

## ویژگی‌های عمومی اسیدها



۱. اسیدها اغلب ترش مزه‌اند.
  ۲. در محلول آبی اسیدها یون  $H^+(aq)$  وجود دارد.
  ۳. اسیدها رنگ شناساگر تورنسل (لیتموس) را سرخ می‌کنند.
  ۴. بر اثر واکنش اسیدها و بازها، نمک و آب تولید می‌شود. این واکنش را خنثی شدن می‌گویند.
  ۵. محلول آبی اسیدها کم و بیش رسانای جریان الکتریسیته می‌باشند. محلول اسیدهای قوی در آب رسانای خوب و محلول اسیدهای ضعیف، رسانای ضعیف جریان الکتریسیته می‌باشند.
  ۶. اسیدها در واکنش با فلزات فعال (گروه ۱، ۲، ۳) گاز هیدروژن آزاد می‌کنند.
- نکته: جوهر لیمو (سیتریک اسید)، جوهر سرکه (استیک اسید)، ویتامین C (آسکوربیک اسید)، اسید معده (جوهر نمک یا هیدروکلریک اسید) و اسید باتری خودرو (سولفوریک اسید) از جمله اسیدهای معروف هستند.

## ویژگی‌های عمومی بازها

۱. بازها اغلب تلخ مزه‌اند.
  ۲. در محلول آبی بازها یون  $OH^-(aq)$  وجود دارد.
  ۳. بازها رنگ شناساگر تورنسل (لیتموس) را آبی می‌کنند.
  ۴. بر اثر واکنش بازها و اسیدها، نمک و آب تولید می‌شود. این واکنش را خنثی شدن می‌گویند.
  ۵. محلول آبی بازها کم و بیش رسانای جریان الکتریسیته می‌باشند. محلول بازهای قوی در آب رسانای خوب و محلول بازهای ضعیف، رسانای ضعیف جریان الکتریسیته می‌باشند.
  ۶. لمس کردن بازها احساس لیزی صابون مانندی روی پوست به وجود می‌آورد.
- نکته: آمونیاک ( $NH_3$ ) سود سوزآور یا سدیم هیدروکسید ( $NaOH$ ) پتاس سوزآور یا پتاسیم هیدروکسید ( $KOH$ ) شیر منیزی یا منیزیم هیدروکسید ( $Mg(OH)_2$ ) از جمله بازهای معروف هستند.

**تعریف لاووازیه:** لاووازیه، اکسیژن را عنصر اصلی سازنده‌ی اسیدها در نظر گرفت. برخی اسیدهای او عبارتند از:  $H_3PO_4, H_2SO_4, H_2SO_3, \dots$

**تعریف دیوی:** دیوی گفت: اسید ترکیبی است که در مولکول آن هیدروژنی وجود دارد که می‌توان آن را طی واکنش با یک فلز فعال جایگزین کرد. چنین هیدروژنی را هیدروژن اسیدی گویند.

نکته: بر اساس تعریف دیوی، عنصر اصلی در ساختار اسیدها، هیدروژن است.

نکته: دیوی با کشف و بررسی خواص هیدروکلریک اسید که از دو عنصر هیدروژن و کلر ساخته شده است، فراگیر نبودن دیدگاه لاووازیه درباره اسیدها را ثابت کرد.

مثال: از واکنش فلز سدیم (Na) با هیدروکلریک اسید (HCl) سدیم کلرید تولید و گاز هیدروژن آزاد می‌شود:



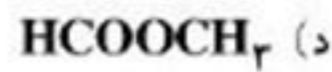
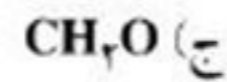
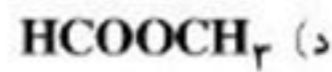
هیدروژن زیر خط دار هیدروژن اسیدی است.

نکته: در ترکیب‌های آلی اکسیژن‌دار مانند الکل‌ها، هیدروژن متصل به اکسیژن خاصیت اسیدی دارد. زیرا اکسیژن الکترونگاتیوی زیادی دارد و می‌تواند با جدا کردن الکترون هیدروژن، آن را به صورت  $H^+$  آزاد کند.

مثال: فلز سدیم با اتانول واکنش می‌دهد و گاز هیدروژن آزاد می‌کند:

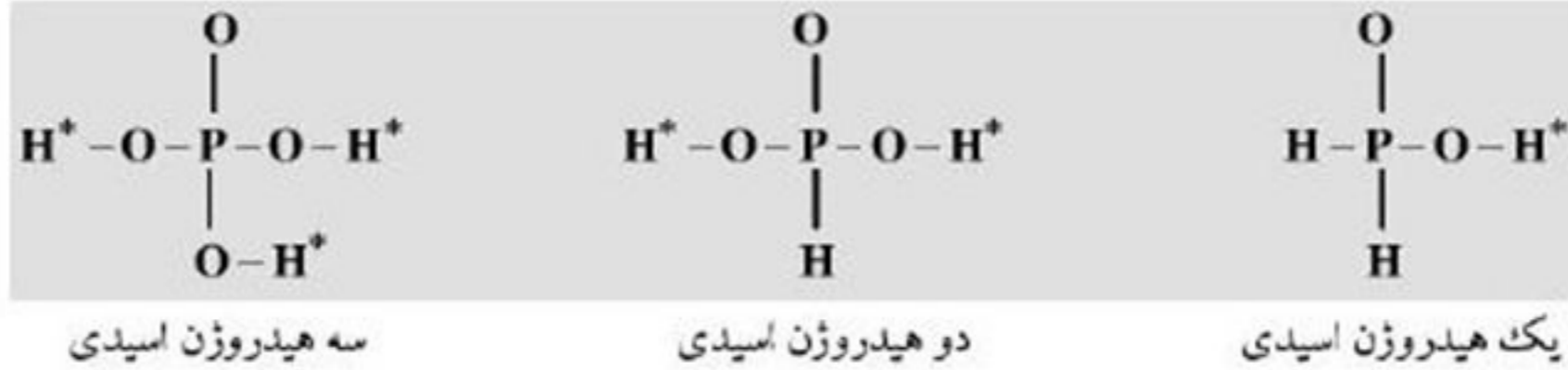


مثال: کدام یک از مواد زیر می‌تواند با فلز سدیم واکنش دهد؟



حل: الف و ب زیرا دارای هیدروژنی هستند که به اکسیژن متصل است.

نکته: در اسیدهای اکسیژن‌دار نیز تنها هیدروژنی که به اکسیژن متصل است، هیدروژن اسیدی به شمار می‌آید.



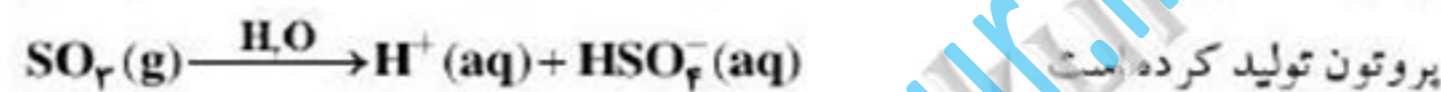
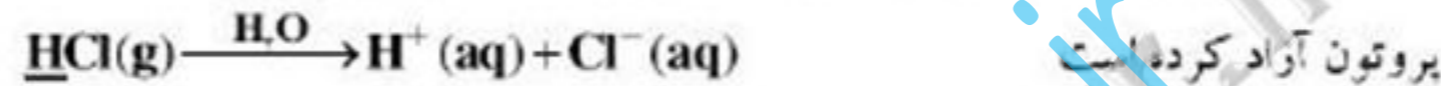
**مدل آرنیوس**



سوانت آرنیوس  
(۱۸۵۹-۱۹۲۷)

سوانت آرنیوس شیمیدان سوئدی طی پژوهش‌هایی که در دهه ۱۸۹۰ میلادی روی رسانایی الکتریکی و برقکافت ترکیب‌های محلول در آب انجام داد، به مدلی برای اسیدها و بازها دست یافت.

**اسید آرنیوس:** اسید ماده‌ای است که ضمن حل شدن در آب، یون هیدروژن (پروتون) آزاد یا تولید می‌کند.



نکته: به فرایند فوق که طی آن یک ترکیب خنثی به یون‌هایی با بار مخالف تبدیل می‌شود، یونش می‌گویند.

نکته: از آنجا که به دلیل کوچک بودن شعاع یون هیدروژن، چگالی بار الکتریکی آن بسیار زیاد است، به حالت محلول در آب به شدت آب‌پوشیده می‌شود و می‌تواند یون‌هایی با فرمول مولکولی  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{H}_5\text{O}_2^+$ ,  $\text{H}_7\text{O}_3^+$ ,  $\text{H}_9\text{O}_4^+$  بوجود آورد. اما برای نمایش یون هیدروژن آب‌پوشیده، آن را به صورت  $\text{H}_3\text{O}^+$  نشان می‌دهند و آن را یون هیدرونیوم می‌گویند.

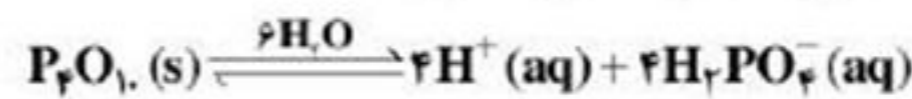
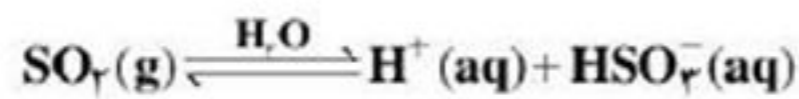


**اکسید نافلزها:** اسید آرنیوس به شمار می‌روند. از این رو به آن‌ها اکسید اسیدی می‌گویند. اگر چه این ترکیب‌ها در ساختار خود هیدروژن ندارند، اما به هنگام حل شدن در آب یون هیدروژن تولید می‌کنند.

انحلال اسیدهای قوی در آب کامل (یک‌طرفه) است:

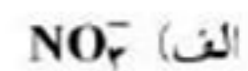
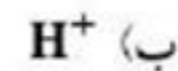
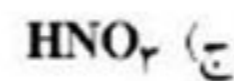
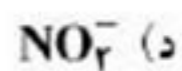


انحلال اسیدهای قوی در آب تعادلی (دوطرفه) است:



نکته:  $\text{N}_2\text{O}_5$  جامد یونی بی‌رنگی است که در دمای  $32/4^\circ\text{C}$  تصعید می‌شود. پس بهتر است آن را به صورت  $[\text{NO}_2]^+ [\text{NO}_3]^-$  نشان داد.

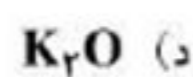
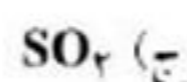
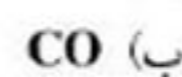
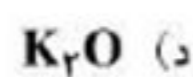
مثال: از انحلال  $\text{N}_2\text{O}_5$  در آب کدام ماده زیر حاصل نمی‌شود؟



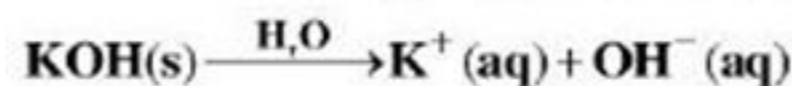
پاسخ: گزینه (د)

نکته: گازهای  $\text{CO}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$  اگر چه اکسیدهای نافلزی هستند اما اکسیدهای خنثی به شمار می‌آیند.

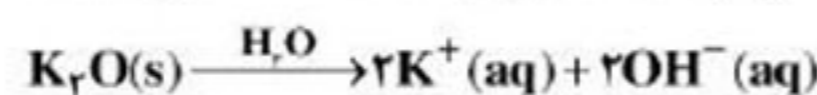
مثال: کدام گزینه اسید آرنیوس به شمار می‌آید؟



**باز آرنیوس:** باز ماده‌ای است که ضمن حل شدن در آب، یون هیدروکسید آزاد یا تولید می‌کند.



یون هیدروکسید آزاد کرده است

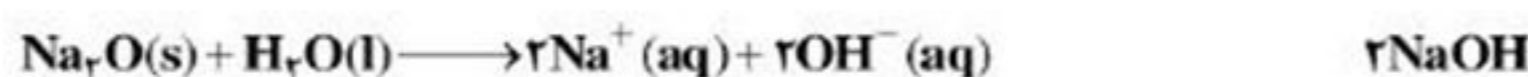


یون هیدروکسید تولید کرده است

بازهای آرنیوس را می توان در چهار گروه زیر طبقه بندی کرد :

- اکسید فلزها
- فلزهای واکنش پذیر
- هیدروکسیدها و اکسیدهای فلزی
- آمین ها و گاز آمونیاک

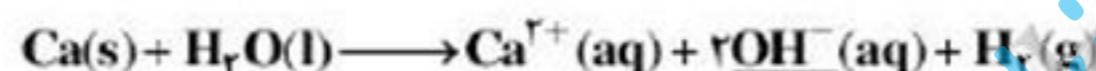
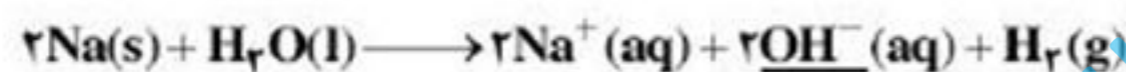
**اکسید فلزها:** باز آرنیوس و اکسید بازی هستند. اگر چه این ترکیب ها در ساختار خود یون هیدروکسید ندارند ولی با حل شدن در آب یون هیدروکسید تولید می کنند.



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

یادآوری شیمی (۳)	هیدروکسیدهای انحلال پذیر: هیدروکسید فلزهای قلیایی، قلیایی خاکی (به جز Be, Mg) و آمونیاک $LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)_2, Sr(OH)_2, Ba(OH)_2, NH_3$
	اکسیدهای انحلال پذیر: اکسیدهای فلزهای قلیایی و قلیایی خاکی (به جز Be, Mg) $Li_2O, Na_2O, K_2O, Rb_2O, Cs_2O, CaO, SrO, BaO$
	هیدروکسیدهای انحلال ناپذیر: هیدروکسیدهای فلزات واسطه و هیدروکسیدهایی که در لیست فوق نباشند. $Be(OH)_2, Mg(OH)_2, Al(OH)_3, Fe(OH)_2, Fe(OH)_3, Cu(OH)_2, Cr(OH)_3, \dots$

**فلزهای فعال:** در آب، باز آرنیوس به شمار می روند که عبارتند از فلزهای گروه قلیایی و قلیایی خاکی به جز بریلیم و منیزیم.



**گاز آمونیاک:** باز آرنیوس به شمار می آید زیرا ضمن حل شدن در آب، مقداری یون هیدروکسید تولید می کند.



مثال: گونه های زیر به جز ..... باز آرنیوس به شمار می آیند.

$K_2O$  (د)

$N_2O_5$  (ج)

$KOH$  (ب)

$Na_2O$  (الف)

حل: گزینه (ج)

مثال: از حل شدن کدام ماده در آب یون هیدروکسید ( $OH^-$ ) تولید نمی شود؟

$C_2H_5OH$  (د)

$NH_3$  (ج)

$Na_2O$  (ب)

$Na$  (الف)

حل: گزینه (د) زیرا اتانول بصورت مولکولی حل می شود. لذا یون هیدروکسید تولید نمی کند.

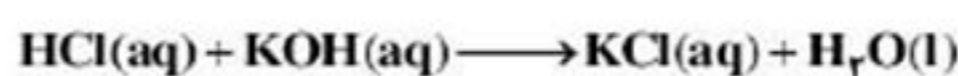
نکته: حل شدن آمین ها در آب مثل حل شدن آمونیاک در آب است. به عبارت دیگر آمین ها باز آرنیوس هستند.



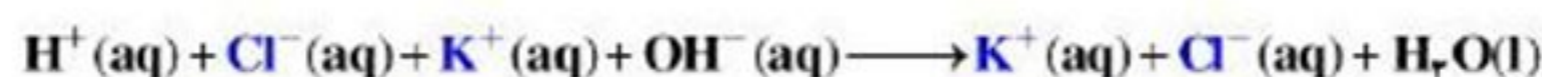
نکته: علت انحلال آمونیاک در آب تشکیل پیوندهای هیدروژنی با مولکول های آب است. از آنجا که انحلال آمونیاک در آب بیشتر بصورت مولکولی است، بهتر است محلول آمونیاک در آب را به جای  $NH_4OH$  به صورت  $NH_3(aq)$  نشان دهیم.

### نشان دادن واکنش خنثی شدن بر حسب یون های شرکت کننده

محلول آبی هیدروکلریک اسید و پتاسیم هیدروکسید طبق معادله زیر یکدیگر را خنثی می کنند:

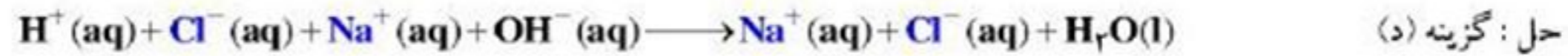


این واکنش را می توان بر حسب یون های شرکت کننده به صورت زیر نشان داد:

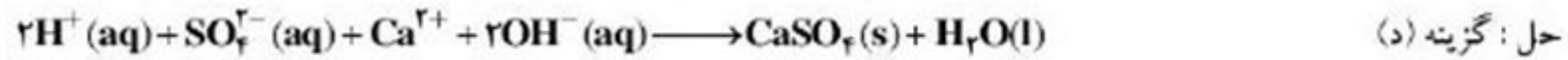
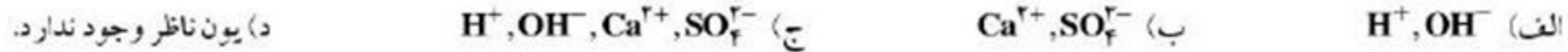


یون ناظر یا تماشاچی: در واکنش فوق به یونهای  $K^+(aq), Cl^-(aq)$  که در واکنش شرکت نکرده‌اند، یون ناظر یا تماشاچی گویند.

مثال: در واکنش هیدروکلریک اسید و سدیم هیدروکسید، یونهای ناظر کدامند؟



مثال: در معادله واکنش:  $H_2SO_4(aq) + Ca(OH)_2(aq) \rightarrow CaSO_4(s) + H_2O(l)$  یون ناظر کدام است؟



نکته: واکنش اکسید فلز با اسید و اکسید نافلز با بازی یک واکنش خنثی شدن به شمار می‌روند:



### نارسای‌های مدل آرنیوس

- در حالت محلول تنها زمانی که حلال آب باشد، کاربرد دارد.
- نقش آب را تعیین نمی‌کند که اسید یا باز است.
- تعداد مواد اسیدی و بازی محدود و اندک است.

### مدل لوری - برونستد



توماس لوری  
(۱۸۷۴-۱۹۳۶)  
شیمی دان انگلیسی



یوهانس برونستد  
(۱۸۷۹-۱۹۴۷)  
شیمی دان دانمارکی

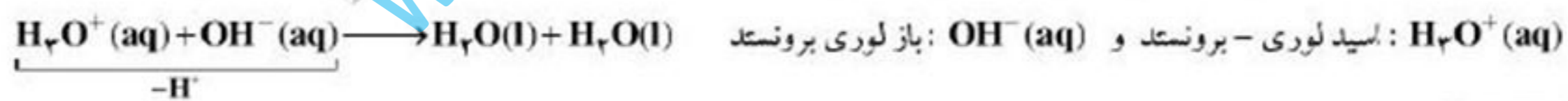
در سال ۱۹۲۳ یوهانس برونستد شیمی دان دانمارکی و توماس لوری شیمی دان انگلیسی به طور مستقل تعریف تازه و فراگیری از اسید و باز ارائه کردند:

اسید لوری - برونستد: ماده‌ای است که بتواند یک یون هیدروژن یا پروتون به ماده دیگر بدهد.

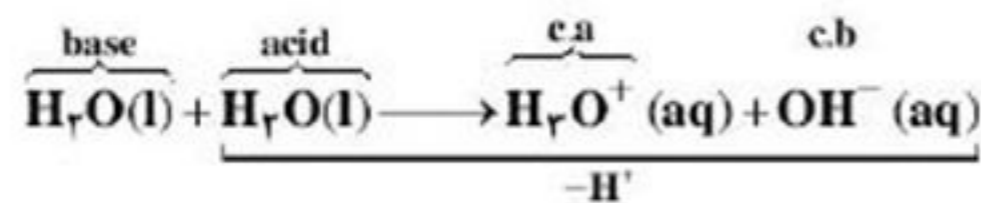
باز لوری - برونستد: ماده‌ای است که بتواند یک یون هیدروژن یا پروتون از ماده دیگر بپذیرد.

نکته: اسید لوری - برونستد دهنده پروتون و باز لوری - برونستد پذیرنده پروتون است.

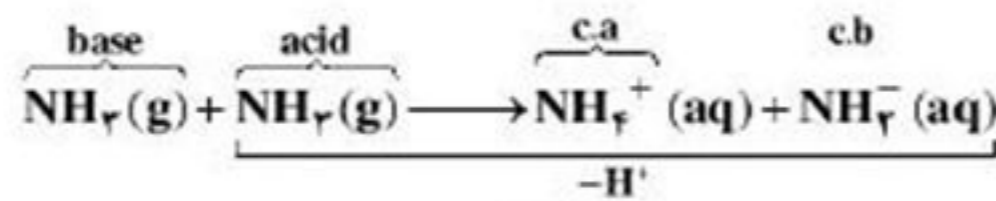
نکته: طبق تعریف لوری - برونستد، هر واکنشی که شامل انتقال پروتون از یک ماده به ماده دیگر باشد واکنش اسید - باز به شمار می‌رود.



خون یونش: واکنشی است که در آن یک ماده با ذره مشابه خود، پروتون مبادله کند:



واکنش خود یونش آب:

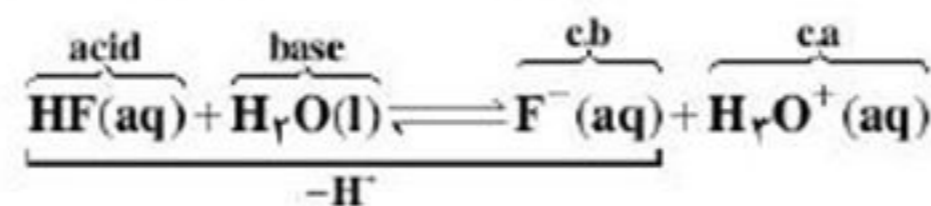


واکنش خود یونش آمونیاک:

نکته: واکنش خود - یونش آب نشان می‌دهد که آب هم نقش اسید و هم نقش باز را دارد. به عبارت دیگر آمفوتر است.

اسید مزدوج (Conjugated Acid: c.a): باز با گرفتن پروتون به اسید تبدیل می‌شود که به آن اسید مزدوج (اسید کتزوگه) می‌گویند.

باز مزدوج (Conjugated Base: c.b): اسید با دادن پروتون به باز تبدیل می‌شود که به آن باز مزدوج (باز کتزوگه) می‌گویند.



I		II	
۱	$\text{NH}_4^+$	a	$\text{OH}^-$
۲	$\text{NO}_3^-$	b	$\text{H}_2\text{O}$
۳	$\text{H}_3\text{O}^+$	c	$\text{NH}_3$
۴	$\text{H}^+$	d	$\text{NO}_2^-$

ک.س.ت. ۸۵: کدام یک از گونه‌های شیمیایی پیشنهاد شده در ستون‌های I, II جدول روبه‌رو

از نظر اسید-باز مزدوج یکدیگرند؟

الف) ۱ و d      ب) ۲ و c

ج) ۳ و b      د) ۴ و a

حل: گزینه (ج) زیرا  $\text{H}_3\text{O}^+$  و  $\text{H}_2\text{O}$  اسید و باز مزدوج هستند.

نکته: اگر یک واکنش اسید-باز برگشت پذیر باشد، در جهت برگشت نیز واکنش اسید-باز لوری برونستد خواهد بود.



اسید مزدوج + باز مزدوج  $\rightarrow$  باز لوری + اسید لوری      در جهت رفت:

اسید لوری + باز لوری  $\leftarrow$  باز مزدوج + اسید مزدوج      در جهت برگشت:

نکته: در واکنش‌های یک‌طرفه، اسید و باز مزدوج، نقش اسید یا باز لوری-برونستد را ندارند:



اسید مزدوج + باز مزدوج  $\rightarrow$  باز لوری + اسید لوری

ک.س.ت. ۸۴: کدام عبارت درباره واکنش:  $\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  درست است؟

الف)  $\text{H}_3\text{O}^+$  اسید مزدوج  $\text{H}_2\text{O}$  است.      ب)  $\text{NO}_3^-$  باز مزدوج  $\text{H}_3\text{O}^+$  است.

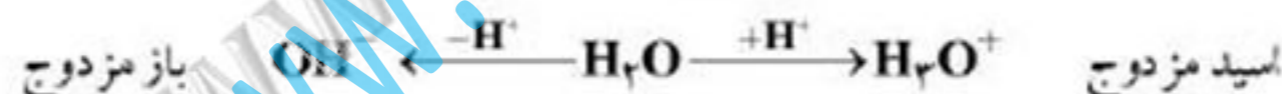
ج)  $\text{H}_2\text{O}$  نقش اسید برونستد را دارد.      د)  $\text{NO}_3^-$  نقش باز برونستد را دارد.

حل: گزینه (الف)

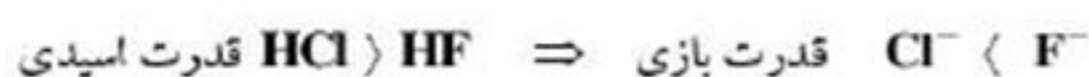
ک.س.ت. ۸۸: اسید و باز مزدوج یون  $\text{HPO}_4^{2-}$  به ترتیب از راست به چپ کدام است؟

الف)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$       ب)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{PO}_4^{2-}$       ج)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$       د)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$

نکته: اسید مزدوج یک هیدروژن بیشتر (یک بار مثبت بیشتر) و باز مزدوج یک هیدروژن کمتر (یک بار مثبت کمتر) از خود آن گونه دارد.

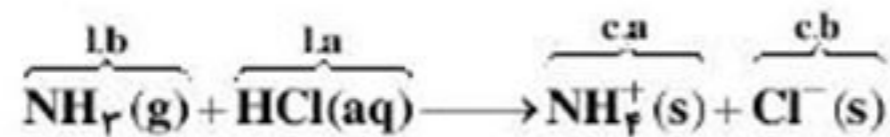


نکته: هر چه اسید یا باز قوی‌تر باشد، باز یا اسید مزدوج آن ضعیف‌تر خواهد بود.



نارسایی‌های مدل لوری - برونستد

با وجود این که مدل لوری - برونستد علاوه بر فاز محلول در آب، در فازهای دیگر مانند فاز مایع و گاز نیز کاربرد دارد، اما در توجیه واکنش‌هایی که در آنها انتقال پروتون انجام نمی‌شود، ناتوان است.



تاریبی:  $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$  جامد سفید رنگی است که آمونیوم کلرید یا نشادر نامیده می‌شود.



نارسایی: واکنش از طریق تشکیل پیوند داتیو انجام می‌شود و انتقال پروتون وجود ندارد.

## مدل لوئیس

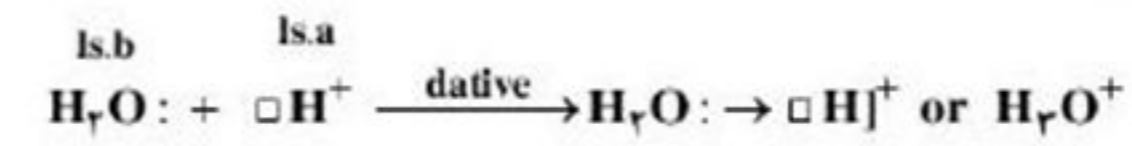
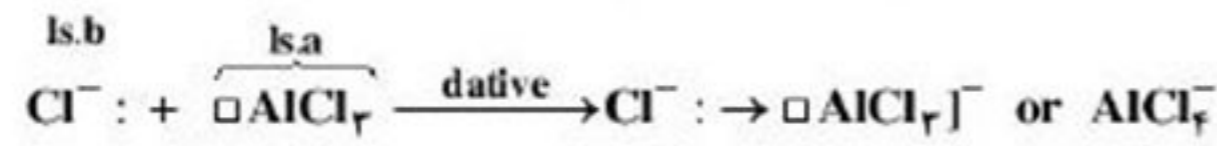
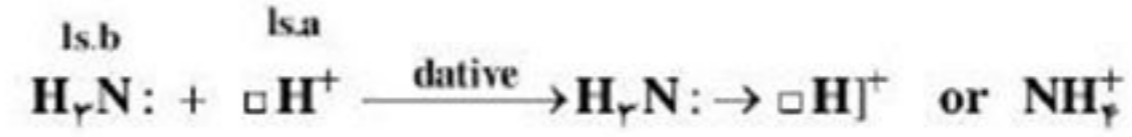
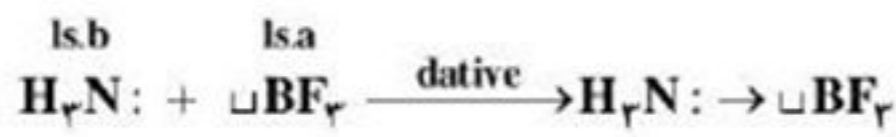
گیلبرت لوئیس شیمیدان آمریکایی در سال ۱۹۲۳ مفهوم گسترده‌تری از اسید و باز ارائه کرد. وی واکنش اسید-باز را از قید پروتون رها کرد و توجه خود را از پروتون به جفت الکترون‌های ناپیوندی تغییر داد.

اسید لوئیس: گونه‌ای که حداقل یک اوربیتال خالی دارد و می‌تواند یک جفت الکترون ناپیوندی به صورت داتیو بپذیرد.

**باز لوئیس:** گونه‌ای که حداقل یک جفت الکترون ناپیوندی دارد و می‌تواند آن را برای ایجاد یک پیوند داتیو در اختیار گونه دیگر قرار دهد.

Is.a = Lewis acid و Is.b = Lewis base

نکته: باز لوئیس دهنده و اسید لوئیس پذیرنده جفت الکترون ناپیوندی است.

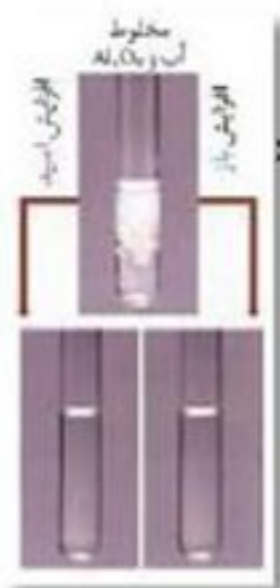


مثال: کدام یک از گونه‌های زیر اسید لوئیس نمی‌باشد؟

- الف)  $\text{BF}_3$       ب)  $\text{H}^+$       ج)  $\text{AlCl}_3$       د)  $\text{Cl}^-$

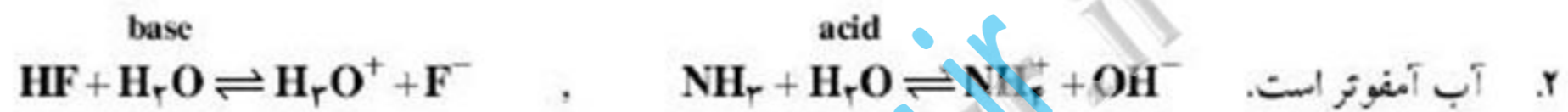
حل: گزینه (د) زیرا گزینه‌های دیگر دارای اوربیتال خالی بوده اسید لوئیس و گزینه آخر دارای جفت الکترون ناپیوندی و باز لوئیس است.

**ترکیب‌های آمفوتر**



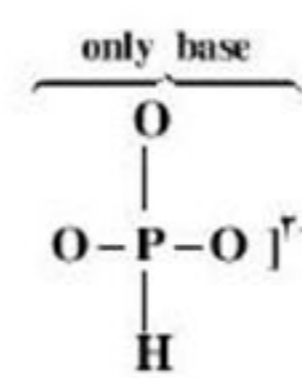
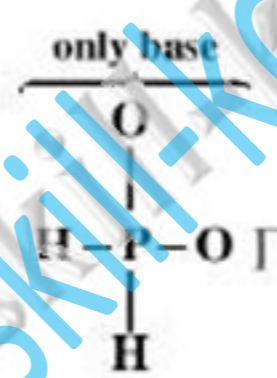
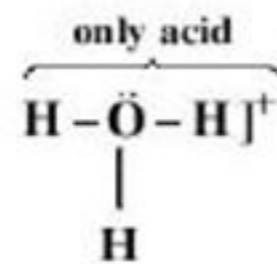
**آمفوتر:** ماده‌ای است که در برابر اسیدها خاصیت بازی و در برابر بازها خاصیت اسیدی از خود نشان می‌دهد. مواد آمفوتر عبارتند از:

۱. فلزهای برکسا (بریلیم، روی، قلع، سرب و آلومینیوم) و اکسید و هیدروکسید این فلزها نیز آمفوترند.



۳. اغلب آنیون‌های دارای هیدروژن که حاصل یونش اسیدهای چندپروتون‌دار هستند.  $\text{HS}^-$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ ,  $\text{HSO}_4^-$ , ...

نکته: یون هیدرونیوم فقط اسید لوری - پروتستد، هیدروژن فسفات ( $\text{HPO}_4^{2-}$ ) و دی هیدروژن هیوفسفیت ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ) فقط خاصیت بازی دارند.



کدام یک از اکسیدهای زیر آمفوترند؟

- الف)  $\text{MgO}$       ب)  $\text{ZnO}$       ج)  $\text{K}_2\text{O}$       د)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

حل: گزینه (ب) فلزها و اکسید فلزهای برکسا: روی اکسید در این مثال آمفوتر است.

کدام فلز زیر هم با هیدروکلریک اسید و هم با سدیم هیدروکسید واکنش می‌دهد؟

- الف) پتاسیم      ب) منیزیم      ج) آهن      د) آلومینیوم

حل: گزینه (د)

مثال: در محلول آبی،  $\text{OH}^-$  با کدام یک از مواد زیر واکنش می‌دهد؟

- الف)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$       ب)  $\text{CH}_3\text{NH}_2$       ج)  $\text{Al}_2\text{O}_3$       د)  $\text{Fe}$

حل: گزینه (ج)

طبق مدل لوری - پروتستد، کدام ذره در واکنش‌های شیمیایی به عنوان آمفوتر عمل می‌کند؟

- الف)  $\text{HSO}_4^-$       ب)  $\text{H}_2\text{S}$       ج)  $\text{S}^{2-}$       د)  $\text{PO}_4^{3-}$

حل: گزینه (الف) زیرا می‌تواند پروتون بدهد یا بگیرد.

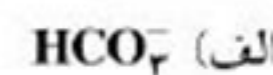
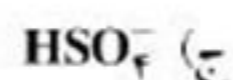
کدام یک از مواد زیر فقط باز پروتستد است؟

- الف)  $\text{HPO}_4^{2-}$       ب)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$       ج)  $\text{HSO}_4^-$       د)  $\text{HS}^-$

حل: گزینه (الف) زیرا هیدروژن اسیدی ندارد و نمی‌تواند آن را از دست بدهد پس تنها باز پروتستد است.



المیاد ۲۴: کدام یون در حلال آب به عنوان آملوئر عمل نمی کند؟



حل: گزینه (د) زیرا دارای هیدروژن اسیدی نیست.

### قدرت اسیدها و بازها

درجه یونش یا درجه تفکیک یونی ( $\alpha$ )

برای مقایسه قدرت اسیدها و بازها از نظر قدرت یونش، می توان از مقیاسی به نام درجه یونش یا درجه تفکیک یونی استفاده کرد:

$$\alpha = \frac{\text{تعداد مولها یا مولکولهای یونیده شده}}{\text{تعداد کل مولها یا مولکولهای حل شده}} \quad 0 \leq \alpha \leq 1$$

نکته: برای به دست آوردن درصد یونش یا درصد تفکیک یونی، درجه یونش را در ۱۰۰ ضرب می کنند:

$$\% \alpha = \frac{\text{تعداد مولها یا مولکولهای یونیده شده}}{\text{تعداد کل مولها یا مولکولهای حل شده}} \times 100 \quad 0 \leq \% \alpha \leq 100$$

مثال: در محلول یک مولار  $\text{HF}$  از هر ۱۰۰۰ مولکول ۲۴ مولکول آن یونیده می شود. و بقیه یعنی ۹۷۶ مولکول به صورت یونیده نشده در آب باقی می ماند. درجه یونش و درصد تفکیک یونی این اسید را حساب کنید؟

$$\alpha = \frac{24}{1000} = 0.024 \quad \% \alpha = 0.024 \cdot 100 = 2.4\%$$

مثال: اگر در محلول ۰/۱ مولار اسید ضعیف  $\text{HA}$  در دمای معین ۰/۰۹۸ مول اسید به صورت مولکولی وجود داشته باشد، درجه یونش کدام است؟

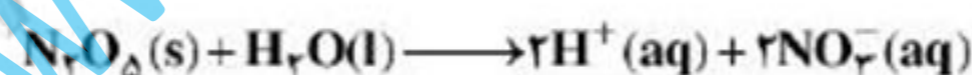


$$\alpha = \frac{0.002}{0.1000} = 0.02 \quad \text{گزینه (ب)}$$

مثال: از واکنش هر مول  $\text{N}_2\text{O}_5$  با آب، به شرطی که درجه تفکیک یونی ماده حاصل ۰/۰۲ باشد، چند مول یون هیدرونیوم خواهیم داشت؟



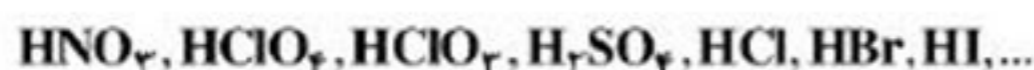
حل: گزینه (ب) تعداد مولهای یون هیدرونیوم برابر تعداد مولهای تولید شده ضرب در درجه یونش خواهد بود:  $0.02 \times 4 = 0.08$



نکته: هر چه اسید یا باز قوی تر باشد، درجه یونش آن بزرگ تر و به عدد یک نزدیک تر خواهد بود. هر چه اسید یا باز ضعیف تر باشد، درجه یونش آن کوچک تر و به عدد صفر نزدیک تر خواهد بود.

### اسیدها و بازهای قوی

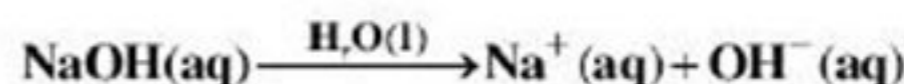
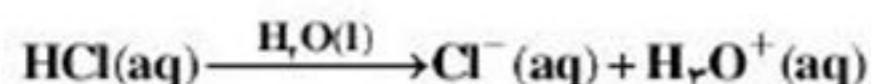
اسیدها و بازهای قوی در اثر حل شدن در آب، تقریباً به طور کامل یونش می یابند. در معادله تفکیک یا یونش آن ها معمولاً از نماد  $(\rightarrow)$  استفاده می شود که بیانگر کامل بودن واکنش است.



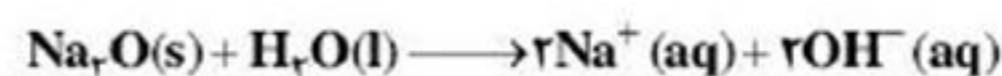
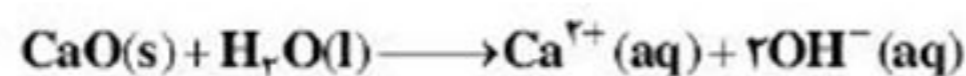
اسیدهای قوی عبارتند از:



بازهای قوی عبارتند از:



نکته: اکسید فلزهای گروه ۱ و ۲ (به جز بریلیم و منیزیم) نیز در آب باز قوی به شمار می روند. زیرا از انحلال آن ها در آب، هیدروکسید تولید می شود:



## اسیدها و بازهای ضعیف

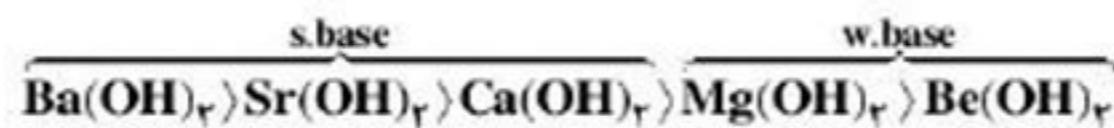
اسیدها و بازهای ضعیف در اثر حل شدن در آب، به طور جزئی یونش می‌یابند. در معادله تفکیک یا یونش آن‌ها معمولاً از نماد  $\rightleftharpoons$  استفاده می‌شود که بیانگر تعادلی بودن واکنش است.



نکته: در هیدروکسیدهای گروه ۱ و ۲ قدرت بازی از بالا به پایین گروه افزایش می‌یابد:



همگی باز قوی:



s.base: باز قوی      w.base: باز ضعیف

نکته: قدرت بازی هیدروکسیدهای گروه اول از گروه دوم بیشتر است:

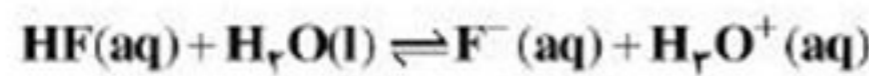


نکته: میزان انحلال‌پذیری یک اسید یا باز را نباید معادل قدرت آن‌ها در نظر گرفت. زیرا بازهایی مانند  $\text{Ba(OH)}_2, \text{Sr(OH)}_2, \text{Ca(OH)}_2$  گرچه انحلال‌پذیری کمی در آب دارند، ولی همان مقدار اندک حل شده به طور کامل تفکیک شده و مقدار کافی یون هیدروکسید آزاد می‌کنند. بنابراین باز قوی به شمار می‌آیند.

نکته: در اسیدها و بازهای ضعیف، درجه یونش یا غلظت مولی رابطه وارونه دارد. در حالی که در اسیدها و بازهای قوی، درجه یونش مستقل از غلظت است.

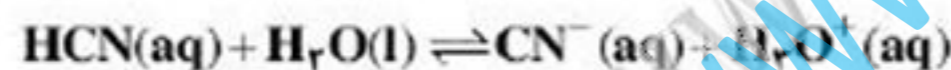
ثابت یونش اسیدها ( $K_a$ )

واکنش یونش هیدروفلوئوریک اسید را در آب در نظر بگیرید:



$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}][\text{H}_2\text{O}]} \Rightarrow K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]} \Rightarrow K_a = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] \Rightarrow K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

نکته: از آنجا که در رابطه فوق، غلظت آب ثابت است، پس در رابطه ثابت یونش ظاهر نخواهد شد. به  $K_a$  ثابت یونش هیدروفلوئوریک اسید گویند.



مثال: با توجه به واکنش مقابل، ثابت یونش اسید را بنویسید.

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} \quad \text{حل:}$$

نکته: مقدار  $K_a$  تنها به دما بستگی دارد و با تغییر غلظت اسید یا یون‌های حاصل از آن تغییری نمی‌کند.

نکته: قدرت اسیدها با  $K_a$  رابطه مستقیم دارد. یعنی هر چه اسید قویتر باشد،  $K_a$  آن بزرگ‌تر و یون‌های هیدرونیوم بیشتری تولید می‌کند.



نکته: غلظت  $[\text{H}^+]$  به دو عامل بستگی دارد:

۱. غلظت اسید: غلظت  $[\text{H}^+]$  با غلظت اسید رابطه مستقیم دارد.

۲. مقدار  $K_a$ : غلظت  $[\text{H}^+]$  با  $K_a$  رابطه مستقیم دارد.

مثال: ثابت یونش  $\text{HA}$  برابر  $K_a = 10^{-5}$  و ثابت یونش  $\text{HA}'$  برابر  $K_a = 10^{-3}$  است. قدرت اسیدی آن‌ها را با هم مقایسه کنید.

حل: قدرت اسیدی  $\text{HA}'$  بیشتر است زیرا ثابت یونش اسیدی آن بیشتر است.

مثال: آیا اگر ثابت یونش یک اسید دو برابر ثابت یونش اسید دیگر باشد، می‌توان گفت قدرت اسیدی آن نیز دو برابر است؟

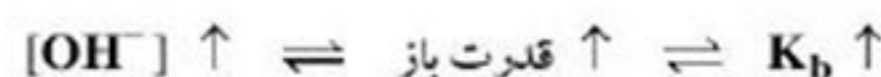
حل: خیر زیرا بین ثابت یونش و قدرت اسیدی رابطه خطی وجود ندارد. تنها می‌توان گفت که اسید قوی‌تری است.



ثابت یونش بازها ( $K_b$ )

واکنش یونش آمونیاک را در آب در نظر بگیرید:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

به  $K_b$  ثابت یونش آمونیاک گویند.نکته: مقدار  $K_b$  تنها به دما بستگی دارد و با تغییر غلظت باز یا یونهای حاصل از آن تغییری نمی‌کند.نکته: قدرت بازها با  $K_b$  رابطه مستقیم دارد. یعنی هر چه باز قویتر باشد،  $K_b$  آن بزرگ‌تر و یونهای هیدروکسید بیشتری تولید می‌کند.نکته: غلظت  $[\text{OH}^-]$  به دو عامل بستگی دارد:۱. غلظت باز: غلظت  $[\text{OH}^-]$  با غلظت باز رابطه مستقیم دارد.۲. مقدار  $K_b$ : غلظت  $[\text{OH}^-]$  با  $K_b$  رابطه مستقیم دارد.**تابع p:** در شیمی تجزیه (Analytical Chemistry) منفی لگاریتم ( $-\text{Log}$ ) هر کمیتی را به اختصار  $p$  ی آن کمیت یا تابع  $p$  می‌گویند.

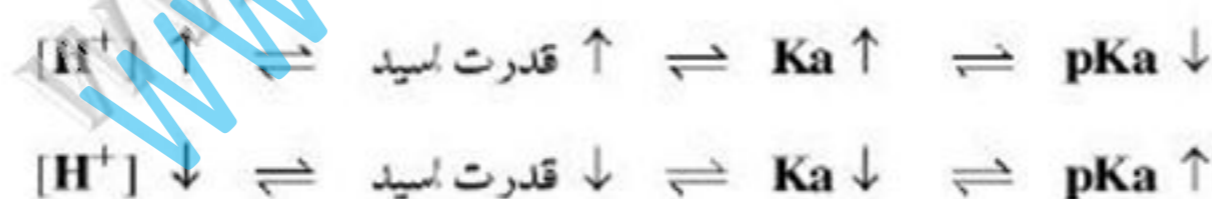
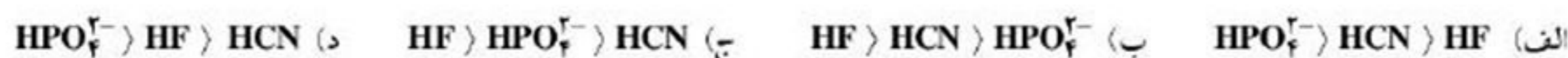
$$-\text{Log } X = pX \Rightarrow X = 10^{-pX}$$

مزیت بزرگ لگاریتم آن است که به کمک آن می‌توان اعداد بسیار کوچک یا بسیار بزرگ را که درک و بکارگیری آنها دشوار است، به اعدادی قابل لمس و قابل فهم تبدیل کرد.

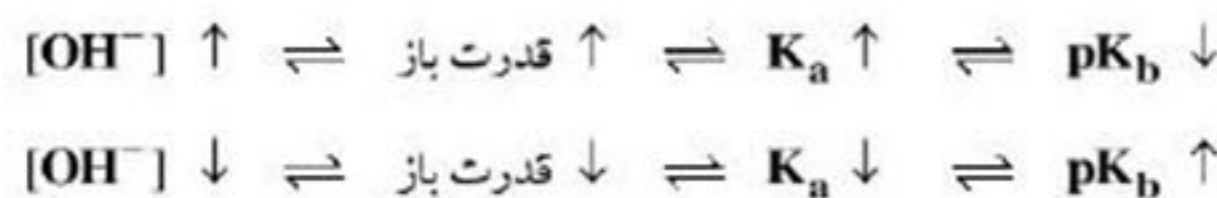
نکته: چون مقدار  $K_a$  برای اسیدهای ضعیف مقداری کوچک و برای اسیدهای قوی مقداری بزرگ است، برای راحتی کار هنگام مقایسه قدرت اسیدهای مختلف، معمولاً به جای  $K_a$  از  $pK_a$  استفاده می‌شود.مثال: مقدار  $K_a$  برای  $\text{HF}(\text{aq})$  در دمای  $25^\circ\text{C}$  برابر  $5.6 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$  است. مقدار  $pK_a$  اسید را حساب کنید.

$$pK_a = -\text{Log } K_a = -\text{Log}(5.6 \times 10^{-4}) = 3.25$$

حل:

نکته: مقدار  $K_a$  با  $pK_a$  رابطه وارونه دارد. هر چه  $K_a$  بزرگ‌تر باشد مقدار  $pK_a$  کوچک‌تر، اسید قوی‌تر بوده، بیشتر یونیده می‌شود و غلظت یونهای حاصل از یونش بیشتر خواهد بود.مثال: مقدار  $pK_a$  برای اسیدهای  $\text{HPO}_4^{2-}$ ،  $\text{HF}$ ،  $\text{HCN}$  به ترتیب برابر  $9.4$ ،  $3.25$ ،  $9.2$  است. کدام مقایسه در مورد قدرت اسیدی درست است؟حل: گزینه (ب) هر چه مقدار  $pK_a$  کوچک‌تر باشد، قدرت اسیدی بیشتر است.

$$pK_a: \text{HF} < \text{HCN} < \text{HPO}_4^{2-} \Rightarrow \text{قدرت اسیدی: HF} > \text{HCN} > \text{HPO}_4^{2-}$$

نکته: مقدار  $K_b$  با  $pK_b$  رابطه وارونه دارد. هر چه  $K_b$  بزرگ‌تر باشد مقدار  $pK_b$  کوچک‌تر، باز قوی‌تر بوده، بیشتر یونیده می‌شود و غلظت یونهای حاصل از یونش بیشتر خواهد بود.

مثال: مقدار  $K_b$  برای آمونیاک در دمای  $25^\circ\text{C}$  برابر  $1.72 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$  است. مقدار  $pK_b$  باز را حساب کنید.

حل:  $pK_b = -\text{Log} K_b = -\text{Log}(1.72 \times 10^{-5}) = 4.76$

مثال: مقدار  $pK_b$  برای آمونیاک و متیل آمین به ترتیب برابر  $4.76$ ،  $3.32$  است. قدرت بازی آن‌ها را مقایسه کنید؟



### رابطه ثابت یونش (K) و درجه یونش ( $\alpha$ )

$$K = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha}$$

در محلول اسید یا باز ضعیف یک ظرفیتی بین ثابت یونش و درجه یونش رابطه مقابل برقرار است:

M : غلظت مولی

$\alpha$  : درجه یونش

K : ثابت یونش

اسید یا باز یک ظرفیتی: اسید یا بازی است که از حل شدن یک مول آن، تنها یک مول یون هیدرونیوم یا یون هیدروکسید تولید می‌شود.

نکته: اگر اسید یا باز خیلی ضعیف باشد، مقدار  $\alpha$  بسیار کوچک بوده و عبارت  $1-\alpha=1$  خواهد بود. بنابراین برای اسیدها و بازهای خیلی ضعیف

$$K = M\alpha^2$$

رابطه به شکل مقابل خواهد بود:

مثال: محلول  $0.25 \text{ mol.L}^{-1}$  از یک اسید ضعیف (HA) به اندازه ۳ درصد یونیده می‌شود. مقدار  $K_a$  برای این اسید به کدام عدد نزدیک‌تر است؟

الف)  $1/25 \times 10^{-3}$  (ب)  $3/25 \times 10^{-3}$  (ج)  $2/25 \times 10^{-3}$  (د)  $6/25 \times 10^{-3}$

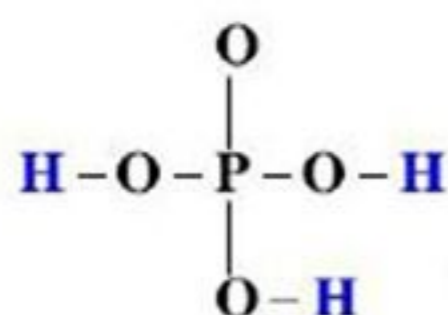
حل: گزینه (ج)  $\% \alpha = \alpha \times 100 \Rightarrow 3 = \alpha \times 100 \Rightarrow \alpha = 0.03 \Rightarrow K_a = M\alpha^2 = 0.25 \times (0.03)^2 = 2/25 \times 10^{-3}$

اسید تک پروتون دار: اسیدی است که از حل شدن در آب تنها یک پروتون به مولکول آب می‌دهد. مانند:  $\text{HF}, \text{HCl}, \text{HCN}, \text{HBr}, \dots$

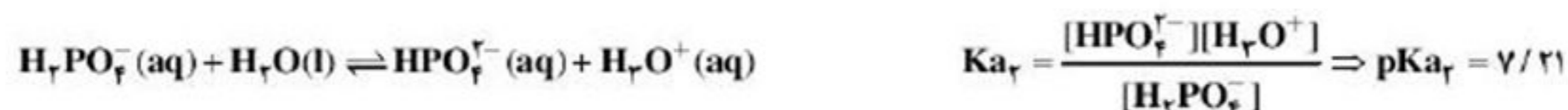
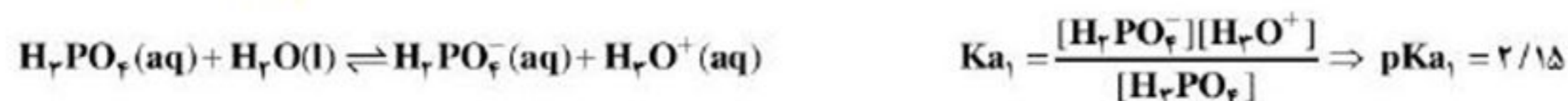
اسید چند پروتون دار: اسیدی است که از حل شدن در آب دو یا چند پروتون به مولکول آب می‌دهد. مانند:  $\text{H}_2\text{PO}_4, \text{H}_2\text{SO}_4, \dots$

نکته: در اسیدهای چند پروتون دار، از دست دادن هر پروتون طی یک مرحله تعدادی انجام می‌شود.

### مراحل تفکیک یونی فسفریک اسید



فسفریک اسید دارای سه هیدروژن است و سه هیدروژن اسیدی دارد. پس محلول این اسید دارای سه مرحله یونش است:



$$K_{a1} > K_{a2} > K_{a3} \Rightarrow pK_{a1} < pK_{a2} < pK_{a3}$$

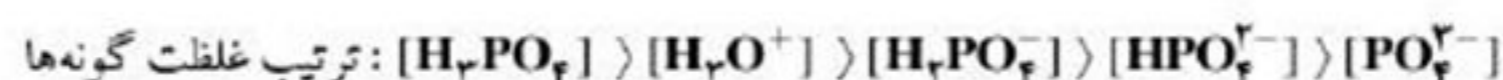
نکته: جدا شدن  $\text{H}^+$  از مولکول خنثای  $\text{H}_2\text{PO}_4$  راحت‌تر است و هر چه بار منفی یون بیشتر شود، جدا کردن پروتون از آن مشکل‌تر شده، تفکیک یونی پیشرفت کمتری خواهد داشت. پس بتدریج  $K_a$  کوچک‌تر و  $pK_a$  بزرگ‌تر خواهد بود.

$\text{H}_2\text{PO}_4, \text{H}_3\text{O}^+$  فقط نقش اسید  $\text{PO}_4^{3-}, \text{H}_2\text{O}$  فقط نقش باز  $\text{H}_2\text{PO}_4^-, \text{HPO}_4^{2-}$  هم نقش اسید و هم نقش باز (آمفوتر)

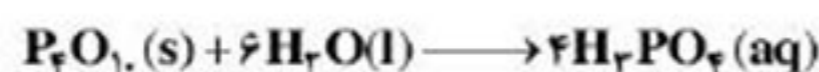
نکته: در محلول اسیدهای چند پروتون دار، غلظت  $\text{H}_3\text{O}^+$  از همه یون‌ها بیشتر است. زیرا در همه مراحل تولید می‌شود و هر چه بار منفی یون بیشتر باشد، احتمال تولید آن و غلظت آن کمتر خواهد بود.

ترتیب غلظت یون‌های حاصل از تفکیک فسفریک اسید در آب:  $\text{H}_3\text{O}^+ > \text{H}_2\text{PO}_4^- > \text{HPO}_4^{2-} > \text{PO}_4^{3-}$

نکته: از آنجا که فسفریک اسید، یک اسید ضعیف است بیشتر به صورت مولکول‌های تفکیک نشده باقی می‌ماند بنابراین غلظت  $\text{H}_3\text{PO}_4$  از همه گونه‌ها بیشتر است.



کاربرد فسفریک اسید: در نوشابه گازدار، کودهای شیمیایی، پاک‌کننده‌های صابونی و غیرصابونی، تصفیه آب و خوراک دام کاربرد دارد.



روش تهیه فسفریک اسید خوراکی:

نکته: در اسیدهای چند پروتون دار ضعیف (همه اسیدهای چند پروتون دار به جز سولفوریک اسید که یک اسید قوی است) غلظت اسید یونیده نشده از غلظت همه گونه‌ها بیشتر است.

مثال: غلظت کدام یون در محلول آبی  $\text{H}_3\text{PO}_4$  بیشتر است؟



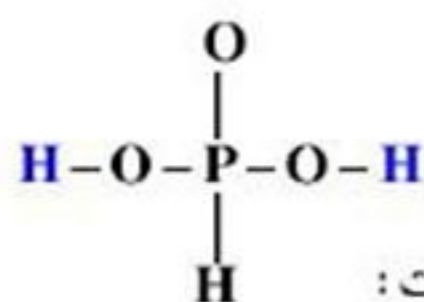
حل: گزینه (د)

مثال: در محلول آبی  $\text{H}_2\text{S}$  غلظت کدام یون به ترتیب بیشتر از همه و کدام یک کمتر از همه است؟



حل: گزینه (د)

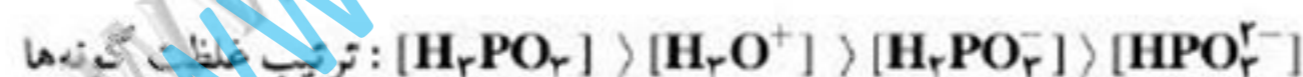
### مراحل تفکیک یونی فسفرو اسید



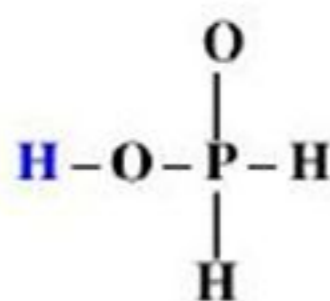
فسفرو اسید دارای سه هیدروژن است اما تنها دو هیدروژن اسیدی دارد پس محلول این اسید دارای دو مرحله یونش است:



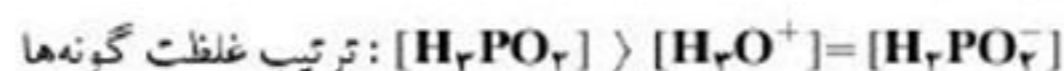
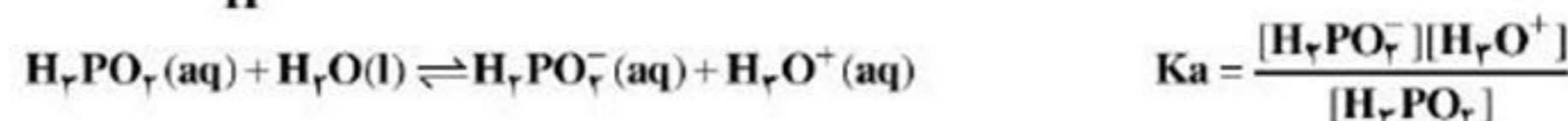
$$K_{a1} > K_{a2} \Rightarrow \text{p}K_{a1} < \text{p}K_{a2}$$



### مراحل تفکیک یونی هیپوفسفر و اسید



فسفرو اسید دارای سه هیدروژن است اما تنها یک هیدروژن اسیدی دارد. پس محلول این اسید دارای یک مرحله یونش است:



### یونش آب و مفهوم pH



آب خالص در دمای  $25^\circ\text{C}$  به صورت مقابل یونش می‌یابد:

چنین واکنشی را که در آن مولکول‌های آب خودبخود یونش می‌یابند، واکنش خود-یونش آب می‌گویند. ثابت تعادل این واکنش به صورت زیر نوشته می‌شود:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2\text{O}]} \Rightarrow K[\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \Rightarrow K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$



مثال: اگر pH یک محلول باز قوی یک ظرفیتی برابر ۱۲/۳ باشد، غلظت یون هیدروکسید در آن چند مول بر لیتر است؟  $\text{Log} 2 = 0.3$

الف)  $4 \times 10^{-2}$       ب)  $2 \times 10^{-2}$       ج)  $2 \times 10^{-3}$       د)  $4 \times 10^{-3}$

حل: گزینه (ج)

$$\text{Log} 2 = 0.3 \Rightarrow 10^{0.3} = 2$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow 12/3 + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 11/3 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-11/3} = 10^{-2} \times 10^{0.3} = 10^{-2} \times 2 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 2 \times 10^{-2}$$

## اثر دما بر pH آب



**افزایش دما:** افزایش دما طبق اصل لوشاتلیه موجب جابه‌جایی تعادل در جهت رفت شده، غلظت  $\text{H}_3\text{O}^+$ ،  $\text{OH}^-$ ،  $\text{Kw}$  افزایش و در نتیجه مقدار



مثال: فرض کنید با افزایش دما غلظت  $\text{H}_3\text{O}^+$ ،  $\text{OH}^-$  هر کدام به  $10^{-6}$  افزایش یابد:

با افزایش دما pH آب کم شده اما آب دارای خاصیت اسیدی نشده است زیرا غلظت

$\text{H}_3\text{O}^+$ ،  $\text{OH}^-$  به طور یکسان افزایش یافته و pKw نیز کاهش یافته است. پس آب

در همه دماها خنثی است.

**کاهش دما:** کاهش دما طبق اصل لوشاتلیه موجب جابه‌جایی تعادل در جهت برگشت شده، غلظت  $\text{H}_3\text{O}^+$ ،  $\text{OH}^-$ ،  $\text{Kw}$  کاهش و در نتیجه مقدار



مثال: فرض کنید با کاهش دما غلظت  $\text{H}_3\text{O}^+$ ،  $\text{OH}^-$  هر کدام به  $10^{-8}$  افزایش یابد:

با کاهش دما pH آب زیاد شده اما آب دارای خاصیت بازی نشده است زیرا غلظت

$\text{H}_3\text{O}^+$ ،  $\text{OH}^-$  به طور یکسان کاهش یافته و pKw نیز افزایش یافته است. پس آب

در همه دماها خنثی است. به عبارت دیگر ۸ دقیقاً وسط ۱۶ بوده و خنثی است.

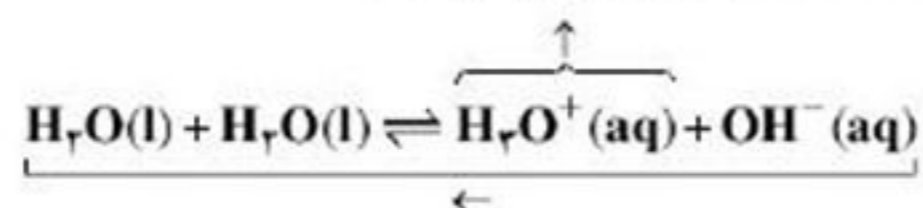
نکته: با افزایش دما، دامنه تغییرات pH کاهش و با کاهش دما دامنه تغییرات pH افزایش می‌یابد.

مثال: با افزودن مقدار زیادی اسید قوی، مقدار Kw چه تغییری می‌کند؟

حل: مقدار Kw تنها با تغییر دما تغییر می‌کند و تغییر غلظت هر یک از گونه‌ها ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ،  $\text{OH}^-$ ) تاثیری در مقدار Kw ندارد. زیرا با افزایش اسید

قوی، غلظت  $\text{H}_3\text{O}^+$  افزایش می‌یابد. با افزایش غلظت  $\text{H}_3\text{O}^+$  طبق اصل لوشاتلیه تعادل در جهت برگشت انجام و غلظت  $\text{OH}^-$  به همان میزان کاهش

می‌یابد. پس حاصل ضرب غلظت  $\text{H}_3\text{O}^+$  در  $\text{OH}^-$  همواره ثابت باقی می‌ماند.



## روش‌های اندازه‌گیری pH آب

برای اندازه‌گیری pH محلول‌ها دو روش وجود دارد:

۱. سنجهای دیجیتال

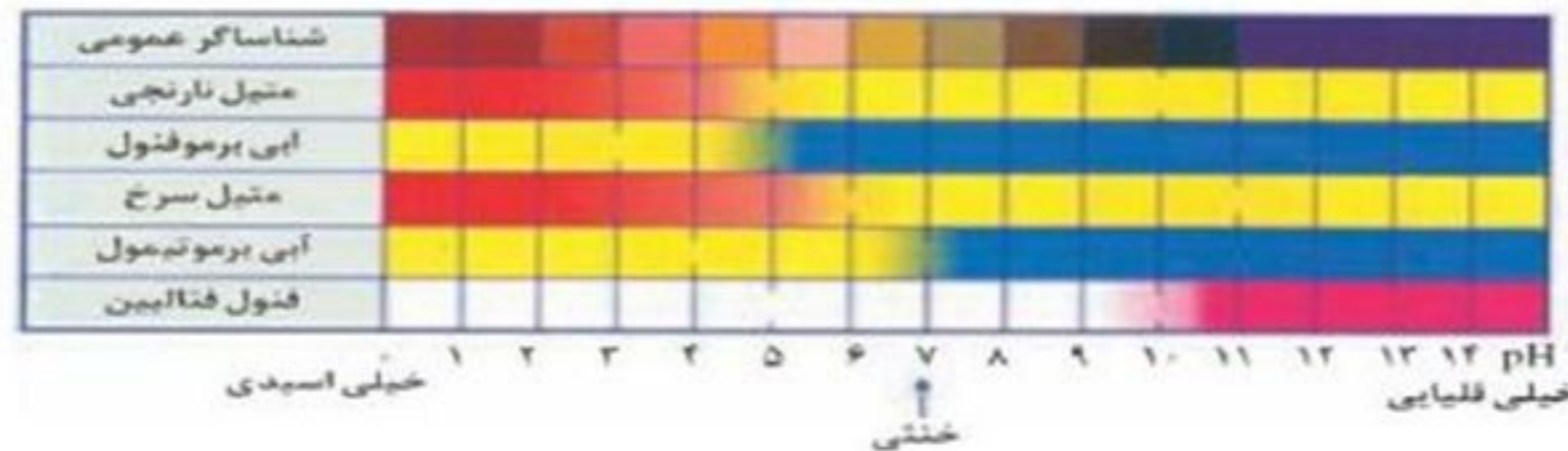
۲. شناساگرها یا اندیکاتورها



**pH سنجهای دیجیتال:** روش بسیار دقیقی برای اندازه‌گیری غلظت یون هیدرونیوم یک محلول است. این pH سنجهای با تقویت ولتاژ کوچکی که با

وارد کردن الکترود دستگاه درون محلول ایجاد می‌شود، pH محلول را روی صفحه نمایشگر به صورت دیجیتال نشان می‌دهد.

شناساگر یا اندیکاتور: ترکیب‌های رنگی محلول در آب هستند که خود اسیدها یا بازهای ضعیفی بوده که بین شکل یونی و مولکولی آنها یک تعادل برقرار است. رنگ شکل یونی با شکل مولکولی متفاوت بوده و می‌تواند در pH های مختلف رنگ‌های گوناگونی داشته باشند. این ترکیب‌ها را شناساگر اسید - باز گویند و به کمک آنها pH تقریبی محلول‌ها قابل اندازه‌گیری است.



نکته: لیتموس، فنونل فتالین و متیل نارنجی از جمله مهم‌ترین شناساگرهای اسید - باز هستند.

### مسائل pH

در حل مسائلی که با تعیین pH، pOH، تعیین غلظت  $H_3O^+$ ،  $OH^-$  سر و کار دارند، از روابط زیر استفاده می‌کنند:

اسیدها	بازها
$[H_3O^+] = 10^{-pH} = M.n.\alpha$	$[OH^-] = 10^{-pOH} = M.n.\alpha$
$pH = -\text{Log}[H_3O^+]$	$pH = -\text{Log}[H_3O^+]$
$[H_3O^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow pH + pOH = 14$	$T = 25^\circ C$

نکته: در اسیدها و بازهای قوی  $\alpha=1$  است.

نکته: در بازها، n برابر تعداد یون‌های هیدروکسید موجود در فرمول شیمیایی است.

نکته: در اسیدهای چند پروتون دار  $n=1$  است. (به جز سولفوریک اسید که اسید قوی است:  $n=2$ ;  $H_2SO_4$ ) زیرا سهم تولید یون هیدرونیوم در مراحل دوم و سوم یونش بسیار اندک است.

### محاسبه pH اسیدهای قوی

از آنجا که اسیدهای قوی به‌طور کامل تفکیک می‌شوند، لذا غلظت  $H_3O^+$  حاصل از تفکیک با غلظت اسید برابر است:

$$[H_3O^+] = M.n.\alpha \xrightarrow{n=1, \alpha=1} [H_3O^+] = M \Rightarrow pH = -\text{Log}M$$

مثال: pH محلول  $6 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  هیدروکلریک اسید چه قدر است؟

$$[H_3O^+] = M.n.\alpha \xrightarrow{n=1, \alpha=1} [H_3O^+] = 6 \times 10^{-2} \Rightarrow pH = -\text{Log}(6 \times 10^{-2}) \Rightarrow pH = 1/22$$

مثال: pH محلول  $0/1 \text{ mol.L}^{-1}$  سولفوریک اسید چه قدر است؟

$$[H_3O^+] = M.n.\alpha \xrightarrow{n=2, \alpha=1} [H_3O^+] = 2 \times 0/1 \Rightarrow pH = -\text{Log}(0/2) \Rightarrow pH = 0/69$$

مثال: pH محلول  $0/5 \text{ mol.L}^{-1}$  هیدروبرومیک اسید چه قدر است؟

$$[H_3O^+] = M.n.\alpha \xrightarrow{n=1, \alpha=1} [H_3O^+] = 0/5 \Rightarrow pH = -\text{Log}(0/5) \Rightarrow pH = 0/3$$

نکته: اگر در مسأله، جرم و حجم محلول داده شود ابتدا غلظت مولار اسید را محاسبه و سپس pH را به دست می‌آورند:

$$\text{جرم اسید} \xrightarrow{+ M(\text{g/mol})} \text{مول اسید} \xrightarrow{+ V(\text{L})} \text{مولاریته} = [H_3O^+] \xrightarrow{-\text{Log}} \text{pH}$$

مثال: pH محلول حاصل از حل کردن  $3/212$  گرم هیدروژن برومید در یک لیتر آب حدوداً چه قدر است؟

$$\text{? mol HBr} = 3/212 \text{ g HBr} \times \frac{1 \text{ mol HBr}}{80/9 \text{ g HBr}} = 0/397 \text{ mol} \Rightarrow [\text{HBr}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0/397 \text{ mol}}{1 \text{ L HBr}} = 0/397 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\text{Log}[H_3O^+] = -\text{Log}(0/397) \Rightarrow pH = 1/4$$

مثال: pH محلول حاصل از حل کردن ۳/۶۵ گرم هیدروژن کلرید در ۵۰۰ میلی لیتر آب حدوداً چه قدر است؟

$$? \text{ mol HCl} = 3/65 \text{ g HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36/5 \text{ g HCl}} = 0/1 \text{ mol HCl} \Rightarrow [\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0/1 \text{ mol}}{0/5 \text{ L HCl}} = 0/2 \text{ mol.L}^- \quad \text{حل:}$$

$$\text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{Log}(0/2) \Rightarrow \text{pH} = 0/69$$

مثال: مثال: pH محلول حاصل از حل کردن ۱/۲۸ گرم هیدروژن یدید در ۲۵۰ میلی لیتر آب حدوداً چه قدر است؟

$$? \text{ mol HI} = 1/28 \text{ g HI} \times \frac{1 \text{ mol HI}}{128 \text{ g HI}} = 0/1 \text{ mol HI} \Rightarrow [\text{HI}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0/1 \text{ mol}}{0/25 \text{ L HCl}} = 0/4 \text{ mol.L}^- \quad \text{حل:}$$

$$\text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{Log}(0/4) \Rightarrow \text{pH} = 0/397$$

نکته: اگر در مسأله غلظت معمولی اسید داده شود و pH خواسته شود، ابتدا با تقسیم غلظت معمولی بر جرم مولی اسید، غلظت مولی یا مولاریته اسید

را که معادل  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  است، به دست آورده و pH آن را محاسبه می کنند:

$$M = \frac{C}{\text{a.m.w}}$$

M: مولاریته C: غلظت معمولی a.m.w: جرم مولی اسید

مثال: pH محلول ۷/۳ g.L<sup>-1</sup> هیدروکلریک اسید را محاسبه کنید؟

$$? \text{ mol.L}^- = 7/3 \text{ g.L}^- \text{ HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36/5 \text{ g HCl}} = 0/2 \text{ mol.L}^- \Rightarrow \text{pH} = -\text{Log} 0/2 \Rightarrow \text{pH} = 0/69 \quad \text{حل:}$$

مثال: pH محلول ۲/۵۶ g.L<sup>-1</sup> هیدرویدریک اسید را محاسبه کنید؟

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2/56 \text{ g.L}^- \text{ HI} \times \frac{1 \text{ mol HI}}{128 \text{ g HI}} = 0/02 \text{ mol.L}^- \Rightarrow \text{pH} = -\text{Log} 0/02 \Rightarrow \text{pH} = 1/69 \quad \text{حل:}$$

### محاسبه pH بازهای قوی

از آنجا که بازهای قوی به طور کامل تفکیک می شوند، لذا غلظت  $[\text{OH}^-]$  حاصل از تفکیک با غلظت باز برابر است:

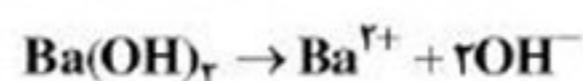
$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = M.n.\alpha \quad \alpha = 1, 2, 3, \dots \Rightarrow [\text{OH}^-] = M \Rightarrow \text{pOH} = -\text{Log}[\text{OH}^-], \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

مثال: pH محلول ۰/۲ mol.L<sup>-1</sup> پتاسیم هیدروکسید را محاسبه کنید؟

$$[\text{OH}^-] = 0/2 \text{ mol.L}^- \Rightarrow \text{pOH} = -\text{Log}[\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pOH} = -\text{Log} 0/2 = 0/69, \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0/69 = 13/31 \quad \text{حل:}$$

مثال: pH محلول ۰/۵ mol.L<sup>-1</sup> سدیم هیدروکسید را محاسبه کنید؟

$$[\text{OH}^-] = 0/5 \text{ mol.L}^- \Rightarrow \text{pOH} = -\text{Log}[\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pOH} = -\text{Log} 0/5 = 0/3, \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0/3 = 13/7 \quad \text{حل:}$$



مثال: pH محلول ۰/۵ mol.L<sup>-1</sup> باریم هیدروکسید را محاسبه کنید؟

$$[\text{OH}^-] = M.n.\alpha = 0/5 \times 2 \times 1 = 1 \Rightarrow \text{pOH} = -\text{Log}[\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pOH} = -\text{Log} 1 = 0, \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0 = 14 \quad \text{حل:}$$

مثال: pH محلول ۰/۴ g.L<sup>-1</sup> سدیم هیدروکسید را محاسبه کنید؟

$$[\text{OH}^-] = 0/4 \text{ g.L}^- \text{ NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0/01 \text{ mol.L}^- \Rightarrow \text{pOH} = -\text{Log} 0/01 \Rightarrow \text{pOH} = 2 \Rightarrow \text{pH} = 12 \quad \text{حل:}$$

مثال: pH محلول حاصل از حل کردن ۸ گرم سدیم هیدروکسید در ۵۰۰ میلی لیتر آب را محاسبه کنید؟

$$? \text{ mol NaOH} = 8 \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0/2 \text{ mol.L}^- \text{ NaOH} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{0/2 \text{ mol NaOH}}{0/5 \text{ L NaOH}} = 0/4 \quad \text{حل:}$$

$$\text{pOH} = -\text{Log} 0/4 \Rightarrow \text{pOH} = 0/39 \Rightarrow \text{pH} = 13/61$$

مثال: pH محلول حاصل از حل کردن ۱۱/۲ گرم پتاسیم هیدروکسید در ۲۵۰ میلی لیتر آب را محاسبه کنید؟

$$? \text{ mol KOH} = 11/2 \text{ g KOH} \times \frac{1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g KOH}} = 0/2 \text{ mol.L}^- \text{ KOH} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{0/2 \text{ mol KOH}}{0/25 \text{ L KOH}} = 0/8 \quad \text{حل:}$$

$$\text{pOH} = -\text{Log} 0/8 \Rightarrow \text{pOH} = 0/09 \Rightarrow \text{pH} = 13/91$$

مثال: pH محلول  $4 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  باریم هیدروکسید در آب را محاسبه کنید؟

$$[\text{OH}^-] = M.n.\alpha = (4 \times 10^{-3}) \times 2 \times 1 = 8 \times 10^{-3} \Rightarrow \text{pOH} = -\text{Log}(8 \times 10^{-3}) = 2/1 \Rightarrow \text{pH} = 11/9$$

مثال: pH محلولی از سدیم هیدروکسید در آب ۱۱ است. غلظت این محلول چه قدر است؟

$$\text{pH} = 11 \Rightarrow \text{pOH} = 3 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 0/001 \text{ mol.L}^{-1}$$

مثال: غلظت  $[\text{OH}^-]$  در محلولی از یک اسید قوی در دمای  $25^\circ\text{C}$  برابر  $10^{-11}$  مول بر لیتر است. pH، pOH،  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  و غلظت مولار اسید را محاسبه کنید؟

$$\text{pOH} = -\text{Log}[\text{OH}^-] = -\text{Log}(10^{-11}) = 11, \text{pH} = 3, [\text{H}_3\text{O}^+] = M.n.\alpha = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3}$$

گزینه ۸۳: غلظت یون  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  در آب خالص در دمای  $25^\circ\text{C}$  چند برابر غلظت این یون در محلول  $0/001$  مولار پتاسیم هیدروکسید است؟

$$10^2 \text{ (الف)} \quad 10^3 \text{ (ب)} \quad 10^4 \text{ (ج)} \quad 10^5 \text{ (د)}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-3} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+_{\text{KOH}}] = 10^{-11}, [\text{H}_3\text{O}^+_{\text{H}_2\text{O}}] = 10^{-7} \Rightarrow \frac{[\text{H}_3\text{O}^+_{\text{H}_2\text{O}}]}{[\text{H}_3\text{O}^+_{\text{KOH}}]} = \frac{10^{-7}}{10^{-11}} = 10^4$$

گزینه ۷۴: در ۱۰۰ میلی لیتر محلول هیدروکلریک اسید با  $\text{pH} = 2$  چند مول HCl وجود دارد؟

$$0/001 \text{ (الف)} \quad 0/002 \text{ (ب)} \quad 0/01 \text{ (ج)} \quad 0/02 \text{ (د)}$$

$$\text{pH} = 2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = M.n.\alpha = 10^{-2} \Rightarrow M = \frac{n(\text{mol})}{V(\text{L})} \Rightarrow 0/01 = \frac{n}{0/1} \Rightarrow n = 0/001 \text{ mol}$$

مثال: ۰/۰۴ مول هیدروژن کلرید را در آب حل کرده و حجم محلول را با آب مقطر به ۲۰۰ میلی لیتر رسانده اند. pH محلول حاصل را حساب کنید؟

$$? \text{ mol.L}^{-1} = \frac{0/04 \text{ mol HCl}}{0/2 \text{ L HCl}} = 0/2 \text{ mol.L}^{-1} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 0/2 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{Log} 0/2 = 0/69$$

مثال: ۲۵ میلی لیتر محلول سدیم هیدروکسید دارای ۲ گرم از این ماده است. pH آن را محاسبه کنید؟

$$? \text{ mol NaOH} = 2 \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0/05 \text{ mol NaOH}, [\text{OH}^-] = \frac{0/05 \text{ mol NaOH}}{0/25 \text{ L NaOH}} = 0/2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\text{Log}[\text{OH}^-] = -\text{Log} 0/2 = 0/7 \Rightarrow \text{pH} = 13/3$$

گزینه ۸۴: غلظت معمولی و pH محلولی از پتاسیم هیدروکسید که در هر ۲۵۰ میلی لیتر آن ۰/۱۴ گرم از این ماده به صورت حل شده وجود دارد، به ترتیب کدامند؟

$$11, 0/56 \text{ (الف)} \quad 12, 0/56 \text{ (ب)} \quad 11/7, 0/112 \text{ (ج)} \quad 12/3, 0/112 \text{ (د)}$$

$$? \text{ g.L}^{-1} \text{ KOH} = \frac{0/14 \text{ g KOH}}{0/25 \text{ L KOH}} = 0/56 \text{ g.L}^{-1} \text{ KOH}, [\text{OH}^-] = 0/56 \text{ g.L}^{-1} \text{ KOH} \times \frac{1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g KOH}} = 0/01 \text{ mol.L}^{-1} \text{ KOH}$$

$$\text{pOH} = -\text{Log}[\text{OH}^-] = -\text{Log} 0/01 = 2 \Rightarrow \text{pH} = 12$$

### محاسبه pH اسیدهای ضعیف

اسیدهای ضعیف به طور جزئی در آب تفکیک می شوند. لذا برای محاسبه غلظت  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  از درصد تفکیک یونی استفاده می کنند:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = M.n.\alpha \Rightarrow \text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+]$$

گزینه ۸۴: اگر درصد یونش اتانویک اسید یک درصد باشد، pH محلول یک مولار آن چه قدر خواهد شد؟

$$2 \text{ (الف)} \quad 3 \text{ (ب)} \quad 4 \text{ (ج)} \quad 5 \text{ (د)}$$

$$\% \alpha = \alpha \times 100 \Rightarrow 1 = \alpha \times 100 \Rightarrow \alpha = 0/01, M = 1, n = 1 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = M.n.\alpha = 1 \times 1 \times 0/01$$

$$\text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{Log} 0/01 = 2$$

مثال: اگر درصد یونش محلولی از هیدروژن سیانید در آب ۰/۰۲ درصد و غلظت آن ۰/۰۱ مولار باشد، pH آن را محاسبه کنید؟

$$\% \alpha = \alpha \times 100 \Rightarrow 0/2 = \alpha \times 100 \Rightarrow \alpha = 0/002, M = 0/01, n = 1 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = M.n.\alpha = 0/01 \times 1 \times 0/002 = 2 \times 10^{-6}$$

$$\text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{Log}(2 \times 10^{-6}) = 5/7$$



مثال: pH محلول یک مولار هیدروفلوئوریک اسید با درصد یونش ۲/۴ درصد چقدر است؟

حل:  $\alpha = \alpha \times 100 \Rightarrow 2/4 = \alpha \times 100 \Rightarrow \alpha = 2/4 \times 10^{-2}$ ,  $M = 1, n = 1 \Rightarrow [H_3O^+] = Mn\alpha = 2/4 \times 10^{-2} \times 1 \times 1 = 2/4 \times 10^{-2}$

$pH = -\text{Log}[H_3O^+] = -\text{Log}(2/4 \times 10^{-2}) = 1/6$

مثال: pH محلول  $2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  هیدروسیاتیک اسید با درصد یونش ۰/۱۴ درصد چقدر است؟

حل:  $\alpha = \alpha \times 100 \Rightarrow 0/14 = \alpha \times 100 \Rightarrow \alpha = 1/4 \times 10^{-2}$ ,  $M = 2 \times 10^{-2}, n = 1$

$[H_3O^+] = Mn\alpha = 1/4 \times 10^{-2} \times 2 \times 10^{-2} \times 1 = 2/8 \times 10^{-6} \Rightarrow pH = -\text{Log}[H_3O^+] = -\text{Log}2/8 \times 10^{-6} = 5/56$

مثال: اگر درصد یونش یک محلول هیدروژن سیانید در آب برابر ۰/۲ درصد و pH آن برابر ۵/۷ باشد، غلظت آن چند مول بر لیتر است؟

حل:  $\alpha = \alpha \times 100 \Rightarrow 0/2 = \alpha \times 100 \Rightarrow \alpha = 2 \times 10^{-2}$ ,  $M = ?, n = 1 \Rightarrow 10^{-5/7} = [H_3O^+] = Mn\alpha \Rightarrow 10^{-5/7} = M \times 1 \times 2 \times 10^{-2}$

$M = \frac{10^{-5/7}}{2 \times 10^{-2}} = \frac{1}{2} \times 10^{-5/7} \times 10^{+2} = 0/5 \times 10^{-1/7} = 5 \times 10^{-1} \times 10^{-1/7} = 5 \times 10^{-2/7} \Rightarrow M = 5 \times 10^{-2} \times 10^{+2} = 5 \times 10^{-2} \times 2 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

$\text{Log}2 = 0/3 \Rightarrow 10^{+3} = 2$  نکته: لگاریتم مقابل را به خاطر داشته باشید:

**محاسبه pH بازهای ضعیف**

از آنجا که بازهای ضعیف هنگام حل شدن در آب بیشتر به صورت مولکولی حل می شوند و به طور جزئی به یون تفکیک می شوند، لذا هنگام محاسبه غلظت  $[OH^-]$  باید از درجه یونش آن ها استفاده کرد. با استفاده از غلظت  $[OH^-]$  غلظت  $[H_3O^+]$  را یافته و مقدار pH را محاسبه کرد.

$[OH^-] = 10^{-pOH} = Mn\alpha \Rightarrow pOH = -\text{Log}[OH^-]$

نکته: آمونیاک و آمین ها بازهای یک ظرفیتی ضعیف به حساب می روند.

مثال: درصد یونش محلول دسی مولار آمونیاک یک درصد می باشد. pH آن را به دست آورید.

حل:  $\alpha = \alpha \times 100 \Rightarrow 1 = \alpha \times 100 \Rightarrow \alpha = 1 \times 10^{-2}$ ,  $M = 0/1, n = 1 \Rightarrow [OH^-] = Mn\alpha \Rightarrow [OH^-] = 0/1 \times 1 \times 1 \times 10^{-2} = 1 \times 10^{-3}$

$pOH = -\text{Log}[OH^-] = -\text{Log}10^{-3} \Rightarrow pOH = 3 \Rightarrow pH = 11$

مثال: غلظت محلولی از آمونیاک ۰/۱۷ گرم در لیتر و درصد یونش آن، دو درصد می باشد. pH آن را به دست آورید.

حل:  $\alpha = \alpha \times 100 \Rightarrow 2 = \alpha \times 100 \Rightarrow \alpha = 2 \times 10^{-2}$ ,  $M = 0/17 \text{ g.L}^{-1} \text{ NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} = 0/1 \text{ mol.L}^{-1}, n = 1$

$[OH^-] = Mn\alpha \Rightarrow [OH^-] = (2 \times 10^{-2}) \times (0/1) \times (1) = 2 \times 10^{-4} \Rightarrow pOH = -\text{Log}[OH^-] = -\text{Log}(2 \times 10^{-4}) = 3/7 \Rightarrow pH = 10/3$

مثال: غلظت محلولی از آمونیاک ۰/۰۱ مولار و درصد یونش آن، ۱۰ درصد می باشد. pH آن را به دست آورید.

الف) ۳      ب) ۲      ج) ۱۲      د) ۱۱

حل: گزینه (د)  $\alpha = \alpha \times 100 \Rightarrow 10 = \alpha \times 100 \Rightarrow \alpha = 1 \times 10^{-1}$ ,  $M = 0/1, n = 1 \Rightarrow [OH^-] = Mn\alpha = 0/1 \times 1 \times 1 \times 10^{-1} = 1 \times 10^{-2}$

$pOH = -\text{Log}[OH^-] = -\text{Log}10^{-2} \Rightarrow pOH = 2 \Rightarrow pH = 11$

مثال: اگر در دمای معین محلول ۰/۰۸ مولار متیل آمونیوم به میزان ۱/۲۵ درصد تفکیک شده باشد، pH آن چقدر است؟

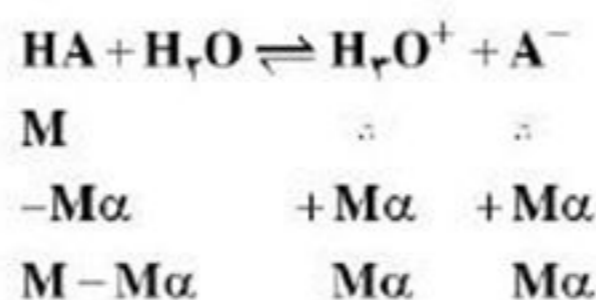
الف) ۸      ب) ۲      ج) ۳      د) ۱۱

حل: گزینه (د)  $\alpha = \alpha \times 100 \Rightarrow 1/25 = \alpha \times 100 \Rightarrow \alpha = 1/25 \times 10^{-2}$ ,  $M = 0/8, n = 1 \Rightarrow [OH^-] = Mn\alpha = 0/8 \times 1 \times 1/25 \times 10^{-2} = 1 \times 10^{-3}$

$pOH = -\text{Log}[OH^-] = -\text{Log}10^{-3} \Rightarrow pOH = 3 \Rightarrow pH = 11$

**رابطه K،  $[H_3O^+]$ ،  $[OH^-]$  و  $\alpha$**

در مورد اسیدها و بازهای ضعیف یک ظرفیتی رابطه زیر وجود دارد:



$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = \frac{(M\alpha)(M\alpha)}{(M-M\alpha)} = \frac{M^2\alpha^2}{M(1-\alpha)} = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow$$

$$K_a = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = \frac{[H_3O^+][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{[H_3O^+]^2}{M(1-\alpha)} \Rightarrow$$

$$[H_3O^+]^2 = K_a M(1-\alpha)$$

نکته: این معادله‌ها در مورد بازهای ضعیف یک ظرفیتی نیز صادق است:

$$K_b = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha}$$

$$[OH^-]^2 = K_b M(1-\alpha)$$

نکته: در اسیدها و بازهای ضعیف یک ظرفیتی اگر درجه یونش کمتر از ۰/۳ باشد از آن صرف‌نظر می‌کنند. پس روابط فوق به شکل زیر در می‌آیند:

$$K_a = M\alpha^2$$

$$[H_3O^+]^2 = K_a M$$

اسیدهای ضعیف:

$$K_b = M\alpha^2$$

$$[OH^-]^2 = K_b M$$

بازهای ضعیف:

گس. ۷۹: اگر در محلول ۰/۵ مولار اسید HA درجه یونش برابر ۰/۲ باشد، ثابت یونش اسیدی کدام است؟

(د)  $2/5 \times 10^{-2}$

(ج)  $2 \times 10^{-4}$

(ب)  $2/5 \times 10^{-3}$

(الف)  $2 \times 10^{-5}$

$$K_a = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0/5 \times (0/2)^2}{1-0/2} = \frac{0/5 \times 0/4}{0/8} = 2/5 \times 10^{-2}$$

حل: گزینه (د)

گس. ۶۲: در محلول ۰/۱ مولار استیک اسید، غلظت یون هیدرونیوم برابر  $1/3 \times 10^{-3}$  مول بر لیتر است. ثابت یونش اسید کدام است؟

(د)  $1/3 \times 10^{-4}$

(ج)  $1/8 \times 10^{-5}$

(ب)  $1/7 \times 10^{-5}$

(الف)  $1/8 \times 10^{-6}$

$$[H_3O^+]^2 = K_a M \Rightarrow (1/3 \times 10^{-3})^2 = K_a \times 0/1 \Rightarrow K_a = 1/69 \times 10^{-5}$$

حل: گزینه (ب)

گس. ۶۳: غلظت یون هیدرونیوم در محلول دسی مولار یک اسید یک ظرفیتی برابر  $7 \times 10^{-5}$  مول بر لیتر است. ثابت یونش اسید کدام است؟

(د)  $7 \times 10^{-10}$

(ج)  $4/9 \times 10^{-8}$

(ب)  $1/4 \times 10^{-10}$

(الف)  $1/4 \times 10^{-4}$

$$[H_3O^+]^2 = K_a M \Rightarrow (7 \times 10^{-5})^2 = K_a \times 0/1 \Rightarrow K_a = 4/9 \times 10^{-8}$$

حل: گزینه (ج)

$$pH = -\log[H_3O^+] = Mn\alpha \quad , \quad pOH = -\log[OH^-] = Mn\alpha$$

$$[H_3O^+]^2 = K_a M(1-\alpha) \quad , \quad [OH^-]^2 = K_b M(1-\alpha)$$

$$K_a = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha} \quad , \quad K_b = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha}$$

$$M = \frac{n(\text{mol})}{V(\text{Lit})} \quad , \quad M = \frac{m(\text{g})}{V(\text{Lit})} \quad , \quad M = \frac{m(\text{g})}{V(\text{Lit})mw(\text{g/mol})}$$

$$M = \frac{m(\text{g}) \times \frac{p(\text{pure})}{100}}{V(\text{Lit})mw(\text{g/mol})} \quad , \quad M = \frac{C(\text{g/L})}{mw(\text{g/mol})} \quad , \quad mw = \text{mol weight}$$

فرمول‌های کلیدی

گس. ۷۴: در ۱۰۰ میلی‌لیتر محلول هیدروکلریک اسید با  $pH = 2$  چند مول HCl وجود دارد؟

(د) ۰/۰۲

(ج) ۰/۰۱

(ب) ۰/۰۰۲

(الف) ۰/۰۰۱

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2} \Rightarrow 10^{-2} = Mn\alpha = M \times 1 \times 1 \Rightarrow M = 0/01 \Rightarrow n = MV = 0/01 \text{ mol/L} \times 0/1 \text{ L} = 0/001 \text{ mol}$$

مثال: ۲/۸ گرم پتاسیم هیدروکسید با خلوص ۲۰ درصد را در آب حل کرده و حجم محلول را با آب مقطر به ۱۰۰ میلی‌لیتر رسانده‌ایم. pH کدام است؟

(د) ۱۱

(ج) ۱۲

(ب) ۱۳

(الف) ۱۴

$$M = \frac{m \times \frac{p}{100}}{V \cdot mw} = \frac{2/8 \times \frac{20}{100}}{0/1 \times 56} = 0/1 \text{ mol/L} \Rightarrow 10^{-pOH} = [OH^-] = Mn\alpha \Rightarrow 10^{-pOH} = 10^{-1} \times 1 \times 1 \Rightarrow pOH = 1, pH = 13$$

مثال: برای آن که pH آب خالص به ۳ برسد، باید چند گرم سولفوریک اسید با خلوص ۷۰ درصد در یک لیتر محلول موجود باشد؟

(د) ۰/۰۳۵ گرم

(ج) ۰/۰۷ گرم

(ب) ۷ گرم

(الف) ۰/۳۵ گرم

$$10^{-pH} = Mn\alpha \Rightarrow 10^{-3} = M \times 2 \times 1 \Rightarrow M = 5 \times 10^{-4} \Rightarrow M = \frac{m \times \frac{p}{100}}{V \cdot mw} \Rightarrow 5 \times 10^{-4} = \frac{m \times \frac{70}{100}}{1 \times 98} \Rightarrow m = 0/07 \text{ g}$$

حل: گزینه (ج)

## تغییر pH اسیدها و بازهای قوی در اثر رقیق کردن

غلظت یک اسید با pH آن رابطه وارونه دارد. اگر محلول یک اسید را با آب مقطر رقیق کنیم، غلظت آن کاهش و pH آن افزایش می‌یابد.

نکته: در حل مسائل مربوط به رقیق سازی اسیدها و بازها از رابطه مقابل استفاده می‌شود:

$$M_1 V_1 = M_2 (V_1 + V_{H_2O})$$

مثال: به ۱۰ میلی‌لیتر محلول هیدروکلریک اسید با pH = ۱ چند میلی‌لیتر آب مقطر افزوده شود تا pH آن به ۲ برسد؟

$$\text{حل: } V_1 = 10, V_2 = ?, M_1 \cdot n \cdot \alpha = 10^{-pH} \Rightarrow M_1 = 10^{-1}, M_2 \cdot n \cdot \alpha = 10^{-pH} \Rightarrow M_2 = 10^{-2}$$

$$M_1 V_1 = M_2 (V_1 + V_{H_2O}) \Rightarrow 0.1 \times 10 = 0.01(10 + V_{H_2O}) \Rightarrow V_{H_2O} = 90 \text{ mL}$$

مثال: به ۱۰۰ میلی‌لیتر آب با pH = ۷ چند میلی‌لیتر HCl با pH = ۱ اضافه گردد تا pH = ۲ گردد؟

$$\text{حل: } V_1 = ?, V_{H_2O} = 100, M_1 \cdot n \cdot \alpha = 10^{-pH} \Rightarrow M_1 = 10^{-1}, M_2 \cdot n \cdot \alpha = 10^{-pH} \Rightarrow M_2 = 10^{-2}$$

$$M_1 V_1 = M_2 (V_1 + V_{H_2O}) \Rightarrow 0.1 \times V_1 = 0.01(V_1 + 100) \Rightarrow 0.1 V_1 = 0.01 V_1 + 1 \Rightarrow (0.1 - 0.01) V_1 = 1 \Rightarrow 0.09 V_1 = 1 \Rightarrow V_1 = 11/9$$

نکته: اگر حجم محلول یک اسید قوی با افزودن مقداری آب خالص تا  $10^1$  برابر افزایش یابد، pH به اندازه ۱ واحد افزایش می‌یابد.

اگر حجم محلول یک اسید قوی با افزودن مقداری آب خالص تا  $10^2$  برابر افزایش یابد، pH به اندازه ۲ واحد افزایش می‌یابد.

اگر حجم محلول یک اسید قوی با افزودن مقداری آب خالص تا  $10^n$  برابر افزایش یابد، pH به اندازه n واحد افزایش می‌یابد.

مثال: اگر حجم محلول هیدروکلریک اسید  $10^{-4}$  مولار را با افزودن مقداری آب خالص تا  $10^4$  برابر افزایش دهیم، pH محلول چه تغییری می‌کند؟

$$\text{حل: } \text{pH}_1 = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{Log}(10^{-4}) = 4, [\text{H}_3\text{O}^+] = M_2 = \frac{10^{-4}}{10^4} = 10^{-8}, \text{pH}_2 = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{Log}(10^{-8}) = 8 \Rightarrow \Delta \text{pH} = 8 - 4 = 4$$

نکته: اگر محلول یک اسید قوی را با افزودن آب مقطر رقیق کنیم، تغییر pH محلول از رابطه زیر محاسبه خواهد شد:

$$\text{Log} a_v = \Delta \text{pH} \Rightarrow \text{Log} \frac{V_2}{V_1} = \Delta \text{pH}$$

Log a<sub>v</sub>: چند برابر شدن حجم محلول

ΔpH: تغییر pH محلول اسیدی

مثال: اگر حجم یک محلول اسیدی با pH = ۳ را با اضافه کردن آب مقطر از ۱۰ میلی‌لیتر به ۱۰۰۰ میلی‌لیتر برسانیم، pH محلول جدید کدام است؟

الف) ۱

ب) ۵

ج) ۷

د) ۳

$$\text{حل: گزینه (ب)} \quad \text{Log} \frac{V_2}{V_1} = \Delta \text{pH} \Rightarrow \text{Log} \frac{1000}{10} = \Delta \text{pH} = 2 \Rightarrow \text{pH} = 3 + 2 = 5$$

نکته: با افزودن آب مقطر به اسیدها، pH آنها افزایش و با افزودن آب مقطر به بازها، pH آنها کاهش می‌یابد.

مثال: اگر حجم محلول یک اسید قوی با افزودن آب مقطر ۱۰ برابر افزایش یابد مقدار pH آن چه قدر تغییر خواهد کرد؟

$$\text{حل: } a_v = 10 \Rightarrow \text{Log} a_v = \Delta \text{pH} \Rightarrow \text{Log} 10 = \Delta \text{pH} \Rightarrow \Delta \text{pH} = 1$$

مثال: pH محلولی از HCl برابر ۲ است. هر گاه به ۲۰ میلی‌لیتر از آن مقدار ۱۹۸۰ میلی‌لیتر آب خالص افزوده شود، pH آن چقدر خواهد شد؟

$$\text{حل: } \text{Log} \frac{V_2}{V_1} = \Delta \text{pH} \Rightarrow \text{Log} \frac{20 + 1980}{20} = \text{Log} 100 = 2 \Rightarrow \Delta \text{pH} = 2 \Rightarrow \text{pH} = 2 + 2 = 4$$

نکته: اگر محلول یک باز قوی را با افزودن آب مقطر رقیق کنیم، تغییر pH محلول از رابطه زیر بدست می‌آید:

$$-\text{Log} a_v = \Delta \text{pH} \Rightarrow -\text{Log} \frac{V_2}{V_1} = \Delta \text{pH}$$

مثال: اگر محلول ۰/۰۰۱ مولار پتاسیم هیدروکسید را با آب مقطر ۱۰ مرتبه رقیق کنیم، pH آن چگونه تغییر خواهد کرد؟

$$\text{حل: } -\text{Log} a_v = \Delta \text{pH} \Rightarrow -\text{Log} 10 = \Delta \text{pH} \Rightarrow \Delta \text{pH} = -1$$

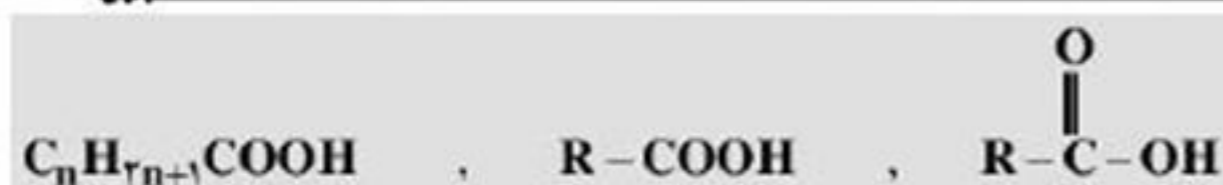
مثال: حجم محلولی از سدیم هیدروکسید را با افزودن آب مقطر ۸ برابر افزایش می‌دهیم. pH آن چگونه تغییر خواهد کرد؟

$$\text{حل: } -\text{Log} a_v = \Delta \text{pH} \Rightarrow -\text{Log} 8 = \Delta \text{pH} \Rightarrow \Delta \text{pH} = -\text{Log} 2^3 = -3 \text{Log} 2 = -3(0.3) = -0.9$$

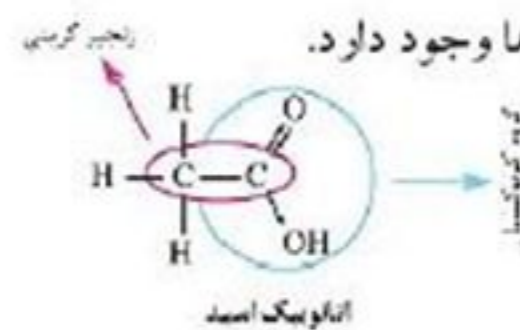
مثال: به ۱۰ میلی‌لیتر محلول سدیم هیدروکسید یک مولار ۹۰ میلی‌لیتر آب مقطر اضافه شده است. pH محیط عمل چقدر خواهد شد؟

$$\text{حل: } \text{pOH} = -\text{Log}[\text{OH}^-] = -\text{Log}(1 \times 1 \times 1) = 0 \Rightarrow \text{pH} = 14, \Delta \text{pH} = -\text{Log} 10 = -1 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 1 = 13$$

## کربوکسیلیک اسیدها



کربوکسیلیک اسیدها دسته‌ای از ترکیب‌های آلی هستند که یک یا چند گروه عاملی کربوکسیل ( $-COOH$ ) در آنها وجود دارد.



ساده‌ترین کربوکسیلیک اسید: متانویک اسید، فرمیک اسید یا جوهر مورچه  $HCOOH$

آشنا‌ترین کربوکسیلیک اسید: اتانویک اسید، استیک اسید یا جوهر سرکه  $CH_3COOH$

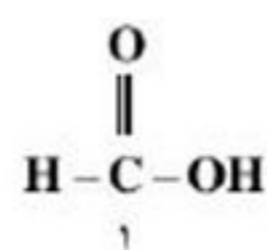
نکته: فرمول عمومی کربوکسیلیک اسیدهای یک عاملی  $R-COOH$  است که  $R \equiv H$  or Alkyle می‌باشد.

## نامگذاری کربوکسیلیک اسیدها

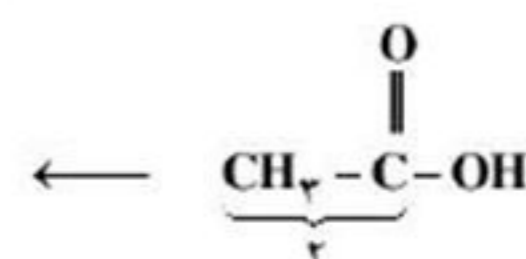
برای نامگذاری کربوکسیلیک اسیدها، بلندترین زنجیر هیدروکربنی حامل گروه کربوکسیل را انتخاب، نام آلکان

هم کربن با آن را نوشته و در انتها پسوند "سویک اسید" را اضافه می‌کنند:

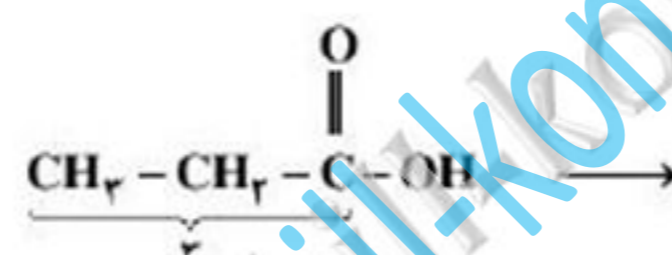
نام کربوکسیلیک اسیدها بر وزن "آلکانویک اسید" است.



متان + سویک اسید = متانویک اسید



اتان + سویک اسید = اتانویک اسید

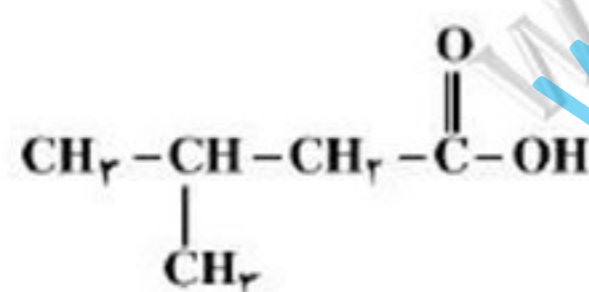


پروپان + سویک اسید = پروپانویک اسید

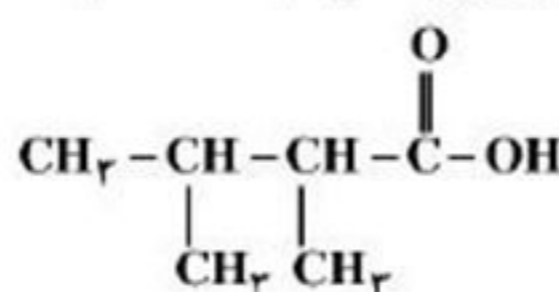


بوتان + سویک اسید = بوتانویک اسید

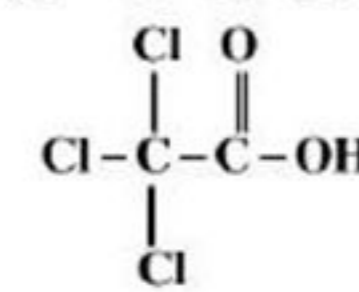
نکته: مهم‌ترین گروه‌های آلکیل شامل متیل ( $CH_3-$ ) و ایل ( $CH_3-CH_2-$  or  $C_2H_5-$ ) هستند.



۳-متیل بوتانویک اسید



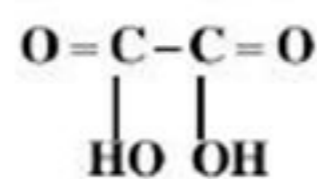
۳،۲-دی متیل بوتانویک اسید



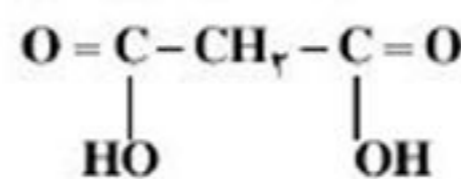
تری کلرواتانویک اسید

## کربوکسیلیک اسیدهای دو عاملی

اگر یک کربوکسیلیک اسید دارای دو گروه عاملی کربوکسیل ( $-COOH$ ) باشد، برای نامگذاری از پسوند "دی سویک اسید" استفاده می‌شود:



اتان دیسویک اسید (اگرالیک اسید)



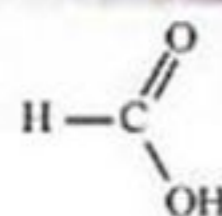
پروپان دیسویک اسید

## انحلال پذیری کربوکسیلیک اسیدها

کربوکسیلیک اسیدها دارای دو بخش قطبی و ناقطبی هستند. گروه کربوکسیل بخش قطبی و گروه آلکیل بخش ناقطبی مولکول را تشکیل داده است.

بخش قطبی به علت تشکیل پیوند هیدروژنی در آب محلول هستند و بخش ناقطبی در آب نامحلول است. هر چه تعداد گروه‌های عاملی بیشتر باشد،

انحلال پذیری مولکول در آب بیشتر است.



متانویک اسید یکی از موادی است که بر اثر گزش مورچه وارد بدن شده باعث سوزش و خارش در محل گزیدگی می‌شود. این اسید در سال ۱۶۷۰ کشف شد و چون از تقطیر مورچه‌ی سرخ به دست می‌آمد نام فورمیک اسید یا جوهر مورچه بر آن نهادند. در زبان لاتین به مورچه فورمیکا می‌گویند.

نکته: کربوکسیلیک اسیدهای سبک (حداکثر دارای ۴ اتم کربن) به خوبی در آب حل می‌شوند. زیرا بخش قطبی بر بخش ناقطبی غلبه دارد. هر چه تعداد اتم‌های کربن در کربوکسیلیک اسیدها بیشتر باشد، از میزان انحلال‌پذیری آنها در آب کاسته می‌شود.

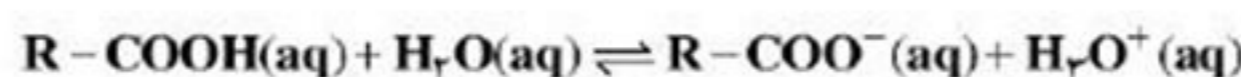
مثال: کدام یک از اسیدهای آلی زیر بهتر در آب حل می‌شود؟

الف)  $\text{HCOOH}$       ب)  $\text{CH}_3\text{COOH}$       ج)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$       د)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$

حل: گزینه (الف) زیرا تعداد کربن‌های کمتری دارد.

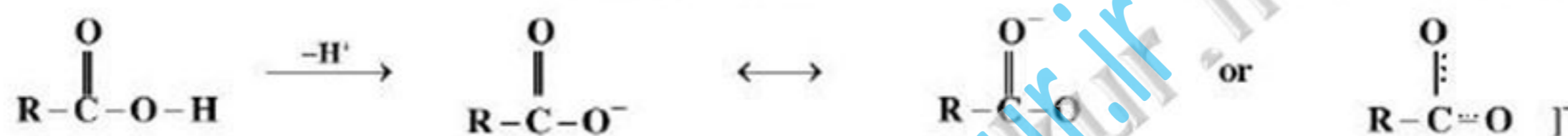
### مقایسه قدرت اسیدی کربوکسیلیک اسیدها

کربوکسیلیک اسیدها، اسیدهای ضعیفی هستند و بر اثر حل شدن در آب تعدادی از مولکول‌های آنها پروتون اسیدی خود را به مولکول‌های آب می‌دهند و به سرعت به حال تعادل می‌رسند:



اسید مزدوج      باز مزدوج      باز      اسید  
 یون کربوکسیلات      کربوکسیلیک اسید  
 یون آلکانوات      آلکانوئیک اسید

برای باز مزدوج حاصل از یونش کربوکسیلیک اسیدها ساختارهای رزونانسی زیر را رسم می‌کنیم:



نکته: رزونانس موجب پایداری باز مزدوج می‌شود. زیرا باز ضعیف‌تر است و به طور مساوی بین دو اتم اکسیژن تقسیم می‌شود. بخش بار الکتریکی موجب پایداری آنیون می‌شود. بنابراین قدرت اسیدی کربوکسیلیک اسید به علت پایداری رزونانس شدید باز مزدوج آن است. یعنی هر چه اسید قوی‌تر باشد، باز مزدوج آن پایدارتر است و هر چه اسید ضعیف‌تر باشد، باز مزدوج آن پایدارتر خواهد بود.

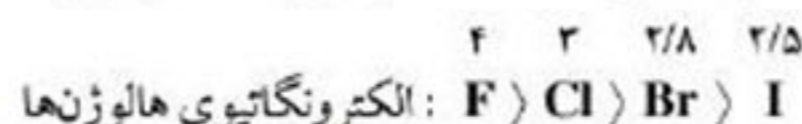
مفهوم پایداری آنیون: آنیون حاصل از یونش اسید قوی‌تر، تمایل کمتری برای پس گرفتن پروتون دارد و بیشتر تمایل دارد به صورت یون آب پوشیده باقی بماند یعنی اسید قوی‌تر بیشتر تمایل دارد در محیط به شکل یونیده باقی بماند.

تمایل باز مزدوج برای بقا به شکل یون آیو شده بیشتر → رزونانس بیشتر → باز مزدوج پایدارتر → اسید قوی‌تر

### اثر گروه الکترون گیرنده بر قدرت اسیدی کربوکسیلیک اسیدها

گروه‌های الکترون گیرنده موجب افزایش قطبیت پیوند  $\text{O}-\text{H}$  کربوکسیلیک اسیدها شده (بار جزئی مثبت روی اتم هیدروژن افزایش داده و موجب جدا شدن راحت‌تر پروتون می‌شود) سبب بخش بار منفی می‌شوند و باز مزدوج اسید را پایدار کرده و موجب افزایش قدرت اسیدی می‌شوند.

نکته: هالوژن‌ها گیرنده الکترون هستند و با افزایش الکترون‌گاتیوی، قدرت گیرندگی آنها افزایش یافته و قدرت اسیدی را بیشتر افزایش می‌دهند:



قدرت اسیدی:  $\text{FCH}_2\text{COOH} > \text{ClCH}_2\text{COOH} > \text{BrCH}_2\text{COOH} > \text{ICH}_2\text{COOH} > \text{CH}_3\text{COOH}$

اتانویک اسید      یدواتانویک اسید      برومواتانویک اسید      کلرواتانویک اسید      فلئورواتانویک اسید

قدرت باز مزدوج:  $\text{FCH}_2\text{COO}^- < \text{ClCH}_2\text{COO}^- < \text{BrCH}_2\text{COO}^- < \text{ICH}_2\text{COO}^- < \text{CH}_3\text{COO}^-$

اتانوات      یدواتانوات      برومواتانوات      کلرواتانوات      فلئورواتانوات

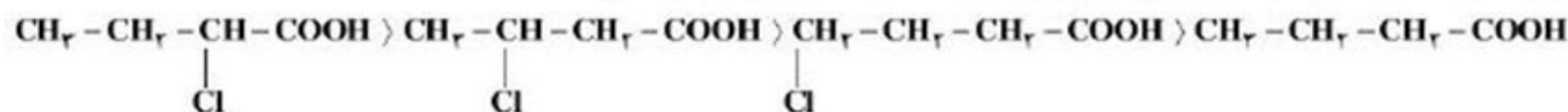
پایداری باز مزدوج:  $\text{FCH}_2\text{COO}^- > \text{ClCH}_2\text{COO}^- > \text{BrCH}_2\text{COO}^- > \text{ICH}_2\text{COO}^- > \text{CH}_3\text{COO}^-$

نکته: هر چه تعداد هالوژن‌ها بیشتر باشد قدرت الکترون گیرندگی بیشتر بوده، قطبیت پیوند  $\text{O}-\text{H}$  بیشتر و قدرت اسیدی بیشتر خواهد بود.



اتانویک اسید      کلرواتانویک اسید      دی‌کلرواتانویک اسید      تری‌کلرواتانویک اسید

نکته: هر چه گروه الکترون گیرنده به گروه کربوکسیل نزدیکتر باشد، قدرت اسیدی بیشتر خواهد بود:



نکته: هر چه هالوژن الکترونگاتر، تعداد آن بیشتر و به گروه عاملی نزدیکتر باشد، قدرت اسیدی را بیشتر افزایش می دهد.

### اثر گروه الکترون دهنده بر قدرت اسیدی کربوکسیلیک اسیدها

گروه های الکترون دهنده موجب کاهش قطبیت پیوند O-H کربوکسیلیک اسیدها شده چگالی بار منفی را افزایش داده، باز مزدوج را ناپایدار و قدرت اسیدی را کاهش می دهند.

نکته: گروه های آلکیل مانند متیل و اتیل الکترون دهنده بوده و قدرت اسیدی را کاهش می دهند. هر چه تعداد کربن های آلکیل بیشتر باشد الکترون دهندگی آن بیشتر است و قدرت اسیدی را بیشتر کاهش می دهد.



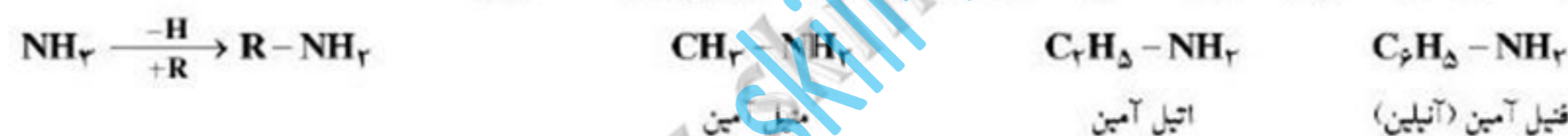
### آمین ها

آمین ها دسته ای از ترکیب های آلی هستند که شباهت بسیاری به آمونیاک دارند. آمین ها از آمونیاک و با جایگزین کردن یک، دو یا سه اتم هیدروژن آن با گروه آلکیل به دست می آیند. پس آمین ها را می توان مشتق های آمونیاک به شمار آورد.

### انواع آمین ها

آمین ها را بر حسب تعداد گروه های آلکیل متصل به اتم نیتروژن به نوع اول، دوم و سوم طبقه بندی می کنند:

**آمین نوع اول:** اگر یک اتم هیدروژن آمونیاک را با یک گروه آلکیل جایگزین کنیم، آمین نوع اول به دست می آید:



**آمین نوع دوم:** اگر دو اتم هیدروژن آمونیاک را با دو گروه آلکیل جایگزین کنیم، آمین نوع دوم به دست می آید:



**آمین نوع سوم:** اگر سه اتم هیدروژن آمونیاک را با سه گروه آلکیل جایگزین کنیم، آمین نوع سوم به دست می آید:



### نامگذاری آمین ها

برای نامگذاری آمین ها از قاعده مقابل استفاده می کنند:

نام گروه آلکیل + آمین

نکته: اگر گروه های آلکیل متصل به اتم نیتروژن بیش از یک گروه و یکسان باشند به ترتیب زیر عمل می کنیم:

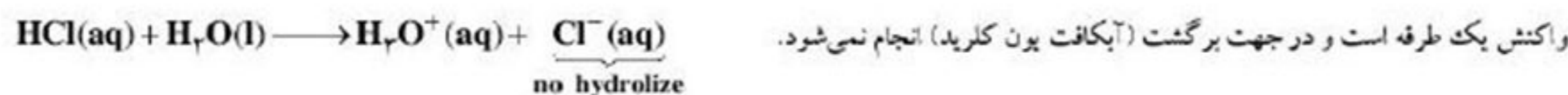
تعداد گروه آلکیل با پیشوند یونانی + نام گروه آلکیل + آمین

نکته: اگر گروه های آلکیل متصل به اتم نیتروژن یکسان نباشد، نامگذاری به ترتیب حروف الفبای لاتین انجام می شود: (اتیل بر متیل مقدم است)

$\text{CH}_3 - \text{NH}_2$	۱ <sup>o</sup>	متیل آمین	$\text{CH}_3 - \text{NH} - \text{CH}_3$	۲ <sup>o</sup>	دی متیل آمین
$\text{CH}_3\text{CH}_2 - \text{NH}_2$	۱ <sup>o</sup>	اتیل آمین	$\text{CH}_3\text{CH}_2 - \text{NH} - \text{CH}_2\text{CH}_3$	۲ <sup>o</sup>	دی اتیل آمین
$\text{CH}_3 - \text{NH} - \text{CH}_2\text{CH}_3$	۲ <sup>o</sup>	اتیل متیل آمین	$\text{NH}(\text{CH}_3)_3$	۳ <sup>o</sup>	تری متیل آمین



**آبکافت آنیون‌ها:** آنیون (باز مزدوج) اسیدهای قوی آبکافت نمی‌شود. یعنی یون  $H^+$  را جذب نکرده و  $OH^-$  آزاد نمی‌کنند و در محلول به صورت یون باقی می‌مانند.



نکته: یون‌های  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ ,  $NO_3^-$ ,  $HSO_4^-$ ,  $ClO_4^-$ ,  $ClO_3^-$  آبکافت نمی‌شوند. زیرا آنیون اسیدهای قوی (باز مزدوج بسیار ضعیف) هستند. پس  $H^+$  را جذب نکرده و در محلول به صورت یون باقی می‌مانند.  
مثال: کدام یون زیر آبکافت می‌شود؟

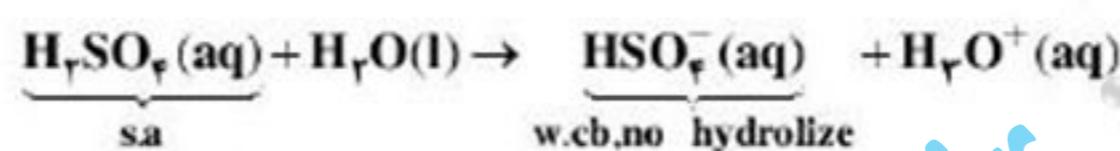
الف)  $Cl^-$       ب)  $Br^-$       ج)  $I^-$       د)  $F^-$

حل: گزینه (د) چون باز مزدوج یک اسید ضعیف بوده و با جذب پروتون، یون هیدروکسید آزاد کرده و محیط قلیایی می‌شود.

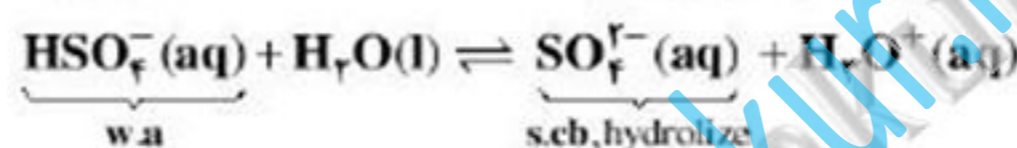
خاصیت بازی بیشتر  $\rightarrow$  افزایش pH  $\rightarrow$  شدت آبکافت بیشتر  $\rightarrow$  باز مزدوج قوی‌تر  $\rightarrow$  اسید ضعیف‌تر

خاصیت اسیدی بیشتر  $\rightarrow$  کاهش pH  $\rightarrow$  شدت آبکافت کمتر  $\rightarrow$  باز مزدوج ضعیف‌تر  $\rightarrow$  اسید قوی‌تر

نکته: یون  $SO_4^{2-}$  به مقدار کمی آبکافت می‌شود. زیرا  $H_2SO_4$  یک اسید قوی است (مرحله اول بونش) پس  $HSO_4^-$  آبکافت نمی‌شود. اما  $HSO_4^-$  در مرحله دوم یک اسید ضعیف به شمار می‌آید و باز مزدوج قوی‌تری ( $SO_4^{2-}$ ) تشکیل می‌دهد و کمی آبکافت می‌شود و محیط را بازی می‌کند.



اسید قوی      باز مزدوج ضعیف و بدون آبکافت

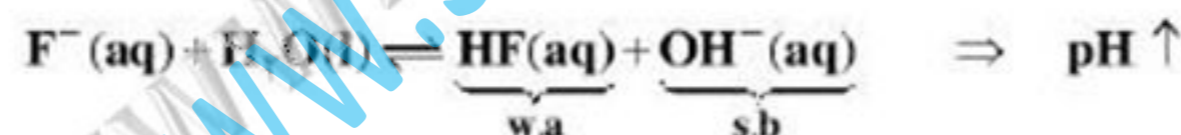


اسید ضعیف      باز مزدوج قوی و آبکافت

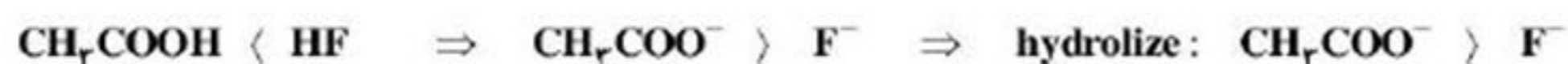


**آنیون (باز مزدوج) اسیدهای ضعیف آبکافت شده محلول آن‌ها قلیایی است.**

آنیون حاصل از اسیدهای ضعیف با جذب  $H^+$  آب و آزاد کردن  $OH^-$ ، pH محلول را افزایش داده و خاصیت قلیایی به محیط می‌دهد.



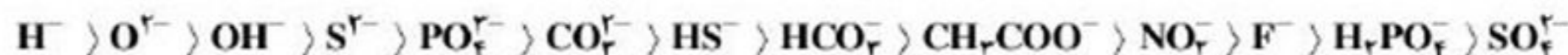
نکته: هر چه اسید ضعیف‌تر باشد، باز مزدوج آن بهتر آبکافت می‌شود. قدرت اسیدی استیک اسید از هیدروفلوئوریک اسید کمتر است پس آنیون استات بهتر از آنیون فلوئورید آبکافت می‌شود:



نکته: از بین آنیون‌های حاصل از بونش اسیدهای چندپروتون‌دار، هر چه بار آنیون بیشتر باشد، بهتر و شدیدتر آبکافت می‌شود:

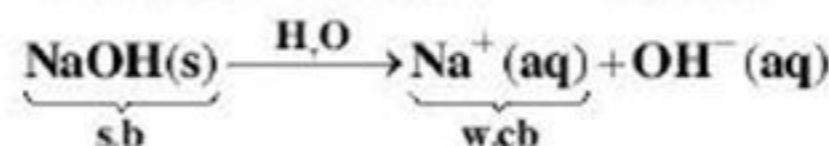


**ترتیب شدت آبکافت آنیون‌ها**



**آبکافت کاتیون‌ها:** کاتیون (اسید مزدوج) بازهای قوی آبکافت نمی‌شود. یعنی یون  $OH^-$  را جذب نکرده و  $H^+$  آزاد نمی‌کنند و در محلول به صورت یون باقی می‌مانند.

در واکنش زیر،  $Na^+$  کاتیون حاصل از یک باز قوی است بنابراین آبکافت نمی‌شود یعنی تعابلی برای جذب  $OH^-$  آب و آزاد کردن  $H^+$  آب ندارد.

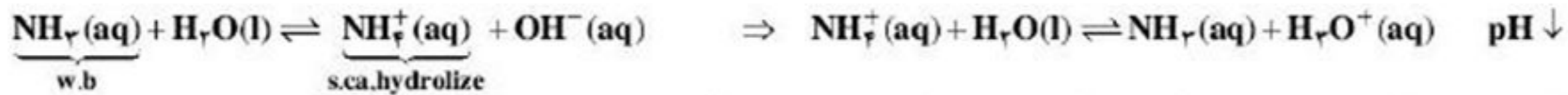


نکته: یون‌های  $Li^+$ ,  $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $Rb^+$ ,  $Cs^+$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $Ba^{2+}$  آبکافت نمی‌شوند. زیرا کاتیون بازهای قوی (اسید مزدوج بسیار ضعیف) هستند. پس  $OH^-$  را جذب نکرده،  $H^+$  آب را آزاد نکرده و در محلول به صورت یون باقی می‌مانند.

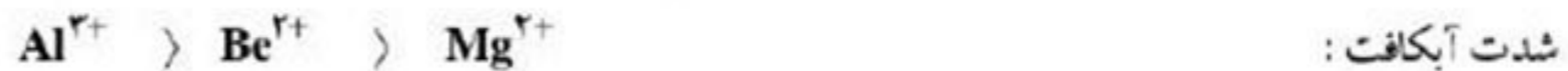


**کاتیون (اسید مزدوج) بازهای ضعیف آبکافت شده محلول آن‌ها اسیدی است**

کاتیون حاصل از بازهای ضعیف آبکافت شده محلول آن‌ها خاصیت اسیدی دارد. زیرا با جذب  $\text{OH}^-$ ،  $\text{H}^+$  آب را آزاد کرده و  $\text{pH}$  محلول را کاهش داده و خاصیت اسیدی ایجاد می‌کند.



نکته: هر چه یک باز ضعیف‌تر باشد، کاتیون (اسید مزدوج) آن بهتر و شدیدتر آبکافت می‌شود:



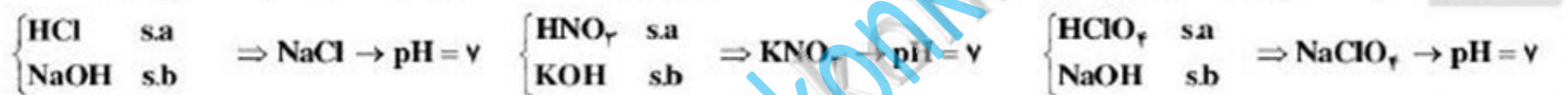
خاصیت اسیدی بیشتر → کاهش  $\text{pH}$  → شدت آبکافت بیشتر → اسید مزدوج قوی‌تر → باز ضعیف‌تر

خاصیت بازی بیشتر → افزایش  $\text{pH}$  → شدت آبکافت کمتر → اسید مزدوج ضعیف‌تر → باز قوی‌تر

**نمک‌های اسیدی، بازی یا خنثی از نظر آبکافت**

- نمک خنثی: نمک حاصل از یک اسید قوی و یک باز قوی است.
- نمک اسیدی: نمک حاصل از یک اسید قوی و یک باز ضعیف است.
- نمک بازی: نمک حاصل از یک باز قوی و یک اسید ضعیف است.

**نمک خنثی:** محلول حاصل از یک اسید و باز قوی خنثی بوده  $\text{pH}$  آن ۷ است. در این گونه نمک‌ها، نه آنیون و نه کاتیون آبکافت نمی‌شود.

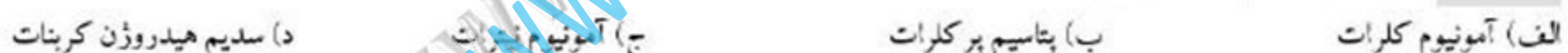


گداخته:  $\text{pH}$  محلول کدام نمک زیر برابر ۷ است؟



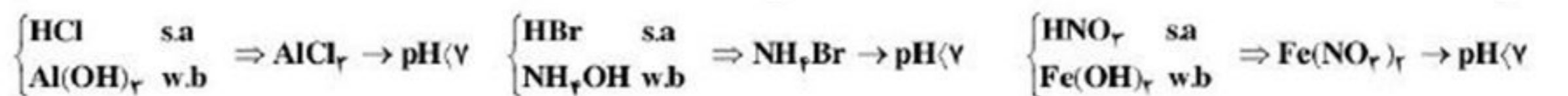
حل: گزینه (الف) زیرا از اسید قوی  $\text{HCl}$  و باز قوی  $\text{NaOH}$  بوجود آمده است. نه  $\text{Cl}^-$  و نه  $\text{Na}^+$  آبکافت می‌شود.

گداخته:  $\text{pH}$  محلول کدام نمک زیر برابر ۷ است؟

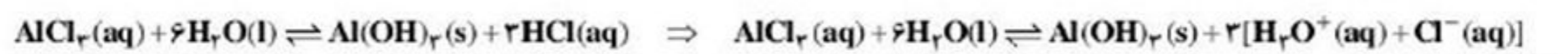


حل: گزینه (ب) زیرا از یک اسید قوی و یک باز قوی بوجود آمده است.

**نمک اسیدی:** محلول حاصل از یک اسید قوی و باز ضعیف، اسیدی بوده  $\text{pH}$  آن کمتر از ۷ است. در این گونه نمک‌ها، آنیون اسید قوی که باز مزدوج ضعیفی است آبکافت نمی‌شود اما کاتیون باز ضعیف که اسید مزدوج قوی است آبکافت شده، یون  $\text{OH}^-$  را جذب و  $\text{H}^+$  آزاد می‌کند.



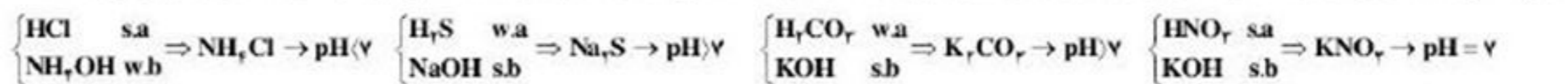
نکته: هنگام حل شدن آلومینیوم کلرید در آب، یک باز ضعیف و یک اسید قوی حاصل می‌شود که یون کلرید حاصل از اسید قوی آبکافت نمی‌شود و در محیط باقی می‌ماند و موجب افزایش غلظت  $\text{H}^+$ ، کاهش  $\text{pH}$  و اسیدی شدن محیط می‌شود.



گداخته:  $\text{pH}$  محلول کدام نمک ضمن حل شدن در آب  $\text{pH}$  آن را کاهش می‌دهد؟



حل: گزینه (د) زیرا از یک اسید قوی و یک باز ضعیف بوجود آمده و آنیون حاصل از اسید قوی آبکافت نمی‌شود و محیط اسیدی باقی می‌ماند.

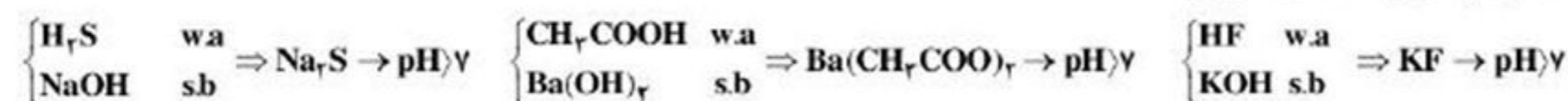


گداخته:  $\text{pH}$  محلول کدام نمک از دسته نمک‌های اسیدی محسوب می‌شود؟



حل: گزینه (الف) زیرا از یک اسید قوی و یک باز ضعیف بوجود آمده و آنیون حاصل از اسید قوی آبکافت نمی‌شود و محیط اسیدی باقی می‌ماند.

**نمک بازی:** محلول حاصل از یک باز قوی و یک اسید ضعیف، بازی بوده  $\text{pH}$  آن بیشتر از ۷ است. در این گونه نمک‌ها، کاتیون حاصل از باز قوی که اسید مزدوج ضعیفی است آبکافت نمی‌شود اما آنیون حاصل از اسید ضعیف که باز مزدوج قوی است آبکافت شده، یون  $\text{H}^+$  را جذب و  $\text{OH}^-$  آزاد کرده و موجب قلیایی شدن محیط می‌شود.



فرآیند آبکافت  $\text{KF}$  در آب به شکل معادله روبرو است:

$$\text{KF(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons [\text{K}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})] + \text{HF(aq)}$$

no hydrolyze

### محلول‌های بافر یا تامپون

اضافه کردن مقدار اندکی اسید یا باز به یک محلول معمولاً تغییر زیادی در مقدار  $\text{pH}$  آن ایجاد می‌کند.

**محلول بافر، تامپون یا محافظ:** محلول‌هایی هستند که بر اثر افزودن مقدار کمی اسید یا باز به آن‌ها  $\text{pH}$  تغییر محسوسی نمی‌کند.

نکته: محلول بافر خنثی کننده اسید و باز می‌باشد.

**ظرفیت بافر:** حداکثر اسید یا بازی است که می‌توان تا پیش از مشاهده تغییر شدید در  $\text{pH}$  به یک بافر اضافه کرد. هیچ بافری ظرفیت نامحدود ندارد.

**اجزای تشکیل دهنده بافر:** هر بافر از دو جزء با نسبت‌های معین تشکیل شده است:

اسید ضعیف و نمک آن (اتانویک اسید ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) و سدیم اتانوآت ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ))

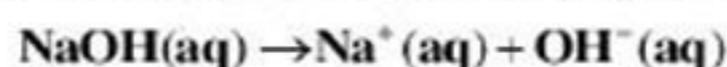
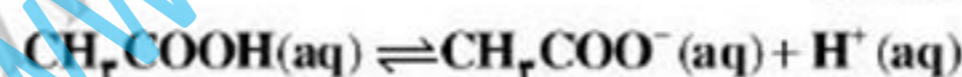
باز ضعیف و نمک آن (آمونیاک ( $\text{NH}_3$ ) و آمونیوم کلرید ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ))

### انواع بافر

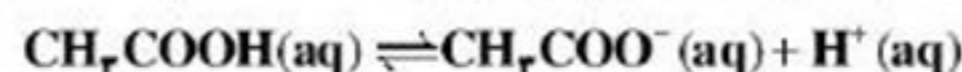
**بافر اسیدی:** محلول بافر اسیدی شامل مقادیر نسبتاً زیادی از یک اسید ضعیف ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) و باز مزدوج آن ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) است.



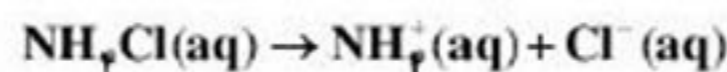
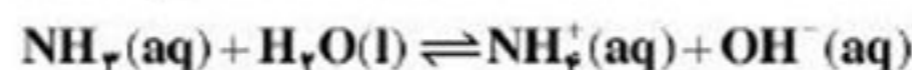
**اثر افزایش باز به بافر:** اگر به این محلول مقداری یون هیدروکسید اضافه شود، این یون‌ها توسط یون‌های  $\text{H}_3\text{O}^+$  جذب شده موجب کاهش یون  $\text{H}_3\text{O}^+$  در محلول خواهد شد. طبق اصل لوشاتلیه واکنش در جهت رفتن انجام شده و با کاهش غلظت  $\text{H}_3\text{O}^+$  مقابله کرده و از تغییر در  $\text{pH}$  محلول جلوگیری می‌کند.



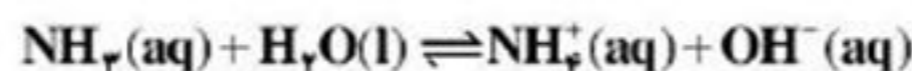
**اثر افزایش اسید به بافر:** اگر به این محلول مقداری یون هیدرونیوم اضافه شود، این یون‌ها توسط باز مزدوج قوی  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  جذب شده موجب مصرف یون  $\text{H}_3\text{O}^+$  در محلول خواهد شد. طبق اصل لوشاتلیه با افزایش غلظت  $\text{H}_3\text{O}^+$  تعادل در جهت مصرف آن یعنی در جهت برگشت انجام و با مصرف یون هیدرونیوم اثر افزایش غلظت آن جبران و از تغییر در  $\text{pH}$  محلول جلوگیری می‌کند.



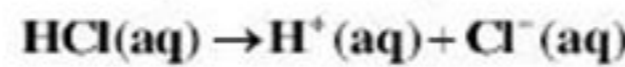
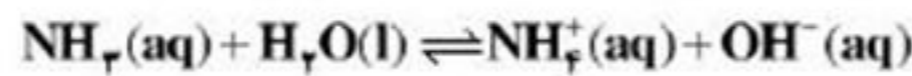
**بافر بازی:** محلول بافر بازی شامل مقادیر نسبتاً زیادی از یک باز ضعیف ( $\text{NH}_3$ ) و اسید مزدوج آن ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) است.



**اثر افزایش باز به بافر:** اگر به این محلول مقداری یون هیدروکسید اضافه شود، غلظت یون هیدروکسید در محلول افزایش می‌یابد بنابراین طبق اصل لوشاتلیه تعادل در جهت برگشت انجام شده و با افزایش غلظت یون هیدروکسید مقابله کرده و از تغییر در  $\text{pH}$  محلول جلوگیری می‌کند.



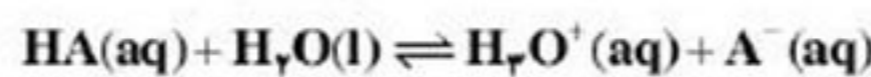
اثر افزایش اسید به بافر: اگر به این محلول مقداری یون هیدرونیوم اضافه شود، این یون ها با جذب یون هیدروکسید محلول موجب کاهش یون هیدروکسید خواهد شد و طبق اصل لوشاتلیه با کاهش غلظت یون هیدروکسید، تعادل در جهت تولید آن یعنی در جهت رفت انجام و با تولید یون هیدروکسید اثر کاهش غلظت آن جبران و از تغییر در pH محلول جلوگیری می کند.



بافر خون انسان: مقدار pH خون حدود ۷/۴ است و مصرف دارو، خوردن میوه ها، برخی مواد غذایی و نیز عوامل محیطی مانند فشار هوا می تواند میزان pH خون را تغییر دهد. ولی چون خون انسان به یک سامانه بافری مجهز است، pH آن تغییر چندانی نمی کند. بافر خون انسان شامل کربنیک اسید و سدیم هیدروژن کربنات است.



محاسبه محلول بافر یک اسید ضعیف و نمک آن (بافر اسیدی): با نوشتن رابطه ثابت تعادل برای واکنش تعادلی یونش یک اسید فرضی، گرفتن لگاریتم از طرفین و جابه جا کردن عبارت ها می توان به معادله محاسبه pH محلول بافر مورد نظر دست یافت:



اسید

باز مزدوج

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \Rightarrow \text{Log}K_a = \text{Log} \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \Rightarrow \text{Log}K_a = \text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] + \text{Log} \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

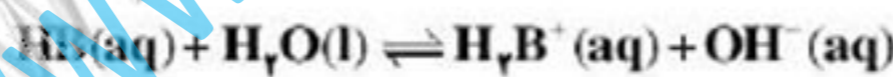
$$-\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{Log}K_a + \text{Log} \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \text{Log} \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

معادله هندرسن - هاسل باخ:

نکته: اگر غلظت اسید و باز مزدوج (غلظت اسید و نمک آن) در یک محلول بافر یکسان باشد، pH محلول با pKa آن برابر خواهد شد.

محاسبه محلول بافر یک باز ضعیف و نمک آن (بافر بازی): با نوشتن رابطه ثابت تعادل برای واکنش تعادلی یونش یک باز فرضی، گرفتن لگاریتم از طرفین و جابه جا کردن عبارت ها می توان به معادله محاسبه pOH محلول بافر مورد نظر دست یافت:



باز

اسید مزدوج

$$K_b = \frac{[\text{HB}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]} \Rightarrow \text{Log}K_b = \text{Log} \frac{[\text{HB}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]} \Rightarrow \text{Log}K_b = \text{Log}[\text{OH}^-] + \text{Log} \frac{[\text{HB}^+]}{[\text{B}]}$$

$$-\text{Log}[\text{OH}^-] = -\text{Log}K_b + \text{Log} \frac{[\text{HB}^+]}{[\text{B}]}$$

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \text{Log} \frac{[\text{HB}^+]}{[\text{B}]}$$

معادله هندرسن - هاسل باخ:

نکته: اگر غلظت باز و اسید مزدوج (غلظت باز و نمک آن) در یک محلول بافر یکسان باشد، pOH محلول با pKb آن برابر خواهد شد.

مثال: اگر یک محلول بافر شامل ۰/۱ مول بر لیتر پروپانویک اسید و ۰/۰۲ مول بر لیتر سدیم پروپانوات باشد، pH آن کدام است؟

س. ت. ۸۶

(pKa پروپانویک اسید برابر ۴/۸۷ است)

۵/۴۷ (د)

۵/۱۶ (ج)

۴/۸۶ (ب)

۴/۱۷ (الف)

مثال: اگر در یک محلول بافر با pH = ۵/۱۷ غلظت اسید ضعیف HA برابر ۰/۱۵ مول بر لیتر و غلظت نمک NaA برابر ۰/۳ مول بر لیتر باشد،

س. ت. خ. ۸۶

pKa کدام است؟

۵/۸۷ (د)

۵/۴۷ (ج)

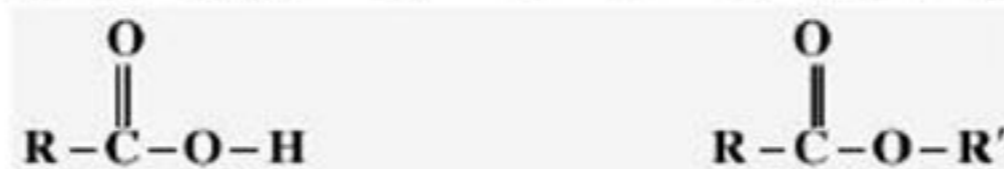
۴/۸۷ (ب)

۴/۴۷ (الف)



## استرها

اگر به جای اتم هیدروژن گروه کربوکسیل در کربوکسیلیک اسیدها، یک گروه آلکیل قرار گیرد، ترکیبی به نام استر به دست می آید. استرها از مشتق

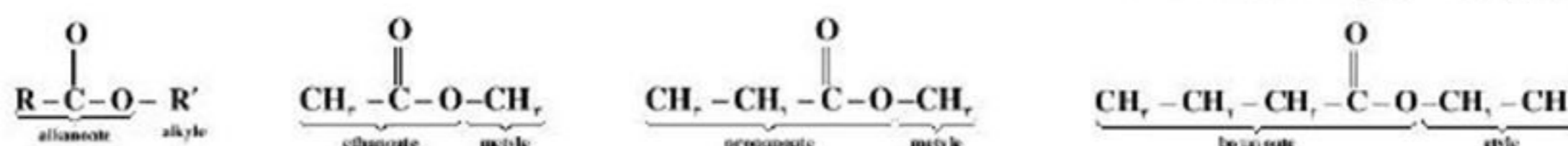


های کربوکسیلیک اسیدها هستند.

استرهای سبک بوی بسیار مطبوعی دارند. طعم و بوی سیوه ها و عطر گل ها اغلب به علت وجود استرها در ساختار آن هاست.

## نامگذاری استرها

برای نامگذاری استرها به روش آیوپاک، ابتدا نام آلکیل متصل به اکسیژن و سپس نام بنیان اسید را با پسوند «وآت» می آوریم. به عبارت دیگر نام استرها بر وزن آلکیل آلکانوآت است.



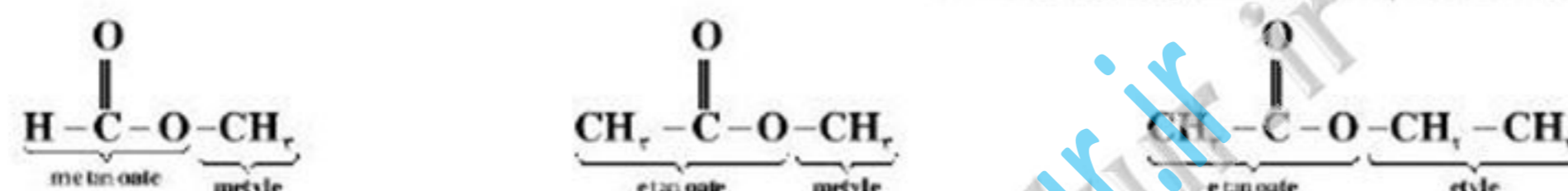
آلکیل آلکانوآت

متیل اتانوآت

متیل پروپانوآت

اتیل بوتانوآت

نکته: برخی از استرها دارای نام معمولی (داخل پرانتز) نیز هستند:



متیل متانوآت (متیل فرمات)

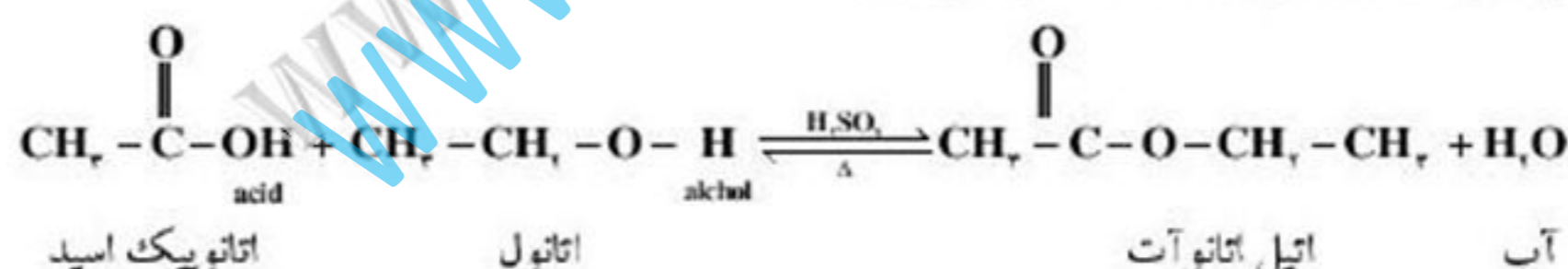
متیل اتانوآت (متیل استات)

اتیل اتانوآت (اتیل استات)

**طرز تهیه استرها (واکنش استری شدن):** استرها از واکنش کربوکسیلیک اسیدها و الکل ها طی یک واکنش تعادلی و در حضور سولفوریک اسید به عنوان کاتالیزگر به دست می آیند. این واکنش را استری شدن می گویند.



مثال: چگونگی تهیه اتیل اتانوآت را از اتانویک اسید و اتانول بنویسید.

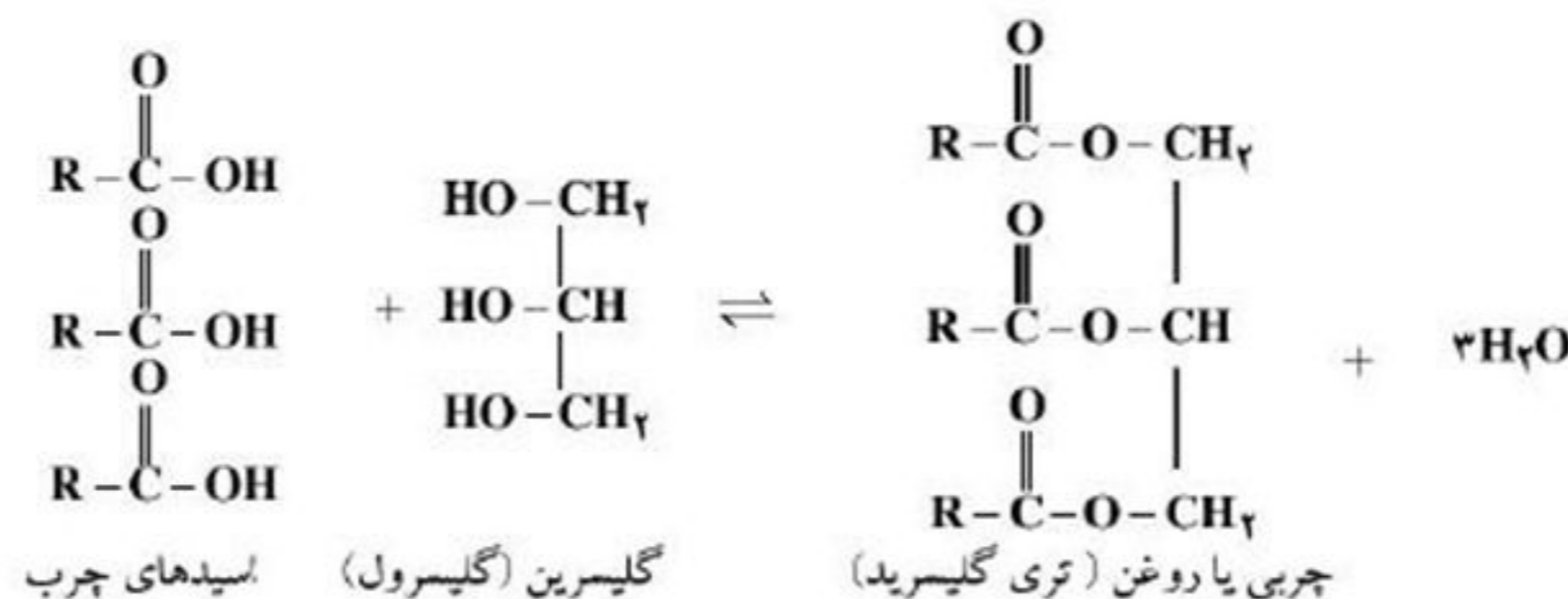


نکته: طبق اصل لوشاتلیه افزودن یک ماده آبیگیر به واکنش استری شدن موجب جابه جایی تعادل در جهت رفت و افزایش غلظت استر خواهد شد.

نکته: از آنجا که واکنش استری شدن با تغییرات زیادی در انرژی همراه نیست، افزایش دما تأثیری بر ثابت تعادل و جابه جایی تعادل ندارد تنها می تواند موجب افزایش سرعت واکنش شود.

## چربی ها و روغن ها (تری گلیسریدها) استرهای طبیعی هستند

اگر در واکنش استری شدن، اسید به کار رفته، یک اسید چرب و الکل به کار رفته، گلیسرول (گلیسرین) باشد، استر به دست آمده را چربی یا روغن می نامند.

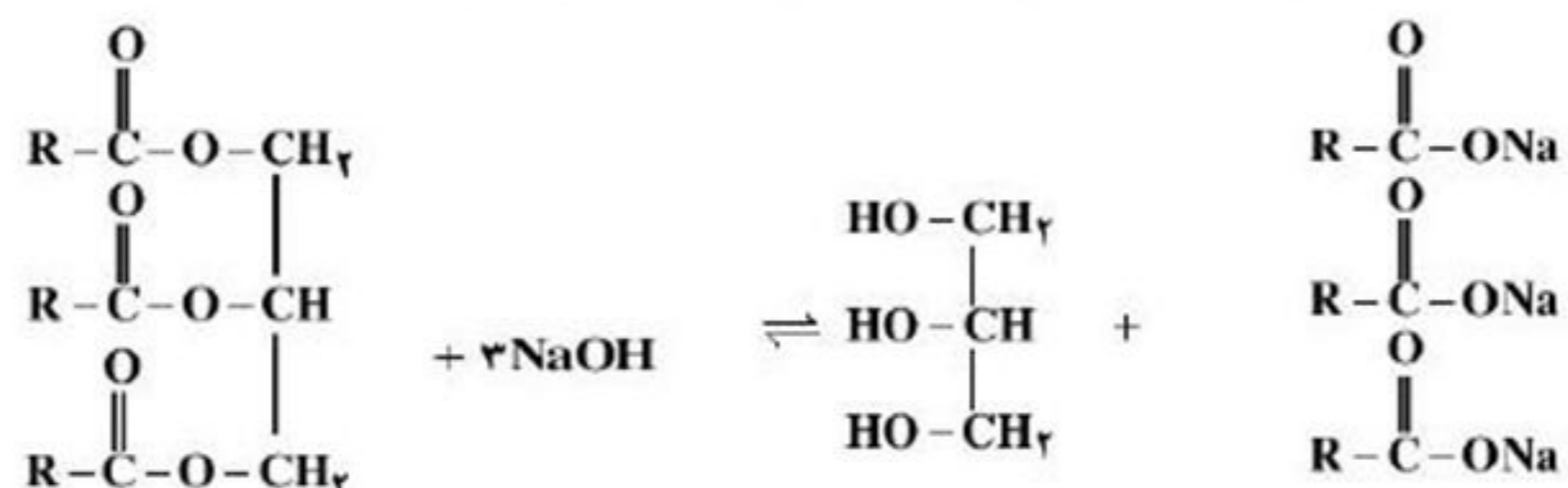




نکته: صابون، نمک فلزی اسیدهای چرب است. به عبارت دیگر از آبکافت استر اسیدهای چرب صابون به وجود می آید.

الکل + نمک سدیم اسید چرب (صابون)  $\rightarrow$   $\text{NaOH}$  + استر اسیدهای چرب (چربی یا روغن)

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

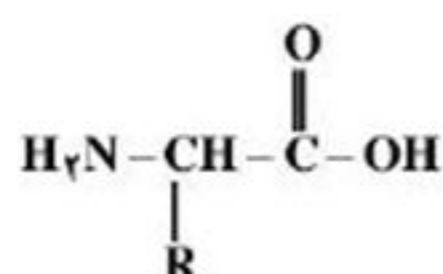


نمک سدیم اسیدهای چرب (صابون)    گلیسرین (گلیسرول)    سود    چربی یا روغن (تری گلیسرید)

### آمینواسیدها

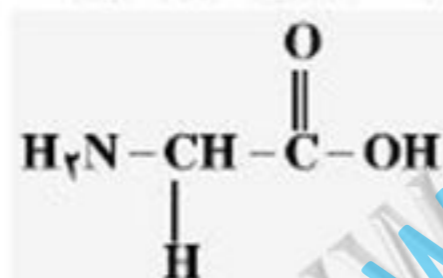
آمینواسیدها ترکیب‌هایی هستند که هم دارای گروه عاملی آمین ( $-\text{NH}_2$ ) و هم دارای گروه عاملی کربوکسیل ( $-\text{COOH}$ ) هستند. از آن جا که هم با اسیدها و هم با بازها واکنش می دهند آن‌ها را آمفوتر هم می گویند.

نکته: در همه آمینواسیدهای طبیعی گروه آمین روی کربن حامل گروه کربوکسیل (کربن آلفا) قرار دارد. آلفا-آمینواسید نامی است که به این آمینواسیدها داده شد.



فرمول عمومی آلفا-آمینواسیدها

نکته: اگر در ساختار آلفا-آمینواسیدها به جای گروه R یک اتم هیدروژن (H) جایگزین شود، گلیسین (آمینواتانویک اسید) به دست می آید.



گلیسین (آمینواتانویک اسید)

نکته: این ترکیب‌ها در زیست شیمی (بیوشیمی) در واحدهای سازنده پلیمرهای طبیعی بنام پروتئین‌ها اهمیت دارند.

نکته: گروه‌های آمین و کربوکسیل پیوند هیدروژنی دارند بنابراین نقطه ذوب و جوش بالا دارند و در حلال‌های قطبی حل می شوند.