	$Al(OH)$ (باز ضعیف)	$HCl$ (اسید قوی)	$AlCl_3$
بنفش	خنثی	$PH = 7$	$KOH$ (باز قوی)	$HBr$ (اسید قوی)	$KBr$
بنفش	خنثی	$PH \approx 7$	$NH_4OH$ (باز ضعیف)	$CH_3COOH$ (اسید ضعیف)	$CH_3COONH_4$

شرح جدول:

برای تشخیص اسید و باز تشکیل دهنده ی یک نمک؛ پس از تفکیک نمک به یون های سازنده ی آن، با قرار دادن  $H$  در سمت چپ آنیون نمک، اسید آن به دست می آید و با قرار دادن گروه های  $OH$ ، در سمت راست کاتیون نمک، فرمول شیمیایی باز تشکیل دهنده ی نمک، به وجود می آید.

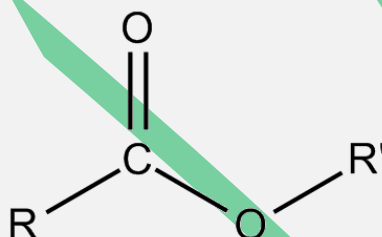
با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.



به سادگی مشخص می‌شود کدام جز قویتر است و کنترل کننده خاصیت اسیدی و بازی است.

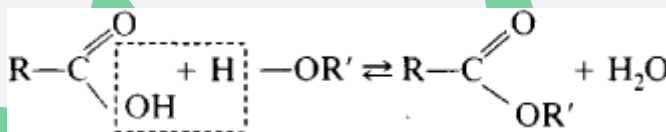
### استرها و صابونها

✓ «استر» ترکیبی است که از جایگزین کردن اتم هیدروژن گروه کربوکسیل کربوکسیلیک اسیدها، به وسیله یک گروه آلکیلی، به دست می‌آید:

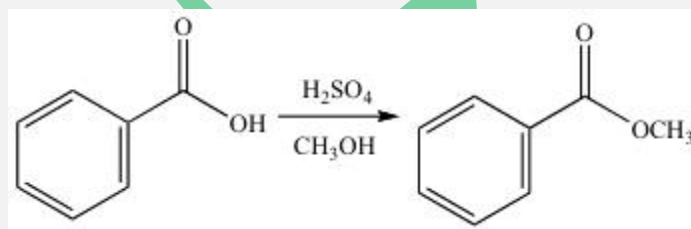


✓ استرها، از مهمترین مشتقات کربوکسیلیک اسیدها هستند. استرهای سبک، بوی خوشی دارند. طعم و بوی شاخص میوه‌ها و عطر گلها، اغلب به علت وجود استرهای سبک است.

✓ واکنش استری شدن: استرها از ترکیب کربوکسیلیک اسیدها و الکل‌ها در حضور کاتالیزگر اسیدی  $H_2SO_4$  طی یک واکنش تعادلی به نام استری شدن، به دست می‌آیند:



استر خطی

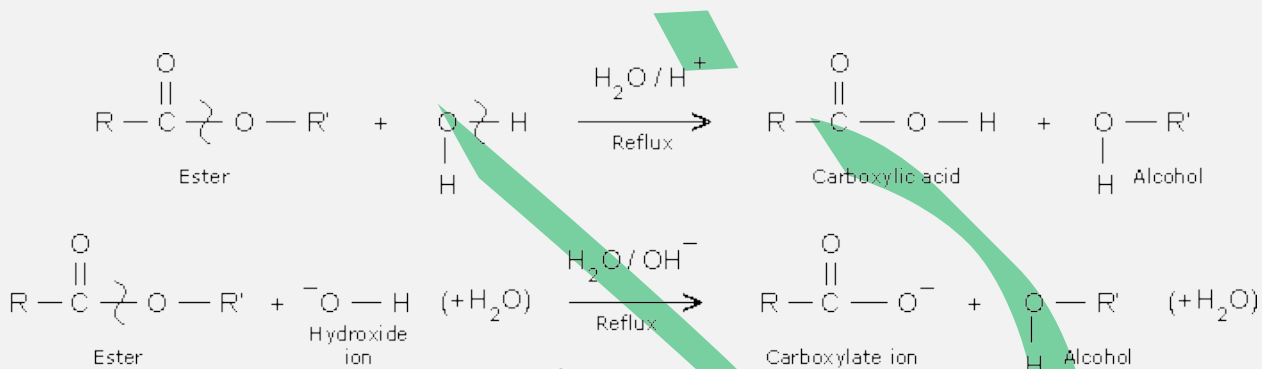


استر آروماتیک

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

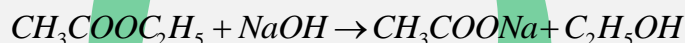
✓ استفاده از استرهای با کربن زیاد در ساخت عطرها ممنوع است. زیرا این گونه عطرها در عرق بدن به آرامی آبکافت شده و کربوکسیلیک اسید حاصل از آبکافت آنها بویی نامطبوع و ناخوشایندی ایجاد می کند.

✓ آبکافت استرها: به عکس واکنش استری شدن یعنی، واکنش استر با آب، که بسیار آهسته به الکل و کربوکسیلیک اسید سازنده اش، تجزیه می شود، آبکافت استرها، می گویند که در هر دو محیط اسیدی و بازی رخ می دهد:



🔴 **نکته:** در آبکافت استرها؛ استر از محل پیوند  $O-R'$  شکسته می شود و  $OH$  آب به قسمت باقیمانده کربونیل دار می چسبد و  $H$  آب به قسمت  $O-R'$ ، تا به الکل سازنده اش، تبدیل شود.

✓ آبکافت استرها، در محیط قلیایی، به طور برگشت ناپذیر، روی می دهد. در این واکنش، به جای کربوکسیلیک اسید، نمک آن تشکیل می شود. مثال:



اتیل اتانوات (استر)	باز	سدیم اتانوات (نمک)	اتیل الکل (اتانول)
------------------------	-----	-----------------------	-----------------------

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

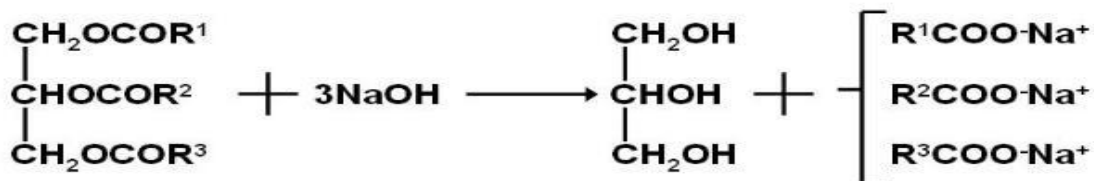
✓ جدول زیر آبکافت استرها در محیطهای اسیدی و قلیایی را با هم مقایسه کرده است:

ویژگی واکنش	آبکافت استر (در محیط اسیدی)	آبکافت قلیایی استر
برگشت پذیر یا برگشت ناپذیر	برگشت پذیر (تعادلی)	برگشت ناپذیر (کامل)
کاتالیزگر	اسید مثل: $H_2SO_4$ یا $HCl$	ندارد
فرآورده های واکنش	الکل + کربوکسیلیک اسید	الکل + نمک کربوکسیلیک اسید
جزو کدام دسته از واکنشهای پنج گانه می توان در نظر گرفت؟	جابه جایی دو گانه	جابه جایی دو گانه

🔍 نکته: برای تشخیص سریع الکل و اسید (یا نمک اسید) سازنده ی یک استر به صورت زیر عمل می کنیم:

الکل همیشه از گروه  $O-R'$  استر به همراه  $H$  آب تشکیل می شود و اسید کربوکسیلیک از بخش کربونیل دار استر به همراه  $OH$  تشکیل می شود.

**یادآوری:** تعداد کربن های استر با مجموع تعداد کربن های الکل + اسید یا الکل + نمک کربوکسیلیک اسید، برابر است. از آبکافت استر اسیدهای چرب، در محیط قلیایی، **صابونها**، تشکیل می شوند. به این نوع واکنش، در صنعت «صابونی شدن» می گویند.



A triglyceride + sodium hydroxide → glycerol + sodium carboxylates

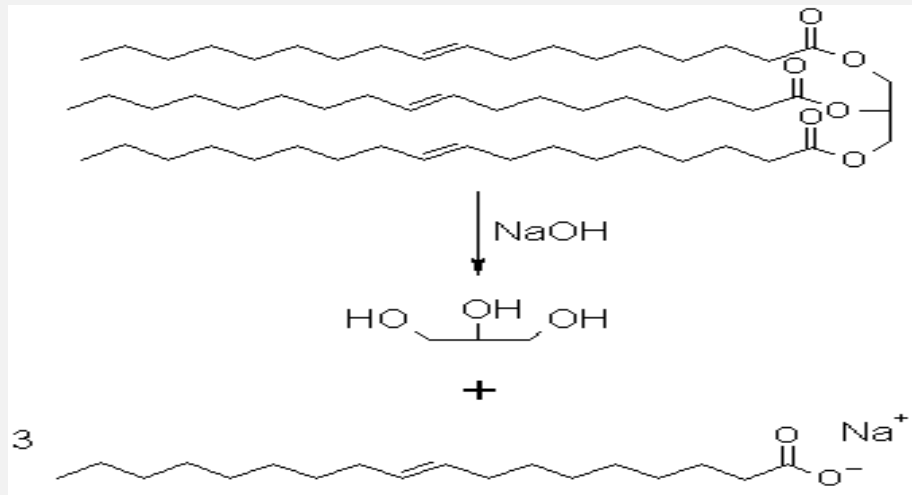
✓ چربی ها و روغن ها (تری گلیسیریدها)، استرهای طبیعی هستند که دارای ۱۴ تا ۱۸ اتم کربن می باشند.

✓ نمکهای سدیم و یا پتاسیم اسیدهای چرب را صابون می گویند.

✓ صابونها، نمک هایی با خاصیت بازی هستند.

✓ گلیسرین + صابون → محلول سود + چربی (یا روغن)

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.



واکنش صابونی شدن

محلولهای بافر [تامپون]



✓ «بافر» به محلولی گفته می‌شود که در برابر تغییرات PH، از خود مقاومت نشان می‌دهد. افزودن مقدار اندکی اسید یا باز، PH بافر را چندان دچار تغییر نمی‌کند.

✓ بافرها از نظر PH آنها، به دو دسته‌ی بافرهای اسیدی و بافرهای بازی تقسیم می‌شوند:

۱. بافر اسیدی؛ از یک اسید ضعیف + نمک آن اسید، تشکیل شده است. مثل:



۲. بافر بازی، از یک باز ضعیف + نمک آن باز، تشکیل شده است. مثل:

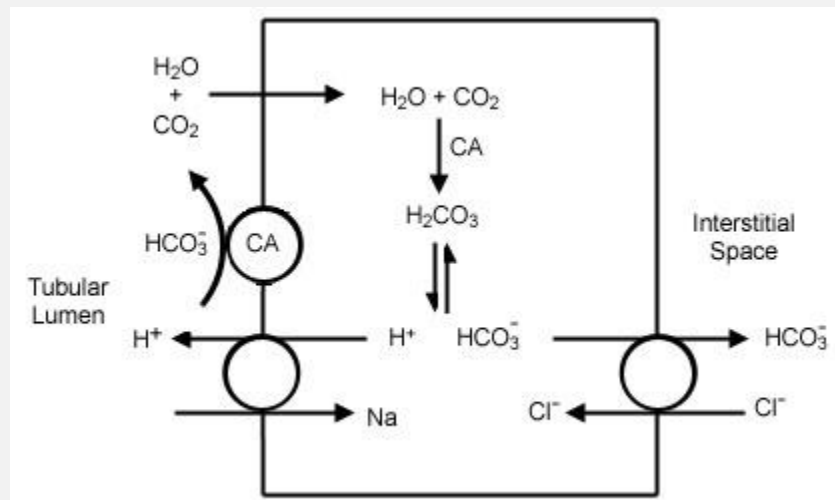
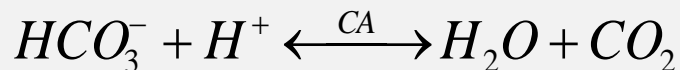


✓ محلول بافر، به طریقی، می‌تواند هم اسید و هم باز اضافه شده را خنثی کند.

✓ خون انسان یک سامانه‌ی بافری دارد که PH آن در برابر تغییرات ناشی از خوردن غذاها و داروها، مقاومت می‌کند. میزان اسیدی بودن (PH) خون انسان توسط واکنش تعادلی زیر و با نقش کاتالیزگری پروتئینی با نام کربنیک آنهیدراز (CA) تنظیم می‌شود:

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.



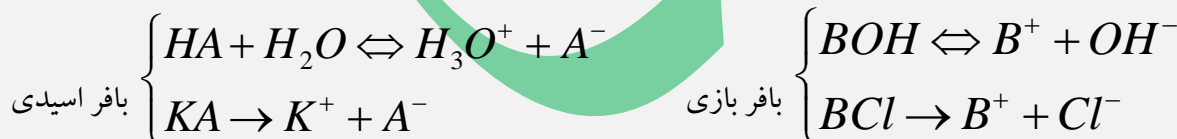


مکانیسم عملکرد کربنیک آنهیدراز (CA)

✓ PH خون انسان، حدود ۷/۴ است که بافر بازی محسوب می شود.

✓ هر بافر، دارای ظرفیت محدودی است و اگر غلظت اسید یا باز افزوده شده، بیش تر از ظرفیت بافر باشد، PH محلول بافری به طور محسوس، تغییر خواهد کرد.

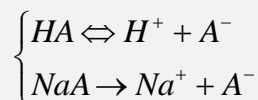
✓ هر محلول بافری از دو محلول، با نسبت های معین تشکیل شده است و دارای دو معادله ی واکنش می باشد، اگر برای مثال: HA را به عنوان اسید ضعیف و BOH را به عنوان باز ضعیف در نظر بگیریم، آنگاه واکنش های موجود در آنها به صورت زیر است:



✓ علت مقاومت بافرها در برابر تغییرات PH: پس از افزودن مقدار اندکی اسید یا باز به یک بافر، تعادل موجود در بافر، مطابق اصل لوشاتلیه، به سمت راست یا چپ جابه جا شده، و تا حد ممکن از تغییرات محسوس PH جلوگیری می کند.

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

✓ برای محاسبه PH یک محلول بافری از رابطه‌ی زیر استفاده می‌شود:



$$PH = PKa + \log \frac{[A^-(aq)]}{[HA(aq)]} \quad \text{تعادلی} / \text{تعادلی}$$

✓ در رابطه‌ی محاسبه‌ی PH بافرها؛ چون  $A^-$  به طور عمده از تفکیک کامل نمک NaA به وجود می‌آید، می‌توان غلظت  $[A^-]$  را برابر با غلظت مولار نمک  $[NaA]$  و غلظت  $[HA]$  را برابر با غلظت مولار اسید، در نظر گرفت.

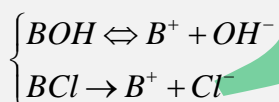
✓ در صورتی که در محلول یک بافر، غلظت اسید و غلظت نمک آن برابر باشند PH بافر و  $PK_a$  اسید، باهم برابر می‌شوند:

$$PH = PKa \quad \text{اسید بافر}$$

### ظرفیت بافر:

اگرچه بافرها در مقابل افزایش اسید یا باز مقاومت می‌کنند ولی هر بافر ظرفیت معینی داشته و بیشتر از آن یارای مقاومت در مقابل تغییر PH ندارد معمولاً بافرهایی که نسبت غلظت اسید و نمک در آن ۱:۱ است بیشترین ظرفیت دارند.

✓ برای محاسبه‌ی PH یک محلول بافری بازی از روابط زیر استفاده می‌شود:



$$POH \text{ بافر} = PKb + \log \frac{[B^+]}{[BOH]}$$

$$PH = 14 - POH$$

### روشهای تهیه بافر

به شش روش می‌توان مبادرت به تهیه محلولهای بافر کرد:

(A) اختلاط مستقیم یک اسید ضعیف و نمک آن

(B) اختلاط مستقیم یک باز ضعیف و نمک آن

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

(C) اختلاط یک اسید ضعیف با یک باز قوی به طوریکه عده مولهای اسید به کار رفته زیادتر بوده و اسید به طور اضافی باقی بماند و با محصول واکنش یعنی نمک اسید ضعیف بافر بسازد. مثلا اگر  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (استیک اسید) و  $\text{NaOH}$  (سدیم هیدروکسید) را با یکدیگر ترکیب کنیم محصول (سدیم استات) است. حال اگر نسبتهایی از  $\text{CH}_3\text{COOH}$  و  $\text{NaOH}$  بکار ببریم که  $\text{NaOH}$  به طور کامل مصرف شده و از  $\text{CH}_3\text{COOH}$  به مقدار اضافی باقی بماند، مقدار اضافی  $\text{CH}_3\text{COOH}$  و  $\text{CH}_3\text{COONa}$  تولید شده مجموعا بافر تشکیل می دهند.

(D) اختلاط یک باز ضعیف با یک اسید قوی به طوریکه عده مولهای باز به کار رفته زیاد تر بوده و باز به طور اضافی باقی بماند و با محصول واکنش یعنی نمک باز ضعیف، بافر بسازد. به طور مثال در واکنش  $\text{NH}_4\text{OH}$  با  $\text{HCl}$  که  $\text{NH}_4\text{Cl}$  محصول می دهند اگر پس از پایان از  $\text{NH}_4\text{OH}$  اضافی بماند با  $\text{NH}_4\text{Cl}$  تولید شده مجموعا بافر می سازند.

(E) ترکیب نمک یک اسید ضعیف با یک اسید قوی به طوریکه عده مولهای نمک زیادتر بوده در پایان واکنش نمک اضافی بماند و با محصول واکنش یعنی اسید ضعیف بافر بسازد. مثلا اگر  $\text{NaF}$  را با  $\text{HCl}$  مخلوط کنیم محصول  $\text{HF}$  بدست می آید که در صورتی که  $\text{NaF}$  اضافی بماند مجموعا بافر می سازند.

(F) ترکیب نمک یک باز ضعیف با یک باز قوی به طوریکه عده مولهای نمک زیادتر بوده در پایان واکنش نمک اضافی مانده و با محصول واکنش یعنی باز ضعیف یک بافر بسازند. مثلا در نتیجه اختلاط  $\text{NH}_4\text{Cl}$  با  $\text{NaOH}$  محصول  $\text{NH}_4\text{OH}$  بدست می آید که در صورتی که از  $\text{NH}_4\text{Cl}$  اضافی بماند مجموعا بافر می سازند.

### تعیین PH محلول حاصل از مخلوط کردن اسید و باز

✓ اگر یک محلول اسیدی و یک محلول بازی را باهم مخلوط کنیم، PH محلول حاصل به حجم و غلظت محلولها بستگی دارد که ممکن است کمتر، مساوی و یا بیشتر از هفت باشد.

✓ برای تعیین PH محلول کافی است تعداد مولهای  $\text{H}_3\text{O}^+$  اسید و تعداد مولهای  $\text{OH}^-$  باز را محاسبه، باهم مقایسه و یا از هم کم کنیم.

✓ برای محاسبه تعداد مولهای  $\text{H}_3\text{O}^+$  و  $\text{OH}^-$  محلول اسید و بازهای یک ظرفیتی از روابط زیر بهره می گیریم:

$$n = M.V \Leftrightarrow \text{حجم محلول (لیتر)} \times \text{غلظت مولار} = \text{تعداد مول}$$

$$\alpha.M.V = \text{درجه یونش} \times \text{حجم اسید (لیتر)} \times \text{غلظت اسید} = \text{molH}_3\text{O}^+?$$

$$\alpha.M.V = \text{درجه یونش} \times \text{حجم باز (لیتر)} \times \text{غلظت باز} = \text{molOH}^-?$$

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

حال اگر:

$PH < 7$  ← مخلوط حاصل اسیدی و  $molH_3O^+ > OH^-$

$PH > 7$  ← مخلوط حاصل قلیایی و  $molOH^- > H_3O^+$

$PH = 7$  ← مخلوط حاصل خنثی و  $molOH^- = H_3O^+$

✓ اگر ۴۰ میلی لیتر محلول ۰/۲ مول بر لیتر پتاسیم هیدروکسید با ۱۰ میلی لیتر محلول ۰/۶ مولار هیدروکلریک اسید مخلوط شود، pH محلول برابر ..... است و متیل نارنجی در این مجلول به رنگ ..... در می آید.

(سراسری ریاضی ۹۰)

(۱) ۱/۴ - قرمز (۲) ۱/۴ - زرد (۳) ۱۲/۶ - قرمز (۴) ۱۲/۶ - زرد

**پاسخ:** گزینه ی ۴. تعداد مول های  $OH^-$  باز و  $H_3O^+$  اسید را محاسبه می کنیم.

$$\begin{cases} ? molOH^- = 40ml \times \frac{0/2mol}{1000ml} = 0/008mol \\ ? molH_3O^+ = 10ml \times \frac{0/6mol}{1000ml} = 0/006mol \end{cases} \rightarrow PH > 7: \text{قلیایی}$$

حال باقی مانده ی  $OH^-$  بعد از خنثی شدن و سپس PH محلول را محاسبه می کنیم:

$$OH^- = 0/008mol - 0/006mol = 0/002mol \text{ باقی مانده}$$

$$\text{حجم مول} = (40 + 10)mL = 0/050L$$

$$[OH^-] = \frac{0/002mol}{0/050L} = 0/4mol.L^{-1} \rightarrow [H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{4 \times 10^{-1}} = 2/5 \times 10^{-13}$$

$$PH = -\log(2/5 \times 10^{-13}) = 13 - \log(2/5) = 13 - 0/4 = 12/6$$

متیل نارنجی در محلول های بازی زرد رنگ است.

**تعیین PH:** برای تعیین PH می توان از PHسنجهای دیجیتالی یا شناساگرهای اسید و باز استفاده کرد.



PHسنج دیجیتالی

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

## شناساگرهای اسید و باز

این شناساگرها به دو دسته‌ی طبیعی و شیمیایی تقسیم می‌شوند. بهترین شناساگرهای اسید - باز، اسیدهای آلی ضعیف می‌باشند. شکل اسیدی شناساگر رنگ مشخصی دارد و در صورت از دست دادن پروتون، به ترکیب بازی که دارای رنگ دیگری می‌باشد، تبدیل می‌شود. یعنی تغییر رنگ اغلب شناساگرها از محلول بستگی به تغییر شکل آنها دارد. با استفاده از شناساگرها می‌توان PH یک محلول را تعیین کرد شناساگرهای مختلفی برای تعیین PH شناخته شده‌اند که هر یک در محدوده خاصی از PH تغییر رنگ می‌دهند. شناساگرها، اسیدها یا بازهای ضعیفی هستند و چون اکثر آنها شدیداً رنگی هستند، در هر اندازه‌گیری PH چند قطره از محلول رقیق شناساگر کافی می‌باشد.

فرم اسیدی  $\text{HIn} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{In}^-$  فرم بازی

$$K_a = (\text{H}^+) \times (\text{In}^-) / (\text{HIn})$$

اگر محلولی شامل دو جزء رنگی A و B باشد، معمولاً رنگ A در مخلوط وقتی توسط چشم انسان تشخیص داده می‌شود که شدت آن، ده برابر بیشتر از شدت رنگ B باشد، چون شدت آن تابع غلظت است. بنابراین رنگ ترکیب اسیدی شناساگر زمانی قابل رویت است که:

$$(\text{In}^-) = (\text{HIn})$$

و رنگ و ترکیب بازی شناساگر زمانی قابل مشاهده است که:

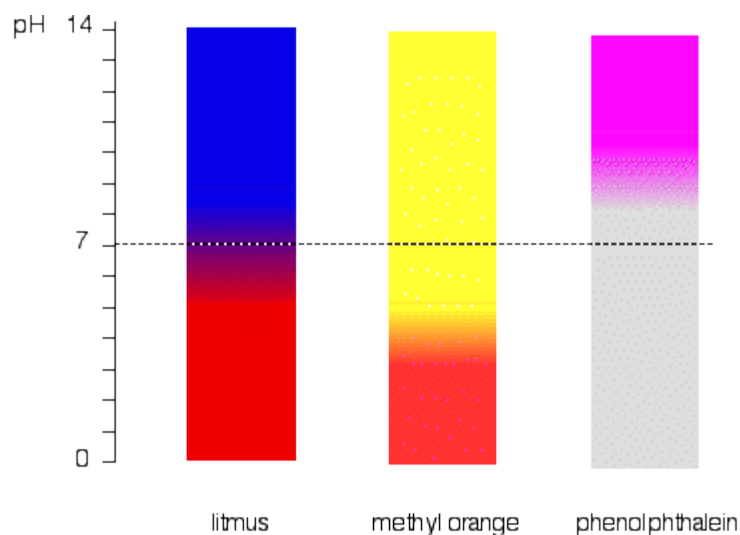
$$(\text{In}^-) = 10 (\text{HIn})$$

انتظار می‌رود وقتی که  $(\text{In}^-) = (\text{HIn})$  می‌باشد، رنگ شناساگر حد واسط بین دو رنگ باشد. در آن نقطه ویژه  $K_a$  شناساگر برابر غلظت  $\text{H}^+$  و  $\text{PK}_a = \text{PH}$  است.

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

### شناساگرهای شیمیایی مهم

این شناساگرها در سنجش خاصیت اسید و باز بسیار پر کاربرد بوده و هر یک در محدوده خاصی قابلیت شناسایی اسیدها و بازها را دارند. به عنوان مثال محدوده تغییر رنگ چند شناساگر مهم در شکل زیر مقایسه شده است.



محدوده تغییر رنگ فنل فتالین، متیل اورانژ و لیتموس

در جدول زیر به معرفی شناساگرهای شیمیایی پر کاربرد در سنجش اسید و باز می پردازیم.

نمونه‌ای از معرفهای PH ، پر کاربرد در آزمایشگاه‌های شیمی			
شناساگر	رنگ اسیدی	دامنه PH برای تغییر رنگ	رنگ قلیایی
آبی تیمول	قرمز	۱.۲ - ۲.۸	زرد
متیل اورانژ	قرمز	۳.۱ - ۴.۵	زرد
سبز برموکروزول	زرد	۳.۸ - ۵.۵	آبی
سرخ متیل	قرمز	۴.۲ - ۶.۳	زرد
لیتموس	قرمز	۵ - ۸	آبی

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

آبی	۶ - ۷.۶	زرد	آبی برم تیمول
آبی	۸ - ۹.۶	زرد	آبی تیمول
قرمز	۸.۳ - ۱۰	بی رنگ	<u>فنل فتالین</u>
ارغوانی کم رنگ	۱۰ - ۱۲.۱	زرد	زرد آلزارین
آبی	۹.۳ - ۱۰.۵	بی رنگ	تیمول فتالین
آبی	۷.۱ - ۹.۱	قرمز	ایندوفنول
ارغوانی	۳ - ۴.۶	زرد	برموفنول آبی
سبز	۰ - ۲	زرد	مالاشیت سبز
بی رنگ	۱۱.۵ - ۱۴	آبی	
بنفش	۱۳ - ۱۱	زرد	آزو بنفش
بنفش	۰.۱۵ - ۳.۲	زرد	متیل بنفش

### شناساگرهای طبیعی:

در این بخش به شرح رنگهای مشاهده شده در طی تیتراژ کردن (تتراسیون) چند شناساگر طبیعی، تهیه شده از برخی سبزی ها و میوه های آشنایم پردازیم. جالب تر از همه، تغییر رنگ عصاره (آب) کلم است. کلم قرمز با افزایش PH تغییر رنگ های زیر را خواهد داشت .

PH=۱۲	PH=۱۰	PH=۸	PH=۶	PH=۴	PH=۲	PH محدود
زرد	آبی-سبز	آبی	بنفش	زرشکی	قرمز	رنگ کلم قرمز

پوست تربچه نقلی، پوست ریواس، پوست شلغم، مانند شناساگرهای همگانی عمل می کنند.

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.

## شناساگرهای مهم کنکور

تغییر رنگ در محدوده ی PH	رنگ در محلول های مختلف			شناساگر
	بازی	خنثی (PH = 7)	اسیدی	
۵/۵ تا ۸	آبی	بنفش	قرمز	تورنسل (لیتموس) (شناساگر عمومی)
۳/۱ تا ۴/۴	زرد	نارنجی	قرمز	متیل نارنجی (هلیانتین)
۸ تا ۹/۶	ارغوانی	بی رنگ	بی رنگ	فنول فتالین
۴/۲ تا ۶/۳	زرد	زرد	سرخ	متیل سرخ
۳ تا ۴/۶	آبی	سبز	زرد	آبی برموفنول
۶ تا ۷/۶	آبی	سبز	زرد	آبی برموتیمول

✓ علاوه بر شناساگرهای فوق، عصاره ی کلم سرخ و PH سنجهای کاغذی و دیجیتالی نیز به عنوان شناساگر «اسید-باز» مورد استفاده قرار می گیرند.

✓ عصاره ی کلم سرخ در  $PH=1$ ,  $PH=7$ , و  $PH=13$  به ترتیب دارای رنگ های سرخ، صورتی و زرد می باشد.

✓ هم چنین PH محلول ها با خواص مختلف به صورت زیر است: (در دمای  $25^{\circ}C$ )

محلول های اسیدی:  $PH < 7$ ,  $[H_3O^+] > [OH^-]$

محلول های خنثی:  $PH = 7$ ,  $[H_3O^+] = [OH^-]$

محلول های بازی:  $PH > 7$ ,  $[OH^-] > [H_3O^+]$

✓ اگر محلول یک اسید قوی را ۱۰ مرتبه رقیق تر کنیم، PH آن یک واحد افزایش می یابد.

✓ هرگاه محلول یک باز قوی را ۱۰ مرتبه رقیق تر کنیم، PH آن یک واحد کاهش می یابد.

با تلاش و کوشش مستمر ناممکن وجود ندارد. خودت را باور کن.