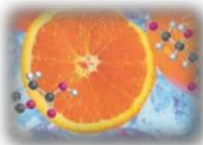


ویژگی‌های عمومی اسیدها



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 الکتریسته می‌باشند. محلول اسیدهای قوی در آب رسانای خوب و محلول اسیدهای ضعیف، رسانای ضعیف جریان الکتریسته 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 الکتریسته می‌باشند. محلول بازهای قوی در آب رسانای خوب و محلول بازهای ضعیف، رسانای ضعیف جریان الکتریسته می‌باشند.
 ۶. لمس کردن بازها احساس لیزی صابون ماندی 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_2SO_4 , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_2PO_4 , ...

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:

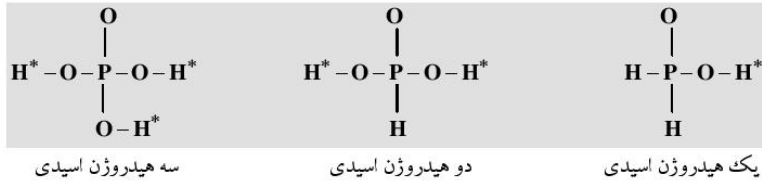


مثال: کدام یک از مواد زیر می‌تواند با فلز سدیم واکنش دهد؟



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.



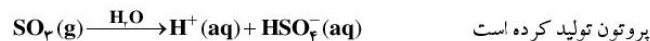
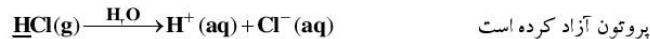
مدل آرنیوس



سوانت آرنیوس
(۱۸۵۹-۱۹۲۷)

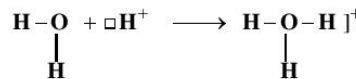
سوانت آرنیوس شیمیدان سوئدی طی پژوهش‌هایی که در دهه ۱۸۹۰ میلادی روی رسانایی الکتریکی و برکافت ترکیب‌های محلول در آب انجام داد، به مدلی برای اسیدها و بازها دست یافت.

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

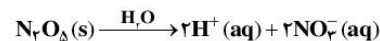


نکته: به فرایند فوق که طی آن یک ترکیب خنثی به یون‌هایی با بار مخالف تبدیل می‌شود، یونش می‌گویند.

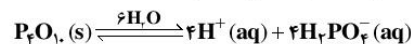
نکته: از آن‌جا که به دلیل کوچک بودن شعاع یون هیدروژن، چگالی بار الکتریکی آن بسیار زیاد است، به حالت محلول در آب به شدت آب‌پوشیده می‌شود و می‌تواند یون‌هایی با فرمول مولکولی H_3O^+ , H_5O_2^+ , H_7O_3^+ , H_9O_4^+ وجود آورد. اما برای نمایش یون هیدروژن آب‌پوشیده، آن را به صورت H_3O^+ نشان می‌دهند و آن 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: N_2O_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 N_2O_5 در آب کدام ماده زیر حاصل نمی‌شود؟



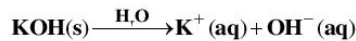
پاسخ: گزینه (د)

نکته: گازهای CO , NO , N_2O اگر چه اکسیدهای نافلز 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

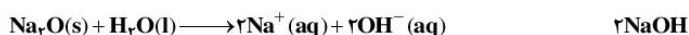


یون هیدروکسید تولید کرده است

بازهای آرنیوس را می‌توان در چهار گروه زیر طبقه بندی کرد:

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

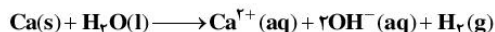
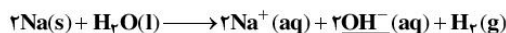
اکسید فلزها: باز آرنیوس و اکسید بازی هستند. اگر چه این ترکیب‌ها در ساختار خود یون هیدروکسید ندارند ولی با حل شدن در آب یون هیدروکسید تولید می‌کنند.



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

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 می‌روند که عبارتند از فلزهای گروه قلیایی و قلیایی خاکی به جز برلیوم و منیزیم.



گاز آمونیاک: باز آرنیوس به شمار می‌آید زیرا ضمن حل شدن در آب، مقداری یون هیدروکسید تولید می‌کند.



مثال: گونه‌های زیر به جز باز آرنیوس به شمار می‌آیند.

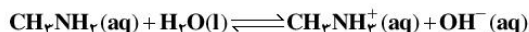
K_2O (د)	N_2O_5 (ج)	KOH (ب)	Na_2O (الف)
حل: گزینه (ب)			

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

C_2H_5OH (د)	NH_3 (ج)	Na_2O (ب)	Na (الف)
----------------	------------	-------------	------------

حل: گزینه (د) زیرا اتانول بصورت مولکولی حل می‌شود. لذا یون هیدروکسید تولید نمی‌کند.

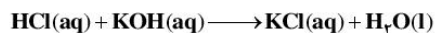
نکته: حل شدن آمین‌ها در آب مثل حل شدن آمونیاک در آب است. به عبارت دیگر آمین‌ها باز آرنیوس هستند.



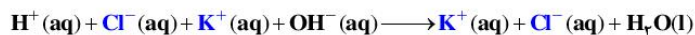
نکته: علت انحلال آمونیاک در آب تشکیل پیوندهای هیدروژنی با مولکول‌های آب است. از آنجا که انحلال آمونیاک در آب بیشتر بصورت مولکولی است، بهتر است محلول آمونیاک در آب را به جای NH_4OH به صورت $NH_3(aq)$ نشان دهیم.

نشان دادن واکنش خنثی شدن بر حسب یون‌های شرکت کننده

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



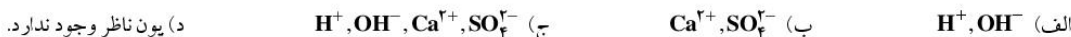
این واکنش را می‌توان بر حسب یون‌های شرکت کننده به صورت زیر نشان داد:



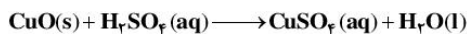
یون ناظر یا تماشاچی: در واکنش فوق به یون‌های $K^+(aq), Cl^-(aq)$ که در واکنش شرکت نکرده‌اند، یون ناظر یا تماشاچی گویند.
مثال: در واکنش هیدروکلریک اسید و سدیم هیدروکسید، یون‌های ناظر کدامند؟



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



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



نارسانی‌های مدل آرنیوس

۱. در حالت محلول تنها زمانی که حلال آب باشد، کاربرد دارد.

۲. نقش آب را تعیین نمی‌کند که اسید یا باز است.

۳. تعداد مواد اسیدی و بازی محدود و اندک است.

مدل لوری - برونستد

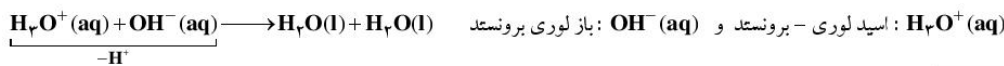
در سال ۱۹۲۳ یوهانس برونستد شیمیدان دانمارکی و توماس لوری شیمیدان انگلیسی به‌طور مستقل تعریف تازه و فراگیری از اسید و باز ارائه کردند:

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.



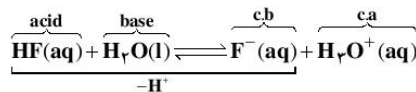
خود یونش: واکنشی است که در آن یک ماده با ذره مشابه خود، پروتون مبادله کند:



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

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

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



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

I		II	
۱	NH_4^+	a	OH^-
۲	NO_3^+	b	H_2O
۳	H_3O^+	c	NH_3
۴	H^+	d	NO_2^-

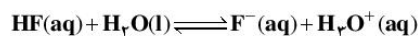
از نظر اسید-باز مزدوج یکدیگرند؟

الف) ۱ و d و ۲ و c

ب) ۲ و c و ۳ و b

ج) ۳ و b زیرا H_2O و H_3O^+ اسید و باز مزدوج هستند.

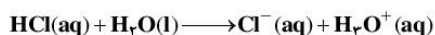
نکته: اگر یک واکنش اسید-باز برگشت پذیر باشد، در جهت برگشت نیز واکنش اسید-باز لوری برونستد خواهد بود.



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

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

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

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

الف) H_3O^+ اسید مزدوج H_2O است.

ب) NO_3^- باز مزدوج H_3O^+ است.

ج) H_2O نقش اسید برونستد را دارد.

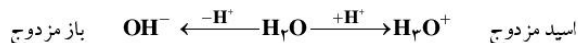
د) NO_3^- نقش باز برونستد را دارد.

حل: گزینه (الف)

کد.س.ر.۸۸: اسید و باز مزدوج یون HPO_4^{2-} به ترتیب از راست به چپ کدام است؟

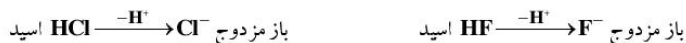
الف) H_3PO_4 , PO_4^{3-} (ب) H_2PO_4^- , PO_4^{3-} (ج) H_2PO_4^- , H_3PO_4 (د) H_3PO_4 , H_2PO_4^-

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.



اسید مزدوج باز مزدوج

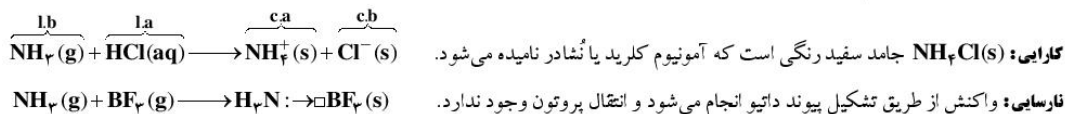
نکته: هر چه اسید یا باز قوی‌تر باشد، باز یا اسید مزدوج آن ضعیف‌تر خواهد بود.



$\text{Cl}^- < \text{F}^-$ قدرت بازی $\Rightarrow \text{HCl} > \text{HF}$ قدرت اسیدی

فارسایی‌های 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.



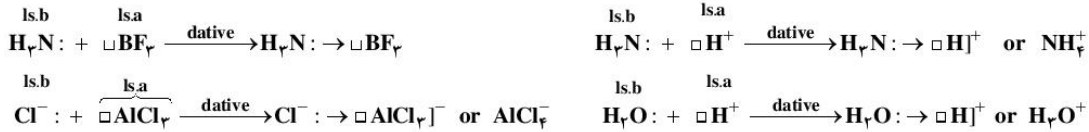
مدل لوئیس

گیلبرت نیوتن 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.

نکته: باز لوئیس دهنده و اسید لوئیس پذیرنده جفت الکترون ناپیوندی است. $Ls.a = \text{Lueis acid}$ و $Ls.b = \text{Lueis base}$

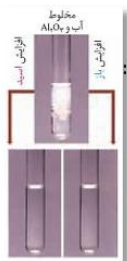


مثال: کدام یک از گونه‌های زیر اسید لوئیس نمی‌باشد؟

الف) BF_3 (ب) H^+ (ج) AlCl_3 (د) Cl^-

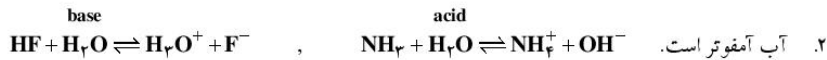
حل: گزینه (د) زیرا گزینه‌های دیگر دارای اوربیتال خالی بوده اسید لوئیس و گزینه آخر دارای جفت الکترون ناپیوندی و باز لوئیس است.

ترکیب‌های آمفوتر



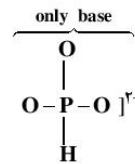
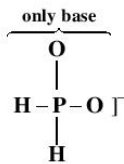
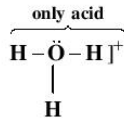
آمفوتر: ماده‌ای است که در برابر اسیدها خاصیت بازی و در برابر بازها خاصیت اسیدی از خود نشان می‌دهد. مواد آمفوتر عبارتند از:

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



۳. اغلب آنیون‌های دارای هیدروژن که حاصل یونش اسیدهای چندپروتون دار هستند. HS^- , HPO_4^{2-} , HSO_4^- , ...

نکته: یون هیدرونیوم فقط اسید لوری - برونستد، هیدروژن فسفیت (HPO_3^{2-}) و دی هیدروژن هیوفسفیت (H_2PO_4^-) فقط خاصیت بازی دارند.



ساده آ. ۸۱: کدام یک از اکسیدهای زیر آمفوترند؟

الف) MgO (ب) ZnO (ج) K_2O (د) Fe_2O_3

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

ساده آ. ۶۶: 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، OH^- با کدام یک از مواد زیر واکنش می‌دهد؟

الف) Na_2SO_4 (ب) CH_3NH_2 (ج) Al_2O_3 (د) Fe

حل: گزینه (ج)

ساده آ. ۸۲: طبق مدل لوری - برونستد، کدام ذره در واکنش‌های شیمیایی به عنوان آمفوتر عمل می‌کند؟

الف) HSO_4^- (ب) H_2S (ج) S^{2-} (د) PO_4^{3-}

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

ساده آ. ۷۸: کدام یک از مواد زیر فقط باز برونستد است؟

الف) HPO_4^{2-} (ب) H_2PO_4^- (ج) HSO_4^- (د) HS^-

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



المیاد ۷۴: کدام یون در حلال آب به عنوان آمفوتر عمل نمی کند؟



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

قدرت اسیدها و بازها

درجه یونش یا درجه تفکیک یونی (α)

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

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

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

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

مثال: در محلول یک مولار 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؟

$$\alpha = \frac{24}{1000} = 0.024 \quad \alpha\% = 0.024 \times 100 = 2.4\% \quad \text{حل:}$$

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

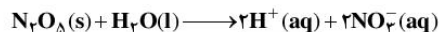
(الف) ۰/۰۱ (ب) ۰/۰۲ (ج) ۰/۸۸ (د) ۰/۹۸

$$\alpha = \frac{0.002}{0.1000} = 0.02 \quad \Rightarrow \quad 0.002 = 0.1000 - 0.098 = 0.002 \quad \text{حل: گزینه (ب)}$$

مثال: از واکنش هر مول N_2O_5 با آب، به شرطی که درجه تفکیک یونی ماده حاصل ۰/۹ باشد، چند مول یون هیدرونیوم خواهیم داشت؟

(الف) ۴ (ب) ۱/۸ (ج) ۰/۴۸ (د) ۳/۶

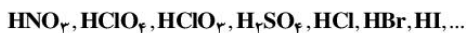
حل: گزینه (ب) تعداد مولهای یون هیدرونیوم برابر تعداد مولهای تولید شده ضرب در درجه یونش خواهد بود: $0.9 \times 2 = 1.8$



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

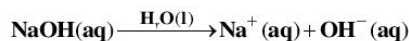
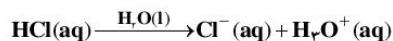
اسیدها و بازهای قوی در اثر حل شدن در آب، تقریباً به طور کامل یونش می یابند. در معادله تفکیک یا یونش آن ها معمولاً از نماد (\rightarrow) استفاده می شود که بیانگر کامل بودن واکنش است.



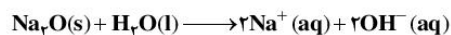
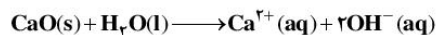
اسیدهای قوی عبارتند از:



بازهای قوی عبارتند از:



نکته: اکسید فلزهای گروه ۱ و ۲ (به جز بریلم 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

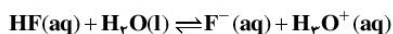
نکته: قدرت بازی هیدروکسیدهای گروه اول از گروه دوم بیشتر است:



نکته: میزان انحلال پذیری 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 انحلال پذیری 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 با غلظت مولی رابطه وارونه دارد. در حالی که در اسیدها و بازهای قوی، درجه یونش مستقل از غلظت است.

ثابت یونش اسیدها (Ka)



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

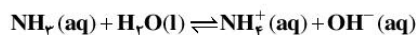
حل: قدرت اسیدی HA' بیشتر است زیرا ثابت یونش اسیدی آن بیشتر است.

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:

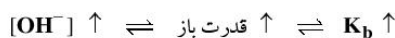


به K_b ثابت یونش آمونیاک گویند.

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

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°C برابر $5.62 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ است. مقدار pK_a اسید را حساب کنید.

$$pK_a = -\text{Log } K_a = -\text{Log}(5.62 \times 10^{-4}) = 3.25$$

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 HPO_4^{2-} , HF , 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°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 (α)

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

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

K : ثابت یونش α : درجه یونش M : غلظت مولی

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 α بسیار کوچک بوده و عبارت $1 - \alpha \approx 1$ خواهد بود. بنابراین برای اسیدها و بازهای خیلی ضعیف

رابطه به شکل مقابل خواهد بود: $K = M \cdot \alpha^2$

مثال: محلول 0.25 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) 1.35×10^{-3} ب) 3.4×10^{-3} ج) 2.25×10^{-4} د) 6.3×10^{-4}

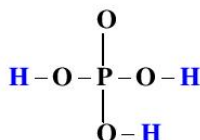
حل: گزینه (ج) $\% \alpha = \alpha \times 100 \Rightarrow 3 = \alpha \times 100 \Rightarrow \alpha = 0.03 \Rightarrow K_a = M \cdot \alpha^2 = 0.25 \times (0.03)^2 = 2.25 \times 10^{-4}$

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

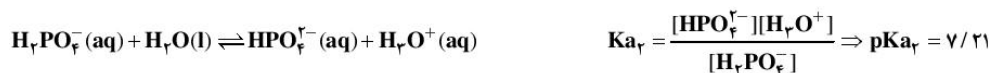
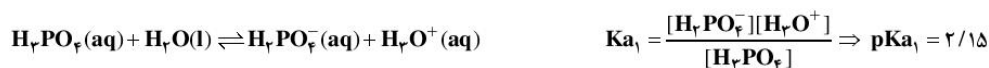
اسید چند پروتون دار: اسیدی است که از حل شدن در آب دو یا چند پروتون به مولکول آب می‌دهد. مانند: $\text{H}_2\text{PO}_4, \text{H}_2\text{SO}_4, \dots$

نکته: در اسیدهای چند پروتون دار، از دست دادن هر پروتون طی یک مرحله تعادلی 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:

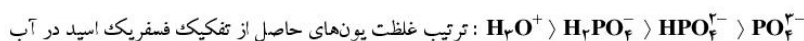


$$K_{a1} > K_{a2} > K_{a3} \Rightarrow pK_{a1} < pK_{a2} < pK_{a3}$$

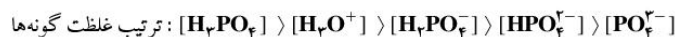
نکته: جدا شدن H^+ از مولکول خنثای H_2PO_4 راحت‌تر است و هر چه بار منفی یون بیشتر شود، جدا کردن پروتون از آن مشکل‌تر شده، تفکیک یونی پیشرفت کمتری خواهد داشت. پس بتدریج K_a کوچک‌تر و pK_a بزرگ‌تر خواهد بود.

$\text{H}_2\text{PO}_4, \text{H}_3\text{O}^+$: 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)

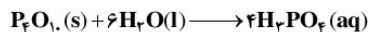
نکته: در محلول اسیدهای چند پروتون دار، غلظت H_3O^+ از همه یون‌ها بیشتر است. زیرا در همه مراحل تولید می‌شود و هر چه بار منفی یون بیشتر باشد، احتمال تولید آن و غلظت آن کمتر خواهد بود.



نکته: از آن‌جا که فسفریک اسید، یک اسید ضعیف است بیشتر به صورت مولکول‌های تفکیک نشده باقی می‌ماند بنابراین غلظت H_3PO_4 از همه گونه‌ها بیشتر است.



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



روش تهیه فسفریک اسید خوراکی:

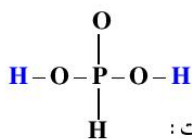
نکته: در اسیدهای چند پروتون دار ضعیف (همه اسیدهای چند پروتون دار به جز سولفوریک اسید که یک اسید قوی است) غلظت اسید یونیده نشده از غلظت همه گونه‌ها بیشتر است.

مثال: غلظت کدام یون در محلول آبی H_3PO_4 بیشتر است؟

- الف) PO_4^{3-} ب) HPO_4^{2-} ج) $H_2PO_4^-$ د) H_3O^+
حل: گزینه (د)

کد آزمون ۷۸۰۸۶: در محلول آبی H_2S غلظت کدام یون به ترتیب بیشتر از همه و کدام یک کمتر از همه است؟

- الف) H^+ , HS^- ب) H^+ , S^{2-} ج) S^{2-} , HS^- د) S^{2-} , H^+
حل: گزینه (د)

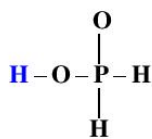


مراحل تفکیک یونی فسفرو اسید

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

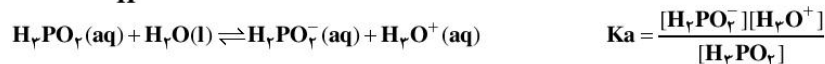


$K_{a1} > K_{a2} \Rightarrow pK_{a1} < pK_{a2}$

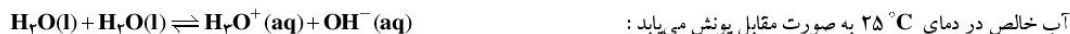


مراحل تفکیک یونی هیپوفسفر و اسید

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



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:

$K = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O][H_2O]} \Rightarrow K[H_2O]^2 = [H_3O^+][OH^-] \Rightarrow K_w = [H_3O^+][OH^-]$

نکته: اندازه گیری های تجربی نشان می دهد که در دمای 25°C غلظت یون های هیدرونیوم و هیدروکسید بسیار کم و برابر $10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ است.

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = (10^{-7})(10^{-7}) = 10^{-14} \Rightarrow K_w = 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$$

از آن جا که این عدد مقدار بسیار کوچکی است پس بهتر است تابع p آن را به دست آوریم:

$$\text{p}K_w = -\text{Log}K_w = -\text{Log}10^{-14} = -(-14)\text{Log}10 = 14 \times 1 = 14 \Rightarrow \text{p}K_w = 14$$

نخستین بار سورن سن دانشمند دانمارکی در سال ۱۹۰۹ میلادی مقیاسی به نام pH بنا نهاد که در واقع منفی لگاریتم $[\text{H}_3\text{O}^+]$ است:

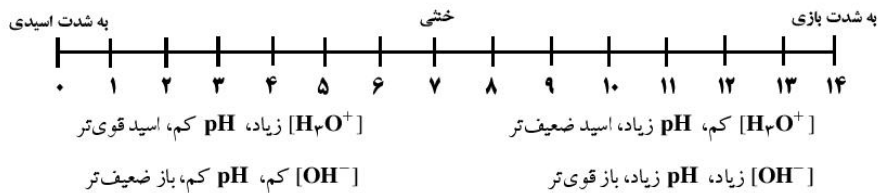
$$\text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+]$$

در دمای 25°C مقدار pH آب برابر ۷ است:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{Log}10^{-7} = -(-7)\text{Log}10 = 7 \times 1 = 7 \Rightarrow \text{pH} = 7$$

نکته: هر چه محلول اسیدی تر باشد، غلظت $[\text{H}_3\text{O}^+]$ بیشتر و مقدار عددی pH کوچک تر خواهد بود و بر عکس.

نکته: در هر دمایی دامنه تغییرات pH بین صفر و $\text{p}K_w$ است. از این رو در دمای 25°C که $\text{p}K_w = 14$ است، دامنه تغییرات pH بین صفر و ۱۴ خواهد بود.



نکته: در مورد $[\text{OH}^-]$ نیز منفی لگاریتم pOH را $[\text{OH}^-]$ می گویند. که در دمای 25°C :

$$\text{pOH} = -\text{Log}[\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pOH} = -\text{Log}10^{-7} \Rightarrow \text{pOH} = 7$$

نکته: رابطه بین $[\text{H}_3\text{O}^+]$ و pH :

رابطه بین $[\text{OH}^-]$ و pOH :

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

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

نکته: رابطه بین pH ، pOH و $\text{p}K_w$:

$$-\text{Log}K_w = (-\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+]) + (-\text{Log}[\text{OH}^-]) \Rightarrow \text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH}$$

در دمای 25°C : $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

مثال: در محلولی با $\text{pH} = 9$ غلظت یون $[\text{OH}^-]$ کدام است؟

الف) 10^{-5} (ب) 10^{-4} (ج) 10^{-14} (د) 10^{-13}

حل: گزینه (ب) $[\text{OH}^-] = 10^{-4}$ $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10} = 10^{-14 + 4} \Rightarrow \text{pH} = 10$

مثال: pH محلولی برابر ۹ می باشد. غلظت یون $[\text{OH}^-]$ کدام است؟

الف) 10^{-9} (ب) 10^{-5} (ج) 10^{-4} (د) 10^{-2}

حل: گزینه (ب) $[\text{OH}^-] = 10^{-5}$ $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-9} = 10^{-14 + 5} \Rightarrow \text{pH} = 9$

مثال: pH محلولی از HCl برابر ۵ باشد، غلظت مولی $[\text{H}_3\text{O}^+]$ چند برابر غلظت $[\text{OH}^-]$ است؟

الف) 10^3 (ب) 10^4 (ج) 10^{-3} (د) 10^{-4}

حل: گزینه (ب) $\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-5}}{10^{-9}} = 10^4$ $\Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-9}$ $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5} = 10^{-14 + 9} \Rightarrow \text{pH} = 9$

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) 4×10^{-2} ب) 2×10^{-3} ج) 2×10^{-2} د) 4×10^{-3}

حل: گزینه (ج)

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

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

اثر دما بر pH آب

واکنش خود-یونش آب فرایندی گرماگیر است $(\Delta H > 0)$:

$$\text{H}_2\text{O(l)} + \text{H}_2\text{O(l)} + q \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$$

افزایش دما: افزایش دما طبق اصل لوشاتلیه موجب جابه‌جایی تعادل در جهت رفت شده، غلظت H_3O^+ , OH^- , Kw افزایش و در نتیجه مقدار pH , pOH , pKw کاهش می‌یابد.

مثال: فرض کنید با افزایش دما غلظت H_3O^+ , OH^- هر کدام به 10^{-6} افزایش یابد:

$$\text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{Log}10^{-6} = 6$$

$$\text{pOH} = -\text{Log}[\text{OH}^-] = -\text{Log}10^{-6} = 6$$

$$\text{pKw} = \text{pH} + \text{pOH} = 6 + 6 = 12$$

با افزایش دما pH آب کم شده اما آب دارای خاصیت اسیدی نشده است زیرا غلظت H_3O^+ , 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 H_3O^+ , OH^- , Kw کاهش و در نتیجه مقدار pH , pOH , pKw افزایش می‌یابد.

مثال: فرض کنید با کاهش دما غلظت H_3O^+ , OH^- هر کدام به 10^{-8} افزایش یابد:

$$\text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{Log}10^{-8} = 8$$

$$\text{pOH} = -\text{Log}[\text{OH}^-] = -\text{Log}10^{-8} = 8$$

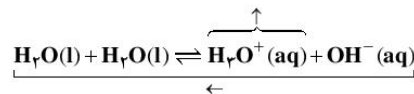
$$\text{pKw} = \text{pH} + \text{pOH} = 8 + 8 = 16$$

با کاهش دما pH آب زیاد شده اما آب دارای خاصیت بازی نشده است زیرا غلظت H_3O^+ , 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 (H_3O^+ , OH^-) تأثیری در مقدار Kw ندارد. زیرا با افزایش اسید قوی، غلظت H_3O^+ افزایش می‌یابد. با افزایش غلظت H_3O^+ طبق اصل لوشاتلیه تعادل در جهت برگشت انجام و غلظت OH^- به همان میزان کاهش می‌یابد. پس حاصل ضرب غلظت H_3O^+ در OH^- همواره ثابت باقی می‌ماند.



روش‌های اندازه‌گیری pH آب

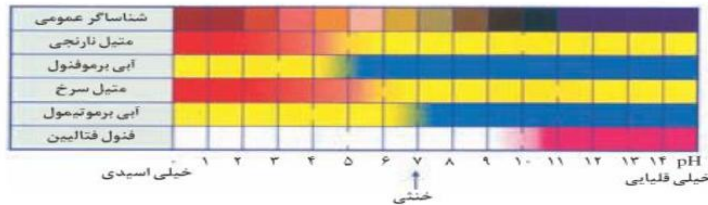


برای اندازه‌گیری pH محلول‌ها دو روش وجود دارد:

۱. pH سنجه‌های دیجیتال
۲. شناساگرها یا اندیکاتورها

pH سنجه‌های دیجیتال: روش بسیار دقیقی برای اندازه‌گیری غلظت یون هیدرونیوم یک محلول است. این pH سنجه‌ها با تقویت ولتاژ کوچکی که با وارد کردن الکتروود 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 باشد. این ترکیب‌ها را شناساگر اسید - باز گویند و به کمک آن‌ها pH تقریبی محلول‌ها قابل اندازه‌گیری است.



نکته: لیتموس، فنول 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
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = \text{M.n.}\alpha$	$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = \text{M.n.}\alpha$
$\text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+]$	$\text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+]$
$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$	$\text{pH} + \text{pOH} = 14$
	$T = 25^\circ\text{C}$

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:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{M.n.}\alpha \xrightarrow{n=1, \alpha=1} [\text{H}_3\text{O}^+] = \text{M} \Rightarrow \text{pH} = -\text{LogM}$$

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{M.n.}\alpha \xrightarrow{n=1, \alpha=1} [\text{H}_3\text{O}^+] = 6 \times 10^{-2} \Rightarrow \text{pH} = -\text{Log}(6 \times 10^{-2}) \Rightarrow \text{pH} = 1/22$$

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{M.n.}\alpha \xrightarrow{n=2, \alpha=1} [\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \times 0/1 \Rightarrow \text{pH} = -\text{Log}(0/2) \Rightarrow \text{pH} = 0/69$$

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{M.n.}\alpha \xrightarrow{n=1, \alpha=1} [\text{H}_3\text{O}^+] = 0/5 \Rightarrow \text{pH} = -\text{Log}(0/5) \Rightarrow \text{pH} = 0/3$$

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

$$\text{جرم اسید} \xrightarrow{\div \text{M(g/mol)}} \text{مول اسید} \xrightarrow{\div \text{V(L)}} \text{مولاریته} = [\text{H}_3\text{O}^+] \xrightarrow{-\text{Log}} \text{pH}$$

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

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

$$\text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{Log}(0/397) \Rightarrow \text{pH} = 1/4$$

مثال: pH محلول حاصل از حل کردن ۳/۶۵ گرم هیدروژن کلرید در ۵۰۰ میلی‌لیتر آب حدوداً چقدر است؟

$$\text{حل: } ? \text{ mol HCl} = 3.65 \text{ g HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.5 \text{ g HCl}} = 0.1 \text{ mol HCl} \Rightarrow [\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0.1 \text{ mol}}{0.5 \text{ L HCl}} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{Log}(0.2) \Rightarrow \text{pH} = 0.69$$

مثال: مثال: pH محلول حاصل از حل کردن ۱/۲۸ گرم هیدروژن یدید در ۲۵۰ میلی‌لیتر آب حدوداً چقدر است؟

$$\text{حل: } ? \text{ mol HI} = 1.28 \text{ g HI} \times \frac{1 \text{ mol HI}}{128 \text{ g HI}} = 0.1 \text{ mol HI} \Rightarrow [\text{HI}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0.1 \text{ mol}}{0.25 \text{ L HCl}} = 0.4 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{Log}(0.4) \Rightarrow \text{pH} = 0.397$$

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 می‌کنند:

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

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

مثال: pH محلول ۷/۳ g.L⁻¹ هیدروکلریک اسید را محاسبه کنید؟

$$\text{حل: } ? \text{ mol.L}^{-1} = 7.3 \text{ g.L}^{-1} \text{ HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.5 \text{ g HCl}} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = -\text{Log} 0.2 \Rightarrow \text{pH} = 0.69$$

مثال: pH محلول ۲/۵۶ g.L⁻¹ هیدرویدریک اسید را محاسبه کنید؟

$$\text{حل: } [\text{H}_3\text{O}^+] = 2.56 \text{ g.L}^{-1} \text{ HI} \times \frac{1 \text{ mol HI}}{128 \text{ g HI}} = 0.02 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = -\text{Log} 0.02 \Rightarrow \text{pH} = 1.69$$

محاسبه pH بازهای قوی

از آن‌جا که بازهای قوی به طور کامل تفکیک می‌شوند، لذا غلظت $[\text{H}_3\text{O}^+]$ حاصل از تفکیک با غلظت باز برابر است:

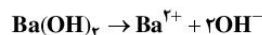
$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = \text{M.n.}\alpha \xrightarrow{\alpha=1,2,3,\dots,n} [\text{OH}^-] = M \Rightarrow \text{pOH} = -\text{Log}[\text{OH}^-], \text{ pH} = 14 - \text{pOH}$$

مثال: pH محلول ۰/۲ mol.L⁻¹ پتاسیم هیدروکسید را محاسبه کنید؟

$$\text{حل: } [\text{OH}^-] = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{pOH} = -\text{Log}[\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pOH} = -\text{Log} 0.2 = 0.69, \text{ pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0.69 = 13.31$$

مثال: pH محلول ۰/۵ mol.L⁻¹ سدیم هیدروکسید را محاسبه کنید؟

$$\text{حل: } [\text{OH}^-] = 0.5 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{pOH} = -\text{Log}[\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pOH} = -\text{Log} 0.5 = 0.3, \text{ pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0.3 = 13.7$$



مثال: pH محلول ۰/۵ mol.L⁻¹ باریم هیدروکسید را محاسبه کنید؟

$$\text{حل: } [\text{OH}^-] = \text{M.n.}\alpha = 0.5 \times 2 \times 1 = 1 \Rightarrow \text{pOH} = -\text{Log}[\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pOH} = -\text{Log} 1 = 0, \text{ pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0 = 14$$

مثال: pH محلول ۰/۴ g.L⁻¹ سدیم هیدروکسید را محاسبه کنید؟

$$\text{حل: } [\text{OH}^-] = 0.4 \text{ g.L}^{-1} \text{ NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0.01 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{pOH} = -\text{Log} 0.01 \Rightarrow \text{pOH} = 2 \Rightarrow \text{pH} = 12$$

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

$$\text{حل: } ? \text{ mol NaOH} = 8 \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \text{ NaOH} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{0.2 \text{ mol NaOH}}{0.5 \text{ L NaOH}} = 0.4$$

$$\text{pOH} = -\text{Log} 0.4 \Rightarrow \text{pOH} = 0.39 \Rightarrow \text{pH} = 13.61$$

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

$$\text{حل: } ? \text{ mol KOH} = 11.2 \text{ g KOH} \times \frac{1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g KOH}} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \text{ KOH} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{0.2 \text{ mol KOH}}{0.25 \text{ L KOH}} = 0.8$$

$$\text{pOH} = -\text{Log} 0.8 \Rightarrow \text{pOH} = 0.09 \Rightarrow \text{pH} = 13.91$$

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

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

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

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

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

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

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

الف) 10^2 (ب) 10^3 (ج) 10^4 (د) 10^5

حل: گزینه (ج) $\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{KOH}}} = \frac{10^{-7}}{10^{-11}} = 10^4$ $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-7}$ ، $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{KOH}} = 10^{-11}$ ، $[\text{OH}^-] = 10^{-3} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{KOH}} = 10^{-11}$

مس. ۷۴: در 100 میلی لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 2$ چند مول HCl وجود دارد؟

الف) $0/001$ (ب) $0/002$ (ج) $0/01$ (د) $0/02$

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

مثال: $0/04$ مول هیدروژن کلرید را در آب حل کرده و حجم محلول را با آب مقطر به 200 میلی لیتر رسانده اند. pH محلول حاصل را حساب کنید؟

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

مثال: 25 میلی لیتر محلول سدیم هیدروکسید دارای 2 گرم از این ماده است. pH آن را محاسبه کنید؟

حل: $[\text{OH}^-] = \frac{0/05 \text{ mol NaOH}}{0/025 \text{ L NaOH}} = 2 \text{ mol.L}^{-1}$ ، $0/05 \text{ mol NaOH} = 2 \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}}$

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

مس. ۸۴: غلظت معمولی و pH محلولی از پتاسیم هیدروکسید که در هر 250 میلی لیتر آن $0/14$ گرم از این ماده به صورت حل شده وجود دارد، به ترتیب کدامند؟

الف) $0/56$ ، 11 (ب) $0/56$ ، 12 (ج) $0/12$ ، $11/7$ (د) $0/12$ ، $12/3$

حل: گزینه (ب) $[\text{OH}^-] = 0/56 \text{ g.L}^{-1} \text{ KOH} \times \frac{1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g KOH}} = 0/01 \text{ mol.L}^{-1} \text{ KOH}$ ، $0/14 \text{ g KOH} = 0/56 \text{ g.L}^{-1} \text{ KOH} \times \frac{1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g KOH}}$

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

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:

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

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

الف) ۲ (ب) ۳ (ج) ۴ (د) ۵

حل: گزینه (الف) $[\text{H}_3\text{O}^+] = M.n.\alpha = 1 \times 1 \times 0/01$ ، $M = 1$ ، $n = 1$ ، $\alpha = 0/01 \Rightarrow 1 = \alpha \times 100 \Rightarrow \alpha = 0/01$

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

مثال: اگر درصد یونش محلولی از هیدروژن سیانید در آب $0/02$ درصد و غلظت آن $0/01$ مولار باشد، pH آن را محاسبه کنید؟

حل: $[\text{H}_3\text{O}^+] = M.n.\alpha = 0/01 \times 1 \times 0/0002 = 2 \times 10^{-6}$ ، $M = 0/01$ ، $n = 1$ ، $\alpha = 0/0002 \Rightarrow 0/02 = \alpha \times 100 \Rightarrow \alpha = 0/0002$

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

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

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

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

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

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

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

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؟

$$\text{حل: } \alpha = \alpha \times 100 \Rightarrow 0/2 = \alpha \times 100 \Rightarrow \alpha = 2 \times 10^{-4}, M=?, n=1 \Rightarrow 10^{-pH} = [H_3O^+] = M.n.\alpha \Rightarrow 10^{-5/7} = M \times 1 \times 2 \times 10^{-4}$$

$$M = \frac{10^{-5/7}}{2 \times 10^{-4}} = \frac{1}{2} \times 10^{-5/7} \times 10^{+4} = 0/5 \times 10^{-1/7} = 5 \times 10^{-1} \times 10^{-1/7} = 5 \times 10^{-2/7} \Rightarrow M = 5 \times 10^{-3} \times 10^{+2} = 5 \times 10^{-3} \times 2 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

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

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 می‌شوند و به طور جزئی به یون تفکیک می‌شوند، لذا هنگام محاسبه غلظت $[OH^-]$ باید از درجه یونش آن‌ها استفاده کرد. با استفاده از غلظت $[OH^-]$ غلظت $[H_3O^+]$ را یافته و مقدار pH را محاسبه کرد.

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = M.n.\alpha \quad \Rightarrow \quad pOH = -\text{Log}[OH^-]$$

نکته: آمونیاک و آمین‌ها بازهای یک ظرفیتی ضعیف به شمار می‌روند.

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

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

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

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

$$\text{حل: } \alpha = \alpha \times 100 \Rightarrow 2 = \alpha \times 100 \Rightarrow \alpha = 2 \times 10^{-2}, M = 0/17 \text{ g.L}^{-1} \text{ NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} = 0/01 \text{ mol.L}^{-1}, n=1$$

$$[OH^-] = M.n.\alpha \Rightarrow [OH^-] = (2 \times 10^{-2}) \times (0/01) \times (1) = 2 \times 10^{-4} \Rightarrow pOH = -\text{Log}[OH^-] = -\text{Log}(2 \times 10^{-4}) = 3/7 \Rightarrow pH = 10/3$$

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

۱۱ (د)

۱۲ (ج)

۲ (ب)

۳ (الف)

$$\text{حل: گزینه (د) } \alpha = \alpha \times 100 \Rightarrow 10 = \alpha \times 100 \Rightarrow \alpha = 1 \times 10^{-1}, M=0/01, n=1 \Rightarrow [OH^-] = M.n.\alpha = 0/01 \times 1 \times 10^{-1} = 1 \times 10^{-3}$$

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

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

۱۱ (د)

۳ (ج)

۲ (ب)

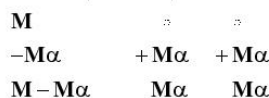
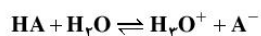
۸ (الف)

$$\text{حل: گزینه (د) } \alpha = \alpha \times 100 \Rightarrow 1/25 = \alpha \times 100 \Rightarrow \alpha = 1/25 \times 10^{-2}, M=0/08, n=1 \Rightarrow [OH^-] = M.n.\alpha = 0/08 \times 1 \times 1/25 \times 10^{-2} = 1 \times 10^{-3}$$

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

رابطه K، $[H_3O^+]$ ، $[OH^-]$ و α

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:

$$K_b = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha} \quad [OH^-]^2 = K_b M(1-\alpha)$$

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:

$$K_a = M\alpha^2 \quad [H_3O^+]^2 = K_a M \quad \text{اسیدهای ضعیف:}$$

$$K_b = M\alpha^2 \quad [OH^-]^2 = K_b M \quad \text{بازهای ضعیف:}$$

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

(الف) 2×10^{-5} (ب) $2/5 \times 10^{-3}$ (ج) 2×10^{-4} (د) $2/5 \times 10^{-2}$

حل: گزینه (د) $K_a = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0.5 \times (0.2)^2}{1-0.2} = \frac{0.5 \times 0.04}{0.8} = 2/5 \times 10^{-2}$

گدسه.ت.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؟

(الف) $1/8 \times 10^{-6}$ (ب) $1/7 \times 10^{-5}$ (ج) $1/8 \times 10^{-5}$ (د) $1/3 \times 10^{-4}$

حل: گزینه (ب) $[H_3O^+]^2 = K_a M \Rightarrow (1/3 \times 10^{-3})^2 = K_a \times 0.1 \Rightarrow K_a = 1/69 \times 10^{-5}$

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

(الف) $1/4 \times 10^{-4}$ (ب) $1/4 \times 10^{-10}$ (ج) $4/9 \times 10^{-8}$ (د) 7×10^{-10}

حل: گزینه (ج) $[H_3O^+]^2 = K_a M \Rightarrow (7 \times 10^{-5})^2 = K_a \times 0.1 \Rightarrow K_a = 4/9 \times 10^{-8}$

$$pH = -\text{Log}[H_3O^+] = M.n.\alpha \quad , \quad pOH = -\text{Log}[OH^-] = M.n.\alpha$$

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

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

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

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

فرمول‌های کلیدی

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

(الف) ۰/۰۱ (ب) ۰/۰۰۲ (ج) ۰/۰۱ (د) ۰/۰۲

حل: گزینه (الف) $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2} \Rightarrow 10^{-2} = M.n.\alpha = M \times 1 \times 1 \Rightarrow M = 0.01 \Rightarrow n = MV = 0.01 \text{ mol/L} \times 0.1 \text{ L} = 0.001 \text{ mol}$

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؟

(الف) ۱۴ (ب) ۱۳ (ج) ۱۲ (د) ۱۱

حل: گزینه (ب) $M = \frac{m \times \frac{p}{100}}{V.mw} = \frac{2.8 \times \frac{20}{100}}{0.1 \times 56} = 0.1 \text{ mol/L} \Rightarrow 10^{-pOH} = [OH^-] = M.n.\alpha \Rightarrow 10^{-pOH} = 10^{-1} \times 1 \times 1 \Rightarrow pOH = 1, pH = 13$

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؟

(الف) ۰/۳۵ گرم (ب) ۷ گرم (ج) ۰/۰۷ گرم (د) ۰/۰۳۵ گرم

حل: گزینه (ج) $10^{-pH} = M.n.\alpha \Rightarrow 10^{-3} = M \times 2 \times 1 \Rightarrow M = 5 \times 10^{-4} \Rightarrow M = \frac{m \times \frac{p}{100}}{V.mw} \Rightarrow 5 \times 10^{-4} = \frac{m \times \frac{70}{100}}{1 \times 98} \Rightarrow m = 0.07 \text{ g}$

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؟

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

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

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

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

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

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 ۱۰ برابر افزایش دهیم، pH محلول چه تغییری می‌کند؟

حل: $pH_1 = -\log[H_3O^+] = -\log 10^{-4} = 4, [H_3O^+] = M_2 = \frac{10^{-4}}{10} = 10^{-5}, pH_2 = -\log[H_3O^+] = -\log 10^{-5} = 5 \Rightarrow \Delta pH = 5 - 4 = 1$

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

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

Log a_v : 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؟

۳ (د)

۷ (ج)

۵ (ب)

۱ (الف)

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

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؟

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

حل:

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

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

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

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

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

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

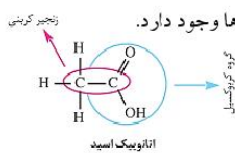
مثال: حجم محلولی از سدیم هیدروکسید را با افزودن آب مقطر ۸ برابر افزایش می‌دهیم. pH آن چگونه تغییر خواهد کرد؟

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

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

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

کربوکسیلیک اسیدها



ساده‌ترین کربوکسیلیک اسید: متانوئیک اسید، فرمیک اسید یا جوهر مورچه

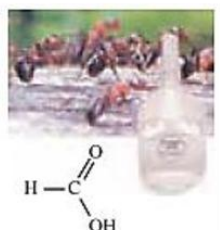


آشنا‌ترین کربوکسیلیک اسید: اتانوئیک اسید، استیک اسید یا جوهر سرکه

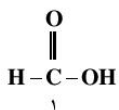
نکته: فرمول عمومی کربوکسیلیک اسیدهای یک عاملی $R-COOH$ است که $R \equiv H$ or $Alkyle$ می‌باشد.

نامگذاری کربوکسیلیک اسیدها

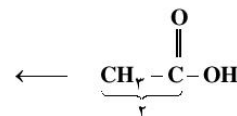
برای نامگذاری کربوکسیلیک اسیدها، بلندترین زنجیر هیدروکربنی حامل گروه کربوکسیل را انتخاب، نام آلکان هم کربن با آن را نوشته و در انتها پسوند "سوییک اسید" را اضافه می‌کنند:
نام کربوکسیلیک اسیدها بر وزن "آلکانویک اسید" است.



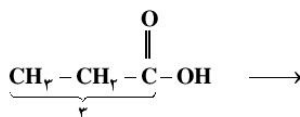
متانوئیک اسید یکی از موادی است که بر اثر گزش مورچه وارد بدن شده باعث سوزش و خارش در محل گزیدگی می‌شود. این اسید در سال ۱۶۷۰ کشف شد و چون از تقطیر مورچه‌ی سرخ به دست می‌آمد نام فورمیک اسید یا جوهر مورچه بر آن نهادند. در زبان لاتین به مورچه فورمیکا می‌گویند.



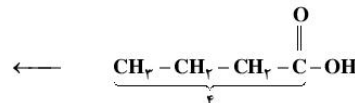
متان + سوییک اسید = متانوئیک اسید



اتان + سوییک اسید = اتانوئیک اسید

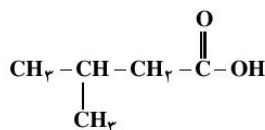


پروپان + سوییک اسید = پروپانوئیک اسید

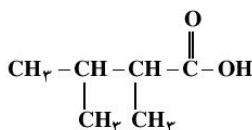


بوتان + سوییک اسید = بوتانوئیک اسید

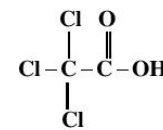
نکته: مهم‌ترین گروه‌های آلکیل شامل متیل (CH_3-) و اتیل (CH_3-CH_2- or C_2H_5-) هستند.



۳-متیل بوتانوئیک اسید



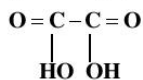
۲،۳-دی متیل بوتانوئیک اسید



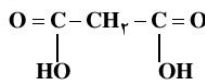
تری کلرواتانوئیک اسید

کربوکسیلیک اسیدهای دو عاملی

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



اتان دیوئیک اسید (اگزالیک اسید)



پروپان دیوئیک اسید

انحلال‌پذیری 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، انحلال‌پذیری مولکول در آب بیشتر است.

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.

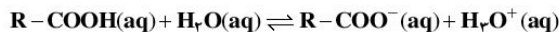
مثال: کدام یک از اسیدهای آلی زیر بهتر در آب حل می‌شود؟

الف) HCOOH ب) CH_3COOH 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.

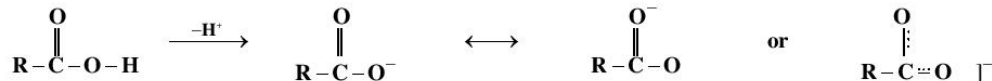
مقایسه قدرت اسیدی کربوکسیلیک اسیدها

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 مزدوج اسید مزدوج
 یون کربوکسیلات یون کربوکسیلات یون آلکانوآت یون آلکانوآت
 کربوکسیلیک اسید کربوکسیلیک اسید آلکانوآتیک اسید آلکانوآتیک اسید

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



نکته: رزونانس موجب پایداری باز مزدوج می‌شود. زیرا بار منفی نامستقر است و به طور مساوی بین دو اتم اکسیژن تقسیم می‌شود. پخش 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 ناپایدارتر خواهد بود.

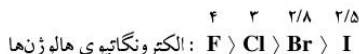
مفهوم پایداری آنیون: آنیون حاصل از یونش اسید قوی‌تر، تمایل کمتری برای پس گرفتن پروتون دارد و بیشتر تمایل دارد به صورت یون آب پوشیده باقی بماند یعنی اسید قوی‌تر بیشتر تمایل دارد دو محیط به شکل یونیده باقی بماند.

تمایل باز مزدوج برای بقا به شکل یون آب پوشیده بیشتر → رزونانس بیشتر → باز مزدوج پایدارتر → باز مزدوج ضعیف‌تر → 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 پخش 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: $\text{FCH}_2\text{COOH} > \text{ClCH}_2\text{COOH} > \text{BrCH}_2\text{COOH} > \text{ICH}_2\text{COOH} > \text{CH}_3\text{COOH}$

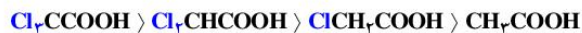
اتانویک اسید یدواتانویک اسید برومواتانویک اسید کلرواتانویک اسید فلوروواتانویک اسید

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

اتانوآت یدواتانوآت برومواتانوآت کلرواتانوآت فلوروواتانوآت

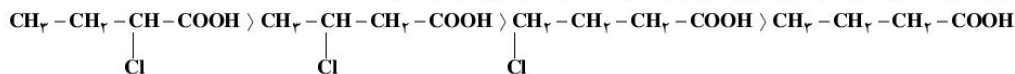
پایداری باز مزدوج: $\text{FCH}_2\text{COO}^- > \text{ClCH}_2\text{COO}^- > \text{BrCH}_2\text{COO}^- > \text{ICH}_2\text{COO}^- > \text{CH}_3\text{COO}^-$

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 نزدیک تر باشد، قدرت اسیدی بیشتر خواهد بود:



نکته: هر چه هالوژن الکترون‌نگاتیوتر، تعداد آن بیشتر و به گروه عاملی نزدیک تر باشد، قدرت اسیدی را بیشتر افزایش می‌دهد.

اثر گروه الکترون دهنده بر قدرت اسیدی کربوکسیلیک اسیدها

گروه‌های 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 می‌دهند.

نکته: گروه‌های آلکیل مانند متیل و اتیل الکترون دهنده بوده و قدرت اسیدی را کاهش می‌دهند. هر چه تعداد کربن‌های آلکیل بیشتر باشد الکترون دهنده‌گی آن بیشتر است و قدرت اسیدی را بیشتر کاهش می‌دهد.



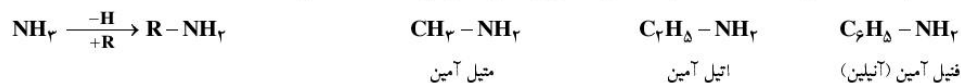
آمین‌ها

آمین‌ها دسته‌ای از ترکیب‌های آلی هستند که شباهت بسیاری به آمونیاک دارند. آمین‌ها از آمونیاک و با جایگزین کردن یک، دو یا سه اتم هیدروژن آن با گروه آلکیل به دست می‌آیند. پس آمین‌ها را می‌توان مشتق‌های آمونیاک به شمار آورد.

انواع آمین‌ها

آمین‌ها را بر حسب تعداد گروه‌های آلکیل متصل به اتم نیتروژن به نوع اول، دوم و سوم طبقه‌بندی می‌کنند:

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



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



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



نامگذاری آمین‌ها

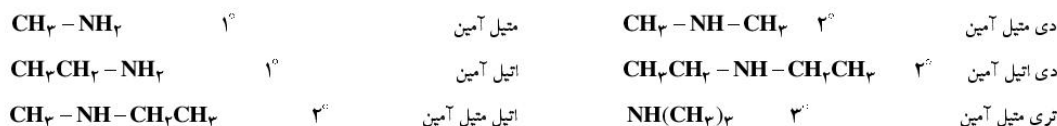
برای نامگذاری آمین‌ها از قاعده مقابل استفاده می‌کنند:

نام گروه آلکیل + آمین

نکته: اگر گروه‌های آلکیل متصل به اتم نیتروژن بیش از یک گروه و یکسان باشند به ترتیب زیر عمل می‌کنیم:

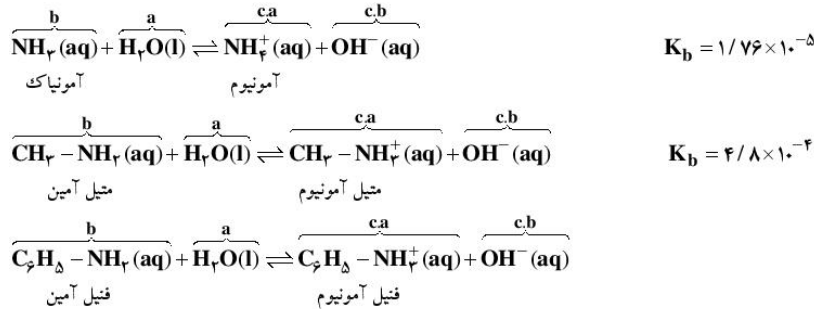
تعداد گروه آلکیل با پیشوند یونانی + نام گروه آلکیل + آمین

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



قدرت بازی آمین ها

آمین‌ها بازهای ضعیفی هستند و با گرفتن یک پروتون به یون آلکیل آمونیوم تبدیل می‌شوند:



قدرت بازی آلکیل آمین‌ها از آمونیاک بیشتر است

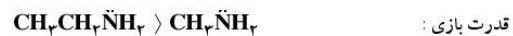
خاصیت بازی آمونیاک و آمین‌ها به علت وجود جفت الکترون تنها روی اتم نیتروژن است. در آلکیل آمین‌ها گروه‌های آلکیل الکترون دهنده هستند و تراکم ابر الکترونی را روی اتم نیتروژن افزایش می‌دهند. یعنی جفت الکترون تنها روی اتم نیتروژن منفی‌تر شده و بهتر می‌تواند پروتون جذب کند. در نتیجه قدرت بازی آلکیل آمین‌ها از آمونیاک بیشتر خواهد بود.



قدرت بازی:	آمونیاک	>	آمین نوع سوم	>	آمین نوع اول	>	آمین نوع دوم
	NH_3		$(\text{CH}_3)_3\text{N}:$		$\text{CH}_3-\ddot{\text{N}}\text{H}_2$		$\text{CH}_3-\ddot{\text{N}}\text{H}-\text{CH}_3$
	$K_b = 1/76 \times 10^{-5}$		$K_b = 2/3 \times 10^{-5}$		$K_b = 4/8 \times 10^{-4}$		$K_b = 5/9 \times 10^{-4}$

نکته: قدرت بازی آمین نوع سوم به طور غیر عادی کم است:

از آن‌جا که در آمین نوع سوم، سه گروه آلکیل در اطراف نیتروژن قرار دارند، لذا ممانعت فضایی ایجاد می‌کنند و احتمال جذب پروتون را کاهش می‌دهند.



علت موارد فوق آن است که گروه اتیل الکترون دهنده‌تر از گروه متیل است.

نکته: آلکیل آمین‌های کوچک بویی شبیه آمونیاک و آلکیل آمین‌های بالاتر بوی ماهی می‌دهند.

نکته: گروه‌های دهنده الکترون قدرت بازی را افزایش و گروه‌های کشنده الکترون قدرت بازی را کاهش می‌دهند:



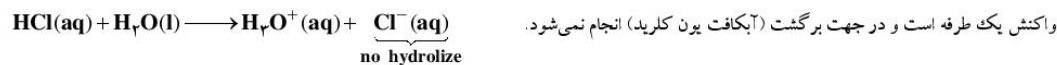
نکته: آمین‌های پیچیده نقش پیک یا تنظیم کننده دارند. در سامانه عصبی انسان نوراپی نفرین و آدرنالین به‌عنوان ماده محرک عمل می‌کنند. افدرین برای رفع گرفتگی مجاری تنفسی (دوپینگ مارادونا) به‌کار می‌رود. مسکالین نیز آمینی است که آرام بخش است. کدین آمینی است که از ترپاک استخراج می‌شود که آن را تبدیل به یک نمک اسیدی می‌کنند تا انحلال پذیری آن بیشتر شود.



آبکافت (هیدرولیز): به واکنش یون‌ها با آب و تشکیل محلول‌های اسیدی، بازی یا خنثی آبکافت گویند. (شیمیایی)

آب‌پوشی (هیدراتاسیون): به احاطه شدن یون‌ها توسط مولکول‌های آب، آب‌پوشی گویند. (فیزیکی)

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.

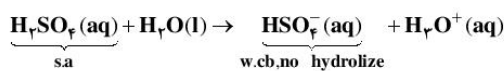
مثال: کدام یون زیر آبکافت می‌شود؟



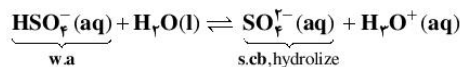
حل: گزینه (د) چون باز مزدوج یک اسید ضعیف بوده و با جذب پروتون، یون هیدروکسید آزاد کرده و محیط قلیایی می‌شود.

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

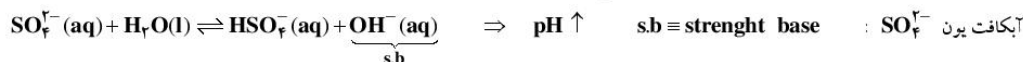
نکته: یون SO_4^{2-} به مقدار کمی آبکافت می‌شود. زیرا H_2SO_4 یک اسید قوی است (مرحله اول یونش) پس HSO_4^- آبکافت نمی‌شود. اما HSO_4^- در مرحله دوم یک اسید ضعیف به شمار می‌آید و باز مزدوج قوی تری (SO_4^{2-}) تشکیل می‌دهد و کمی آبکافت می‌شود و محیط بازی می‌کند.



اسید قوی باز مزدوج ضعیف و بدون آبکافت

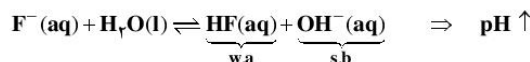


اسید ضعیف باز مزدوج قوی و آبکافت

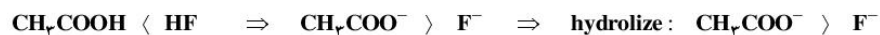


آنیون (باز مزدوج) اسیدهای ضعیف آبکافت شده محلول آن‌ها قلیایی است

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 فلورید آبکافت می‌شود:



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

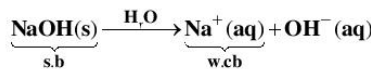


ترتیب شدت آبکافت آنیون‌ها



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.

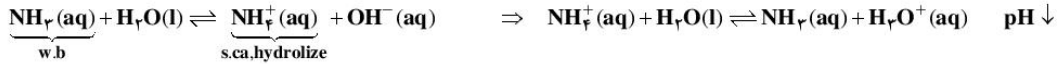
در واکنش زیر، Na^+ کاتیون حاصل از یک باز قوی است بنابراین آبکافت نمی‌شود یعنی تمایلی برای جذب OH^- آب و آزاد کردن H^+ آب ندارد.



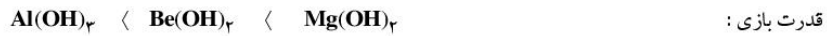
نکته: یون‌های Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} آبکافت نمی‌شوند. زیرا کاتیون بازهای قوی (اسید مزدوج بسیار ضعیف) هستند. پس OH^- را جذب نکرده، H^+ آب را آزاد نکرده و در محلول به صورت یون باقی می‌مانند.

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 OH^- ، H^+ آب را آزاد کرده و pH محلول را کاهش داده و خاصیت اسیدی ایجاد می‌کنند.



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



خاصیت اسیدی بیشتر → کاهش pH → شدت آبکافت بیشتر → اسید مزدوج قوی‌تر → باز ضعیف‌تر

خاصیت بازی بیشتر → افزایش pH → شدت آبکافت کمتر → اسید مزدوج ضعیف‌تر → باز قوی‌تر

نمک‌های اسیدی، بازی یا خنثی از نظر آبکافت

۱. نمک خنثی: نمک حاصل از یک اسید قوی و یک باز قوی است.

۲. نمک اسیدی: نمک حاصل از یک اسید قوی و یک باز ضعیف است.

۳. 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 pH آن ۷ است. در این گونه نمک‌ها، نه آنیون و نه کاتیون آبکافت نمی‌شود.



کد آ.ت. ۸۵: pH محلول کدام نمک زیر برابر ۷ است؟



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

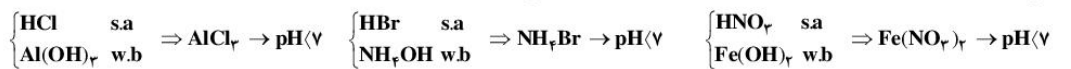
کد آ.ت. ۶۹: pH محلول کدام نمک زیر برابر ۷ است؟



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 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 OH^- را جذب و 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 H^+ ، کاهش pH و اسیدی شدن محیط می‌شود.



کد آ.ت. ۸۶: کدام نمک ضمن حل شدن در آب 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.

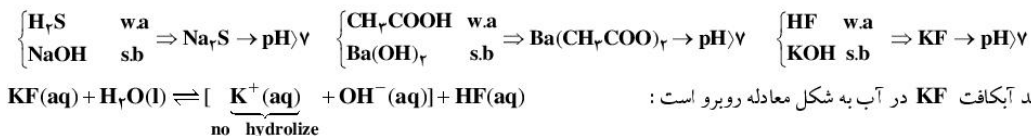


کد س.و. ۸۴: کدام نمک از دسته نمک‌های اسیدی محسوب می‌شود؟



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 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 H^+ را جذب و OH^- آزاد کرده و موجب قلیایی شدن محیط می‌شود.



فرآیند آبکافت KF در آب به شکل معادله روبرو است:

محلول‌های بافر یا نامپون

اضافه کردن مقدار اندکی اسید یا باز به یک محلول معمولاً تغییر زیادی در مقدار pH آن ایجاد می‌کند.

محلول بافر، نامپون یا محافظ: محلول‌هایی هستند که بر اثر افزودن مقدار کمی اسید یا باز به آن‌ها 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 pH به یک بافر اضافه کرد. هیچ بافری ظرفیت نامحدود ندارد.

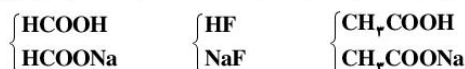
اجزای تشکیل دهنده بافر: هر بافر از دو جزء با نسبت‌های معین تشکیل شده است:

اسید ضعیف و نمک آن (اتانویک اسید CH_3COOH) و سدیم اتانوآت (CH_3COONa)

باز ضعیف و نمک آن (آمونیاک NH_3) و آمونیوم کلرید (NH_4Cl)

انواع بافر

بافر اسیدی: محلول بافر اسیدی شامل مقادیر نسبتاً زیادی از یک اسید ضعیف (CH_3COOH) و باز مزدوج آن (CH_3COO^-) است.



اثر افزایش باز به بافر: اگر به این محلول مقداری یون هیدروکسید اضافه شود، این یون‌ها توسط یون‌های H_3O^+ جذب شده موجب کاهش یون

H_3O^+ در محلول خواهد شد. طبق اصل لوشاتلیه واکنش در جهت رفت انجام شده و با کاهش غلظت H_3O^+ مقابله کرده و از

تغییر در pH محلول جلوگیری می‌کند.



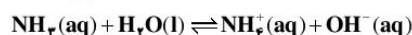
اثر افزایش اسید به بافر: اگر به این محلول مقداری یون هیدرونیوم اضافه شود، این یون‌ها توسط باز مزدوج قوی CH_3COO^- جذب شده موجب

مصرف یون H_3O^+ در محلول خواهد شد. یا طبق اصل لوشاتلیه با افزایش غلظت H_3O^+ تعادل در جهت مصرف آن یعنی در

جهت برگشت انجام و با مصرف یون هیدرونیوم اثر افزایش غلظت آن جبران و از تغییر در pH محلول جلوگیری می‌کند.



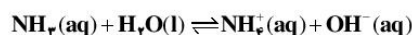
بافر بازی: محلول بافر بازی شامل مقادیر نسبتاً زیادی از یک باز ضعیف (NH_3) و اسید مزدوج آن (NH_4Cl) است.



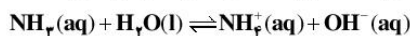
اثر افزایش باز به بافر: اگر به این محلول مقداری یون هیدروکسید اضافه شود، غلظت یون هیدروکسید در محلول افزایش می‌یابد بنابراین طبق اصل

لوشاتلیه تعادل در جهت برگشت انجام شده و با افزایش غلظت یون هیدروکسید مقابله کرده و از تغییر در 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

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \Rightarrow \text{Log}K_a = \text{Log} \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \Rightarrow \text{Log}K_a = \text{Log}[H_3O^+] + \text{Log} \frac{[A^-]}{[HA]}$$

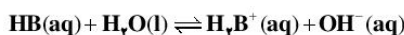
$$-\text{Log}[H_3O^+] = -\text{Log}K_a + \text{Log} \frac{[A^-]}{[HA]}$$

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

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 pK_a 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

$$K_b = \frac{[H_3B^+][OH^-]}{[HB]} \Rightarrow \text{Log}K_b = \text{Log} \frac{[H_3B^+][OH^-]}{[HB]} \Rightarrow \text{Log}K_b = \text{Log}[OH^-] + \text{Log} \frac{[H_3B^+]}{[HB]}$$

$$-\text{Log}[OH^-] = -\text{Log}K_b + \text{Log} \frac{[H_3B^+]}{[HB]}$$

$$pOH = pK_b + \text{Log} \frac{[H_3B^+]}{[HB]}$$

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 pK_b آن برابر خواهد شد.

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

(pK_a پروپانوئیک اسید برابر ۴/۸۷ است)

س. ت. ۸۶.

الف) ۴/۱۷

ب) ۴/۸۶

ج) ۵/۱۶

د) ۵/۴۷

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،

pK_a کدام است؟

س. ت. خ. ۸۶.

الف) ۴/۴۷

ب) ۴/۸۷

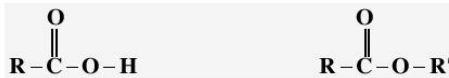
ج) ۵/۴۷

د) ۵/۸۷



استرها

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

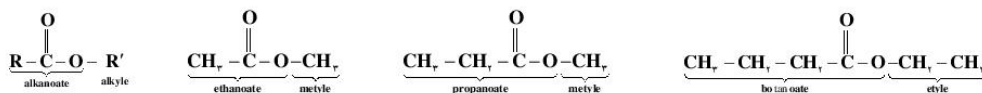


های کربوکسیلیک اسیدها هستند.

استرهای سبک بوی بسیار مطبوعی دارند. طعم و بوی میوه 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 « و آت » می آوریم. به عبارت دیگر نام استرها بر وزن آلکیل آلکانوآت است.



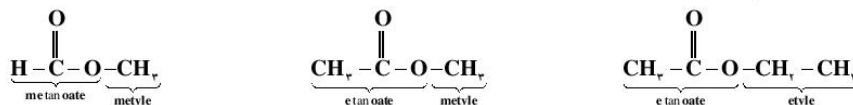
آلکیل آلکانوآت

متیل اتانوآت

متیل پروپانوآت

اتیل بوتانوآت

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



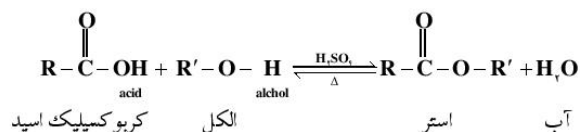
متیل متانوآت (متیل فرمات)

متیل اتانوآت (متیل استات)

اتیل اتانوآت (اتیل استات)

طرز تهیه استرها (واکنش استری شدن): استرها از واکنش کربوکسیلیک اسیدها و الکلها طی یک واکنش تعادلی و در حضور سولفوریک اسید به عنوان

کاتالیزگر به دست می آیند. این واکنش را استری شدن می گویند.



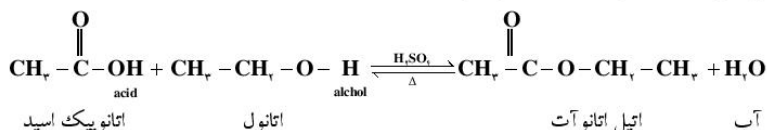
کربوکسیلیک اسید

الکل

استر

آب

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



اتانویک اسید

اتانول

اتیل اتانوآت

آب

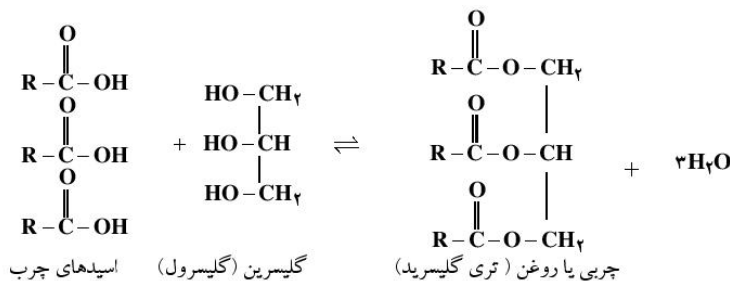
نکته: طبق اصل لوشاتلیه افزودن یک ماده آگیر به واکنش استری شدن موجب جابه جایی تعادل در جهت رفت و افزایش غلظت استر خواهد شد.

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

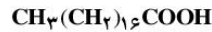
اگر در واکنش استری شدن، اسید به کار رفته، یک اسید چرب و الکل به کار رفته، گلیسرول (گلیسرین) باشد، استر به دست آمده را چربی یا روغن می-

نامند.

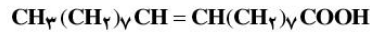


چربی یا روغن (تری گلیسرید)

نکته: اسیده‌های چرب، کربو کسلیک اسیده‌های بلند زنجیری هستند که بین ۱۴ تا ۱۸ اتم کربن دارند. این اسیده‌ها را از آن جهت اسید چرب می‌نامند که از آبکافت چربی‌ها به دست می‌آیند و ممکن است سیر شده (استئاریک اسید) یا سیر نشده (اولئیک اسید) باشند.



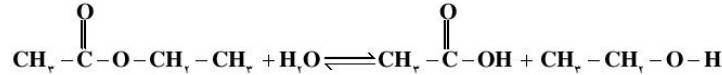
استئاریک اسید



اولئیک اسید

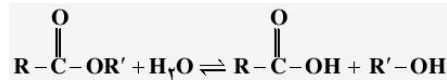
نکته: تفاوت روغن (Oil) و چربی (Fat) در حالت فیزیکی آن است. روغن در دمای معمولی مایع و چربی جامد است.

نکته: استرها بر اثر واکنش با آب طی یک واکنش برگشت پذیر و بسیار آهسته به الکل و کربو کسلیک اسید سازنده، تجزیه می‌شوند. به همین دلیل استفاده از استرها در ساخت عطرها غیر مجاز است. زیرا این عطرها در عرق بدن آبکافت شده کربو کسلیک اسید حاصل بوی نامطبوعی دارد و بوی ناخوشایندی به بدن می‌بخشد.



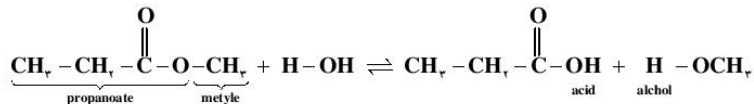
آبکافت استرها در محیط اسیدی

استرها بر اثر واکنش با آب طی یک واکنش برگشت پذیر و بسیار آهسته به الکل و کربو کسلیک اسید سازنده تجزیه می‌شوند. این واکنش را آبکافت می‌گویند که عکس عمل استری شدن است. چون واکنش بسیار آهسته است، از سولفوریک اسید بعنوان کاتالیزگر استفاده می‌کنند. (واکنش آهسته، برگشت پذیر و در حضور کاتالیزگر انجام می‌شود).

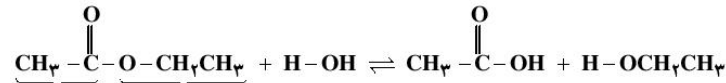


نکته: هنگام آبکافت استر برای تشخیص الکل و کربو کسلیک اسید اولیه پیوند C-O را شکسته به گروه کربونیل OH و به گروه OR' هیدروژن یا H اضافه می‌کنیم.

مثال: معادله آبکافت استر زیر را در محیط اسیدی بنویسید و اسید و الکل بکار رفته را معین کنید.

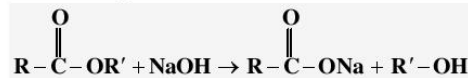


مثال: معادله آبکافت استر زیر را در محیط اسیدی بنویسید و اسید و الکل بکار رفته را معین کنید.



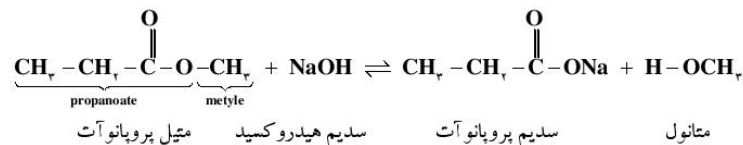
آبکافت استرها در محیط قلیایی (صابونی شدن)

استرها در محیط قلیایی بطور برگشت ناپذیر آبکافت می‌شوند. استر اسیده‌های چرب در محیط قلیایی آبکافت می‌شوند و این واکنش اساس ساختن صابون است. صابونی شدن نامی است که به همین خاطر به این واکنش داده اند. (واکنش سریع، یک طرفه و در غیاب کاتالیزگر انجام می‌شود).



صابونی شدن: آبکافت استرها در محیط قلیایی صابونی شدن نام دارد.

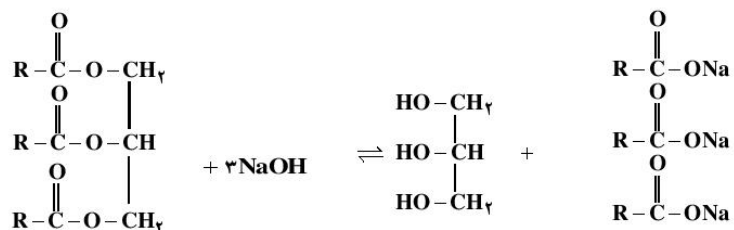
نکته: هنگام آبکافت استرها در محیط قلیایی، الکل اولیه و نمک کربو کسلیک اسید اولیه تشکیل می‌شود.



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



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

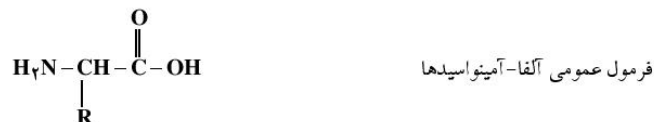


نمک سدیم اسیدهای چرب (صابون) گلیسرین (گلیسرول) سود چربی یا روغن (تری گلیسرید)

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 می‌دهند آن‌ها را آمفوتر هم می‌گویند.

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



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



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 می‌شوند.