

مبتکران

شیمی ۲

مهندس بهمن بازرگانی



مقدمه‌ی مؤلف:

کتاب درسی شیمی پیش‌دانشگاهی (۲)، یکی از چالش‌برانگیزترین منابع مربوط به آزمون ورودی دانشگاه‌ها است. کتابی که پیش رو دارید تلاشی برای درک بهتر دانش‌پژوهان و داوطلبان کنکور از مباحث مربوط به کتاب درسی شیمی پیش‌دانشگاهی (۲) است. مباحث اصلی این کتاب شامل «اسیدها و بازها» و «الکتروشیمی» است. علائم، نمادها و خصوصیات کلی این کتاب مشابه کتاب آموزش شیمی پیش‌دانشگاهی (۱) است بنابراین نیازی به توضیح مجدد آن‌ها ندیدم. در این جا وقت را مغتنم شمرده و از تمامی دوستان عزیز که در واحدهای مختلف انتشارات مبتکران در مراحل مختلف انتشار این کتاب همکاری نزدیک و صمیمانه‌ای داشته‌اند تشکر و قدردانی می‌کنم. از خانم شبنم شکور به عنوان مسئول ویراستاری این کتاب و نیز استاد و هنرمند گرامی آقای امیرحسین داودی که ترسیم طرح‌های کارتونی را به عهده داشته‌اند، سپاسگزارم. خانم لیلا مهرعلیپور در تایپ و صفحه‌آرایی این کتاب، نهایت دقت و حوصله را مبذول داشته‌اند که از ایشان نیز سپاسگزارم. هم‌چنین از دانشجویان گرامی خانم درسا رستگار و آقایان محمد مهدی شیخ‌پور و حمیدرضا بیگی که در بازخوانی و بررسی این کتاب پیش از چاپ، قبول زحمت نموده‌اند، تشکر می‌کنم. امیدوارم این کتاب، مورد قبول دانش‌پژوهان، داوطلبان کنکور و نیز دبیران و کارشناسان محترم شیمی قرار گیرد.

بهمن بازرگانی

اسیدها و بازها

بخش ۳

۳	قسمت اول - مفاهیم کلی اسیدها و بازها
۵۵	قسمت دوم - مسائل مربوط به pH
۶۷	قسمت سوم - آبکافت، محلول‌های بافر و سنجش‌های حجمی
۱۰۵	قسمت چهارم - اسیدهای آلی و بازهای آلی
۱۳۴	تست‌های پایانی بخش ۳

الکتروشیمی

بخش ۴

۱۵۲	قسمت اول - مفاهیم کلی اکسایش - کاهش
۱۶۸	قسمت دوم - پتانسیل الکترودی استاندارد (E°) و سلول‌های الکتروشیمیایی گالوانی
۱۹۹	قسمت سوم - بررسی انجام‌پذیر بودن یا نبودن واکنش‌ها به کمک E°
۲۱۰	قسمت چهارم - زنگ زدن و خوردگی آهن
۲۱۹	قسمت پنجم - برقکافت (الکترولیز)
۲۴۲	تست‌های پایانی بخش ۴

بخش ۳ اسیدها و بازها

۳ مفاهیم کلی اسیدها و بازها	قسمت اول:
۴ یون هیدرونیوم	
۷ واکنش مواد مختلف با آب	
۸ ۱- واکنش اسیدها با آب	
۱۲ ۲- حل شدن هیدروکسیدهای فلزی در آب	
۱۳ ۳- واکنش اکسیدهای نافلزی (اکسیدهای اسیدی) با آب	
۱۵ ۴- واکنش اکسیدهای فلزی (اکسیدهای بازی) با آب	
۱۶ ۵- حل شدن آمونیاک و آمین‌ها در آب	
۱۸ تاریخچه‌ی اسیدها و بازها	
۱۸ تعریف لاووازیه	
۱۸ تعریف دیوی	
۱۹ مدل آرنیوس	
۲۲ مدل لوری - برونستد	
۲۵ مدل لوویس	
۲۷ آمفوتر	
۲۸ بررسی خاصیت آمفوتری Al_2O_3	
۲۸ بررسی تفکیک یونی یا یونش اسیدها	
۳۲ ترتیب قدرت اسیدی در اسیدهای ضعیف	
۳۴ بررسی تفکیک یونی یا یونش بازها	
۳۴ مقایسه‌ی قدرت بازی در هیدروکسیدهای فلزی	
۳۵ مقایسه‌ی قدرت بازی در یون‌های منفی (آنیون‌ها)	
۳۳ بررسی مراحل تفکیک یونی در اسیدهای چند پروتون‌دار	
۳۴ بررسی تفکیک یونی یا یونش آب و مفهوم pH	
۵۰ شناساگرها	
۵۲ pH سنج‌های دیجیتالی	
۵۳ درجه‌ی یونش یا درجه‌ی تفکیک یونی (α)	
۵۶ مسائل مربوط به pH	قسمت دوم:

۶۱	مقیاس pH و گام‌های ده‌تایی
۶۴	قدرت اسیدی با خاصیت اسیدی فرق می‌کند
۶۸	قسمت سوم: آبکافت، محلول بافر و سنجش‌های حجمی
۶۸	آبکافت یا هیدرولیز
۶۸	آ- آبکافت یون‌های منفی (آنیون‌ها)
۷۱	ب- آبکافت یون‌های مثبت (کاتیون‌ها)
۷۴	تقسیم‌بندی نمک‌ها با توجه به آبکافت آن‌ها
۷۴	۱- نمک اسید قوی و باز قوی
۷۴	۲- نمک اسید ضعیف و باز قوی
۷۵	۳- نمک اسید قوی و باز ضعیف
۷۶	۴- نمک اسید ضعیف و باز ضعیف
۷۶	بررسی آبکافت NaHSO_4 و KHSO_4
۷۷	بررسی آبکافت Na_2S و K_2S
۷۸	بررسی آبکافت Na_2CO_3 و K_2CO_3
۷۸	آبکافت نمک‌های دارای یون سولفات (SO_4^{2-})
۸۲	محلول بافر
۸۳	بررسی نحوه‌ی مقاومت محلول بافر (HA و NaA) در برابر تغییرات pH
۸۴	بررسی نحوه‌ی مقاومت محلول بافر NH_3 و NH_4Cl در برابر تغییرات pH
۸۵	ظرفیت بافر
۸۷	بررسی تغییر pH ضمن تهیه‌ی محلول بافر
۸۸	بافر خون
۸۹	معادله‌ی هندرسون - هسل باخ
۹۰	سنجش حجمی اسید - باز و بررسی منحنی‌های آن
۹۳	۱- سنجش حجمی اسید قوی توسط باز قوی
۹۹	۲- سنجش حجمی اسید ضعیف توسط باز قوی
۱۰۰	۳- سنجش حجمی باز ضعیف توسط اسید قوی

قسمت چهارم: اسیدهای آلی و بازهای آلی

۱۰۶	یادآوری مهم‌ترین مواد آلی و نام‌گذاری آن‌ها
۱۰۶	آلکان‌ها
۱۰۶	چند قاعده برای نام‌گذاری فرمول گسترده‌ی آلکان‌ها به روش ایوپاک
۱۰۹	الکل‌ها
۱۱۱	اترها
۱۱۲	آلدهیدها

۱۱۳	کتون‌ها
۱۱۴	اسیدها یا کربوکسیلیک اسیدها
۱۱۶	استرها
۱۱۸	آمین‌ها
۱۱۹	آمینواسیدها
۱۱۹	مقایسه‌ی قدرت اسیدی در کربوکسیلیک اسیدها
۱۲۵	مقایسه‌ی قدرت بازی در آمین‌ها
۱۲۷	واکنش استری شدن
۱۲۹	واکنش استرها با بازهای قوی
۱۳۰	اسیدهای چرب
۱۳۰	گلیسرین یا گلیسرول
۱۳۱	چربی‌ها و روغن‌ها (تری گلیسریدها)
۱۳۱	صابون
۱۳۱	واکنش صابونی شدن
۱۳۲	آمینواسیدها
۱۳۳	مقایسه‌ی خصوصیات آمینواسیدها با کربوکسیلیک اسید و آمین هم جرم خود
۱۳۴	تست‌های پایانی بخش ۳
۱۴۱	پاسخ‌های تشریحی تست‌های پایانی بخش ۳

الکتروشیمی

بخش ۴

۱۵۲	مفاهیم کلی اکسایش - کاهش	قسمت اول:
۱۵۲	تعیین عدد اکسایش با توجه به ساختار الکترون نقطه‌ای	
۱۵۴	قواعد تعیین عدد اکسایش عنصرها بدون رسم ساختار الکترون نقطه‌ای	
۱۵۷	تعریف‌های مختلف برای اکسایش - کاهش	
۱۵۷	آ- برمبنای مبادله‌ی اکسیژن	
۱۵۷	ب- برمبنای مبادله‌ی هیدروژن	
۱۵۸	پ- برمبنای مبادله‌ی الکترون	
۱۵۸	ت- برمبنای تغییر عدد اکسایش	
۱۶۱	چه واکنش‌هایی از نوع اکسایش - کاهش محسوب می‌شوند؟	
۱۶۲	بازی با کلمات در واکنش‌های اکسایش - کاهش	
۱۶۴	موازنه‌ی واکنش‌های اکسایش - کاهش	
۱۶۶	اکسایش الکل‌ها	
۱۶۶	اکسایش آلدهیدها	

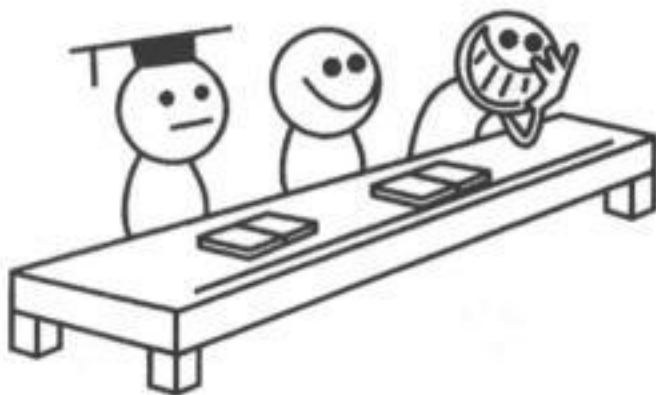
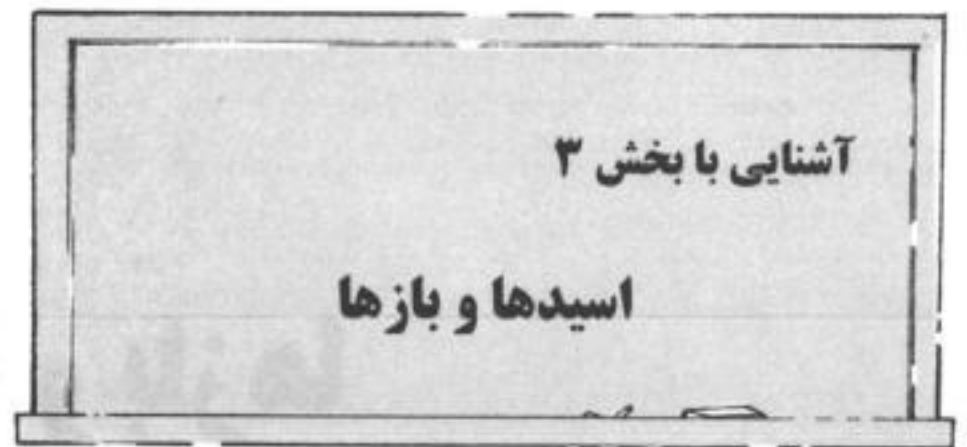
۱۶۷ اکسایش کتون‌ها
۱۶۷ از متانول تا CO_2 !
۱۶۸	قسمت دوم: پتانسیل الکترودی استاندارد (E°) و سلول‌های الکتروشیمیایی گالوانی
۱۶۸ مفهوم و کاربرد پتانسیل‌های الکترودی استاندارد
۱۶۸ بررسی تعادل موجود در یک نیم‌سلول
۱۶۹ پتانسیل الکترودی استاندارد (E°)
۱۷۰ الکترود استاندارد هیدروژن (SHE) را چگونه می‌سازند؟
۱۷۱ پتانسیل الکترودی (E°) سایر الکترودها را نسبت به SHE چگونه می‌سنجند؟
۱۷۳ نحوه‌ی مقایسه‌ی قدرت اکسندگی و کاهندگی به کمک E°
۱۷۴ جدول پتانسیل‌های کاهش استاندارد یا پتانسیل‌های الکترودی استاندارد (E°)
۱۷۷ سلول‌های الکتروشیمیایی گالوانی
۱۷۷ بیابید برق تولید کنیم!
۱۸۱ بررسی نقش پل نمکی
۱۹۲ اثر غلظت بر پتانسیل‌های الکترودی استاندارد
۱۹۳ سلول غلظتی
۱۹۵ سلول سوختی
۱۹۷ انواع سلول‌های گالوانی
۱۹۷ ۱- سلول‌ها یا باتری‌های نوع اول
۱۹۸ ۲- سلول‌ها یا باتری‌های نوع دوم
۱۹۹	قسمت سوم: بررسی انجام‌پذیر بودن یا نبودن واکنش‌ها به کمک E°
۲۰۲ روش سرعتی تعیین انجام‌پذیر بودن یا نبودن واکنش‌ها بدون محاسبه‌ی E°
۲۰۸ نگهداری محلول‌ها در ظرف فلزی
۲۱۰	قسمت چهارم: زنگ زدن و خوردگی آهن
۲۱۱ چگونگی خوردگی آهن
۲۱۲ راه‌های جلوگیری از خوردگی آهن
۲۱۳ حفاظت کاتدی
۲۱۴ حل‌ی و بررسی خوردگی آهن در آن
۲۱۵ آهن سفید یا آهن گالوانیزه و چگونگی حفاظت آهن در آن
۲۱۷ اثر عوامل مختلف روی سرعت خوردگی آهن
۲۱۹	قسمت پنجم: برقکافت (الکترولیز)
۲۱۹ برقکافت محلول آبی CuF_2

۲۲۶	برقکافت محلول غلیظ NaCl
۲۲۶	برقکافت محلول رقیق NaCl
۲۲۹	برقکافت آب
۲۳۰	تهیه‌ی فلز سدیم در سلول دانز
۲۳۳	فرایند هال برای تولید آلومینیم
۲۳۵	آبکاری
۲۳۹	پالایش الکتروشیمیایی مس
۲۴۱	مقایسه‌ی سلول‌های الکتروشیمیایی گالوانی و سلول‌های الکتrolیتی (برقکافت)
۲۴۲	تست‌های پایانی بخش ۴
۲۴۷	پاسخ‌های تشریحی تست‌های پایانی بخش ۴
۲۵۱	فهرست منابع و مآخذ

بخش ۳

اسیدها و بازها





آغاز کلاس!

سلام، به کتاب شیمی پیش‌دانشگاهی (۲) خوش آمدید. نمی‌خواهم شما را بترسانم ولی باید اقرار کنم که این بخش به لحاظ درک مفاهیم و میزان یادگیری دانش‌پژوهان و داوطلبان کنکور، دشوارترین، بی‌رحم‌ترین، خطرناک‌ترین، خون‌خوارترین و...! بخش کتاب درسی است. سعی من این است که تا حد امکان مطالب را به روشی ساده و قابل فهم برای شما بازگو کنم اما در این راستا، نیاز است که شما نیز با دقتی دو چندان، این بخش را مطالعه بفرمایید. مطالب این بخش را در چهار قسمت بررسی می‌کنیم:

قسمت اول - مفاهیم کلی اسیدها و بازها

قسمت دوم - مسائل مربوط به pH

قسمت سوم - آبکافت، محلول‌های بافر و سنجش‌های حجمی

قسمت چهارم - اسیدهای آلی و بازهای آلی

با مبحث اول این بخش، شروع می‌کنیم.



موضوع این فصل، بررسی مفاهیم اسیدها و بازها و همچنین روش‌های تشخیص آنها است. در این فصل، به بررسی خواص اسیدها و بازها و همچنین روش‌های تشخیص آنها خواهیم پرداخت.



قسمت اول بخش ۳

مفاهیم کلی اسیدها و بازها

در طول تاریخ شیمی تعریف‌ها و مفهوم‌های گوناگونی از اسید^۱ و باز^۲ پیشنهاد و به کار گرفته شده است. هر یک از این تعریف‌ها در شرایط خاص با توجه به مزیتی که دارند به کار می‌آیند. هر زمان که لازم باشد می‌توان از مفهوم و تعریفی که برای منظور ما مناسب‌تر است استفاده کرد. نخستین معیارهای تشخیص خصوصیات اسیدها و بازها خواصی از محلول‌های آبی این مواد بوده که با آزمایش مشاهده شده‌اند. برخی از ویژگی‌ها به قرار زیر هستند.

- ۱- محلول آبی اسیدها ترش مزه و محلول آبی بازها تلخ مزه است.
- ۲- محلول آبی اسیدها دارای $H^+_{(aq)}$ و محلول آبی بازها دارای $OH^-_{(aq)}$ است.
- ۳- اسیدها شناساگر لیتموس (تورنسل) را سرخ رنگ می‌کنند اما بازها شناساگر لیتموس را آبی رنگ می‌کنند.



شکل (۱) - آگه $H^+_{(aq)}$ بخورید، قیافه تون اینجوری می‌شه!



1. Acid
2. Base

آشنایی با خواص اسیدها و بازها کاربردهای زیادی در زندگی روزمره‌ی ما دارد. به عنوان مثال باران‌های اسیدی آسیب‌های جدی به جنگل‌ها و محیط زیست وارد می‌سازند که با مطالعه‌ی خصوصیات اسیدها و بازها، توانایی ما در حفظ محیط زیست بالا می‌رود.



سال ۱۹۴۴

سال ۱۹۹۴

شکل (۳) - تأثیر باران اسیدی روی مجسمه‌ی مرمرین جورج واشنگتن در شهر نیویورک (اقتباس از منبع شماره‌ی ۲۱)

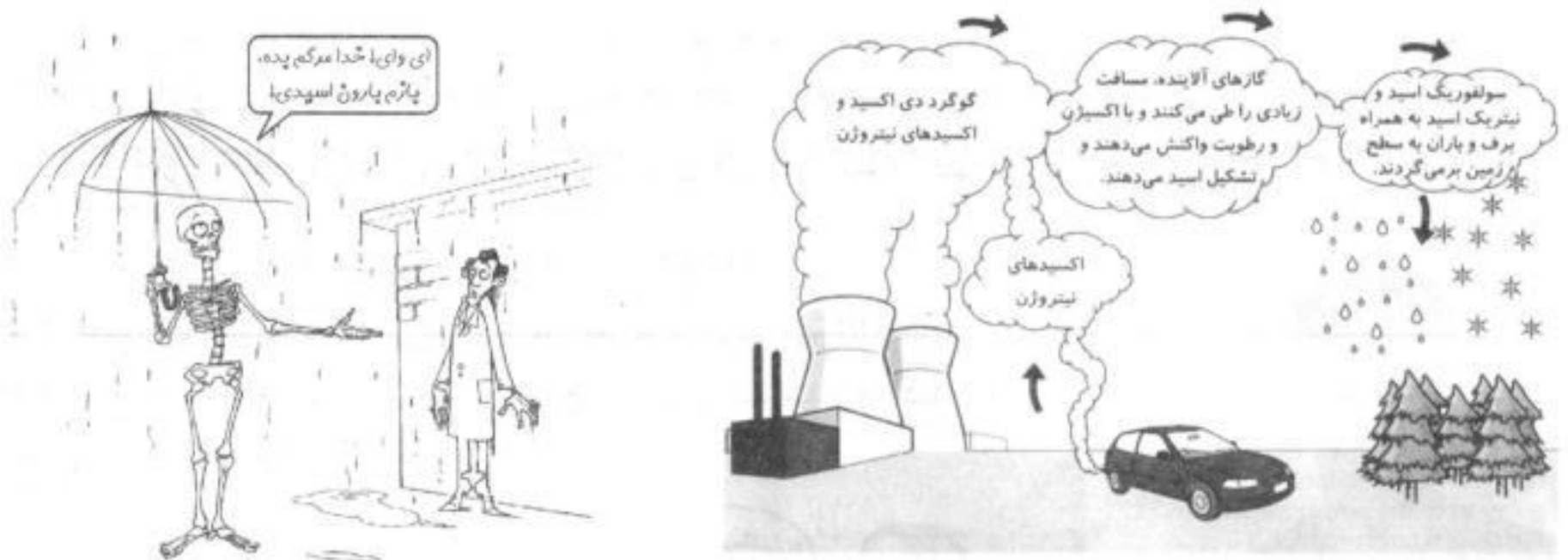


شکل (۲) - این جا زمانی جنگلی انبوه و زیبا بوده است اما بر اثر باران اسیدی به این شکل در آمده است!

پیششید، باران‌های اسیدی چگونه تشکیل می‌شوند؟



بسیاری از کارخانه‌ها یا خودروها سالیانه مقادیر زیادی گوگرد دی اکسید (SO_2) و نیز اکسیدهای نیتروژن تولید می‌کنند^۱ که این گازها وارد جو شده و به نقاط دوردست مهاجرت می‌کنند و به مرور با رطوبت هوا واکنش می‌دهند و در نهایت به هنگام بارش برف و باران به صورت انواع اسیدها (H_2SO_4 ، HNO_3 و...) به سطح زمین برمی‌گردند و باعث آسیب‌های جدی به محیط زیست می‌شوند.



شکل (۴) - چگونگی ایجاد باران اسیدی

برای آشنایی بیشتر با اسیدها و بازها، ابتدا لازم است که با یون هیدرونیوم (H_3O^+) آشنا شویم.

یون هیدرونیوم (H_3O^+)

اتم هیدروژن معمولی (1H) شامل یک پروتون و یک الکترون است. توجه داشته باشید که این اتم، تنها اتمی است که نوترون ندارد. حال به نظر شما اگر یک الکترون از این اتم کم کنیم چه چیزی باقی می‌ماند؟

۱- کشورهای آمریکا و کانادا به همراه کشورهای اروپایی، سالانه ۱۰۰ میلیون تن [!] گاز گوگرد دی اکسید (SO_2) وارد جو زمین می‌کنند که ۹۰ درصد این مقدار ناشی از مصرف سوخت‌های فسیلی است.



: اگر از اتم هیدروژن معمولی (${}^1\text{H}$)، یک الکترون برداریم، یون هیدروژن (${}^1\text{H}^+$) به دست می‌آید که فقط شامل یک پروتون است.

بله، در واقع به همین دلیل است که یون هیدروژن (H^+) را پروتون نیز می‌نامیم.



: پس یعنی همه یون‌های مثبت را می‌توانیم پروتون بنامیم؟

نه، فقط یون ${}^1\text{H}^+$ ، پروتون نام دارد زیرا این یون فاقد الکترون و نوترون است و فقط شامل یک پروتون می‌باشد. خب، حالا به نظر شما اگر یون هیدروژن (${}^1\text{H}^+$) را به اندازه‌ی یک توپ تنیس فرض کنیم، اندازه‌ی سایر یون‌های مثبت (مانند ${}^7\text{Li}^+$) چقدر خواهد بود؟



: لابد اندازه‌ی یک توپ فوتبال.

خیر.



: اندازه‌ی فضای یک کلاس.

نه، باز هم بالاتر بروید!



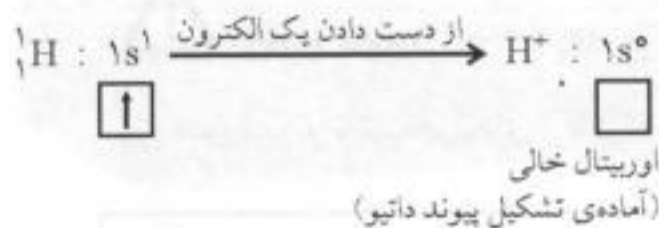
: اندازه‌ی یک استودیوم ورزشی.

بله، در کتاب شیمی (۲) خوانده‌اید قطر هسته‌ی اتم‌ها حدود $\frac{1}{100000}$ قطر خود اتم است. پس قطر یون H^+ (که فقط دارای هسته است) نسبت به سایر یون‌های مثبت (که علاوه بر هسته دارای یک یا چند لایه‌ی الکترونی نیز هستند) حدود $\frac{1}{100000}$ است! معنی این گفته آن است که یک واحد بار الکتریکی مثبت روی سطح بی‌نهایت کوچکی متمرکز شده است، بنابراین واکنش‌پذیری یون H^+ با ذره‌هایی که دارای جفت الکترون ناپیوندی هستند بسیار زیاد است.

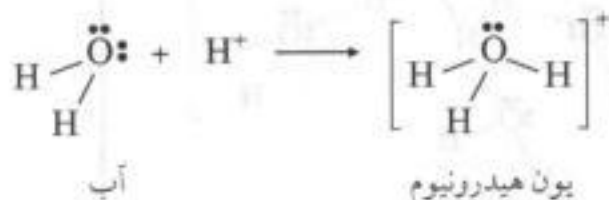


: حالا چرا با ذره‌هایی که دارای جفت الکترون ناپیوندی هستند؟

علت این است که یون H^+ دارای یک اوربیتال خالی است بنابراین می‌تواند با ذره‌هایی که جفت الکترون ناپیوندی دارند، پیوند داتیو تشکیل دهد.



یادآوری: پیوند داتیو، حالت خاصی از پیوند کووالانسی است که طی آن جفت الکترون ناپیوندی از سوی یک اتم در اختیار اوربیتال خالی اتم دیگر قرار داده می‌شود.



طبق این توضیحات، یون H^+ یا همان پروتون نمی‌تواند در آب به صورت آزاد وجود داشته باشد زیرا مولکول‌های آب دارای جفت الکترون ناپیوندی هستند و بلافاصله یون H^+ را با تشکیل پیوند داتیو جذب نموده و تشکیل یون هیدرونیوم (H_3O^+) می‌دهند.

لازم به ذکر است که پیوند داتیو پس از تشکیل، هیچ فرقی با پیوند کووالانسی معمولی ندارد پس در یون هیدرونیوم (H_3O^+) هر سه پیوند کاملاً یکسان هستند.



طبق توضیحات شما یون هیدروژن (H^+) نمی‌تواند در محیط‌های آبی به صورت آزاد و مستقل وجود داشته باشد.

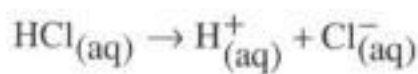
درست فهمیدم!

بله، درست گفتید.

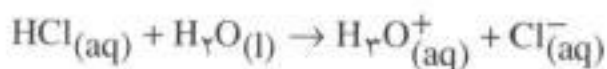


پس چرا در کتاب درسی سال‌های گذشته، صحبت از یون هیدروژن محلول در آب یعنی $H^+_{(aq)}$ می‌شد؟

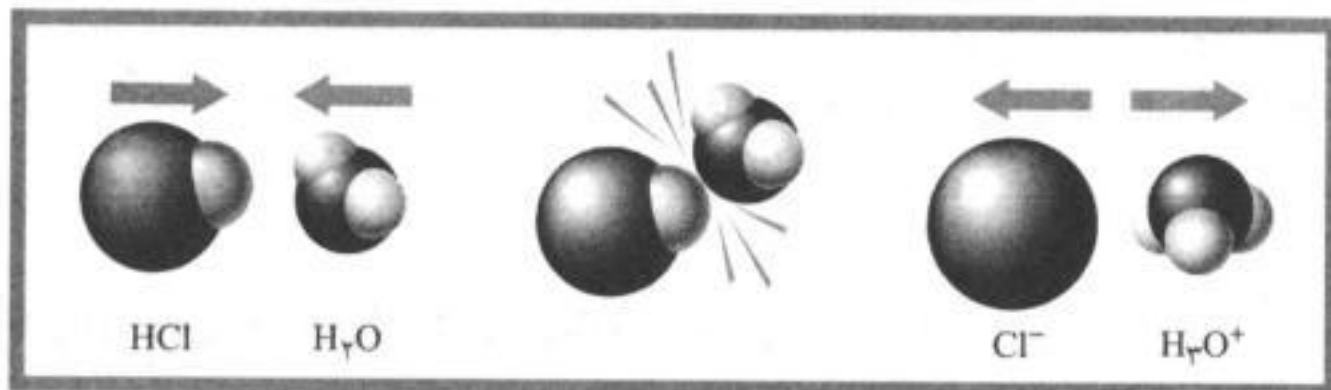
خب، این در واقع یک غلط مصطلح است! در واکنش‌های شیمیایی برای سادگی بیان، اغلب به جای $H_3O^+_{(aq)}$ از $H^+_{(aq)}$ استفاده می‌شود. به عنوان مثال معادله تفکیک یونی هیدروکلریک اسید معمولاً به صورت زیر نوشته می‌شود:



ولی همان‌طور که توضیح دادم، $H^+_{(aq)}$ در واقع وجود ندارد زیرا نمی‌توان پذیرفت که هیدروژن در $H-Cl$ از آرایش الکترونی کامل و پایدار خود صرف‌نظر کند و به صورت پروتون ناپایداری در آب رها شود. واقعیت این است که طی تفکیک یونی HCl ، یون H^+ از این مولکول جدا شده و به یک مولکول H_2O می‌چسبد! و بدین ترتیب یون هیدرونیوم (H_3O^+) به وجود می‌آید.



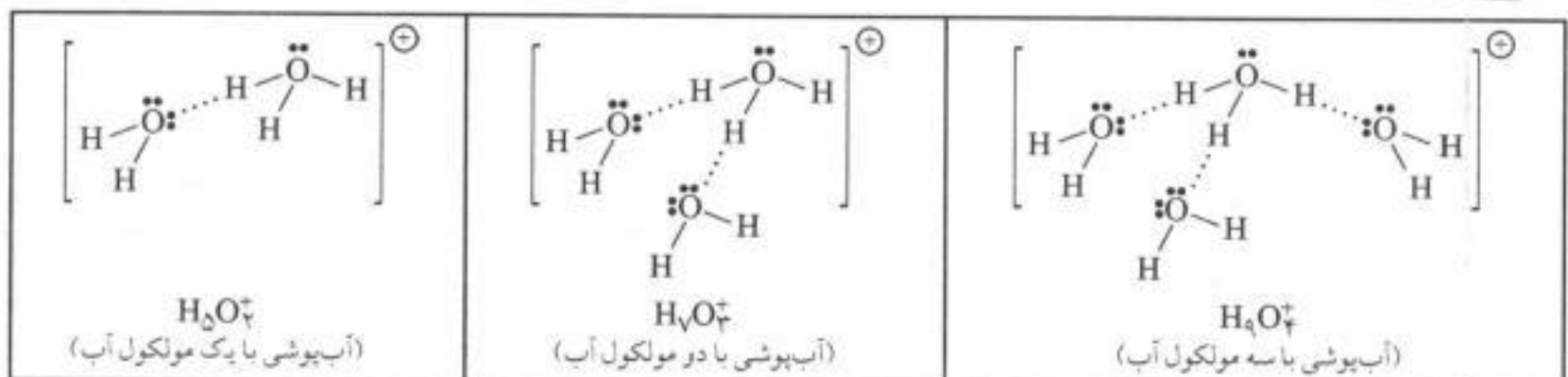
شاید شکل زیر، انتقال پروتون (H^+) را از HCl به H_2O بهتر نشان دهد.



شکل (۵) - یونیده شدن HCl در آب و تولید یون هیدرونیوم

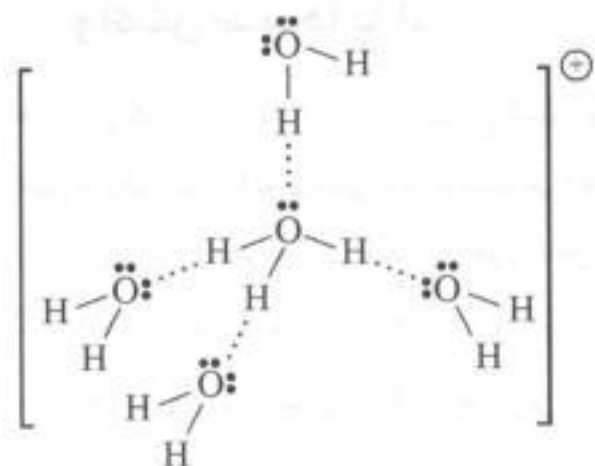


نکته مهم: یون H_3O^+ در آب ممکن است توسط یک، دو و یا حداکثر سه مولکول آب پوشی شود که در این صورت، به ترتیب یون‌های $H_5O_2^+$ ، $H_7O_3^+$ و $H_9O_4^+$ به وجود می‌آید.





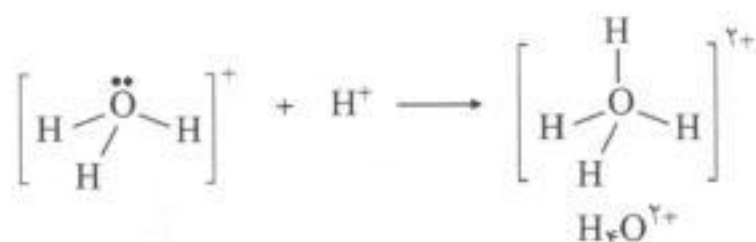
طبق توضیحات شما، یون هیدرونیوم (H_3O^+)، حداکثر توسط ۳ مولکول H_2O ، آب پوشی می‌شود. اما به نظر من یک مولکول آب دیگر نیز می‌تواند از سر هیدروژن خود با اکسیژن مربوط به H_3O^+ ، پیوند برقرار کند و طبق شکل زیر، H_3O^+ توسط ۴ مولکول H_2O ، محاصره و آب پوشی شود.



این شکل فقط تخیل شما است و قابل قبول نیست! زیرا در یون هیدرونیوم (H_3O^+) اتم اکسیژن به دلیل جذب پروتون دارای بار مثبت شده است و نمی‌تواند با اتم هیدروژن مربوط به مولکول H_2O که دارای جزیی بار مثبت (δ^+) است جاذبه برقرار کند و بین آنها دافعه به وجود می‌آید. پس یادتان باشد که یون هیدرونیوم (H_3O^+)، حداکثر توسط سه مولکول H_2O ، آب پوشی می‌شود!



پیششید! حالا یک سؤال دیگر دارم. با توجه به این که اتم اکسیژن در H_3O^+ هنوز دارای یک جفت الکترون ناپیوندی است، آیا این یون می‌تواند طی واکنش زیر، یک پروتون (H^+) دیگر را جذب نموده و تشکیل یون H_4O^{2+} دهد؟

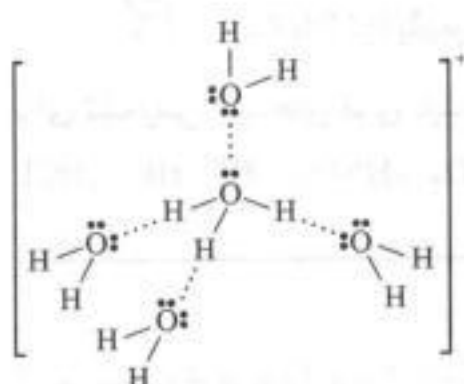


خیر چنین چیزی ممکن نیست، زیرا اتم اکسیژن در یون هیدرونیوم، با جذب یک پروتون دارای بار مثبت شده است و چون اتم اکسیژن الکترونگاتیوی بالایی دارد حاضر نیست بار مثبت زیادی را تحمل کند بنابراین اتم اکسیژن در H_3O^+ و پروتون (H^+) که هر دو دارای بار مثبت هستند یکدیگر را دفع می‌کنند و بین آنها واکنشی صورت نمی‌گیرد پس یون H_4O^{2+} وجود ندارد.

واکنش مواد مختلف با آب

واکنش مواد مختلف با آب در گوشه و کنار قسمت‌های گوناگون این بخش مطرح شده است، پس بهتر است ابتدا واکنش مهم‌ترین مواد با آب را در پنج مورد زیر بررسی کنیم.

- ۱- واکنش اسیدها با آب
- ۲- حل شدن هیدروکسیدهای فلزی در آب



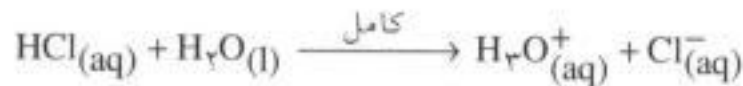
۱- در محلول‌های بسیار رقیق $H_3O^+(aq)$ ، مولکول چهارم آب می‌تواند از سر منفی خود (یعنی سر اکسیژن) با یون H_3O^+ جاذبه‌ی یون-دوقطبی ایجاد کند و تشکیل یون H_4O^+ دهد.

این مطلب از کتاب «شیمی محلول‌ها و الکتروشیمی»، تألیف: «دکتر محمود محمودی هاشمی و علی عزآبادی» انتشارات دانشگاه صنعتی شریف، صفحه‌ی ۲۷ اتخاذ شده است. لازم به ذکر است که آب پوشی یون H_3O^+ توسط ۴ مولکول H_2O را در منبع معتبر دیگری مشاهده نکردم!

- ۳- واکنش اکسیدهای نافلزی (اکسیدهای اسیدی) با آب
- ۴- واکنش اکسیدهای فلزی (اکسیدهای بازی) با آب
- ۵- واکنش آمونیاک و آمین‌ها با آب

۱- واکنش اسیدها با آب

هنگامی که یک اسید را وارد آب می‌کنیم، یون H^+ از اسید به روی H_2O منتقل می‌شود و در نتیجه یون هیدرونیوم (H_3O^+) به همراه یک آنیون (یون منفی) به دست می‌آید. به این واکنش، **تفکیک یونی** یا **یونش اسید** می‌گویند. اگر اسید مورد نظر قوی باشد، به طور کامل در آب یونش می‌یابد، به عبارت دیگر اسیدهای قوی به صورت کاملاً یونی در آب حل می‌شوند. به عنوان مثال اگر ۱۰۰۰ مولکول HCl را وارد آب کنیم تقریباً تمامی آن‌ها تبدیل به یون‌های H_3O^+ (aq) و Cl^- (aq) می‌شوند در واقع در محلول نهایی HCl مولکولی وجود ندارد. به همین دلیل است که واکنش تفکیک یونی یا یونش اسیدهای قوی را اغلب به صورت یک طرفه (کامل) نشان می‌دهند.



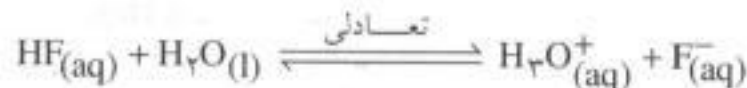
گونه	$HCl(aq)$	$H_2O(l)$	$H_3O^+(aq)$	$Cl^-(aq)$
تعداد اولیه	۱۰۰۰	-	۰	۰
تعداد نهایی	۰	-	۱۰۰۰	۱۰۰۰

چرا در جدول فوق برای غلظت $H_2O(l)$ چیزی ننوشتید؟



زیرا $H_2O(l)$ ، به صورت مایع بوده و حلال سایر ذره‌ها می‌باشد پس غلظت آن ثابت است و در این مثال نیازی به تعیین غلظت $H_2O(l)$ نداریم.

در مورد اسیدهای ضعیف، انحلال در آب به صورت تعادلی صورت می‌گیرد. بدین ترتیب که انحلال **بیش‌تر به صورت مولکولی** و بدون انجام واکنش شیمیایی است و **تعداد کمی** از مولکول‌های اسید نیز با مولکول‌های آب وارد واکنش شده و یونش می‌یابند. به عنوان مثال اگر ۱۰۰۰ مولکول HF را وارد آب کنیم، ۲۴ مولکول آن به یون تبدیل می‌شوند یعنی **یونیده** می‌شوند، اما ۹۷۶ مولکول به صورت یونیده نشده در آب باقی می‌مانند. پس محلول نهایی شامل تعادلی از مولکول‌های $HF(aq)$ با یون‌های $H_3O^+(aq)$ و $F^-(aq)$ است که البته غلظت مولکول‌های $HF(aq)$ بسیار بیش‌تر است. به همین دلیل است که یونش اسیدهای ضعیف را به صورت تعادلی نشان می‌دهیم.

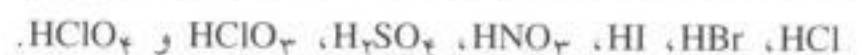


گونه	$HF(aq)$	$H_2O(l)$	$H_3O^+(aq)$	$F^-(aq)$
تعداد اولیه	۱۰۰۰	-	۰	۰
تعداد نهایی	۹۷۶	-	۲۴	۲۴

حالا ما از کجا بفهمیم که یک اسید (مثلاً HF یا HCl) چقدر اسیدهای قوی است یا چقدر اسیدهای ضعیف؟




برای تشخیص اسیدهای قوی باید هفت اسید قوی متداول را به صورت زیر حفظ باشید:



بدیهی است که اگر اسیدی در لیست هفت تایی فوق نباشد، جزو اسیدهای ضعیف محسوب می‌شود. در مورد H_2SO_4 نیز توجه داشته باشید که فقط در مرحله‌ی اول یونش، اسید قوی است و در مرحله‌ی دوم یونش، اسید ضعیف می‌باشد که علت آن را در قسمت‌های بعدی بررسی خواهیم کرد.


حالا با چند سؤال و جواب سعی می‌کنیم مطلب را بهتر جا بیاندازیم. به نظر شما HNO_3 یک اسید قوی است یا یک اسید ضعیف؟

 : HNO_3 یک اسید ضعیف است.


از کجا فهمیدید؟

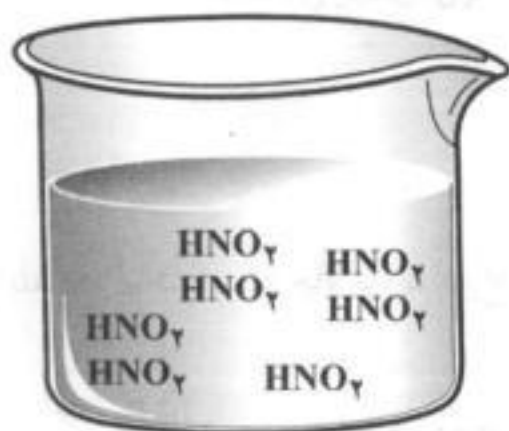
 : چون HNO_3 در لیست هفت تایی اسیدهای قوی وجود ندارد پس لابد یک اسید ضعیف است.

بله درست است. حالا بگویید هنگامی که می‌گوییم HNO_3 یک اسید ضعیف است به چه معنی است؟


 : معنی آن این است که HNO_3 در آب، پیش‌تر به صورت مولکولی حل می‌شود و تعداد کمی از مولکول‌های آن یونش می‌یابند و تبدیل به یون‌های H_3O^+ و NO_3^- می‌شوند.

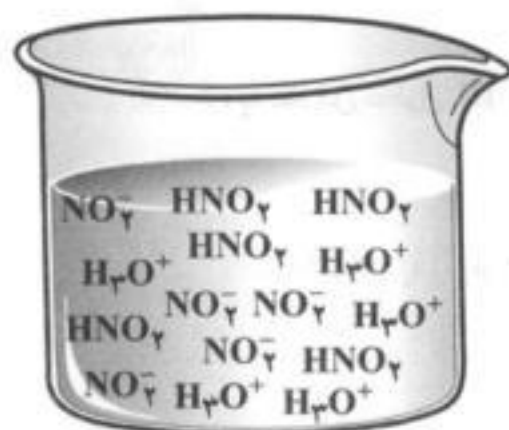
آفرین. آیا می‌توانید تصویری از محلول HNO_3 در آب را برایم رسم کنید؟ منظورم این است که تصور خود را از محلول HNO_3 در آب، با یک شکل ساده بیان کنید.

 : تصور من از محلول HNO_3 در آب به صورت زیر است:

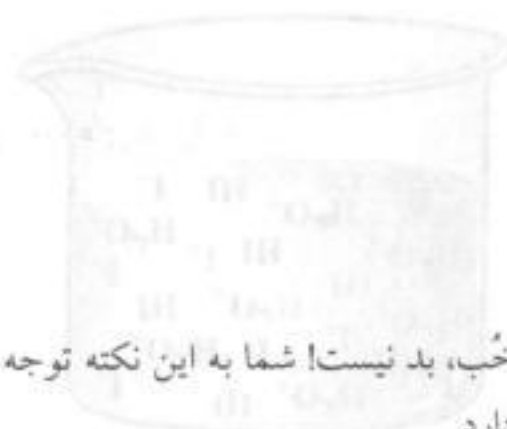


متأسفم اصلاً قابل قبول نیست!

 : به نظر من محلول HNO_3 در آب را باید به صورت زیر در نظر بگیریم.

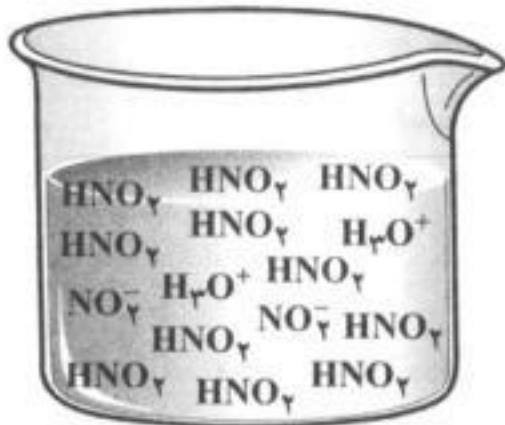


خُب، بد نیست! شما به این نکته توجه داشته‌اید که تعدادی از مولکول‌های HNO_3 یونش می‌یابند ولی در تصور شما نیز خطایی وجود دارد.





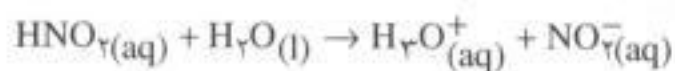
: فکر می‌کنم خطای دوست من این است که تعداد مولکول‌های HNO_3 را با تعداد یون‌های NO_3^- و H_3O^+ تقریباً یکسان فرض کرده است. در حالی که HNO_3 یک اسید ضعیف است پس به میزان بسیار کمی تفکیک یونی می‌شود به همین دلیل تعداد یون‌های NO_3^- و H_3O^+ باید نسبت به تعداد مولکول‌های HNO_3 بسیار کم‌تر باشد. به نظر من محلول HNO_3 در آب به صورت زیر است:



آفرین، عالی بود. آیا می‌توانید معادله یونش HNO_3 را بنویسید.



: به نظر من معادله یونش HNO_3 به صورت زیر است:



واکنش فوق قابل قبول نیست.



: ایراد دوست من این است که واکنش را به صورت یک طرفه نشان داده است در حالی که HNO_3 یک اسید ضعیف است و معادله یونش آن به صورت تعادلی است.



غلظت در حالت تعادل نسبتاً زیاد است.

غلظت این گونه‌ها در حالت تعادل کم است.

بله، حق با شماست. حالا برویم سراغ یک اسید دیگر. به نظر شما HI یک اسید ضعیف است یا یک اسید قوی؟

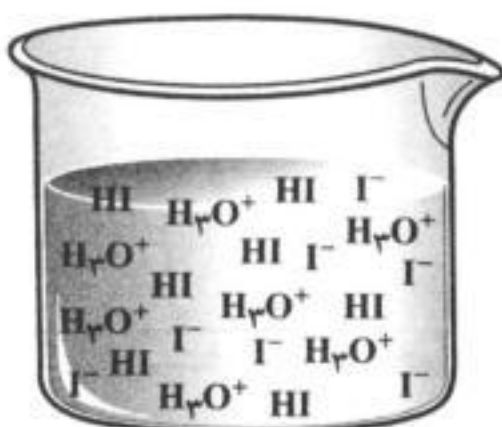


: HI در لیست هفت تایی اسیدهای قوی وجود دارد پس یک اسید قوی است.

بله، اکنون به من بگویید که تصور شما از محلول HI در آب چیست؟



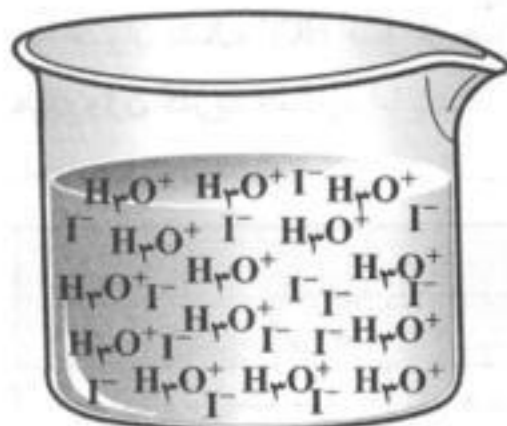
: به نظر من محلول HI در آب به صورت زیر است:



متأسفم، اشتباه کردید.



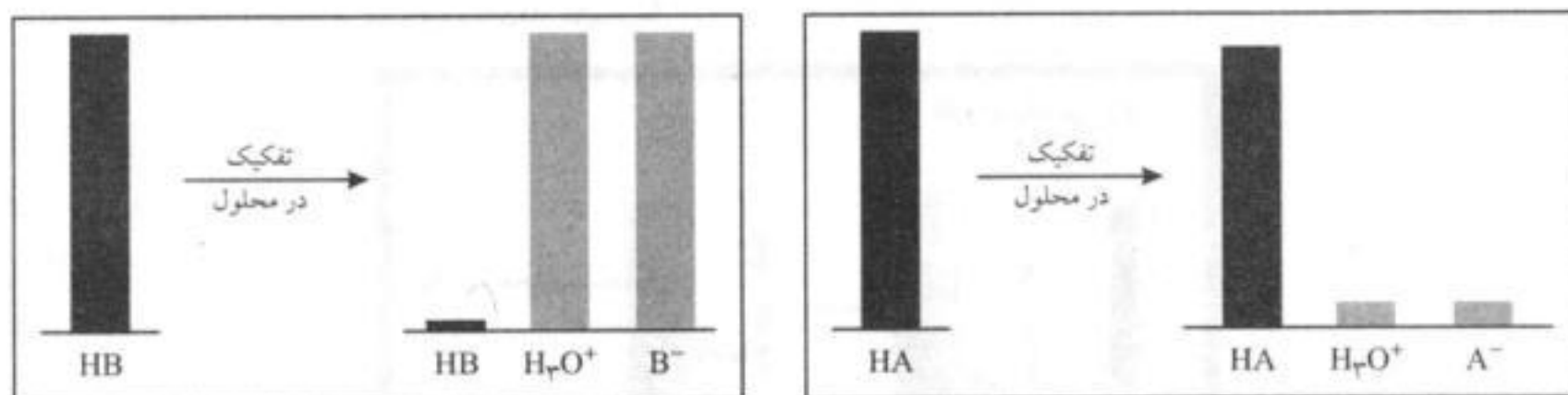
ایراد دوست من این است که در محلول HI در آب، تعدادی از مولکول‌های این اسید را به صورت مولکولی فرض کرده است اما واقعیت این است که HI به صورت کاملاً یونی در آب تفکیک می‌شود پس در محلول حاصل نباید مولکول HI تفکیک نشده داشته باشیم.



بله، درست است.



تمرین ۱: با توجه به شکل‌های زیر، اسید HA قوی‌تر است یا اسید HB؟ چرا؟



جواب:

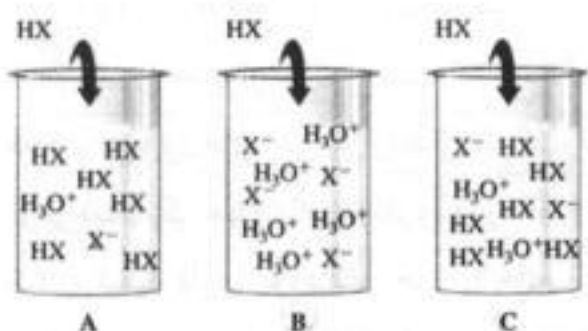


این شکل‌ها نشان می‌دهند که HB به طور تقریباً کامل تفکیک شده است اما HA به میزان بسیار کمی تفکیک شده است پس HB یک اسید قوی و HA یک اسید ضعیف است.

درست است.



تمرین ۲: با توجه به شکل مقابل قدرت اسیدی اسیدهای موجود در ظرف A، B و C را مقایسه کنید. (غلظت اسید در هر سه ظرف یکسان است)



اسید موجود در ظرف B به طور کامل یونیده شده است پس قدرت اسیدی آن از همه پیش‌تر است. از طرفی اسید موجود در ظرف C نسبت به اسید موجود در ظرف A پیش‌تر یونیده شده است پس اسید موجود در ظرف C از اسید موجود در ظرف A قوی‌تر است. پس:

قدرت اسیدی: $B > C > A$



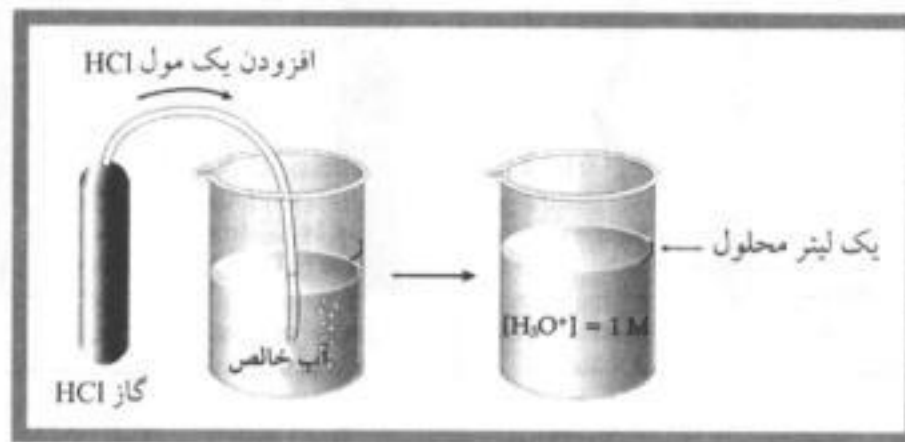
نکته: ترکیب هیدروژن دار هالوژن‌ها قبل از انحلال در آب گازی شکل است و بر وزن هیدروژن هالید نام گذاری می‌شود اما محلول آن‌ها در آب بر وزن **هیدروهالیک اسید** نام گذاری می‌شود.

به عنوان مثال، HCl قبل از حل شدن در آب گازی شکل است و **هیدروژن کلرید** نام دارد اما بعد از حل شدن در آب **هیدروکلریک اسید** نامیده می‌شود. به طور کلی بهتر است به جدول زیر توجه کنید.



فرمول شیمیایی	نام	
	قبل از حل شدن در آب	بعد از حل شدن در آب
HF	هیدروژن فلوئورید	هیدروفلوئوریک اسید
HCl	هیدروژن کلرید	هیدروکلریک اسید
HBr	هیدروژن برمید	هیدروبرمیک اسید
HI	هیدروژن یدید	هیدرویدیک اسید

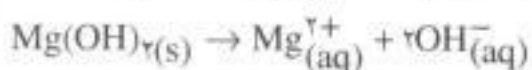
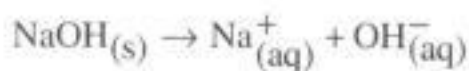
جدول (۱) - نام ترکیب هیدروژن دار هالوژن‌ها



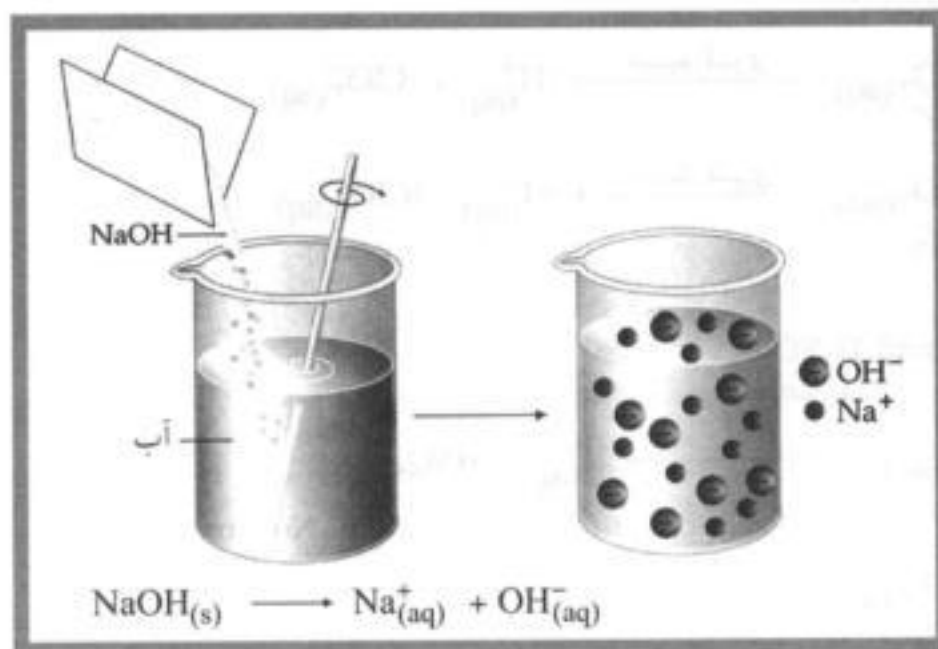
شکل (۶) - HCl یک اسید قوی است بنابراین با حل کردن یک مول گاز هیدروژن کلرید (HCl) در یک لیتر آب، غلظت یون $H_3O^+(aq)$ به یک مولار می‌رسد.

۲- حل شدن هیدروکسیدهای فلزی در آب

هنگامی که به یک شخص ناشی [!] می‌گویم واکنش حل شدن NaOH را در آب بنویس، ابتدا سمت چپ واکنش را به صورت « $NaOH + H_2O \rightarrow$ » می‌نویسد و سپس گیج و مبهوت به واکنش خیره می‌شود و نمی‌داند که چگونه سمت راست واکنش را تکمیل کند. نکته‌ی قابل توجه این است که انحلال هیدروکسیدهای فلزی در آب **جنبه‌ی فیزیکی** دارد. یعنی طی انحلال هیدروکسیدهای فلزی، مولکول‌های آب در واکنش شرکت نکرده و فقط یون‌های مربوط به هیدروکسید فلز، از حالت جامد (s) به حالت محلول (aq) درمی‌آیند. اگر هیدروکسید فلزی مورد نظر جزو **بازهای قوی** باشد واکنش تفکیک یونی آن را به صورت **یک طرفه** می‌نویسیم اما اگر هیدروکسید فلزی مورد نظر جزو بازهای ضعیف باشد واکنش تفکیک یونی آن را به صورت تعادلی می‌نویسیم. به عنوان مثال واکنش تفکیک یونی (یونش) NaOH و $Mg(OH)_2$ به صورت زیر است:



توجه داشته باشید که در سمت چپ واکنش‌های فوق، مولکول‌های آب را نمی‌نویسیم زیرا همان‌طور که گفته شد انحلال هیدروکسیدهای فلزی در آب جنبه‌ی فیزیکی دارد و با انجام واکنش شیمیایی همراه نیست.



شکل (۷) - با حل کردن NaOH در آب، این ماده به طور کامل تفکیک یونی می‌شود.



نکته ۱: منظور از بازهای قوی، هیدروکسیدهای گروه‌های ۱ و ۲ به جز $\text{Be}(\text{OH})_2$ و $\text{Mg}(\text{OH})_2$ است، به عبارت دیگر بازهای قوی را می‌توان به صورت زیر معرفی نمود:

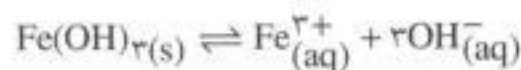
۱ از گروه ۱: $\text{LiOH} - \text{NaOH} - \text{KOH} - \text{RbOH} - \text{CsOH}$

۲ از گروه ۲: $\text{Ca}(\text{OH})_2 - \text{Sr}(\text{OH})_2 - \text{Ba}(\text{OH})_2$



نکته ۲: بازهایی که در آب محلول هستند را قلیا می‌نامیم. کلیه‌ی هیدروکسیدهای فلزی که باز قوی هستند قلیا محسوب می‌شوند زیرا در آب حل می‌شوند. اما سایر هیدروکسیدهای فلزی، مانند هیدروکسیدهای فلزهای واسطه و نیز $\text{Be}(\text{OH})_2$ یا $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ، با این که باز هستند اما قلیا محسوب نمی‌شوند زیرا در آب نامحلول هستند.

به عنوان مثال انحلال آهن III هیدروکسید در آب را می‌توان به صورت روبه‌رو نشان داد.



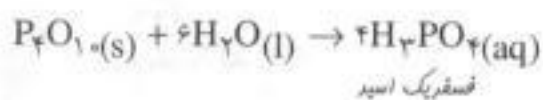
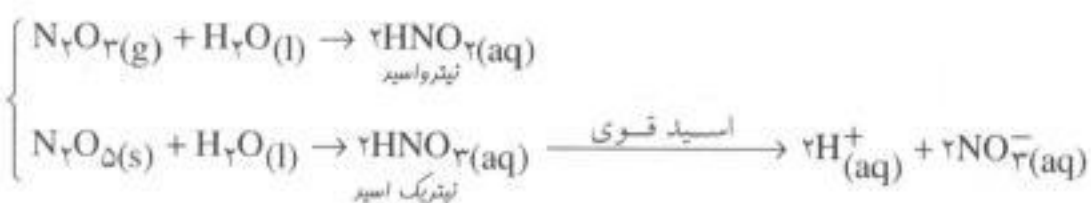
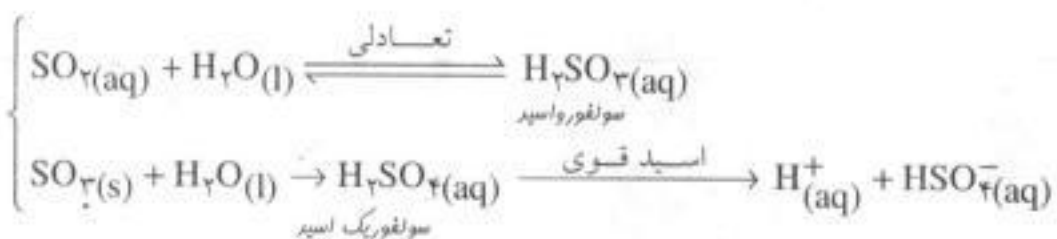
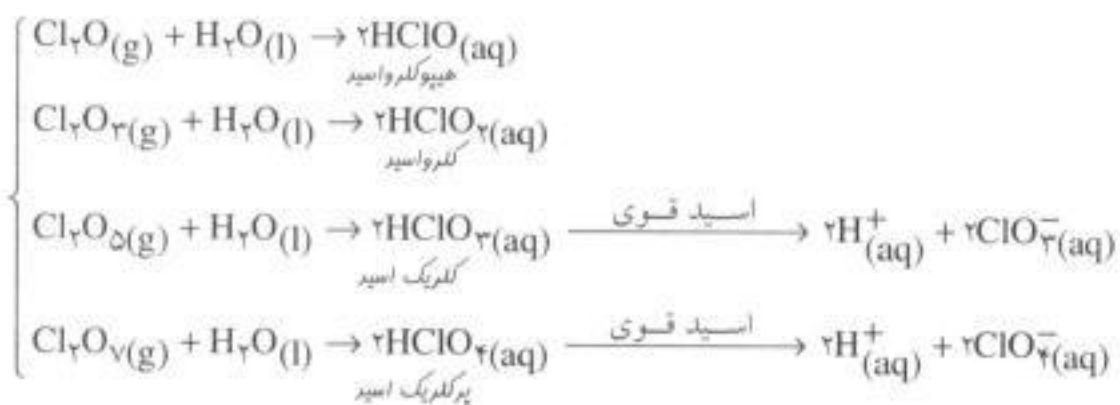
پیششید! شما که گفتید هیدروکسیدهای فلزی (از جمله $\text{Fe}(\text{OH})_3$) جزو بازهای قوی نیستند و در آب نامحلول هستند پس چرا برای $\text{Fe}(\text{OH})_3$ واکنش مربوط به انحلال در آب و تفکیک یونی آن را مطرح کرده‌اید؟

هنگامی که می‌گوییم یک ماده در آب نامحلول است بدین معنی نیست که اصلاً در آب حل نمی‌شود بلکه معنی آن این است که انحلال‌پذیری آن در آب از حد معینی کم‌تر است. پس ترکیباتی مانند $\text{Fe}(\text{OH})_3$ که در آب نامحلول هستند در واقع به میزان بسیار کمی در آب حل می‌شوند.

۳- واکنش اکسیدهای نافلزی (اکسیدهای اسیدی) با آب

از واکنش اکسیدهای نافلزی با آب، یک اسید اکسیژن‌دار به دست می‌آید که اگر قوی باشد آن را به صورت تفکیک شده و اگر ضعیف باشد آن را به صورت مولکولی می‌نویسیم. به شما توصیه می‌کنم که واکنش چند اکسید نافلزی زیر را با آب به خوبی حفظ کنید!

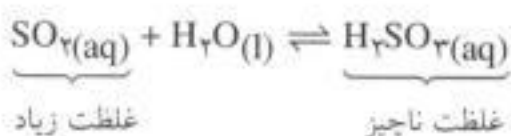
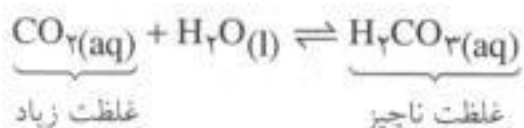
۱- برای این که این واکنش‌ها را راحت‌تر حفظ کنید یادتان باشد که عدد اکسایش نافلز در دو سمت واکنش یکسان است. به عنوان مثال در واکنش Cl_2O_7 با آب، عدد اکسایش کلر هم در Cl_2O_7 و هم در اسید حاصل یعنی در HClO_4 برابر ۳+ است.



چرا در واکنش‌های فوق، فقط واکنش CO_2 و SO_2 را با آب به صورت تعادلی نشان داده‌اید؟



ابتدا بگذارید بار دیگر به واکنش‌های CO_2 و SO_2 با آب نگاهی بیندازیم:



H_2CO_3 و H_2SO_3 اسیدهایی ناپایدار هستند و میزان تشکیل آن‌ها بسیار ناچیز است. به عبارت دیگر تعادل‌های فوق در سمت چپ قرار دارند یعنی غلظت $\text{CO}_2(\text{aq})$ نسبت به غلظت $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ بسیار بیشتر است و غلظت $\text{SO}_2(\text{aq})$ نیز نسبت به غلظت $\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq})$ بسیار بیشتر است.



در واقع منظور شما این است که چون در محلول CO_2 در آب غلظت $\text{CO}_2(\text{aq})$ نسبت به غلظت $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ بسیار بیشتر است کل محلول را بهتر است به صورت $\text{CO}_2(\text{aq})$ نشان دهیم نه به صورت $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$. درست فهمیدم؟

دقیقاً. بگذارید نتیجه‌ی بحث را به صورت نکته‌ی زیر خلاصه کنم.

نکته: $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ و $\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq})$ اسیدهایی ناپایدار هستند به همین دلیل بهتر است آن‌ها را به ترتیب به صورت $\text{CO}_2(\text{aq})$ و $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ و نیز $\text{SO}_2(\text{aq})$ و $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ نشان دهیم.

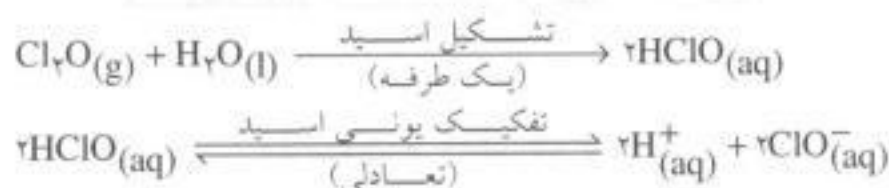




: آقا اجازه! من یک چیزی را در مورد واکنش Cl_2O با آب نمی‌فهمم. شما قبلاً گفته بودید که واکنش مربوط به اسیدهای ضعیف را به صورت تعادلی و واکنش مربوط به اسیدهای قوی را به صورت یک طرفه می‌نویسیم. پس چرا واکنش Cl_2O را با آب که منجر به تشکیل یک اسید ضعیف (HClO) می‌شود به صورت یک طرفه نشان داده‌اید؟

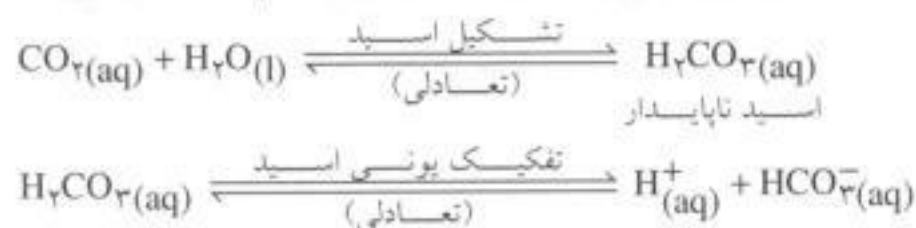


چه ربطی داره؟! هنگامی که یک اسید ضعیف است، واکنش تفکیک یونی (یونش) آن را به صورت تعادلی می‌نویسیم اما واکنش تشکیل اسید ضعیف از اکسید مربوطه را به صورت یک طرفه می‌نویسیم.



: پس چرا در مورد H_2CO_3 و H_2SO_3 ، واکنش تشکیل اسید را به صورت تعادلی نوشتید؟

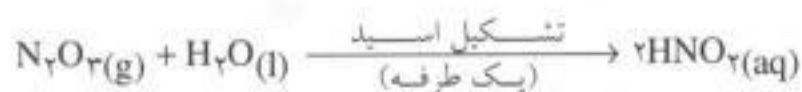
H_2CO_3 و H_2SO_3 اسیدهایی ناپایدار هستند به همین دلیل واکنش تشکیل آنها از اکسید مربوطه را به صورت تعادلی می‌نویسیم. از طرفی چون این دو اسید، اسیدهای ضعیف هستند واکنش تفکیک یونی آنها را نیز به صورت تعادلی نمایش می‌دهیم.



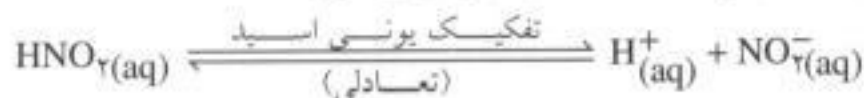
خب، حالا ببینم یاد گرفتید یا نه؟ آیا می‌توانید واکنش تشکیل HNO_2 از اکسید مربوطه و نیز واکنش تفکیک یونی (یونش) آن را بنویسید؟



: HNO_2 برخلاف H_2CO_3 یا H_2SO_3 اسید ناپایدار نیست پس واکنش تشکیل آن از اکسید مربوطه را به صورت یک طرفه نشان می‌دهیم.



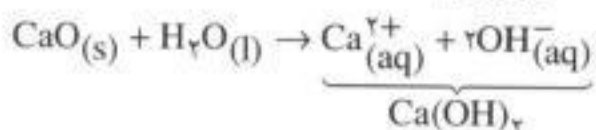
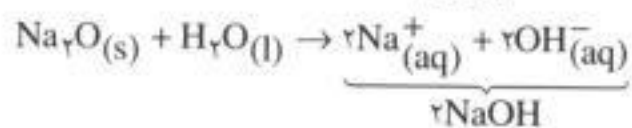
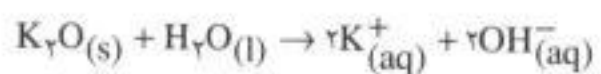
از طرفی چون HNO_2 یک اسید ضعیف است واکنش تفکیک یونی آن را به صورت تعادلی نمایش می‌دهیم.



بله، به طور کلی می‌توان گفت که واکنش تشکیل یک اسید از اکسید مربوطه را به شرطی به صورت تعادلی می‌نویسیم که اسید حاصل ناپایدار باشد (مانند H_2CO_3 و H_2SO_3)، اما واکنش تفکیک یونی (یونش) اسید را به شرطی به صورت تعادلی می‌نویسیم که اسید مورد نظر ضعیف باشد (مانند HNO_2 ، H_2CO_3 ، HF و...).

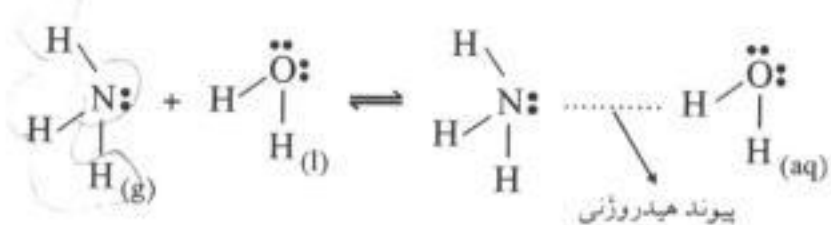
۴- واکنش اکسیدهای فلزی یا اکسیدهای بازی با آب

از واکنش اکسید فلزات با آب، هیدروکسید فلز به دست می‌آید که اگر یک باز قوی باشد آن را به صورت تفکیک شده می‌نویسیم. به مثال‌های زیر توجه کنید.



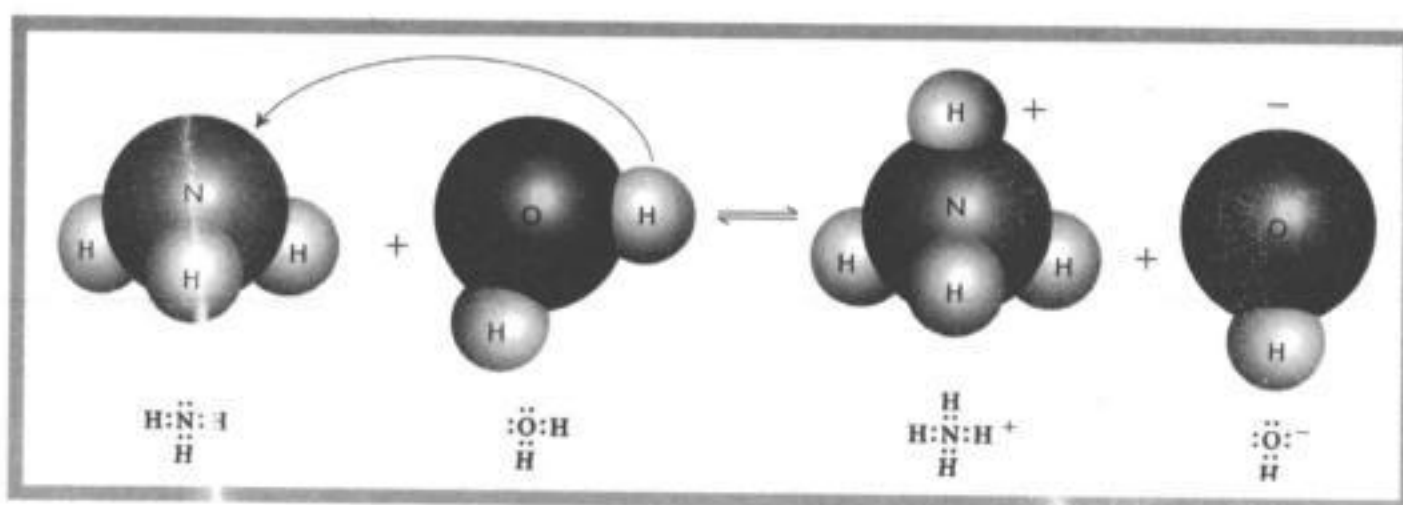
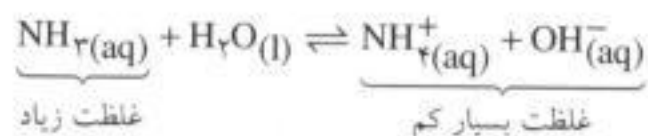
نکته: اکسید فلزهای واسطه و نیز MgO ، BeO و Al_2O_3 در آب نامحلول هستند.

۵- حل شدن آمونیاک و آمین‌ها در آب



حل شدن NH_3 در آب اهمیت زیادی دارد. گاز آمونیاک انحلال‌پذیری بسیار خوبی در آب دارد زیرا مولکول‌های NH_3 به خوبی با مولکول‌های آب پیوند هیدروژنی برقرار می‌کنند:

حل شدن آمونیاک در آب **بیش‌تر به صورت مولکولی انجام می‌شود** یعنی مولکول‌های NH_3 بدون انجام واکنش، لابه‌لای مولکول‌های آب قرار می‌گیرند. اما **تعداد کمی** از مولکول‌های آمونیاک در واکنش با آب، با جذب پروتون به یون آمونیوم (NH_4^+) و یون هیدروکسید (OH^-) تفکیک می‌شوند، به این دلیل محلول خاصیت قلیایی ضعیفی پیدا می‌کند.

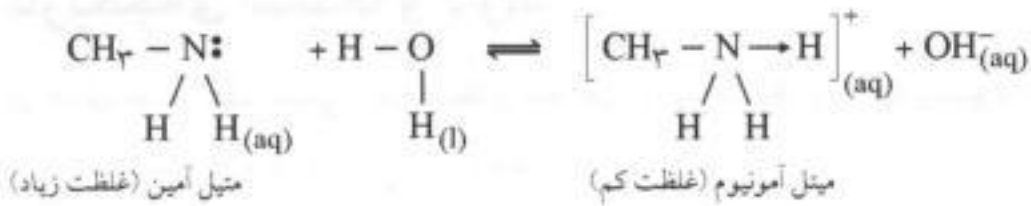


شکل (۸) - تفکیک یونی NH_3 در آب

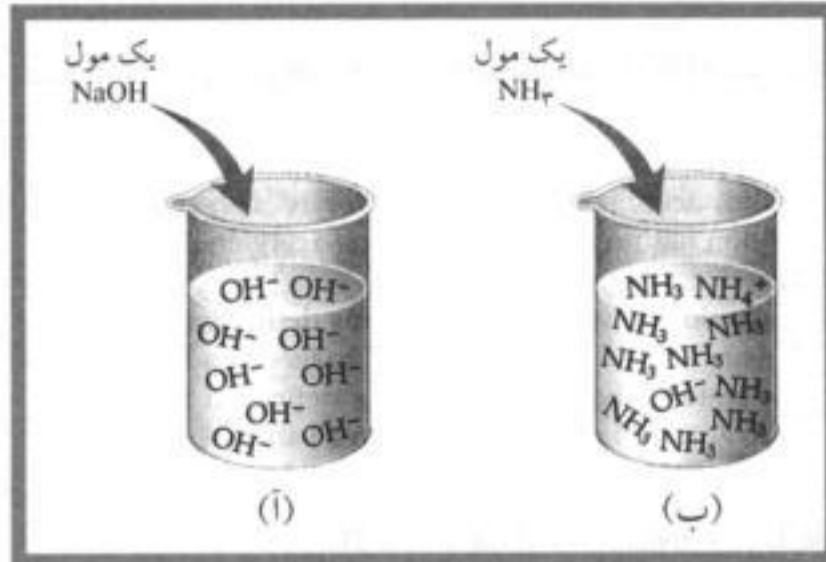
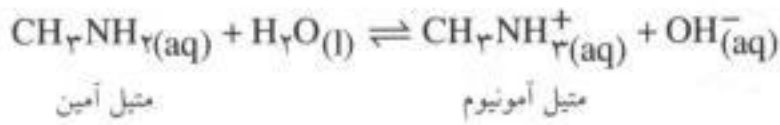
نکته: با توجه به این که انحلال آمونیاک در آب بیش‌تر به صورت مولکولی است، بهتر است محلول NH_3 در آب را **محلول آمونیاک** بنامیم نه **آمونیم هیدروکسید** و بهتر است آن را به صورت $NH_3(aq)$ نشان دهیم نه به صورت $NH_4OH(aq)$.

انحلال آمین‌ها نیز در آب درست مانند انحلال آمونیاک می‌باشد یعنی عمل انحلال بیش‌تر به صورت مولکولی انجام می‌شود و فقط به میزان بسیار کمی به صورت یونی انجام می‌شود. بنابراین غلظت $OH^-_{(aq)}$ در محلول آمین‌ها در آب نیز کم است پس محلول حاصل یک باز ضعیف محسوب می‌شود.

به عنوان مثال به واکنش متیل آمین با آب توجه کنید:



طی این واکنش در واقع یون H^+ از آب به روی متیل آمین منتقل شده است. این واکنش را به صورت زیر نیز می‌توان نشان داد:



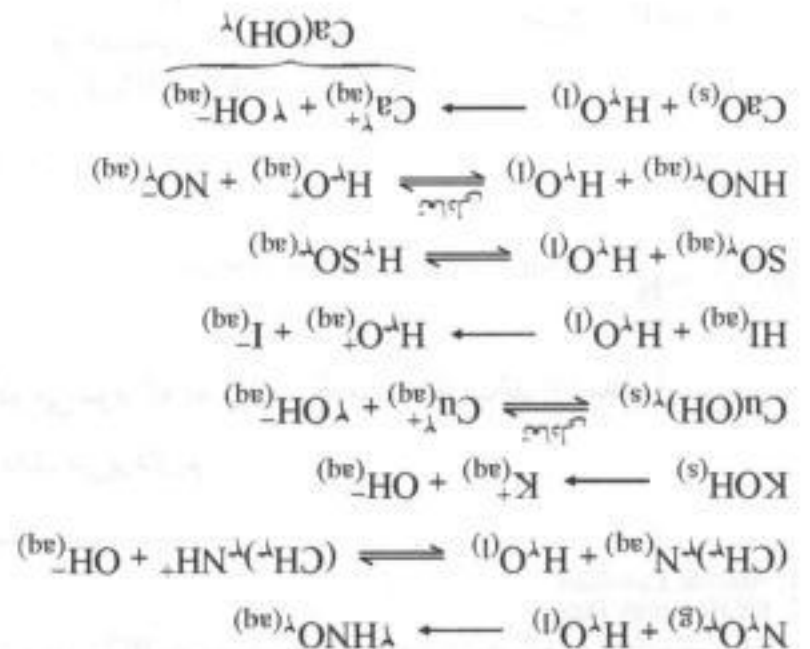
شکل (۹) - $\text{NaOH} - \text{A}^-$ یک باز قوی است و با حل کردن یک مول NaOH در آب، یک مول $\text{OH}^-_{\text{(aq)}}$ تولید می‌شود.
ب - NH_3 یک باز ضعیف است و با حل کردن یک مول NH_3 در آب، مقدار کمی $\text{OH}^-_{\text{(aq)}}$ تولید می‌شود.



مثال: با وارد نمودن هر یک از مواد زیر در آب، معادله‌ی فرایند انجام شده را بنویسید.



جواب: لطفاً ابتدا خودتان واکنش مواد فوق را بنویسید و فقط در صورت لزوم با جواب آن‌ها که به طور وارونه تایپ شده‌اند [!] مقایسه نمایید.



تاریخچه‌ی اسیدها و بازها



آنتوان لاووازیه (۱۷۴۳-۱۷۹۴)

در طول تاریخ علم شیمی، تعریف‌های مختلفی برای اسیدها و بازها پیشنهاد شده است که مهم‌ترین آن‌ها به ترتیب قدمت به شرح زیر هستند.

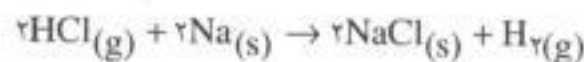
تعریف لاووازیه: لاووازیه^۱ اکسیژن را به عنوان عنصر اصلی سازنده‌ی اسیدها در نظر گرفت. ضمن این که هیدروژن نیز در ساختار اسیدهای مورد نظر لاووازیه وجود داشت. به نظر می‌رسد که اسیدهای مورد نظر لاووازیه، اسیدهای اکسیژن‌دار (مانند H_2SO_4 ، HNO_3 و...) بوده‌اند.



همفری دیوی (۱۷۷۸-۱۸۲۹)

تعریف دیوی: همفری دیوی^۲ با کشف و بررسی خواص هیدروکلریک اسید (HCl) نشان داد که عنصر اصلی در ساختار اسیدها، هیدروژن است نه اکسیژن.

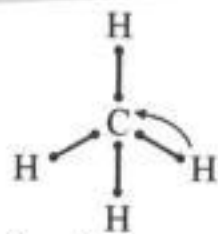
در واقع طبق تعریف دیوی، اسید به ترکیبی گفته می‌شود که در مولکول آن، اتم هیدروژنی وجود دارد که بتوان طی واکنشی آن را با یک اتم فلزی جایگزین کرد. چنین هیدروژنی را **هیدروژن اسیدی** می‌نامند. به عنوان مثال هیدروژن موجود در HCl یک هیدروژن اسیدی است زیرا هنگامی که HCl با فلز سدیم (Na) واکنش می‌دهد، فلز سدیم، جانشین هیدروژن مربوط به HCl شده و سدیم کلرید (NaCl) به دست می‌آید.^۳



نکته: به طور کلی فقط هیدروژن متصل به عنصرهای گروه‌های ۱۶ و ۱۷ (مانند H_2O ، H_2S ، HF، HCl و...) خاصیت اسیدی دارد زیرا عنصرهای این دو گروه، الکترونگاتیوی بالایی دارند و می‌توانند با کندن جفت الکترون پیوندی هیدروژن، آن را به صورت H^+ اسیدی آزاد کنند. این در حالی است که به عنوان مثال، هیدروژن متصل به کربن خاصیت اسیدی ندارد زیرا الکترونگاتیوی کربن نسبتاً کم است و نمی‌تواند با کندن الکترون هیدروژن آن را به صورت H^+ اسیدی آزاد کند.

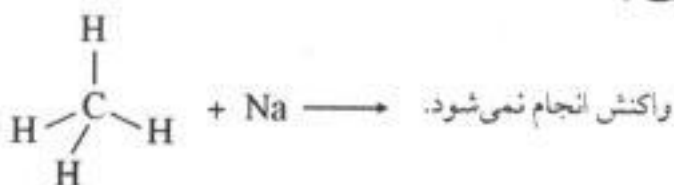


کدر می‌تواند با کندن الکترون هیدروژن، H^+ تولید کند.



کربن نمی‌تواند با کندن الکترون هیدروژن، H^+ تولید کند.

در واقع به همین دلیل است که هیدروژن متصل به کربن بر فلزی چون سدیم بی‌اثر است.^۴



امروزه برای تفسیر خاصیت اسیدی یا بازی، اغلب از سه مدل مختلف استفاده می‌شود که به ترتیب قدمت عبارت‌اند از: مدل آرنیوس^۵، مدل لوری^۶ - برونستد^۷ و مدل لوویس^۸. در ادامه‌ی درس به بررسی این سه مدل می‌پردازیم.

1. Antoine Lavoisier
2. Sir Humphry Davy

۳- برای انجام این آزمایش باید $HCl(g)$ را با فلز سدیم واکنش دهیم نه $HCl(aq)$ را. زیرا در محلول $HCl(aq)$ ، آب نیز در محیط وجود دارد و مولکول‌های آب نیز با فلز سدیم وارد واکنش می‌شوند. در حالی که ما می‌خواهیم فقط واکنش HCl را با Na بررسی کنیم.

۴- البته هیدروژن متصل به کربن پیوند سه‌گانه (مانند $H-C \equiv C-H$ و $H-C \equiv N$) خاصیت اسیدی دارد و می‌تواند با فلز سدیم واکنش دهد.

5. Svante August Arrhenius
6. Thomas Martin Lowry
7. Johannes Nicolaus Bronsted
8. Gilbert Newton Lewis

مدل آرنیوس



سوانته آگوست آرنیوس (۱۸۵۹-۱۹۲۷)

طبق مدل آرنیوس، اسید و باز به صورت زیر تعریف می‌شوند.

اسید آرنیوس: ماده‌ای است که در آب حل می‌شود و یون هیدروژن ($H^+_{(aq)}$) تولید می‌کند.

باز آرنیوس: ماده‌ای است که در آب حل می‌شود و یون هیدروکسید ($OH^-_{(aq)}$) تولید می‌کند.

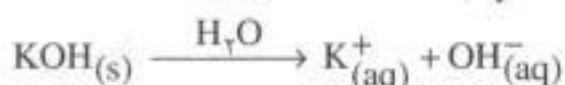
برای درک بهتر مدل آرنیوس به کاربرد آن در چند مورد زیر توجه کنید:

● گاز هیدروژن کلرید ($HCl(g)$)، یک اسید محسوب می‌شود زیرا به هنگام حل شدن

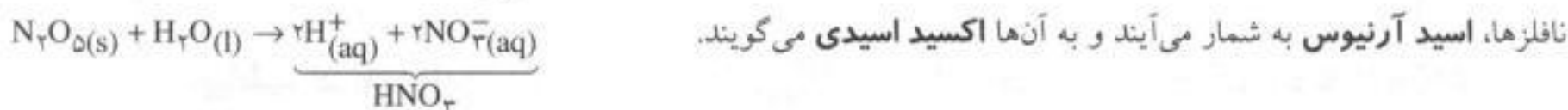


محلول آبی حاصل که دارای یون‌های $H^+_{(aq)}$ و $Cl^-_{(aq)}$ است، **هیدروکلریک اسید** نام دارد.

● ۲- پتاسیم هیدروکسید (KOH) یک باز است زیرا بر اثر حل شدن در آب یون هیدروکسید ($OH^-_{(aq)}$) تولید می‌کند.



● ۳- **اکسید نافلزها** (مانند N_2O_5) به هنگام حل شدن در آب، واکنش می‌دهند و یون $H^+_{(aq)}$ تولید می‌کنند. به همین دلیل اکسید

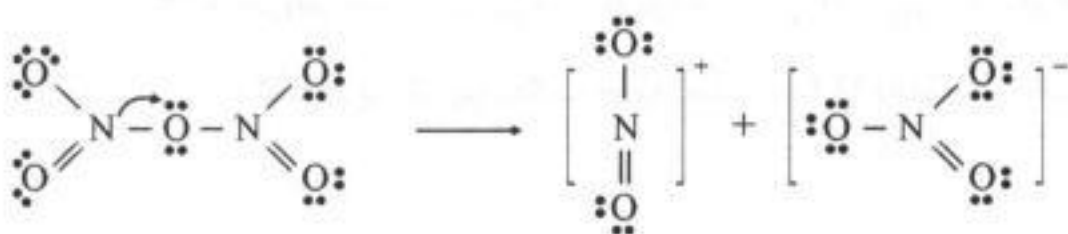


نکته: N_2O_5 یک جامد یونی بی‌رنگ است که در دمای $32/4^\circ C$ تصعید می‌شود.

پیششید! در شیمی (۲) خوانده‌ایم که ترکیب‌های یونی شامل یک فلز و یک نافلز هستند. پس چگونه می‌توانیم ادعا کنیم

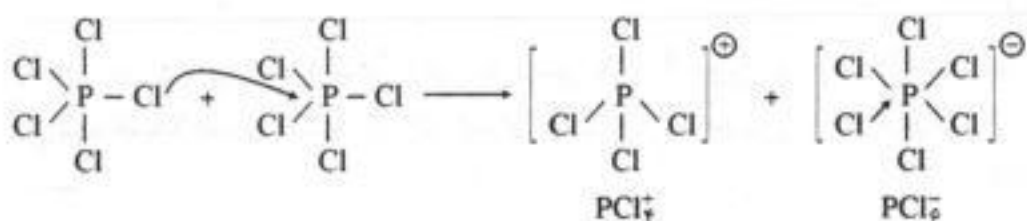
N_2O_5 که فاقد فلز است یک ترکیب یونی می‌باشد؟

اولاً قرار نیست که یک ترکیب یونی الزاماً شامل یک فلز و یک نافلز باشد و فقط مهم این است که از یون‌های مثبت و منفی تشکیل شده باشد. ثانیاً ساختار N_2O_5 شامل یون‌های $[NO_2]^+$ و $[NO_3]^-$ است به همین دلیل N_2O_5 را یک ترکیب یونی محسوب می‌کنیم. در مورد نحوه تبدیل N_2O_5 به یون‌های $[NO_2]^+$ و $[NO_3]^-$ به فرایند زیر توجه کنید.

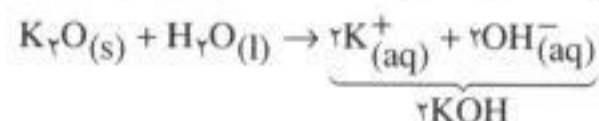


۱- در تأیید این جمله می‌توان ترکیب‌های یونی از قبیل NH_4Cl یا NH_4NO_3 را مثال زد که فاقد فلز هستند.

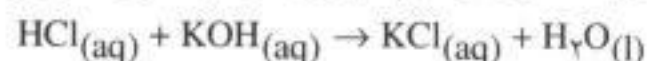
۲- تبدیل ترکیب‌هایی که به ظاهر ترکیب مولکولی هستند به ترکیب‌های یونی، معمولاً هنگامی انجام می‌شود که عدد اکسایش نافلز مورد نظر بسیار مثبت باشد. به عنوان مثال در N_2O_5 ، عدد اکسایش نیتروژن به بالاترین مقدار خود (یعنی +۵) رسیده است به همین دلیل اتم N، ابر الکترونی پیوندی با O مرکزی در N_2O_5 را به سمت خود می‌کشد و O نیز الکترون پیوندی با اتم N دیگر را بیش‌تر به سمت خود می‌کشد به طوری که در نهایت N_2O_5 به یون‌های NO_2^+ و NO_3^- تجزیه می‌شود. نمونه‌ی دیگر، تبدیل PCl_5 به یون‌های PCl_4^+ و PCl_6^- است. بدین ترتیب که در PCl_5 عدد اکسایش فسفر به بالاترین مقدار خود (یعنی +۵) رسیده است و چگالی بار مثبت روی اتم فسفر بسیار زیاد است به همین دلیل اتم فسفر می‌تواند اتم کلر از مولکول PCl_5 مجاور خود را به صورت دائمی جذب کند و بدین ترتیب یون‌های PCl_4^+ و PCl_6^- به وجود می‌آیند.



● ۴- اکسید فلزها (مانند K_2O) به هنگام حل شدن در آب، واکنش می‌دهند و یون $OH^-(aq)$ تولید می‌کنند. به همین دلیل اکسید فلزها، باز آرنیوس به شمار می‌آیند و به آنها **اکسید بازی** می‌گویند.

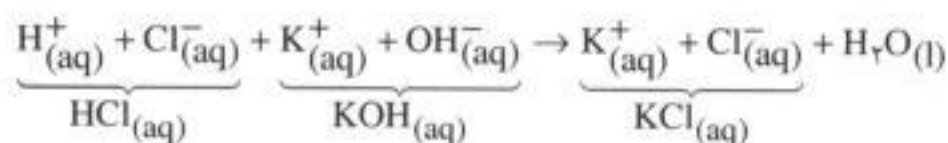


واکنش خنثی شدن اسید - باز در مدل آرنیوس: واکنش محلول هیدروکلریک اسید با محلول پتاسیم هیدروکسید به صورت زیر



است:

اگر مواد یونی موجود در این واکنش را به صورت تفکیک شده بنویسیم، خواهیم داشت.



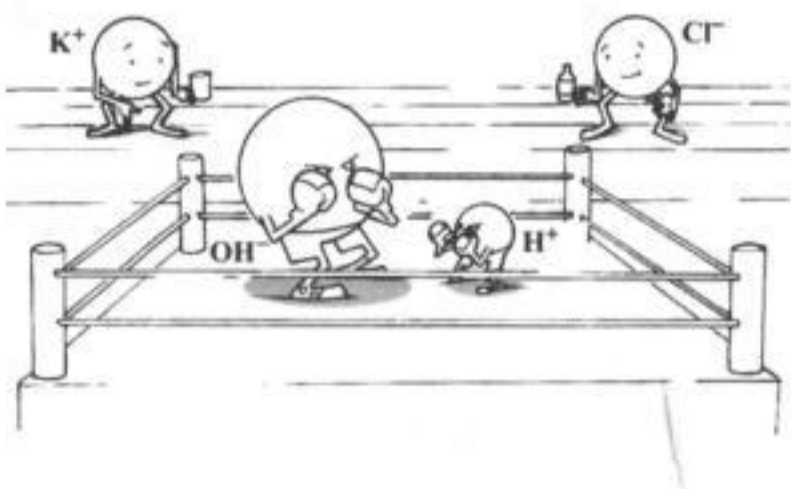
همان‌طور که مشاهده می‌شود یون‌های $Cl^-(aq)$ و $K^+(aq)$ عیناً در دو طرف واکنش تکرار شده‌اند و هیچ نقشی در انجام واکنش نداشته‌اند. به این گونه یون‌ها، **یون ناظر یا تماشاگر** می‌گویند. پس یون ناظر یا تماشاگر را می‌توان به صورت زیر تعریف نمود.

یون ناظر یا تماشاگر: به یونی گفته می‌شود که عیناً در دو طرف واکنش تکرار شده است و طی واکنش، هیچ گونه پیوند شیمیایی جدیدی ایجاد نکرده است.



پیششید. اگر $H_2O(l)$ را در سمت راست به صورت $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ بنویسید، می‌توانیم نتیجه بگیریم که یون‌های

$H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ نیز یون ناظر یا تماشاگر بوده‌اند.



نه خیر! ما حق نداریم $H_2O(l)$ را به صورت $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ بنویسیم زیرا H_2O یک ترکیب مولکولی است و میزان تفکیک آن به یون‌های $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ بسیار ناچیز است. اما $HCl(aq)$ و $KOH(aq)$ و $KCl(aq)$ همگی به صورت کاملاً یونی و تفکیک شده در آب وجود دارند، به همین دلیل باید این سه ترکیب را به صورت تفکیک شده در نظر بگیریم.

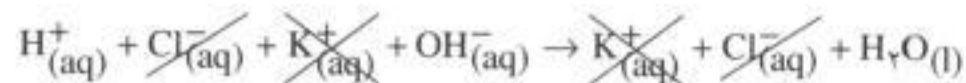


در واقع منظور شما این است که یون‌های $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ طی فرایند فوق پیکار نبوده‌اند و با یکدیگر واکنش داده‌اند

و تشکیل یک ترکیب مولکولی جدید یعنی $H_2O(l)$ داده‌اند. در حالی که یون‌های $Cl^-(aq)$ و $K^+(aq)$ به صورت تماشاگر در

طرفین واکنش ظاهر شده‌اند و هیچ نقش مؤثری در انجام واکنش نداشته‌اند. درست فهمیدم؟

دقیقاً. حال اگر این یون‌های تماشاگر و در واقع سیاهی لشکر [!] را حذف کنیم، می‌توانیم واکنش خنثی شدن اسید و باز مربوطه را به صورت زیر نشان دهیم.



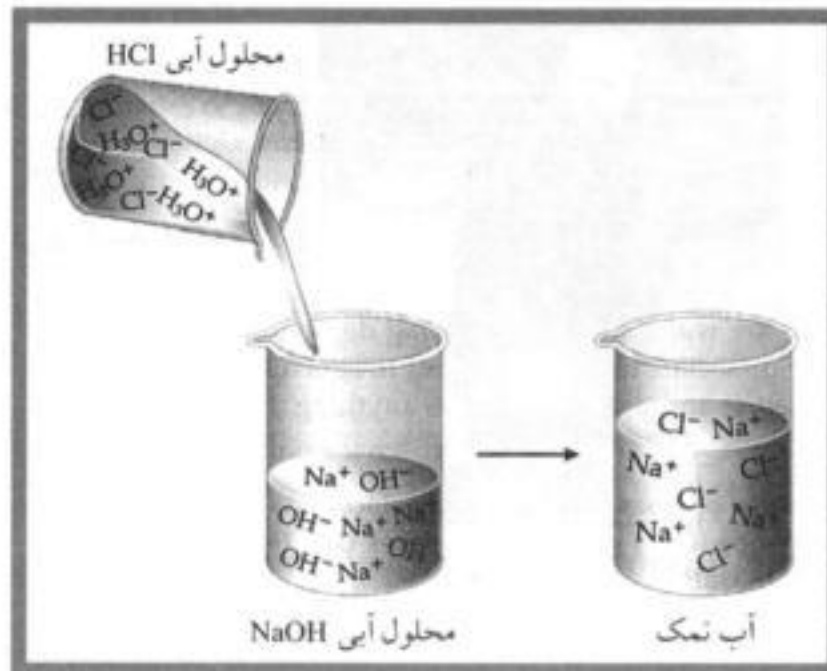
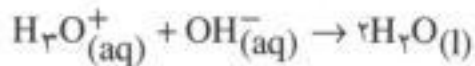
آرنیوس این واکنش را به عنوان واکنش اصلی در فرایند **خنثی شدن اسید - باز** در نظر گرفت.

۱- در زمان آرنیوس یک دلیل محکم برای تأیید درستی نظریه‌ی آرنیوس، این بود که گرمای واکنش (ΔH) خنثی شدن همه‌ی اسیدها و بازهای قوی که منجر به تولید یک مول آب می‌شود، همیشه مقداری ثابت و برابر -56 کیلوژول است و این امر نشان می‌دهد که در واکنش اسید و باز، نوع اسید و باز مهم نیست بلکه واکنش اصلی بین $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ است.

$NaOH(aq) + HNO_3(aq) \rightarrow NaNO_3(aq) + H_2O(l)$ ، $\Delta H = -56kJ$

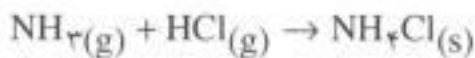
$KOH(aq) + HCl(aq) \rightarrow KCl(aq) + H_2O(l)$ ، $\Delta H = -56kJ$

البته همان طور که قبلاً توضیح دادم، یون H^+ در واقع نمی‌تواند به صورت آزاد در محلول وجود داشته باشد و بلافاصله جذب آب شده و تبدیل به $H_3O^+(aq)$ می‌گردد. به همین دلیل امروزه واکنش خنثی شدن را به صورت زیر نشان می‌دهیم^۱.

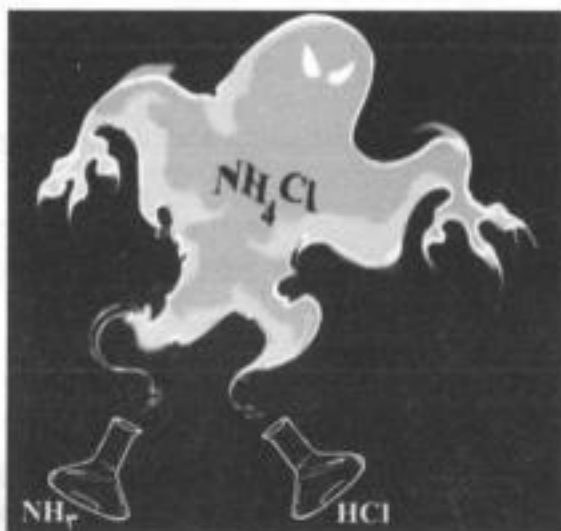


شکل (۱۰) - در واکنش خنثی شدن NaOH با HCl، یونهای $H_3O^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ با یکدیگر واکنش داده و از بین می‌روند اما یونهای تماشاچی یعنی یونهای $Na^+(aq)$ و $Cl^-(aq)$ در پایان در محلول باقی می‌مانند.

یک ایراد مهم بر مدل آرنیوس: ایراد مهم مدل آرنیوس این است که اسید و باز را به محیط آبی محدود کرده بود. در حالی که گاهی یک اسید و یک باز بدون حضور آب نیز ممکن است اثر یکدیگر را خنثی کنند. به عنوان مثال گاز آمونیاک ($NH_3(g)$) و گاز هیدروژن کلرید ($HCl(g)$) که هر یک به تنهایی در آب به ترتیب خاصیت بازی و اسیدی دارند می‌توانند بدون حضور آب نیز اثر یکدیگر را خنثی کنند و تولید یک نمک، یعنی آمونیوم کلرید یا نشادر (NH_4Cl) کنند.



باز اسید نمک



بدون شرح



شکل (۱۱) - واکنش گاز هیدروژن کلرید با گاز آمونیاک که منجر به تشکیل جامد یونی سفیدرنگی می‌شود.

توجه داشته باشید که آمونیوم کلرید (NH_4Cl) یک جامد یونی سفید رنگ است اما در واکنش فوق، NH_4Cl در لحظه‌ی تشکیل خود به صورت ذره‌های ریز معلق در هوا است به همین دلیل به صورت یک دود سفید رنگ یا ابر سفیدرنگ دیده می‌شود که البته این ذره‌های ریز معلق، پس از مدتی ته‌نشین شده و پودر سفید رنگ NH_4Cl به دست می‌آید.

۱- البته در زمان آرنیوس هنوز یون هیدرونیوم (H_3O^+) کشف نشده بود و آرنیوس تصور می‌نمود که یون هیدروژن در آب به صورت $H^+(aq)$ وجود دارد.

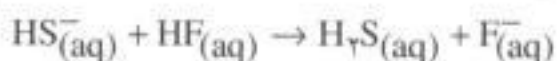
آدرس تستی: لطفاً تستهای ۴ و ۵ در پایان این بخش را حل بفرمایید.

مدل لوری - برونستد

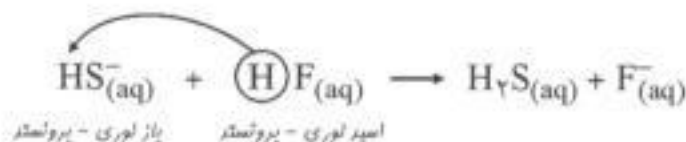
در سال ۱۹۲۳، آقایان برونستد از دانمارک و لوری از انگلستان به طور مستقل و همزمان، تعریف تازه و فراگیرتری (نسبت به مدل آرنیوس) برای اسید و باز ارائه کردند.

اسید لوری - برونستد: ماده‌ای است که طی واکنش، پروتون (H^+) از دست بدهد.
باز لوری - برونستد: ماده‌ای است که طی واکنش، پروتون (H^+) بگیرد.

برای درک بهتر مدل لوری - برونستد به واکنش زیر توجه کنید:



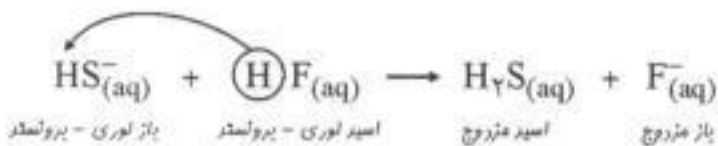
در این واکنش برای این که بتوانید اسید و باز لوری - برونستد را تعیین کنید ابتدا معادله‌ی واکنش را به دقت بررسی کنید تا بتوانید دهنده‌ی پروتون و گیرنده‌ی پروتون را در جهت رفت پیدا کنید. در جهت رفت، HF دهنده‌ی پروتون و HS^- گیرنده‌ی پروتون است. پس HF نقش اسید لوری - برونستد و HS^- نقش باز لوری - برونستد را دارد.



اسید مزدوج^۱: به اسیدی گفته می‌شود که نسبت به باز مربوط به خود، یک پروتون (H^+) بیش‌تر دارد. در واکنش فوق، H_2S اسید مزدوج HS^- محسوب می‌شود.

باز مزدوج^۲: به بازی گفته می‌شود که نسبت به اسید مربوط به خود، یک پروتون (H^+) کم‌تر دارد. در واکنش فوق، F^- باز مزدوج HF محسوب می‌شود.

خلاصه نقش هر ماده در واکنش فوق به صورت زیر است:



نکته: در تست‌ها و سؤالات اگر واکنش اسید و باز را به صورت یک‌طرفه نشان داده باشند مواد سمت چپ واکنش به عنوان اسید لوری - برونستد و باز لوری - برونستد نام‌گذاری می‌شوند و مواد سمت راست واکنش به عنوان اسید مزدوج و باز مزدوج آن‌ها محسوب می‌شوند.

به عبارت دیگر اگر واکنش اسید - باز را به صورت یک‌طرفه نشان داده بودند، نمی‌توانیم مواد سمت راست واکنش را اسید لوری - برونستد و باز لوری - برونستد بنامیم و نیز نمی‌توانیم مواد سمت چپ واکنش را اسید مزدوج و باز مزدوج در نظر بگیریم.

1. Conjugate acid
2. Conjugate base



یوهانس برونستد (۱۸۷۹-۱۹۴۷)



توماس لوری (۱۸۷۴-۱۹۳۶)

طبق تعریف من و همکارم لوری، اسید، دهنده‌ی پروتون و باز، گیرنده‌ی پروتون است.



برای درک بهتر موضوع، بیایید نگاهی به یک تست کنکور سراسری (سال ۸۴) بیاندازیم.



مثال: کدام عبارت درباره‌ی واکنش: $\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$ درست است؟ (ریاضی سراسری - ۸۴)

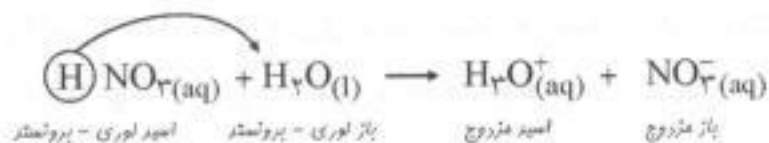
(۱) H_3O^+ اسید مزدوج H_2O است.

(۲) NO_3^- باز مزدوج H_3O^+ است.

(۳) H_2O نقش اسید برونستد را دارد.

(۴) NO_3^- نقش باز برونستد را دارد.

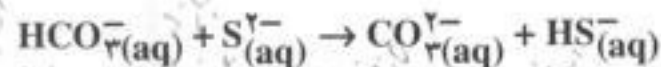
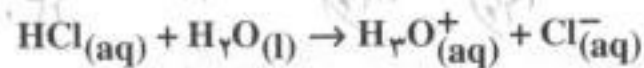
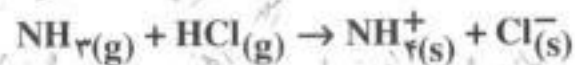
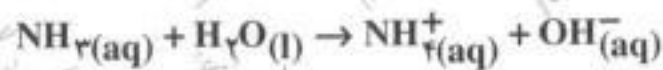
جواب: ابتدا نقش هر ماده را در واکنش مربوطه تعیین می‌کنیم:



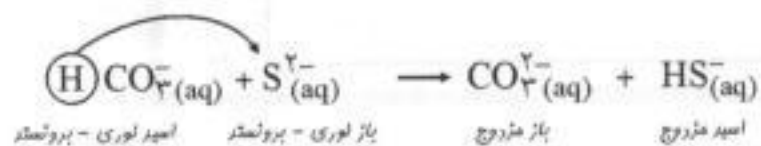
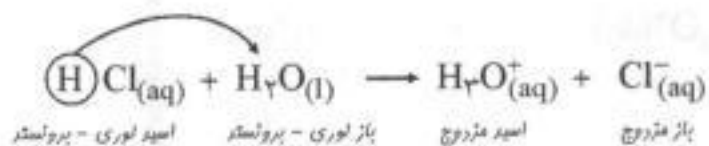
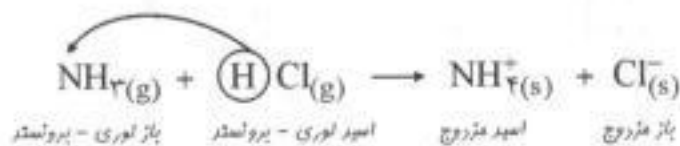
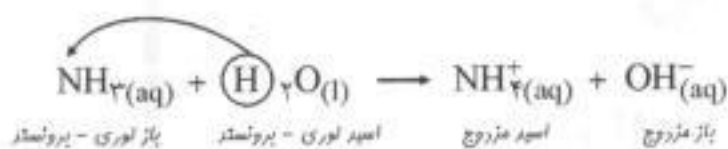
با توجه به نقش هر ماده در واکنش فوق، گزینه‌ی (۱) درست است. توجه داشته باشید که گزینه‌ی (۴) به عنوان یک گزینه‌ی نادرست محسوب شده است زیرا این واکنش یک‌طرفه فرض شده است پس نمی‌توانیم مواد سمت راست واکنش را به عنوان اسید لوری - برونستد یا باز لوری - برونستد محسوب کنیم، به همین دلیل نباید بگوییم $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ نقش اسید برونستد را دارد بلکه باید بگوییم $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ نقش اسید مزدوج را دارد.



مثال: در هر یک از واکنش‌های زیر نقش هر ماده را مشخص کنید.

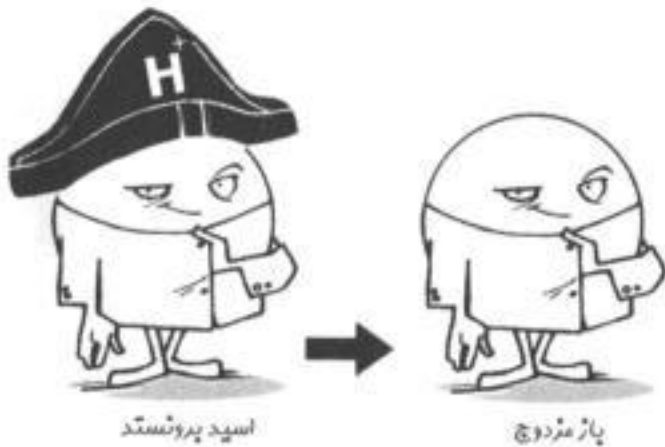


جواب: بعد از این که دهنده‌ی پروتون و گیرنده‌ی پروتون را در سمت چپ واکنش تعیین کردیم می‌توانیم نقش هر ماده را به صورت زیر بیان کنیم.



این طور که من فهمیدم در واکنش‌های یک‌طرفه، اسید یا باز سمت چپ واکنش را با پسوند «لوری - برونستد» مشخص می‌کنیم در حالی که اسید یا باز سمت راست واکنش را با پسوند «مزدوج» مشخص می‌نماییم.

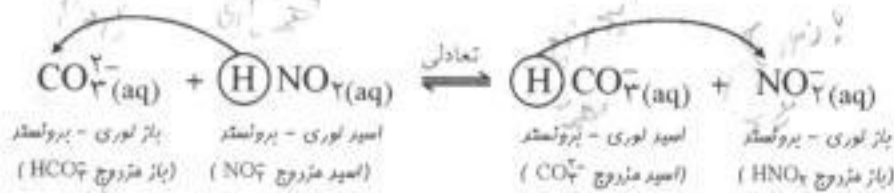
بله، کاملاً درست فهمیدید.



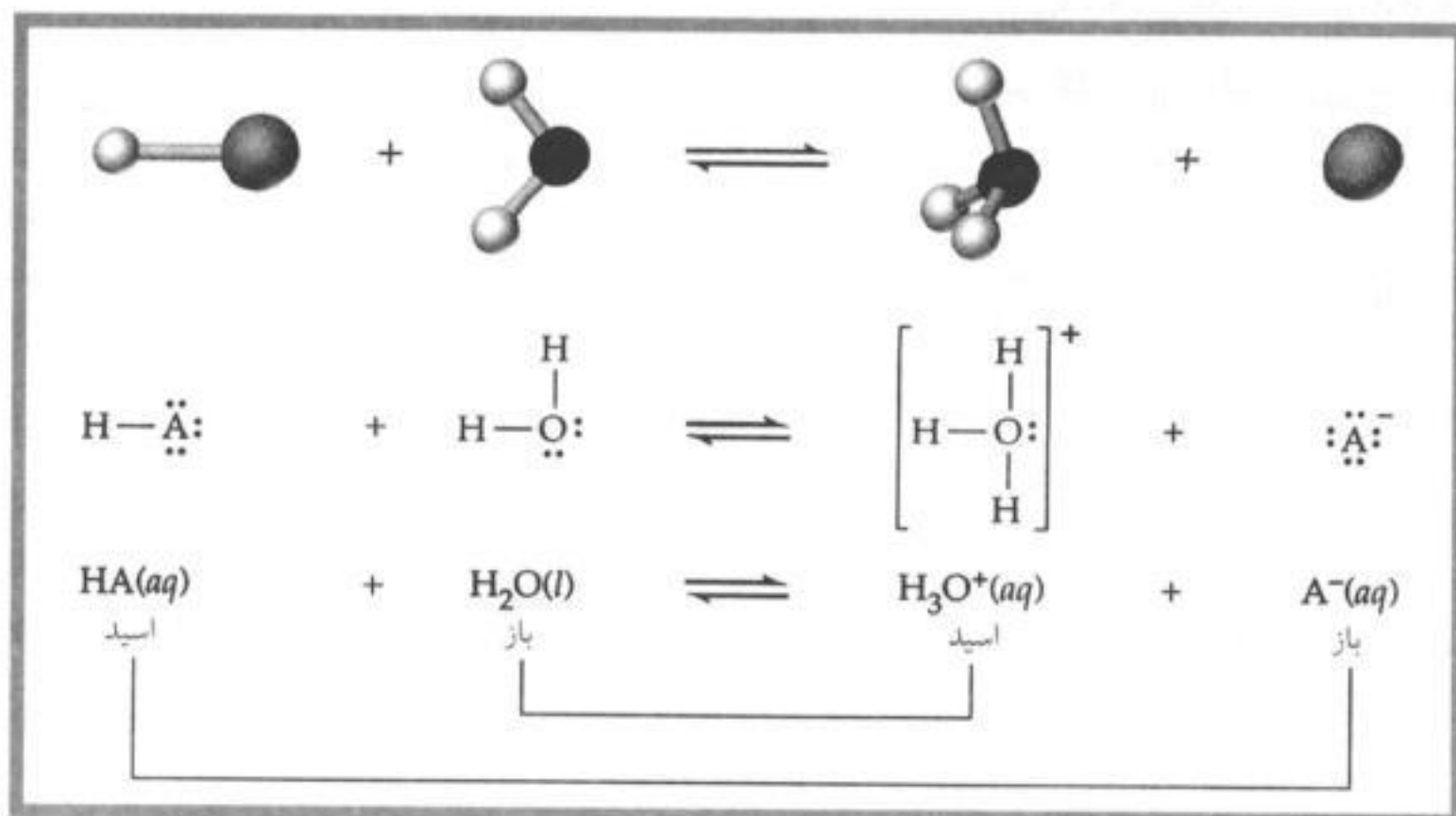
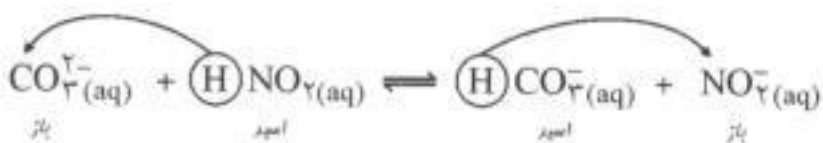
حالا اگر واکنش تعادلی بود، چگونه عمل می‌کنیم؟

اگر واکنش تعادلی بود، می‌گوییم در جهت رفت اسید و باز سمت چپ واکنش، اسید و باز «لوری - پروتستد» و اسید و باز سمت راست واکنش اسید و باز «مزدوج» آن‌ها هستند. از طرفی در جهت برگشت اسید و باز سمت راست

واکنش، اسید و باز «لوری - پروتستد» و اسید و باز سمت چپ واکنش، اسید و باز «مزدوج» آن‌ها می‌باشند. به عبارت دیگر اگر واکنش تعادلی بود، اسید و باز هر دو طرف واکنش هم اسید و باز لوری - پروتستد و هم اسید و باز مزدوج محسوب می‌شوند. برای درک بهتر موضوع به واکنش تعادلی زیر توجه کنید.



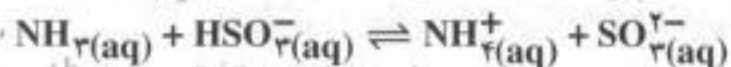
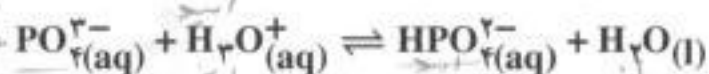
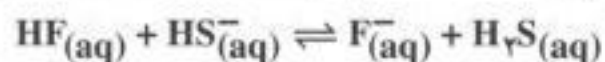
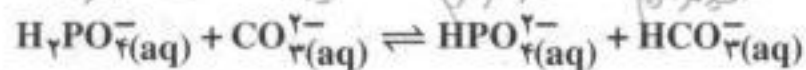
توجه: در کتاب درسی، حتی در مورد واکنش‌های تعادلی نیز، اسید و باز سمت چپ تعادل به عنوان اسید لوری - پروتستد یا باز لوری - پروتستد و اسید و باز سمت راست تعادل به عنوان اسید مزدوج و یا باز مزدوج نام‌گذاری شده‌اند. به نظر می‌رسد که مؤلف‌های کتاب درسی در واکنش‌های تعادلی نقش هر یک از مواد را با توجه به انجام واکنش در جهت رفت نام‌گذاری کرده‌اند. اغلب برای سادگی بیشتر، در واکنش‌های تعادلی، از واژه‌ی «لوری - پروتستد» یا واژه‌ی «مزدوج» صرف‌نظر می‌کنیم و واکنش فوق را به صورت زیر می‌نویسیم.



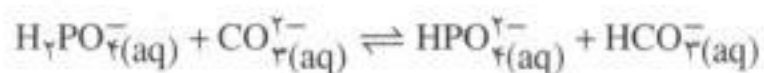
شکل (۱۲) - نقش‌های اسید و باز در یونیده شدن اسید HA در آب

مثال: در واکنش‌های تعادلی زیر، نقش هر یک از مواد را مشخص کنید.

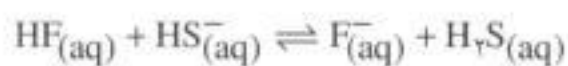




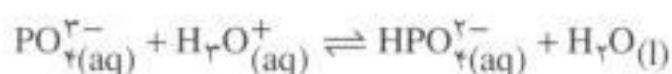
جواب: نقش هر یک از مواد در واکنش‌های فوق به صورت زیر است:



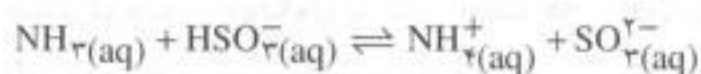
اسید باز باز اسید



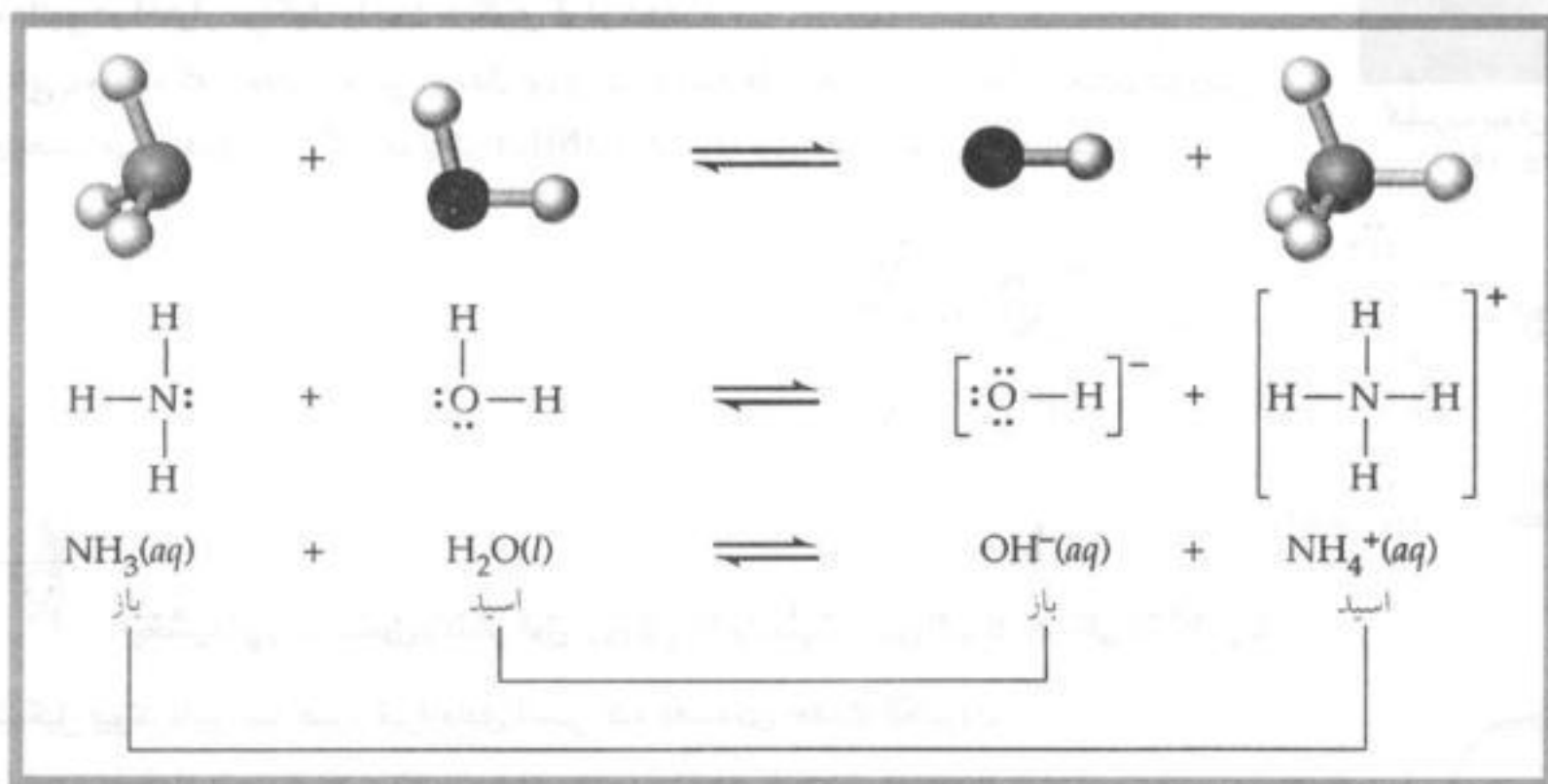
اسید باز باز اسید



باز اسید اسید باز



باز اسید اسید باز



شکل (۱۳) - نقش‌های اسید و باز در یونیده شدن NH_3 در آب

نکته! لوری مدلی - برونستد نسبت به مدل آرنیوس این است که مدل لوری - برونستد برخلاف مدل

آرنیوس به محیط آبی محدود نمی‌شود و در سایر فازها مانند جامد، مایع یا گاز نیز کاربرد دارد.

آدرس تستی: لطفاً تست‌های ۶ تا ۸ در پایان این بخش را حل فرمایید.

مدل لوویس

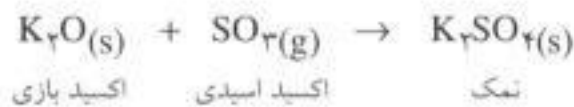
هم مدل آرنیوس و هم مدل لوری - برونستد، اسیدها را به موادی محدود می‌کنند که دارای هیدروژن هستند تا بتوانند پروتون (H^+)

آزاد کنند^۱. گیلبرت نیوتن لوویس شیمی‌دان مشهور آمریکایی در سال ۱۹۲۳ تعریف جامع‌تر و کامل‌تری از اسیدها و بازها را مطرح کرد که پدیده‌های اسید - باز را از قید پروتون (H^+) آزاد می‌کند.



پیششید! یعنی ممکن است ماده‌ای خاصیت اسیدی داشته باشد ولی H^+ نداشته باشد!

بله، برای مثال ترکیب پتاسیم اکسید (که یک اکسید بازی معروف است) با گوگرد تری اکسید (که یک اکسید اسیدی معروف است) منجر به تشکیل نمک پتاسیم سولفات می‌شود. این فرایند خود نوعی «ختی شدن» است که بدون مبادله‌ی پروتون (H^+) صورت گرفته است.



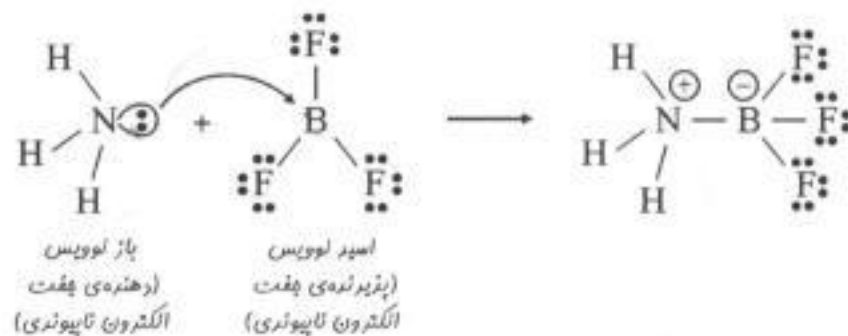
گیلبرت نیوتن لوویس
(۱۸۷۵-۱۹۴۶)

به هر حال محدودیت مدل آرنیوس و نیز مدل لوری - برونستد باعث شد که لوویس، مدل زیر را برای اسید و باز ارائه دهد.

اسید لوویس: مولکول یا یونی است که دارای اوربیتال خالی است و می‌تواند جفت الکترون ناپیوندی به صورت داتیو بپذیرد.

باز لوویس: مولکول یا یونی است که دارای جفت الکترون ناپیوندی است و می‌تواند آن را به صورت داتیو در اختیار مولکول یا یون دیگری قرار دهد^۲.

یک نمونه‌ی معروف که با مدل آرنیوس یا مدل لوری - برونستد قابل تفسیر نیست اما با مدل لوویس توجیه و تفسیر می‌شود، واکنش گاز آمونیاک (NH_3) با گاز بور تری فلئورید (BF_3) است^۳.



پیششید! چرا در محصول واکنش فوق روی اتم N بار مثبت و روی اتم B بار منفی گذاشته‌اید؟



اسید، پذیرنده‌ی داتیو و باز،
دهنده‌ی داتیو است.

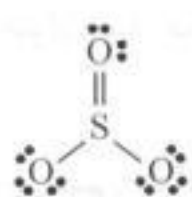
بعد از تشکیل پیوند داتیو، به طور قراردادی اتمی که دهنده‌ی جفت الکترون ناپیوندی است را با بار مثبت و اتمی که پذیرنده‌ی جفت الکترون ناپیوندی است را با بار منفی مشخص می‌کنند که به آن‌ها **بارهای قراردادی** می‌گویند.

همان طور که مشاهده می‌کنید براساس مدل لوویس، نه تنها H^+ ، بلکه هر ذره‌ی دیگری که دارای اوربیتال خالی است و می‌تواند جفت الکترون ناپیوندی بپذیرد (مانند $AlCl_3$ ، BF_3 و SO_3) نیز اسید محسوب می‌شوند.

۱- واقعیت این است که طبق مدل لوری - برونستد، مفهوم یک باز در واقع بسیار وسیع‌تر از مفهوم یک اسید است. در سیستم لوری - برونستد، باز مولکول یا یونی است که حداقل یک جفت الکترون ناپیوندی دارد و می‌تواند پروتون (H^+) را به صورت داتیو جذب نماید. در حالی که اسید لوری - برونستد فقط به موادی که دارای هیدروژن هستند و می‌توانند H^+ آزاد کنند محدود می‌شود.

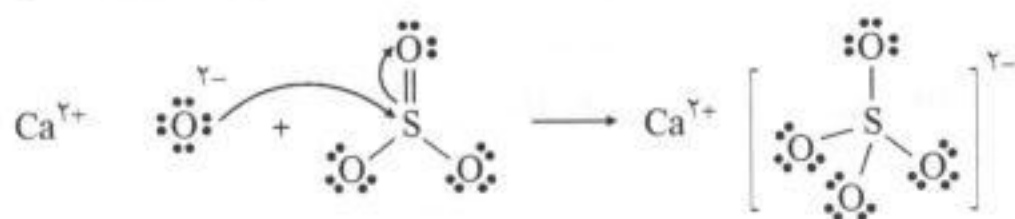
۲- در واقع موادی که در مدل لوری - برونستد باز هستند بنابر مفهوم لوویس نیز باز محسوب می‌شوند. اما تعریف لوویس از یک اسید به طور قابل ملاحظه‌ای وسیع‌تر است. اسید لوویس باید اوربیتال خالی داشته باشد که بتواند جفت الکترون باز را دریافت کند. در واقع پروتون (H^+) تنها زیرمجموعه‌ی کوچکی از مفهوم وسیع اسید در مدل لوویس است.

۳- بسیاری از اسید و بازهای لوویس را می‌توان با استفاده از شناساگرهای مناسب در برابر هم، سنجش حجمی (تیتراژ) کرد. به همان طریقی که اسید و بازهای سنتی را سنجش حجمی (تیتراژ) می‌کنند.



ببخشید! من با SO_3 مشکل دارم! اگر فرمول ساختاری SO_3 را رسم کنیم درمی یابیم که اتم گوگرد در SO_3 در لایه‌ی ظرفیت خود دارای هشت الکترون است و به آرایش پایدار گازهای نجیب رسیده است پس چگونه می توانیم ادعا کنیم که اوربیتال خالی دارد و می تواند جفت الکترون ناپیوندی به صورت داتیو بپذیرد؟

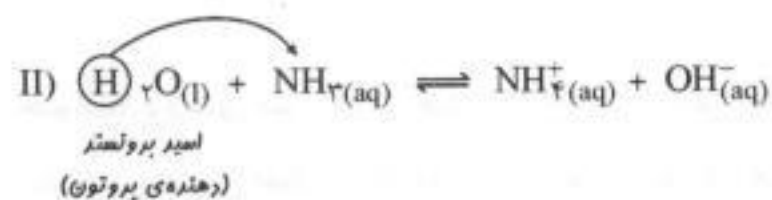
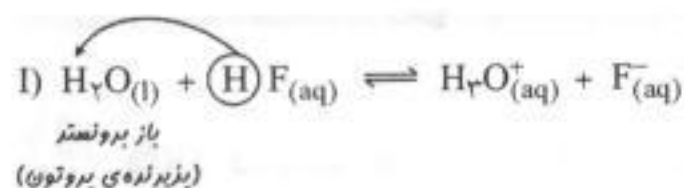
سؤال به جایی است! در پاسخ باید گفت که اتم گوگرد در SO_3 به بالاترین عدد اکسایش خود (یعنی +۶) رسیده است بنابراین تراکم بار مثبت روی اتم گوگرد در SO_3 بسیار زیاد است به همین دلیل اتم گوگرد در SO_3 تمایل دارد با پذیرفتن یک جفت الکترون ناپیوندی به صورت داتیو، تراکم بار مثبت را روی خود کم کند. به عنوان مثال به جابه جایی الکترون های لایه‌ی ظرفیت در واکنش CaO با SO_3 توجه کنید.



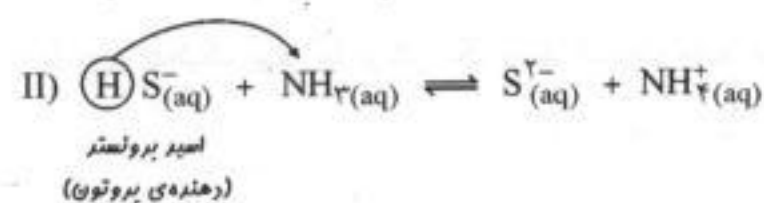
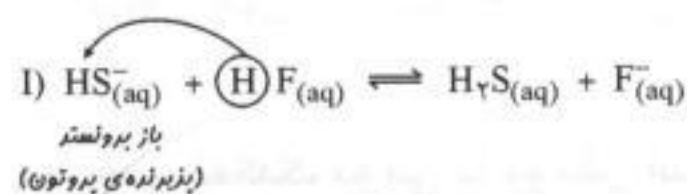
آمفوتر

به ماده‌ای که در برابر اسیدها به عنوان باز و در برابر بازها به عنوان اسید عمل می کند، آمفوتر^۱ می گویند. مهم ترین موادی که می توانند به عنوان آمفوتر عمل کنند عبارتند از:

- ۱- فلزهای سارقا (حرف اول عنصرهای سرب، آلومینیم، روی و قلع) و بریلیم آمفوترند. اکسید و هیدروکسید این فلزها نیز آمفوترند. به عنوان مثال Al ، Al_2O_3 و $\text{Al}(\text{OH})_3$ همگی آمفوترند.
- ۲- H_2O نیز یک آمفوتر محسوب می شود زیرا هم می تواند پروتون (H^+) بدهد و هم می تواند پروتون (H^+) بگیرد. به نقش H_2O در دو واکنش زیر توجه کنید تا بهتر متوجه قضیه شوید.



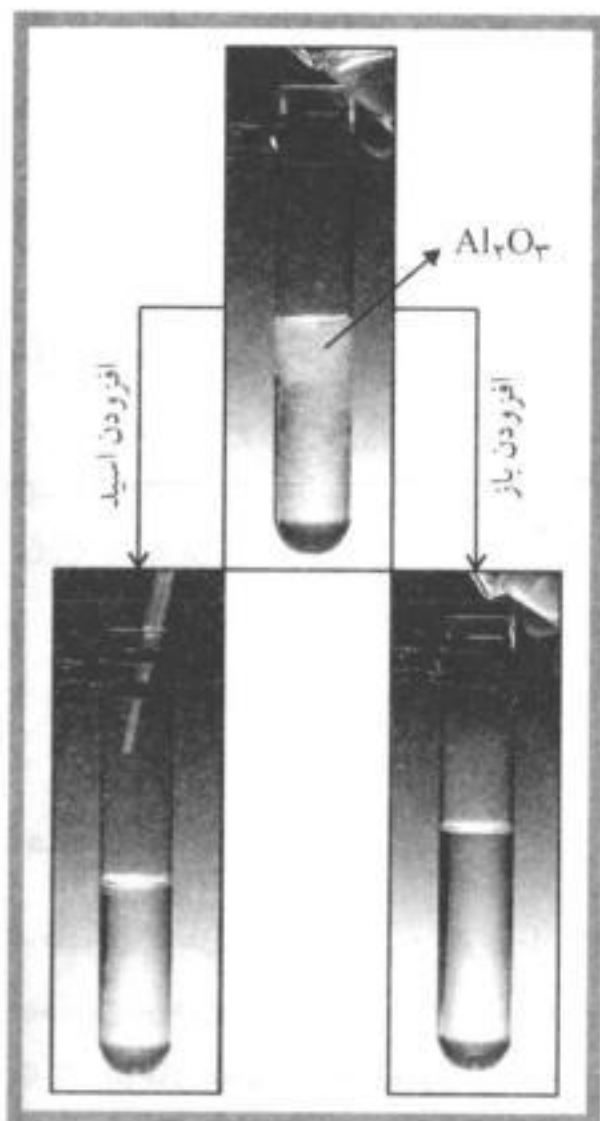
همان طور که مشاهده می شود H_2O در واکنش (I) به عنوان باز و در واکنش (II) به عنوان اسید عمل کرده است پس H_2O یک آمفوتر محسوب می شود.



- ۳- اغلب یون های منفی دارای هیدروژن که حاصل یونش اسید هستند (مانند HS^- ، H_2PO_4^- ، H_2PO_3^- ، HCO_3^- و...) آمفوتر محسوب می شوند^۲ زیرا هم می توانند در نقش اسید، پروتون (H^+) از دست بدهند و هم در نقش باز، پروتون (H^+) جذب کنند. به واکنش های روبه رو توجه کنید.

۱- آمفوتر (amphoteric) از واژه‌ی یونانی amphoteros به معنای «هر دو» گرفته شده است.

۲- یون های هیپوفسیت (H_2PO_3^-) و هیدروژن فسفیت (HPO_3^{2-}) آمفوتر نیستند زیرا در ساختار این دو یون، اتم های هیدروژن به فسفر متصل هستند و فسفر نیز الکترونگاتیوی نسبتاً کمی دارد و نمی تواند با کندن الکترون هیدروژن آن را به صورت H^+ آزاد کند. این دو یون فقط می توانند در نقش یک باز، پروتون (H^+) جذب کنند. لازم به ذکر است که این نکته در کتاب های درسی سال های گذشته مطرح شده بود و گاهی در کنکورهای سراسری یا آزاد مطرح می شد اما با توجه به حذف این نکته در کتاب های درسی جدید، اکنون این نکته، کاربردی در آزمون ورودی دانشگاه ها ندارد.

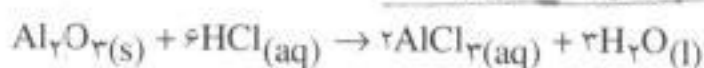


شکل (۱۴) - Al_2O_3 خاصیت آمفوتری دارد یعنی هم با اسیدها و هم با بازها واکنش می‌دهد.

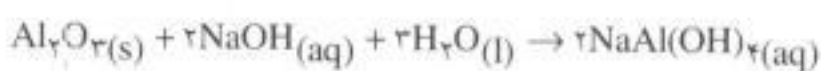
همان طور که مشاهده می‌شود، HS^- در واکنش (I) به عنوان باز و در واکنش (II) به عنوان اسید عمل کرده است پس می‌توان ادعا نمود که HS^- یک آمفوتر است.

بررسی خاصیت آمفوتری Al_2O_3 خواننده شود

آلومینیم اکسید (Al_2O_3) یک ماده‌ی نامحلول در آب است و چنانچه پودر آن را در آب بریزیم یک مخلوط شیری رنگ و کدر به دست می‌آید با اضافه نمودن یک اسید (مانند HCl) یا یک باز (مانند NaOH)، یک نمک محلول در آب به دست می‌آید که در نتیجه، محلول شفاف و بی‌رنگ می‌گردد.



باز اسید

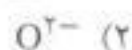
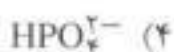


اسید باز

همان طور که از دو واکنش فوق پیداست Al_2O_3 توانسته است هم با اسید (HCl) و هم با باز (NaOH) واکنش دهد پس می‌توان دریافت که Al_2O_3 یک آمفوتر است.



مثال: کدام ماده خاصیت آمفوتری ندارد؟



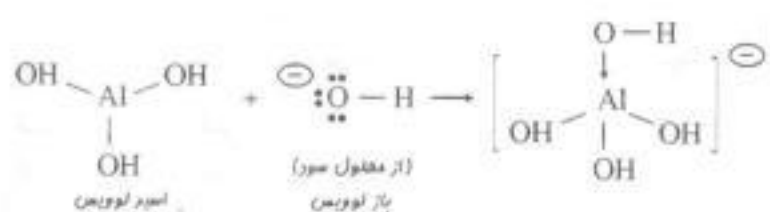
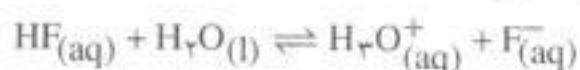
جواب: یون‌های منفی دارای هیدروژن خاصیت آمفوتری دارند پس یون‌های HS^- و HPO_4^{2-} آمفوترند. از طرفی H_2O نیز یک آمفوتر است پس فقط O^{2-} خاصیت آمفوتری ندارد. یعنی گزینه‌ی (۲) درست است.



آدرس تستی: لطفاً تست‌های ۹ و ۱۰ در پایان این بخش را حل بفرمایید.

بررسی تفکیک یونی یا یونش اسیدها

معادله‌ی تفکیک یونی یا یونش یک اسید ضعیف مانند محلول هیدروفلوئوریک اسید به صورت زیر است:



۱- واقعیت این است که خاصیت اسیدی Al_2O_3 در واکنش با NaOH فقط با مدل لوویس قابل توجیه و تفسیر است. بدین ترتیب که می‌توان فرض نمود، ابتدا Al_2O_3 در واکنش با آب تبدیل به $Al(OH)_3$ شده است که $Al(OH)_3$ نیز به دلیل وجود اوربیتال خالی در اتم آلومینیم می‌تواند یک یون OH^- ناشی از محلول سدیم هیدروکسید را به صورت داتیو جذب نموده و تشکیل یون $Al(OH)_4^-$ دهد.

برای این واکنش تعادلی می‌توان نوشت:

$$K = \frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF][H_2O]}$$

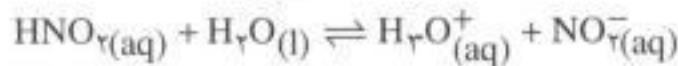
همان طور که در بخش (۲) کتاب پیش‌دانشگاهی آمده است، غلظت $H_2O(l)$ ثابت است و بهتر است به نوعی آن را از معادله‌ی K حذف کنیم، پس با یک جابه‌جایی خواهیم داشت:

$$K \times [H_2O] = \frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF]}$$

در معادله‌ی فوق، حاصل ضرب $K \times [H_2O]$ را با نماد K_a نشان می‌دهند و به آن **ثابت یونش اسید** می‌گویند.

$$\underbrace{K \times [H_2O]}_{K_a} = \frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF]} \Rightarrow K_a = \frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF]}$$

به هر حال یادتان باشد که هنگامی که از شما خواسته می‌شود ثابت یونش (K_a) یک اسید را بنویسید، از نوشتن $H_2O(l)$ خودداری کنید. به مثال دیگری توجه کنید.

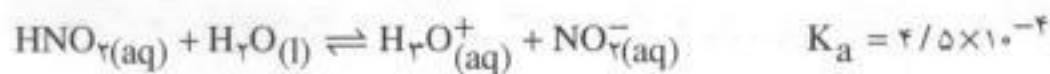
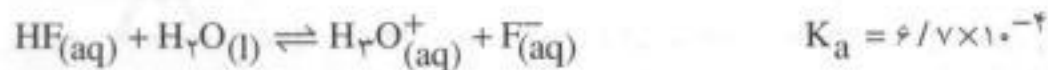


$$K_a = \frac{[H_3O^+][NO_3^-]}{[HNO_3]}$$

اجازه حالا این K_a به چه دردی می‌خورد؟!



کاربرد اصلی ثابت یونش اسیدها (K_a) برای **مقایسه‌ی قدرت اسیدها** است. بدین ترتیب که هر چه یک اسید دارای ثابت یونش اسیدی (K_a) بزرگ‌تری باشد نشان دهنده‌ی آن است که به میزان بیش‌تری تفکیک یونی (یونش) شده است و $H_3O^+(aq)$ بیش‌تری تولید کرده است پس قدرت اسیدی آن بیش‌تر می‌باشد و اسید قوی محسوب می‌شود. به عنوان مثال به مقادیر K_a در دو اسید زیر توجه کنید:



با توجه به این اطلاعات، به نظر شما HF اسید قوی‌تری است یا HNO_3 ؟

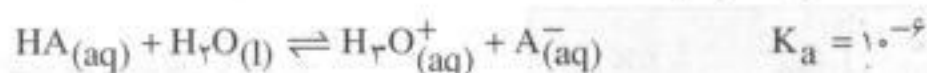


با توجه به این که K_a مربوط به HF از K_a مربوط به HNO_3 عدد بزرگ‌تری است می‌گوییم قدرت اسیدی HF از

قدرت اسیدی HNO_3 بیش‌تر است.

صحیح است. ثابت یونش چند اسید متداول را در جدول (۲) ملاحظه می‌فرمایید. از آنجایی که مقدار K_a برای اغلب اسیدها، عددهای بسیار کوچک یا بسیار بزرگی است و درک و به کارگیری آن‌ها دشوار می‌باشد، از مقادیر K_a منفی لگاریتم ($-\log$) می‌گیرند و آن را با نماد pK_a نشان می‌دهند: $pK_a = -\log K_a$

به عنوان مثال، به معادله‌ی زیر که مربوط به یک اسید فرضی (HA) است توجه فرمایید:



اگر از مقدار K_a ، منفی لگاریتم ($-\log$) بگیریم خواهیم داشت:

$$pK_a = -\log K_a = -\log 10^{-6} = 6$$

همان طور که مشاهده می‌شود اگر به جای K_a از pK_a استفاده کنیم عدد قابل لمس‌تر و قابل فهم‌تری به دست می‌آید که راحت‌تر می‌توان با آن کار کرد. اصولاً یادتان باشد که p هر پارامتری، برابر $-\log$ آن پارامتر است به همین دلیل p مربوط به K_a برابر $-\log K_a$ است.

اسید	ثابت یونش اسیدی (K_a)	
	فرمول شیمیایی	نام
<p>اسیدهای قوی</p> <p>↑</p>	HClO ₄	پرکلریک اسید
	H ₂ SO ₄	سولفوریک اسید
	HI	هیدرویدیک اسید
	HBr	هیدروبرمیک اسید
	HCl	هیدروکلریک اسید
	HNO ₃	نیتریک اسید
	H₃O⁺	یون هیدرونیوم
<p>اسیدهای ضعیف</p> <p>↓</p>	HSO ₄ ⁻	هیدروژن سولفات
	H ₃ PO ₄	فسفریک اسید
	HF	هیدروفلوئوریک اسید
	HNO ₂	نیترواسید
	H ₂ CO ₃	کربنیک اسید
	NH ₄ ⁺	یون آمونیوم
	H ₂ O	آب
	NH ₃	آمونیاک

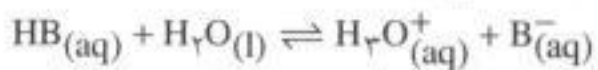
جدول (۲) - ثابت یونش اسیدی (K_a) چند اسید

نکته مهم: به طور کلی p هر پارامتری با خود آن پارامتر رابطه‌ی عکس دارد. یعنی به عنوان مثال pK_a با K_a رابطه‌ی عکس دارد. پس هر چه یک اسید قوی‌تر باشد، K_a آن بزرگ‌تر و pK_a آن کوچک‌تر خواهد بود.

برای نمونه به اطلاعات زیر توجه کنید:



$$K_a = 10^{-4} \Rightarrow pK_a = -\log K_a = -\log 10^{-4} = 4$$



$$K_a = 10^{-2} \Rightarrow pK_a = -\log K_a = -\log 10^{-2} = 2$$

حال به نظر شما $HA_{(aq)}$ اسید قوی‌تری است یا $HB_{(aq)}$ ؟

طبق اطلاعات داده شده K_a مربوط به HB بزرگ‌تر و pK_a آن کوچک‌تر است پس قدرت اسیدی HB از HA

پیش‌تر است.

↑ قدرت اسیدی

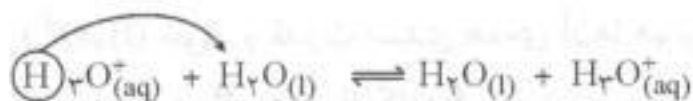
↑ K_a

↓ pK_a

بله، پس یادتان باشد که ⇐

تعیین ثابت یونش در یون هیدرونیوم: به طور کلی برای نوشتن معادله‌ی یونش یا تفکیک یونی یک اسید باید واکنش آن را با آب بنویسیم. پس واکنش مربوط به یونش H_3O^+ به صورت زیر است:

۱- در این جا منظور از رابطه‌ی عکس، این نیست که بین آن‌ها رابطه‌ی $pK_a = \frac{1}{K_a}$ برقرار است! بلکه منظور این است که هر چه K_a کم‌تر باشد pK_a بیش‌تر است، همین!



اگر بخواهیم مقدار ثابت یونش اسیدی (K_a) را حساب کنیم خواهیم داشت:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 1$$

برای تعیین $\text{p}K_a$ خواهیم داشت:

$$\text{p}K_a = -\log K_a = -\log 1 = 0$$

پس یادتان باشد که در مورد یون هیدرونیوم (H_3O^+)، مقدار K_a برابر یک و مقدار $\text{p}K_a$ برابر صفر است.



نکته مهم: یون هیدرونیوم (H_3O^+) مرز بین اسیدهای قوی و اسیدهای ضعیف محسوب می‌شود. یعنی اسید قوی اسیدی است که قدرت اسیدی آن از قدرت اسیدی یون هیدرونیوم بیشتر باشد به عبارت دیگر K_a اسید قوی باید بزرگ‌تر از یک و $\text{p}K_a$ آن باید کوچک‌تر از صفر (یعنی عددی منفی) باشد. اسید ضعیف نیز اسیدی است که قدرت اسیدی آن از قدرت اسیدی یون هیدرونیوم کم‌تر باشد یعنی K_a اسید ضعیف کوچک‌تر از یک و $\text{p}K_a$ آن باید بزرگ‌تر از صفر (یعنی عددی مثبت) باشد.

اسیدهای ضعیف	اسیدهای قوی	H_3O^+	اسید
کوچک‌تر از یک	بزرگ‌تر از یک	۱	K_a
بزرگ‌تر از صفر (عددی مثبت)	کوچک‌تر از صفر (عددی منفی)	۰	$\text{p}K_a$

خب، حالا بگویید چند اسید می‌شناسید که $\text{p}K_a$ آن‌ها عددی منفی است؟

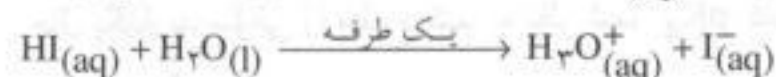
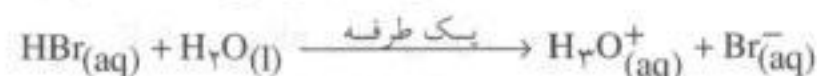


هنگامی که می‌گوییم $\text{p}K_a$ عددی منفی است پدین معنی است که K_a بزرگ‌تر از یک و اسید مربوطه جزو اسیدهای قوی است. از طرفی چون قبلاً هفت اسید (HCl ، HBr ، HI ، HNO_3 ، H_2SO_4 ، HClO_3 و HClO_4) را به عنوان اسید قوی معرفی کرده بودید پس لابد هفت اسید وجود دارد که K_a آن‌ها بزرگ‌تر از یک و $\text{p}K_a$ آن‌ها عددی منفی است.

عالی بود.



اثر هم‌تراز کنندگی آب: HBr و HI هر دو جزو اسیدهای قوی هستند. به معادله‌ی تفکیک یونی یا یونش این دو اسید توجه کنید:



همان طور که مشاهده می‌شود واکنش‌های فوق، واکنش‌هایی یک‌طرفه هستند یعنی در محلول حاصل، مولکول‌های HBr و HI به صورت تفکیک نشده وجود ندارند. در واقع می‌توان نتیجه گرفت که اسیدهای قوی (از قبیل HBr یا HI) نمی‌توانند در محلول آبی وجود داشته باشند به همین دلیل است که می‌گوییم قوی‌ترین اسیدی که می‌تواند در محلول آبی وجود داشته باشد، یون هیدرونیوم (H_3O^+) است به عبارت دیگر می‌توان گفت که آب باعث می‌شود که همه‌ی اسیدهای قوی، تبدیل به یون هیدرونیوم

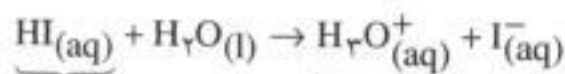
(H_3O^+) شوند و قدرت اسیدی همه‌ی آنها هم‌تراز با یون هیدرونیوم می‌شود. به همین دلیل است که اصطلاحاً می‌گویند آب برای اسیدهای قوی اثر هم‌تراز کنندگی دارد!



بیخشید! چرا در مورد اسیدهای ضعیف اثر هم‌تراز کنندگی مطرح نمی‌شود؟ به عنوان مثال، محلول HF در آب نیز تولید یون هیدرونیوم می‌کند پس چرا اثر هم‌تراز کنندگی را برای HF مطرح نمی‌کنید؟



در مورد اسیدهای ضعیف مانند HF، واکنش تفکیک یونی یا یونش یک واکنش تعادلی است، یعنی در محلول حاصل، هم $HF_{(aq)}$ تفکیک نشده و هم $H_3O^+_{(aq)}$ به طور هم‌زمان وجود دارند پس می‌توان قدرت اسیدی آنها را با یکدیگر مقایسه نمود یعنی با توجه به مقدار K_a می‌توان گفت که کدام اسید قوی‌تر و کدام یک ضعیف‌تر است (در این مورد در قسمت‌های بعدی بیشتر توضیح خواهم داد). پس به هر حال نمی‌توان گفت که قدرت اسیدی $HF_{(aq)}$ هم‌تراز با قدرت اسیدی $H_3O^+_{(aq)}$ شده است. اما در مورد اسیدهای قوی، مانند HI، واکنش تفکیک یونی یا یونش، یک واکنش یک‌طرفه است و می‌توان ادعا نمود که $HI_{(aq)}$ تفکیک نشده، تقریباً در محلول وجود ندارد پس نمی‌توان در محلول‌های آبی قدرت اسیدی $HI_{(aq)}$ را با قدرت اسیدی $H_3O^+_{(aq)}$ مقایسه نمود، زیرا تمامی مولکول‌های $HI_{(aq)}$ تولید یون هیدرونیوم $H_3O^+_{(aq)}$ کرده‌اند.



در محلول آبی
وجود ندارد.

تنها اسید موجود در
محلول است.

مطالب فوق را می‌توان در نکته‌ی زیر خلاصه نمود.



نکته: قوی‌ترین اسید در محلول‌های آبی، یون هیدرونیوم (H_3O^+) است زیرا هیچ یک از هفت اسید قوی $(HCl, HBr, HI, HNO_3, H_2SO_4, HClO_3, HClO_4)$ نمی‌تواند به صورت مولکولی در آب باقی بماند. هر هفت اسید قوی به طور کامل در آب تفکیک یونی شده و تبدیل به یون هیدرونیوم می‌شوند و در واقع قدرت اسیدی آنها هم‌تراز با قدرت اسیدی یون هیدرونیوم (H_3O^+) می‌شود.

ترتیب قدرت اسیدی در اسیدهای ضعیف: با توجه به جدول موجود در صفحه‌ی ۵۸ کتاب درسی، ترتیب قدرت اسیدی را در اسیدهای ضعیف متداول باید به صورت زیر حفظ باشیم.



توجه داشته باشد که از چپ به راست قدرت اسیدی کم می‌شود یعنی در ترتیب فوق، هر چه به سمت راست می‌رویم قدرت اسیدی کم، K_a کم و pK_a زیاد می‌شود.

حال بگذارید سؤالی را مطرح کنم. به نظر شما pK_a کدام یک از اسیدهای فوق عددی منفی است؟



خوب، قاعدتاً چوآپ شما اسیدی می‌شود که قدرت اسیدی پیش‌تری دارد، مثلاً HSO_4^- .

متأسفم جوابتان قابل قبول نیست.

۱- اثر هم‌تراز کنندگی برای حلال‌های دیگر، به غیر از آب، نیز مشاهده می‌شود. به عنوان مثال قوی‌ترین اسید در محلول‌های آمونیاک مایع، اسید مزدوج آمونیاک، یعنی NH_4^+ است. هم‌چنین قوی‌ترین باز در محلول‌های آمونیاک مایع، باز مزدوج آمونیاک، یعنی NH_2^- است.



به نظر من pK_a در هیچ کدام از اسیدهای فوق، عددی منفی نیست، زیرا قبلاً خوانده‌ایم که pK_a فقط در مورد هفت اسید قوی عددی منفی است و چون همگی اسیدهای فوق، اسیدهایی ضعیف هستند مقدار pK_a برای همگی آنها عددی مثبت می‌باشد.

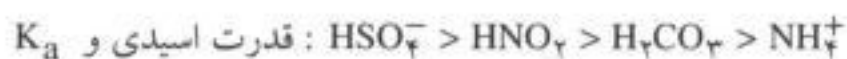
آفرین به تو که همیشه حواست هست! بله، همگی اسیدهای فوق اسیدهایی ضعیف هستند بنابراین K_a همگی آنها کوچکتر از یک و pK_a همگی آنها عددی مثبت است. حال بیایید چند مثال را با هم بررسی کنیم.



مثال ۱: کدام ماده K_a کوچک‌تری دارد؟



جواب: ترتیب قدرت اسیدی و در نتیجه K_a به صورت زیر است:



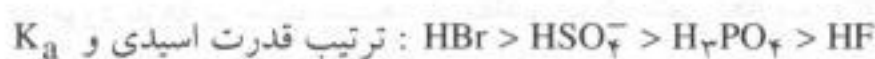
همان‌طور که مشاهده می‌شود قدرت اسیدی و K_a مربوط به NH_4^+ از همه کم‌تر است پس گزینه‌ی (۲) درست است.



مثال ۲: کدام ماده pK_a کوچک‌تری دارد؟

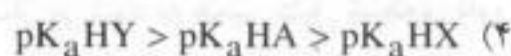
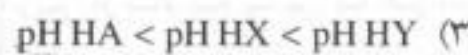
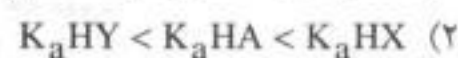


جواب: HBr جزو هفت اسید قوی است پس قدرت اسیدی و K_a آن از همه بیشتر و در نتیجه pK_a آن از همه کم‌تر است، یعنی گزینه‌ی (۳) درست است.

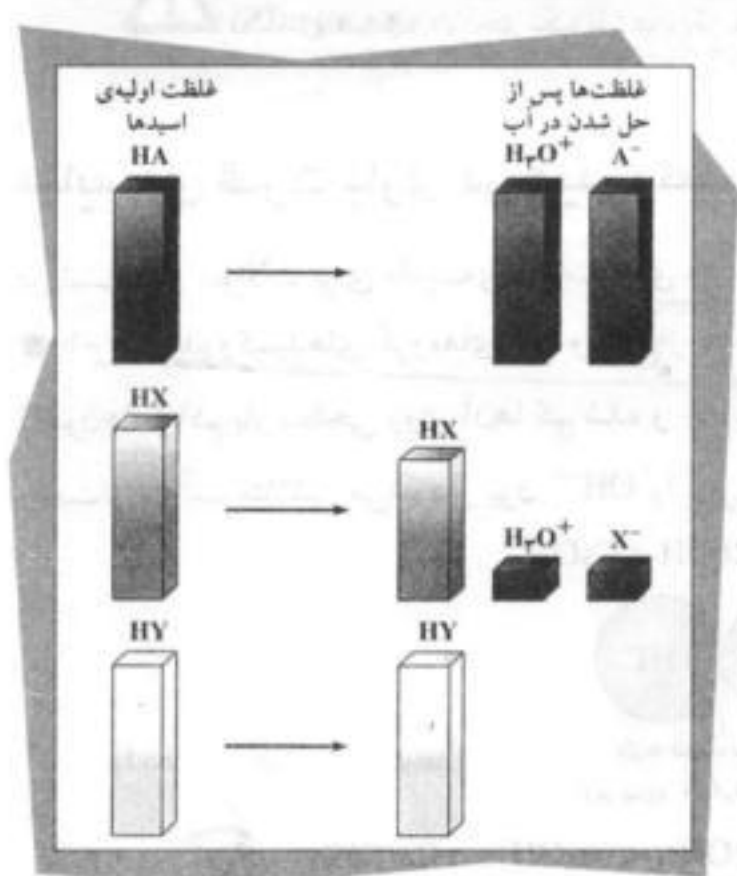
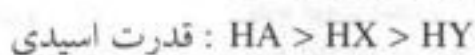


مثال ۳: با توجه به شکل مقابل اگر بدانیم غلظت اسید در هر

سه مورد یکسان است، کدام مقایسه درست انجام شده است؟



جواب: طبق شکل داده شده، HA به طور کامل تفکیک یونی شده است پس HA یک اسید قوی است. HX به میزان کمی تفکیک یونی شده است پس HX یک اسید ضعیف است. HY نیز تقریباً تفکیک یونی نشده است پس HY یک اسید بسیار ضعیف است پس می‌توان نوشت:



$$pK_a : HA < HX < HY$$

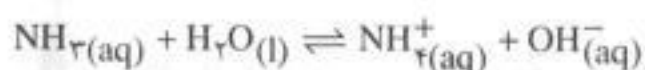
$$pH : HA < HX < HY \text{ (با غلظت‌های یکسان)}$$

طبق این توضیحات، گزینه‌ی (۳) درست است.

آدرس تستی: لطفاً تست‌های ۱۱ تا ۱۳ در پایان این بخش را حل بفرمایید.

بررسی تفکیک یونی یا یونش بازها

معادله‌ی تفکیک یونی یا یونش یک باز ضعیف مانند محلول آمونیاک (NH_3) در آب به صورت زیر است:



$$K = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3][H_2O]}$$

برای این واکنش تعادلی می‌توان نوشت:

همان‌طور که در بخش (۲) کتاب پیش‌دانشگاهی آمده است، غلظت $H_2O(l)$ ثابت است و بهتر است به نوعی آن را از معادله‌ی K حذف کنیم. بدین منظور با یک جابه‌جایی خواهیم داشت:

$$K \times [H_2O] = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

در معادله‌ی فوق، حاصل ضرب $K \times [H_2O]$ را با نماد K_b نمایش می‌دهند و به آن ثابت یونش باز می‌گویند.

$$\underbrace{K \times [H_2O]}_{K_b} = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \Rightarrow K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

هر چه مقدار K_b برای یک باز بزرگ‌تر باشد نشان دهنده‌ی آن است که به میزان بیش‌تری تفکیک یونی (یونش) یافته است و $OH^-(aq)$ بیش‌تری تولید کرده است پس قدرت بازی آن بیش‌تر می‌باشد و باز قوی‌تری محسوب می‌شود. در مورد بازها نیز مانند اسیدها، از مقادیر K_b ، منفی لگاریتم ($-\log$) می‌گیرند و آن را با نماد pK_b نمایش می‌دهند:

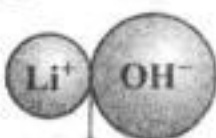
$$pK_b = -\log K_b$$

نکته‌ی مهم: هر چه یک باز قوی‌تر باشد، K_b آن بزرگ‌تر و pK_b آن کوچک‌تر خواهد بود.

مقایسه‌ی قدرت بازی در هیدروکسیدهای فلزی

در تست‌ها و سؤالات برای مقایسه‌ی قدرت بازی هیدروکسیدهای فلزی باید به موارد زیر توجه نمود:

- ۱- در هیدروکسیدهای گروه‌های اول و دوم (از بالا به پایین قدرت بازی افزایش می‌یابد) زیرا از بالا به پایین با افزایش شعاع کاتیون‌ها، تراکم بار سطحی روی آن‌ها کم شده و جاذبه‌ی آن‌ها با یون‌های OH^- ضعیف‌تر می‌شود به همین دلیل شبکه‌ی بلوری آن‌ها راحت‌تر در آب متلاشی می‌شود و یون OH^- را بهتر آزاد می‌کنند پس قدرت بازی و نیز انحلال‌پذیری آن‌ها در آب بیش‌تر می‌شود.
- ترتیب قدرت بازی و انحلال‌پذیری (در گروه ۱): $LiOH < NaOH < KOH < RbOH < CsOH$



جاذبه قوی‌تر است و آزاد شدن OH^- مشکل‌تر است.



جاذبه ضعیف‌تر است و آزاد شدن OH^- راحت‌تر است.

ترتیب قدرت بازی و انحلال‌پذیری (در گروه ۲): $Be(OH)_2 < Mg(OH)_2 < Ca(OH)_2 < Sr(OH)_2 < Ba(OH)_2$



نکته: در بین هیدروکسیدهای گروه دوم، Be(OH)_2 و Mg(OH)_2 بازهایی ضعیف هستند اما از Ca(OH)_2 به بعد، با این که انحلال پذیری کمی در آب دارند باز قوی به شمار می آیند.



بیخشید! اگر بازهایی مانند Ca(OH)_2 و Sr(OH)_2 انحلال پذیری کمی در آب دارند پس چگونه آن‌ها را جزو بازهای قوی محسوب می‌کنید؟

واقعیت این است که Ca(OH)_2 و Sr(OH)_2 انحلال پذیری چندان زیادی در آب ندارند اما چون همان مقداری که در آب حل می‌شوند به صورت کاملاً تفکیک شده در می‌آیند، آن‌ها را جزو بازهای قوی محسوب می‌کنیم.

● ۲- قدرت بازی و انحلال پذیری هیدروکسیدهای گروه اول از هیدروکسیدهای گروه دوم بیشتر است، زیرا کاتیون‌های گروه دوم شعاع کوچک‌تر و بار مثبت بیشتری دارند بنابراین تراکم بار سطحی روی کاتیون‌های گروه دوم بیشتر بوده و جاذبه‌ی آن‌ها با یون OH^- قوی‌تر است پس مشکل‌تر یون OH^- را در آب رها می‌کنند.

قدرت بازی : $\text{NaOH} > \text{Mg(OH)}_2$

قدرت بازی : $\text{KOH} > \text{Ca(OH)}_2$



مقایسه‌ی قدرت بازی در یون‌های منفی (آنیون‌ها)

در یون‌های منفی، منظور از قدرت بازی، قابلیت جذب پروتون (H^+) است به همین دلیل در یون‌های منفی، به قدرت بازی، **قدرت پروتون‌گیری** نیز می‌گویند. در مقایسه‌ی قدرت بازی در یون‌های منفی باید به دو مورد زیر توجه نمود.

● ۱- بین یون‌های منفی حاصل از تفکیک یونی اسیدهای چند پروتون‌دار، هر چه بار منفی یک یون بیشتر باشد، راحت‌تر یون H^+ را جذب می‌کند و در نتیجه قدرت بازی (پروتون‌گیری) آن بیشتر می‌شود. به مثال‌های زیر توجه کنید:

قدرت بازی : $\text{H}_2\text{PO}_4^- < \text{HPO}_4^{2-} < \text{PO}_4^{3-}$

قدرت بازی : $\text{HS}^- < \text{S}^{2-}$

● ۲- هر چه یک اسید ضعیف‌تر باشد، باز مزدوج آن قوی‌تر خواهد بود. علت این است که هر چه یک اسید ضعیف‌تر باشد، مشکل‌تر H^+ را از دست می‌دهد بنابراین باز مزدوج آن راحت‌تر H^+ را جذب می‌کند پس باز مزدوج آن قوی‌تر خواهد بود.

به عنوان مثال در تعادل: $\text{HA(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{A}^-(\text{aq})$ ، اگر فرض کنیم HA یک اسید نسبتاً ضعیف است و به سختی H^+ را از دست می‌دهد نتیجه می‌شود که این واکنش در جهت رفت به خوبی انجام نمی‌شود پس این واکنش در جهت برگشت به خوبی انجام می‌شود یعنی A^- نسبتاً راحت H^+ را جذب می‌کند به همین دلیل می‌گوییم قدرت بازی A^- نسبتاً زیاد است. در قسمت‌های قبل گفته بودیم که ترتیب قدرت اسیدی در چند اسید ضعیف متداول به صورت زیر است:

قدرت اسیدی و K_a : $\text{HSO}_4^- > \text{H}_3\text{PO}_4 > \text{HF} > \text{HNO}_2 > \text{H}_2\text{CO}_3 > \text{NH}_4^+ > \text{H}_2\text{O} > \text{NH}_3 > \text{H}_2$

از طرفی همان طور که گفته شد، هر چه یک اسید ضعیف‌تر باشد باز مزدوج آن قوی‌تر خواهد بود، پس می‌توان نوشت:

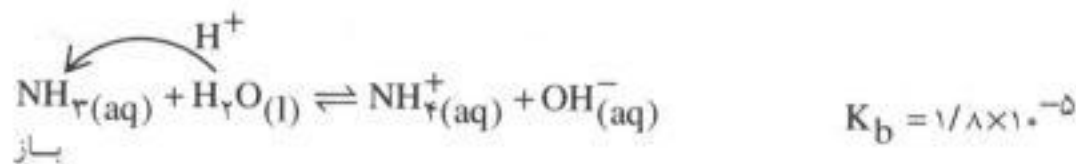
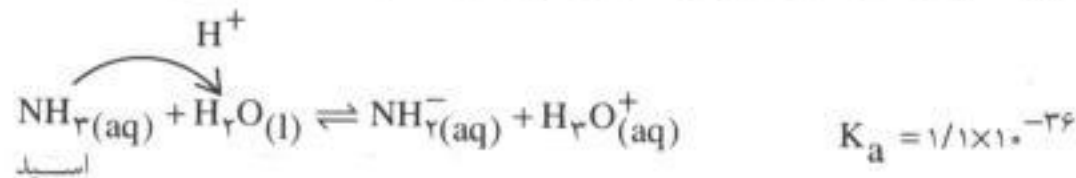
قدرت بازی و K_b : $\text{SO}_4^{2-} < \text{H}_2\text{PO}_4^- < \text{F}^- < \text{NO}_2^- < \text{HCO}_3^- < \text{NH}_3 < \text{OH}^- < \text{NH}_4^+ < \text{H}^-$

بدیهی است که اگر ترتیب قدرت اسیدی را حفظ باشید، ترتیب قدرت بازی را نیز خودبه‌خود حفظ خواهید بود.



پیششید، شما قبلاً NH_3 را به عنوان یک باز معرفی کرده بودید. اما در این جا NH_3 را هم در ترتیب قدرت اسیدی و هم در ترتیب قدرت بازی مطرح کرده‌اید. جریان چیست؟

برای پاسخ به این سؤال، ابتدا بگذارید نگاهی به ثابت یونش اسیدی (K_a) و نیز ثابت یونش بازی (K_b) محلول NH_3 در آب بیندازیم:

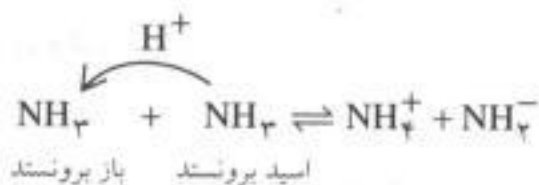


همان طول که مشاهده می‌شود NH_3 در آب هم به عنوان اسید و هم به عنوان باز عمل می‌کند اما چون ثابت یونش اسیدی (K_a) مربوط به آمونیاک بسیار ناچیز ($1/1 \times 10^{-36}$) است عملاً می‌توان گفت که NH_3 در آب خاصیت اسیدی ندارد و رفتارهای متداول یک اسید (مانند ترش مزه بودن، تأثیر بر فلزها، تغییر رنگ شناساگرها به صورت اسیدی و...) را ندارد. از طرفی ثابت یونش بازی (K_b) مربوط به آمونیاک از ثابت یونش اسیدی (K_a) آن بسیار بزرگ‌تر است به همین دلیل در مجموع، محلول NH_3 در آب یک باز محسوب می‌شود که دارای یون‌های $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ و $\text{OH}^-(\text{aq})$ است.

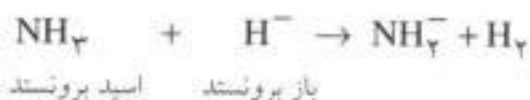


یعنی منظورتان این است که NH_3 در آب فقط خاصیت بازی دارد و چون خاصیت اسیدی ندارد آفوت‌تر محسوب نمی‌شود. درست فهمیدم؟

تا حدودی! در واقع می‌توان گفت که NH_3 در محیط‌های آبی فقط خاصیت بازی دارد. اما به عنوان مثال در آمونیاک مایع، مولکول‌های NH_3 مقداری دچار خود یونش می‌شوند که در آن برخی از مولکول‌های NH_3 نقش اسید و برخی دیگر نقش باز را دارند و در این حالت می‌توان گفت که NH_3 یک آفوت‌تر است:



اگر یون هیدرید (H^-) را وارد آمونیاک مایع کنید، مولکول NH_3 در نقش اسید برونستد ظاهر می‌شود:



نتیجه:

- ۱) آمونیاک در محیط‌های آبی فقط خاصیت بازی دارد.
- ۲) آمونیاک در برخی از محیط‌های غیرآبی (مانند آمونیاک مایع) می‌تواند خاصیت اسیدی نیز از خود نشان دهد که در این شرایط آفوت‌تر محسوب می‌شود.

تعیین ثابت یونش در یون هیدروکسید: واکنش مربوط به یونش OH^- به صورت زیر است:



اگر بخواهیم مقدار ثابت یونش بازی (K_b) را بنویسیم خواهیم داشت:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{OH}^-]} = 1$$

برای تعیین pK_b می‌توان نوشت:

$$pK_b = -\log K_b = -\log 1 = 0$$

پس یادتان باشد که در مورد یون هیدروکسید (OH^-)، مقدار K_b برابر یک و مقدار pK_b برابر صفر است.



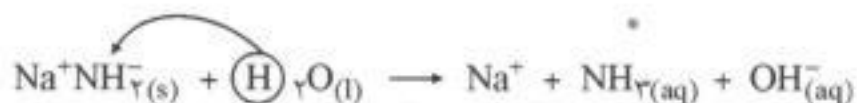
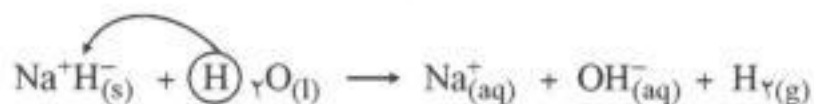
نکته مهم: یون هیدروکسید (OH^-)، مرز بین بازهای قوی و بازهای ضعیف است. یعنی باز قوی بازی است که قدرت بازی آن از قدرت بازی یون هیدروکسید (OH^-) بیش‌تر باشد به عبارت دیگر K_b باز قوی بزرگ‌تر از یک و pK_b آن باید کوچک‌تر از صفر (یعنی عددی منفی) باشد. باز ضعیف نیز بازی است که قدرت بازی آن از قدرت بازی یون هیدروکسید (OH^-) کم‌تر باشد یعنی K_b باز ضعیف کوچک‌تر از یک و pK_b آن باید بزرگ‌تر از صفر (یعنی عددی مثبت) باشد.

بازهای ضعیف	بازهای قوی	OH^-	باز
کوچک‌تر از یک	بزرگ‌تر از یک	!	K_b
بزرگ‌تر از صفر (عددی مثبت)	کوچک‌تر از صفر (عددی منفی)	۰	pK_b

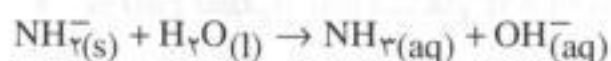
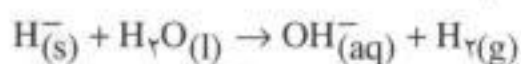


نکته: قوی‌ترین باز در محلول‌های آبی، یون هیدروکسید (OH^-) است زیرا همه‌ی بازهای قوی‌تر از یون هیدروکسید (مانند H^- یا NH_2^-) بلافاصله با آب واکنش داده و تبدیل به یون هیدروکسید (OH^-) می‌شوند.

به مثال‌های زیر توجه کنید.



در واکنش‌های فوق، اگر یون ناظر یا تماشاگر (یعنی Na^+) را از طرفین واکنش حذف کنیم خواهیم داشت:



در این‌جا نیز در واقع اثر هم‌تراز کنندگی آب مطرح است بدین ترتیب که آب باعث می‌شود که قدرت بازی H^- و NH_2^- با قدرت بازی OH^- هم‌تراز شود.



نکته: یون H^- ، یون هیدرید و یون NH_2^- یون آمید نام دارد.

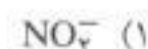


: پیششید! شما قبلاً در لیست بازهای قوی گفته بودید که منظور از بازهای قوی کلیه‌ی هیدروکسیدهای گروه‌های ۱ و ۲ (البته به جز $Be(OH)_2$ و $Mg(OH)_2$) است. سؤال من این است که چرا یون‌های H^- و NH_2^- را جزو لیست بازهای قوی مطرح نکرده بودید؟

در قسمت‌های قبل هدف این بود که بازهای قوی موجود در محیط‌های آبی را معرفی کنیم. از طرفی، یون‌های H^+ و NH_4^+ بلافاصله با آب واکنش داده و تبدیل به یون OH^- می‌شوند به عبارت دیگر یون‌های H^+ و یا NH_4^+ نمی‌توانند در محلول‌های آبی وجود داشته باشند به همین دلیل جزو بازهای قوی موجود در محیط‌های آبی بیان نمی‌شوند. حال بگذارید چند مثال را حل و بررسی کنیم.



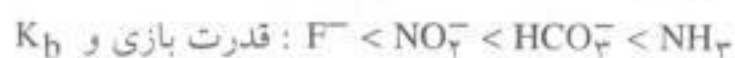
مثال ۱: کدام گزینه K_b کوچک‌تری دارد؟



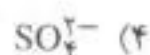
جواب: ترتیب قدرت اسیدی به صورت زیر است:



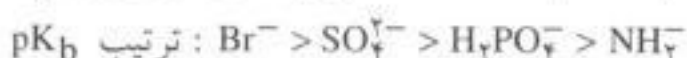
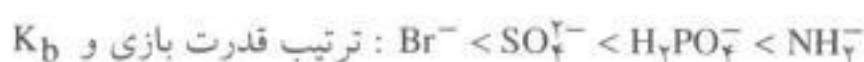
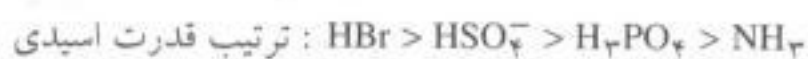
پس ترتیب قدرت بازی در بازهای مزدوج آن‌ها به صورت زیر خواهد بود، یعنی گزینه‌ی (۴) درست است.



مثال ۲: کدام گزینه pK_b کوچک‌تری دارد؟



جواب: برای این که pK_b کوچک‌تر باشد باید K_b بزرگ‌تر و قدرت بازی بیش‌تر باشد پس قدرت اسیدی اسید مزدوج مربوطه باید کم‌تر باشد.



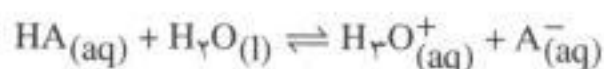
با توجه به ترتیب‌های فوق، گزینه‌ی (۳) درست است.

آدرس تستی: لطفاً تست‌های ۱۴ تا ۱۶ در پایان این بخش را حل بفرمایید.

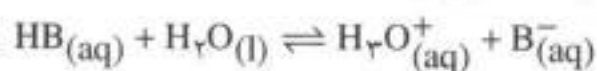


نکته: در مقایسه‌ی پایداری آنیون‌های محلول در آب باید توجه داشت که هر چه یک اسید، قوی‌تر باشد، آنیون مربوط به آن در حالت محلول پایدارتر است، زیرا یون منفی مربوط به آن کم‌تر تمایل دارد با یون هیدرونیوم (H_3O^+) واکنش دهد و بیش‌تر تمایل دارد به صورت آب‌پوشیده در محلول باقی بماند.

برای نمونه به اطلاعات زیر توجه کنید:



$K_a = 10^{-2}$, $pK_a = 2$



$K_a = 10^{-5}$, $pK_a = 5$

به نظر شما یون $A^-_{(aq)}$ پایدارتر است یا یون $B^-_{(aq)}$ ؟

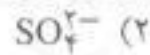
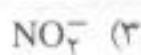


با توجه به این که K_a مربوط به HA بزرگتر است می‌توان دریافت که واکنش یونش HA نسبت به واکنش یونش HB، پیش‌تر به سمت راست واکنش پیشرفت می‌کند و تمایل کم‌تری برای انجام شدن در جهت برگشت دارد پس یون $A^-(aq)$ تمایل کم‌تری دارد با $H_3O^+(aq)$ واکنش دهد و پیش‌تر مایل است که به صورت یون آب پوشیده در محلول باقی بماند. خلاصه این که یون $A^-(aq)$ پایدار است.

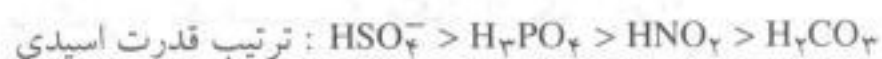
توضیحات شما فوق‌العاده ماهرانه بود. آفرین به تو. حالا برویم سراغ یک تست.



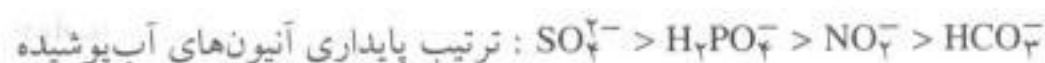
مثال: کدام یون زیر در حالت آب پوشیده پایدارتر است؟



جواب: هر چه یک اسید قوی‌تر باشد، آنیون مربوط به آن در حالت آب پوشیده پایدارتر است. اگر به همه‌ی گزینه‌ها یک پروتون (H^+) اضافه کنیم ترتیب قدرت اسیدی به صورت زیر خواهد بود:



پس ترتیب پایداری آنیون‌های مربوطه در حالت آب پوشیده به صورت زیر است.



خلاصه این که در این گونه تست‌ها، به همه‌ی گزینه‌ها یک H^+ اضافه کنید و هر کدام که قدرت اسیدی بیش‌تری داشته باشد، آنیون مربوط به آن در حالت آب پوشیده، پایدارتر خواهد بود، یعنی گزینه‌ی (۲) جواب درست است.

در ادامه‌ی درس ابتدا بگذارید سوالی را مطرح کنیم. به نظر شما تعادل زیر و K مربوطه در مورد HA چه نام دارد؟



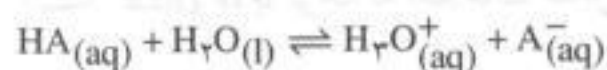
با توجه به این که طی این واکنش، HA یون H^+ خود را از دست داده است و در نقش یک اسید ظاهر شده است این واکنش، تفکیک یونی یا یونش HA نام دارد و K مربوط به آن نیز در واقع ثابت یونش (K_a) مربوط به HA است.

متأسفم! توضیح شما قابل قبول نیست. برای این که متوجه خطای خود شوید به نکته‌ی زیر توجه فرمایید.



نکته: به شرطی که یک واکنش، تفکیک یونی یا یونش اسید می‌گوییم که طی آن ماده‌ی مورد نظر، پروتون (H^+) خود را به $H_2O(l)$ (نه ماده‌ی دیگری) تحویل داده باشد.

به عنوان مثال واکنش تفکیک یونی یا یونش HA به صورت زیر است:



بیخشید! پس تکلیف واکنشی مانند: $HA(aq) + B^-(aq) \rightleftharpoons A^-(aq) + HB(aq)$ چیست؟ این واکنش چه نام دارد؟

این واکنش، نام خاصی ندارد! فقط یک تعادل معمولی است که طی آن مبادله‌ی پروتون صورت گرفته است و K مربوط به آن نیز ربطی به ثابت تفکیک یونی یا ثابت یونش ندارد.



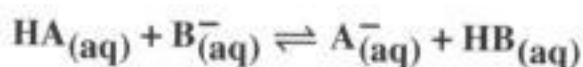
نکته مهم: در یک تعادل اسید - باز که طی آن مبادله‌ی پروتون صورت گرفته است تعادل در سمت اسید و باز ضعیف‌تر قرار دارد. یعنی با توجه به مقدار عددی K ، سمتی که غلظت گونه‌های آن بیش‌تر است دارای اسید و باز ضعیف‌تر و سمتی که غلظت گونه‌های آن کم‌تر است دارای اسید و باز قوی‌تری است.



علت این است که اسید قوی‌تر به شدت تمایل دارد که H^+ بدهد و باز قوی‌تر نیز به شدت تمایل دارد که H^+ بپذیرد. بنابراین اسید قوی و باز قوی شدیداً به جان هم می‌افتند!! و یکدیگر را از بین می‌برند (درست مانند آتش و پنبه!) و تبدیل به مواد دیگری می‌شوند که اسید ضعیف‌تر و باز ضعیف‌تر هستند. به بیان دیگر اسید ضعیف‌تر و باز ضعیف‌تر کم‌تر تمایل دارند که با یکدیگر واکنش دهند و بیش‌تر مایل هستند به صورت دست نخورده در محلول باقی بمانند به همین دلیل غلظت آن‌ها بالا می‌رود. بگذارید روی چند مثال، مطلب فوق را بهتر جا بیاندازیم.



مثال ۱: اگر فرض کنیم قدرت اسیدی HA از قدرت اسیدی HB بیش‌تر است به نظر شما مقدار K در تعادل زیر، بزرگ‌تر از یک است یا کوچک‌تر از یک؟ چرا؟



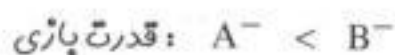
جواب:



بگذارید من توضیح دهم. با توجه به این که قدرت اسیدی HA از قدرت اسیدی HB بیش‌تر است می‌توان گفت که قدرت بازی A^- از قدرت بازی B^- کم‌تر است پس:



اسید ضعیف‌تر اسید قوی‌تر



باز قوی‌تر باز ضعیف‌تر

حال در تعادل مربوطه می‌توان نوشت:



اسید ضعیف باز ضعیف باز قوی‌تر اسید قوی‌تر

همان‌طور که خودتان گفتید اسید قوی‌تر و باز قوی‌تر یکدیگر را از بین می‌برند و تبدیل به اسید ضعیف‌تر و باز ضعیف‌تر می‌شوند پس تعادل فوق در سمت راست قرار دارد یعنی غلظت تعادلی مواد سمت راست (اسید ضعیف‌تر و باز ضعیف‌تر) بیش‌تر است و در نتیجه مقدار K بزرگ‌تر از یک است.

مرسی، چه زیبا توضیح دادید!



مثال ۲: با توجه به اطلاعات مقابل، قدرت اسیدی و قدرت بازی گونه‌های موجود در تعادل را مقایسه کنید.



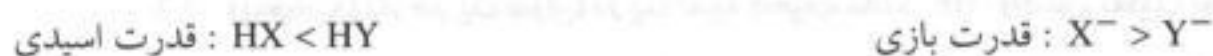
$$K = 1/3 \times 10^{-6}$$

جواب: با توجه به این که مقدار K برای واکنش فوق کوچک‌تر از یک است می‌توان دریافت که غلظت مواد سمت چپ تعادل از غلظت مواد سمت راست تعادل بیش‌تر است یعنی اسید و باز موجود در سمت چپ تعادل، ضعیف‌تر هستند. پس می‌توان نوشت:

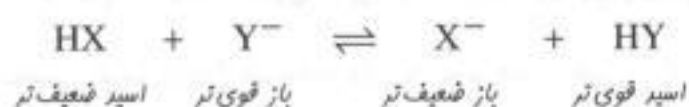
۱- در واکنش‌های اسید بروئستد با باز بروئستد، اغلب دوگونه در سمت چپ و دوگونه در سمت راست تعادل داریم. پس اگر غلظت مواد واکنش‌دهنده با غلظت فرآورده‌ها برابر باشد، یعنی تعادل در حالت میانه باشد، مقدار K برابر یک خواهد بود.



در واقع مقایسه‌ی قدرت اسید و بازهای موجود در این تعادل به صورت زیر است:



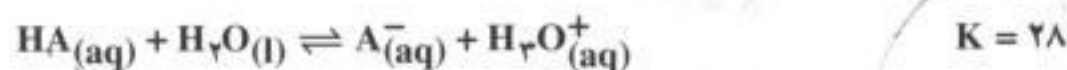
پیشنهاد: من یک سؤال دارم. آیا امکان دارد که اسید ضعیف‌تر و باز ضعیف‌تر موجود در یک تعادل در دو سمت مخالف هم قرار بگیرند. یعنی آیا امکان دارد تعادلی شبیه تعادل زیر ایجاد شود؟



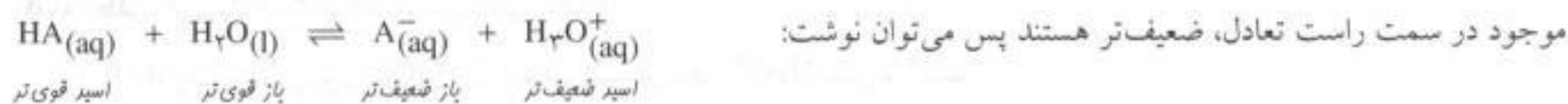
در محدوده‌ی واکنش‌های اسید و باز برونستد چنین چیزی محال است! زیرا در واکنش‌های اسید و باز برونستد با دو جفت اسید و باز مزدوج مواجه هستیم، پس هنگامی که به عنوان مثال HX نسبت به HY اسید ضعیف‌تری است، خودبه‌خود می‌توان دریافت که باز مزدوج آن، یعنی X^- ، نسبت به باز مزدوج دیگر، یعنی Y^- ، باز قوی‌تری می‌باشد. خلاصه این که اسید قوی‌تر و باز قوی‌تر (یعنی HX و Y^-) در یک سمت تعادل و اسید ضعیف‌تر و باز ضعیف‌تر (یعنی HY و X^-) در سمت دیگر تعادل قرار خواهند گرفت.



مثال ۱۳: با توجه به اطلاعات مقابل، به نظر شما آیا HA می‌تواند جزو هفت اسید قوی باشد؟



جواب: با توجه به این که مقدار عددی K بزرگ‌تر از یک است، غلظت گونه‌های سمت راست تعادل بیشتر است یعنی اسید و باز



موجود در سمت راست تعادل، ضعیف‌تر هستند پس می‌توان نوشت: همان طور که از تعادل فوق پیداست، قدرت اسیدی HA از قدرت اسیدی H_3O^+ بیشتر است و همان طور که قبلاً توضیح دادیم، اگر قدرت اسیدی یک اسید از قدرت اسیدی H_3O^+ بیش باشد، آن اسید جزو اسیدهای قوی (یعنی جزو هفت اسید قوی) محسوب می‌شود، پس HA جزو هفت اسید قوی می‌باشد.



پیشنهاد: اگر HA جزو هفت اسید قوی است پس چرا واکنش تفکیک یونی آن را به صورت تعادلی نوشته‌اید؟! مگر نباید واکنش تفکیک یونی اسیدهای قوی به صورت کامل و یک‌طرفه باشد؟

در کتاب درسی، واکنش تفکیک یونی اسیدها (مانند HNO_3 ، HCl و ...) یک‌طرفه و کامل نشان داده شده است اما در واقع حتی واکنش تفکیک یونی اسیدهای قوی نیز تعادلی است اما چون مقدار K آن بزرگ است، اغلب به طور تقریبی آن را یک‌طرفه فرض می‌کنیم.

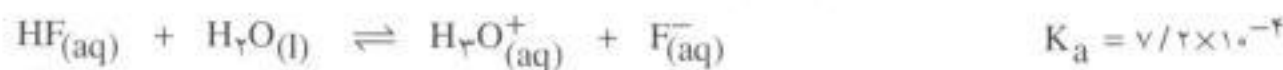


خب، حالا یک سؤال دیگری به ذهنم رسید! در مثال فوق شما پس از یک تحلیل نسبتاً طولانی به این نتیجه رسیدید که HA جزو لیست هفت تایی اسیدهای قوی است. ولی به نظر من نیازی به این تحلیل طولانی نیست. همان طور که قبلاً خودتان گفته بودید اگر K_a یک اسید بزرگ‌تر از K_a مربوط به یون هیدرونیوم (یعنی بزرگ‌تر از یک) باشد آن اسید جزو اسیدهای قوی به شمار می‌آید و چون در مثال فوق K_a مربوط به HA برابر ۲۸ است (یعنی از یک بزرگ‌تر است) می‌توان به راحتی دریافت که HA یک اسید قوی است.

بله، کاملاً حق با شماست. ولی هدف من از مثال فوق، به عنوان یک تمرین آموزشی، این بود که نشان دهم تعادل در سمت اسید و باز ضعیف‌تر قرار دارد. ولی مسلماً در شرایط آزمون‌های مختلف، جواب شما راحت‌تر و بهتر است.



بیخشید! باز هم یک سؤال! در یک اسید ضعیف، مانند HF، واکنش تفکیک یونی یا یونش، به صورت زیر است:



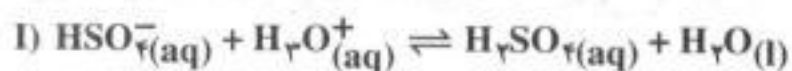
باز قوی‌تر اسید قوی‌تر باز ضعیف‌تر اسید ضعیف‌تر

همان‌طور که می‌دانیم قدرت اسیدی HF از قدرت اسیدی H_3O^+ پیش‌تر است، پس قاعدتاً HF باید به راحتی بتواند H^+ خود را به H_2O تحمیل نماید و K واکنش فوق باید بزرگ‌تر از یک باشد، ولی چرا چنین نیست؟

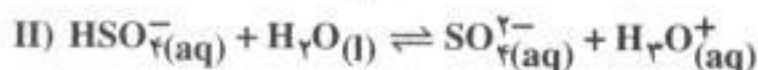
اصول تحلیل شما کاملاً اشتباه بود! اگر بخواهید مقدار K را در واکنش فوق بررسی کنید باید قدرت اسیدی HF را با قدرت اسیدی اسید موجود در سمت دیگر واکنش (یعنی H_3O^+) مقایسه کنید نه با قدرت اسیدی H_2O . زیرا در واکنش فوق H_2O به عنوان یک باز عمل نموده است نه به عنوان یک اسید. پس باید بگوییم که چون قدرت اسیدی HF از قدرت اسیدی H_3O^+ کم‌تر است، واکنش تعادلی فوق در جهت رفت با میل چندانی انجام نمی‌شود و مقدار ثابت تعادل آن، کوچک خواهد بود. حالا اگر موافقید یک تست کنکور سراسری را حل و بررسی می‌کنیم.



مثال ۴: با توجه به واکنش‌های مقابل:



$$K = 10^{-3}$$



$$K = 1/2 \times 10^{-2}$$

کدام مطلب درست است؟ (کنکور سراسری ریاضی - سال ۸۰)

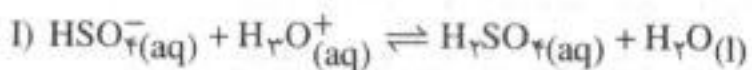
۱) قدرت اسیدی یون HSO_4^- از قدرت اسیدی یون H_3O^+ بیش‌تر است.

۲) قدرت بازی یون HSO_4^- از قدرت بازی آب بیش‌تر است.

۳) مولکول H_2O در واکنش (II)، نقش باز را دارد.

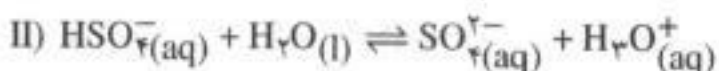
۴) یون HSO_4^- در واکنش (I)، نقش اسید را دارد.

جواب: با توجه به این که مقدار K در هر دو تعادل از یک کوچک‌تر است می‌توان دریافت که هر دو تعادل در سمت چپ قرار دارند یعنی در هر دو تعادل اسید و باز سمت چپ، اسید و باز ضعیف‌تری هستند.



$$K = 10^{-3}$$

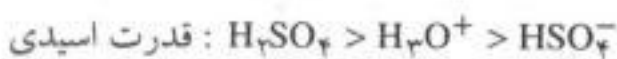
باز قوی‌تر اسید قوی‌تر اسید ضعیف‌تر باز ضعیف‌تر



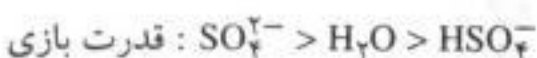
$$K = 1/2 \times 10^{-2}$$

اسید قوی‌تر باز قوی‌تر باز ضعیف‌تر اسید ضعیف‌تر

از واکنش (I) می‌توان دریافت که قدرت اسیدی H_2SO_4 از قدرت اسیدی H_3O^+ بیش‌تر است. از واکنش (II) نیز می‌توان دریافت که قدرت اسیدی H_3O^+ از قدرت اسیدی HSO_4^- بیش‌تر است پس می‌توان نوشت:



از طرفی، طبق واکنش (I) می‌توان دریافت که قدرت بازی H_2O از قدرت بازی HSO_4^- بیش‌تر است و طبق واکنش (II) نیز می‌توان فهمید که قدرت بازی SO_4^{2-} از قدرت بازی H_2O بیش‌تر است پس:

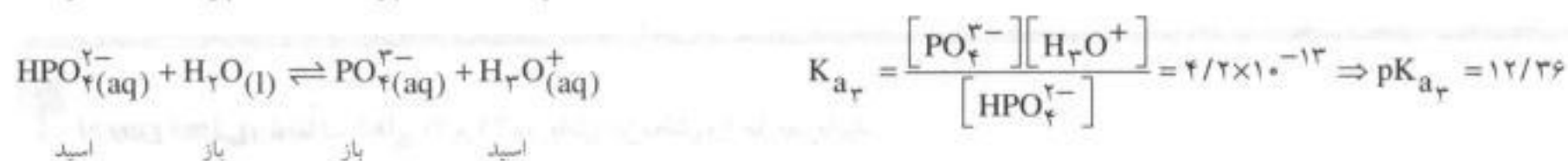
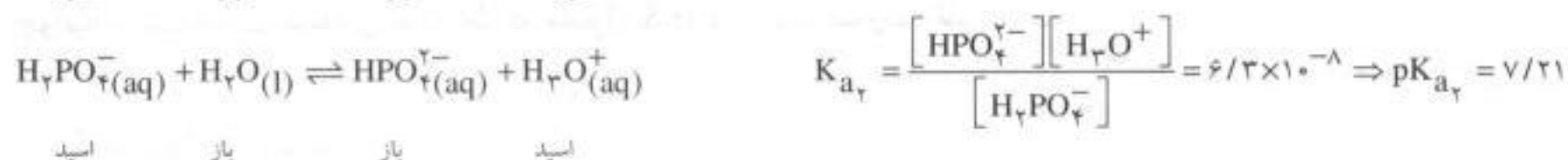
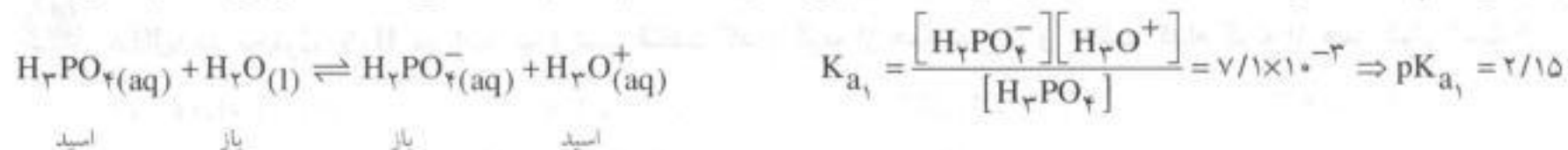


با توجه به توضیحات فوق گزینه‌های (۱)، (۲) و (۴) نادرست هستند. اما گزینه (۳) عبارت درستی است زیرا در واکنش (II)، مولکول H_2O ، پروتون (H^+) گرفته است پس نقش باز برونستد را دارد.

آدرس تستی: لطفاً تست‌های ۱۷ تا ۱۹ در پایان این بخش را حل بفرمایید.

بررسی مراحل تفکیک یونی در اسیدهای چند پروتون‌دار

واکنش تفکیک یونی اسیدهای چند پروتون‌دار (مانند H_3PO_4 و H_2S) در چند مرحله‌ی پیاپی صورت می‌گیرد و ثابت یونش (K) برای این مراحل باهم تفاوت می‌کند. به‌عنوان مثال به‌مراحل تفکیک یونی فسفریک‌اسید (H_3PO_4) و نقش ذره‌ها در هر مرحله توجه فرمایید:



همان‌طور که ملاحظه می‌شود ترتیب مقادیر K_a و pK_a به‌صورت زیر است:

$$K_{a_1} > K_{a_2} > K_{a_3} \Rightarrow pK_{a_1} < pK_{a_2} < pK_{a_3}$$

علت ترتیب فوق این است که جدا شدن H^+ از مولکول خنثی (مانند H_3PO_4) نسبتاً راحت‌تر صورت می‌گیرد اما هرچه بار منفی یون بیشتر می‌شود جدا شدن H^+ از آن مشکل‌تر شده و واکنش تفکیک یونی پیشرفت کم‌تری خواهد داشت لذا مقدار K_a کوچک‌تر و pK_a بزرگ‌تر خواهد شد.

نکته: با توجه به مراحل تفکیک یونی فوق، می‌توان دریافت که مولکول اسید اولیه (H_3PO_4) فقط به‌عنوان اسید و آخرین آنیون (PO_4^{3-}) فقط به‌عنوان باز عمل می‌کند. سایر آنیون‌ها هم به‌عنوان اسید و هم به‌عنوان باز عمل می‌کنند یعنی آمفوتر هستند.

H_3PO_4 و H_3O^+ : فقط نقش اسید دارند.

PO_4^{3-} و H_2O : فقط نقش باز دارند.

$H_2PO_4^-$ و HPO_4^{2-} : هم نقش اسید و هم نقش باز دارند پس آمفوتر هستند.

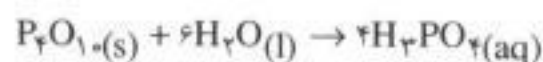
نکته: در محلول اسیدهای چند پروتون‌دار، غلظت یون H_3O^+ از سایر یون‌ها بیشتر است زیرا در تمام مراحل یون H_3O^+ تولید می‌شود. در ضمن، هر چه بار منفی یک یون بیشتر باشد احتمال تولید آن کم‌تر بوده و در نتیجه غلظت آن نیز کم‌تر می‌باشد. پس ترتیب غلظت یون‌ها در محلول فسفریک اسید به‌صورت زیر است:

ترتیب غلظت یون‌ها: $H_3O^+ > H_2PO_4^- > HPO_4^{2-} > PO_4^{3-}$

لازم به ذکر است که فسفریک اسید، یک اسید ضعیف است و بیشتر به صورت مولکول‌های تفکیک نشده باقی می‌ماند؛ به همین دلیل غلظت H_3PO_4 تفکیک نشده از غلظت هم‌یون‌ها بیشتر است.

● **تذکر:** فسفریک اسید از جمله پرمصرف‌ترین مواد شیمیایی در صنعت است. که چند نمونه از کاربردهای آن عبارت‌اند از: ۱- به عنوان ماده‌ی افزودنی در نوشابه‌های گازدار؛ ۲- تولید کودهای شیمیایی؛ ۳- تولید پاک‌کننده‌های صابونی و غیرصابونی؛ ۴- تصفیه‌ی آب؛ ۵- خوراک دام؛ ۶- داروسازی.

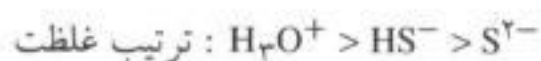
● **تذکر:** فسفریک اسید خوراکی را از افزودن آب به P_2O_5 می‌سازند.



مثال: در محلول H_2S در آب، به ترتیب غلظت کدام گونه از همه بیشتر و غلظت کدام گونه از همه کم‌تر است؟



جواب: ترتیب غلظت گونه‌های مورد نظر در محلول H_2S در آب به صورت مقابل است.



پس گزینه‌ی (۳) درست است.



آدرس تستی: لطفاً تست‌های ۲۰ و ۲۱ در پایان این بخش را حل بفرمایید.

بررسی تفکیک یونی یا یونش آب و مفهوم pH

آزمایش نشان می‌دهد که آب خالص در دمای $25^\circ C$ به صورت زیر یونش می‌یابد.



به این واکنش، که طی آن مولکول‌های آب خودبه‌خود یونش می‌یابند واکنش «خود - یونش» آب می‌گویند. ثابت تعادل این واکنش به صورت زیر نوشته می‌شود:

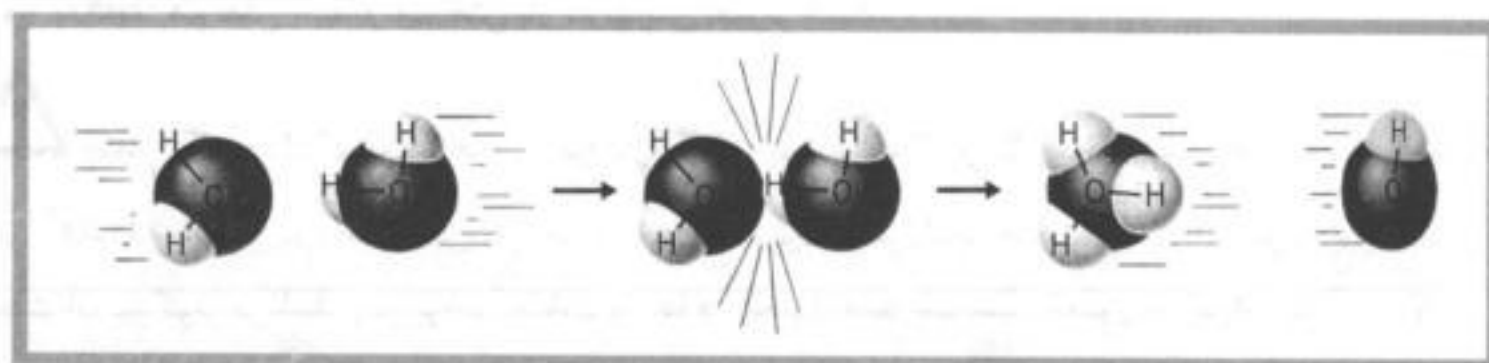
$$K = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$

با توجه به ثابت بودن غلظت $H_2O(l)$ ، با یک جابه‌جایی می‌توان نوشت:

$$K \cdot [H_2O]^2 = [H_3O^+][OH^-]$$

در این معادله، حاصل ضرب $K \cdot [H_2O]^2$ را با نماد K_w نشان می‌دهند و به آن ثابت یونش یا حاصل ضرب یونی آب می‌گویند.

$$\underbrace{K \cdot [H_2O]^2}_{K_w} = [H_3O^+][OH^-] \Rightarrow \boxed{K_w = [H_3O^+][OH^-]}$$



شکل (۱۵) - تشکیل یون هیدرونیوم (H_3O^+) و یون هیدروکسید (OH^-) بر اثر خود - یونش آب



پیششید، یعنی هنگامی که می‌گوییم در یک لیوان مقداری آب وجود دارد، علاوه بر مولکول‌های H_2O ، یون‌های H_3O^+ و OH^- نیز وجود دارند!

بله، البته غلظت یون‌های H_3O^+ و OH^- در آب خالص بسیار ناچیز است. به طوری که اندازه‌گیری‌های تجربی نشان داده است که در آب خالص در دمای $25^\circ C$ ، غلظت یون‌های H_3O^+ و نیز OH^- برابر 10^{-7} مول بر لیتر است، پس می‌توان نوشت:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-7} \text{ molL}^{-1} \times 10^{-7} \text{ molL}^{-1} = 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{L}^{-2}$$

با توجه به کوچک بودن مقدار K_w ، بهتر است از آن $-\log$ بگیریم و آن را با نماد pK_w نشان دهیم، پس می‌توان نوشت:

$$pK_w = -\log K_w \Rightarrow \text{در دمای } 25^\circ C : pK_w = -\log 10^{-14} = 14$$



سورن پیتر لاریتس سورن سن
(۱۸۶۸-۱۹۳۹)
زیست - شیمی دان دانمارکی

بررسی غلظت H_3O^+ در اواخر سده‌ی نوزدهم برای برخی از صاحبان صنایع شیمیایی اهمیت ویژه‌ای پیدا کرد. به عنوان مثال غلظت H_3O^+ به شدت روی فرایند تخمیر و فعالیت مخمرها اثر می‌گذارد و چون غلظت H_3O^+ در طول فرایند تخمیر تغییر می‌کرد لازم بود که غلظت H_3O^+ دائماً مورد بررسی و کنترل قرار گیرد. از طرفی چون غلظت H_3O^+ معمولاً عدد بسیار کوچکی است و کار کردن با آن دشوار است، نخستین بار سورن سن^۱ دانشمند دانمارکی در سال ۱۹۰۹ میلادی مقیاسی به نام pH را بنا نهاد که در واقع منفی لگاریتم غلظت H_3O^+ است.

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

در دمای $25^\circ C$ می‌توان نوشت:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 10^{-7} = 7$$

همان طور که قبلاً نیز اشاره کردم، p هر پارامتری با خود آن پارامتر رابطه‌ی عکس دارد. به عنوان مثال در قسمت‌های قبل دیدید که pK_a با خود K_a رابطه‌ی عکس داشت، پس باید بدانید که pH نیز با غلظت یون هیدروژن یعنی با $[H_3O^+]$ رابطه‌ی عکس دارد. به طوری که می‌توان گفت:

هر چه خاصیت اسیدی محلول بیش‌تر باشد $[H_3O^+]$ بیش‌تر است $\Leftrightarrow pH$ کم‌تر است.

هر چه خاصیت اسیدی محلول کم‌تر باشد $[H_3O^+]$ کم‌تر است $\Leftrightarrow pH$ بیش‌تر است.

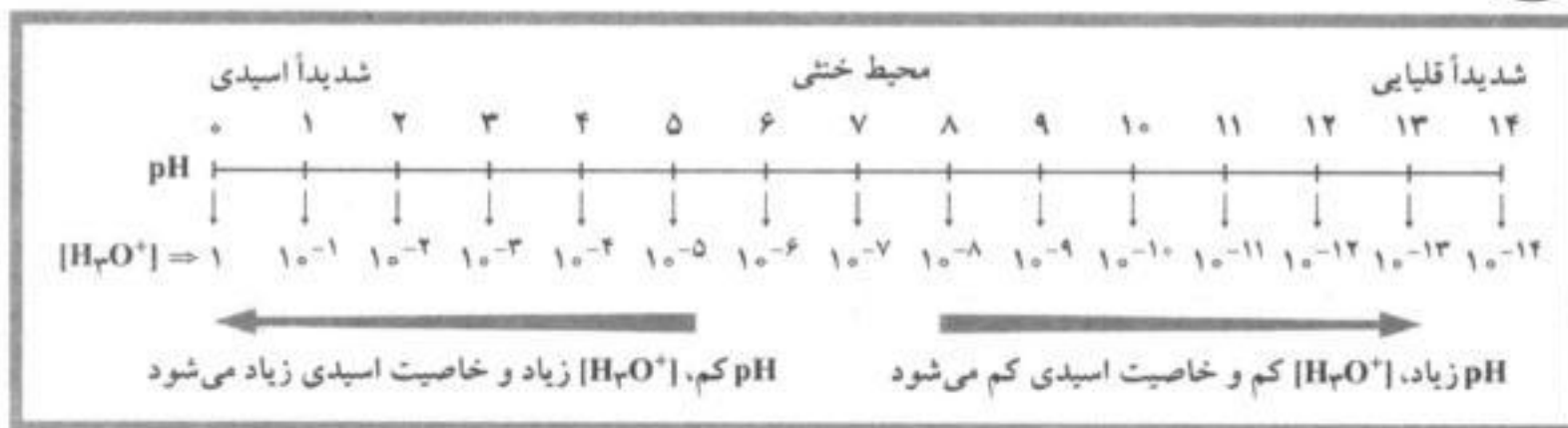
نکته: در یک دمای معین دامنه‌ی تغییرات متداول pH بین صفر تا pK_w است پس در دمای $25^\circ C$ ، که pK_w برابر ۱۴ است، دامنه‌ی تغییرات pH از صفر تا ۱۴ می‌باشد.



مطلب مهمی که باید به خاطر بسپارید این است که کم بودن مقدار pH بیان‌گر زیاد بودن غلظت یون هیدروژن است.

توجه داشته باشید که هر چه مقدار pH کم‌تر می‌شود، غلظت H_3O^+ بیش‌تر شده و خاصیت اسیدی نیز افزایش می‌یابد.





پهخشید! چرا می گویند دامنه تغییرات «متداول» pH بین صفر تا pK_w است؛ اصلاً این دامنه صفر تا pK_w که می گویند از کجا آمده است؟

جواب سؤال شما را در مطالب داخل کادر زیر است.

(مطالعه‌ی آزاد)

در صنایع مختلف شیمیایی، غلظت متداول $H_3O^+(aq)$ در اسیدی‌ترین حالت، حداکثر یک مولار و غلظت متداول $OH^-(aq)$ نیز در قلیایی‌ترین حالت، حداکثر یک مولار^۱ است. اگر فرض کنیم غلظت $H_3O^+(aq)$ یک مولار باشد، خواهیم داشت:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 1 = 0$$

پس در اسیدی‌ترین محلول‌های متداول، مقدار pH برابر صفر است. حال فرض کنیم محلول مورد نظر در قلیایی‌ترین حالت خود باشد یعنی غلظت $OH^-(aq)$ برابر یک مولار باشد، غلظت $H_3O^+(aq)$ به صورت زیر محاسبه می‌شود:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] \Rightarrow 10^{-14} = [H_3O^+] \times 1 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-14} \text{ molL}^{-1}$$

که از آنجا مقدار pH به صورت زیر محاسبه می‌گردد:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 10^{-14} = 14$$

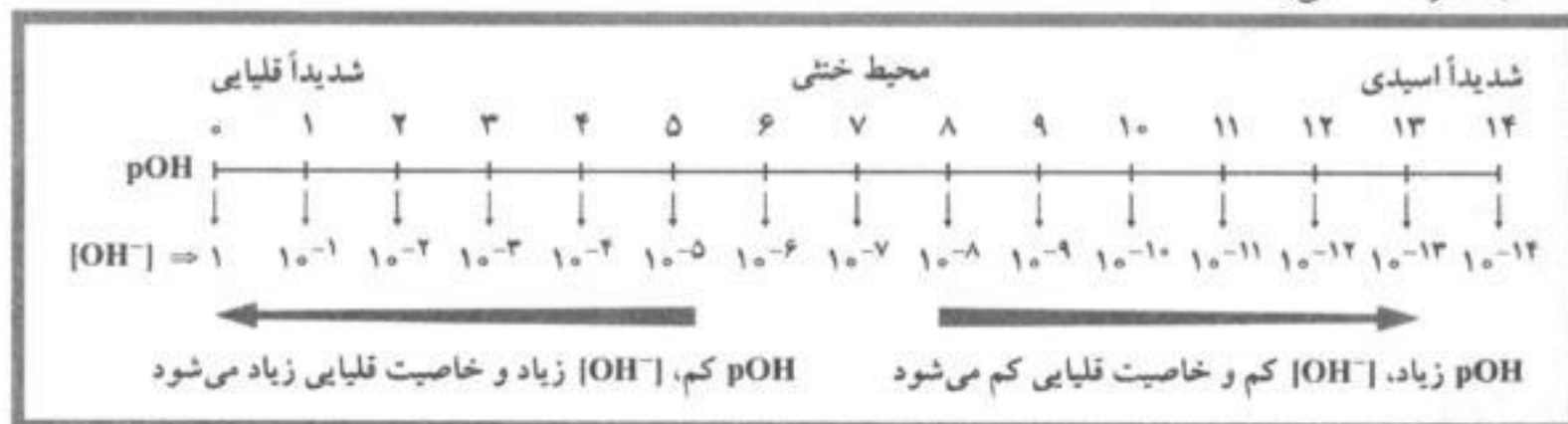
همان‌طور که ملاحظه می‌شود در دمای $25^\circ C$ دامنه‌ی تغییرات متداول pH بین صفر تا pK_w (برای $25^\circ C$ بین صفر تا ۱۴) است.

در مورد غلظت $OH^-(aq)$ نیز می‌توانیم از آن، منفی لگاریتم بگیریم و آن را با نماد pOH نشان دهیم. پس در دمای $25^\circ C$ می‌توان

$$pOH = -\log[OH^-] \Rightarrow 25^\circ C \text{ در دمای } pOH = -\log 10^{-7} = 7$$

نوشت:

از آنجایی که هر پارامتری با خود آن پارامتر رابطه‌ی عکس دارد، می‌توان گفت که هر چه مقدار pOH بیشتر باشد نشان دهنده‌ی آن است که غلظت $OH^-(aq)$ کم‌تر و خاصیت بازی محیط کم‌تر است به عبارت دیگر محیط اسیدی‌تر می‌باشد. دامنه‌ی تغییرات pOH در دمای $25^\circ C$ از صفر تا ۱۴ می‌باشد.



۱- در واقع دامنه‌ی تغییرات متداول pH از محلول یک مولار یک اسید قوی یک پروتون (مانند HCl) که در آن غلظت H_3O^+ برابر یک است تا محلول یک مولار یک باز قوی یک ظرفیتی (مانند NaOH) که در آن غلظت H_3O^+ برابر 10^{-14} (و در واقع برابر K_w) است بررسی می‌شود که بدین ترتیب برای دمای $25^\circ C$ ، دامنه‌ی تغییرات pH از صفر تا ۱۴ می‌شود.



آقا اجازه من تفهیمدم که اگر pH یا pOH برابر ۱۴ شد بالاخره محیط اسیدی است یا قلیایی؟

فکر می‌کنم pH و pOH را قاطی کرده‌اید! اگر pH زیاد (مثلاً برابر ۱۴) باشد نشانه‌ی آن است که غلظت $H_3O^+(aq)$ بسیار کم و در نتیجه محیط شدیداً قلیایی است. اما اگر pOH زیاد (مثلاً برابر ۱۴) باشد نشانه‌ی آن است که غلظت $OH^-(aq)$ بسیار کم و غلظت $H_3O^+(aq)$ بسیار زیاد و در نتیجه محیط شدیداً اسیدی است.



در واقع منظورتان این است که هر چه pH پیش‌تر باشد، pOH کم‌تر است، بنابراین برداشت ما از pH و pOH (به لحاظ اسیدی یا بازی بودن محیط) کاملاً برعکس است. درست فهمیدم؟

بله، کاملاً درست فهمیدید. اصولاً یادتان باشد که در دمای معین مجموع pH و pOH برابر pK_w است، یعنی:

$$pH + pOH = pK_w$$



بیخشید! این فرمول چگونه اثبات می‌شود؟

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-]$$

همان‌طور که قبلاً اشاره کردیم، در دمای معین می‌توان نوشت:

اگر از طرفین $-\log$ بگیریم می‌توان نوشت:

$$-\log K_w = -\log([H_3O^+] \times [OH^-]) \Rightarrow -\log K_w = -\log[H_3O^+] + (-\log[OH^-])$$

از آن جایی که $-\log$ هر پارامتری به معنی p آن پارامتر است می‌توان نوشت:

$$\underbrace{-\log K_w}_{pK_w} = \underbrace{-\log[H_3O^+]_{pH}} + \underbrace{(-\log[OH^-])_{pOH}} \Rightarrow pK_w = pH + pOH$$

با توجه به این که در دمای $25^\circ C$ مقدار pK_w برابر ۱۴ است می‌توان نوشت:

$$pK_w = pH + pOH \xrightarrow{25^\circ C} pH + pOH = 14$$

در یک جمع‌بندی می‌توان گفت که هر چه محیط اسیدی‌تر باشد، غلظت $H_3O^+(aq)$ بیش‌تر، غلظت $OH^-(aq)$ کم‌تر، مقدار pH کم‌تر و مقدار pOH بیش‌تر خواهد بود. شاید جدول زیر موضوع را بهتر مشخص کند.

خاصیت محلول	افزایش خاصیت بازی \Rightarrow محیط خنثی \Leftarrow افزایش خاصیت اسیدی														
pH	۰	۱	۲	۳	۴	۵	۶	۷	۸	۹	۱۰	۱۱	۱۲	۱۳	۱۴
pOH	۱۴	۱۳	۱۲	۱۱	۱۰	۹	۸	۷	۶	۵	۴	۳	۲	۱	۰
$[H_3O^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
$[OH^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0

جدول (۳) - رابطه‌ی pH، pOH، $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ با یکدیگر

توجه داشته باشید که در جدول فوق در هر ستون، بین pH و pOH رابطه‌ی $pH + pOH = 14$ برقرار است و بین $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ نیز رابطه‌ی $[H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$ برقرار می‌باشد.

جمع‌بندی

در دمای ۲۵°C در آب خالص رابطه‌های زیر برقرار است:

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

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

دامنه‌ی تغییرات متداول pH از صفر تا ۱۴ است. هر چه مقدار pH کم‌تر باشد، مقدار pOH بیش‌تر، غلظت $H_3O^+_{(aq)}$ بیش‌تر، غلظت $OH^-_{(aq)}$ کم‌تر و خاصیت اسیدی محیط نیز بیش‌تر خواهد بود.

↓ pH	↑ $[H_3O^+]$	↓ $[OH^-]$	↑ pOH	↑ خاصیت اسیدی محلول	↓ خاصیت بازی محلول
------	--------------	------------	-------	---------------------	--------------------

اکنون معادله‌ی مقابل را در دمای ۲۵°C در نظر بگیرید:

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

به نظر شما با اضافه کردن مقدار زیادی اسید قوی (مانند HCl) مقدار K_w چه تغییری خواهد کرد؟

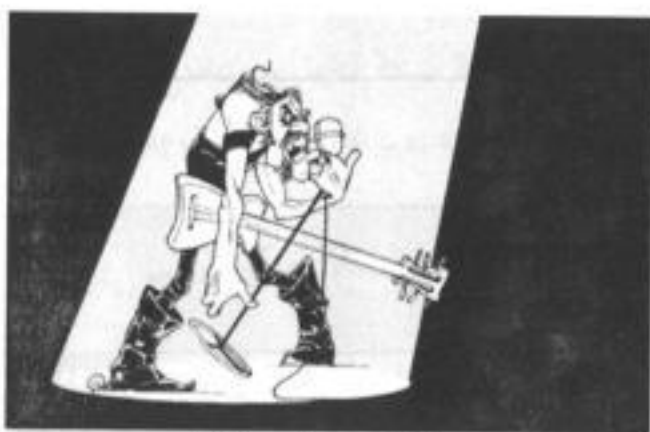
مسئلاً مقدار K_w زیاد می‌شود. زیرا اسیدها (از جمله HCl) مقدار زیادی $H_3O^+_{(aq)}$ تولید می‌کنند که باعث می‌شود

غلظت $H_3O^+_{(aq)}$ زیاد و در نتیجه حاصل ضرب $[H_3O^+]$ در $[OH^-]$ زیاد شده و مقدار K_w نیز افزایش می‌یابد.

متأسفم! شما در اشتباه هستید!

به نظر من با اضافه کردن اسید یا باز به آب، مقدار K_w هیچ تغییری نمی‌کند زیرا K_w به هر حال نوعی ثابت تعادل

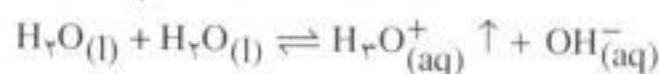
(K) است و مانند سایر ثابت تعادل‌ها فقط به وسیله‌ی دما دچار تغییر می‌شود.



عوزیک اسیدی با $pH = 0$!

آفرین، کاملاً درست است. مقدار K_w فقط به وسیله‌ی دما دچار تغییر می‌شود. در واقع می‌توان این‌طور تصور نمود که با اضافه کردن اسید به آب، غلظت $H_3O^+_{(aq)}$ زیاد می‌شود اما چون طبق اصل لوشاتلیه، واکنش «خود - یونش» آب در جهت برگشت جابه‌جا می‌شود غلظت $OH^-_{(aq)}$ به همان نسبت کم شده و حاصل ضرب $[H_3O^+]$ در $[OH^-]$ ثابت می‌ماند و در نتیجه مقدار K_w نیز تغییری نمی‌کند.

جابه‌جایی تعادل در جهت برگشت

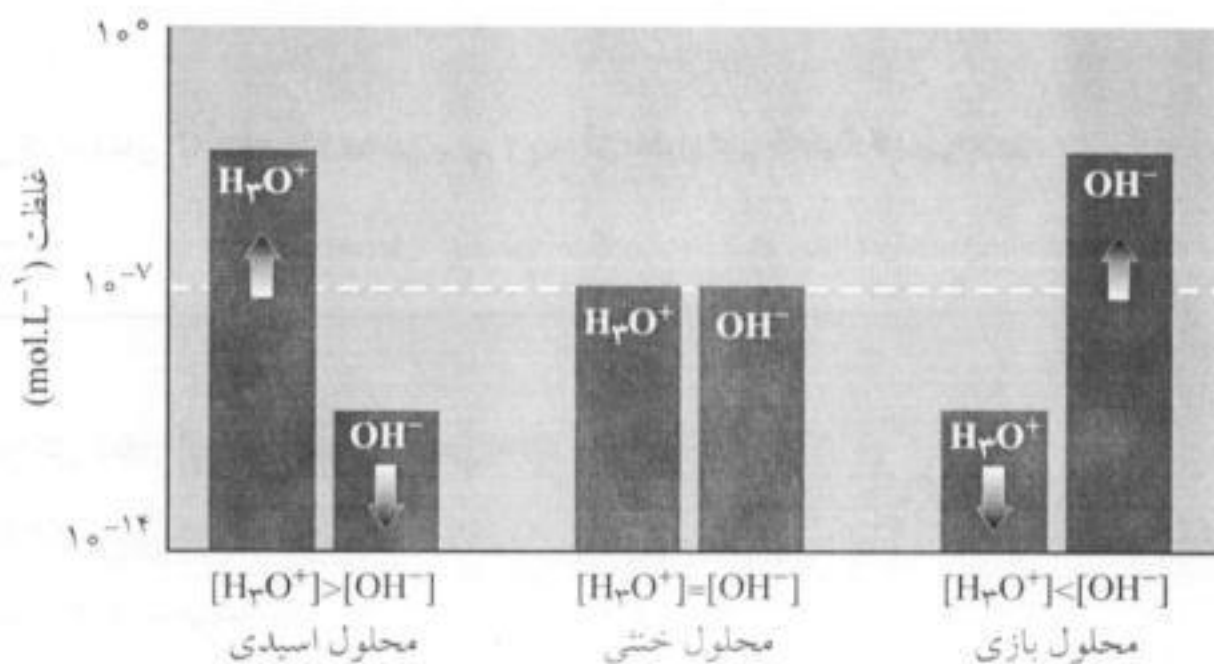


افزایش غلظت

یون هیدرونیوم

آدرس تستی: لطفاً تست‌های ۲۲ و ۲۳ در پایان این بخش را حل بفرمایید.

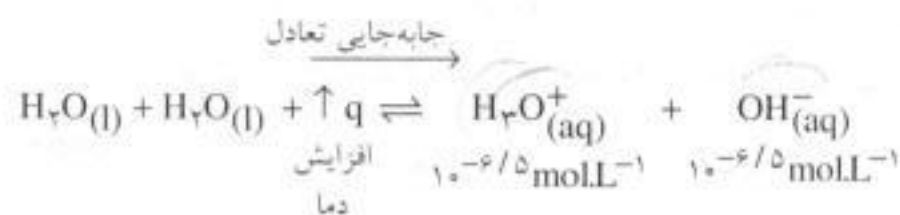




شکل (۱۶) - مقایسه‌ی غلظت $H_3O^+_{(aq)}$ و $OH^-_{(aq)}$ در محلول‌های مختلف

اثر دما روی pH و خاصیت اسیدی آب: واکنش «خود - یونش» آب یک واکنش گرماگیر است. بنابراین با افزایش دما، طبق اصل لوشاتلیه تعادل در جهت رفت جابه‌جا شده و غلظت یون‌های $H_3O^+_{(aq)}$ ، $OH^-_{(aq)}$ و K_w افزایش و در نتیجه مقادیر pH، pOH و pK_w کاهش می‌یابند.

به عنوان مثال فرض کنید در دمای $85^\circ C$ ، تعادل آب در جهت رفت جابه‌جا شده و غلظت $H_3O^+_{(aq)}$ و نیز $OH^-_{(aq)}$ برابر $10^{-6/5}$ مول بر لیتر شده است پس می‌توان نوشت:



$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 10^{-6/5} = 6/5$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 10^{-6/5} = 6/5$$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-6/5} \times 10^{-6/5} = 10^{-13} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$$

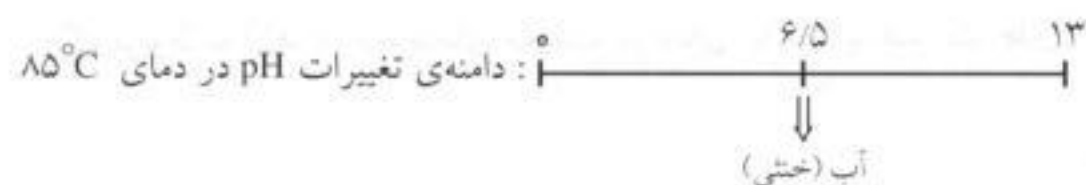
$$pK_w = -\log K_w = -\log 10^{-13} = 13$$

خب، حالا به نظر شما با توجه به شرایط و اعداد و ارقام فوق، آیا آب در دمای $85^\circ C$ خاصیت اسیدی دارد یا خاصیت بازی؟

با توجه به این که در دمای مورد نظر pH آب برابر ۶/۵ (یعنی کوچک‌تر از ۷) است می‌توان گفت که آب خالص در دمای $85^\circ C$ کمی خاصیت اسیدی دارد.

متأسفم! جواب شما غلط بود! بسیاری از داوطلبان کنکور مانند شما تصور می‌کنند که چون pH آب کم شده است، آب دارای خاصیت اسیدی شده است، در حالی که چنین نیست. توجه داشته باشید که با تغییر دمای آب، pK_w نیز تغییر می‌کند و دیگر دامنه‌ی تغییرات pH، بین صفر تا ۱۴ نیست بلکه بین صفر تا pK_w جدید است که pH آب خالص همیشه در وسط این دامنه است پس آب همیشه خنثی باقی می‌ماند.

در مثال فوق، با توجه به این که مقدار pK_w برابر ۱۳ است می‌توان گفت که دامنه‌ی تغییرات pH بین صفر تا ۱۳ است از طرفی چون pH آب درست در وسط این دامنه (یعنی عدد ۶/۵) قرار دارد پس آب همچنان کاملاً خنثی است.





یعنی اگر در دمای ۸۵°C ، pH محلولی برابر ۷ بود، آن محلول کمی خاصیت قلیایی دارد؛

بله، کاملاً درست است.

جمع‌بندی

به طور کلی با افزایش دمای آب موارد زیر رخ می‌دهند:

۱. غلظت یون‌های $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ و $\text{OH}^-(\text{aq})$ افزایش می‌یابد.
۲. مقدار pH و pOH کم می‌شود.
۳. دامنه‌ی تغییرات pH، تغییر می‌کند، اما چون به هر حال pH آب وسط این دامنه است آب کاملاً خنثی باقی می‌ماند.



مثال: با افزایش دمای آب، غلظت یون هیدرونیوم، pH آب و آب

- (۱) افزایش می‌یابد - کاهش می‌یابد - خاصیت اسیدی پیدا می‌کند.
- (۲) افزایش می‌یابد - کاهش می‌یابد - کاملاً خنثی باقی می‌ماند.
- (۳) کاهش می‌یابد - ثابت می‌ماند - خاصیت اسیدی پیدا می‌کند.
- (۴) افزایش می‌یابد - ثابت می‌ماند - کاملاً خنثی باقی می‌ماند.

جواب:



با افزایش دمای آب، طبق اصل لوشاتلیه واکنش «خود - یونش» آب در جهت رفتن جابه‌جا می‌شود و غلظت $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

افزایش پیدا می‌کند اما خودتون گفتید که آب کاملاً خنثی باقی می‌ماند پس pH آب هیچ تغییری نمی‌کند. یعنی گزینه‌ی (۴) درسته.

باز که تو دسته گل به آب دادی! من گفتم آب کاملاً خنثی باقی می‌ماند ولی نگفتم که pH آب هم ثابت می‌ماند. همان طور که قبلاً توضیح دادم، با افزایش دمای آب، غلظت $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ افزایش و در نتیجه pH کاهش می‌یابد اما چون دامنه‌ی تغییرات pH نیز تغییر کرده است و pH آب درست در وسط دامنه‌ی جدید است آب کاملاً خنثی باقی می‌ماند. با توجه به این توضیحات، گزینه‌ی (۲) درست است.

آدرس تستی: لطفاً تست‌های ۲۴ و ۲۵ در پایان این بخش را حل بفرمایید.

شناساگرها

شناساگرها ترکیب‌های آلی با ساختار پیچیده هستند که در محلول با تغییر pH، تغییر رنگ می‌دهند. تعدادی از شناساگرهای مهم و رنگ مربوط به آن‌ها در محیط‌های مختلف در دمای ۲۵°C ، به صورت جدول زیر است:

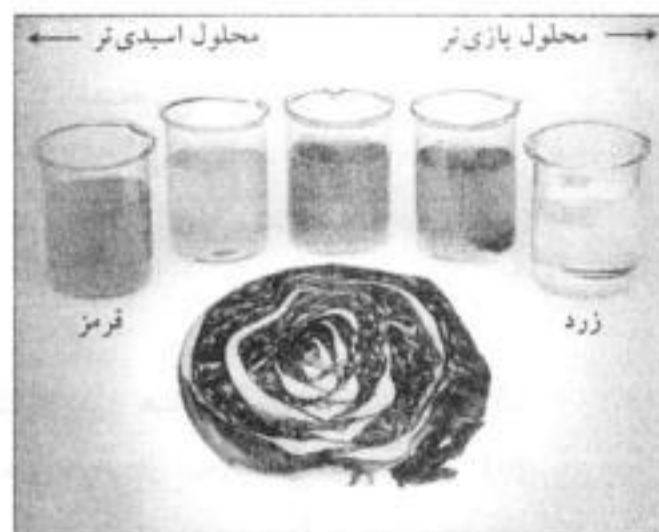
رنگ قلیایی	دامنه‌ی pH در تغییر رنگ شناساگر	رنگ اسیدی	شناساگر
آبی	۵/۵ تا ۸ (بنفش)	سرخ	لیتموس (تورنسل) ^۱
زرد	۳/۱ تا ۴/۴ (نارنجی)	سرخ	متیل نارنجی (هلیانتین) ^۲
ارغوانی	۸/۰ تا ۹/۶ (بی‌رنگ)	بی‌رنگ	فنول فتالین ^۳

جدول (۴) - تغییر رنگ شناساگرها

پیششید! چرا در جدول فوق، دامنه‌ی pH در تغییر رنگ هر شناساگر فرق می‌کند؟



علت این موضوع به سنجش حجمی و نقطه‌ی هم‌ارزی مربوط است که در قسمت‌های بعدی راجع به آن‌ها توضیح خواهم داد. فعلاً دامنه‌های موجود در جدول فوق را باید حفظ باشید.



شکل (۱۷) - آب کلم سرخ به عنوان یک شناساگر اسید - باز عمل می‌کند. این شناساگر در محیط‌های اسیدی قرمز رنگ و در محیط‌های قلیایی زرد رنگ است.

شیمی و شعر

اگر اهل ذوق هستید برای حفظ کردن رنگ شناساگرها، بهتر است شعرهای زیر را به خاطر بسپارید.

می‌شود سرخ چنان شال یزید!
با توأم، می‌شنوی یا خوابی؟!

در وصف } تورنسل گر که بمالد به اسید
تورنسل } باز را رنگ چه گردد؟ آبی

گشته بی‌رنگ زبس ترسیده!
ارغوانی شود با عشوه و ناز!

در محاسن } گر اسیدی به فنول ماسیده
فنول } گر بریزی به فنول قدری باز

شودش رنگ چنان پرسپولیس^۵
زردی از وصل بگردد حاصل

به هلیانتین } هل^۴ بگردد به اسیدی چو آنیس
عزیزم! } لیک اگر باز شود مونس هل

از فواحه مندلیف شیرازی!

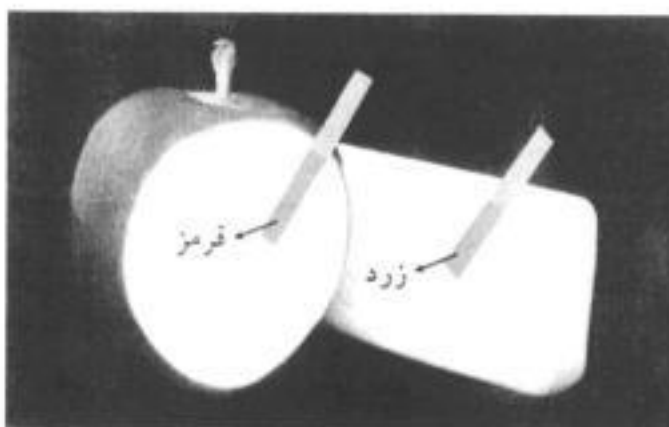
۱- Litmus به زبان انگلیسی و Tournesol به زبان فرانسه است.

۲- Methyl orange به زبان انگلیسی و Helianthine به زبان فرانسه و متیل نارنجی به زبان فارسی - انگلیسی [!] است.

۳- در صفحه‌ی ۸۰ کتاب درسی، دامنه‌ی تغییر رنگ فنول فتالین، pH بین ۸ تا ۹/۶ ذکر شده است. اما با مراجعه به منابع معتبر دانشگاهی مانند کتاب شیمی عمومی «چارلز مورنیم» و یا کتاب شیمی فیزیک «لوین» می‌توان دریافت که تغییر رنگ فنول فتالین بین pHهای ۸/۳ تا ۱۰ است.

۴- مختلف هلیانتین (به ضرورت شعری!).

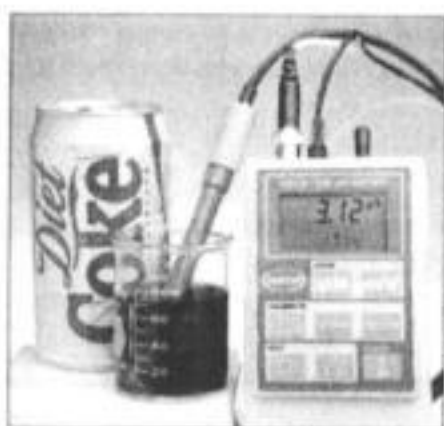
۵- فرض را بر این گذاشتم که قرمز بودن رنگ پیراهن نیم پرسپولیس بر همگان واضح و مبهره است!



شکل (۱۸) - کاغذ آغشته به متیل سرخ، روی برخی از میوه‌ها که خاصیت اسیدی دارند، به رنگ سرخ و روی صابون که یک ماده‌ی قلیایی (بازی) است به رنگ زرد در می‌آید.

نکته: متیل سرخ و نیز آب کلم سرخ نیز جزو شناساگرها هستند که هر دو در محیط اسیدی سرخ رنگ و در محیط قلیایی زرد رنگ می‌باشند.

pH سنجهای دیجیتالی



روش بسیار دقیقی برای اندازه‌گیری غلظت یون هیدرونیوم موجود در یک محلول وجود دارد که به کمک pH سنجهای دیجیتال انجام می‌گیرد. این pH سنجهای با تقویت ولتاژ کوچکی که با وارد کردن الکترود دستگاه درون محلول ایجاد می‌شود و نمایش نتیجه روی صفحه‌ی نمایشگر، مقدار pH آن محلول را مشخص می‌کنند.

شکل (۱۹) - با یک نوشیدنی اسیدی چطورید؟!؟

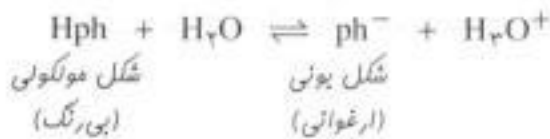


شکل (۲۰) - تعیین pH چند محلول متداول به کمک pH سنجهای دیجیتالی

(مطالعه‌ی آزاد)

شناساگرها خود اسیدها یا بازهای ضعیفی هستند که رنگ شکل مولکولی، با رنگ شکل یونی آنها تفاوت دارد و بین شکل‌های یونی و مولکولی آنها، تعادل برقرار است. با افزودن مقداری اسید یا باز و در واقع تغییر pH، تعادل یاد شده جابه‌جا می‌شود و یکی از دو شکل (مولکولی یا یونی) بر دیگری برتری می‌یابد و بدین ترتیب رنگ شناساگر تغییر می‌کند.

به عنوان مثال اگر شکل مولکولی فنول فتالین را به صورت Hph و شکل یونی آن را به صورت ph^- نشان دهیم خواهیم داشت:



در محیط اسیدی، غلظت H_3O^+ زیاد شده و تعادل فوق در جهت برگشت جابه‌جا می‌شود لذا با مصرف شکل یونی (یعنی ph^-)، رنگ محلول تعادلی روشن‌تر می‌شود، تا جایی که ممکن است بی‌رنگ به نظر برسد.

در محیط قلیایی، غلظت H_3O^+ کم شده و تعادل فوق در جهت رفت جابه‌جا می‌شود لذا با تولید شکل یونی (یعنی ph^-)، رنگ محلول تعادلی، ارغوانی‌تر می‌شود.

درجه‌ی یونش یا درجه‌ی تفکیک یونی (α): به کمک رابطه‌ی زیر تعریف می‌شود:


$$\text{درجه‌ی یونش } (\alpha) = \frac{\text{تعداد مولکول‌های یونیده شده}}{\text{تعداد کل مولکول‌های اولیه}}$$

میزان یونش را می‌توان به صورت درصد نیز نشان داد که در این صورت به آن درصد یونش ($\alpha\%$) می‌گویند.

$$\text{درصد یونش } (\alpha\%) = \frac{\text{تعداد مولکول‌های یونیده شده}}{\text{تعداد کل مولکول‌های اولیه}} \times 100$$

پیششید، منظورتان از مولکول‌های یونیده شده چیست؟ 


منظور مولکول‌هایی است که به یون‌های مثبت و منفی تفکیک شده‌اند. به چند مثال زیر توجه کنید تا بهتر متوجه موضوع شوید.

مثال ۱:  در محلولی از هیدروفلوئوریک اسید در دمای معین از هر ۵۰۰ مولکول HF ، ۱۲ مولکول آن یونیده شده است. درجه و درصد یونش آن را تعیین کنید.

جواب:

$$\text{درجه } (\alpha) = \frac{\text{تعداد مولکول‌های یونیده شده}}{\text{تعداد کل مولکول‌های اولیه}} = \frac{12}{500} = 0.024$$

$$\text{درصد } (\alpha\%) = \text{درجه‌ی یونش } (\alpha) \times 100 = 0.024 \times 100 = 2.4$$

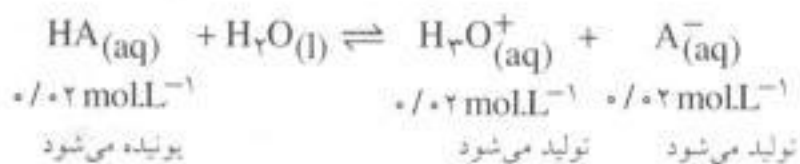
مثال ۲:  در محلولی از یک اسید (HA) با غلظت 0.5 mol.L^{-1} ، اگر بدانیم درصد یونش برابر ۴ درصد است، غلظت یون A^- چند mol.L^{-1} است؟

جواب: با توجه به این که تعداد مولکول‌های اولیه برحسب مول بیان شده است رابطه‌ی درصد یونش به صورت زیر در می‌آید:

$$\text{درصد یونش } (\alpha) = \frac{\text{تعداد مول‌های یونیده شده}}{\text{تعداد کل مول‌های اولیه}} \times 100 \Rightarrow \alpha = \frac{\text{تعداد مول‌های یونیده شده}}{0.5 \text{ mol}} \times 100$$

$$\Rightarrow \text{تعداد مول‌های یونیده شده} = 0.02 \text{ mol}$$

بر اثر یونیده شدن هر یک مول اسید HA، یک مول یون A^- تولید می‌شود پس به ازای یونیده شدن 0.02 مول HA، 0.02 مول یون A^- به دست می‌آید. (در این مثال تعداد مول‌ها در یک لیتر بررسی شده‌اند پس به جای mol می‌توانیم mol L^{-1} بنویسیم.)



رابطه‌ی ثابت یونش اسیدی (K_a) و درجه‌ی یونش (α): در مورد اسیدهای ضعیف یک پروتون‌دار، رابطه‌ی بین درجه‌ی یونش (α) و ثابت یونش (K_a) به صورت زیر است:

K_a : ثابت یونش اسیدی

α : درجه‌ی یونش

M: غلظت مولار اسید

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

اگر اسید یا باز خیلی ضعیف باشد، مقدار α بسیار کوچک بوده و عبارت $(1 - \alpha)$ تقریباً برابر یک خواهد بود. در این حالت به طور تقریبی می‌توان نوشت:

$$K_a = M \times \alpha^2$$

طبق رابطه‌ی فوق و با توجه به این که در دمای معین، مقدار ثابت یونش اسیدی (K_a) ثابت است، می‌توان دریافت که برای یک اسید یا باز معین، در دمای ثابت، هر چه غلظت مولار محلول (M) بیشتر باشد، درجه‌ی یونش (α) کم‌تر است. به عبارت دیگر **درجه‌ی یونش (α) یک اسید با غلظت مولار (M) آن رابطه‌ی عکس دارد.**

$$K_a = \uparrow M \times \downarrow \alpha^2$$

(ثابت)

● **تذکر:** بسیاری از اسیدها علاوه بر نام علمی، دارای نام معمولی نیز هستند که چند مورد آن را باید به صورت جدول زیر حفظ کنید.



نام معمولی	نام علمی
اسید باتری	سولفوریک اسید
اسید معده	هیدروکلریک اسید
جوهر مورچه	فرمیک اسید
جوهر سرکه	استیک اسید
جوهر لیمو	سیتریک اسید
ویتامین C	آسکوربیک اسید

جدول (۵) - نام علمی و معمولی چند اسید متداول

۱- برای اثبات این فرمول‌ها در مورد یک اسید ضعیف مانند HA، با مولاریته‌ی M و درجه‌ی تفکیک یونی (α) به روابط زیر توجه فرمایید:



$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{\text{M}\alpha \times \text{M}\alpha}{\text{M} - \text{M}\alpha} = \frac{\text{M}^2 \alpha^2}{\text{M}(1 - \alpha)} \Rightarrow K = \frac{\text{M}\alpha^2}{1 - \alpha}$$

قسمت دوم بخش ۳

مسائل مربوط به pH

برای حل مسائل مربوط به pH ابتدا باید رابطه‌های زیر را به خاطر بسپارید:

$$\text{در دمای } 25^{\circ}\text{C} : K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \xrightarrow[\text{بگـیریم}]{\text{اگر از طرفین}} -\log \rightarrow \boxed{\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14}$$


$$\boxed{\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]} \xrightarrow{\text{و یا}} \boxed{[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}}$$

$$\boxed{\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]} \xrightarrow{\text{و یا}} \boxed{[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}}$$

$$\text{در اسیدها} : \boxed{M \times \alpha = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}}$$

$$\text{در بازها} : \boxed{M \times \alpha = [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}}$$

در رابطه‌های فوق منظور از M غلظت مولار اسید یا باز مربوطه و منظور از α **درجه‌ی یونش** است. اگر درصد یونش را به ما داده باشند ابتدا آن را بر ۱۰۰ تقسیم می‌کنیم تا تبدیل به درجه‌ی یونش شود و سپس آن را در رابطه‌های فوق قرار می‌دهیم. در ضمن برای اسیدهای قوی و نیز بازهای قوی، مقدار α را برابر یک در نظر می‌گیریم.

نکته:  در مورد اسیدها برای به دست آوردن غلظت H_3O^+ ، تعداد هیدروژن‌های اسیدی مهم نیست زیرا برای

اسیدهای چند پروتون‌دار، سهم تولید H_3O^+ از مرحله‌های دوم یا سوم یونش، آن‌چنان کم است که می‌توان از آن‌ها

چشم‌پوشی کرد. اما در مورد بازها، اگر باز مورد نظر دارای دو یا سه عامل OH^- بود، از رابطه‌ی زیر استفاده می‌کنیم:

$$\text{تعداد یون‌های } \text{OH}^- \text{ در فرمول شیمیایی} \Rightarrow \boxed{[\text{OH}^-] = M \times \alpha \times \text{تعداد یون‌های } \text{OH}^-}$$

حالا ابتدا چندین مثال بسیار ساده را بررسی می‌کنیم تا با روابط فوق بهتر آشنا شوید و سپس به مرور، مثال‌ها را دشوارتر می‌کنیم.



مثال ۱: غلظت OH^- (aq) در محلولی از یک اسید قوی برابر



آقا، آقا! مثالتون اشتباهه!! در محلول اسیدهای قوی نمی‌توئیم یون OH^- (aq) داشته باشیم، در محلول‌های اسیدی فقط

H_3O^+ (aq) داریم.

لطفاً آرام باشید و خونسردی خود را حفظ کنید! در محلول آبی اسیدها علاوه بر یون H_3O^+ (aq)، یون OH^- (aq) نیز وجود دارد.



آخه چه چوری! مثلاً محلول HCl (aq) چه چوری می‌تونه یون OH^- (aq) داشته باشه!

در محلول HCl (aq)، حلال موجود آب است پس در محلول اسیدها تعادل: $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ نیز وجود دارد که البته چون اسیدها مقدار زیادی $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ تولید می‌کنند، تعادل مربوط به «خود - یونش» آب در جهت برگشت جابه‌جا شده و غلظت OH^- (aq) بسیار کم است ولی به هر حال یون OH^- (aq) در محلول اسیدی (هر چند کم) وجود دارد.



پس لابد منظور تون اینه که در محلول بازهایی مثل NaOH یا KOH هم یون H_3O^+ (aq) وجود داره، درسته؟

مسئلاً بله، چون در محلول بازها نیز تعادل: $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ وجود دارد، که البته چون بازها مقدار زیادی OH^- (aq) تولید می‌کنند، تعادل مربوط به «خود - یونش» آب در جهت برگشت جابه‌جا شده و غلظت H_3O^+ (aq) بسیار کم می‌شود ولی به هر حال، در محلول بازها نیز مقدار بسیار کمی H_3O^+ (aq) وجود دارد. خُب، حالا اگر اجازه بدهید برویم سراغ مثال خودمان!

برداشت دوم !



مثال ۱: غلظت OH^- (aq) در محلولی از یک اسید قوی (HA) در دمای 25°C برابر 10^{-13} مول بر لیتر است، pH، pOH،

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ و غلظت مولار اسید را تعیین کنید.

جواب: ابتدا می‌توانیم غلظت H_3O^+ (aq) را به دست آوریم:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] \times 10^{-13} = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

برای تعیین pH می‌توان نوشت:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-1} = 1$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow 1 + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 13$$

و از آن‌جا:

برای تعیین غلظت مولار اسید (HA)، باید توجه داشت که چون اسید مربوطه قوی است، درجه‌ی یونش (α) آن را برابر یک در نظر

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = M \times \alpha \Rightarrow 10^{-1} = M \times 1 \Rightarrow M = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

می‌گیریم:

یعنی غلظت اسید مورد نظر (HA) برابر 0.1 مول بر لیتر بوده است.



مثال ۲: غلظت یون $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ در محلولی از یک باز قوی (XOH) در دمای 25°C برابر 10^{-12} مول بر لیتر است. pH ، pOH و غلظت مولار این باز را تعیین کنید.

جواب: ابتدا غلظت $\text{OH}^-(\text{aq})$ را به دست می‌آوریم:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow 10^{-12} \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

برای تعیین pH محلول می‌توان نوشت:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-12} = 12$$

و از آنجا:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow 12 + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 2$$

برای تعیین غلظت مولار باز (XOH)، باید توجه داشت که چون باز مربوطه قوی است، درجه‌ی یونش (α) آن را برابر یک در نظر می‌گیریم:

$$[\text{OH}^-] = M \times \alpha \Rightarrow 10^{-2} = M \times 1 \Rightarrow M = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

پس غلظت مولار باز مورد نظر (یعنی XOH) برابر $0/01$ مول بر لیتر بوده است.



مثال ۳: pH محلولی از یک اسید قوی در دمای 25°C برابر صفر است. غلظت H_3O^+ ، OH^- ، pOH و غلظت مولار آن را تعیین کنید.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

جواب: ابتدا غلظت H_3O^+ را به دست می‌آوریم:

برای تعیین غلظت OH^- می‌توان نوشت:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow 1 \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$$

و از آنجا:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 10^{-14} = 14$$

برای تعیین غلظت اسید مربوطه، با توجه به این که اسید مورد نظر یک اسیدی قوی بوده است مقدار α را برای آن برابر یک در نظر می‌گیریم، پس:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = M \times \alpha \Rightarrow 1 = M \times 1 \Rightarrow M = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

پیششید! چرا در صورت مثال‌های فوق دایماً اشاره می‌کنید که دمای معلول برابر 25°C است؟



چون همان طور که می‌دانید با تغییر دما، K_w نیز دچار تغییر می‌شود پس معمولاً در صورت سؤال اشاره می‌شود که دما 25°C است تا مجاز به استفاده از رابطه‌ی $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ و یا $\text{pK}_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$ باشیم.



مثال ۴: pH محلول $0/01$ مولار آمونیاک که در دمای 25°C ، درصد یونش آن 10% است، کدام می‌باشد؟

۱۱ (۴)

۱۲ (۳)

۲ (۲)

۳ (۱)

جواب: با توجه به اطلاعات داده شده می‌توان نوشت:

$$M = 0/01 \text{ mol.L}^{-1} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \text{ (غلظت مولار آمونیاک)}$$

$$\alpha = \frac{(\text{درصد یونش})}{100} = \frac{10}{100} = 0/1 = 10^{-1} \text{ (درجه‌ی یونش)}$$

از آنجایی که محلول آمونیاک خاصیت بازی دارد می توان نوشت:

$$M \times \alpha = 10^{-pOH} \Rightarrow 10^{-2} \times 10^{-1} = 10^{-pOH} \Rightarrow 10^{-3} = 10^{-pOH} \Rightarrow pOH = 3$$

و از آنجا:

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH + 3 = 14 \Rightarrow pH = 11$$

پس گزینه ی (۴) درست است.



مثال ۵: اگر در دمای معین، استیک اسید در محلول 0.08 mol.L^{-1} خود به میزان $1/25$ درصد تفکیک شده باشد، pH این محلول کدام است؟

۴ (۴)

۳ (۳)

۲ (۲)

۵ (۱)

جواب: با توجه به اطلاعات داده شده داریم:

$$M = 0.08 \text{ mol.L}^{-1} \text{ (غلظت مولار استیک اسید)}$$

$$\alpha = \frac{\%(\text{درصد یونش})}{100} = \frac{1/25}{100} = 0.0125 \text{ درجه}$$

حال می توان نوشت:

$$M \times \alpha = 10^{-pH} \Rightarrow 0.08 \times 0.0125 = 10^{-pH} \Rightarrow 10^{-3} = 10^{-pH} \Rightarrow pH = 3$$

پس گزینه ی (۳) درست است.



مثال ۶: pH محلول 0.4 گرم بر لیتر سدیم هیدروکسید کدام است؟ (H = ۱, O = ۱۶, Na = ۲۳)

۱۳ (۴)

۱۲ (۳)

۱۱ (۲)

۱۰ (۱)

جواب: ابتدا لازم است مطلبی را یادآوری کنیم.

یادآوری: برای تبدیل غلظت معمولی (C) به غلظت مولار (M) از رابطه ی مقابل استفاده می کنیم.

M: غلظت مولار (برحسب mol.L^{-1})

C: غلظت معمولی (برحسب g.L^{-1})

جرم مولی: برحسب g.mol^{-1}

$$M = \frac{C}{\text{جرم مولی}}$$

برای حل این مسئله ابتدا باید غلظت معمولی را به غلظت مولار تبدیل کنیم:

$$\text{NaOH جرم مولی} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M = \frac{C}{\text{جرم مولی}} = \frac{0.4 \text{ g.L}^{-1}}{40 \text{ g.mol}^{-1}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

با توجه به این که NaOH یک باز قوی است درجه ی یونش آن برابر یک است پس می توان نوشت:

$$M \times \alpha = 10^{-pOH} \Rightarrow 10^{-2} \times 1 = 10^{-pOH} \Rightarrow pOH = 2$$

و از آنجا:

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH + 2 = 14 \Rightarrow pH = 12$$

پس گزینه ی (۳) درست است.



مثال ۷: ۵۰ میلی لیتر محلولی از پتاسیم هیدروکسید دارای ۲/۸ گرم KOH است. pH این محلول کدام است؟

(H = ۱, O = ۱۶, K = ۳۹)

۱۱ (۴)

۱۲ (۳)

۱۳ (۲)

۱۴ (۱)

جواب: ابتدا باید غلظت معمولی (C) محلول را به دست آوریم. همان طور که در شیمی (۳) خوانده‌اید می‌توان نوشت:

$$\text{حجم محلول} = 50 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.05 \text{ L}$$

$$C = \frac{\text{مقدار گرم حل شونده}}{\text{حجم محلول (لیتر)}} = \frac{2.8 \text{ g}}{0.05 \text{ L}} = 56 \text{ g.L}^{-1}$$

از این به بعد شبیه مثال قبلی است، یعنی ابتدا غلظت معمولی (C) را به غلظت مولار (M) تبدیل می‌کنیم.

$$\text{جرم مولی KOH} = 39 + 16 + 1 = 56 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M = \frac{C}{\text{جرم مولی}} = \frac{56 \text{ g.L}^{-1}}{56 \text{ g.mol}^{-1}} = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

با توجه به این که KOH یک باز قوی است درجه‌ی یونش آن برابر یک است، پس می‌توان نوشت:

$$\text{در بازها: } M \times \alpha = 10^{-\text{pOH}} \Rightarrow 1 \times 1 = 10^{-\text{pOH}} \Rightarrow \text{pOH} = 0$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} + 0 = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14$$

و از آنجا:

پس گزینه‌ی (۱) درست است.



مثال ۸: ۰/۰۲ مول هیدروژن کلرید را در آب حل کرده و با آب مقطر حجم محلول را به ۲۰۰ میلی لیتر می‌رسانیم. pH

محلول حاصل کدام است؟

۴ (۴)

۳ (۳)

۲ (۲)

۱ (۱)

جواب: ابتدا غلظت مولار (M) محلول را به دست می‌آوریم. همان طور که در شیمی (۳) خوانده‌اید می‌توان نوشت:

$$\text{حجم محلول} = 200 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.2 \text{ L}$$

$$M = \frac{\text{مقدار مول ماده ی حل شونده}}{\text{حجم محلول (لیتر)}} = \frac{0.02 \text{ mol}}{0.2 \text{ L}} = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

با توجه به این که HCl یک اسید قوی است، درجه‌ی یونش آن برابر یک است پس می‌توان نوشت:

$$\text{در اسیدها: } M \times \alpha = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow 10^{-1} \times 1 = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow \text{pH} = 1$$

پس گزینه‌ی (۱) درست است.



مثال ۹: در ۱۰۰ میلی لیتر محلول هیدروکلریک اسید با pH = ۲، چند مول HCl وجود دارد؟ (کنکور سراسری ریاضی - ۷۴)

۰/۰۲ (۴)

۰/۰۱ (۳)

۰/۰۰۲ (۲)

۰/۰۰۱ (۱)

جواب: ابتدا به کمک pH، غلظت مولار (M) اسید را به دست می‌آوریم:

$$\text{در اسیدها: } M \times \alpha = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow M \times 1 = 10^{-2} \Rightarrow M = 0.01 \text{ mol.L}^{-1}$$

حال باید ببینیم که در ۱۰۰ میلی لیتر از این محلول چند مول HCl وجود دارد.

$$\text{حجم محلول} = 100 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.1 \text{ L}$$

$$M = \frac{\text{مقدار مول ماده ی حل شونده}}{\text{حجم محلول (لیتر)}} = \Rightarrow 0/01 \text{ mol.L}^{-1} = \frac{x \text{ mol}}{0/1 \text{ L}} \Rightarrow x = 0/001 \text{ mol}$$

پس گزینه ی (۱) درست است.



مثال ۱۰: اگر pH محلولی از HCl برابر ۵ باشد، غلظت مولار یون H_3O^+ در آن، چند برابر غلظت مولار یون

OH^- (aq) است؟ (کنکور سراسری ریاضی - ۸۴)

- (۱) 10^3 (۲) 10^4 (۳) 10^{-3} (۴) 10^{-4}

جواب: ابتدا غلظت H_3O^+ را در محلول مورد نظر حساب می کنیم.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

و از آنجا:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow 10^{-5} \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

حال می توان نوشت:

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-5}}{10^{-9}} = 10^{-5} \times 10^9 = 10^4$$

پس گزینه ی (۲) درست است.



پیشنهاد! در صورت سؤال اشاره نشده است که دما 25°C است پس چگونه شما از رابطه ی

$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ استفاده کردید؟ مگر نه این که این رابطه فقط در دمای 25°C صادق است؟

بله، حق با شماست، ما به شرطی می توانیم از رابطه ی $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ استفاده کنیم که دما 25°C باشد اما چون در این تست، دما را به ما نداده اند مجبوریم فرض کنیم که دما 25°C بوده است. به هر حال بهتر بود طراح گرامی این تست، دمای محلول را 25°C اعلام می کرد.



مثال ۱۱: غلظت یون H_3O^+ در آب خالص (در دمای 25°C) چند برابر غلظت این یون در محلول $0/001 \text{ M}$ پتاسیم

هیدروکسید است؟

- (۱) 10^2 (۲) 10^3 (۳) 10^4 (۴) 10^5

جواب: غلظت یون H_3O^+ در آب خالص در دمای 25°C برابر $10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ است. برای محاسبه ی غلظت یون H_3O^+ در

محلول پتاسیم هیدروکسید، ابتدا غلظت OH^- (aq) را در آن حساب می کنیم.

$$\text{در بازها: } [\text{OH}^-] = M \times \alpha = 0/001 \times 1 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

و از آنجا:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] \times 10^{-3} = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

حال می توان نوشت:

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \text{ در آب خالص}}{[\text{H}_3\text{O}^+] \text{ در محلول KOH}} = \frac{10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}}{10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}} = 10^{-7} \times 10^{11} = 10^4$$

پس گزینه ی (۳) درست است.



مثال ۱۲: برای خنثی نمودن ۱۰ mL محلول سولفوریک اسید با غلظت $4/9 \text{ g.L}^{-1}$ چند میلی لیتر محلول سود با $\text{pH} = ۱۲$ مورد نیاز است؟ ($\text{H} = ۱, \text{O} = ۱۶, \text{S} = ۳۲$)

- (۱) ۵ (۲) ۱۰ (۳) ۱۰۰ (۴) ۵۰

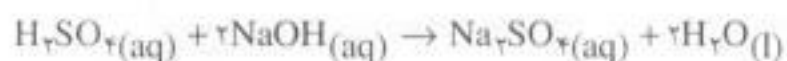
جواب: ابتدا بگذارید مطلبی را از شیمی (۳) یادآوری کنیم.

یادآوری: هنگامی که دو محلول (مثلاً یک اسید و یک باز) اثر یکدیگر را خنثی می کنند از رابطه‌ی زیر استفاده می کنیم:

$$\frac{M_1 V_1}{a_1} = \frac{M_2 V_2}{a_2}$$

در این رابطه منظور از M ، غلظت مولار محلول‌ها، منظور از V حجم محلول‌ها و منظور از a ضریب استوکیومتری واکنش دهنده‌ها است.

برای حل این مسئله ابتدا باید معادله‌ی واکنش را بنویسیم:



حال طبق اطلاعات داده شده برای محلول سولفوریک اسید می توان نوشت:

$$\text{H}_2\text{SO}_4 \begin{cases} V_1 = 10 \text{ mL} \\ a_1 = 1 \\ M_1 = ? \text{ mol.L}^{-1} \end{cases} \quad \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ جرم مولی} = 2(1) + 32 + 4(16) = 98 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_1 = \frac{C}{\text{جرم مولی}} = \frac{4/9 \text{ g.L}^{-1}}{98 \text{ g.mol}^{-1}} = 0/05 \text{ mol.L}^{-1}$$

برای محلول سود نیز داریم:

$$\text{NaOH} \begin{cases} V_2 = ? \text{ mL} \\ a_2 = 2 \\ \text{pH} = 12 \\ M_2 = ? \text{ mol.L}^{-1} \end{cases} \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow 12 + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 2$$

$$\text{در بازها: } M_2 \times \alpha = 10^{-\text{pOH}} \Rightarrow M_2 \times 1 = 10^{-2} \Rightarrow M_2 = 0/01 \text{ mol.L}^{-1}$$

حال می توانیم اطلاعات موجود را در رابطه‌ی نهایی قرار دهیم:

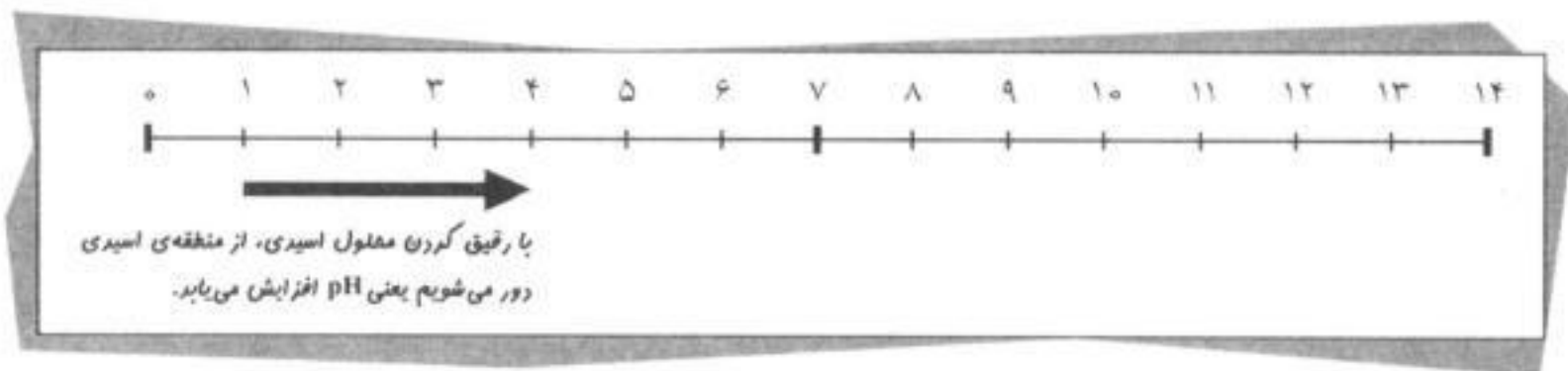
$$\frac{(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M_1 V_1} = \frac{(\text{NaOH})}{M_2 V_2} \Rightarrow \frac{0/05 \text{ mol.L}^{-1} \times 10 \text{ mL}}{1} = \frac{0/01 \text{ mol.L}^{-1} \times V_2}{2} \Rightarrow V_2 = 100 \text{ mL}$$

پس گزینه‌ی (۳) درست است.

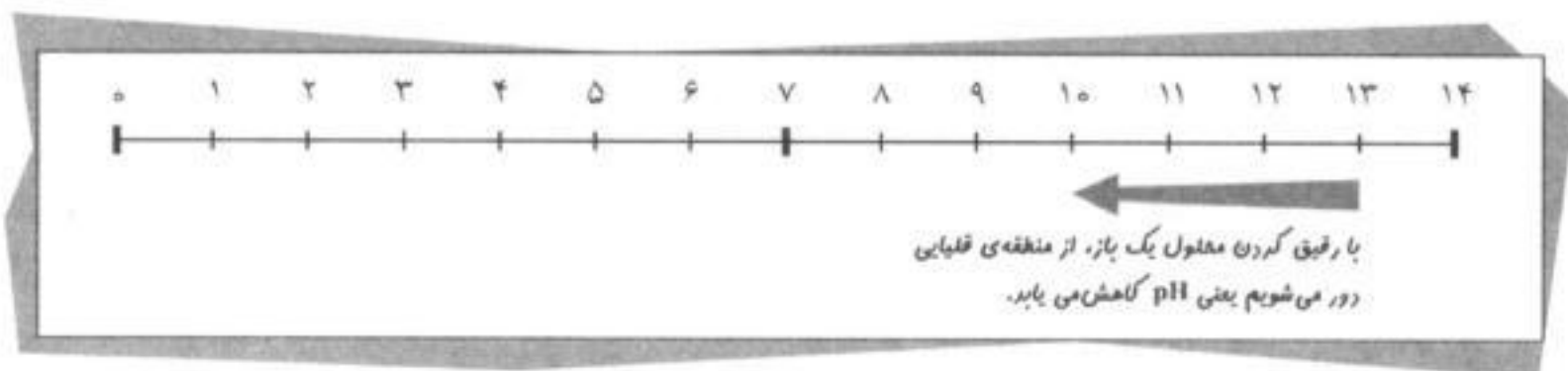
آدرس تستی: لطفاً تست‌های ۲۶ تا ۳۰ در پایان این بخش را حل بفرمایید.



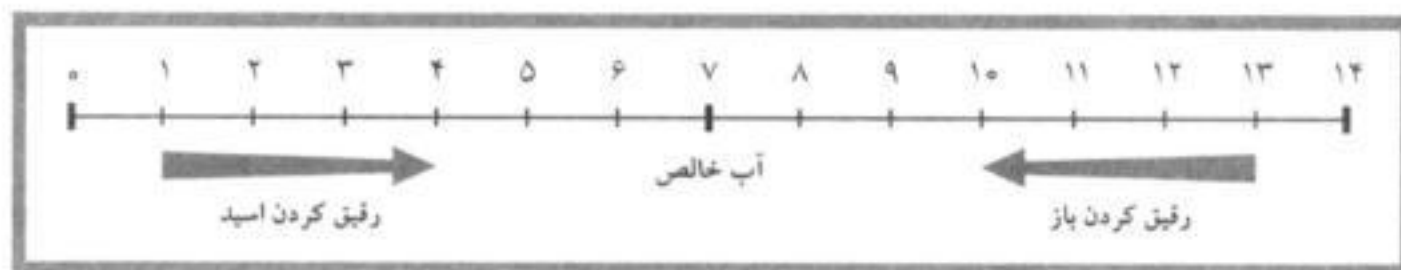
مقیاس pH و گام‌های ده‌تایی: هنگامی که محلولی از یک اسید را با اضافه نمودن آب مقطر به آن، رقیق می کنیم، غلظت $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ در آن کاهش و در نتیجه pH محلول افزایش می یابد. در واقع می توان این طور تصور نمود که با رقیق نمودن محلول یک اسید، آن را از اوج اسیدی بودن (یعنی از $\text{pH} = 0$) دور می کنیم و بدین ترتیب pH محلول افزایش می یابد.



هم‌چنین هنگامی که محلولی از یک باز را با اضافه نمودن آب مقطر به آن، رقیق می‌کنیم، غلظت $\text{OH}^-_{(aq)}$ در آن کاهش و در نتیجه pH محلول نیز کاهش می‌یابد. در این حالت نیز می‌توان این طور تصور نمود که با رقیق نمودن محلول یک باز، آن را از اوج قلیایی بودن (یعنی از $\text{pH} = 14$) دور می‌کنیم و بدین ترتیب pH محلول کاهش می‌یابد.



به طور خلاصه می‌توان گفت که چنان‌چه با اضافه نمودن آب مقطر به محلولی از یک اسید یا باز، آن را رقیق کنیم باعث می‌شویم که pH محلول اسید یا باز به طرف pH آب خالص (یعنی به طرف ۷) میل کند.



نکته: با توجه به این که pH یک مقیاس لگاریتمی است، به ازای هر درجه تغییر pH، ویژگی مربوطه (غلظت اسید، غلظت باز، غلظت H_3O^+ یا غلظت OH^-) ۱۰ مرتبه تغییر می‌کند.

نکته: اگر بخواهیم محلولی را ۱۰ مرتبه رقیق کنیم باید آن قدر آب مقطر روی آن بریزیم تا حجم محلول ۱۰ برابر شود.

برای این که کاربرد مطالب فوق را بهتر متوجه شوید به سؤال‌های من پاسخ دهید.

سؤال ۱: چنان‌چه بخواهیم pH محلولی از یک اسید را از ۱ به ۳ افزایش دهیم، باید چند مرتبه آن را رقیق کنیم؟

همان طور که گفتید pH یک مقیاس لگاریتمی است و برای هر درجه تغییر pH باید ۱۰ مرتبه اسید را رقیق کنیم. پس

اگر بخواهیم pH را دو درجه تغییر دهیم باید اسید را ۲۰ مرتبه رقیق کنیم.

متأسفم، جواب شما نادرست است.



فکر می‌کنم خطای دوست من این است که ۱۰ (را با ۱۰ جمع کرده است در حالی که ۱۰ را باید در ۱۰ ضرب می‌کرد. یعنی محلول اسید مورد نظر را باید ۱۰۰ مرتبه رقیق کنیم.

بله، در واقع محلول اسید مورد نظر را باید 10^2 مرتبه رقیق کنیم، یعنی باید آن قدر آب مقطر روی آن بریزیم که حجم محلول ۱۰۰ برابر شود.

سؤال ۲: اگر بخواهیم pH محلول یک باز قوی را از ۱۴ به ۱۱ برسانیم باید چه تغییری در غلظت آن ایجاد کنیم؟



اولاً: چون قرار است pH محلول باز را از ۱۴ به ۱۱ برسانیم باید آن را رقیق کنیم. ثانیاً: چون قرار است pH را ۳ درجه کاهش دهیم باید محلول باز را 10^3 مرتبه (یعنی ۱۰۰۰ مرتبه) رقیق تر کنیم. به عبارت دیگر باید آن قدر آب مقطر روی محلول اولیه بریزیم تا حجم محلول ۱۰۰۰ برابر شود.

بله، درست است.

توجه: مطالب فوق فقط برای اسیدهای قوی و بازهای قوی صدق می‌کند، زیرا اگر اسید یا باز ضعیف باشند با تغییر غلظت آن‌ها، درجه‌ی یونش (α) آن‌ها نیز تغییر می‌کند و رابطه‌ی تغییر غلظت اسید یا باز با تغییر pH نیاز به محاسبات ویژه‌ای دارد. حال برویم سراغ چند مثال.



مثال ۱: چنانچه حجم محلولی از NaOH با $pH = 11$ را با آب مقطر از ۱۰ میلی‌لیتر به ۱۰۰۰ میلی‌لیتر برسانیم، pH محلول نهایی چقدر خواهد بود؟

- ۱۴ (۱) ۱۳ (۲) ۹ (۳) ۸ (۴)

جواب: با رقیق کردن محلول یک باز، از خاصیت بازی آن کم شده و pH آن کاهش می‌یابد پس گزینه‌های (۱) و (۲) مسلماً نادرست هستند. از طرفی چون حجم محلول از ۱۰ میلی‌لیتر به ۱۰۰۰ میلی‌لیتر رسیده است یعنی محلول ۱۰۰ مرتبه (یا 10^2 مرتبه) رقیق شده است پس pH محلول ۲ درجه کاهش می‌یابد به عبارت دیگر pH محلول از ۱۱ به ۹ می‌رسد، بنابراین گزینه‌ی (۳) درست است.



مثال ۲: اگر بخواهیم pH محلول هیدروکلریک اسید را از ۴ به یک کاهش دهیم باید محلول آن را مرتبه کنیم.

- ۳۰ (۱) - غلیظتر ۳۰ (۲) - رقیق‌تر ۱۰۰۰ (۳) - غلیظتر ۱۰۰۰ (۴) - رقیق‌تر

جواب: با توجه به این که می‌خواهیم pH محلول اسید را کاهش دهیم باید آن را به طرف اسیدی‌تر شدن سوق دهیم پس باید محلول آن را غلیظتر کنیم پس گزینه‌های (۲) و (۴) نادرست هستند. از طرفی چون می‌خواهیم pH محلول را ۳ درجه تغییر دهیم پس محلول را باید 10^3 مرتبه (یعنی ۱۰۰۰ مرتبه) غلیظتر کنیم. یعنی گزینه‌ی (۳) درست است.



مثال ۳: pH محلولی برابر ۱۴ و pH محلول دیگر برابر ۱۱ است. غلظت $H_3O^+(aq)$ در محلول اولی چند برابر غلظت $H_3O^+(aq)$ در محلول دومی است؟

- ۱۰۰۰ (۱) $\frac{1}{1000}$ (۲) ۳۰ (۳) $\frac{1}{30}$ (۴)

جواب: با توجه به این که pH دو محلول، سه درجه با یکدیگر اختلاف دارند، غلظت $H_3O^+_{(aq)}$ در آن‌ها ۱۰۰۰ مرتبه تفاوت دارد. اما چون محلول اولی خاصیت قلیایی بیشتری دارد غلظت $H_3O^+_{(aq)}$ در آن کم‌تر است. پس:

$$\frac{[H_3O^+]_{\text{محلول اولی}}}{[H_3O^+]_{\text{محلول دومی}}} = \frac{1}{1000}$$

بنابراین گزینه‌ی (۲) درست است.

آدرس تستی: لطفاً تست‌های ۳۱ و ۳۲ در پایان این بخش را حل بفرمایید.

قدرت اسیدی با خاصیت اسیدی فرق می‌کند

فرض کنید pH محلولی برابر یک و pH محلول دیگری برابر ۳ است. به نظر شما قدرت اسیدی کدام محلول بیش‌تر است؟



محلولی که دارای pH کم‌تری است (یعنی محلول اول) قدرت اسیدی بیش‌تری دارد.

متأسفم، جواب شما نادرست است! بگذارید سؤال دیگری را مطرح کنم. همان طور که می‌دانید HCl یک اسید قوی و HF یک اسید ضعیف است. حال به نظر شما، pH محلولی از HCl بیش‌تر است یا pH محلولی از HF؟



از آن‌جایی که HCl اسید قوی‌تری است pH محلول HCl کم‌تر و pH محلول HF بیش‌تر است.

متأسفانه جواب شما هم غلط است! یکی از عوامل مهمی که تعیین‌کننده‌ی pH محلول است، غلظت مولار (M) اسید یا باز است. من هیچ اطلاعاتی در مورد غلظت مولار محلول HCl و HF به شما ندادم، پس شما چگونه پیش‌بینی کردید که pH محلول HCl کم‌تر است؟ برای درک بهتر موضوع فرض کنید محلولی از HCl با غلظت 10^{-4} مولار و محلولی از HF با غلظت ۴ مولار و درصد یونش ۲/۵٪ داریم. بگذارید pH را در هر دو محلول حساب کنیم:

$$HCl \text{ در محلول } M \times \alpha = 10^{-pH} \Rightarrow 10^{-4} \times 1 = 10^{-pH} \Rightarrow pH = 4$$

$$HF \text{ در محلول } M \times \alpha = 10^{-pH} \Rightarrow 4 \times \frac{2/5}{100} = 10^{-pH} \Rightarrow 10^{-1} = 10^{-pH} \Rightarrow pH = 1$$

همان طور که مشاهده می‌شود با این که HCl جزو اسیدهای قوی و HF جزو اسیدهای ضعیف است اما در مثال فوق، pH محلول HF از pH محلول HCl کم‌تر شد.



پینگشید، من فکر کنم گیج شدم!

بسیار خوب، بگذارید بیش‌تر توضیح دهم.

خاصیت اسیدی یک محلول با قدرت اسیدی آن محلول تفاوت دارد. هنگامی که صحبت از **خاصیت اسیدی** محلول می‌شود منظور میزان غلظت $H_3O^+_{(aq)}$ و pH محلول است. بدین ترتیب که هر چه خاصیت اسیدی محلول بیش‌تر باشد، غلظت $H_3O^+_{(aq)}$ بیش‌تر و در نتیجه pH محلول کم‌تر است. بدیهی است که یکی از عوامل مهم در تعیین خاصیت اسیدی محلول، غلظت اسید مورد نظر است. برای نمونه در مثال فوق دیدید که غلظت محلول HF از غلظت محلول HCl بسیار بیش‌تر بود و همین امر باعث شد که pH محلول HF کم‌تر و در نتیجه خاصیت اسیدی آن بیش‌تر شود (هر چند که **قدرت اسیدی** HF از قدرت اسیدی HCl کم‌تر است).



پیششیدا شما می‌گویید که غلظت $H_3O^+(aq)$ و pH محلول ملاک مقایسه‌ی قدرت اسیدی نیست. پس هنگامی که

می‌گوییم محلول یک اسید از اسید دیگر قوی‌تر است به چه معنی است؟

ملاک و معیار اصلی برای مقایسه‌ی قدرت اسیدی، ثابت یونش اسیدی (K_a) است. بدین ترتیب که هر چه مقدار ثابت یونش اسیدی (K_a) بزرگ‌تر باشد می‌گوییم قدرت اسیدی نیز بیشتر است. توجه داشته باشید که ثابت یونش اسیدی (K_a) برخلاف غلظت $H_3O^+(aq)$ یا pH ربطی به غلظت اسید مورد نظر ندارد، زیرا ثابت یونش اسیدی (K_a) مانند هر ثابت تعادل دیگری فقط به وسیله‌ی دما دچار تغییر می‌شود.



حالا می‌فهمم که جریان چیست! هنگامی که می‌گوییم قدرت اسیدی HCl از HF پیش‌تر است بدین معنی است که ثابت

یونش (K_a) مربوط به HCl از ثابت یونش (K_a) مربوط به HF بزرگ‌تر است و غلظت HCl و HF و در نتیجه غلظت

$H_3O^+(aq)$ و pH در محلول آن‌ها، تأثیری بر مقایسه‌ی قدرت اسیدی ندارد.

بله، درست است حالا اگر موافقید یک جمع‌بندی از بحثمان داشته باشیم.

نتیجه: قدرت اسیدی با خاصیت اسیدی تفاوت دارد، بدین ترتیب که:

- ۱- خاصیت اسیدی تابع غلظت اسید مورد نظر است. بدین ترتیب که هر چه غلظت اسید بیشتر باشد، غلظت $H_3O^+(aq)$ بیشتر تر و در نتیجه pH کم‌تر می‌شود به همین دلیل می‌گوییم خاصیت اسیدی بیشتر است.
- ۲- قدرت اسیدی تابع غلظت اسید نیست و فقط از روی ثابت یونش (K_a) تعیین می‌شود. هر چه مقدار K_a برای یک اسید بیشتر باشد می‌گوییم قدرت اسیدی آن بیشتر است.

حال ببینیم چه عواملی روی خاصیت اسیدی محلول تأثیر می‌گذارند.

عوامل تعیین کننده‌ی خاصیت اسیدی: ملاک و معیار اصلی برای مقایسه‌ی خاصیت اسیدی، غلظت $H_3O^+(aq)$ و در نتیجه pH محلول است. برای بررسی عوامل مؤثر بر pH، بار دیگر به رابطه‌ی زیر توجه فرمایید:

$$M \times \alpha = [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

همان طور که از رابطه‌ی فوق پیداست، دو عامل در تعیین pH محلول و در نتیجه در تعیین خاصیت اسیدی محلول نقش دارند.

۱- **غلظت مولار اسید (M):** زیاد بودن غلظت مولار اسید (M) به افزایش غلظت H_3O^+ و کاهش pH و در نتیجه افزایش خاصیت اسیدی محلول کمک می‌کند.

۲- **قدرت اسید:** با غلظت‌های یکسان، هر چه قدرت یک اسید بیشتر باشد درجه‌ی یونش (α) آن بیشتر شده در نتیجه $H_3O^+(aq)$ بیشتر تولید می‌شود و pH محلول کاهش می‌یابد لذا خاصیت اسیدی افزایش می‌یابد.

$$\uparrow M \text{ و } \uparrow \alpha \Leftrightarrow \uparrow [H_3O^+] \Leftrightarrow \downarrow pH \Leftrightarrow \uparrow \text{ خاصیت اسیدی}$$

برای درک بهتر موضوع بیایید چند مثال را بررسی کنیم.



مثال ۱: در مقایسه‌ی محلول نیترواسید (HNO_3) و هیدروبرمیک اسید (HBr) با غلظت مولار و دمای برابر، pH

(۱) دو محلول یکسان است، زیرا هر دو اسید یک پروتون دارند و غلظت مولار آن‌ها نیز یکسان است.

- (۲) محلول HBr بزرگتر است، زیرا $[H_3O^+]$ در آن بیشتر است.
 (۳) محلول HNO_3 کوچکتر است، زیرا قدرت اسیدی کمتری دارد.
 (۴) محلول HBr کوچکتر است، زیرا درجه‌ی یونش HBr بیشتر است.

جواب: HBr جزو اسیدهای قوی است در حالی که HNO_3 یک اسید ضعیف است. بنابراین با غلظت‌های مولار یکسان، درجه‌ی یونش (α) مربوط به HBr بیشتر است و غلظت $H_3O^+_{(aq)}$ در محلول آن بیشتر و در نتیجه pH آن کم‌تر است. پس گزینه‌ی (۴) درست است.



مثال ۱۹: اگر ثابت تفکیک یونی اسید HA از اسید HA' بزرگتر باشد، کدام گزینه در مورد pH محلول‌های این دو اسید

درست است؟

- (۱) با مولاریته‌ی یکسان pH اسید HA از اسید HA' کوچکتر است.
 (۲) در دمای یکسان، pH اسید HA از اسید HA' بزرگتر است.
 (۳) pH اسید HA همواره از اسید HA' بزرگتر است.
 (۴) pH اسید HA همواره از اسید HA' کوچکتر است.

جواب: با توجه به این که قدرت اسیدی HA از HA' بیشتر است می‌توان ادعا نمود که با غلظت‌های یکسان، درجه‌ی یونش HA بیشتر بوده و غلظت $H_3O^+_{(aq)}$ در محلول آن بیشتر است بنابراین pH محلول HA کم‌تر خواهد بود، یعنی گزینه‌ی (۱) درست است. توجه داشته باشید که گزینه‌ی (۴) نادرست است زیرا اگر غلظت محلول‌های HA و HA' یکسان نباشند ممکن است pH محلول غلیظ HA' از pH محلول رقیق HA کم‌تر شود.

آدرس تستی: لطفاً تست‌های ۳۳ و ۳۴ در پایان این بخش را حل بفرمایید.





اسیدها و بازها در محلول آبی به یون‌ها تفکیک می‌شوند. این فرآیند را هیدرولیز می‌گویند. در اسیدها، هیدروژن اضافی از مولکول جدا می‌شود و در بازها، هیدروکسید اضافی از مولکول جدا می‌شود.

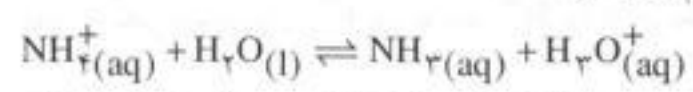
مثال: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$



آبکافت، محلول بافر و سنجش‌های حجمی

آبکافت یا هیدرولیز در شیمی معدنی^۱، منظور از آبکافت، واکنش یک یون با آب (H_2O) یا قسمتی از آب (یعنی H_3O^+ یا OH^-) است که طی آن اسید یا باز اولیه با بار الکتریکی کم‌تر حاصل می‌شود.

به عنوان مثال، واکنش زیر، آبکافت یون آمونیوم (NH_4^+) محسوب می‌شود زیرا طی آن یون NH_4^+ با آب وارد واکنش شده است و محصول این واکنش نیز باز اولیه (NH_3) است که نسبت به NH_4^+ بار الکتریکی کم‌تری دارد.



در بحث آبکافت، حفظ بودن لیست اسیدهای قوی و بازهای قوی اهمیت زیادی دارد. پس بگذارید بار دیگر نگاهی به لیست اسیدهای قوی و بازهای قوی بیندازیم.

اسیدهای قوی: HCl ، HBr ، HI ، HNO_3 ، H_2SO_4 ، HClO_3 و HClO_4 .

بازهای قوی: کلیه هیدروکسیدهای گروه‌های ۱ و ۲، به جز $\text{Be}(\text{OH})_2$ و $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ، باز قوی محسوب می‌شوند.

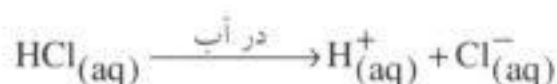
اکنون آبکافت یون‌های منفی و سپس آبکافت یون‌های مثبت را بررسی می‌کنیم.

آ - آبکافت یون‌های منفی (آنیون‌ها)

قبل از این که به بررسی آبکافت یون‌های منفی پردازیم، لازم است که بار دیگر اسید قوی و اسید ضعیف را با یکدیگر مقایسه کنیم. اسیدهای قوی (از جمله HCl) به طور کامل در آب یونش می‌یابند به همین دلیل فرایند یونش آن‌ها را به صورت کامل و یک طرفه

۱- هیدرولیز (Hydrolysis) از واژه‌ی یونانی Hydro به معنای آب و Lysis به معنی تجزیه شدن گرفته شده است.
۲- در شیمی آلی، آبکافت به یون‌ها محدود نمی‌شود بلکه به عنوان مثال واکنش مولکول‌هایی مانند استرها با آب نیز آبکافت نامیده می‌شود.

نشان می‌دهند.



واکنش فوق نشان می‌دهد که یون $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ نمی‌تواند با یون $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ واکنش دهد و مولکول HCl را به وجود آورد. از این بحث، یک نتیجه‌ی مهم حاصل می‌شود.

نتیجه: آنیون مربوط به یک اسید قوی، نمی‌تواند H^+ را جذب کند.

اسیدهای ضعیف (از جمله HF) در آب به میزان کمی یونش می‌یابند به همین دلیل فرایند یونش آن‌ها را به صورت تعادلی نشان می‌دهیم.

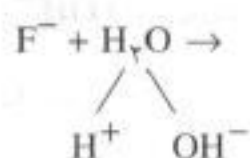


این واکنش نشان می‌دهد که یون $\text{F}^-_{(\text{aq})}$ می‌تواند با یون $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ واکنش دهد و مولکول HF را به وجود آورد. هر چه یک اسید ضعیف‌تر باشد فرایند یونش آن مشکل‌تر انجام می‌شود پس یون منفی مربوط به آن با میل بیشتری با $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ واکنش می‌دهد. از این بحث یک نتیجه‌ی مهم حاصل می‌شود.

نتیجه: آنیون مربوط به اسید ضعیف می‌تواند H^+ را جذب کند و هر چه یک اسید ضعیف‌تر باشد، آنیون مربوط به آن با میل بیشتری H^+ را جذب می‌کند.

آقا، این‌ها رو که قبلاً گفته بودید. من نمی‌فهمم که این توضیحات چه ربطی به آبکافت داره!! 

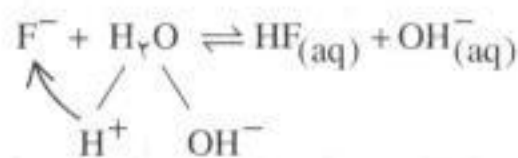
عجله نکنید! فرض کنید نمکی را وارد آب کرده‌ایم که دارای یون F^- است. اگر مولکول H_2O را به صورت یون‌های H^+ و OH^- تجسم کنیم، خواهیم داشت:



حال به نظر شما، یون F^- می‌تواند H^+ را از مولکول آب تحویل بگیرد؟

بله، زیرا F^- آنیون مربوط به یک اسید ضعیف (یعنی HF) است پس می‌تواند H^+ را جذب نموده و تبدیل به مولکول تقویک‌نشده‌ی HF شود. 

آفرین، با توجه به این که یون F^- می‌تواند H^+ را از مولکول آب تحویل بگیرد واکنش مورد نظر به صورت زیر انجام خواهد شد:

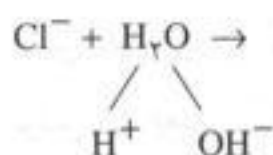


به واکنش فوق در جهت رفت، آبکافت یون F^- می‌گویند، زیرا در جهت رفت، یک یون F^- با آب واکنش داده است و تبدیل به اسید اولیه با بار الکتریکی کم‌تر (HF) شده است. همان‌طور که از واکنش انجام شده پیداست بر اثر آبکافت یون F^- ، یون هیدروکسید ($\text{OH}^-_{(\text{aq})}$) تولید می‌شود که این امر محلول را به طرف بازی شدن و افزایش pH ، سوق می‌دهد. توجه داشته باشید که هر چه یک اسید ضعیف‌تر باشد، آنیون مربوط به آن بیشتر تمایل دارد یون H^+ را جذب کند پس شدت آبکافت و میزان افزایش pH بیشتر خواهد بود.



پیششید! چرا واکنش آبکافت یون F^- را به صورت تعادلی نوشته‌اید؟

زیرا محصول آبکافت، یعنی HF ، به هر حال یک اسید است و می‌تواند مجدداً مقدار کمی یون F^- را تولید کند. حال فرض کنید نمکی را وارد آب کرده‌ایم که دارای یون Cl^- است. اگر مولکول آب را به صورت یون‌های H^+ و OH^- فرض کنیم، خواهیم داشت:



حال به نظر شما، یون Cl^- می‌تواند H^+ را از مولکول آب تحویل بگیرد؟



خب، مسلماً می‌تواند، زیرا یون Cl^- بار منفی دارد پس می‌تواند H^+ را که بار مثبت دارد، جذب کند.

متأسفم! توضیح شما نادرست بود.



به نظر من یون Cl^- نمی‌تواند یون H^+ را جذب کند، زیرا Cl^- آنیون مربوط به یک اسید قوی (یعنی HCl) است پس

حتی اگر یون H^+ با یون Cl^- برخورد نماید بلافاصله یونش می‌یابد و مجدداً تبدیل به یون‌های H^+ و Cl^- می‌شوند.

عالی بود! با توجه به این که یون Cl^- نمی‌تواند H^+ را از مولکول آب تحویل بگیرد پس هیچ واکنشی بین یون Cl^- و آب انجام نمی‌شود به همین دلیل می‌گوییم یون Cl^- آبکافت نمی‌شود. هیچ واکنشی انجام نمی‌شود (آبکافت صورت نمی‌گیرد) $Cl^- + H_2O \rightarrow$ از این بحث می‌توان نتیجه گرفت که آنیون مربوط به اسیدهای قوی آبکافت نمی‌شوند یعنی با آب واکنش نمی‌دهند. پس یون‌های Cl^- ، Br^- ، I^- ، NO_3^- ، HSO_4^- ، ClO_3^- و ClO_4^- آبکافت نمی‌شوند زیرا آنیون مربوط به اسیدهای قوی هستند.

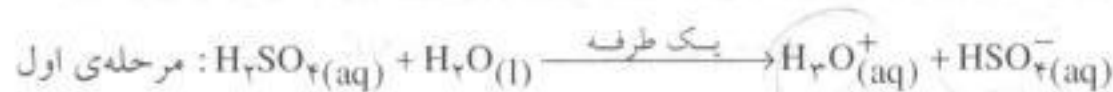
جمع‌بندی: در مورد آبکافت یون‌های منفی (آنیون‌ها) باید به موارد زیر توجه نمود:

- ۱- آنیون مربوط به اسیدهای قوی (یعنی یون‌های Cl^- ، Br^- ، I^- ، NO_3^- ، HSO_4^- ، ClO_3^- و ClO_4^-) آبکافت نمی‌شوند.
- ۲- آنیون مربوط به اسیدهای ضعیف آبکافت می‌شوند و هر چه یک اسید ضعیف‌تر باشد شدت آبکافت آنیون مربوط به آن بیشتر خواهد بود.
- ۳- بر اثر آبکافت آنیون‌ها، غلظت OH^- زیاد و در نتیجه pH محلول نیز زیاد می‌شود. هر چه آبکافت آنیون شدیدتر باشد، pH محلول بیشتر می‌شود.

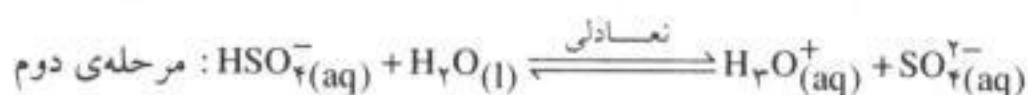


چرا یون SO_4^{2-} را جزو یون‌هایی که آبکافت نمی‌شوند معرفی نکردید؟

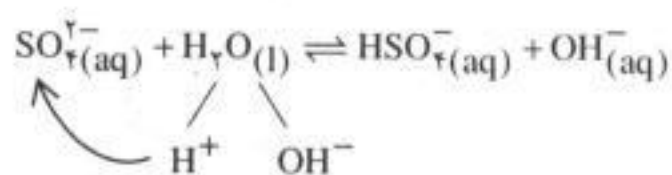
برای درک علت این موضوع، توجه داشته باشید که H_2SO_4 یک اسید دو پروتون‌دار است پس طی دو مرحله، یونش می‌یابد. ابتدا به مرحله‌ی اول یونش سولفوریک اسید توجه کنید.



با توجه به این که H_2SO_4 یک اسید قوی است، مرحله‌ی اول یونش آن، کامل و یک طرفه است پس یون HSO_4^- نمی‌تواند H^+ را جذب کند و تبدیل به H_2SO_4 شود به همین دلیل، می‌گوییم یون HSO_4^- آبکافت نمی‌شود. حال به مرحله‌ی دوم یونش سولفوریک اسید توجه کنید.



از آنجایی که HSO_4^- دارای بار منفی است نمی‌تواند به خوبی (یعنی در حد یک اسید قوی) یون H^+ خود را از دست بدهد، به همین دلیل یونش HSO_4^- یک فرایند تعادلی است، به عبارت دیگر یون HSO_4^- جزو اسیدهای قوی نیست پس آنیون حاصل از یونش آن، یعنی SO_4^{2-} ، می‌تواند H^+ را جذب کند و مجدداً تبدیل به HSO_4^- شود به همین دلیل، می‌گوییم یون SO_4^{2-} آبکافت می‌شود! معادله‌ی آبکافت یون SO_4^{2-} را می‌توان به صورت مقابل نشان داد.



بیخشید! در مرحله‌ی دوم تفکیک سولفوریک اسید، یون $HSO_4^-(aq)$ با مولکول آب واکنش داده است، پس چرا این واکنش را در جهت رفت، آبکافت $HSO_4^-(aq)$ محسوب نمی‌کنیم؟



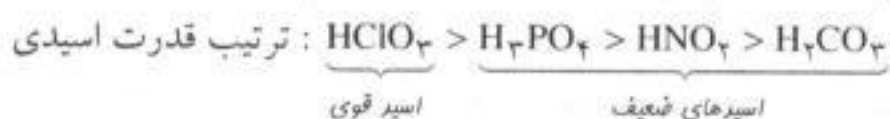
همان‌طور که در تعریف آبکافت گفتیم، طی واکنش آبکافت، باید بار الکتریکی یون مورد نظر کم شود، اما در مرحله‌ی دوم تفکیک یونی سولفوریک اسید، یون $HSO_4^-(aq)$ تبدیل به یون $SO_4^{2-}(aq)$ شده است یعنی بار الکتریکی آن زیاد شده است به همین دلیل این واکنش، فرایند یونش محسوب می‌شود نه آبکافت. اگر قرار بود $HSO_4^-(aq)$ آبکافت شود باید تبدیل به $H_2SO_4(aq)$ می‌شد که چنین چیزی امکان‌پذیر نیست زیرا H_2SO_4 یک اسید قوی است و در محیط آبی نمی‌تواند به حالت تفکیک نشده وجود داشته باشد. حالا اگر موافقید چند مثال را در مورد آبکافت یون‌های منفی بررسی کنیم.



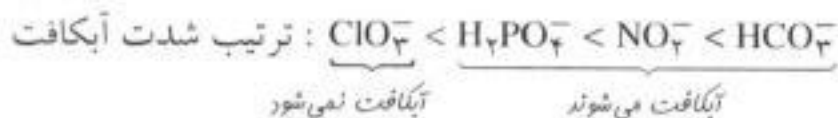
مثال ۱: کدام یون بهتر آبکافت می‌شود؟



جواب: همان‌طور که گفته شد، هر چه یک اسید ضعیف‌تر باشد یون منفی مربوط به آن بهتر آبکافت می‌شود. پس ابتدا به هر چهار ماده یک یون H^+ اضافه می‌کنیم تا اسیدهای اولیه مشخص شوند و بتوانیم آن‌ها را به ترتیب قدرت اسیدی مرتب کنیم.

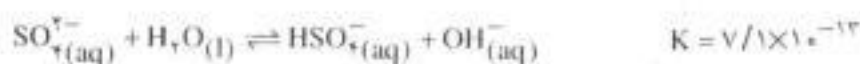


پس ترتیب شدت آبکافت به صورت زیر است:



همان‌طور که از توضیحات فوق پیداست، چون H_2CO_3 از سایر اسیدهای مربوطه ضعیف‌تر است یون منفی حاصل از آن (یعنی HCO_3^-) بهتر آبکافت می‌شود، پس گزینه‌ی (۲) درست است.

۱- البته با توجه به این که HSO_4^- اسید چندان ضعیفی نیست، شدت آبکافت SO_4^{2-} بسیار کم است به طوری که گاهی از آبکافت یون‌های SO_4^{2-} صرف‌نظر می‌کنند. به ناست تعادل مربوط به آبکافت یون SO_4^{2-} که عددی بسیار کوچک است توجه کنید.





مثال ۲: با توجه به جدول مقابل کدام یون زیر بهتر آبکافت می‌شود؟

فرمول شیمیایی	pK _a
HA	۷/۲۸
HB	۸/۰۴
HX	۴/۲۵
HY	۵/۶۸

A⁻ (۱)

B⁻ (۲)

X⁻ (۳)

Y⁻ (۴)



جواب: برای این که یک یون بهتر آبکافت شود باید اسید مربوط به آن ضعیف‌تر باشد یعنی اسید مربوط به آن باید K_a کوچک‌تر و در نتیجه pK_a بزرگ‌تر داشته باشد. با توجه به این که pK_a مربوط به HB از همه بیش‌تر است پس HB ضعیف‌ترین اسید مطرح شده در این جدول است پس یون B⁻ بهتر از سایر گزینه‌ها آبکافت می‌شود یعنی گزینه‌ی (۲) درست است.



پبخشید! لطفاً پیش‌تر توضیح دهید.

بینید، هر چه pK_a کم‌تر باشد، K_a بیش‌تر و در نتیجه قدرت اسیدی نیز بیش‌تر است پس ترتیب قدرت اسیدی به صورت زیر است:
 ترتیب قدرت اسیدی و K_a: HX > HY > HA > HB
 از طرفی هر چه یک اسید ضعیف‌تر باشد، یون منفی مربوط به آن بهتر آبکافت می‌شود پس در مورد ترتیب شدت آبکافت می‌توان نوشت:

ترتیب شدت آبکافت: X⁻ < Y⁻ < A⁻ < B⁻

بنابراین گزینه‌ی (۲) درست است.



مثال ۳: بر اثر آبکافت کدام یون زیر، pH محلول افزایش کم‌تری خواهد داشت؟

NH₄⁺ (۴)

F⁻ (۳)

SO₄²⁻ (۲)

NO₃⁻ (۱)

جواب: به طور کلی بر اثر آبکافت یون‌های منفی، غلظت H₃O⁺(aq) کم می‌شود پس pH محلول افزایش می‌یابد. حال ما به دنبال گزینه‌ای هستیم که ضمن آبکافت، pH محلول را کم‌تر افزایش دهد، یعنی شدت آبکافت آن کم‌تر باشد. برای این که شدت آبکافت کم‌تر باشد باید اسید مربوطه قوی‌تر باشد. ترتیب قدرت اسیدی به صورت زیر است:

ترتیب قدرت اسیدی: NH₄⁺ < HNO₃ < HF < HSO₄⁻

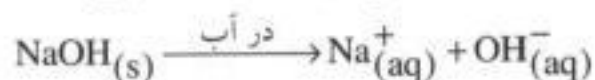
پس ترتیب شدت آبکافت یون‌ها به صورت زیر می‌باشد:

ترتیب شدت آبکافت: NH₄⁺ > NO₃⁻ > F⁻ > SO₄²⁻

همان‌طور که مشاهده می‌شود شدت آبکافت یون SO₄²⁻ از همه کم‌تر است پس ضمن آبکافت SO₄²⁻، pH محلول کم‌تر افزایش خواهد یافت. بنابراین گزینه‌ی (۲) درست است.

ب - آبکافت یون‌های مثبت (کاتیون‌ها)

همان‌طور که می‌دانید بازهای قوی (مانند NaOH) به طور کامل در آب تفکیک یونی می‌شوند به همین دلیل فرایند تفکیک یونی آن‌ها را به صورت کامل و یک طرفه نشان می‌دهند.



واکنش فوق نشان می‌دهد که یون $\text{Na}^+(\text{aq})$ نمی‌تواند با یون $\text{OH}^-(\text{aq})$ واکنش دهد و NaOH تفکیک نشده را به وجود آورد از این بحث، یک نتیجه‌ی مهم حاصل می‌شود.

نتیجه: کاتیون مربوط به باز قوی، نمی‌تواند $\text{OH}^-(\text{aq})$ را جذب کند.

بازهای ضعیف (از جمله AgOH) در آب به میزان کمی تفکیک یونی می‌شوند به همین دلیل فرایند تفکیک یونی آن‌ها را به صورت

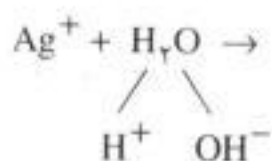


این واکنش نشان می‌دهد که یون $\text{Ag}^+(\text{aq})$ می‌تواند با یون $\text{OH}^-(\text{aq})$ واکنش دهد و AgOH را به وجود آورد. بدیهی است که هر چه یک باز ضعیف‌تر باشد فرایند تفکیک یونی آن مشکل‌تر انجام می‌شود پس کاتیون مربوط به آن با میل بیش‌تری با $\text{OH}^-(\text{aq})$ واکنش می‌دهد. از این بحث یک نتیجه‌ی مهم حاصل می‌شود.

نتیجه: کاتیون مربوط به باز ضعیف می‌تواند OH^- را جذب کند و هر چه یک باز ضعیف‌تر باشد، کاتیون مربوط به آن با میل بیش‌تری OH^- را جذب می‌کند.

حال فرض کنید نمکی را وارد آب کرده‌ایم که دارای یون Ag^+ است. اگر مولکول H_2O را به صورت یون‌های H^+ و OH^- فرض کنیم، خواهیم داشت:

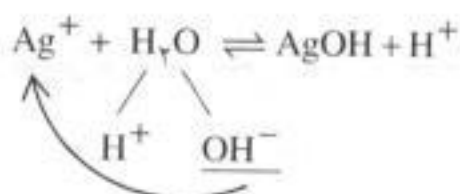
به نظر شما، یون Ag^+ می‌تواند OH^- را از مولکول آب تحویل بگیرد؟



پس، زیرا Ag^+ کاتیون مربوط به یک باز ضعیف (یعنی AgOH) است پس می‌تواند OH^- را جذب نموده و تبدیل به AgOH تفکیک نشده شود.

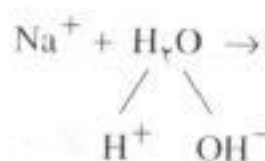


آفرین، با توجه به این که یون Ag^+ می‌تواند OH^- را از مولکول آب تحویل بگیرد واکنش مورد نظر به صورت زیر در خواهد آمد.



به واکنش فوق در جهت رفت، آبکافت یون Ag^+ می‌گویند، زیرا در جهت رفت، یک یون Ag^+ با آب واکنش داده است و تبدیل به باز اولیه با بار الکتریکی کم‌تر (یعنی AgOH) شده است. همان‌طور که از واکنش انجام شده پیداست، بر اثر آبکافت یون Ag^+ ، یون $\text{H}^+(\text{aq})$ تولید می‌شود که این امر محلول را به سمت اسیدی شدن و کاهش pH سوق می‌دهد. توجه داشته باشید که هر چه یک باز ضعیف‌تر باشد، کاتیون مربوط به آن بیش‌تر تمایل دارد یون OH^- را جذب کند پس شدت آبکافت و میزان کاهش pH بیش‌تر خواهد بود.

اکنون فرض کنید نمکی را وارد آب کرده‌ایم که دارای یون Na^+ است. اگر مولکول آب را به صورت یون‌های H^+ و OH^- فرض کنیم، خواهیم داشت:



به نظر شما، یون Na^+ می‌تواند OH^- را از مولکول آب تحویل بگیرد؟



: خیر، زیرا یون Na^+ ، کاتیون مربوط به یک باز قوی (یعنی NaOH) است پس حتی اگر یون OH^- با یون Na^+ برخورد نماید این دو یون بلافاصله از هم جدا شده و مجدداً تبدیل به یون‌های مچزای Na^+ و OH^- می‌شوند.

آفرین، با توجه به این که یون Na^+ نمی‌تواند OH^- را از مولکول آب تحویل بگیرد پس هیچ واکنشی بین یون Na^+ و آب انجام نمی‌شود، به همین دلیل می‌گوییم یون Na^+ آبکافت نمی‌شود.

هیچ واکنشی انجام نمی‌شود (آبکافت صورت نمی‌گیرد) $\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

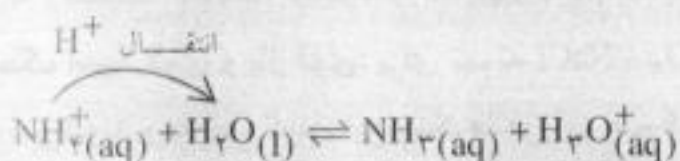
از این بحث می‌توان نتیجه گرفت که کاتیون مربوط به بازهای قوی آبکافت نمی‌شوند یعنی با آب واکنش نمی‌دهند. پس کاتیون مربوط به فلزهای گروه‌های ۱ و ۲ (به جز Be^{2+} و Mg^{2+}) آبکافت نمی‌شوند.

جمع‌بندی: در مورد آبکافت یون‌های مثبت (کاتیون‌ها) باید به موارد زیر توجه نمود:

- ۱- کاتیون مربوط به بازهای قوی (یعنی کاتیون فلزهای گروه‌های ۱ و ۲ به جز Be^{2+} و Mg^{2+}) آبکافت نمی‌شوند.
- ۲- کاتیون مربوط به بازهای ضعیف آبکافت می‌شوند و هر چه یک باز ضعیف‌تر باشد شدت آبکافت کاتیون مربوط به آن بیشتر خواهد بود.
- ۳- بر اثر آبکافت کاتیون‌ها، غلظت H^+ زیاد و در نتیجه pH محلول نیز کم می‌شود، هر چه آبکافت کاتیون شدیدتر باشد، pH محلول کمتر می‌شود.



نکته مهم: در کاتیون‌های فلزی (مانند Mg^{2+}) واکنش آبکافت به معنای جذب یون $\text{OH}^-_{(aq)}$ است. اما در مورد یون آمونیوم ($\text{NH}_4^+_{(aq)}$)، واکنش آبکافت به معنای از دست دادن H^+ و تحویل آن به آب است تا بدین ترتیب باز ضعیف اولیه با بار الکتریکی کمتر (یعنی NH_3) حاصل شود.



همان‌طور که مشاهده می‌شود بر اثر آبکافت یون NH_4^+ ، یون هیدرونیوم (H_3O^+) تولید می‌شود پس محیط اسیدی و pH کم می‌شود.



مثال ۱: کدام یون زیر بهتر آبکافت می‌شود؟

Be^{2+} (۱) Li^+ (۲) Na^+ (۳) Mg^{2+} (۴)

جواب: یون‌های Li^+ و Na^+ کاتیون مربوط به بازهای قوی (LiOH و NaOH) هستند پس آبکافت نمی‌شوند. اما بین Be^{2+} و Mg^{2+} ، یون Be^{2+} بهتر آبکافت می‌شود زیرا همان‌طور که در قسمت‌های قبل توضیح دادم، $\text{Be}(\text{OH})_2$ نسبت به $\text{Mg}(\text{OH})_2$ خاصیت بازی ضعیف‌تری دارد، بنابراین گزینه‌ی (۱) درست است.

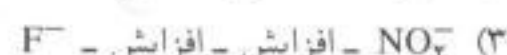
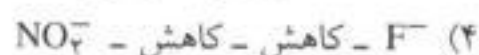
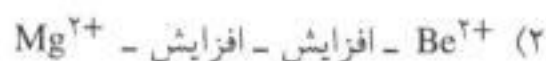


مثال ۲: کدام یون با آب واکنش داده و pH آن را تغییر می‌دهد؟

K^+ (۱) Fe^{2+} (۲) Ba^{2+} (۳) Rb^+ (۴)

جواب: برای این که یک یون pH محلول را تغییر دهد، باید آبکافت شود، پس گزینه‌ای درست است که یون مربوطه، آبکافت شود. یون‌های K^+ ، Rb^+ و Ba^{2+} مربوط به بازهای قوی هستند و آبکافت نمی‌شوند. اما یون Fe^{2+} مربوط به یک باز ضعیف یعنی $Fe(OH)_2$ است پس می‌تواند آبکافت شود.

مثال ۳: ضمن آبکافت یون pH محلول می‌یابد که در مقایسه با pH محلول ضمن آبکافت یون بیشتر است.



جواب: همان‌طور که توضیح دادم، بر اثر آبکافت یون‌های منفی، pH محلول افزایش و بر اثر آبکافت یون‌های مثبت، pH محلول کاهش می‌یابد. پس یا گزینه‌ی (۱) درست است و یا گزینه‌ی (۳). از طرفی با توجه به این که قدرت بازی $Mg(OH)_2$ از قدرت بازی $Be(OH)_2$ بیشتر است شدت آبکافت یون Mg^{2+} از شدت آبکافت یون Be^{2+} کم‌تر است لذا کاهش pH ضمن آبکافت Mg^{2+} کم‌تر است یعنی گزینه‌ی (۱) نیز نادرست است، پس گزینه‌ی (۳) جواب درست این تست است. توجه داشته باشید که قدرت اسیدی HNO_3 از قدرت اسیدی HF کم‌تر است بنابراین شدت آبکافت یون NO_3^- از شدت آبکافت یون F^- بیشتر است پس افزایش pH محلول ضمن آبکافت یون NO_3^- از یون F^- بیشتر است.

آدرس تستی: لطفاً تست‌های ۳۵ تا ۳۷ در پایان این بخش را حل بفرمایید.

تقسیم‌بندی نمک‌ها با توجه به آبکافت آن‌ها

با توجه به وضعیت آبکافت، نمک‌ها را به چهار دسته تقسیم می‌کنند:

● **۱- نمک اسید قوی و باز قوی:** برای نمونه $NaCl$ ، KNO_3 و $Ba(ClO_4)_2$. در مورد این نمک‌ها، نه آنیون و نه کاتیون، هیچ‌کدام آبکافت نمی‌شوند و با حل کردن این نمک‌ها در آب هیچ‌گونه واکنش شیمیایی انجام نمی‌شود یعنی حل شدن این مواد در آب یک **انحلال فیزیکی** است لذا تغییری در pH آب پدید نمی‌آید و pH محلول آن‌ها برابر ۷ است. حال فرض کنید که در آشپزخانه هستید و در حال حل کردن مقداری نمک خوراکی ($NaCl$) در آب هستید. آیا می‌توانید واکنش انجام شده را نشان دهید؟

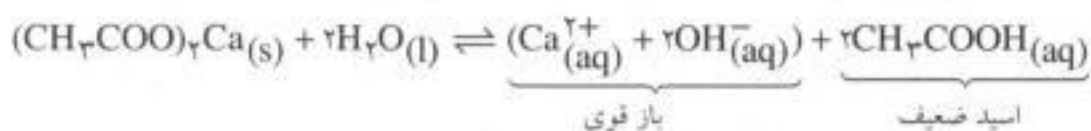
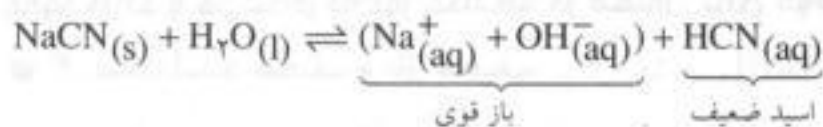
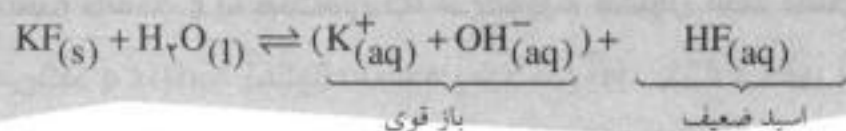


متأسفانه شما اصلاً به درس توجه نکردید! همان‌طور که گفتم انحلال نمک‌هایی مانند $NaCl$ که اسید و باز سازنده‌ی آن‌ها هر دو قوی هستند، با انجام واکنش شیمیایی همراه نیست و انحلال آن‌ها کاملاً جنبه‌ی فیزیکی دارد. بنابراین برای حل شدن $NaCl$ در آب هیچ واکنشی نمی‌توان نوشت.

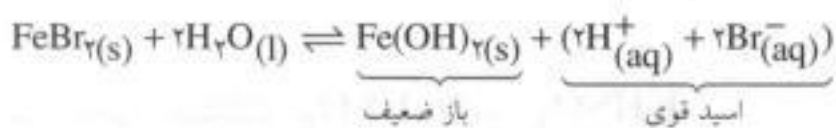
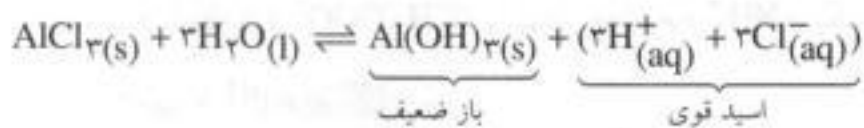
● **۲- نمک اسید ضعیف و باز قوی:** برای نمونه KF ، $NaCN$ و $(CH_3COO)_2Ca$. با حل نمودن این نمک‌ها (مثلاً KF) در آب، آنیون (F^-) آبکافت شده و با جذب یون‌های H^+ آب، تبدیل به HF مولکولی و تفکیک نشده می‌شود و بدین ترتیب باعث کاهش غلظت یون‌های H^+ می‌گردد. از طرفی کاتیون (K^+) کاری به کار OH^- ندارد و کاملاً بی‌اعتنا از کنار OH^- رد می‌شود! (زیرا K^+ آبکافت نمی‌شود) نتیجه آن که غلظت یون H^+ کم شده اما یون‌های OH^- در محیط باقی می‌مانند لذا محلول حاصل بازی و pH آن بزرگ‌تر از ۷ می‌شود.



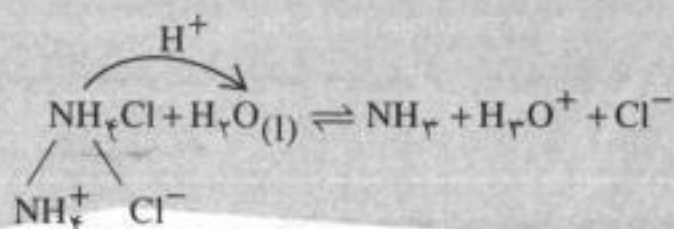
نکته مهم: در نوشتن معادله‌ی آبکافت نمک‌ها، اگر اسید یا باز تولید شده قوی باشد باید آن را به صورت تفکیک شده بنویسیم زیرا اسیدهای قوی و بازهای قوی کاملاً تفکیک شده هستند و به صورت مولکول تفکیک نشده در محلول وجود ندارند. اما اسیدهای ضعیف و بازهای ضعیف بیشتر به صورت مولکول‌های تفکیک نشده وجود دارند لذا آن‌ها را به صورت مولکولی می‌نویسیم. به عنوان مثال به معادله‌ی آبکافت چند نمک توجه کنید:



● ۳ - **نمک اسید قوی و باز ضعیف:** برای نمونه AlCl_3 ، NH_4NO_3 و FeBr_3 . با حل نمودن این نمک‌ها (مثلاً AlCl_3) در آب، کاتیون (Al^{3+}) آبکافت شده و مانند **جاروبرقی!** یون‌های OH^- را جذب می‌کند و باعث کاهش غلظت یون‌های OH^- می‌شود. از طرفی آنیون (Cl^-) یون‌های H^+ را **تحویل نمی‌گیرد!** یعنی یون Cl^- آبکافت نمی‌شود و یون‌های H^+ در محیط باقی می‌مانند بنابراین محیط، اسیدی شده و pH محلول کوچک‌تر از ۷ می‌شود. به معادله‌ی آبکافت آلومینیم کلرید (AlCl_3) و آهن II برمید (FeBr_3) توجه فرمایید!

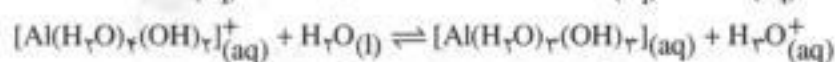
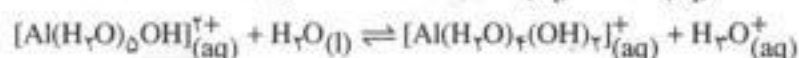
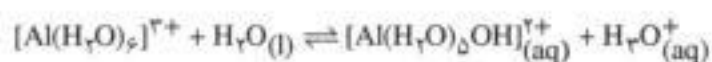


نکته: در آبکافت آمونیوم کلرید (NH_4Cl)، فقط یون آمونیوم (NH_4^+) آبکافت می‌شود و یون Cl^- در واقع یون ناظر بوده و آبکافت نمی‌شود. همان طور که قبلاً گفتیم در آبکافت NH_4^+ ، یون H^+ از آمونیوم جدا شده و به روی مولکول آب منتقل می‌شود.



توجه داشته باشید که اگر یون Cl^- را از طرفین واکنش فوق حذف کنید، معادله‌ی آبکافت یون NH_4^+ به دست می‌آید که در قسمت‌های قبل برایتان توضیح داده بودم.

۱- در واقع کاتیون‌هایی مانند Al^{3+} ابتدا آب‌پوشی می‌شوند و یون‌هایی مانند $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ایجاد می‌کنند که تعدادی از مولکول‌های آب به دلیل تراکم زیاد بار روی Al^{3+} با این یون واکنش می‌دهند و یون H^+ آزاد می‌کنند. پروتون حاصل با یک مولکول آب واکنش داده و با تولید یون هیدرونیوم (H_3O^+) محیط را اسیدی می‌کند. این فرایند می‌تواند ادامه یابد تا این که بار کاتیون خنثی شود.



اغلب برای سادگی بیشتر، در $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})_3]$ از مولکول‌های آب مربوط به فرایند آب‌پوشی صرف‌نظر می‌کنند و آن را به صورت $\text{Al}(\text{OH})_3$ نشان می‌دهند.

پیش‌گیری از سوء تفاهم! در معادله‌ی آبکافت نمک‌ها هنگامی که می‌گوییم یک اسید قوی یا یک باز قوی تولید می‌شود نباید خیال کنید که اسید قوی یا باز قوی به‌صورت تفکیک نشده تولید می‌شود. به عنوان مثال هنگامی که می‌گوییم هیدروکلریک اسید تشکیل می‌شود منظور این نیست که یون Cl^- ، یون H^+ را جذب می‌کند و HCl تفکیک نشده پدید می‌آورد بلکه منظور این است که یون‌های Cl^- و H^+ هم‌زمان در مملول وجود دارند بدون این‌که با یکدیگر کاری داشته باشند. و یا هنگامی که می‌گوییم مملول سود تشکیل می‌شود منظور این نیست که یون Na^+ ، یون OH^- را جذب می‌کند و $NaOH$ تفکیک نشده پدید می‌آورد بلکه منظور این است که یون‌های Na^+ و OH^- هم‌زمان در مملول وجود دارند و هر کدام به‌طور جداگانه در مملول برای فودشان در حال قدم زدن هستند.

- ۴- نمک اسید ضعیف و باز ضعیف: برای نمونه: CH_3COONH_4 ، $Cu(NO_3)_2$ و NH_4CN . در مورد این نمک‌ها، آنیون و کاتیون هر دو آبکافت می‌شوند و pH مملول به ثابت تفکیک اسید و باز مربوطه بستگی دارد به‌طوری که:
- (آ) اگر K_a اسید $< K_b$ باز باشد؛ مملول اسیدی و pH کوچک‌تر از ۷ خواهد شد.
- (ب) اگر K_a اسید $> K_b$ باز باشد؛ مملول بازی و pH بزرگ‌تر از ۷ خواهد شد.
- (پ) اگر K_a اسید $= K_b$ باز باشد؛ مملول خنثی و pH برابر ۷ خواهد شد.



نکته: آزمایش نشان می‌دهد که به طرز جالبی ثابت تفکیک اسیدی (K_a) استیک اسید (CH_3COOH) با ثابت تفکیک بازی (K_b) مملول آمونیاک (NH_3) برابر است و مقدار هر دو برابر $1/8 \times 10^{-5}$ است. بنابراین شدت آبکافت یون استات (CH_3COO^-) و یون آمونیوم (NH_4^+) یکسان بوده و آمونیوم استات (CH_3COONH_4) یک نمک کاملاً خنثی با pH برابر ۷ است.

بررسی آبکافت $NaHSO_4$ و $KHSO_4$

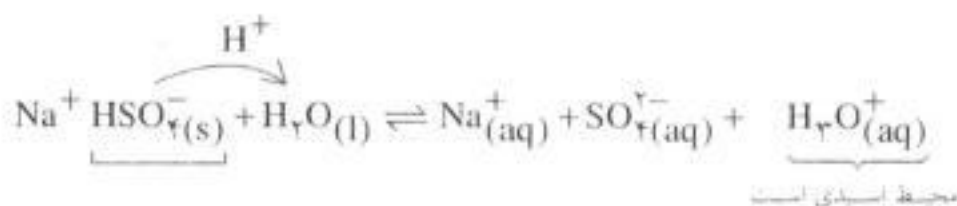
به نظر شما مملول $NaHSO_4$ و یا $KHSO_4$ در آب خاصیت اسیدی دارد یا خاصیت بازی؟



؛ به نظر من مملول (این نمک‌ها) در آب، یک مملول خنثی با $pH = 7$ است، زیرا هم اسید مربوط به آن‌ها (یعنی H_2SO_4) و هم باز مربوط به آن‌ها (یعنی $NaOH$ یا KOH) هر دو قوی هستند.

انتظار چنین اشتباهی را داشتم! بسیاری از دانش‌پژوهان و داوطلبان کنکور مانند شما، تصور می‌کنند که $NaHSO_4$ و یا $KHSO_4$ نمک‌هایی خنثی هستند در حالی که مملول این دو نمک، مملول‌هایی اسیدی هستند!

در توجیه اسیدی بودن این نمک‌ها می‌توان گفت که با حل نمودن این نمک‌ها (مثلاً $NaHSO_4$) در آب، یون‌های Na^+ و HSO_4^- هیچ کدام آبکافت نمی‌شوند زیرا هر دو، یون مربوط به باز قوی و اسید قوی هستند. اما با توجه به این که قدرت پروتون‌دهی (قدرت اسیدی) یون HSO_4^- نسبت به H_2O بیشتر است، یون HSO_4^- در نقش اسید، H^+ خود را آزاد می‌کند و باعث افزایش غلظت H^+ (H_3O^+) می‌شود لذا محیط را اسیدی و pH را کوچک‌تر از ۷ می‌کند.



؛ ببخشید! شما گفتید که یون‌های Na^+ و HSO_4^- هیچ کدام آبکافت نمی‌شوند یعنی نمک $NaHSO_4$ آبکافت نمی‌شود.

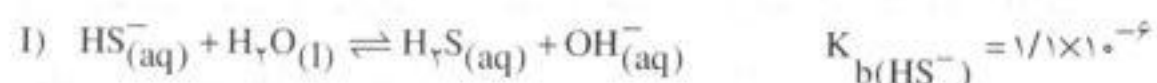
اما در واکنش فوق مشاهده می‌کنیم که نمک NaHSO_4 با آب وارد واکنش شده و آبکافت شده است. پس چگونه می‌گویید که NaHSO_4 آبکافت نمی‌شود؟

من گفتم NaHSO_4 آبکافت نمی‌شود ولی نگفتم که با آب وارد واکنش نمی‌شود! توجه داشته باشید که واکنش فوق، آبکافت محسوب نمی‌شود زیرا همان‌طور که قبلاً گفتم طی فرایند آبکافت، باید بار الکتریکی یون کاهش یابد، در حالی که در واکنش فوق بار الکتریکی یون HSO_4^- افزایش یافته است و تبدیل به یک یون با بار الکتریکی بیش‌تر (SO_4^{2-}) شده است. اگر یون‌های ناظر (Na^+) را از طرفین واکنش فوق حذف کنید در خواهید یافت که واکنش فوق در واقع فرایند **یونش** HSO_4^- را نشان می‌دهد، زیرا طی آن بار الکتریکی HSO_4^- افزایش یافته است.

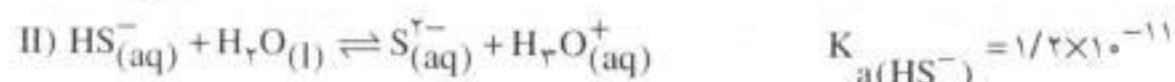
آیا نمک‌هایی مانند NaHS یا NaHCO_3 نیز نمک‌هایی اسیدی هستند؟



خیر، محلول نمک‌هایی مانند NaHS و NaHCO_3 دارای خاصیت بازی (نه اسیدی) هستند. برای درک این موضوع ابتدا به دو واکنش زیر توجه کنید:

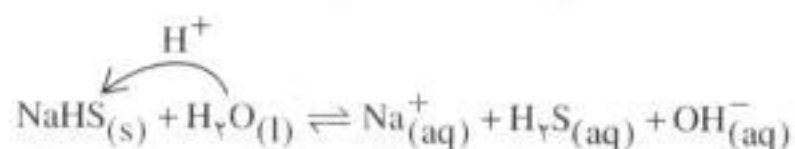


باز برونستد



اسید برونستد

با مقایسه‌ی واکنش‌های (I) و (II) می‌توان دریافت که ثابت یونش بازی (K_{b}) مربوط به HS^- از ثابت یونش اسیدی (K_{a}) آن بزرگ‌تر است بنابراین HS^- در آب بیش از آن که خاصیت اسیدی داشته باشد خاصیت بازی دارد به عبارت دیگر HS^- در آب بیش‌تر از آن که پروتون از دست بدهد، پروتون جذب می‌کند و محیط را قلیایی می‌کند، به همین دلیل معادله‌ی آبکافت NaHS را به صورت زیر نشان می‌دهیم.



همان‌طور که مشاهده می‌شود بر اثر آبکافت NaHS در آب، یون $\text{OH}^-(\text{aq})$ تولید می‌شود بنابراین محلول حاصل، خاصیت بازی دارد.

بررسی آبکافت Na_2S و K_2S

هنگامی که پتاسیم سولفید (یا سدیم سولفید) را در آب حل می‌کنیم یون‌های K^+ و S^{2-} از یکدیگر جدا می‌شوند. یون‌های K^+ با یون‌های OH^- موجود در آب واکنش نمی‌دهند زیرا KOH یک باز قوی و کاملاً تفکیک شده است اما یون‌های S^{2-} با یون‌های H^+ موجود در آب واکنش می‌دهند و تبدیل به یون‌های HS^- می‌شوند. پس معادله‌ی آبکافت K_2S به صورت زیر است:



بیخشید! یون HS^- ، آنیون مربوط به یک اسید ضعیف (H_2S) است پس قاعدتاً یون HS^- باید بتواند آبکافت شود و

با جذب پروتون تبدیل به اسید ضعیف اولیه (یعنی H_2S) شود. پس چرا در واکنش فوق، محصول نهایی را $\text{HS}^-(\text{aq})$

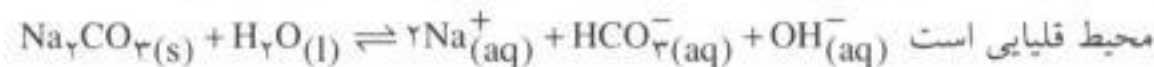
معرفی کرده‌اید نه $\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$!

در پاسخ باید گفت که یون‌های HS^- خیلی دلشان می‌خواهد یک یون H^+ دیگر را جذب کنند و تبدیل به H_2S شوند اما بر اثر

آبکافت مرحله‌ی اول، محیط قلیایی شده و غلظت H^+ در محلول بسیار کم می‌شود بنابراین یون‌های HS^- به‌اندازه‌ی کافی H^+ در محیط نمی‌بینند که بتواند با آن‌ها ترکیب شوند و تبدیل به مولکول‌های H_2S گردند.

بررسی آبکافت Na_2CO_3 و K_2CO_3

هنگامی که سدیم کربنات (یا پتاسیم کربنات) را در آب حل می‌کنیم یون‌های Na^+ و CO_3^{2-} از یکدیگر جدا می‌شوند. یون‌های Na^+ با یون‌های OH^- موجود در آب واکنش نمی‌دهند زیرا $NaOH$ یک باز قوی و کاملاً تفکیک شده است. اما یون‌های CO_3^{2-} با یون‌های H^+ موجود در آب واکنش می‌دهند و تبدیل به یون‌های HCO_3^- می‌شوند. پس معادله‌ی آبکافت Na_2CO_3 به‌صورت زیر است:



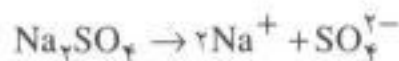
چرا یون‌های HCO_3^- مجدداً آبکافت نمی‌شوند و تبدیل به H_2CO_3 نمی‌شوند؟

در پاسخ باید گفت که یون‌های HCO_3^- از خدا می‌خواهند که یک یون H^+ دیگر را جذب نموده و تبدیل به H_2CO_3 شوند اما بر اثر آبکافت مرحله‌ی اول، محیط، قلیایی شده و غلظت H^+ در محلول بسیار کم می‌شود بنابراین یون‌های HCO_3^- به‌اندازه‌ی کافی H^+ در محیط نمی‌بینند که بتوانند با آن‌ها ترکیب شوند و تبدیل به مولکول‌های H_2CO_3 گردند.

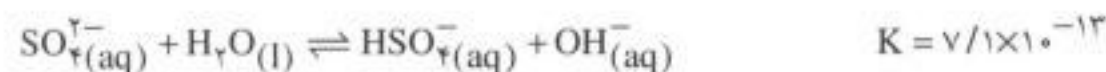
آبکافت نمک‌های دارای یون سولفات (SO_4^{2-})

آبکافت نمک‌های دارای یون سولفات (SO_4^{2-}) را در دو حالت بررسی می‌کنیم.

● حالت اول - نمک‌های دارای یون سولفات به‌همراه کاتیون یک باز قوی مانند Na_2SO_4 و K_2SO_4 : هنگامی که Na_2SO_4 را در آب حل می‌کنیم ابتدا این نمک تفکیک می‌شود و تولید یون‌های Na^+ و SO_4^{2-} می‌کند.

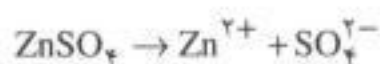


یون‌های Na^+ آبکافت نمی‌شوند چون کاتیون یک باز قوی ($NaOH$) هستند اما SO_4^{2-} آنیون یک اسید نسبتاً ضعیف (HSO_4^-) است پس قاعدتاً مقداری آبکافت می‌شود و با تولید $OH^-(aq)$ محیط را قلیایی می‌کند. معادله‌ی آبکافت یون SO_4^{2-} به‌صورت زیر است:



با توجه به این که مقدار K مربوط به تعادل فوق بسیار کوچک است می‌توان دریافت که شدت آبکافت یون SO_4^{2-} بسیار کم است به همین دلیل معمولاً از $OH^-(aq)$ حاصل از آبکافت یون‌های SO_4^{2-} صرف‌نظر می‌کنند و نمک‌هایی مانند Na_2SO_4 و K_2SO_4 را نمک‌هایی تقریباً خنثی در نظر می‌گیرند.

● حالت دوم - نمک‌های دارای یون سولفات به‌همراه کاتیون یک باز ضعیف، مانند $CuSO_4$ و $ZnSO_4$: هنگامی که $CuSO_4$ را در آب حل می‌کنیم، ابتدا این نمک تفکیک می‌شود و تولید یون‌های Cu^{2+} و SO_4^{2-} تولید می‌کند.

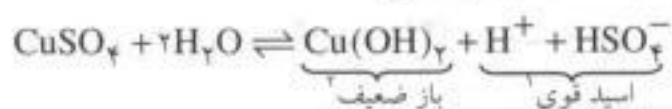


همان‌طور که قبلاً توضیح دادم شدت آبکافت یون‌های SO_4^{2-} بسیار کم است^۱ و در ضمن فقط یک H^+ را جذب می‌کنند^۲ در حالی

۱- زیرا HSO_4^- اسید چندان ضعیفی نیست.

۲- زیرا بر اثر جذب یک یون H^+ ، یون HSO_4^- تولید می‌شود که این یون دیگر نمی‌تواند آبکافت شود.

که یون‌های Cu^{2+} که کاتیون یک باز ضعیف، یعنی $\text{Cu}(\text{OH})_2$ هستند دو یون OH^- را جذب می‌کنند، پس در مجموع با حل شدن CuSO_4 در آب، یون OH^- بیش از یون H^+ جذب می‌شود و محلول CuSO_4 خاصیت اسیدی پیدا می‌کند.



نتیجه:

(I) نمک‌هایی مانند Na_2SO_4 و K_2SO_4 ، نمک‌هایی تقریباً خنثی هستند.
 (II) نمک‌هایی مانند CuSO_4 و ZnSO_4 ، نمک‌هایی اسیدی هستند.

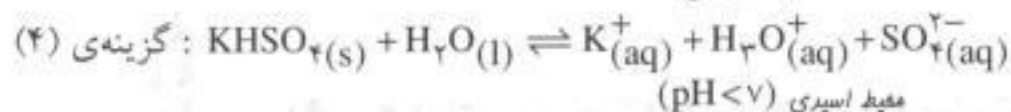
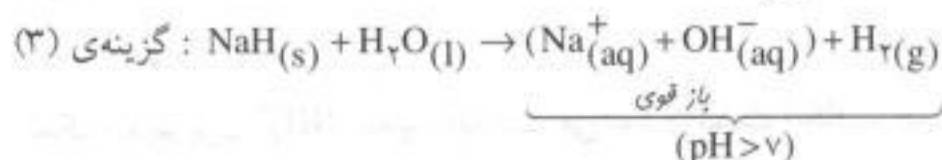
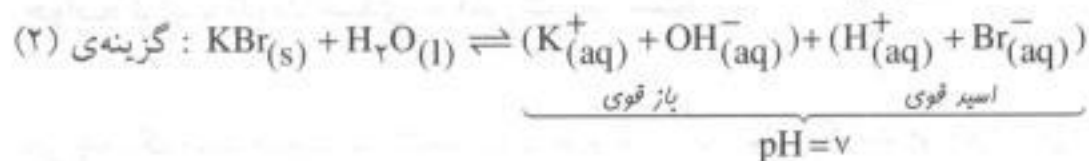
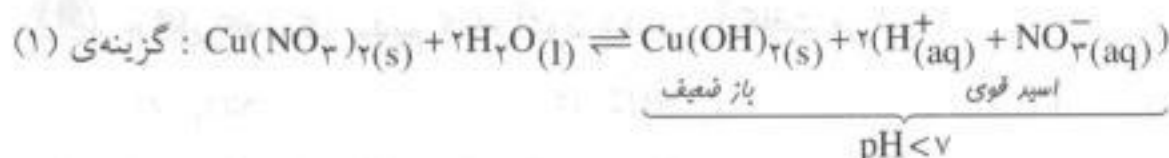
حال بیایید چند مثال را در مورد آبکافت نمک‌ها بررسی کنیم.



مثال ۱: شناساگر متیل نارنجی در محلول کدام نمک به رنگ زرد در می‌آید؟

- (۱) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ (۲) KBr (۳) NaH (۴) KHSO_4

جواب: بر اثر آبکافت NaH ، محیط قلیایی می‌شود و متیل نارنجی به رنگ زرد در می‌آید، بنابراین گزینه‌ی (۳) درست است. معادله‌ی آبکافت هر یک از گزینه‌ها به صورت زیر است:



مثال ۲: محلول پتاسیم سولفید در آب چه خاصیتی دارد؟ چرا؟

- (۱) اسیدی، زیرا S^{2-} با آب تولید H_2S می‌کند که یک اسید است.
 (۲) اسیدی، زیرا K^+ یون OH^- را جذب می‌کند و غلظت H^+ را افزایش می‌دهد.
 (۳) بازی، زیرا K^+ با آب واکنش داده و تولید KOH می‌کند.
 (۴) بازی، زیرا S^{2-} ، یون H^+ را جذب نموده و غلظت OH^- را زیاد می‌کند.

جواب: ابتدا بگذارید نگاهی به معادله‌ی آبکافت K_2S بیندازیم:

$$\text{K}_2\text{S}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons 2\text{K}^+(\text{aq}) + \text{HS}^-(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$$

محیط قلیایی

۱- منظور از اسید قوی، H_2SO_4 است که آن را به صورت تفکیک شده نوشته‌ایم.

۲- با حل شدن CuSO_4 در آب، کمپلکس‌هایی مانند $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ ، $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^+$ و $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6(\text{OH})_2]$ تشکیل می‌شود که در این سطح، برای سادگی، محصول آبکافت Cu^{2+} را $\text{Cu}(\text{OH})_2$ فرض کرده‌ایم.

همان طور که از معادله‌ی آبکافت K_2S پیداست، طی این واکنش یون K^+ هیچ واکنشی انجام نداده است و فقط یون S^{2-} با جذب H^+ ، آبکافت شده است و تبدیل به HS^- گردیده است بنابراین با کاهش غلظت H^+ ، غلظت OH^- زیاد شده و محیط قلیایی (بازی) می‌شود، پس گزینه‌ی (۴) درست است.



مثال ۳: با توجه به جدول مقابل، محلول کدام نمک زیر در آب، دارای pH برابر ۷

اسید یا باز	ثابت تفکیک (K)
HX	$7/2 \times 10^{-6}$
HX'	$1/8 \times 10^{-5}$
MOH	$1/4 \times 10^{-3}$
M'OH	$1/8 \times 10^{-5}$

است؟

MX (۱)

MX' (۲)

M'X (۳)

M'X' (۴)

جواب: برای این که pH محلول یک نمک برابر هفت باشد باید ثابت تفکیک اسید (K_a) سازنده‌ی آن با ثابت تفکیک باز (K_b) سازنده‌ی آن یکسان باشد. پس گزینه‌ی (۴) درست است.



مثال ۴: نمک سدیم کدام آنیون شدیدتر آبکافت می‌شود؟

HCO_3^- (۴)

F^- (۳)

NH_4^- (۲)

NO_3^- (۱)

جواب: ترتیب قدرت اسیدی به صورت زیر است:

$HNO_3 > HF > H_2CO_3 > NH_3$: قدرت اسیدی

هر چه یک اسید ضعیف‌تر باشد، آنیون مربوط به آن، بهتر آبکافت می‌شود پس ترتیب شدت آبکافت به صورت زیر است:

شدت آبکافت: $NO_3^- < F^- < HCO_3^- < NH_4^-$

نمک سدیم یون NH_4^- شدیداً آبکافت می‌شود و شدت آبکافت آن از سایر گزینه‌ها بیش‌تر است پس گزینه‌ی (۲) درست است.



پیششید، قبلاً گفته بودید که NH_4^- یک باز بسیار قوی است، از طرفی می‌دانیم که بازهای قوی آبکافت نمی‌شوند. پس

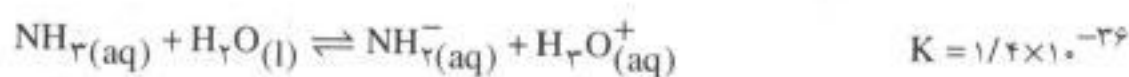
چگونه می‌گوییم NH_4^- شدیداً آبکافت می‌شود؟

سؤال شما غلط است! من هیچ وقت نگفته بودم که «بازهای قوی آبکافت نمی‌شوند» بلکه گفته بودم که «اگر یک باز قوی باشد، کاتیون مربوط به آن (نه خود باز) آبکافت نمی‌شود.» به عنوان مثال می‌گوییم NaOH یک باز قوی است پس کاتیون مربوط به آن (یعنی Na^+) آبکافت نمی‌شود اما آبکافت را در مورد باز قوی اولیه (یعنی NaOH) مطرح نمی‌کنیم. در ضمن این روش برای بررسی آبکافت یون‌های مثبت (و نه یون‌های منفی) به کار می‌رود.

یون‌های منفی، حاصل یونش اسیدها هستند پس برای بررسی آبکافت یون‌های منفی باید به قدرت اسیدی اسید مزدوج آن‌ها توجه کنیم (نه قدرت بازی خود یون‌های منفی). به عنوان مثال در بررسی آبکافت یون NH_4^- ، باید به قدرت اسیدی اسید مزدوج آن (یعنی

NH_3) توجه کنیم نه به قدرت بازی NH_4^- .

از آنجایی که NH_3 یک اسید بی‌نهایت ضعیف است می‌گوییم آنیون مربوط به آن (یعنی NH_4^-) به شدت آبکافت می‌شود. برای درک بهتر این موضوع به تعادل زیر توجه کنید:



با توجه به مقدار عددی K می‌توان دریافت که این واکنش در جهت رفت پیشرفت بسیار کمی دارد پس این واکنش در جهت برگشت بسیار خوب انجام می‌شود یعنی NH_4^+ به شدت با یون $\text{H}_2\text{O}^+(\text{aq})$ (یعنی قسمتی از آب) واکنش می‌دهد پس می‌گوییم یون NH_4^+ به شدت آبکافت می‌شود.

پس یادتان باشد که:

- (۱) برای بررسی آبکافت یون‌های مثبت به قدرت بازی باز مربوط به آنها توجه می‌کنیم.
- (۲) برای بررسی آبکافت یون‌های منفی به قدرت اسیدی اسید مزدوج آنها توجه می‌کنیم.



مثال ۵: محلول یک مولار کدام نمک زیر در آب، دارای pH بیش‌تری است؟

اسید یا باز	ثابت تفکیک (K)
HA	$2/1 \times 10^{-6}$
HA'	$1/4 \times 10^{-3}$
BOH	$1/3 \times 10^{-5}$
B'OH	$2/6 \times 10^{-3}$

(۱) B'A

(۲) B'A'

(۳) BA'

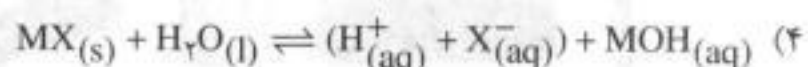
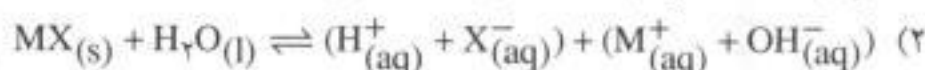
(۴) BA

جواب: برای این که pH محلول یک نمک، بیش‌تر باشد باید اسید سازندهی آن ضعیف‌تر و باز سازندهی آن قوی‌تر باشد. بین HA و HA' قدرت اسیدی HA کم‌تر و بین BOH و B'OH قدرت بازی B'OH بیش‌تر است پس نمک حاصل از واکنش اسید HA با باز B'OH (یعنی B'A) دارای بیش‌ترین خاصیت بازی و در نتیجه بیش‌ترین pH خواهد بود. یعنی گزینه‌ی (۱) درست است.



مثال ۶: با توجه به جدول مقابل، کدام گزینه معادله‌ی آبکافت نمک MX را درست نشان داده است؟

ماده	ثابت تفکیک (K)
MOH	$1/6 \times 10^{-3}$
HX	$1/8 \times 10^{-5}$

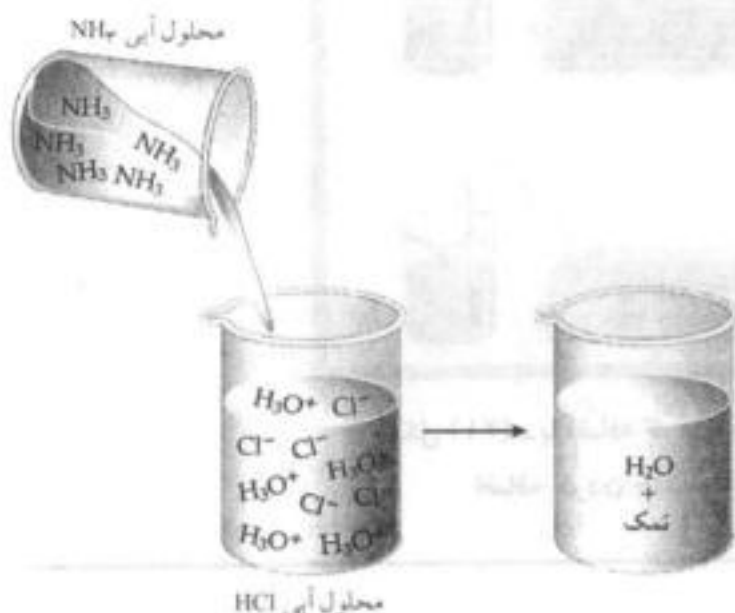


جواب: با توجه به مقادیر ثابت تفکیک (K) داده شده، MOH یک باز ضعیف اما HX یک اسید قوی است پس در آبکافت MX، کاتیون M^+ آبکافت می‌شود و با جذب OH^- به صورت مولکولی (MOH) در می‌آید اما X^- آبکافت نمی‌شود و نمی‌تواند H^+ را جذب کند یعنی HX را باید به صورت تفکیک شده $(\text{H}^+(\text{aq}) + \text{X}^-(\text{aq}))$ نشان دهیم. پس گزینه‌ی (۴) درست است.



مثال ۷: با توجه به شکل مقابل اگر به محلول نهایی،

مقداری شناساگر اضافه کنیم محلول به رنگ در می‌آید. (NH_3 را فقط به اندازه‌ی خنثی نمودن HCl اضافه می‌کنیم).



(۱) فنول فتالین - ارغوانی

(۲) متیل نارنجی - قرمز

(۳) لیتموس - بنفش

(۴) تورنسل - آبی

جواب: محلول حاصل شامل نمک آمونیوم کلرید (NH_4Cl) است که یک نمک اسیدی است پس با اضافه نمودن متیل نارنجی، رنگ آن قرمز می‌شود، پس گزینه‌ی (۲) درست است.

آدرس تستی: لطفاً تست‌های ۳۸ تا ۴۱ در پایان این بخش را حل بفرمایید.

محلول بافر

محلول بافر، محلولی است که شامل یک اسید ضعیف و نمک آن و یا یک باز ضعیف و نمک آن است. محلول بافر می‌تواند تا حد معینی در برابر تغییرات pH مقاومت کند. چند محلول بافر معروف و متداول به قرار زیر هستند.

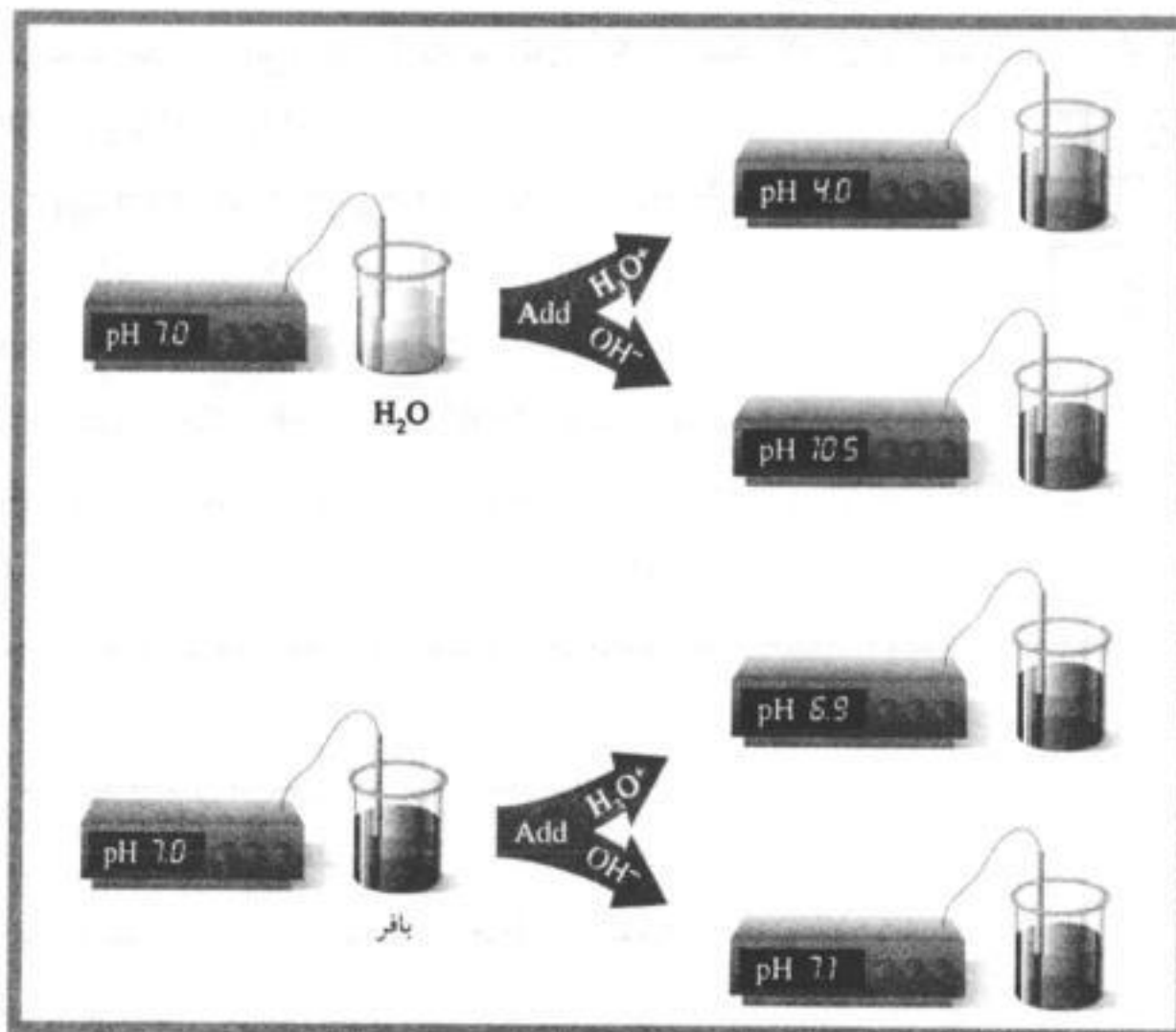
بافر {
 HF اسید ضعیف
 NaF نمک آن

بافر {
 NH_3 باز ضعیف
 NH_4Cl نمک آن

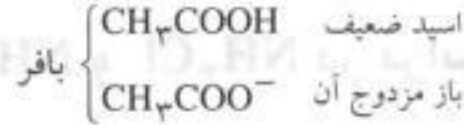
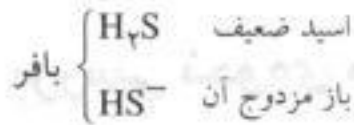
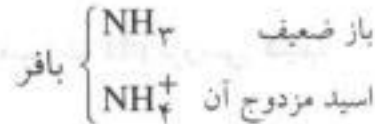
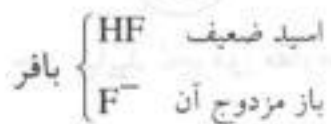
بافر {
 H_2S اسید ضعیف
 KHS نمک آن

بافر {
 CH_3COOH اسید ضعیف
 CH_3COONa نمک آن

در قسمت‌های بعد توضیح خواهیم داد که یون‌هایی که آبکافت نمی‌شوند (مانند Na^+ ، K^+ و Cl^-) نقشی در چگونگی مقاومت محلول بافر در برابر تغییرات pH ندارند و این یون‌ها در واقع، یون ناظر یا تماشاچی هستند. اگر این یون‌ها را حذف کنیم بافرهای فوق به صورت صفحه‌ی بعد در می‌آیند. در واقع می‌توان گفت که محلول یک **اسید ضعیف** (مانند HF) و **باز مزدوج آن** (یعنی F^-) و یا محلول یک **باز ضعیف** (مانند NH_3) و **اسید مزدوج آن** (یعنی NH_4^+) بافر محسوب می‌شوند.

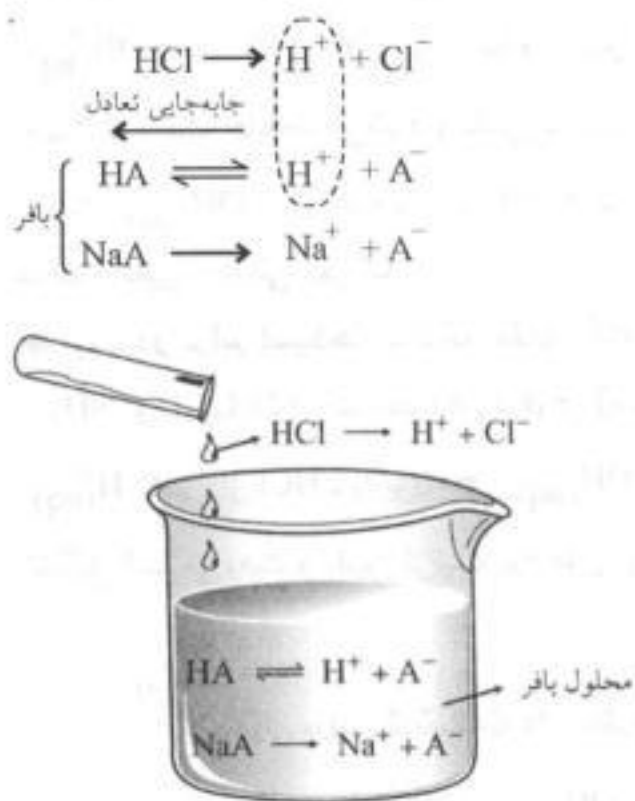


شکل (۲۱) - با اضافه کردن چند قطره اسید یا باز به آب، pH آن شدیداً تغییر می‌کند ولی با اضافه کردن چند قطره اسید یا باز به محلول بافر، pH تغییر چندانی نمی‌کند.



حال ببینیم چگونه یک محلول بافر در برابر تغییرات pH مقاومت می‌کند.

بررسی نحوه‌ی مقاومت محلول بافر (HA و NaA) در برابر تغییرات pH



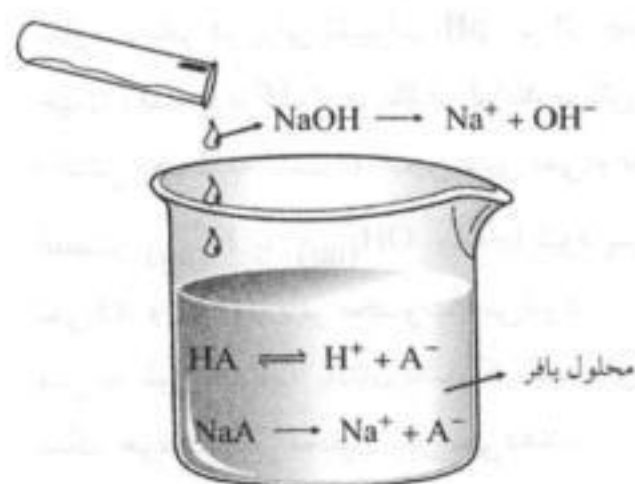
در یک محلول بافر مانند مخلوط اسید ضعیف HA و نمک آن (NaA) چگونگی مقاومت در برابر اسیدها و بازها به صورت زیر است:

● **آ- در برابر اسیدها:** به شکل مقابل نگاه کنید. با اضافه نمودن یک اسید (مانند HCl) به محلول بافر، یون‌های H⁺ مربوط به HCl باعث افزایش غلظت یون H⁺ می‌شوند و تعادل مربوط به HA در جهت برگشت جابه‌جا می‌شود لذا با مصرف H⁺، pH محلول تغییر چندانی نمی‌کند. به بیان دیگر با اضافه نمودن HCl، یون‌های A⁻ موجود در محلول بافر با جذب یون‌های H⁺، آبکافت شده و تبدیل به اسید ضعیف HA می‌شوند لذا با مصرف H⁺ بیگانه، pH محلول بافر تغییر چندانی نمی‌کند. (البته واقعیت این است که pH محلول بافر به میزان بسیار کمی تغییر می‌کند. زیرا یون‌های H⁺ بیگانه به‌طور کامل مصرف نمی‌شوند اما با دقتی که در صنایع مختلف موردنظر ما است، می‌توان گفت که pH محلول بافر تقریباً تغییری نمی‌کند.)

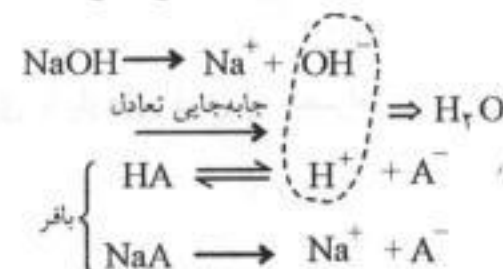


پیششید! با توجه به توضیحات شما به هنگام اضافه نمودن یک اسید (مانند HCl)، برای ثابت نگه داشتن pH، همه‌ی کارها را اسید ضعیف (HA) انجام داد. پس در این میان نمک مربوط به اسید ضعیف (یعنی NaA) هیچ کاره به نظر می‌رسد.

اتفاقاً با توجه به توضیحات فوق، عامل اصلی که مانع تغییر pH شد نمک NaA بود نه اسید HA! علت این است که اسید بافر (HA) یک اسید ضعیف است و به میزان بسیار کمی تفکیک یونی می‌شود پس یون A⁻ حاصل از تفکیک یونی HA بسیار ناچیز است و برای واکنش با یون‌های H⁺ بیگانه کافی نیست یعنی اگر در محلول، فقط HA داشتیم، تعداد کمی از یون‌های H⁺ بیگانه، برای از بین بردن یون‌های ناچیز A⁻ موجود در محلول کافی بودند و یون‌های H⁺ بعدی باعث تغییر شدید pH می‌شدند. اما در حضور نمک NaA، که به خوبی تفکیک می‌شود، مقدار زیادی A⁻(aq) حاصل می‌شود که این یون‌ها می‌توانند با جذب مقدار زیادی H⁺(aq) بیگانه، مانع تغییر pH شوند.



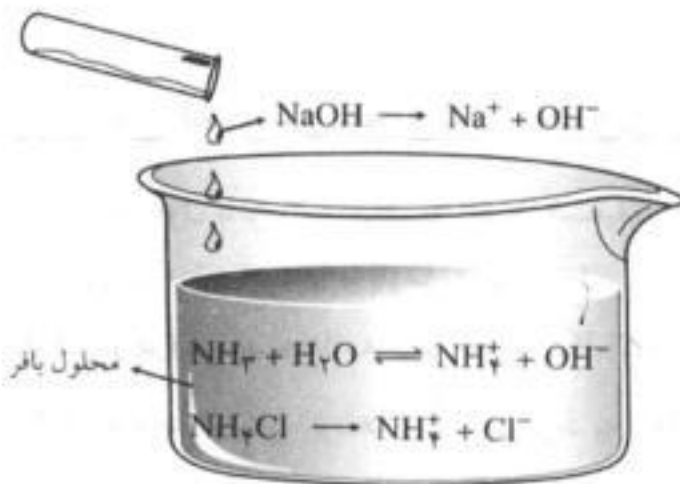
● **ب- در برابر بازها:** با اضافه نمودن یک باز (مانند NaOH) به محلول بافر، یون‌های OH⁻ مربوط به NaOH با یون‌های H⁺ موجود در محلول بافر خنثی شده و تبدیل به آب می‌شوند البته با مصرف H⁺، تعادل HA در جهت رفت جابه‌جا شده و با تولید H⁺، کاهش [H⁺] را جبران می‌کند در نتیجه pH تغییر چندانی نمی‌کند.



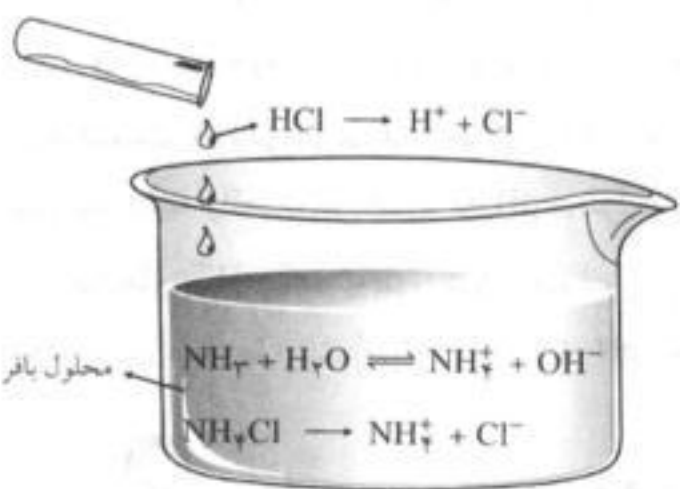
حال بیاید نحوه‌ی مقاومت محلول بافر دیگری را در برابر تغییرات pH بررسی کنیم.

بررسی نحوه‌ی مقاومت محلول بافر NH_3 و NH_4Cl در برابر تغییرات pH

یکی از معروف‌ترین محلول‌های بافر، محلول آمونیاک (NH_3) و آمونیوم کلرید (NH_4Cl) است. که نحوه‌ی مقاومت آن در برابر اسیدها و بازها به صورت زیر است:



● **آ- در برابر بازها:** به شکل مقابل نگاه کنید. اگر به محلول بافر (NH_3 و NH_4Cl) چند قطره باز قوی (مانند NaOH) اضافه کنیم، غلظت یون $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ در سامانه‌ی بافری زیاد شده و طبق اصل لوشاتلیه تعادل بافر در جهت برگشت جابه‌جا می‌شود و بدین ترتیب با مصرف یون $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ بیگانه، غلظت $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ و در نتیجه $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ تقریباً ثابت باقی می‌ماند و pH محلول تغییر چندانی نمی‌کند.



● **ب- در برابر اسیدها:** به شکل مقابل نگاه کنید. چنانچه به محلول بافر (NH_3 و NH_4Cl) چند قطره اسید قوی (مانند HCl) اضافه کنیم، یون‌های $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ ناشی از HCl ، با یون‌های $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ موجود در بافر واکنش داده و تشکیل آب می‌دهند و بدین ترتیب یون‌های $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ بیگانه مصرف می‌شوند.

ولی با این توضیحات pH بافر باید تغییر کند زیرا به هر حال مقداری از یون‌های $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ در محلول بافر از بین رفته‌اند و تبدیل به H_2O شده‌اند.



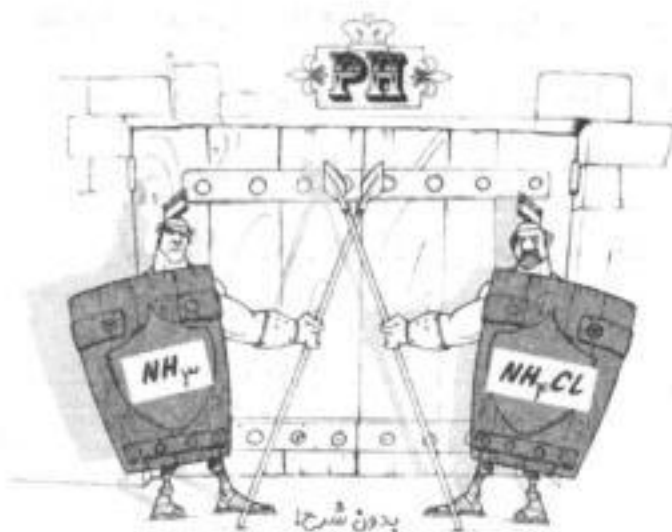
توضیحات من هنوز تمام نشده بود! بله، داشتم می‌گفتم!

یون‌های $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ موجود در بافر، با یون‌های $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ بیگانه واکنش می‌دهند و تشکیل آب می‌دهند. از طرفی به دلیل مصرف یون‌های $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ ، تعادل بافر در جهت رفت یعنی در جهت یونش آمونیاک جابه‌جا می‌شود و بدین ترتیب جای خالی یون‌های $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ مصرفی پر می‌شود و در مجموع pH محلول بافر، تغییر چندانی نمی‌کند.



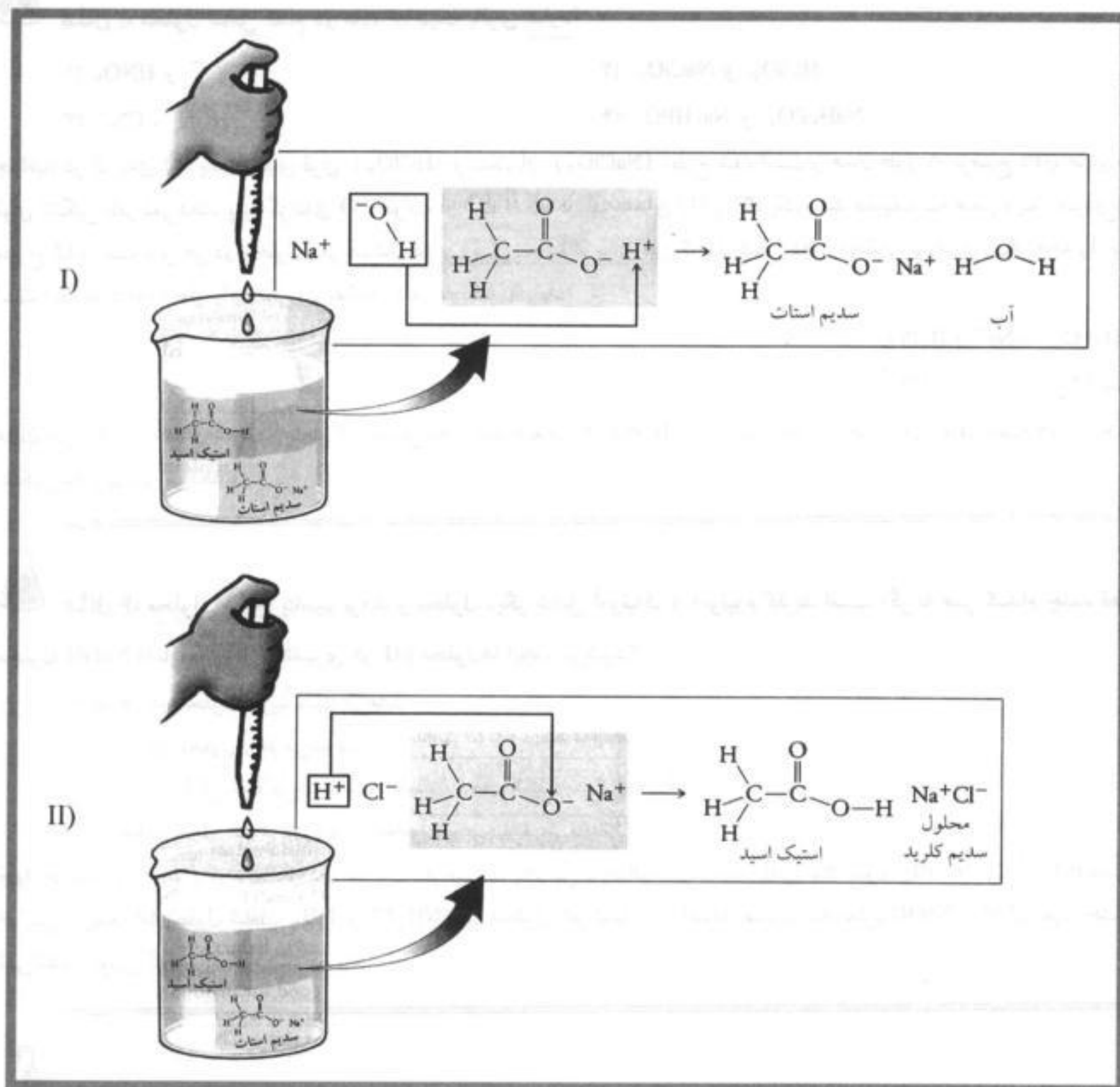
پیششید، من یک سؤال کلی در مورد محلول‌های بافر دارم. چرا در محلول‌های بافر اصراً داریم که اسید یا باز مربوطه حتماً ضعیف باشد؟ یعنی چرا اسیدهای قوی یا بازهای قوی به همراه نمک خود تشکیل بافر نمی‌دهند؟

مقاومت بافر در برابر تغییرات pH، بر اثر جابه‌جایی تعادل اسید یا باز در جهت رفت یا برگشت می‌باشد. فرایند یونش اسید قوی یا باز قوی یک واکنش یک‌طرفه است به همین دلیل نمی‌تواند در برابر کم یا زیاد شدن غلظت $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ یا $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ جابه‌جا شود پس در برابر تغییرات pH مقاومت نمی‌کند و محلول بافر محسوب نمی‌شود. پس به طور خلاصه یادتان باشد که اسیدهای قوی یا بازهای قوی به همراه نمک خود تشکیل محلول بافر نمی‌دهند.



اسید قوی HNO_3
 نمک آن NaNO_3
 بافر نیست!

باز قوی KOH
 نمک آن KCl
 بافر نیست!

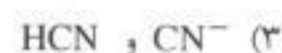
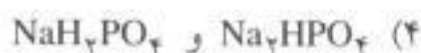
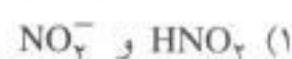
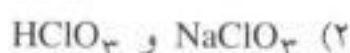


شکل (۲۲) - نحوه‌ی مقاومت محلول بافر شامل استیک اسید و سدیم استات (I) در برابر بازها، OH^- بیگانه توسط H^+ ناشی از یونش استیک اسید خنثی می‌شود. (II) در برابر اسیدها، H^+ بیگانه توسط یون استات جذب و خنثی می‌شود.

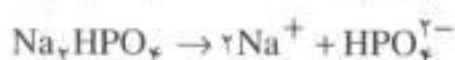
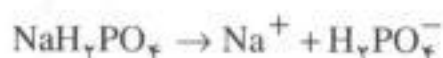
ظرفیت بافر! به حداکثر اسید یا بازی گفته می‌شود که می‌توان به یک محلول بافر اضافه نمود، بدون آن که pH آن تغییر شدیدی کند. هیچ بافری ظرفیت نامحدود ندارد، یعنی اگر به هر بافری، بیش از حد، اسید یا باز اضافه کنید pH آن تغییر خواهد کرد. پس یادتان باشد که مقاومت محلول بافر در برابر تغییرات pH تا حد معینی صورت می‌گیرد. خوب، حالا با حل چند تست موافقت کنید!



مثال ۱: محلول شامل کدام دو ماده خاصیت بافری ندارد؟



جواب: در گزینه‌ی (۲) یک اسیدی قوی (HClO_3) و نمک آن (NaClO_3) مطرح شده است و همان طور که توضیح دادم، اسیدهای قوی تشکیل بافر نمی‌دهند پس گزینه‌ی (۲) جواب درست است. در گزینه‌های (۱) و (۳) یک اسید ضعیف به همراه باز مزدوج آن مطرح شده است پس هر دو محلول بافر هستند. در مورد گزینه‌ی (۴) برای این که تشخیص دهید محلول مورد نظر یک محلول بافر است ابتدا مواد مورد نظر را به صورت تفکیک شده در نظر بگیرید:



همان طور که مشاهده می‌شود، گزینه‌ی (۴) شامل یک اسید ضعیف (H_2PO_4^-) و باز مزدوج آن (یعنی HPO_4^{2-}) است که در مجموع تشکیل محلول بافر می‌دهند.



مثال ۲: محلولی شامل پتاسیم برمید و محلول دیگر شامل آمونیاک و آمونیوم کلرید است. اگر به هر کدام چند قطره

محلول NaOH اضافه کنیم، چه تغییری در pH محلول‌ها ایجاد می‌شود؟

(۱) در هر دو محلول تقریباً ثابت می‌ماند.

(۲) در هر دو محلول زیاد می‌شود.

(۳) در محلول اولی زیاد می‌شود اما در محلول دومی تغییر چندانی نمی‌کند.

(۴) در محلول اولی کم می‌شود و در محلول دومی ثابت می‌ماند.

جواب: محلول پتاسیم برمید (KBr) یک محلول بافر نیست، بنابراین با اضافه نمودن چند قطره باز قوی (NaOH) به آن، pH محلول افزایش می‌یابد. اما محلول شامل NH_3 و NH_4Cl یک محلول بافر است و با اضافه نمودن چند قطره NaOH ، pH آن تغییر چندانی نمی‌کند، بنابراین گزینه‌ی (۳) درست است.



مثال ۳: با اضافه نمودن چند قطره هیدروکلریک اسید به محلول آمونیاک و آمونیوم کلرید، کدام گزینه رخ می‌دهد؟

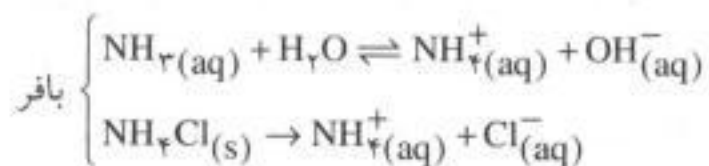
(۱) غلظت $\text{NH}_3(\text{aq})$ افزایش می‌یابد.

(۲) میزان یونش آمونیاک کم می‌شود.

(۳) غلظت $\text{OH}^-(\text{aq})$ افزایش می‌یابد.

(۴) غلظت اسید مزدوج آمونیاک زیاد می‌شود.

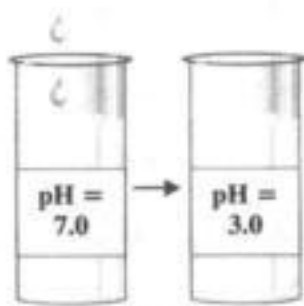
جواب: ابتدا نگاهی به تعادل موجود در بافر بیندازیم:



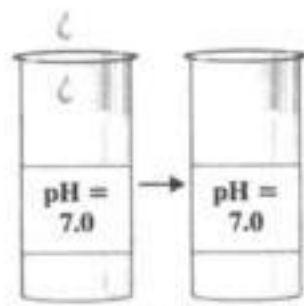
با اضافه نمودن هیدروکلریک اسید (HCl)، یون‌های $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ ناشی از HCl با یون‌های $\text{OH}^-(\text{aq})$ موجود در بافر واکنش داده و تشکیل آب (H_2O) می‌دهند. جابه‌جایی تعادل آمونیاک در جهت رفت نیز یون‌های $\text{OH}^-(\text{aq})$ مصرفی را جبران می‌کند و در نتیجه pH محلول تغییر چندانی نمی‌کند. ضمن جابه‌جایی تعادل آمونیاک در جهت رفت، غلظت اسید مزدوج آمونیاک (یعنی NH_4^+) زیاد می‌شود، بنابراین گزینه‌ی (۴) درست است.

بررسی سایر گزینه‌ها:

- گزینه‌ی (۱): به دلیل جابه‌جایی واکنش یونش آمونیاک در جهت رفت، غلظت $\text{NH}_3(\text{aq})$ کاهش می‌یابد.
 گزینه‌ی (۲): جابه‌جایی واکنش یونش آمونیاک در جهت رفت، به معنی افزایش میزان یونش آمونیاک است.
 گزینه‌ی (۳): با توجه به این که pH محلول تقریباً ثابت باقی می‌ماند غلظت $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ و $\text{OH}^-(\text{aq})$ نیز بدون تغییر باقی می‌ماند.



(I)



(II)

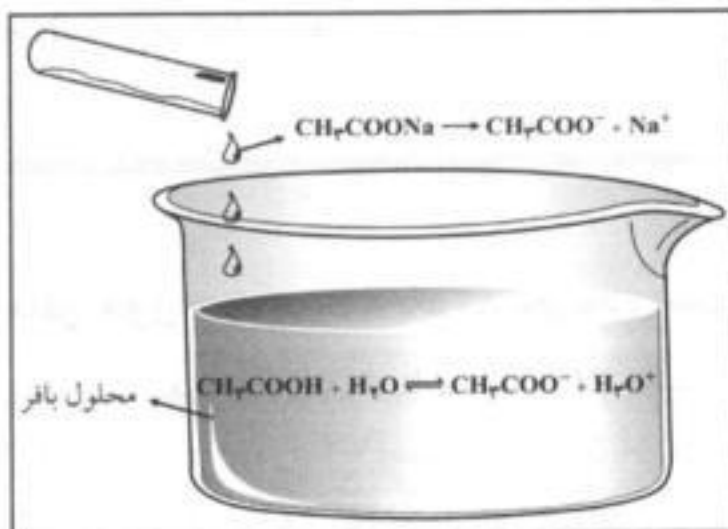
مثال ۴: با توجه به شکل مقابل، محلول موجود در

ظرف‌های (I) و (II) به ترتیب شامل چه موادی هستند؟

- (۱) NaF و مخلوط شامل $\text{NH}_4\text{Cl} / \text{NH}_3$
 (۲) KCl و مخلوط شامل $\text{HNO}_3 / \text{NaNO}_3$
 (۳) KNO_3 و مخلوط شامل NaF / HF
 (۴) H_2O خالص و مخلوط شامل $\text{KHSO}_4 / \text{H}_2\text{SO}_4$

جواب: در شکل (I) محلول اولیه یک محلول خنثی با $\text{pH} = 7$ است. پس گزینه‌ی (۱) قابل قبول نیست. زیرا NaF یک نمک قلیایی با pH بزرگ‌تر از ۷ است. محلول موجود در ظرف (I) فاقد خاصیت بافری بوده است به همین دلیل با افزودن چند قطره اسید، آن شدیداً تغییر کرده است. اما در ظرف (II) با افزودن چند قطره اسید، pH محلول تغییری نکرده است پس محلول موجود در ظرف (II) باید یک بافر باشد گزینه‌های (۲) و (۴) فاقد سامانه‌ی بافری هستند زیرا HNO_3 و یا H_2SO_4 اسیدهایی قوی هستند و تشکیل بافر نمی‌دهند. اما مخلوط HF و NaF یک سامانه‌ی بافری را تشکیل می‌دهند پس گزینه‌ی (۳) درست است.

بررسی تغییر pH ضمن تهیه‌ی محلول بافر



یکی از معروف‌ترین محلول‌های بافر، محلول استیک اسید (CH_3COOH) به همراه سدیم استات $(\text{CH}_3\text{COONa})$ است. حال فرض کنید که در حال تهیه‌ی این محلول بافر هستیم، به عبارت دیگر فرض کنید به محلولی از استیک اسید، مقداری سدیم استات اضافه می‌کنیم. به نظر شما ضمن افزودن سدیم استات به محلول استیک اسید، pH محلول چه تغییری می‌کند؟

آقا اجازه! به نظر من pH محلول هیچ تغییری نمی‌کند چون محلول استیک اسید به همراه سدیم استات تشکیل یک محلول بافر می‌دهد و محلول بافر هم در برابر تغییرات pH مقاومت می‌کند.

نه خیر! توضیحات شما غلط است. توجه داشته باشید که محلول اولیه‌ی ما محلول استیک اسید (CH_3COOH) است که به تنهایی بافر محسوب نمی‌شود. با اضافه کردن سدیم استات $(\text{CH}_3\text{COONa})$ ما تازه می‌خواهیم محلول بافر تهیه کنیم.

پس بگذارید من توضیح دهم. هنگامی که به محلول استیک اسید (CH_3COOH) ، مقداری سدیم استات $(\text{CH}_3\text{COONa})$

اضافه می‌کنیم به دلیل زیاد شدن غلظت یون استات $(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ ، تعادل مربوط به یونش اسید طبق اصل لوشاتلیه در جهت برگشت جابه‌جا می‌شود، بنابراین غلظت $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ کم و در نتیجه pH محلول زیاد می‌شود.

آفرین، عالی بود. همان‌طور که مشاهده می‌شود ضمن **تهیه** محلول بافر، pH محلول تغییر می‌کند، اما بعد از این که نمک مربوطه (CH_3COONa) به اسید ضعیف (CH_3COOH) افزوده شد محلول حاصل یک محلول بافر است که دیگر شوخی سرش نمی‌شود! یعنی در برابر اسید یا باز بیگانه مقاومت نشان می‌دهد و pH آن دچار تغییر چندانی نمی‌شود.



مثال: اگر به تعادل یونی: $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$ مقدار کمی سدیم استات افزوده شود کدام مورد پیش می‌آید؟ (کنکور ریاضی سراسری - ۸۳)

(۱) تعادل در جهت رفت جابه‌جا می‌شود و pH محلول کاهش می‌یابد.

(۲) مقدار CH_3COOH و pH محلول افزایش می‌یابد.

(۳) تعدادی از یون‌های CH_3COO^- با یون‌های H^+ ترکیب می‌شوند و pH محلول ثابت می‌ماند.

(۴) با توجه به اصل لوشاتلیه، یون استات از افزایش pH محلول جلوگیری می‌کند.

جواب: با اضافه نمودن سدیم استات، غلظت یون استات (CH_3COO^-) زیاد شده و طبق اصل لوشاتلیه واکنش در جهت برگشت جابه‌جا می‌شود بنابراین غلظت مولکول‌های تفکیک نشده‌ی استیک اسید (یعنی CH_3COOH) زیاد می‌شود. از طرفی به دلیل مصرف $\text{H}^+(\text{aq})$ ، pH محلول افزایش می‌یابد پس گزینه‌ی (۲) درست است.



مثال: یک محلول بافر شامل سدیم استات و استیک اسید را در نظر بگیرید. شکل مقابل طرحی برای بیان نحوه‌ی مقاومت این بافر در برابر اسیدها و بازها است. آیا می‌توانید این شکل را شرح دهید؟

جواب: بی‌جواب! (خودتان فکر کنید)



بافر خون: خون انسان به یک سامانه‌ی بافری مجهز است. سامانه‌ی بافری خون را می‌توان شامل کربنیک اسید (H_2CO_3) و باز

مزدوج آن یعنی هیدروژن کربنات (HCO_3^-) دانست.

pH خون انسان حدود ۷/۴ است و بافر بودن آن باعث می‌شود که با مصرف دارو، خوردن میوه‌ها و برخی مواد غذایی pH خون حدود

۷/۴ باقی بماند. توجه داشته باشید که اگر pH خون از ۷/۴ انحراف قابل توجهی داشته باشد خطر مرگ وجود دارد.

تنظیم میزان اسیدی بودن خون بر عهده‌ی پروتئینی به نام **کربنیک آنهیدراز (CA)** است. این پروتئین کاتالیزگر واکنش زیر است.



۵ لیتر خون انسان حداکثر می‌تواند افزایش ۱۵۰ mL محلول 1 mol.L^{-1}

هیدروکلریک اسید را از طریق سامانه‌ی بافری خود بپذیرد!





مثال: با تزریق یک آمپول اسیدی، pH خون انسان تغییر چندانی نمی‌کند. علت چیست؟

- (۱) یون‌های $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ موجود در خون با یون‌های $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ موجود در آمپول اسیدی واکنش داده و تشکیل آب می‌دهند.
 - (۲) یون‌های $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$ موجود در خون با یون‌های $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ موجود در آمپول اسیدی واکنش داده و تشکیل H_2CO_3 می‌دهند.
 - (۳) مولکول‌های H_2CO_3 موجود در سامانه‌ی بافری خون، یونش می‌یابند و با تولید $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ مانع تغییر pH می‌شوند.
 - (۴) یون‌های HCO_3^- موجود در سامانه‌ی بافری، تفکیک می‌شوند و با تولید $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ مانع تغییر pH می‌شوند.
- جواب:** با تزریق آمپول اسیدی، غلظت $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ در سامانه‌ی بافری زیاد شده، در نتیجه، طبق اصل لوشاتلیه، سامانه‌ی بافری خون در جهت برگشت جابه‌جا می‌شود به عبارت دیگر یون $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$ با یون‌های $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ واکنش داده و تشکیل $\text{H}_2\text{CO}_3_{(\text{aq})}$ می‌دهند و بدین ترتیب با مصرف $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ بیگانه، pH خون تغییر چندانی نمی‌کند.

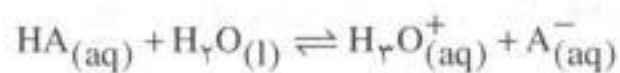


آدرس تستی: لطفاً تست‌های ۴۲ تا ۴۴ در پایان این بخش را حل بفرمایید.

● **معادله‌ی هندرسون - هسل باخ!** برای محاسبه‌ی pH محلول بافر یک اسید ضعیف (HA) و نمک آن (NaA) می‌توان از معادله‌ی زیر که به معادله‌ی هندرسون - هسل باخ معروف است استفاده نمود.

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

برای اثبات این معادله، ابتدا واکنش یونش اسید ضعیف (HA) را در نظر بگیرید:



رابطه‌ی ثابت تعادل برای این واکنش به صورت زیر است:

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

اگر از طرفین معادله‌ی فوق منفی لگاریتم (-log) بگیریم، خواهیم داشت:

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

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

اگر به جای -log از نماد p استفاده کنیم، خواهیم داشت:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

نکته: اگر در یک محلول بافر، غلظت اسید (HA) و باز مزدوج آن (A^-) یکسان باشد، pH محلول بافر برابر

pK_a اسید خواهد بود.

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \text{pK}_a + \log 1 = \text{pK}_a + 0 \Rightarrow \text{pH} = \text{pK}_a$$



مثال: در یک محلول بافر غلظت هیدروفلوئوریک اسید برابر ۰/۰۱ مول بر لیتر و غلظت سدیم فلئورید برابر ۰/۱ مول بر لیتر است. اگر بدانیم pK_a برای محلول هیدروفلوئوریک اسید در دمای آزمایش برابر ۳/۲۵ است، pH این محلول بافر را تعیین کنید.

جواب: با توجه به این که سدیم فلئورید، به عنوان یک نمک، به طور کامل تفکیک می شود می توان غلظت یون F^- را برابر غلظت سدیم فلئورید در نظر گرفت. پس طبق معادله ی هندرسون - هسل باخ داریم:

$$pH = pK_a + \log \frac{[F^-]}{[HF]} = 3/25 + \log \frac{0/1}{0/01} = 3/25 + \log 10 = 3/25 + 1 = 4/25$$

آدرس تستی: لطفاً تست های ۴۵ و ۴۶ در پایان این بخش را حل فرمایید.

سنجش حجمی اسید - باز و بررسی منحنی های آن

سنجش حجمی^۱ یکی از مباحث دشوار کتاب درسی است پس خواهش من این است که مطالب این مبحث را با سرعت کم و دقت بسیار زیاد بخوانید.

قبل از بررسی سنجش حجمی لازم است که چند مطلب مقدماتی را بدانید. **توجیه تغییر ناگهانی pH:** به طور کلی اگر pH محلولی بین حدود ۴ تا ۱۰ باشد، افزودن مقدار خیلی کمی (مثلاً یک قطره) اسید یا باز می تواند pH محلول را چندین واحد (مثلاً ۳ تا ۴ واحد) به طرف اسیدی یا بازی ببرد. (البته به شرطی که محلول مورد نظر خاصیت بافری نداشته باشد.)

برای مثال در pH حدود ۷ با ریختن یک قطره اسید، pH ممکن است به راحتی از ۷ به ۵ تغییر کند اما در pH حدود یک، باید مقدار قابل توجهی اسید بریزید تا pH یک درجه تغییر کند. حالا خوب حواستان را جمع کنید تا علت این امر را برایتان توضیح دهیم. (اگر حواستان کاملاً جمع نباشد بدجوری قاطی می کنید!)

همان طور که می دانیم تغییرات pH یک مقیاس لگاریتمی است پس هنگامی که می خواهیم pH را یک درجه اسیدی تر کنیم باید غلظت $[H^+]$ را ده برابر کنیم. به عنوان مثال هنگامی که می خواهیم pH را از ۷ به ۶ برسانیم باید غلظت H^+ را از 10^{-7} مولار (یعنی $0/0000001$ مولار) به 10^{-6} مولار (یعنی $0/0000001$ مولار) برسانیم که تفاضل $[H^+]$ در این دو pH بسیار ناچیز ($0/0000009$ مولار) است که یک قطره اسید می تواند حاوی این مقدار ناچیز $[H^+]$ باشد به همین دلیل یک قطره اسید به راحتی pH را از ۷ به ۶ تغییر می دهد.

اما در محدوده ی کاملاً اسیدی یا کاملاً بازی، غلظت H^+ یا OH^- نسبتاً زیاد است لذا ده برابر کردن آن نیاز به مقدار بیشتری از اسید یا باز دارد. به عنوان مثال هنگامی که می خواهیم pH محلول یک اسید را از یک به صفر برسانیم باید غلظت H^+ را از 10^{-1} مولار (یعنی $0/1$ مولار) به 10^0 مولار (یعنی ۱ مولار) برسانیم که تفاضل $[H^+]$ در این دو pH، برابر $0/9$ مولار است و $0/9$ مولار اسید مقدار آن چنان کمی هم نیست! پس باید مقدار قابل توجهی اسید اضافه کنیم که بتواند اختلاف $0/9$ مولار $[H^+]$ را در محیط تأمین کند.

۱- البته در واقع مقداری یون F^- از یونش HF نیز حاصل می شود اما چون مقدار آن بسیار کم است، از آن صرف نظر می کنیم.



پیششید! ولی در pH های نزدیک ۱۴، غلظت $[H_3O^+]$ بسیار کوچک‌تر می‌شود پس قاعدتاً تغییر pH در این محدوده باید بسیار راحت‌تر باشد.

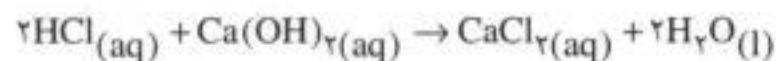
در pH های نزدیک ۱۴ تغییر غلظت $[OH^-]$ مشکل است. به عنوان مثال اگر بخواهیم pH محلول یک باز را از ۱۳ به ۱۴ برسانیم باید غلظت OH^- را از 10^{-1} مولار (یعنی ۰/۱ مولار) به 10^0 مولار (یعنی ۱ مولار) برسانیم که تفاضل $[OH^-]$ در این دو pH، برابر ۰/۹ مولار است لذا باید مقدار نسبتاً زیادی باز اضافه کنیم تا بتواند اختلاف ۰/۹ مولار $[OH^-]$ را فراهم کند.
فرمول سنجش حجمی اسید - باز: هنگامی که اسیدها و بازها یکدیگر را خنثی می‌کنند، رابطه‌ی زیر برقرار می‌شود:

$$\frac{M_1 V_1}{a_1} = \frac{M_2 V_2}{a_2}$$

در رابطه‌ی فوق، M_1 و M_2 غلظت مولی دو محلول، V_1 و V_2 حجم دو محلول برحسب لیتر (یا میلی‌لیتر)، a_1 و a_2 ضریب دو ماده در معادله‌ی موازنه شده‌ی واکنش هستند. برای این‌که فرمول فوق را بهتر درک کنید یک مثال حل می‌کنیم.



مثال: برای خنثی نمودن ۱۰۰ میلی‌لیتر محلول ۰/۰۴ مول بر لیتر هیدروکلریک اسید، چند میلی‌لیتر محلول کلسیم هیدروکسید ۰/۲ مول بر لیتر لازم است؟



جواب: ابتدا معادله‌ی واکنش و اطلاعات داده شده را می‌نویسیم:

$$HCl \begin{cases} M_1 = 0.04 \text{ mol.L}^{-1} \\ V_1 = 100 \text{ mL} \\ a_1 = 2 \end{cases}$$

$$Ca(OH)_2 \begin{cases} M_2 = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \\ V_2 = ? \\ a_2 = 1 \end{cases}$$

با توجه به فرمول خنثی شدن می‌توان نوشت:

$$\frac{M_1 V_1}{a_1} = \frac{M_2 V_2}{a_2} \Rightarrow \frac{0.04 \times 100}{2} = \frac{0.2 \times V_2}{1} \Rightarrow V_2 = 10 \text{ mL}$$

یک سوء تفاهم بزرگ!

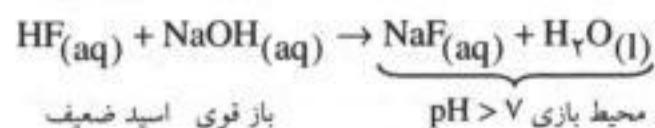
بسیاری از دانش‌پژوهان تصور می‌کنند هنگامی که می‌گوییم اسید و باز یکدیگر را خنثی می‌کنند، بدین معنی است که محلول به‌دست آمده یک محلول خنثی با pH حدود ۷ است. در حالی که چنین نیست! **حالا خوب دقت کنید!** هنگامی که می‌گوییم یک اسید و باز یکدیگر را خنثی می‌کنند بدین معنی است که بین اسید و باز رابطه‌ی زیر برقرار شده است:

$$\frac{M_1 V_1}{a_1} = \frac{M_2 V_2}{a_2}$$

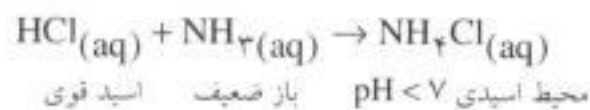
اسید باز

اما با خنثی شدن اسید و باز، الزاماً یک محیط خنثی با pH حدود ۷ به‌وجود نمی‌آید. زیرا با خنثی شدن اسید و باز، یک نمک به‌دست می‌آید که با توجه به وضعیت آبکافت نمک حاصل، محلول ممکن است خاصیت اسیدی یا بازی یا خنثی داشته باشند.

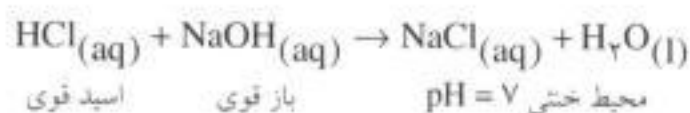
به عنوان مثال هنگامی که محلول NaOH (باز قوی) و محلول HF (اسید ضعیف) یکدیگر را خنثی می‌کنند نمک NaF به‌دست می‌آید که این نمک آبکافت شده و محیط را قلیایی می‌کند به‌عبارت دیگر بعد از این‌که NaOH و HF اثر یکدیگر را خنثی کردند محلولی به‌دست می‌آید که حاوی NaF است و pH آن بزرگ‌تر از ۷ است زیرا NaF یک نمک قلیایی است.



همچنین هنگامی که محلول HCl (اسید قوی) و محلول NH_3 (باز ضعیف) یکدیگر را خنثی می کنند نمک NH_4Cl به دست می آید که این نمک آبکافت شده و محیط را اسیدی می کند لذا pH محلول کوچکتر از ۷ خواهد بود:



اما اگر محلول HCl (اسید قوی) و محلول NaOH (باز قوی) یکدیگر را خنثی کنند نمک NaCl به دست می آید که یک نمک خنثی است لذا محلول نهایی نیز خنثی بوده و pH آن برابر ۷ است.



پیششید! با توجه به توضیحات شما، هنگامی که اسید و باز یکدیگر را خنثی می کنند pH محلول حاصل الزاماً برابر ۷ نیست یعنی الزاماً یک محلول خنثی به دست نمی آید. حال سؤال من این است که هنگامی که می گوئیم اسید و باز یکدیگر را خنثی کرده اند به چه معنی است؟

هنگامی که می گوئیم اسید و باز یکدیگر را خنثی کرده اند بدین معنی است که اسید و باز به نسبت استوکیومتری مناسب با یکدیگر واکنش داده اند و بین آنها رابطه‌ی $\frac{M_1 V_1}{a_1} = \frac{M_2 V_2}{a_2}$ برقرار شده است. به عنوان مثال در واکنش $HF + NaOH \rightarrow NaF + H_2O$ ، اگر ۰/۲ مول HF داشته ایم باید ۰/۲ مول NaOH داشته باشیم تا آن را خنثی کند اما pH محلول حاصل برابر ۷ نیست زیرا نمک حاصل (NaF) یک نمک قلیایی است.

نقطه‌ی هم‌ارزی: نقطه‌ای است که در آن اسید و باز به نسبت‌های استوکیومتری مناسب با هم واکنش داده اند و بین آنها رابطه‌ی $\frac{M_1 V_1}{a_1} = \frac{M_2 V_2}{a_2}$ برقرار شده است. با توجه به توضیحات فوق pH نقطه‌ی هم‌ارزی می تواند برابر ۷، یا بزرگتر از ۷ و یا کوچکتر از ۷ باشد که این امر بستگی به آبکافت نمک حاصل دارد.

سنجش حجمی اسید - باز در آزمایشگاه: در آزمایش سنجش حجمی هدف این است که غلظت مولی محلولی از یک اسید یا باز را تعیین کنیم. فرض کنید می خواهیم غلظت مولی محلول معینی از هیدروکلریک اسید (HCl) را تعیین کنیم. بدین منظور به ترتیب زیر عمل می کنیم:

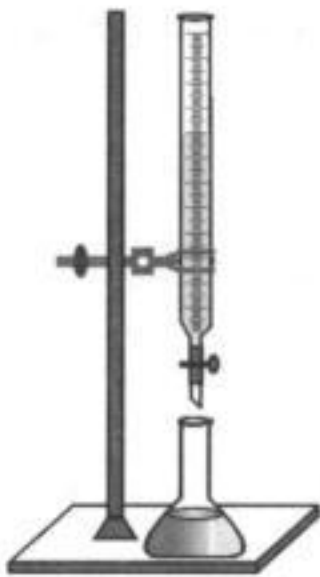
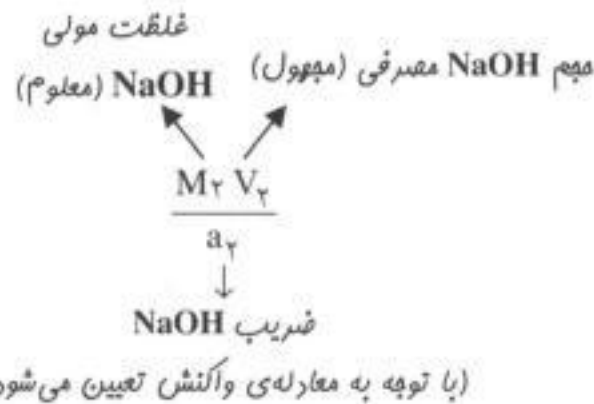
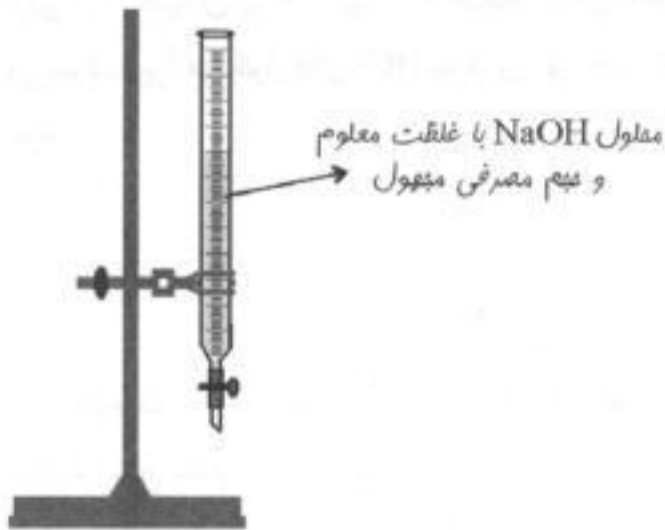
۱- ابتدا **حجم معینی** از محلول موردنظر را در یک ارلن یا بشر^۱ می ریزیم و چند قطره شناساگر (مثلاً فنول فتالین) به آن اضافه می کنیم. در مورد این محلول حجم (V_1) و ضریب استوکیومتری (a_1) مشخص است و قرار است طی آزمایش سنجش حجمی، غلظت مولی آن (یعنی M_1) را به دست آوریم. به این محلول که غلظت مولی آن مجهول است و قرار است غلظت مولی آن را تعیین کنیم، **محلول مجهول** می گویند.



۱- در سنجش های اسید - باز (تیتراسیون) بهتر است از ارلن استفاده کنیم نه بشر. زیرا محلول ریخته شده از بورت (به ظرف زیر بورت) یا محلول ظرف زیر بورت باید به طور کامل یکنواخت باشد، بنابراین ظرف زیر بورت را باید مرتباً تکان دهیم (با حرکت چرخشی) تا همگن شود. تکان دادن ارلن، راحت تر از تکان دادن بشر است زیرا دهانه‌ی ارلن باریک و مخروطی شکل است. اگر از محلول قطره‌هایی جدا شود، به جداره‌ی ارلن برخورد می کند و از ارلن خارج نمی شود. اما دهانه‌ی بشر گشادتر است و احتمال پاشیدن محلول به خارج از بشر وجود دارد.

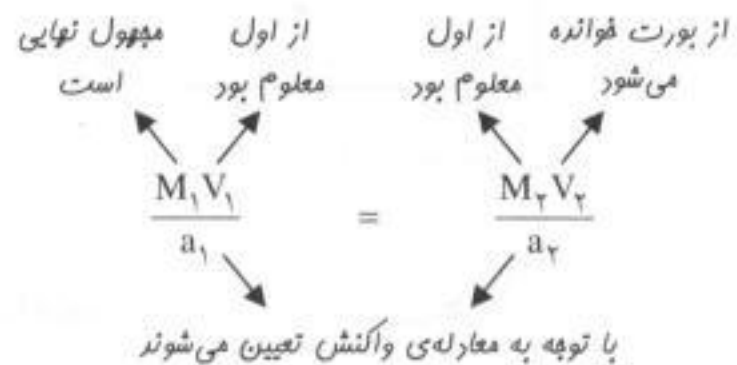
۲- منظور از محلول استاندارد محلولی است که از قبل غلظت آن به طور دقیق مشخص شده است. مقداری از محلول یک باز قوی (مانند NaOH) را در بورت می‌ریزیم. در مورد این محلول غلظت مولی (M_2) و ضریب استوکیومتری (a_2) مشخص است و قرار است طی آزمایش سنجش حجمی، حجم سود مصرفی (یعنی V_2) برای ختئی نمودن HCl را به دست آوریم تا در نهایت به کمک

$$\text{رابطه‌ی } \frac{M_1 V_1}{a_1} = \frac{M_2 V_2}{a_2} \text{، غلظت مولی HCl (یعنی } M_1 \text{) را به دست آوریم.}$$



۳- ارلن را زیر بورت قرار می‌دهیم و شیر بورت را به آرامی باز می‌کنیم تا محلول NaOH، قطره‌قطره بر محلول HCl بریزد. مرتباً ارلن را تکان می‌دهیم تا محلول یکنواخت شود. این عمل را با دقت و حوصله انجام می‌دهیم تا محلول به حد ارغوانی شدن نزدیک شود. از آن لحظه به بعد، پس از ریختن هر قطره محلول NaOH، اگر محلول ارغوانی شد شیر بورت را می‌بندیم و ارلن را تکان می‌دهیم تا محلول یکنواخت شود اگر بر اثر تکان دادن ارلن، محلول بی‌رنگ شد دوباره یک قطره‌ی دیگر NaOH به آن می‌افزاییم و این کار را آنقدر تکرار می‌کنیم تا رنگ ارغوانی به‌طور یکنواخت در محلول باقی بماند و با تکان دادن از بین نرود. در این لحظه می‌گوییم به **نقطه‌ی پایانی** سنجش حجمی رسیده‌ایم یعنی اسید و باز اثر یکدیگر را به‌طور کامل ختئی کرده‌اند. حجم سود مصرفی را از روی بورت می‌خوانیم تا مقدار V_2 مشخص شود و از آنجا می‌توانیم به کمک رابطه‌ی

$$\frac{M_1 V_1}{a_1} = \frac{M_2 V_2}{a_2} \text{ غلظت مولی HCl (یعنی } M_1 \text{) را تعیین کنیم.}$$

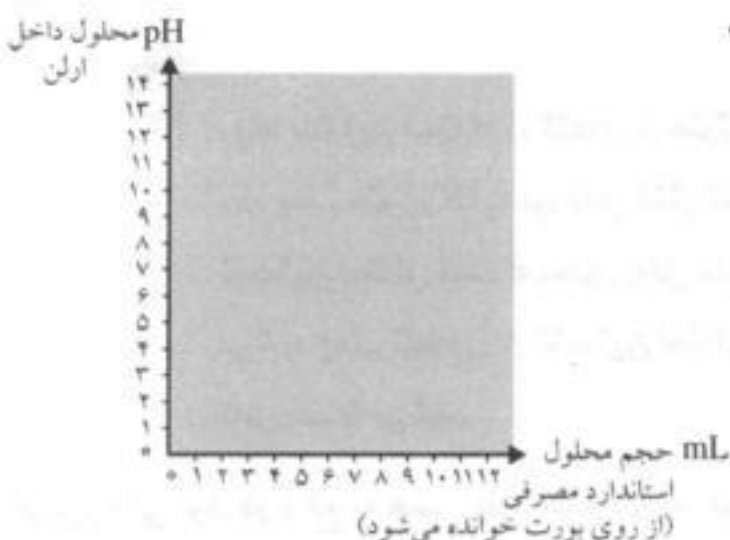


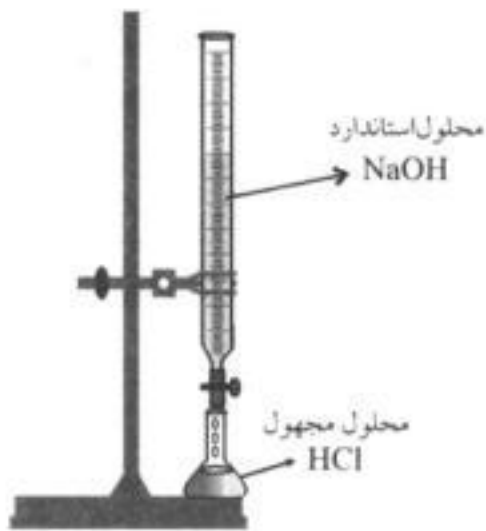
بررسی منحنی تغییرات pH در سنجش‌های حجمی:

شکل نمودارهای سنجش حجمی اسید - باز را در ۳ حالت مختلف بررسی می‌کنیم

۱- سنجش حجمی اسید قوی توسط باز قوی:

قبل از این که به بررسی این حالت و نمودار تغییرات pH بپردازیم، ابتدا لازم است که محور xها و yها را برایتان توضیح دهم. روی محور yها، pH محلول داخل ارلن مطرح است که با اضافه نمودن محلول استاندارد، pH آن به مرور تغییر می‌کند. روی محور xها نیز حجم محلول استاندارد مصرفی مطرح است که از روی بورت خوانده می‌شود.

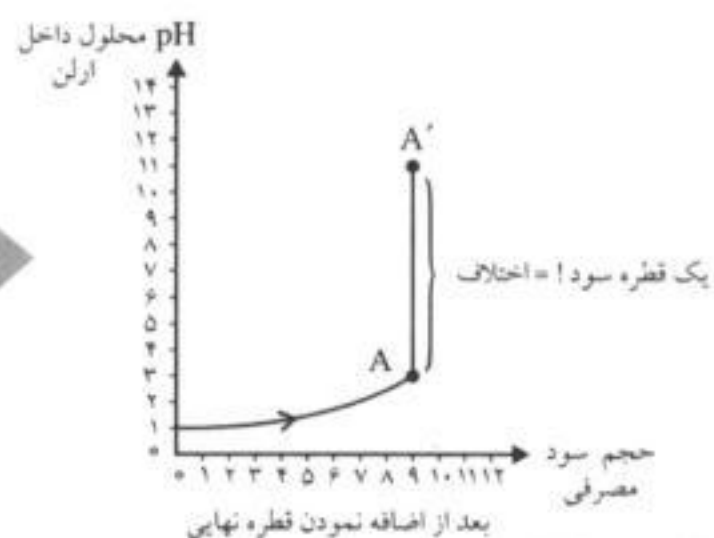
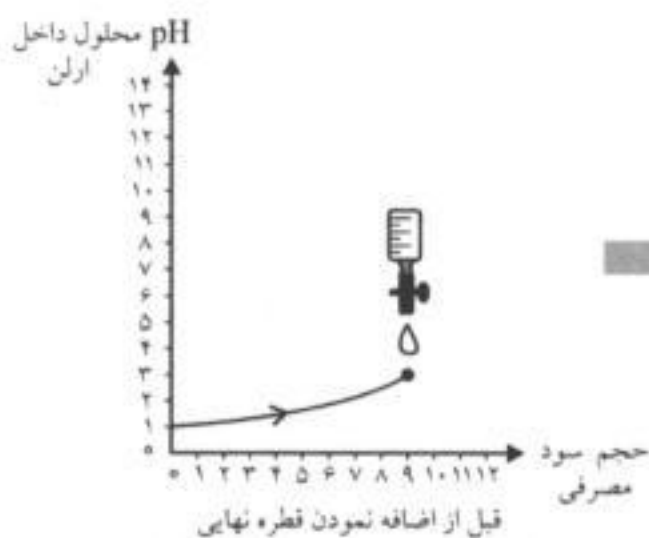




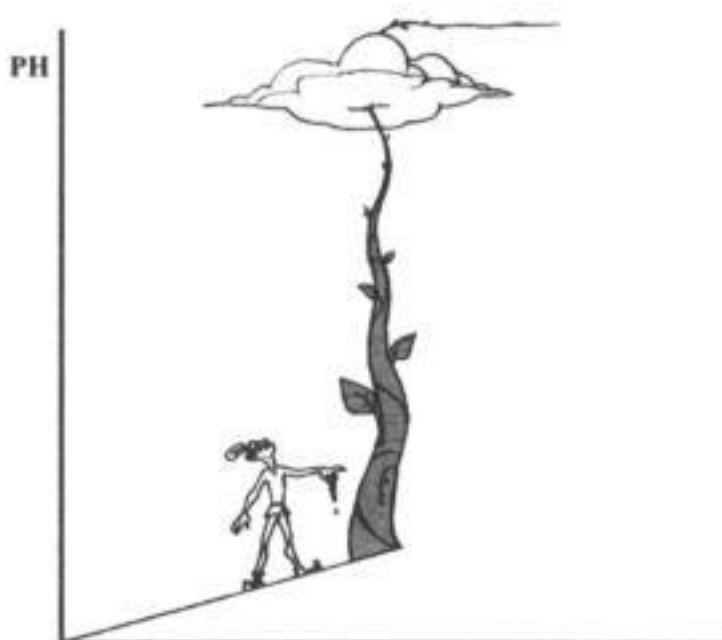
هنگامی که محلولی از هیدروکلریک اسید (HCl) را توسط محلول سدیم هیدروکسید (NaOH) سنجش حجمی می‌کنیم، محلول HCl را در داخل ارلن قرار داده و قطره قطره محلول استاندارد سود به آن اضافه می‌کنیم. طبیعی است که در این حالت pH محلول داخل ارلن ابتدا اسیدی بوده است و با اضافه نمودن NaOH، pH محلول داخل ارلن به مرور زیاد می‌شود، زیرا مولکول‌های HCl به مرور در حال خنثی شدن هستند. به شکل روبه‌رو نگاه کنید.



این وضعیت ادامه می‌یابد تا این که pH به حدود ۳ می‌رسد. همان طور که قبلاً توضیح دادم در pH حدود ۳، یک قطره اسید یا باز می‌تواند چندین درجه pH را تغییر دهد. بنابراین در pH حدود ۳، یک قطره NaOH می‌تواند باعث شود pH از حدود ۳ به حدود ۱۱ تغییر کند. به شکل زیر نگاه کنید.



توجه داشته باشید که در نمودار فوق اختلاف بین نقطه‌های A و A' در یک قطره NaOH است، زیرا در بازه‌ی بین حدود ۳ تا ۱۱، یک قطره NaOH می‌تواند چندین درجه، pH را تغییر دهد. تبدیل نقطه‌ی A به نقطه‌ی A' یک لحظه‌ی تاریخی و مهم است! آیا می‌توانید بگویید. چرا؟



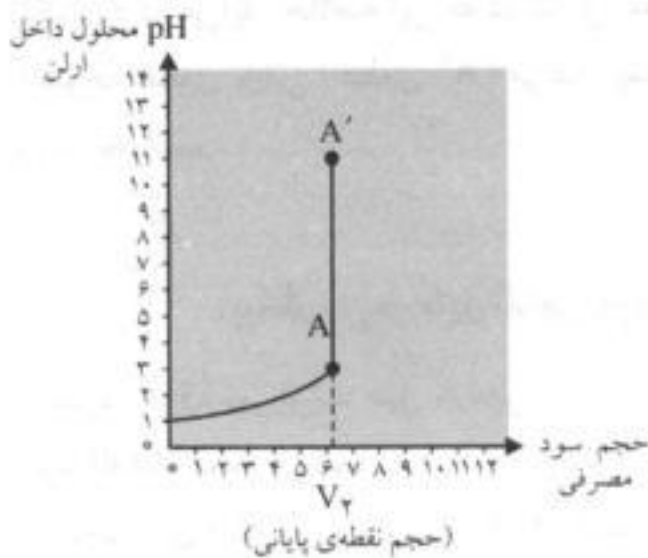
شدت تغییر PH پیرامون نقطه‌ی هم‌ارزی، ما را به یاد ماجرای جک و لوبیای سحرآمیز می‌اندازد

پله، علت این است که در نقطه‌ی A هنوز محلول خاصیت اسیدی دارد یعنی هنوز HCl به طور کامل خنثی نشده است اما نقطه‌ی A' نخستین لحظه‌ای است که محلول داخل ارلن از حالت اسیدی خارج می‌شود یعنی نقطه‌ی A' نخستین لحظه‌ای که محلول HCl به طور کامل مصرف می‌شود.

آفرین، عالی بود. در واقع به همین دلیل است که به نقطه‌ی A' پایانی سنجش حجمی می‌گوییم.



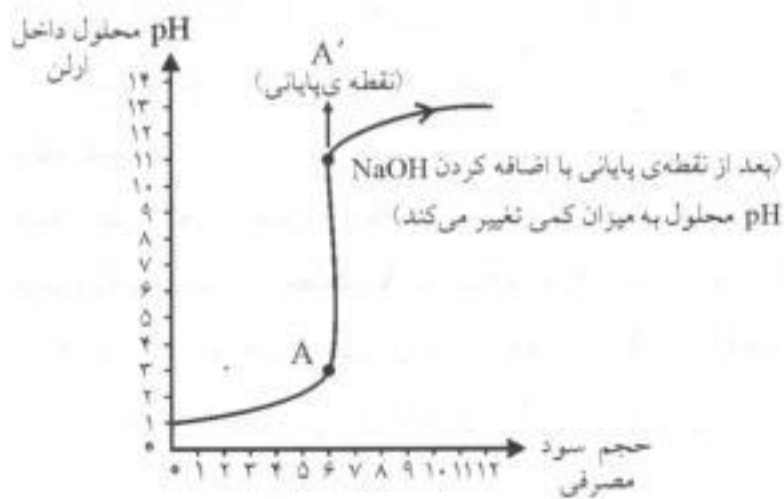
پیششید! در محاسبات چه استفاده‌ای از نقطه‌ی پایانی (A') می‌کنیم؟



حجم نقطه‌ی پایانی (A') روی محور xها، در واقع حجم سود مصرفی برای خشتی نمودن HCl را به ما نشان می‌دهد بنابراین حجم نقطه‌ی پایانی (حجم نقطه‌ی A') همان V_p است که در رابطه‌ی $\frac{M_1 V_1}{a_1} = \frac{M_2 V_2}{a_2}$ قرار می‌دهیم و از آنجا، مجهول نهایی، یعنی غلظت مولی HCl (M_1) را به دست می‌آوریم.



پیششید! اگر بعد از نقطه‌ی پایانی باز هم شیدر پورت را باز کنیم تا محلول سود اضافه شود، منحنی چگونه خواهد شد.



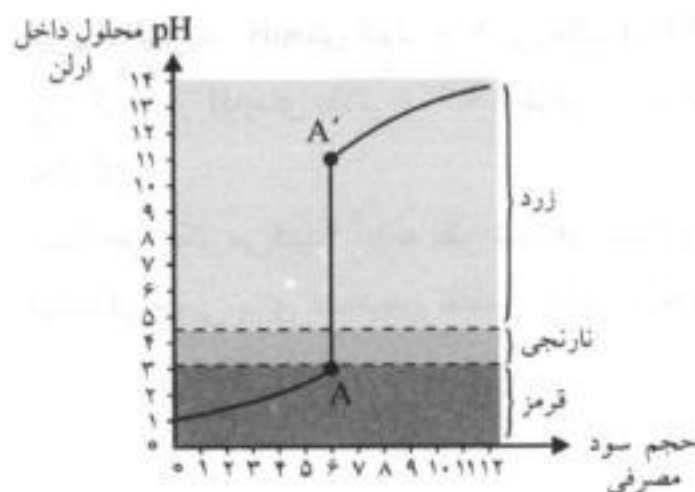
بعد از نقطه‌ی پایانی (نقطه‌ی A') با توجه به این که از بازه‌ی حدود ۳ تا ۱۱ خارج شده‌ایم تغییر pH مشکل می‌شود به همین دلیل نمودار تغییرات pH با شیب کمی حرکت می‌کند.

همان طور که قبلاً گفتیم تبدیل نقطه‌ی A به نقطه‌ی A' برای ما بسیار مهم است. پس ما باید درست در لحظه‌ای که به نقطه‌ی پایانی (نقطه‌ی A) می‌رسیم آزمایش سنجش حجمی را قطع کنیم و حجم سود مصرفی را از روی بورت بخوانیم تا بدین ترتیب V_p را در رابطه‌ی $\frac{M_1 V_1}{a_1} = \frac{M_2 V_2}{a_2}$ قرار داده و از آنجا، غلظت مولی HCl (یعنی M_1) را به دست آوریم.



ولی من فکر می‌کنم که در آزمایشگاه تشخیص نقطه‌ی A' کار دشواری است. زیرا در آزمایشگاه، نمودار فوق چلوی ما نیست بنابراین به این راحتی نمی‌توانیم نقطه‌ی پایانی (نقطه‌ی A') را تشخیص دهیم.

تا شناساگرها هستند جای نگرانی نیست! برای تشخیص نقطه‌ی پایانی (A') شناساگری مناسب است که درست در لحظه‌ی تبدیل نقطه‌ی A به نقطه‌ی A' یعنی به هنگام عبور از قسمت عمودی منحنی، تغییر رنگ دهد تا بدین ترتیب ما را متوجه رسیدن به نقطه‌ی پایانی (نقطه‌ی A) نماید. بگذارید با متیل نارنجی شروع کنیم!



همان طور که قبلاً گفتیم، متیل نارنجی در pHهای کم‌تر از ۳/۱ قرمز رنگ، در pHهای بین ۳/۱ تا ۴/۴ نارنجی رنگ و در pHهای بالاتر از ۴/۴ زرد رنگ است. به شکل روبه‌رو نگاه کنید.

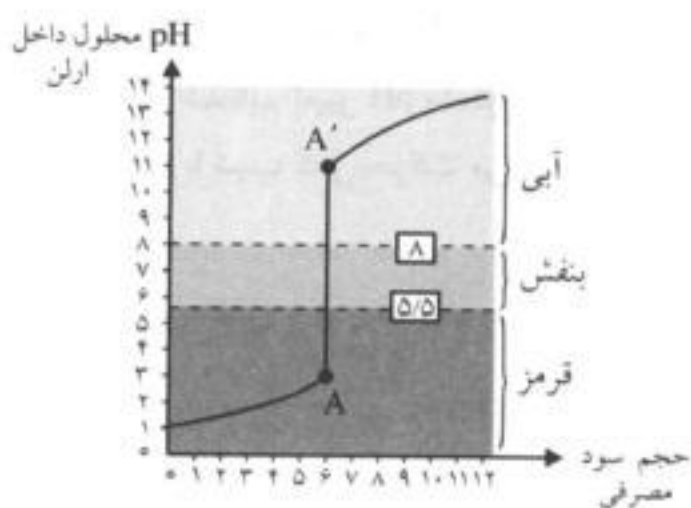
همان طور که از نمودار فوق پیداست، متیل نارنجی از ابتدا تا نقطه‌ی A، قرمز رنگ است. در نقطه‌ی A با اضافه نمودن یک قطره NaOH، یک جهش از A به A' خواهیم داشت و چون نقطه‌ی A' در pH های بالاتر از ۴/۴ قرار دارد، متیل نارنجی در نقطه‌ی A' به رنگ زرد در می‌آید. خلاصه این که در تبدیل نقطه‌ی A به نقطه‌ی A'، رنگ متیل نارنجی از قرمز به زرد تغییر می‌کند و بدین ترتیب ما را متوجه نقطه‌ی پایانی (نقطه‌ی A') می‌کند، پس باید درست در همان لحظه، شیر بورت را ببندیم و حجم سود مصرفی را از روی بورت بخوانیم.



پیششید! پس متیل نارنجی را چگونه می‌توانیم به رنگ نارنجی ببینیم؟

در نمودار فوق، نمی‌توانید متیل نارنجی را به رنگ نارنجی ببینید زیرا تبدیل نقطه‌ی A (قرمز رنگ) به نقطه‌ی A' (زرد رنگ) با یک قطره NaOH انجام می‌شود یعنی متیل نارنجی را یا به رنگ قرمز و یا به رنگ زرد می‌توان دید. رنگ نارنجی مربوط به متیل نارنجی را در منحنی‌های دیگر می‌توانید ببینید که در قسمت‌های بعدی برایتان شرح خواهم داد. نتیجه آن که در نمودار فوق، متیل نارنجی، شناساگر خوبی برای تشخیص حجم نقطه‌ی پایانی (A') است.

حال برویم سراغ لیتموس.



لیتموس (تورنسل) در pH های کم‌تر از ۵/۵ قرمز رنگ، در pH های بین ۵/۵ تا ۸ بنفش رنگ و در pH های بالاتر از ۸ آبی رنگ است. به شکل روبه‌رو نگاه کنید.

همان طور که از نمودار مقابل پیداست، لیتموس از ابتدا تا نقطه‌ی A، قرمز رنگ است. در نقطه‌ی A با اضافه نمودن یک قطره NaOH، یک جهش از A به A' خواهیم داشت و چون نقطه‌ی A' در pH های بالاتر از ۸ قرار دارد، لیتموس (تورنسل) در نقطه‌ی A' به رنگ آبی در می‌آید. خلاصه این که در تبدیل نقطه‌ی A به نقطه‌ی A'، رنگ لیتموس از قرمز به آبی تغییر

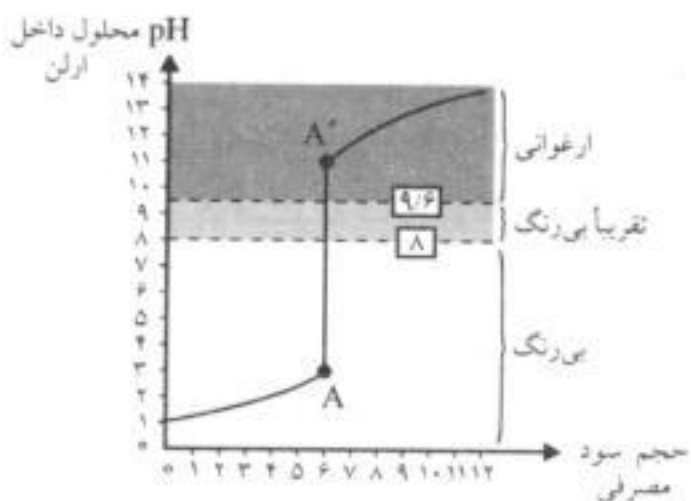
می‌کند و بدین ترتیب ما را متوجه نقطه‌ی پایانی (نقطه‌ی A') می‌سازد، پس در نمودار فوق، لیتموس نیز شناساگر خوبی برای تشخیص نقطه‌ی پایانی (A') است.



آقا اجازه! پس رنگ بنفش لیتموس رو کی می‌توئیم ببینیم؟

دوست شما سؤال مشابهی را در مورد متیل نارنجی پرسیده بود که قبلاً پاسخ دادم. در مورد لیتموس نیز، طبق نمودار فوق، نمی‌توانید آن را به رنگ بنفش ببینید زیرا تبدیل نقطه‌ی A (قرمز رنگ) به نقطه‌ی A' (آبی رنگ) با یک قطره NaOH انجام می‌شود یعنی لیتموس را یا به رنگ قرمز و یا به رنگ آبی می‌توان دید. رنگ بنفش لیتموس را در نمودارهای دیگر می‌توان دید که در قسمت‌های بعدی به آن خواهیم رسید.

و اما فنول فتالین.



فنول فتالین در pH های کم‌تر از ۸ بی‌رنگ، در pH های بین ۸ تا ۹/۶ نیز بی‌رنگ و در pH های بالاتر از ۹/۶ ارغوانی رنگ است. به شکل روبه‌رو نگاه کنید.

خب! چی فکر می‌کنید؟ آیا به نظر شما در نمودار مقابل فنول فتالین شناساگر خوبی برای تشخیص نقطه‌ی پایانی (A') است؟



بله شناساگر خوبی است. زیرا در تبدیل نقطه‌ی A به A' رنگ فنول فتالین از بی‌رنگ به ارغوانی تغییر می‌کند و پدین ترتیب ما را متوجه نقطه‌ی پایانی (نقطه‌ی A') می‌سازد.

بله، خوب تشخیص دادید. به طور کلی می‌توان نکته‌ی زیر را نتیجه گرفت.



نکته: در یک سنجش حجمی شناساگری مناسب است که ابتدا و انتهای دامنه‌ی تغییر رنگ آن روی قسمت عمودی منحنی تغییرات pH باشد.



(a)



(b)



(c)

شکل (۲۳) - سنجش حجمی اسید قوی توسط باز قوی با شناساگر فنول فتالین a - قبل از افزودن آخرین قطره‌ی NaOH. b - افزودن آخرین قطره‌ی NaOH و رسیدن به نقطه‌ی پایانی. c - چند لحظه بعد (مشاهده‌ی ارغوانی شدن فنول فتالین)



آقا اجازه! چقدر به خودتون زحمت می‌دید! بکید همیشه همه‌ی شناساگرها خوبند دیگه!

نه جانم! همیشه قضیه به این سادگی‌ها نیست! در قسمت‌های بعدی خواهید دید که ممکن است نمودار طوری باشد که فقط یکی از شناساگرها مناسب باشد.

حال ببینیم جایگاه **نقطه‌ی هم‌ارزی** در نمودار فوق کجاست؟

همان طور که قبلاً توضیح دادم نقطه‌ی هم‌ارزی نقطه‌ای است که در آن اسید و باز به نسبت استوکیومتری مناسب واکنش می‌دهند و بین

$$\text{آن‌ها رابطه‌ی } \frac{M_1 V_1}{a_1} = \frac{M_2 V_2}{a_2} \text{ برقرار می‌شود.}$$



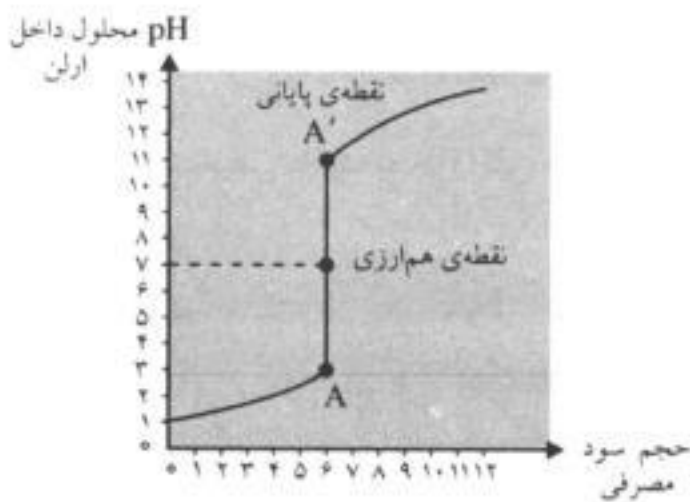
نکته‌ی بسیار مهم: در نمودارهای سنجش حجمی، نقطه‌ی هم‌ارزی، درست در وسط قسمت عمودی منحنی تغییرات pH است.



پیششید! چرا نقطه‌ی وسط قسمت عمودی منحنی pH را نقطه‌ی هم‌ارزی محسوب می‌کنید؟

همان طور که از منحنی پیداست، دو سر خط عمودی را نقاط A و A' تشکیل داده‌اند که در نقطه‌ی A محیط هنوز اسیدی است و در نقطه‌ی A' به دلیل اضافه نمودن یک قطره باز، محیط بازی شده است. این در حالی است که ما به دنبال نقطه‌ای هستیم که اسید و باز

اثر یک‌دیگر را خنثی کرده‌اند پس نقطه‌ی وسط نقاط A و A' (یعنی نقطه‌ی وسط قسمت عمودی منحنی) را به عنوان نقطه‌ی هم‌ارزی در نظر می‌گیریم.



پس جایگاه نقطه‌ی هم‌ارزی روی منحنی مورد نظر به صورت روبه‌رو است: توجه داشته باشید که چون نمک حاصل (NaCl) یک نمک خنثی است، pH مربوط به هم‌ارزی برابر ۷ است. به بیان دیگر در نقطه‌ی هم‌ارزی که بین HCl و NaOH رابطه‌ی $\frac{M_1 V_1}{a_1} = \frac{M_2 V_2}{a_2}$ برقرار می‌شود در محلول فقط نمک NaCl را داریم که چون یک نمک خنثی است، pH محلول آن برابر ۷ می‌باشد.

پیششید! اگر درست فهمیده باشم در رابطه‌ی $\frac{M_1 V_1}{a_1} = \frac{M_2 V_2}{a_2}$ منظور از حجم سود مصرفی (V_2)، حجم نقطه‌ی هم‌ارزی است. درست است؟



بله، خوب که چی؟

اما شما در قسمت‌های قبل گفتید که در رابطه‌ی $\frac{M_1 V_1}{a_1} = \frac{M_2 V_2}{a_2}$ ، حجم نقطه‌ی پایانی (حجم نقطه‌ی A') را قرار می‌دهیم.



توجه داشته باشید که نقطه‌ی پایانی (نقطه‌ی A') و نقطه‌ی هم‌ارزی هر دو روی قسمت عمودی منحنی تغییرات pH قرار دارند بنابراین حجم هر دو نقطه روی محور xها یکسان است!



یعنی در واقع هدف ما این است که حجم نقطه‌ی هم‌ارزی (V_2) را به دست آوریم ولی چون تبدیل pH از نقطه‌ی A به

نقطه‌ی A' ناگهانی است مجبوریم حجم نقطه‌ی پایانی (حجم نقطه‌ی A') را به عنوان V_2 در رابطه‌ی $\frac{M_1 V_1}{a_1} = \frac{M_2 V_2}{a_2}$

قرار دهیم. که البته خوشبختانه حجم نقطه‌ی پایانی با حجم نقطه‌ی هم‌ارزی برابر است و هر دو همان V_2 محسوب می‌شوند. درست گفتم؟

عالی بود. چقدر خوب متوجه شدید!



ولی حالا یک مشکل ایجاد می‌شود! سؤال من این که اگر حجم سود مصرفی در نقطه‌ی پایانی (نقطه‌ی A') با حجم سود مصرفی در نقطه‌ی هم‌ارزی برابر است، پس چرا pH محلول حاصل در این دو نقطه با هم تفاوت دارند؟

چه سؤال دقیقی! خوشحالم از این که می‌بینم برخی از دانش‌آموزان و دانش‌پژوهان، چنین ذهن‌نیرومند و تحلیل‌گری دارند. در پاسخ به سؤال شما باید گفت که بین نقطه‌های A و A' به اندازه‌ی یک قطره اختلاف وجود دارد، بنابراین حجم نقطه‌ی پایانی (A') به اندازه‌ی چیزی کم‌تر از یک قطره از حجم نقطه‌ی هم‌ارزی بیش‌تر است. یعنی در واقع قسمت عمودی منحنی تغییرات pH، چندان هم عمودی نیست! اما چون اختلاف حجم بین ابتدا و انتهای آن بسیار ناچیز است آن را تقریباً عمودی فرض می‌کنیم. خلاصه

۱- البته این گفته به شرطی درست است که فرض کنیم آزمایش به طور دقیق و ایده‌آل انجام شده باشد. اگر شخص آزمایش‌کننده دقیق نباشد ممکن است در تشخیص نقطه‌ی پایانی دچار خطا شود و شیر بورت را دیر ببندد. در این صورت حجم نقطه‌ی پایانی او (یعنی V_2) از حجم نقطه‌ی هم‌ارزی فاصله خواهد گرفت و بدین ترتیب مجهول‌های (M_1) نیز به‌طور دقیق به دست نمی‌آید.

این که حجم نقطه‌ی پایانی به اندازه‌ی چیزی کم‌تر از یک قطره (مثلاً به اندازه‌ی نیم قطره) از حجم نقطه‌ی هم‌ارزی بیش‌تر است و همین امر در بازه‌ی بین حدود ۳ تا ۱۱ باعث می‌شود که pH در نقطه‌ی پایانی چندین درجه با pH در نقطه‌ی هم‌ارزی تفاوت داشته باشد.



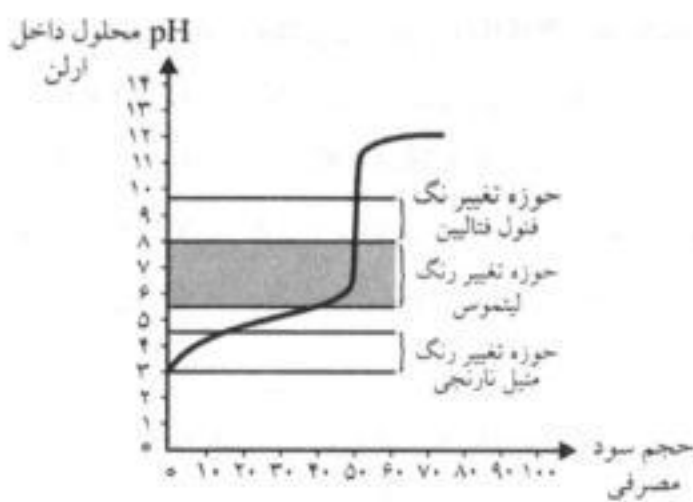
پیششید! من دقت کرده‌ام شما هنگامی که صحبت از قسمت عمودی منحنی تغییرات pH می‌کنید همواره روی واژه‌ی «حدود» تاکید می‌کنید. یعنی می‌گویید قسمت عمودی منحنی pH بین pH های حدود ۳ تا ۱۱ است. مگر قسمت عمودی منحنی تغییرات pH، دقیقاً بین ۳ تا ۱۱ نیست؟

خیر! بسته به این که غلظت و حجم محلول مجهول چقدر باشد و غلظت محلول استاندارد نیز چقدر باشد، بازه‌ی قسمت عمودی منحنی pH می‌تواند تغییر کند. به عنوان مثال هر چه محلول استاندارد سود غلیظ‌تر باشد یک قطره‌ی آن به میزان بیش‌تری می‌تواند باعث افزایش pH شود. همچنین هر چه حجم محلول HCl در ارلن کم‌تر باشد با یک قطره‌ی NaOH، pH آن به میزان بیش‌تری تغییر می‌کند. همین عوامل باعث می‌شوند که ارتفاع قسمت عمودی منحنی pH گاهی بین ۳ تا ۱۱ و گاهی بین ۴ تا ۱۰ یا گاهی بین اعداد دیگر باشد.

۲- سنجش حجمی اسید ضعیف با باز قوی:

هرگاه ۵۰ میلی لیتر محلول استیک اسید CH_3COOH (اسید ضعیف) ۰/۱ مولار را با محلول NaOH (باز قوی) ۰/۱ مولار سنجش حجمی کنیم، نمودار سنجش حجمی اسید - باز به صورت مقابل خواهد بود.

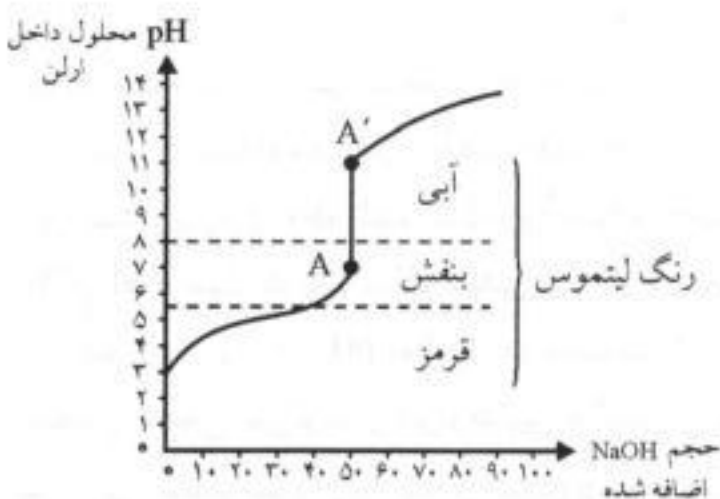
همان‌طور که مشاهده می‌شود نقطه‌ی هم‌ارزی این سنجش حجمی نسبت به سنجش حجمی اسید قوی با باز قوی (یعنی مورد قبل) در pH بالاتری واقع شده است زیرا نمک حاصل، سدیم استات (NaCH_3COO) است که یک نمک بازی است و در لحظه‌ی تشکیل کامل آن (نقطه‌ی هم‌ارزی) pH محیط بزرگ‌تر از ۷ می‌باشد. در این سنجش حجمی نمی‌توان از متیل نارنجی یا



لیتموس برای تعیین نقطه‌ی هم‌ارزی استفاده نمود زیرا ابتدا و انتهای دامنه‌ی تغییر رنگ آن‌ها خارج از قسمت عمودی منحنی pH قرار می‌گیرد. اما فنول فتالین برای این سنجش حجمی، شناساگر مناسبی است. زیرا ابتدا و انتهای دامنه‌ی تغییر رنگ آن روی قسمت عمودی منحنی pH قرار می‌گیرد.



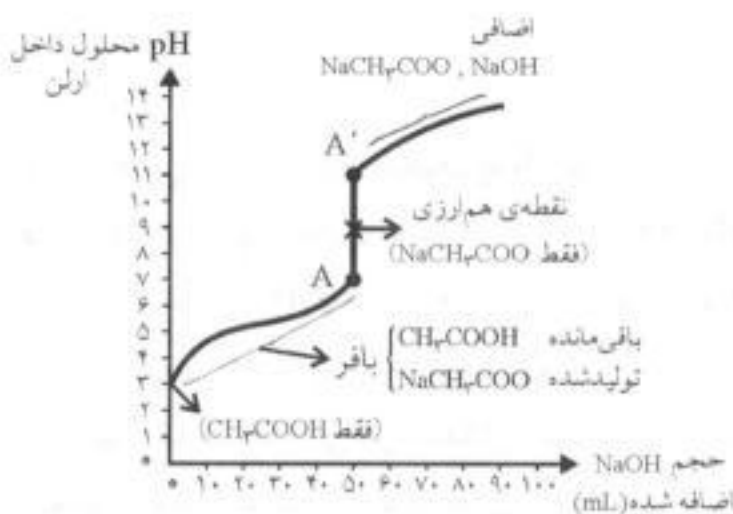
پیششید! شما گفتید که لیتموس برای این سنجش حجمی مناسب نیست. در صورتی که لیتموس در بالا و پایین نقطه‌ی هم‌ارزی (یعنی در نقاط A و A') دو رنگ مختلف دارد یعنی در نقطه‌ی A، بنفش رنگ و در نقطه‌ی A'، آبی رنگ است. پس به نظر من لیتموس نیز شناساگر مناسبی برای این سنجش حجمی است زیرا به هر حال به هنگام عبور از قسمت عمودی منحنی، تغییر رنگ می‌دهد.



مرسی، عجب سؤالی! در پاسخ به سؤال شما باید گفت که لیتموس در نقطه‌ی A، بنفش رنگ و در نقطه‌ی A' آبی مایل به بنفش است زیرا نقطه‌ی A' هنوز به اندازه‌ی کافی از منطقه‌ی بنفش رنگ، دور نشده است و هر چه pH محلول بیشتر می‌شود رنگ آبی لیتموس واضح‌تر می‌شود. از آنجایی که اختلاف رنگ بین نقاط A و A' چندان شدید نیست، احتمال دارد شخص آزمایش کننده دچار خطای چشم شود و متوجه تبدیل نقطه‌ی A به نقطه‌ی A' نشود. اصولاً ما اصرار داریم که بالا و پایین دامنه‌ی تغییر رنگ شناساگر روی قسمت عمودی منحنی pH باشد تا شاهد تغییر رنگ شدیدتر و واضح‌تری باشیم و تشخیص نقطه‌ی پایانی راحت‌تر باشد.



حالا یک سؤال دیگر! شما قبلاً گفته بودید که در pH بین حدود ۳ تا ۷، با اضافه نمودن یک قطره اسید یا باز، pH محلول چندین درجه تغییر می‌کند و منحنی به صورت خط تقریباً عمودی در می‌آید. اما در نمودار فوق در pH حدود ۳ تا ۷، شیپ منحنی تغییرات pH نسبتاً کم است و برای تغییر pH از ۳ به ۷، چیزی حدود ۵۰ میلی‌لیتر باز قوی (NaOH) مصرف شده است. علت چیست؟ در واقع منظورم این است که چرا ارتفاع قسمت عمودی منحنی در این سنجش حجمی، نسبت به ارتفاع قسمت عمودی منحنی در سنجش حجمی اسید قوی - باز قوی، کوتاه‌تر است؟

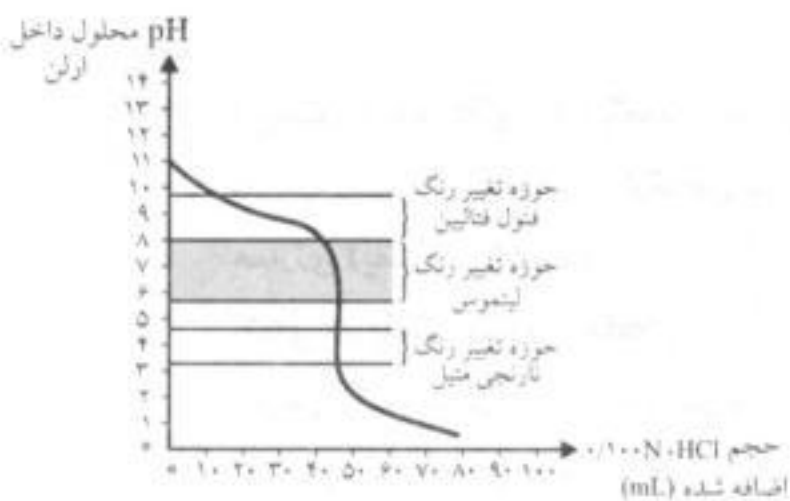


علت این است که در pH بین حدود ۳ تا ۷، یک سامانه‌ی بافری به وجود می‌آید. با توجه به منحنی فوق، در $pH = 3$ ، محلول داخل ارلن فقط شامل محلول استیک اسید (CH_3COOH) است. با اضافه نمودن قطره قطره‌ی محلول سود ($NaOH$)، مولکول‌های استیک اسید (CH_3COOH) یکی پس از دیگری با $NaOH$ واکنش داده و تبدیل به نمک سدیم استات ($NaCH_3COO$) می‌شوند. بدین ترتیب در pH بین حدود ۳ تا ۷، در ارلن، محلولی از یک اسید ضعیف (CH_3COOH) و نمک آن ($NaCH_3COO$) خواهیم داشت که در مجموع یک سامانه‌ی

بافر را تشکیل می‌دهند و مانع تغییر شدید pH می‌شوند. در pH حدود ۷، ظرفیت بافر تمام شده و یک قطره سود، pH محلول را چندین درجه افزایش می‌دهد. در نقطه‌ی هم‌ارزی در ارلن، فقط سدیم استات ($NaCH_3COO$) داریم و در pHهای بالاتر از حدود ۱۱، چنانچه باز هم محلول سود اضافه کنیم، در ارلن، محلولی از سدیم استات ($NaCH_3COO$) و سدیم هیدروکسید ($NaOH$) خواهیم داشت. در نمودار مقابل مواد موجود در ارلن را در هر قسمت از منحنی نشان داده‌ایم.

۳- سنجش حجمی باز ضعیف توسط اسید قوی

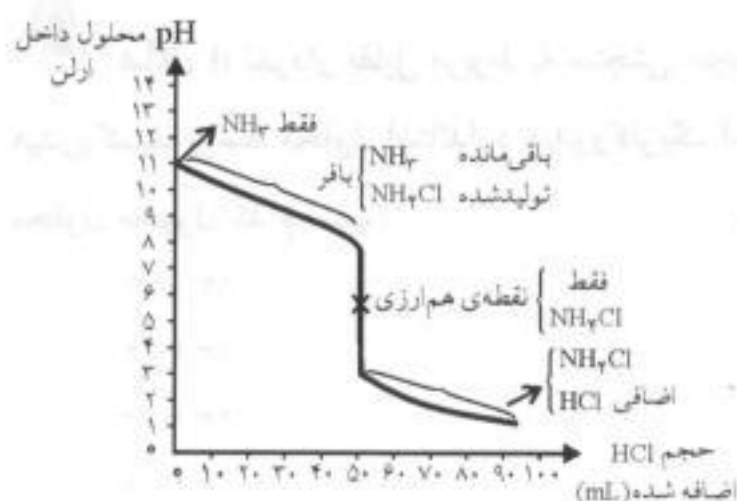
هرگاه ۵۰ میلی‌لیتر محلول NH_3 (باز ضعیف) ۰/۱ مولار را با محلول HCl (اسید قوی) ۰/۱ مولار سنجش حجمی کنیم نمودار سنجش حجمی اسید - باز به صورت مقابل خواهد بود.



همان‌طور که مشاهده می‌شود، نقطه‌ی هم‌ارزی این سنجش حجمی در pH نسبتاً پایین‌تری واقع شده است زیرا نمک حاصل، آمونیوم کلرید (NH_4Cl) است که یک نمک اسیدی است و در لحظه‌ی تشکیل کامل آن (نقطه‌ی هم‌ارزی) pH محلول کوچک‌تر از ۷ می‌باشد. در این سنجش حجمی نمی‌توان از فنول فتالین یا لیتموس برای تعیین نقطه‌ی

هم‌ارزی استفاده نمود، زیرا ابتدا و انتهای دامنه‌ی تغییر رنگ آن‌ها خارج از قسمت عمودی منحنی pH قرار می‌گیرد. اما متیل نارنجی برای این سنجش حجمی، شناساگر مناسبی است زیرا ابتدا و انتهای دامنه‌ی تغییر رنگ آن روی قسمت عمودی منحنی pH قرار می‌گیرد. در این منحنی سنجش حجمی نیز، ارتفاع قسمت عمودی منحنی نسبت به ارتفاع قسمت عمودی منحنی در سنجش حجمی اسید قوی - باز قوی، کوتاه‌تر است. زیرا در pHهای قبل از حدود ۷، یک سامانه‌ی بافری تشکیل می‌شود. بدین ترتیب که در ابتدای سنجش

حجمی (یعنی در $\text{pH} = 11$)، در ارلن فقط محلول NH_3 داریم. با اضافه نمودن قطره قطره‌ی محلول هیدروکلریک اسید (HCl)، مولکول‌های NH_3 ، یکی پس از دیگری با HCl واکنش داده و تبدیل به نمک آمونیوم کلرید (NH_4Cl) می‌شوند.



بدین ترتیب در pH بین حدود ۷ تا ۱۱، در ارلن محلولی از یک باز ضعیف (NH_3) و نمک آن (NH_4Cl) خواهیم داشت که در مجموع یک سامانه‌ی بافری را تشکیل می‌دهند و مانع تغییر شدید pH می‌شوند. در حدود ۷، ظرفیت بافر تمام شده و یک قطره محلول هیدروکلریک اسید، pH محلول را چندین درجه کاهش می‌دهد. در نقطه‌ی هم‌ارزی در ارلن، فقط آمونیوم کلرید (NH_4Cl) داریم و در pH های پایین‌تر از حدود ۳، چنانچه باز هم محلول هیدروکلریک اسید اضافه کنیم، در ارلن محلولی از آمونیوم کلرید (NH_4Cl) و هیدروکلریک اسید (HCl) خواهیم داشت. در نمودار مقابل مواد موجود در ارلن را در هر قسمت از منحنی نشان داده‌ایم.



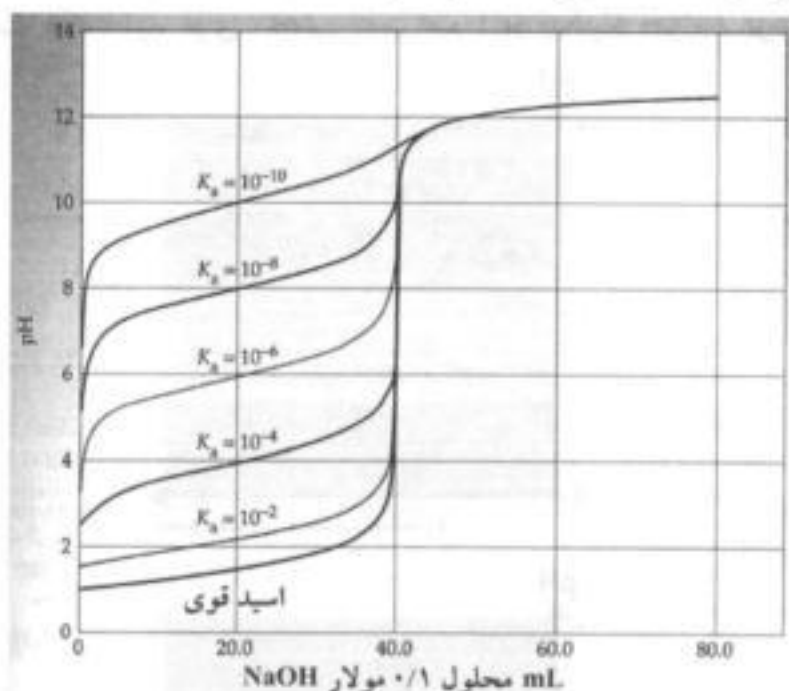
بیخشید! به هنگام انجام آزمایش سنجش حجمی در آزمایشگاه ما منحنی تغییرات pH را نداریم. پس چگونه قبل از انجام آزمایش، شناساگر مناسب را تشخیص می‌دهیم؟

درست است که به هنگام انجام آزمایش سنجش حجمی، منحنی تغییرات pH جلوی ما نیست، اما با توجه به اسید و باز مورد استفاده، می‌توان اسیدی، بازی یا خنثی بودن نمک حاصل را پیش‌بینی و شناساگر مناسب را انتخاب نمود. بدین ترتیب که:

- ۱- در سنجش حجمی اسید قوی با باز قوی، یک نمک خنثی به دست می‌آید که در این حالت معمولاً هر سه شناساگر (لیتموس، متیل نارنجی و فنول فتالین) برای تشخیص نقطه‌ی پایانی مناسب هستند.
- ۲- در سنجش حجمی اسید ضعیف با باز قوی، یک نمک بازی با pH بزرگ‌تر از ۷ به دست می‌آید که در این حالت فنول فتالین برای تشخیص نقطه‌ی پایانی مناسب است زیرا دامنه‌ی تغییر رنگ فنول فتالین روی pH های بالاتر از ۷ قرار دارد.
- ۳- در سنجش حجمی باز ضعیف با اسید قوی، یک نمک اسیدی با pH کوچک‌تر از ۷ به دست می‌آید که در این حالت متیل نارنجی برای تشخیص نقطه‌ی پایانی مناسب است زیرا دامنه‌ی تغییر رنگ متیل نارنجی روی pH های کم‌تر از ۷ قرار دارد.



شکل (۲۵) - استفاده از pH سنج دیجیتال برای سنجش حجمی



شکل (۲۴) - منحنی سنجش حجمی چند اسید مختلف با محلول استاندارد از سود. همان طور که مشاهده می‌شود هر چه قدرت اسیدی بیشتر باشد (یعنی K_{a1} بیشتر باشد) ارتفاع قسمت عمودی منحنی بیشتر شده و pH نقطه‌ی هم‌ارزی به γ نزدیک‌تر می‌شود.

۱- توجه داشته باشید که در آزمایشگاه، سنجش حجمی اسید ضعیف با باز ضعیف مرسوم نیست. آیا می‌توانید علت این موضوع را حدس بزنید؟

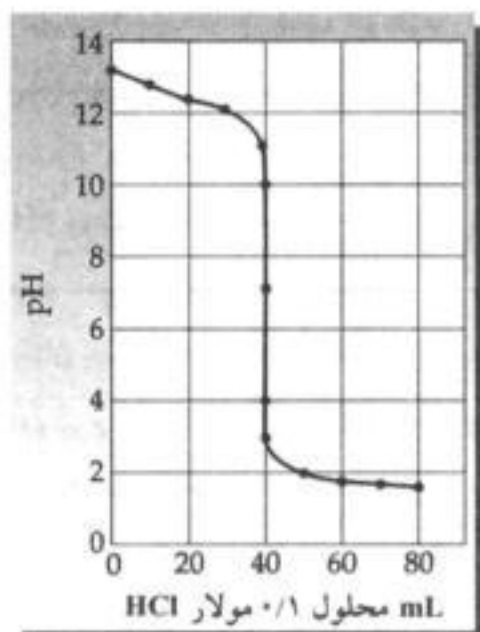
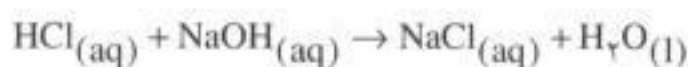
حال بیایید چند تست در مورد سنجش حجمی اسید - باز را بررسی کنیم.



مثال ۱: نمودار مقابل مربوط به سنجش حجمی ۲۰ میلی لیتر محلول سدیم هیدروکسید توسط محلول استاندارد هیدروکلریک اسید به غلظت ۰/۱ مولار است. pH محلول مجهول کدام است؟

- ۱) ۱۳/۰
- ۲) ۱۳/۳
- ۳) ۱۳/۲
- ۴) ۱۳/۷

جواب: با توجه به نمودار داده شده، حجم محلول استاندارد (HCl) در نقطه‌ی هم‌ارزی برابر ۴۰ میلی لیتر است. پس می‌توان نوشت:



محلول HCl محلول NaOH

$$\frac{M_1 V_1}{a_1} = \frac{M_2 V_2}{a_2} \Rightarrow \frac{0.1 \times 20}{1} = \frac{M_2 \times 40}{1} \Rightarrow M_2 = 0.05 \text{ mol.L}^{-1}$$

برای تعیین pH محلول سدیم هیدروکسید به این صورت عمل می‌کنیم:

$$[\text{OH}^-] = M = 0.05 \text{ mol.L}^{-1} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

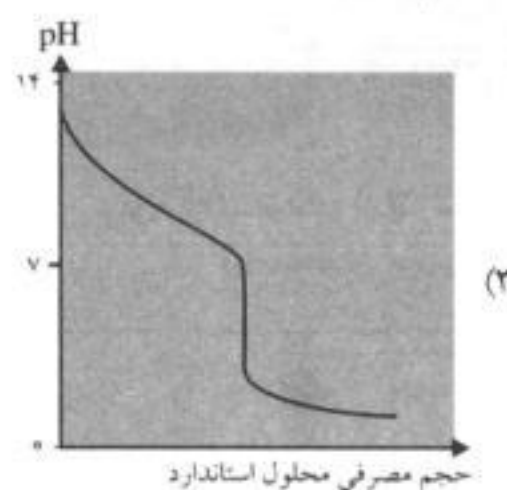
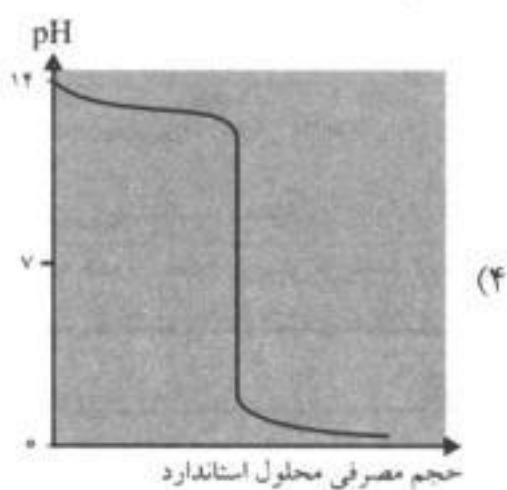
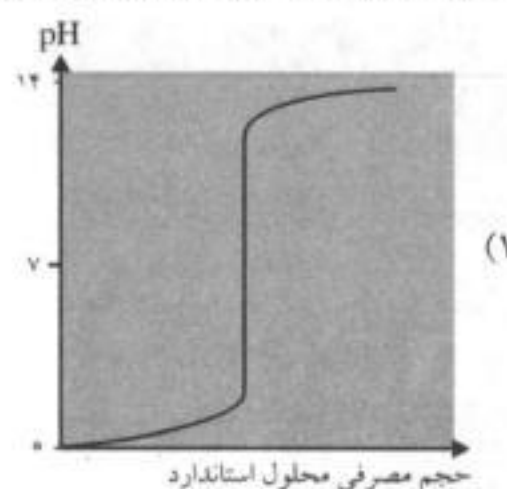
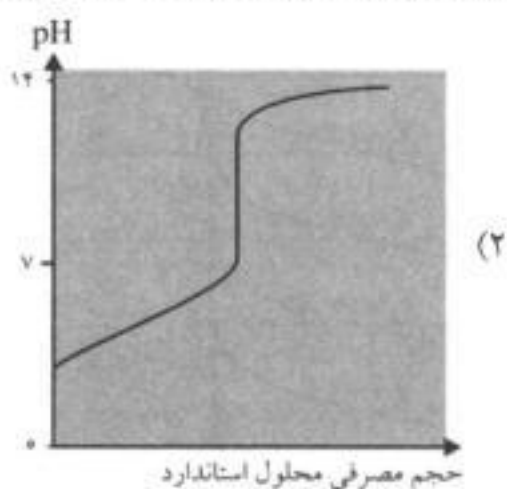
$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -(\log 5 \times 10^{-2}) = -(\log 5 + \log 10^{-2}) = -(0.7 - 2) = 1.3$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} + 1.3 = 14 \Rightarrow \text{pH} = 12.7$$

پس گزینه‌ی (۲) درست است.



مثال ۲: در سنجش حجمی محلول یک باز قوی توسط یک اسید قوی منحنی تغییرات pH چگونه خواهد بود؟



جواب: هنگامی که می‌گوییم باز قوی را توسط اسید قوی سنجش حجمی می‌کنیم بدین معنی است که محلول مجهول، یک باز قوی و محلول استاندارد یک اسید قوی است به عبارت دیگر باز قوی در ارنل و اسید قوی در بورت قرار دارد. از طرفی چون روی محور pH محلول داخل ارنل (یعنی محلول مجهول) را بررسی می‌کنیم آغاز منحنی باید بالاتر از ۷ باشد زیرا ارنل حاوی یک باز قوی است، پس یا گزینه‌ی (۳) درست است و یا گزینه‌ی (۴). نمک حاصل از سنجش حجمی باز قوی با اسید قوی، یک نمک خنثی است پس pH نقطه‌ی هم‌ارزی (یعنی نقطه‌ی وسط قسمت عمودی منحنی) باید برابر ۷ باشد، پس گزینه‌ی (۴) درست است.



مثال ۳: می‌خواهیم محلولی از آمونیاک را توسط محلول استاندارد هیدروکلریک اسید سنجش حجمی کنیم. با توجه به جدول مقابل، به نظر شما کدام شناساگر برای این سنجش حجمی مناسب‌تر است؟

شناساگر	دامنه‌ی تغییر رنگ
سبز برم کرزول	۳/۸ تا ۵/۵
زرد آلیزارین	۱۰ تا ۱۲/۱
تیمول فتالین	۹/۳ تا ۱۰/۵
ارغوانی کرزول	۷/۶ تا ۹/۲

- (۱) سبز برم کرزول
- (۲) زرد آلیزارین
- (۳) تیمول فتالین
- (۴) ارغوانی کرزول

جواب: نمک حاصل از سنجش حجمی محلول باز ضعیف (NH_3) توسط محلول اسید قوی (HCl)، یک نمک اسیدی (NH_4Cl) است، بنابراین pH نقطه‌ی هم‌ارزی پایین‌تر از ۷ قرار دارد، پس شناساگری مناسب است که دامنه‌ی تغییر رنگ آن در pH های پایین‌تر از ۷ باشد، یعنی سبز برم کرزول می‌تواند شناساگر مناسبی برای این سنجش حجمی باشد، پس گزینه‌ی (۱) درست است.



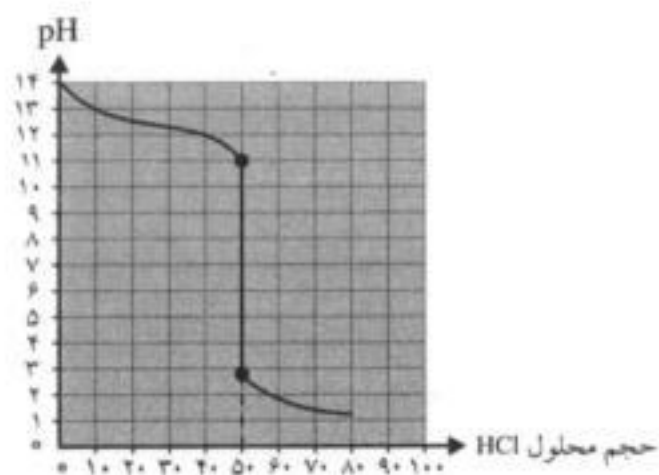
مثال ۴: در کدام سنجش حجمی، منحنی تغییرات pH ، حرکت صعودی دارد و در ضمن ارتفاع قسمت عمودی منحنی تغییرات pH نسبتاً کم است؟ (غلظت همه‌ی اسیدها و بازها را یکسان در نظر بگیرید.)

- (۱) سنجش حجمی محلول HNO_3 توسط محلول KOH
- (۲) سنجش حجمی محلول NaOH توسط محلول HBr
- (۳) سنجش حجمی محلول NH_3 توسط محلول HNO_3
- (۴) سنجش حجمی محلول HNO_3 توسط محلول NaOH

جواب: برای این که منحنی تغییرات pH ضمن سنجش حجمی، صعودی باشد باید محلول داخل ارنل (یعنی محلول مجهول)، محلول یک اسید و محلول استاندارد، محلول یک باز باشد. پس یا گزینه‌ی (۱) درست است و یا گزینه‌ی (۴). از طرفی هنگامی که می‌گویند ارتفاع قسمت عمودی منحنی pH کم است بدین معنی است که یک سامانه‌ی بافری تشکیل شده است پس اسید مورد نظر باید ضعیف باشد تا بتواند به همراه مقداری از باز اضافه شده، تشکیل سامانه‌ی بافری دهد، یعنی گزینه‌ی (۴) درست است.

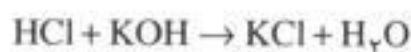


مثال ۵: ۲۰ میلی‌لیتر محلول پتاسیم هیدروکسید را توسط محلول استاندارد هیدروکلریک اسید سنجش حجمی کرده‌ایم که در نتیجه منحنی مقابل به دست آمده است. اگر بدانیم غلظت محلول KOH در پایان، ۰/۱ مولار تعیین شده است، غلظت محلول استاندارد چند مولار بوده است؟



- (۱) ۰/۰۱
- (۲) ۰/۰۲
- (۳) ۰/۰۴
- (۴) ۰/۰۵

جواب: با توجه به نمودار داده شده، حجم مصرفی محلول HCl، برابر ۵۰ میلی‌لیتر بوده است پس می‌توان نوشت:



$$\text{KOH} \begin{cases} V_1 = 20 \text{ mL} \\ a_1 = 1 \\ M_1 = 0.1 \text{ mol.L}^{-1} \end{cases}$$

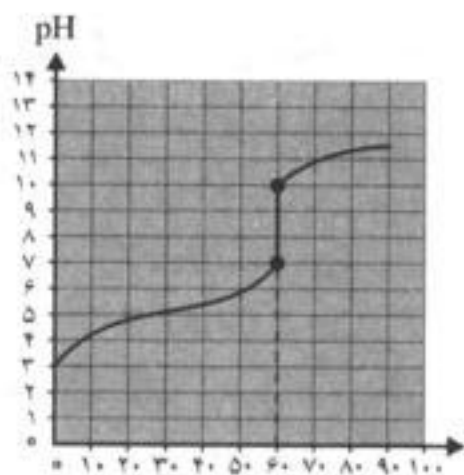
$$\text{HCl} \begin{cases} V_2 = 50 \text{ mL} \\ a_2 = 1 \\ M_2 = ? \end{cases}$$

$$\frac{M_1 V_1}{a_1} = \frac{M_2 V_2}{a_2} \Rightarrow \frac{0.1 \times 20}{1} = \frac{M_2 \times 50}{1} \Rightarrow M_2 = 0.04 \text{ mol.L}^{-1}$$

با توجه به محاسبات فوق، گزینه‌ی (۳) درست است.



مثال ۶: با توجه به نمودار مقابل، کدام گزینه درست است؟



(۱) می‌تواند مربوط به سنجش حجمی محلول NH_3 توسط محلول HCl باشد.

(۲) متیل نارنجی شناساگر مناسبی برای این سنجش حجمی است.

(۳) حجم محلول مجهول مصرفی، ۶۰ میلی‌لیتر است.

(۴) pK_a اسید مورد آزمایش از pK_b باز مورد آزمایش، بزرگ‌تر است.

جواب: با توجه به نمودار داده شده، نقطه‌ی هم‌ارزی در pHهای بالاتر از ۷ قرار دارد، پس

نمک حاصل از این واکنش، یک نمک قلیایی است یعنی K_b باز مورد آزمایش، از K_a

اسید مورد آزمایش بزرگ‌تر است یعنی pK_a اسید مورد آزمایش از pK_b باز مورد آزمایش بزرگ‌تر می‌باشد، پس گزینه‌ی (۴) درست است.

بررسی سایر گزینه‌ها:

گزینه‌ی (۱): نمک حاصل از سنجش حجمی NH_3 توسط HCl، یک نمک اسیدی (NH_4Cl) است در حالی که همان‌طور که گفته شد نمک مربوط به نمودار فوق یک نمک قلیایی است.

گزینه‌ی (۲): دامنه‌ی تغییر رنگ متیل نارنجی، ۳/۱ تا ۴/۴ است که روی قسمت عمودی منحنی فوق قرار ندارد پس متیل نارنجی شناساگر خوبی برای سنجش حجمی فوق نیست.

گزینه‌ی (۳): حجم نقطه‌ی هم‌ارزی برابر ۶۰ میلی‌لیتر است ولی توجه داشته باشید که حجم نشان داده شده روی محور xها، حجم مصرفی محلول استاندارد است نه محلول مجهول.

آدرس تستی: لطفاً تست‌های ۴۵ تا ۴۷ در پایان این بخش را حل بفرمایید.



در این فصل، با بررسی خواص و کاربردهای اسیدها و بازها، به شناخت عمیق‌تری از این دسته از مواد شیمیایی می‌پردازیم. همچنین، به بررسی واکنش‌های اسید-باز و اهمیت آن‌ها در صنایع مختلف خواهیم پرداخت.



اسیدهای آلی و بازهای آلی

همان طور که می‌دانید در اواخر بخش ۳ کتاب شیمی پیش‌دانشگاهی، مواد آلی مانند اسیدهای آلی، بازهای آلی، استرها، چربی‌ها، صابون و... مورد بررسی قرار گرفته‌اند. این در حالی است که در کتاب شیمی (۲)، ترکیب‌های آلی بسیار خلاصه و سطحی بررسی شده‌اند و اغلب دانش‌پژوهان پایه‌ی علمی لازم را برای یادگیری مطالب شیمی آلی در کتاب شیمی پیش‌دانشگاهی ندارند. به همین دلیل قبل از این که مطالب شیمی آلی مربوط به کتاب شیمی پیش‌دانشگاهی را شروع کنیم لازم دیدم یادآوری مختصری از شیمی آلی سال دوم و نام‌گذاری مواد آلی داشته باشیم.

یادآوری مهم‌ترین مواد آلی و نام‌گذاری آن‌ها

آلکان‌ها

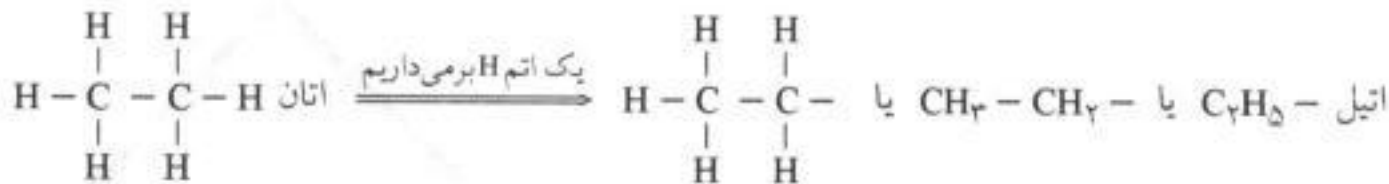
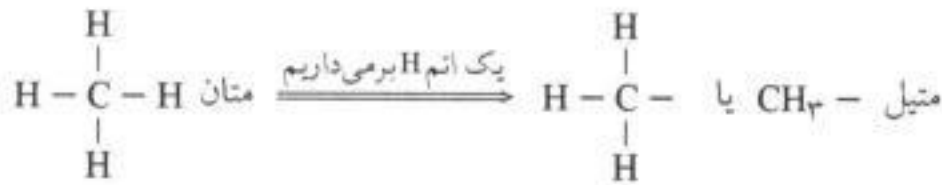
آلکان‌ها ساده‌ترین هیدروکربن‌ها هستند که در آن‌ها همه‌ی پیوندها، کووالانسی ساده (یگانه) هستند. فرمول عمومی آلکان‌ها به صورت $C_nH_{(2n+2)}$ است. به عنوان مثال ترکیب مقابل یک آلکان محسوب می‌شود زیرا فقط شامل کربن و هیدروژن است و در ضمن تمام پیوندهای آن یگانه هستند. البته برای جلوگیری از حجیم شدن فرمول‌های گسترده، معمولاً ماده‌ی فوق را به صورت $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ نشان می‌دهند. توجه داشته باشید که اتم کربن چهار ظرفیتی است بنابراین اطراف هر اتم کربن باید ۴ پیوند کووالانسی داشته باشیم. در ضمن فرمول مولکولی ترکیب فوق به صورت C_4H_{10} است که از رابطه‌ی $C_nH_{(2n+2)}$ پیروی می‌کند. فرمول مولکولی و نام ده آلکان اولیه را باید به صورت زیر حفظ باشید:

فرمول مولکولی	CH_4	C_2H_6	C_3H_8	C_4H_{10}	C_5H_{12}	C_6H_{14}	C_7H_{16}	C_8H_{18}	C_9H_{20}	$C_{10}H_{22}$
نام	متان	اتان	پروپان	بوتان	پنتان	هگزان	هپتان	اوکتان	نونان	دکان

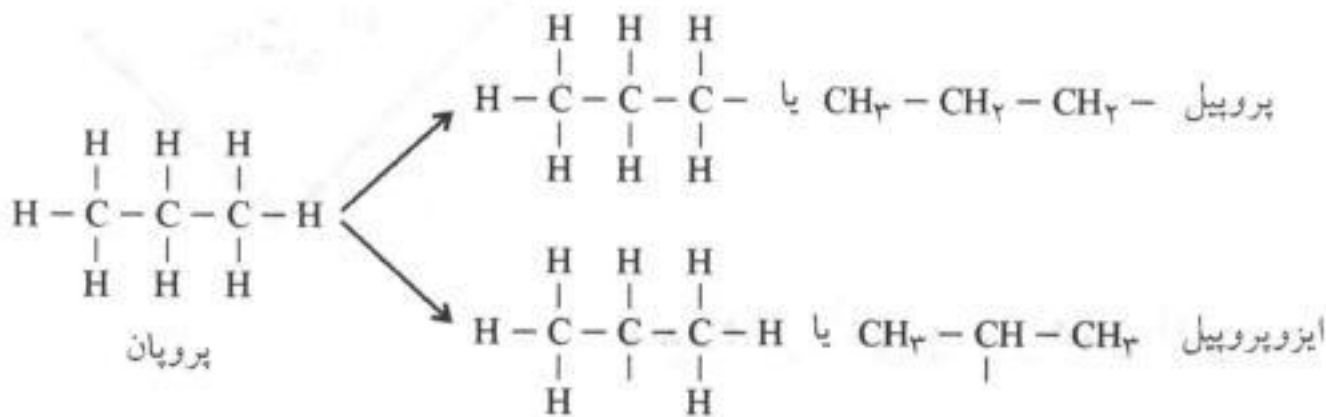
جدول (۶) - نام و فرمول شیمیایی ده آلکان

لازم به ذکر است که نام چهار آلکان اولیه با توجه به تاریخچه‌ی کشف آنها انتخاب شده است و ربطی به عددهای یونانی (مونو، دی، تری و تترا) ندارند. در حالی که از پنتان به بعد، نام آلکان‌ها از عددهای یونانی (پنتا، هگزا، هپتا و...) اتخاذ شده‌اند.

بنیان‌های آلکیل: اگر از ساختار مولکول یک آلکان، یک اتم هیدروژن برداریم، باقی مانده را بنیان آلکیل می‌نامند. توجه داشته باشید که بنیان‌های آلکیل دارای یک ظرفیت آزاد هستند و به تنهایی نمی‌توانند وجود داشته باشند بلکه جزیی از یک ترکیب آلی بزرگ‌تر به شمار می‌روند. چند بنیان آلکیل معروف و مهم به قرار زیر هستند.



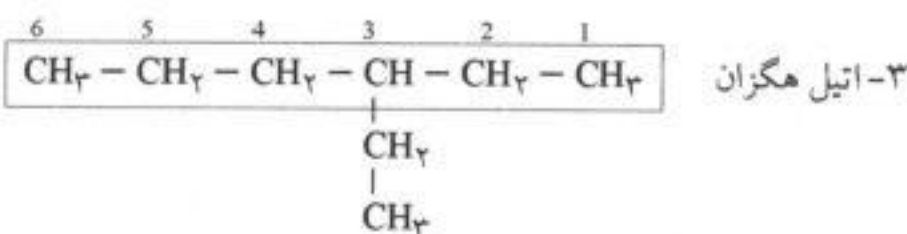
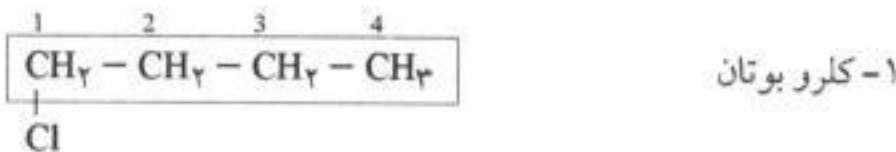
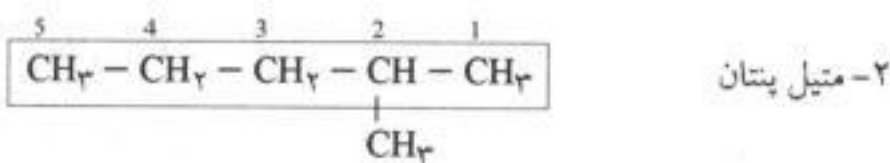
با برداشتن یک اتم هیدروژن از مولکول پروپان امکان تشکیل دو نوع آلکیل به صورت زیر وجود دارد:



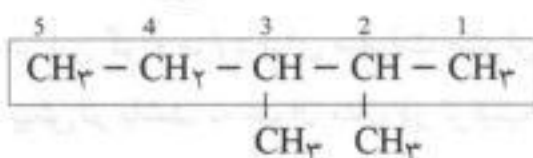
چند قاعده برای نام‌گذاری فرمول گسترده‌ی آلکان‌ها به روش ایوپاک

برای نام‌گذاری آلکان‌ها به روش ایوپاک باید به چند قاعده‌ی زیر توجه نمود:

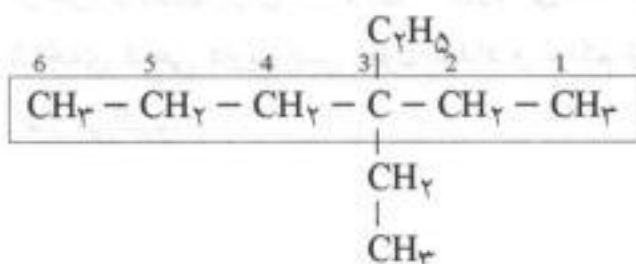
● **قاعده‌ی ۱:** اگر آلکان مورد نظر دارای شاخه‌ی فرعی بود، مسیری را که دارای بیش‌ترین کربن باشد به عنوان **زنجیر اصلی** انتخاب می‌کنیم و شماره‌گذاری کربن‌های زنجیر اصلی را از سمتی انجام می‌دهیم که زودتر به شاخه‌ی فرعی برسیم. پس از ذکر شماره و نام شاخه‌ی فرعی، نام آلکان مربوط به زنجیر اصلی را می‌نویسیم، به مثال‌های زیر توجه فرمایید:



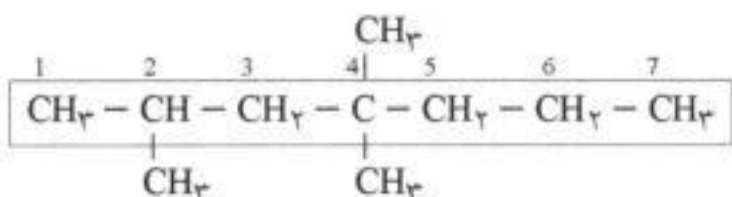
● **قاعده‌ی ۲:** اگر چند شاخه‌ی فرعی مشابه داشتیم ابتدا شماره‌ی همه را ذکر می‌کنیم سپس تعداد شاخه‌ها را با اعداد یونانی (دی، تری، تترا و...) مشخص می‌کنیم و در پایان نام شاخه‌ی فرعی مورد نظر را بیان می‌کنیم. به چند مثال زیر توجه کنید.



۲، ۳-دی متیل پنتان

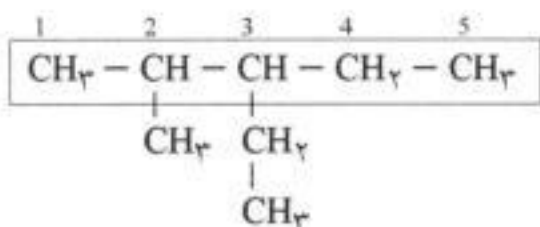


۳، ۳-دی اتیل هگزان



۲، ۴، ۴-تری متیل هپتان

● **قاعده ۳:** اگر یک آلکان شاخه‌های فرعی با نام‌های متفاوتی داشته باشد، نام شاخه‌های فرعی را با توجه به حرف اول هر کدام، به ترتیب الفبای لاتین ذکر می‌کنیم. به عنوان مثال در ترکیب زیر که هم شاخه‌ی اتیل (Ethyl) و هم شاخه‌ی متیل (Methyl) دارد باید نام اتیل را زودتر ذکر کنیم زیرا در الفبای لاتین حرف E نسبت به حرف M اولویت دارد.

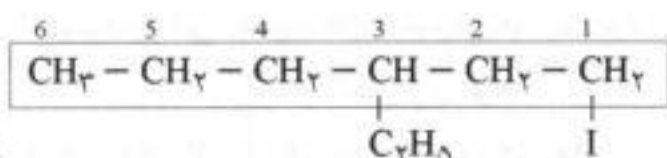


۳-اتیل - ۲-متیل پنتان

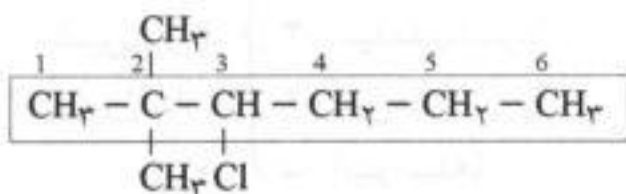
به طور کلی با توجه به الفبای لاتین، ترتیب ذکر چند شاخه‌ی فرعی به صورت زیر است:

برمو - کلرو - اتیل - فلوئورو - یدو - متیل

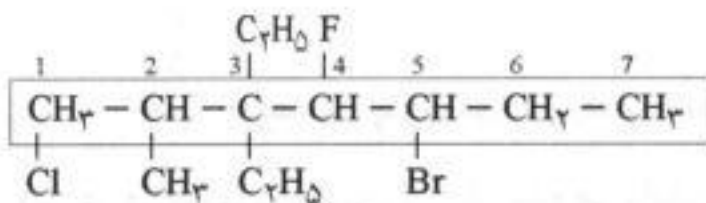
برای درک بهتر موضوع به مثال‌های زیر توجه کنید.



۳-اتیل - ۱-یدو هگزان

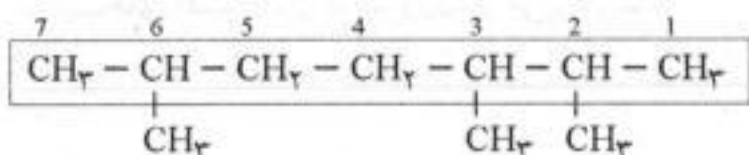


۳-کلرو - ۲، ۲-دی متیل هگزان



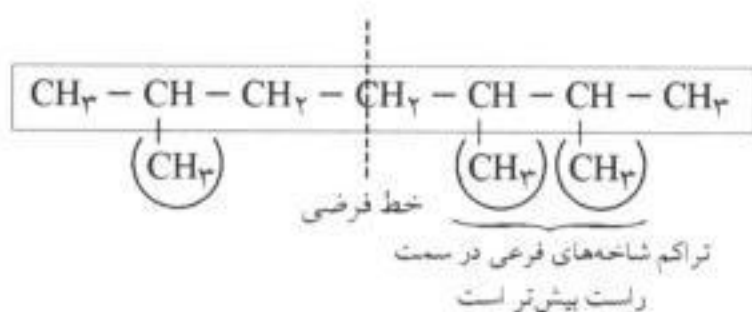
۵-برمو - ۱-کلرو - ۳، ۳-دی اتیل - ۴-فلوئورو - ۲-متیل هپتان

● **قاعده ۴:** اگر فاصله‌ی نخستین شاخه‌ی فرعی از دو سر زنجیر اصلی یکسان بود، شماره‌گذاری زنجیر اصلی را از سمتی انجام می‌دهیم که مجموع عددهای شاخه‌های فرعی کوچک‌تر شود. به عنوان مثال در ترکیب زیر از هر دو سمت روی کربن شماره‌ی ۲ به نخستین شاخه‌ی فرعی می‌رسیم، اما اگر شماره‌گذاری زنجیر اصلی را از سمت چپ آغاز کنیم مجموع عددهای شاخه‌های فرعی برابر سیزده (۱۳ = ۲+۵+۶) و اگر از سمت راست آغاز کنیم مجموع عددهای شاخه‌های فرعی برابر یازده (۱۱ = ۲+۳+۶) می‌شود پس شماره‌گذاری زنجیر اصلی را از سمت راست آغاز می‌کنیم.



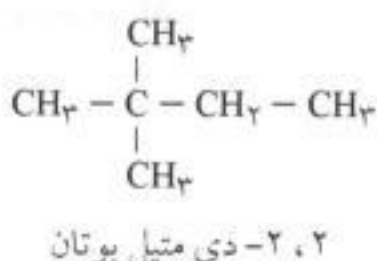
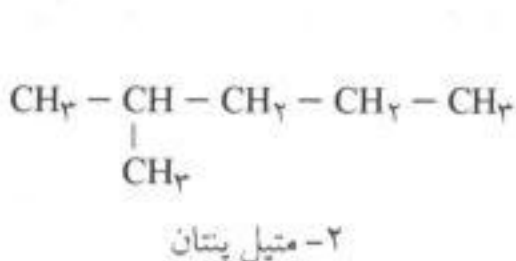
۲، ۳، ۶-تری متیل هپتان

در این گونه موارد برای سهولت بیشتر می‌گویند که شماره‌گذاری زنجیر اصلی را از سمتی آغاز می‌کنیم که تراکم شاخه‌های فرعی بیش‌تر باشد. به عنوان مثال در ترکیب فوق اگر زنجیر اصلی را با یک خط فرضی به دو نیم تقسیم کنیم (بدیهی است که این خط فرضی از روی کربن شماره‌ی ۴ عبور می‌کند) در می‌یابیم که در نیمه‌ی سمت راست، دو شاخه‌ی فرعی و در نیمه‌ی سمت چپ یک شاخه‌ی فرعی داریم پس چون تعداد و تراکم شاخه در نیمه‌ی سمت راست بیش‌تر است، شماره‌گذاری زنجیر اصلی را از سمت راست آغاز می‌کنیم.



● **ایزومر^۱ (هم‌پار):** به ترکیب‌هایی گفته می‌شود که فرمول مولکولی یکسان اما فرمول ساختاری متفاوت دارند.

به عنوان مثال دو ترکیب ۲-متیل پنتان و ۲،۲-دی متیل بوتان با یکدیگر ایزومرند زیرا فرمول مولکولی هر دو به صورت C_6H_{14} است ولی فرمول ساختاری آن‌ها با یکدیگر تفاوت دارد.



ترکیب‌های آلی اکسیژن‌دار یا نیتروژن‌دار

در کتاب شیمی پیش‌دانشگاهی، ترکیب‌های آلی مورد بررسی، اغلب، ترکیب‌های آلی اکسیژن‌دار یا نیتروژن‌دار هستند. مهم‌ترین ترکیب‌های آلی اکسیژن‌دار یا نیتروژن‌دار به قرار زیر هستند.

- | | |
|-----------------------|---|
| ۱- الکل‌ها و اترها | } ترکیب‌های آلی اکسیژن‌دار یا نیتروژن‌دار |
| ۲- آلدهیدها و کتون‌ها | |
| ۳- اسیدها و استرها | |
| ۴- آمین‌ها | |
| ۵- آمینواسیدها | |

بیخشدید، چرا سه مورد اول، هر یک شامل دو نوع ماده‌ی آلی هستند؟

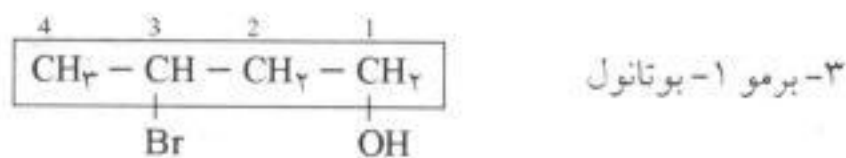
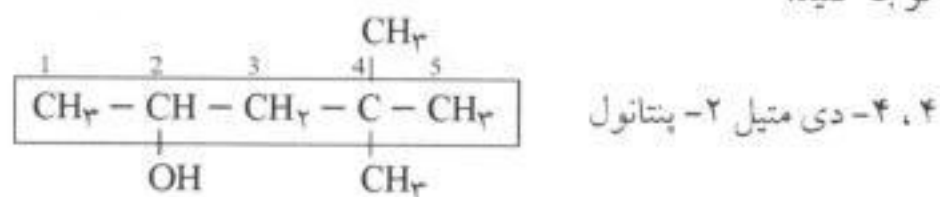


زیرا در هر مورد، دو ماده‌ی آلی ذکر شده می‌توانند با هم ایزومر باشند به عنوان مثال الکل و اتر می‌توانند با یکدیگر ایزومر باشند که در قسمت‌های بعد راجع به این مطلب توضیح خواهیم داد.

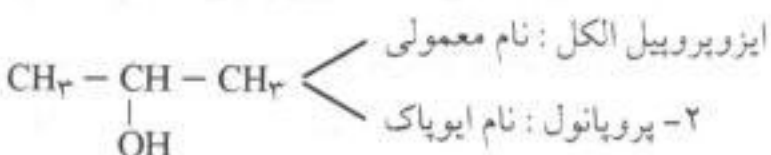
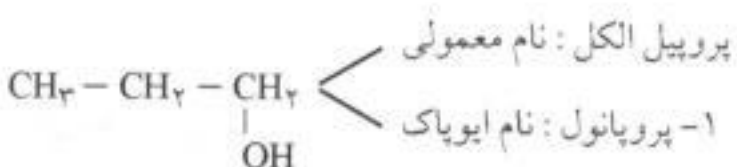
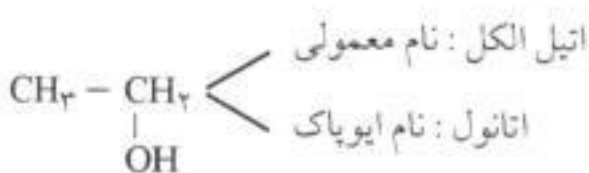
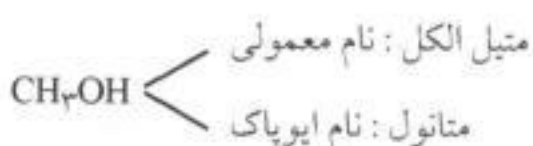
قبل از این که به بررسی نام‌گذاری هر یک از ترکیب‌های فوق پردازیم لازم است که ابتدا تعریفی از **گروه عاملی** داشته باشیم.

● **گروه عاملی^۲:** آرایش مشخصی از اتم‌هاست که به مولکول آلی دارای آن، خواص فیزیکی و شیمیایی ویژه و منحصر به فردی می‌بخشد. مانند گروه عاملی الکی (-OH)، گروه عاملی آلدهیدی (-C(=O)-H)، گروه عاملی اتری (-O-) و... حال به بررسی مهم‌ترین ترکیب‌های اکسیژن‌دار یا نیتروژن‌دار می‌پردازیم.

برای درک بهتر نام‌گذاری الکل‌ها به روش ایوپاک، به مثال‌های زیر توجه کنید.



● **ب - روش معمولی یا قدیمی:** در این روش ابتدا نام بنیان متصل به O-H و سپس واژه‌ی الکل را می‌نویسیم. در واقع می‌توان گفت که در روش معمولی، نام‌گذاری الکل‌ها بر وزن **آلکیل الکل** است. برای نمونه، الکل‌های زیر را به هر دو روش ایوپاک و معمولی نام‌گذاری کرده‌ایم.



● **بیخشید، در نام‌گذاری الکل‌ها به روش معمولی، اگر تعداد کربن‌ها خیلی زیاد بود و شاخه‌های فرعی متعددی داشتیم باید چگونه نام‌گذاری کنیم؟**



اگر تعداد کربن‌ها و یا شاخه‌های فرعی زیاد باشد، برای نام‌گذاری نمی‌توان از روش معمولی استفاده نمود و فقط باید از روش ایوپاک استفاده کرد. در سطح کتاب‌های درسی، روش نام‌گذاری معمولی، فقط در مورد چهار الکل فوق به کار می‌رود.

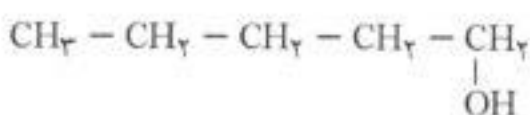
● **آقا اجازه، چرا در مورد متانول و اتانول که نام‌هایی ایوپاک هستند، شماره‌ی کربن متصل به O-H را ذکر نکرده‌اید؟**



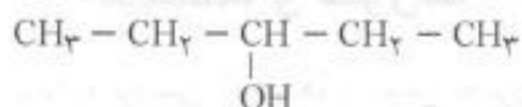
در متانول و اتانول مسلم است که شماره‌ی کربن متصل به عامل O-H برابر، یک است، به همین دلیل معمولاً شماره‌ی کربن متصل به O-H را در این دو الکل ذکر نمی‌کنند. اما هنگامی که تعداد کربن‌های الکل برابر ۳ یا بیش از ۳ است باید شماره‌ی کربن متصل به O-H را ذکر کنیم تا موقعیت عامل O-H مشخص باشد.

انوال الکل‌ها: با توجه به وضعیت کربن متصل به عامل O-H، الکل‌ها را به سه دسته تقسیم می‌کنند.

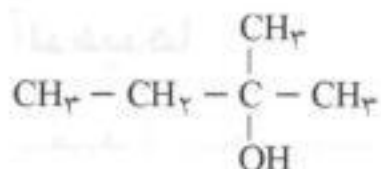
● **۱- الکل نوع اول:** الکی است که در آن کربن متصل به عامل O-H، خود به یک کربن دیگر متصل است، مانند ۱-پنتانول.



● ۲- الکل نوع دوم: الکلی است که در آن کربن متصل به عامل O-H، خود به دو کربن دیگر متصل است، مانند ۳- پنتانول.



● ۳- الکل نوع سوم: الکلی است که در آن کربن متصل به عامل O-H، خود به سه کربن دیگر متصل است.

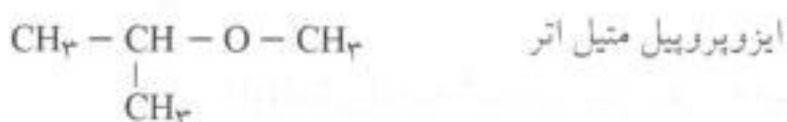


مانند ۲- متیل ۲- بوتانول.

اترها

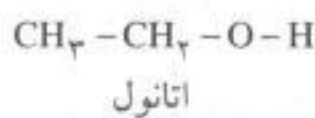
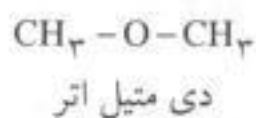
ترکیب‌هایی هستند که شکل کلی آنها به صورت $R-O-R'$ است که در آن منظور از R و R' گروه‌های کربن‌دار است. گروه عاملی در اترها اکسیژن (-O-) می‌باشد.

برای نام‌گذاری اترها ابتدا نام گروه‌های متصل به اکسیژن و سپس واژه‌ی اتر را می‌نویسیم، یعنی نام‌گذاری اترها بر وزن **آلکیل آلکیل اتر** می‌باشد. اگر دو گروه متصل به اکسیژن یکسان باشند نام‌گذاری اتر بر وزن **دی آلکیل اتر** خواهد بود. به مثال‌های زیر توجه فرمایید:

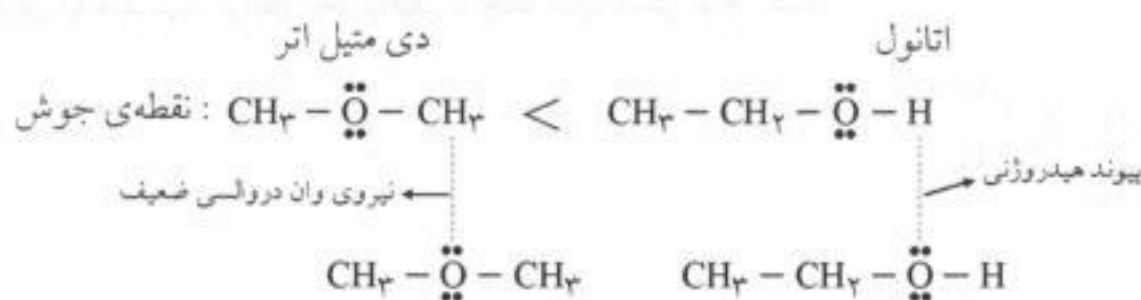


نکته: الکل‌ها و اترهای هم کربن با یکدیگر ایزومرنند، یعنی فرمول مولکولی آنها یکسان ولی فرمول ساختاری آنها متفاوت است.

به عنوان مثال اتانول و دی متیل اتر با یکدیگر ایزومرنند زیرا فرمول مولکولی هر دو به صورت $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ است ولی فرمول گسترده‌ی آنها متفاوت است.



نکته: نقطه‌ی جوش الکل‌ها از اتر هم کربن خود، بالاتر است زیرا الکل‌ها دارای عامل O-H هستند و می‌توانند بین مولکول‌های خود، **پیوند هیدروژنی** برقرار کنند، این در حالی است که نیروی بین مولکول‌ها در اترها از نوع **وان‌دروالسی ضعیف** است.



۱- روش ذکر شده برای نام‌گذاری اترها، روش معمولی یا قدیمی است. نام‌گذاری اترها به روش ایوپاک در کتاب درسی مطرح نشده است به همین دلیل در اینجا از ذکر نام‌گذاری اترها به روش ایوپاک صرف‌نظر می‌کنیم.

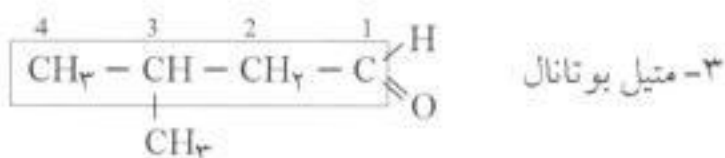
۲- آلدهیدها و کتونها

ابتدا به بررسی آلدهیدها و سپس به بررسی کتونها می‌پردازیم.

آلدهیدها

آلدهیدها ترکیب‌هایی هستند که شکل کلی آنها به صورت $R-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-H$ یا $R-CHO$ است که در آن منظور از R گروه‌های کربن‌دار است. البته در آلدهیدها به جای R می‌توان اتم هیدروژن نیز قرار داد. گروه عاملی در آلدهیدها، عامل $-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-H$ یا $-CHO$ است.

● **آ - روش ایوپاک:** در این روش شماره‌گذاری را از طرف عامل آلدهیدی ($-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-H$) آغاز می‌کنیم و پس از ذکر شماره و نام شاخه‌های فرعی، تعداد کربن زنجیر اصلی را بر وزن **آلکانال** می‌نویسیم. توجه داشته باشید که کربن عامل آلدهیدی را نیز جزو زنجیر اصلی در نظر می‌گیریم. به مثال زیر توجه فرمایید.



: آیا نیازی نیست شماره‌ی کربن عامل آلدهیدی را ذکر کنیم؟

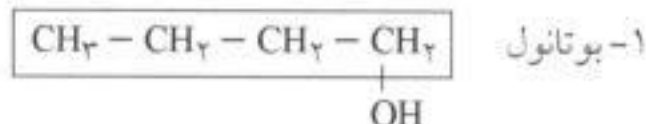
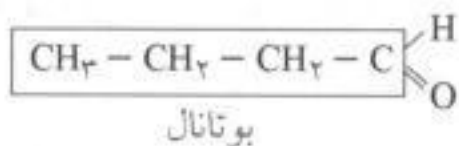


خیر، زیرا عامل آلدهیدی همواره سر زنجیر قرار دارد و مسلماً شماره‌ی آن برابر یک است.

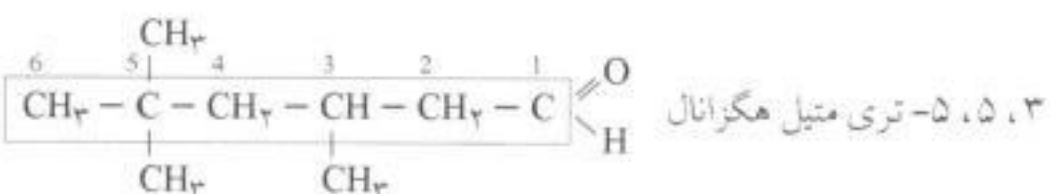
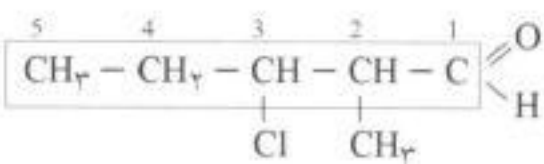
: بیخشید، یک سؤال دیگر! چرا در آلدهیدها گروه عاملی، خود جزو زنجیر اصلی است ولی در الکل‌ها، گروه عاملی جزو زنجیر اصلی نبود؟



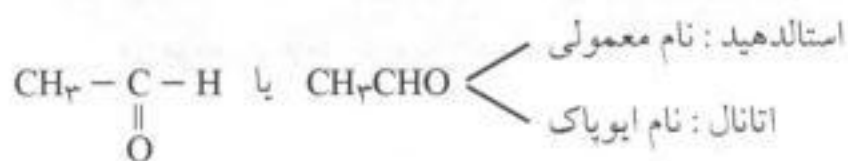
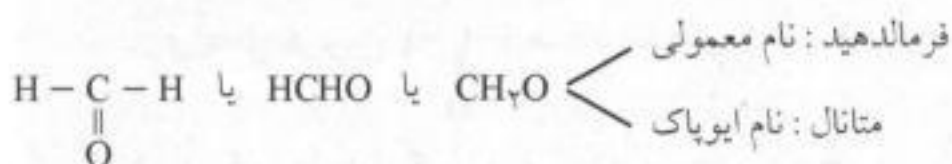
در پاسخ به سؤال شما باید گفت که در ترکیب‌های آلی، زنجیر اصلی باید فقط از جنس کربن باشد. اگر گروه عاملی خود دارای کربن باشد (مانند گروه عاملی آلدهیدی $-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-H$) کربن مربوط به گروه عاملی باید جزو زنجیر اصلی باشد اما اگر گروه عاملی فاقد کربن باشد (مانند گروه عاملی الکی $O-H$) کربن متصل به گروه عاملی (نه خود گروه عاملی) باید جزو زنجیر اصلی باشد. به زنجیر اصلی در یک الکل و یک آلدهید توجه کنید.



حال برای این که نام‌گذاری آلدهید بهتر برایتان جا بیافتد به چند مثال دیگر توجه کنید.



● **ب - روش معمولی یا قدیمی:** برخی از آلدئیدهایی که تعداد کربن آنها نسبتاً کم است علاوه بر نام ایوپاک دارای نام معمولی نیز هستند که دو مورد زیر را باید حفظ باشید.



کتونها

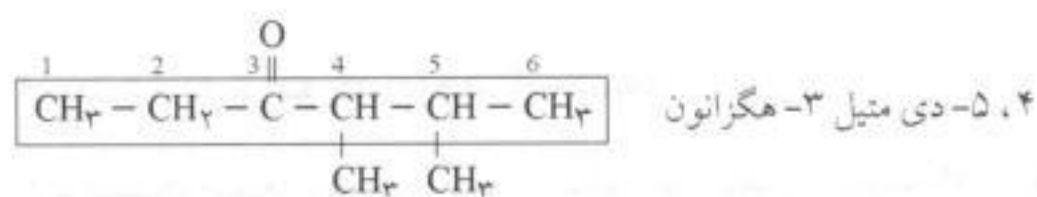
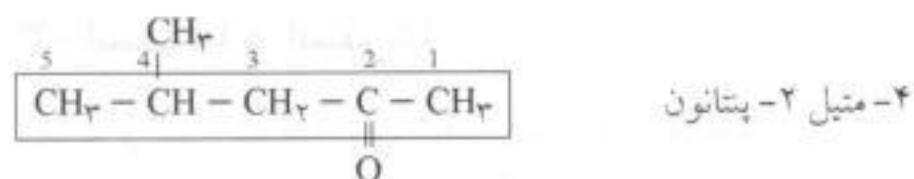
ترکیب‌هایی هستند که شکل کلی آنها به صورت $\text{R}-\underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{R}'$ یا RCOR' است که در آن منظور از R و R' گروه‌های کربن‌دار

است. گروه عاملی در کتون‌ها، $-\text{C}-$ یا $-\text{CO}-$ است که عامل **کربونیل** نام دارد.

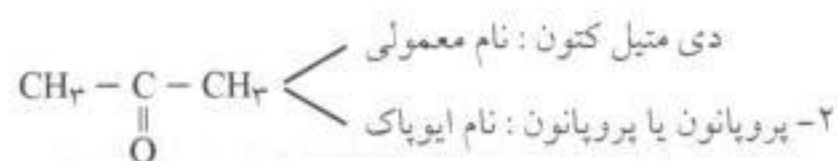
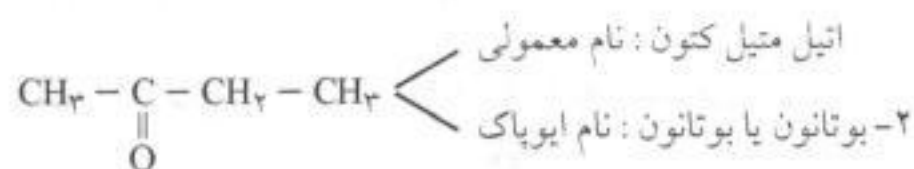
برای نام‌گذاری کتون‌ها دو روش وجود دارد.

● **آ - روش ایوپاک:** در این روش شماره‌گذاری زنجیر اصلی از سمتی است که زودتر به عامل کربونیل $(-\text{C}-)$ می‌رسیم و پس از

ذکر شماره و نام شاخه‌های فرعی، ابتدا شماره‌ی کربن عامل کربونیل و در پایان، تعداد کربن زنجیر اصلی را بر وزن **آلکانون** می‌نویسیم. به مثال‌های زیر توجه فرمایید.



● **ب - روش معمولی یا قدیمی:** در این روش ابتدا نام گروه‌های متصل به عامل کربونیل و سپس واژه‌ی کتون را می‌نویسیم. در واقع در روش معمولی، نام‌گذاری کتون‌ها بر وزن **آلکیل آلکیل کتون** است که البته اگر دو گروه آلکیل، یکسان باشند نام‌گذاری بر وزن **دی آلکیل کتون** خواهد بود. برای نمونه، کتون‌های زیر را به هر دو روش ایوپاک و معمولی نام‌گذاری کرده‌ایم.

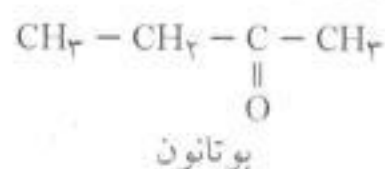
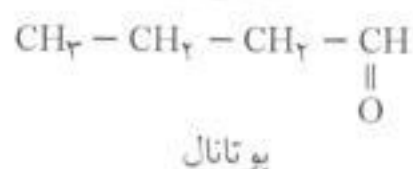


همان‌طور که مشاهده می‌شود در نام‌گذاری دو ماده‌ی فوق به روش ایوپاک می‌توان شماره‌ی کربن عامل کربونیل را حذف نمود زیرا در کتون‌ها عامل کربونیل نمی‌تواند سر زنجیر باشد پس مسلماً شماره‌ی آن، برابر ۲ است.

● **توجه:** نام دیگر دی‌متیل کتون یا پروپانون، **استون** است که کاربرد معروف آن، به عنوان حلال لاک است.



نکته: آلدهیدها و کتون‌های هم کربن با یک‌دیگر ایزومرنند. توجه داشته باشید که هم آلدهیدها و هم کتون‌ها، دارای عامل کربونیل $(-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-)$ هستند اما تفاوت مهم آن‌ها این است که در آلدهیدها، عامل کربونیل باید سر زنجیر باشد ولی در کتون‌ها عامل کربونیل می‌تواند هر جایی (به جز سر زنجیر) باشد. به عنوان مثال تفاوت بوتانال و بوتانون فقط در موقعیت عامل کربونیل است.



پیششید، مگر سر زنجیر بودن عامل کربونیل، چه اهمیتی دارد که اگر عامل کربونیل سر زنجیر باشد، نوع خانواده‌ی ماده‌ی آلی عوض می‌شود.

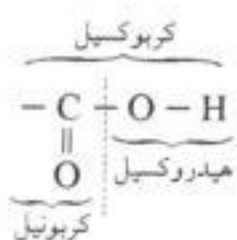
اگر عامل کربونیل سر زنجیر باشد، هیدروژن متصل به عامل کربونیل $(-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H})$ خواهیم داشت که این هیدروژن خواص ویژه‌ای از خود نشان می‌دهد که باعث می‌شود رفتار و خصوصیات ماده‌ی آلی کاملاً متحول شود، به همین دلیل اگر عامل کربونیل سر زنجیر باشد خانواده‌ی ماده‌ی آن از کتون به آلدهید تغییر می‌کند.

۳- اسیدها و استرها

ابتدا به بررسی اسیدها و سپس به بررسی استرها می‌پردازیم.

اسیدها یا کربوکسیلیک اسیدها

کربوکسیلیک اسیدها ترکیباتی هستند که شکل کلی آن‌ها به صورت $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$ یا RCOOH است که در آن منظور از R گروه‌های کربن‌دار است، البته R می‌تواند اتم H نیز باشد. گروه عاملی در کربوکسیلیک اسیدها، عامل $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$ یا $-\text{COOH}$ است که عامل کربوکسیل نام دارد. در واقع می‌توان این طور فرض نمود که از به هم متصل شدن عامل کربونیل $(-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-)$ و عامل هیدروکسیل

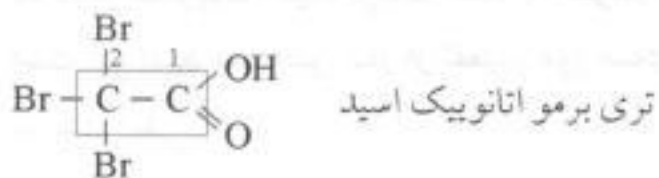
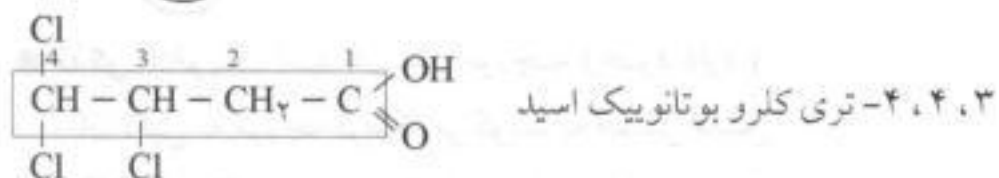


$(-\text{OH})$ ، عامل کربوکسیل $(-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH})$ به دست می‌آید.

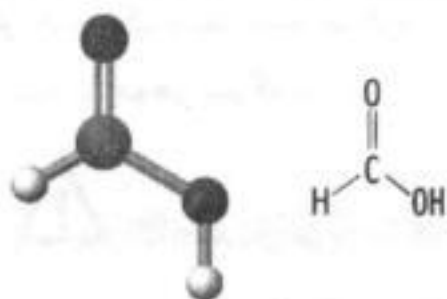
برای نام‌گذاری کربوکسیلیک اسیدها، دو روش وجود دارد.

● **آ - روش ایوپاک:** در این روش شماره‌گذاری از کربن عامل کربوکسیل $(-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH})$ آغاز می‌شود و پس از ذکر شماره و نام

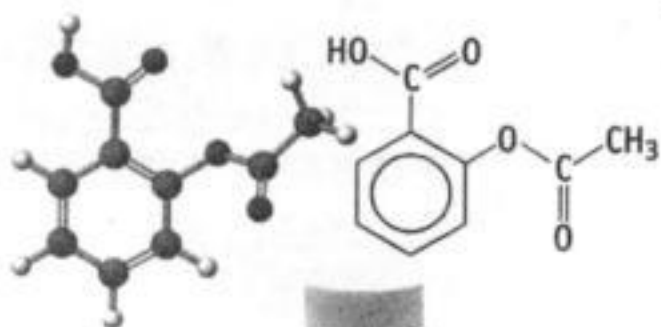
شاخه‌های فرعی، تعداد کربن زنجیر اصلی را به وزن آلکانویک اسید می‌نویسیم. به مثال‌های زیر توجه کنید.



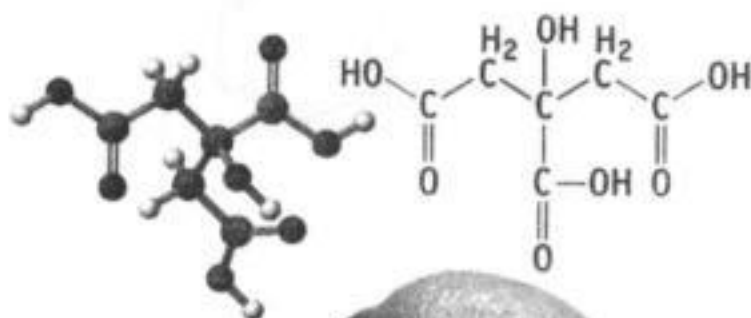
همان‌طور که ملاحظه می‌فرمایید در تری برمواتانویک اسید شماره‌های شاخه‌های فرعی (یعنی اتم‌های برم) را ذکر نکرده‌ایم زیرا شماره‌ی آن‌ها جز عدد ۲، عدد دیگری نمی‌تواند باشد پس ذکر شماره‌ی ۲ ضروری نیست، ولی به هر حال می‌توان نام این ماده را ۲، ۲، ۲-تری برمواتانویک اسید نیز ذکر نمود.



(a) فرمیک اسید یا جوهر مورچه



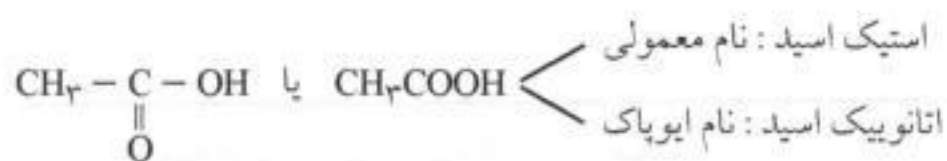
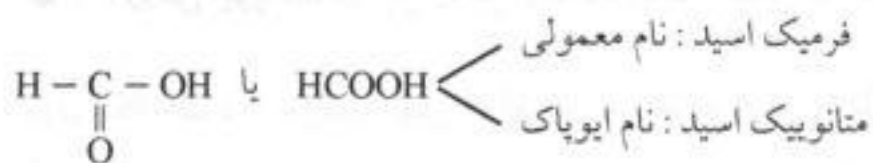
(c) آسپیرین



(b) سیتریک اسید یا جوهر لیمو

شکل (۲۶) - چند اسید آلی. آیا می‌توانید گروه عاملی کربوکسیل را در این مواد مشخص کنید؟

● **ب - روش معمولی یا قدیمی:** برخی از کربوکسیلیک اسیدها که تعداد کربن آن‌ها نسبتاً کم است علاوه بر نام ایوپاک دارای نام معمولی نیز هستند که باید موارد زیر را حفظ باشیم.

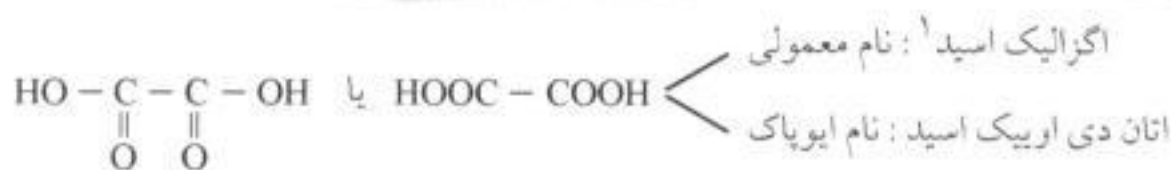




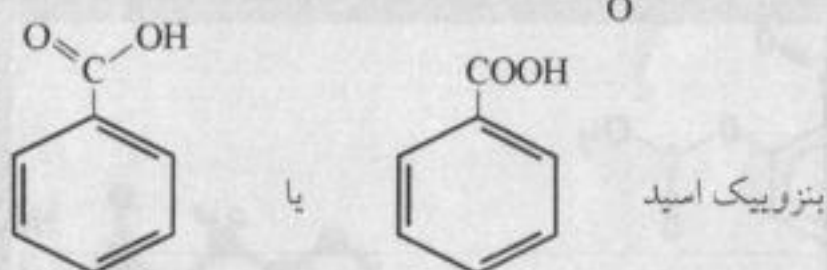
● **تذکر:** متانوئیک اسید در نیش مورچه وجود دارد و در زبان لاتین به مورچه فرمیکا می‌گویند به همین دلیل نام دیگر متانوئیک اسید، فرمیک اسید یا **جوهر مورچه** است این اسید نخستین بار از تقطیر مورچه‌ی سرخ به‌دست آمد.

● **تذکر:** اتانوئیک اسید، اسید موجود در سرکه است و در زبان لاتین به سرکه، استوم می‌گویند، به همین دلیل نام دیگر اتانوئیک اسید، استیک اسید یا **جوهر سرکه** است.

نکته: همان طور که گفته شد نام‌گذاری کربوکسیلیک اسیدها بر وزن آلکانوئیک اسید است اما اگر اسید مورد نظر، دو عامل اسیدی داشته باشد نام‌گذاری آن بر وزن **آلکان دی اویک اسید** خواهد بود. نام اسید دو عاملی زیر را به روش ایوپاک و معمولی باید حفظ باشید.

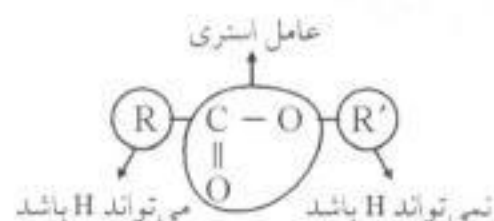


نکته: اگر عامل کربوکسیل ($-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$) به حلقه‌ی بنزن متصل باشد به آن **بنزوئیک اسید** می‌گویند.



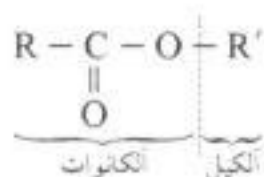
استرها

استرها ترکیب‌هایی هستند که شکل کلی آن‌ها به صورت $\text{R}-\underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{O}-\text{R}'$ یا RCOOR' می‌باشد. در ساختار استرها R علاوه بر گروه‌های کربن دار می‌تواند هیدروژن نیز باشد اما R' نمی‌تواند هیدروژن باشد زیرا اگر R'، هیدروژن باشد پیوند O-H خواهیم داشت و آن ماده یک اسید محسوب خواهد شد نه یک استر.



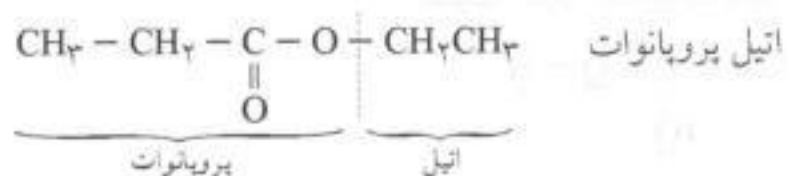
برای نام‌گذاری استرها، دو روش وجود دارد.

● **آ - روش ایوپاک:** در این روش ابتدا نام آلکیل متصل به اکسیژن (یعنی R') و سپس تعداد کربن موجود در $(\text{R}-\underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{O}-)$ را بر



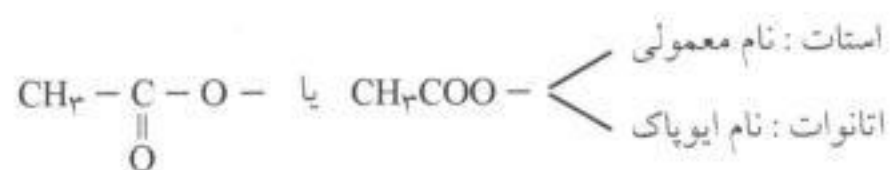
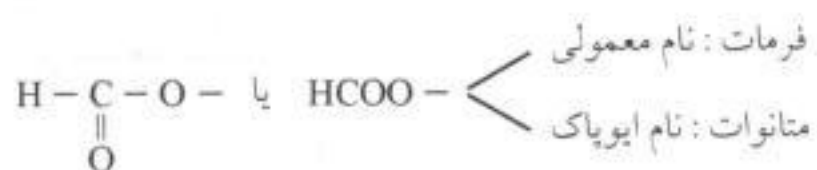
وزن آلکانوات ذکر می‌کنیم. پس نام‌گذاری استرها به روش ایوپاک بر وزن **آلکیل آلکانوات** می‌باشد.

به چند مثال زیر توجه فرمایید:



● **ب - روش معمولی یا قدیمی:** در این روش برخی از بنیان‌های $\text{R}-\underset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-$ دارای نام‌های خاصی هستند که دو مورد زیر را باید

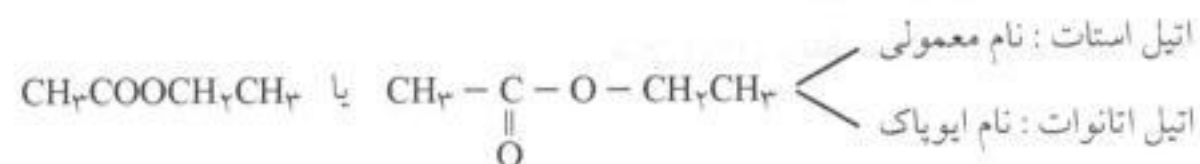
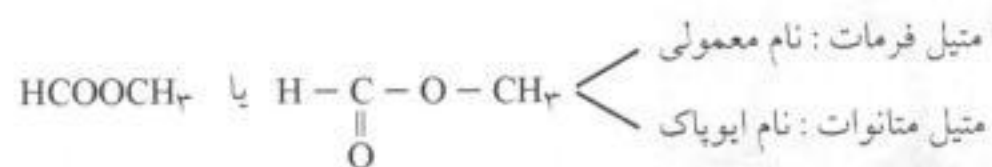
حفظ باشیم.




توجه داشته که بنیان $\text{H}-\underset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-$ در واقع همان فرمیک اسید ($\text{H}-\underset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{H}$) است که یک هیدروژن آن را برداشته‌ایم به همین


دلیل به آن **فرمات** می‌گویند. هم‌چنین $\text{CH}_3-\underset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-$ در واقع همان استیک اسید ($\text{CH}_3-\underset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{H}$) است که یک هیدروژن آن را

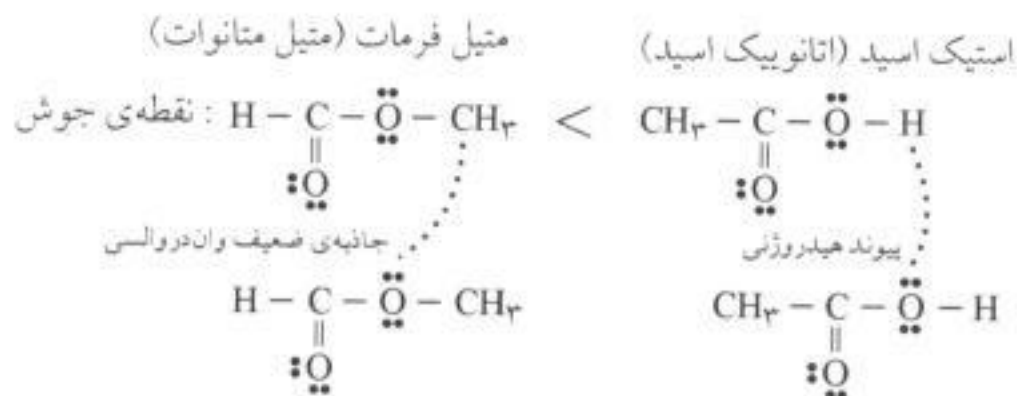
برداشته‌ایم به همین دلیل به آن **استات** می‌گویند. در روش معمولی نام‌گذاری استرها، ابتدا نام آلکیل متصل به اکسیژن و سپس نام معمولی بنیان ($\text{R}-\underset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-$) را ذکر می‌کنیم. به مثال‌های زیر توجه فرمایید.



نکته:  کربوکسیلیک اسیدها با استر هم کربن خود ایزومرند. به عنوان مثال استیک اسید (اتانویک اسید) با متیل فرمات (متیل متانوات) ایزومر است زیرا فرمول مولکولی هر دو به صورت $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ است.

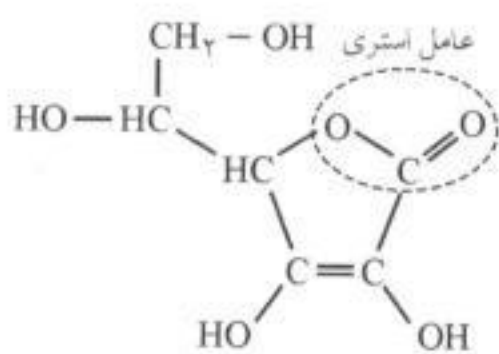


نکته:  نقطه‌ی جوش کربوکسیلیک اسیدها از استر هم کربن خود بالاتر است زیرا کربوکسیلیک اسیدها دارای عامل $\text{O}-\text{H}$ هستند و می‌توانند بین مولکول‌های خود پیوند هیدروژنی برقرار کنند. این در حالی است که نیروی بین مولکول‌ها در استرها از نوع جاذبه‌ی ضعیف وان‌دروالسی است.



● **تذکر:** استرهای سبک (با تعداد کمی اتم کربن) بوی بسیار مطبوعی دارند. طعم و بوی شاخص میوه‌ها و عطر گل‌ها اغلب به علت وجود این استرها است.

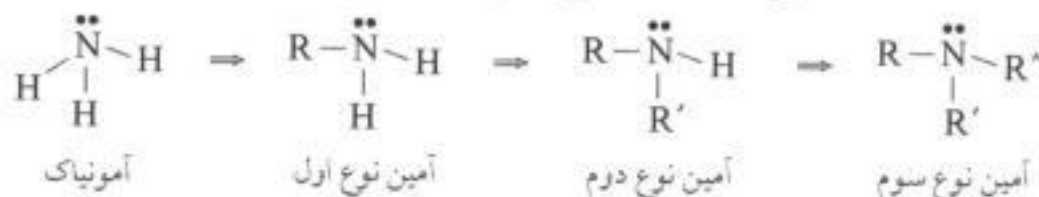
● **تذکر:** ویتامین C (آسکوربیک اسید) جامدی سفیدرنگ، محلول در آب و غیرسمی است. وجود آن در رژیم غذایی، مقاومت انسان را در برابر انواع عفونت‌ها افزایش می‌دهد. بسیاری از میوه‌ها به ویژه مرکبات سرشار از ویتامین C هستند. ویتامین C یک استر حلقوی است.



شکل (۲۷) - پرتقال سرشار از آسکوربیک اسید است.

آمین‌ها

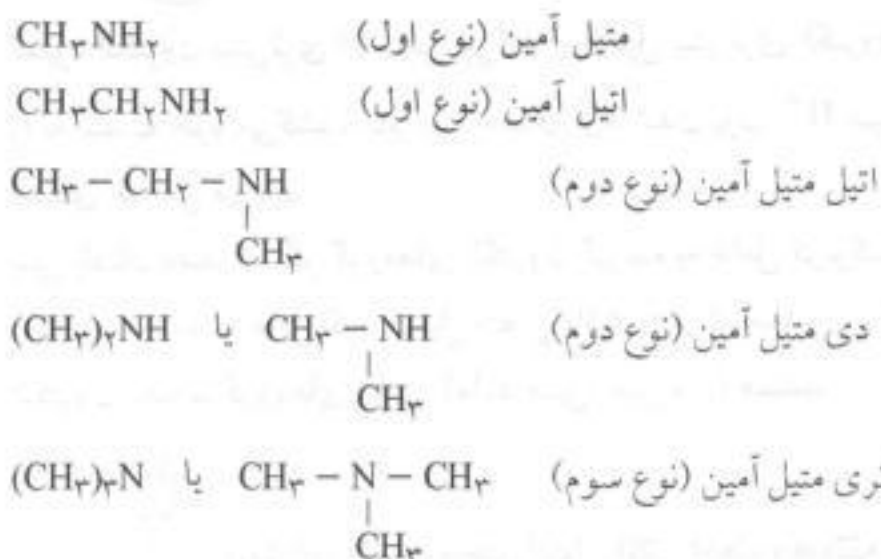
اگر در ساختار آمونیاک به جای یک، دو یا سه اتم هیدروژن گروه‌های آلکیل قرار دهید به ترتیب آمین نوع اول، آمین نوع دوم و آمین نوع سوم به دست می‌آید.



در واقع نوع آمین بستگی به تعداد گروه‌های کربن‌دار متصل به اتم N دارد. برای نام‌گذاری آمین‌ها به روش معمولی، ابتدا نام گروه‌های متصل به اتم N و سپس واژه آمین را می‌نویسیم. به مثال‌های زیر توجه کنید:

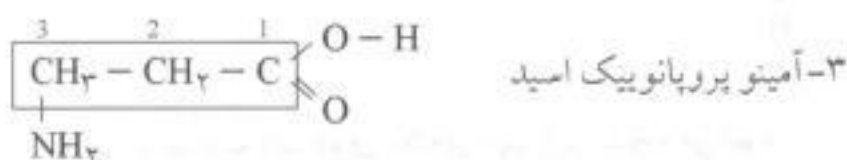
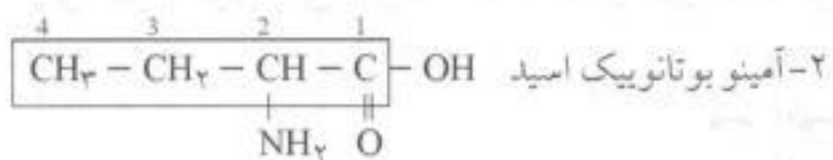


۱- نام‌گذاری آمین‌ها به روش ایوپاک در کتاب درسی مطرح نشده است به همین دلیل در این کتاب از بررسی آن صرف‌نظر می‌کنیم.



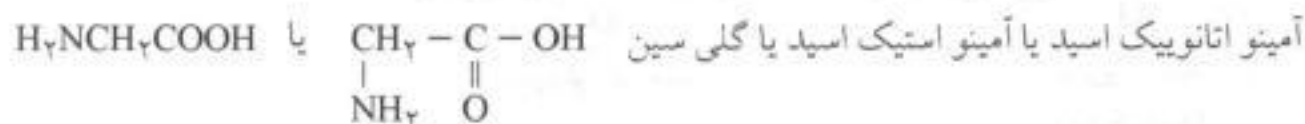
آمینو اسیدها

ترکیب‌هایی هستند که هم عامل اسیدی ($-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$) و هم عامل آمینی ($-\text{NH}_2$) دارند. برای نام‌گذاری آمینواسیدها به روش ایوپاک، شماره‌گذاری را از عامل کربوکسیل ($-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$) آغاز می‌کنیم و عامل $-\text{NH}_2$ را به صورت یک شاخه‌ی فرعی با نام **آمینو** در نظر می‌گیریم، تعداد کربن زنجیر اصلی را نیز بر وزن **آلکانوئیک اسید** می‌نویسیم. در واقع می‌توان این طور تصور نمود که نام‌گذاری آمینواسیدها درست شبیه نام‌گذاری کربوکسیلیک اسیدها است با این تفاوت که یک شاخه‌ی فرعی با نام آمینو نیز دارند. به مثال‌های زیر توجه فرمایید.



نکته: اگر گروه آمین ($-\text{NH}_2$) و گروه کربوکسیل ($-\text{COOH}$) هر دو به یک کربن متصل باشند به آن **آلفا - آمینواسید** می‌گویند. همه‌ی آمینواسیدهای طبیعی که واحدهای سازنده‌ی پلیمرهای طبیعی مهمی به نام پروتئین‌ها هستند، جزو آلفا - آمینواسیدها می‌باشند.

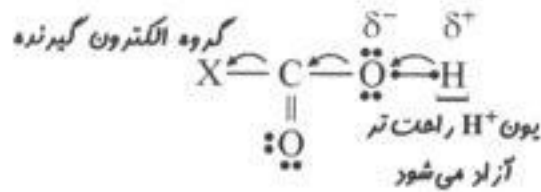
به عنوان مثال آمینواتانویک اسید یا آمینواستیک اسید یا **گلی‌سین**، نوعی آلفا - آمینواسید محسوب می‌شود.



خب، حالا که با نام‌گذاری انواع ترکیب‌های آلی، آشنا شدید می‌توانیم به ادامه‌ی مطالب مطرح شده در بخش ۳ کتاب شیمی پیش‌دانشگاهی بپردازیم.

مقایسه‌ی قدرت اسیدی در کربوکسیلیک اسیدها

به طور کلی هر چه گروه‌های متصل به عامل کربوکسیل ($-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{H}$) الکترون گیرنده‌تر باشند، اتم اکسیژن در عامل کربوکسیل،

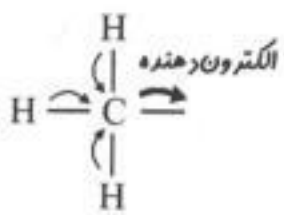


کمبود الکترون بیش تری احساس می کند و با میل بیش تری الکترون پیوندی با هیدروژن را به سمت خود می کشد، بنابراین احتمال آزاد شدن یون H^+ بیش تر شده و قدرت اسیدی افزایش می یابد.

پس یادتان باشد که اگر گروه های الکترون گیرنده به عامل کربوکسیل متصل باشند قدرت اسیدی را افزایش می دهند. اما اگر گروه های الکترون دهنده به عامل کربوکسیل متصل باشند قدرت اسیدی را کاهش می دهند. در این مبحث، معروف ترین و مهم ترین گروه های الکترون دهنده، گروه های آلکیل (مانند متیل، اتیل و...) هستند.

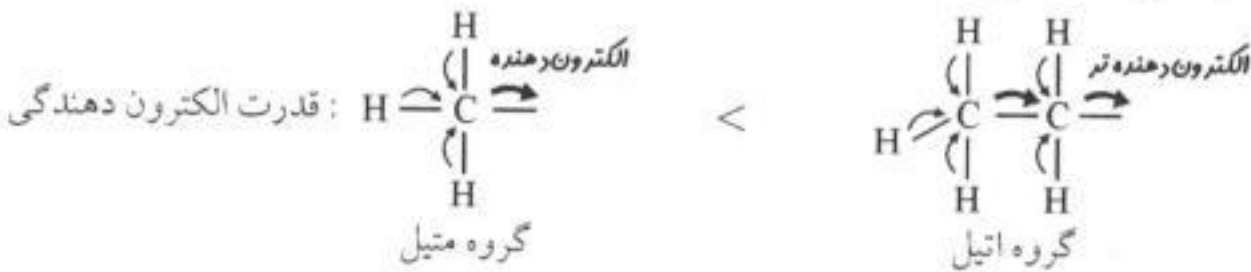


بیخشید! چرا گروه های آلکیل، الکترون دهنده هستند؟



در یک گروه آلکیل، مانند متیل، اتم های هیدروژن که نسبت به کربن الکترون گاتیوی کم تری دارند به اتم کربن الکترون می دهند و اتم کربن نیز که شعاع چندان بزرگی ندارد و الکترون گاتیوی آن نیز چندان بالا نیست، نمی تواند ابر الکترونی زیادی را روی خود نگه دارد بنابراین اتم کربن نیز از طریق بازوی چهارم خود، الکترون های خود را به اتم مجاور تحویل می دهد، به جهت جابه جایی ابر الکترونی در عامل متیل توجه کنید.

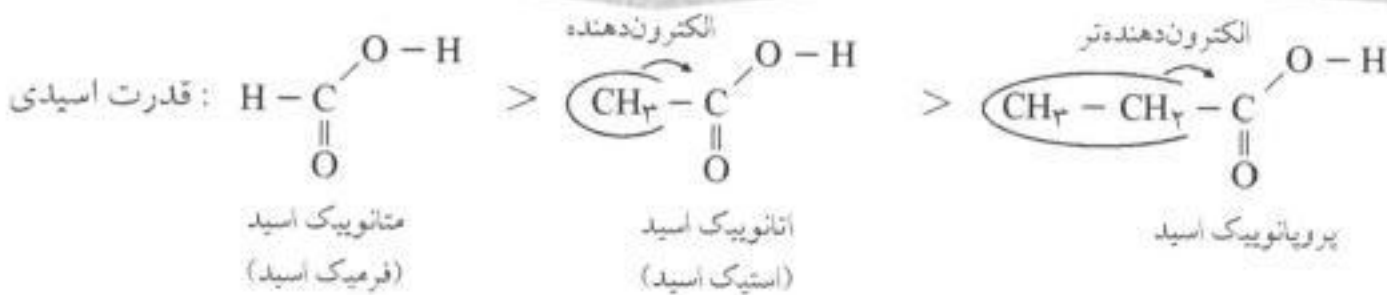
هر چه تعداد کربن های یک آلکیل بیش تر باشد، الکترون دهنده گی آن نیز بیش تر است به عنوان مثال قدرت الکترون دهنده گی اتیل از متیل بیش تر است. علت این است که اتم کربن در گروه متیل توسط سه اتم هیدروژن اما در گروه اتیل توسط دو اتم هیدروژن و یک گروه متیل تغذیه ی الکترونی می شود پس منابع تغذیه ای کربن در اتیل نسبت به متیل قوی تر و غنی تر است و چگالی ابر الکترونی روی کربن اتیل از کربن متیل بیش تر است به همین دلیل در مجموع گروه اتیل نسبت به گروه متیل الکترون دهنده ی قوی تری است.



با توجه به توضیحات فوق نکته ی مهم زیر نتیجه می شود.

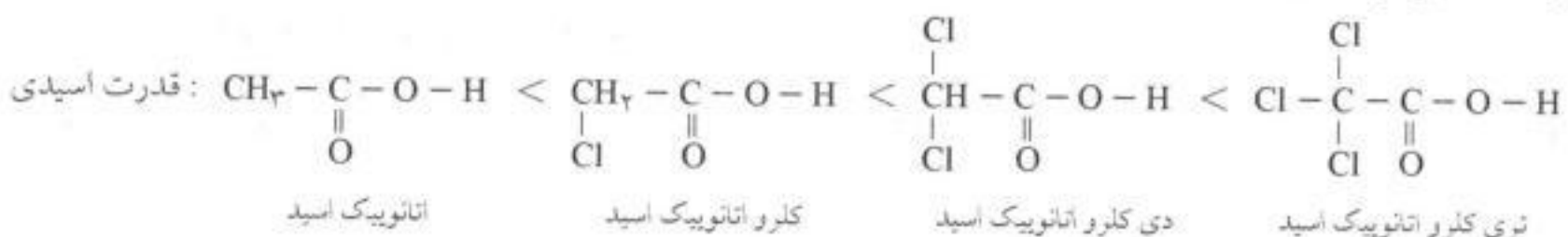


نکته: گروه های آلکیل الکترون دهنده هستند و قدرت اسیدی را کم می کنند، در ضمن هر چه تعداد کربن های یک آلکیل بیش تر باشد الکترون دهنده گی آن بیش تر است و قدرت اسیدی را بیش تر کاهش می دهد. پس می توان نوشت:



همان طور که قبلاً توضیح دادم، گروه های الکترون گیرنده قدرت اسیدی را افزایش می دهند. معروف ترین و مهم ترین گروه های الکترون گیرنده، هالوژن ها هستند. در مورد تأثیر هالوژن ها روی قدرت اسیدی باید به موارد زیر توجه نمود.

● ۱- هالوژن ها الکترون گیرنده هستند و قدرت اسیدی را زیاد می کنند، پس هر چه تعداد هالوژن بیش تر باشد قدرت اسیدی نیز بیش تر خواهد بود. به مثال زیر توجه کنید.

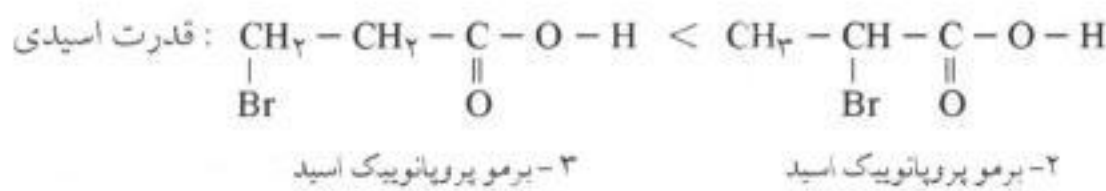




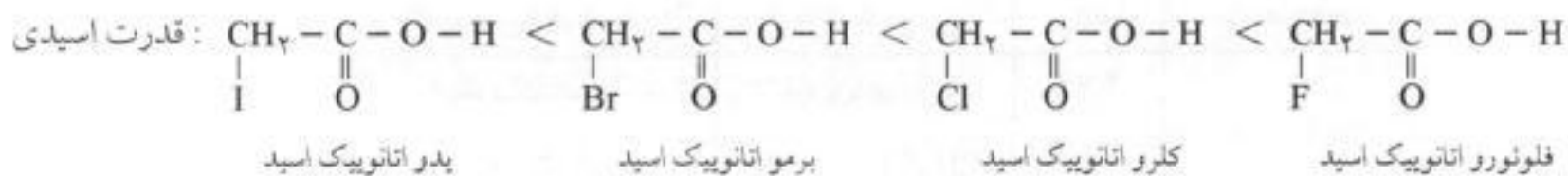
: ببخشید، چرا در نام‌گذاری اسیدهای فوق، شماره‌ی اتم‌های کلر را ذکر نکرده‌اید؟ مثلاً چرا به جای کلرو اتانوییک اسید نوشته‌اید ۲- کلرو اتانوییک اسید؟

همان طور که می‌دانید شماره‌گذاری کربن‌ها در کربوکسیلیک اسیدها از کربن عامل کربوکسیل ($\text{C}-\text{OH}$) آغاز می‌شود، بنابراین هنگامی که اسید مورد نظر، فقط دو کربن دارد، مسلم است که شاخه‌های فرعی (مانند اتم‌های کلر) روی کربن شماره‌ی ۲ قرار دارند به همین دلیل ذکر شماره‌ی آن‌ها ضروری نیست.

● ۲- هر چه هالوژن، به عامل کربوکسیل ($\text{C}-\text{O}-\text{H}$) نزدیک‌تر باشد تأثیر الکترون‌گیرندگی آن بیش‌تر شده و قدرت اسیدی را بیش‌تر می‌کند. به مثال زیر توجه کنید.



● ۳- هر چه هالوژن موجود، الکترون‌گاتیب‌تر باشد، قدرت الکترون‌گیرندگی آن بیش‌تر بوده و قدرت اسیدی را بیش‌تر می‌کند. به مثال زیر توجه فرمایید:



: ببخشید، کدام یک از سه موردی که بیان کردید، مهم‌تر است. یعنی مثلاً در مقایسه‌ی قدرت اسیدی ۲- برموپروپانویک اسید با ۳- کلرو پروپانویک اسید تکلیف ما چیست؟ پیش‌تر بودن الکترون‌گاتیوی مهم‌تر است یا نزدیک بودن هالوژن به عامل کربوکسیل؟

در این گونه موارد تنها راه مقایسه‌ی قدرت اسیدی، این است که به طور تجربی مقادیر ثابت یونس اسیدی (K_a) را اندازه‌گیری کنیم و آن‌ها را با هم مقایسه نماییم. توجه داشته باشید که اختلاف تأثیر کلر و برم روی قدرت اسیدی، با اختلاف تأثیر فلور و کلر یکسان نیست و یا اختلاف تأثیر وجود هالوژن روی کربن ۲ و ۳ با اختلاف تأثیر آن روی کربن ۳ و ۴ یکسان نیست. بنابراین نمی‌توان یک قانون کلی درست کرد و گفت که تأثیر الکترون‌گاتیوی هالوژن مهم‌تر است و یا تأثیر نزدیک بودن هالوژن به عامل اسیدی. به همین دلیل در تست‌های آزمون ورودی دانشگاه‌ها هیچ‌گاه تستی را مطرح نکرده و نخواهند کرد که در جواب آن، مقایسه‌ی قدرت اسیدهایی مانند ۲- برموپروپانویک اسید و ۳- کلرو پروپانویک اسید تعیین کننده باشد.

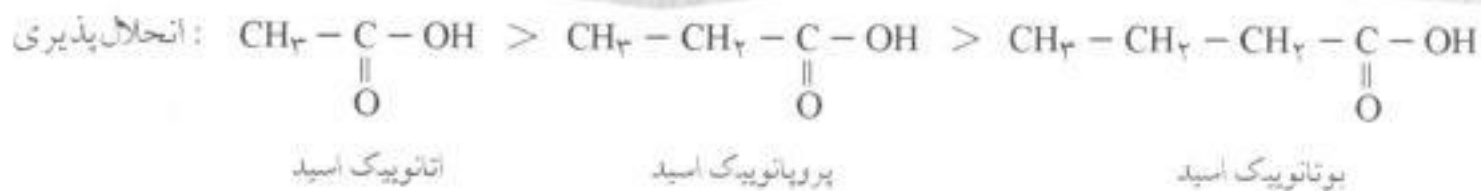


: ببخشید، دو اتم کلر قدرت اسیدی را بیش‌تر افزایش می‌دهند یا سه اتم برم؟ یعنی مثلاً قدرت اسیدی ۲، ۳- دی کلرو پروپانویک اسید بیش‌تر است یا قدرت اسیدی ۲، ۳، ۳- تری برموپروپانویک اسید؟

در این مورد نیز نمی‌توان یک قانون کلی بیان نمود. یعنی نمی‌توان گفت که تأثیر تعداد هالوژن بیش‌تر است یا تأثیر الکترون‌گاتیوی هالوژن. در این مورد نیز فقط باید به طور تجربی مقادیر ثابت یونس اسیدی (K_a) را اندازه‌گیری و مقایسه نمود، به همین دلیل چنین مقایسه‌ای در تست‌های آزمون ورودی دانشگاه‌ها مطرح نمی‌شود.



نکته: کربوکسیلیک اسیدهای سبک (حداکثر با چهار اتم کربن) به خوبی در آب حل می‌شوند. ولی با افزایش طول زنجیر کربنی از انحلال‌پذیری آنها در آب کاسته می‌شود زیرا هر چه طول زنجیر کربنی بیشتر باشد، سر ناقطبی مولکول بزرگ‌تر شده و جاذبه‌ی آن با مولکول‌های قطبی آب کم می‌شود.



بررسی «هم‌چون دانشمندان» صفحه‌های ۶۷ و ۶۸ کتاب درسی

در «هم‌چون دانشمندان» صفحه‌های ۶۷ و ۶۸ کتاب درسی سؤال‌ها و نکته‌های بسیار مهمی در مورد مقایسه‌ی قدرت اسیدی کربوکسیلیک اسیدها مطرح شده است. به همین دلیل لازم دیدم که آنها را به طور دقیق بررسی کنیم. بگذارید از ابتدای صفحه‌ی ۶۷ کتاب درسی آغاز کنیم.

مقادیر pK_a برای برخی کربوکسیلیک اسیدها در جدول زیر داده شده است. با دقت به این جدول نگاه کنید و سپس به پرسش‌های مطرح شده پاسخ دهید.

باز مزدوج	pK_a	فرمول شیمیایی	کربوکسیلیک اسید
	۴/۷۶	CH_3COOH	اتانویک اسید
	۴/۸۷	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	پروپانویک اسید
	۲/۶۶	FCH_2COOH	فلوئورو اتانویک اسید
	۲/۸۶	ClCH_2COOH	کلرو اتانویک اسید
	۲/۹۰	BrCH_2COOH	برمو اتانویک اسید
	۱/۲۹	Cl_2CHCOOH	دی کلرو اتانویک اسید
	۰/۶۵	Cl_3CCOOH	تری کلرو اتانویک اسید

■ ۱- در این مجموعه قوی‌ترین اسید و ضعیف‌ترین اسید کدام است؟

جواب: قوی‌ترین اسید تری کلرو اتانویک اسید است زیرا pK_a آن از همه کوچک‌تر است و ضعیف‌ترین اسید نیز پروپانویک اسید است زیرا pK_a آن از همه بزرگ‌تر است.

■ ۲- با نوشتن فرمول شیمیایی باز مزدوج هر یک از این اسیدها، ستون چهارم این جدول را کامل کنید.

جواب: بازهای مزدوج در ستون چهارم جدول مورد نظر، از بالا به پایین به ترتیب عبارت‌اند از: اتانوات (CH_3COO^-)، پروپانوات ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-$)، فلوئورو اتانوات (FCH_2COO^-)، کلرو اتانوات ($\text{ClCH}_2\text{COO}^-$)، برمواتانوات ($\text{BrCH}_2\text{COO}^-$)، دی کلرو اتانوات ($\text{Cl}_2\text{CHCOO}^-$)، تری کلرو اتانوات (Cl_3CCOO^-).

■ ۳- اگر قدرت یک اسید معیاری برای تعیین میزان پایداری باز مزدوج آن در نظر گرفته شود، در این صورت باز مزدوج کدام اسید از همه پایدارتر است؟ ناپایدارترین باز مزدوج کدام است؟

جواب: با توجه به این که قدرت اسیدی تری کلرو اتانویک اسید از همه بیشتر است باز مزدوج آن یعنی تری کلرو اتانوات (Cl_3CCOO^-) از همه پایدارتر است. از طرفی قدرت اسیدی پروپانویک اسید ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$) از همه کم‌تر است بنابراین باز مزدوج آن، یعنی یون پروپانوات ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-$) از همه ناپایدارتر است.

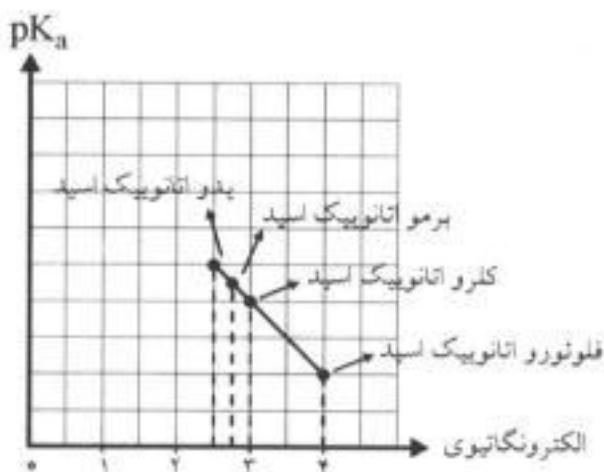
۶- تأثیر افزایش تعداد اتم‌های کلر بر قدرت اسیدی اتانویک اسید را چگونه توجیه می‌کنید؟

جواب: هر چه تعداد اتم‌های کلر بیشتر باشد، اتم اکسیژن در عامل کربوکسیل $(-\overset{\overset{\text{O}}{\parallel}}{\text{C}}-\overset{\overset{\text{O}}{\mid}}{\text{O}}-\text{H})$ کمبود الکترون بیشتری احساس

می‌کند و با میل بیشتر جفت الکترون پیوندی با هیدروژن را به سمت خود می‌کشد و بدین ترتیب احتمال آزاد شدن H^+ بیشتر شده و قدرت اسیدی افزایش می‌یابد.

۷- مقدار pK_a برای فلئورو اتانویک اسید، کلرو اتانویک اسید، برم اتانویک اسید و یدو اتانویک اسید را در برابر الکترونگاتیوی اتم هالوژن موجود در آنها، به صورت یک نمودار روی یک کاغذ میلی‌متری رسم کنید. از این مقایسه چه نتیجه‌ای می‌گیرید.

جواب: نمودار مورد نظر به صورت مقابل است:



از این نمودار می‌توان دریافت که هر چه هالوژن موجود الکترونگاتیوتر باشد، قدرت اسیدی بیشتر و در نتیجه مقدار pK_a کم‌تر می‌شود.

۸- با توجه به داده‌های این جدول آیا می‌توانید مقدار pK_a را برای تری فلئورو اتانویک اسید (CF_3COOH) به طور تقریبی پیش‌بینی کنید؟ پاسخ خود را شرح دهید.

جواب: قدرت اسیدی تری فلئورو اتانویک اسید از قدرت اسید تری کلرو اتانویک اسید بیشتر است. پس pK_a تری فلئورو اتانویک اسید از pK_a تری کلرو اتانویک اسید کوچک‌تر است، یعنی pK_a تری فلئورو اتانویک اسید، چیزی کم‌تر از ۰/۶۵ است. به نظر شما pK_a تری فلئورو اتانویک اسید می‌تواند عددی منفی باشد؟



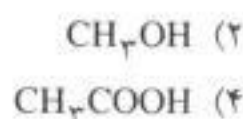
خیر، زیرا قبلاً گفته بودید که فقط در مورد اسیدهای قوی، مقدار pK_a منفی است و چون تری فلئورو اتانویک اسید (و به طور کلی اسیدهای آلی) جزو اسیدهای قوی نیستند مقدار pK_a آن نمی‌تواند عددی منفی باشد.

آفرین، عالی بود. در واقع می‌توان گفت که مقدار pK_a در تری فلئورو اتانویک اسید، چیزی بین صفر تا ۰/۶۵ است.

● تذکر: تری فلئورو اتانویک اسید (F_3CCOOH) از جمله آلاینده‌های هوا به شمار می‌آید. بر اثر تجزیه‌ی هیدروکلرو فلئورو کربن (HCFC)‌هایی مانند CHCl_2CF_3 در بخش‌های بالایی هواکره، این کربوکسیلیک اسید ایجاد می‌شود. از آن‌جا که این اسید در آب محلول است، باران، هواکره را از وجود آن پاک می‌سازد. ولی این اسید از طریق باران اسیدی به اجسام روی سطح زمین خسارت وارد می‌کند.



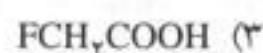
مثال ۱: کدام گزینه K_a کوچک‌تری دارد؟



جواب: در کربوکسیلیک اسیدها با افزایش تعداد کربن، قدرت اسیدی کم و K_a نیز کوچک می‌شود پس کوچک‌ترین K_a مربوط به گزینه‌ی (۳) است.



مثال ۲: کدام اسید کوچک‌تر است؟



جواب: هر چه تعداد هالوژن بیشتر و هالوژن مورد نظر الکترونگاتیوتر و نیز به عامل اسیدی نزدیک‌تر باشد قدرت اسیدی بیشتر و pK_a کوچک‌تر است.



بیخشید! چگونه بین گزینه‌های (۳) و (۴) قدرت اسیدی را مقایسه کنیم؟ شما قبلاً گفته بودید که بین بیش‌تر بودن الکترونگاتیوی و بیش‌تر بودن تعداد هالوژن نمی‌توان عامل مهم‌تر را پیش‌گویی نمود و باید به طور تجربی و با انجام آزمایش این مقایسه را انجام دهیم.

بله، اما چون قدرت اسیدی FCH_2COOH و Cl_2CHCOOH در جدول صفحه‌ی ۶۷ کتاب درسی مقایسه شده است باید حفظ باشید که اثر دو اتم کلر روی افزایش قدرت اسیدی از اثر یک اتم فلورین بیشتر است پس گزینه‌ی (۴) بیش‌ترین قدرت اسیدی و کوچک‌ترین pK_a را دارد.



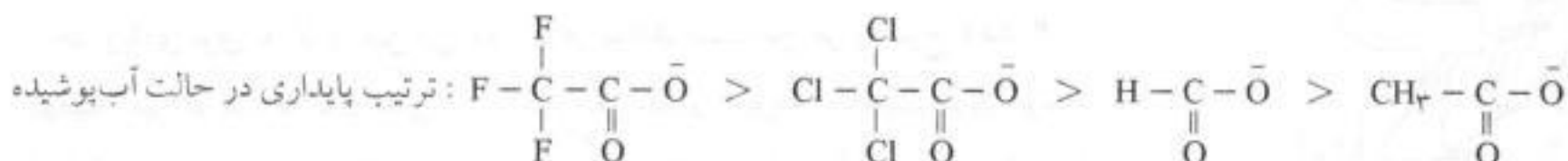
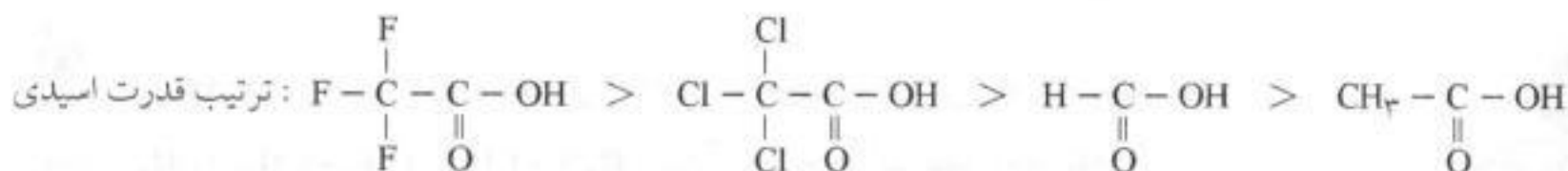
ترتیب pK_a عکس ترتیب فوق است پس گزینه‌ی (۴) کوچک‌ترین pK_a را دارد. یعنی گزینه‌ی (۴) درست است.



مثال ۳: کدام آنیون زیر به حالت آب‌پوشیده، پایدارتر است؟



جواب: هر چه یک اسید قوی‌تر باشد، آنیون حاصل از یونش آن در حالت آب‌پوشیده پایدارتر است، پس گزینه‌ی (۲) درست است.



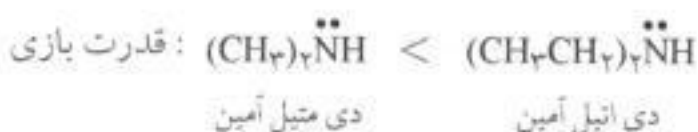
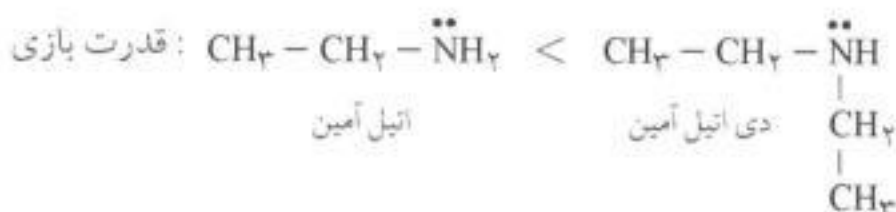
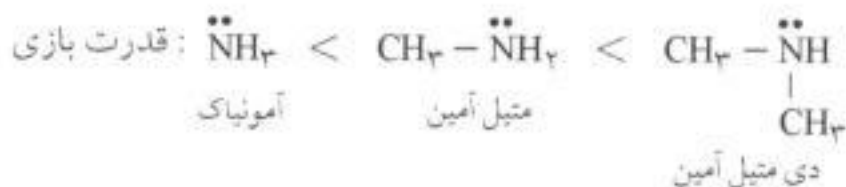
آدرس تستی: لطفاً تست‌های ۴۸ تا ۵۰ در پایان این بخش را حل بفرمایید.

مقایسه‌ی قدرت بازی در آمین‌ها

در مقایسه‌ی قدرت بازی آمین‌ها باید به موارد زیر توجه نمود.

- ۱- به طور کلی علت وجود خاصیت بازی در آمین‌ها این است که در آن‌ها، اتم نیتروژن دارای جفت الکترون ناپیوندی است و می‌تواند یون H^+ را به صورت داتیو جذب نماید. بدیهی است که هر چه گروه‌های متصل به اتم N، الکترون دهنده‌تر باشند تراکم ابر الکترونی روی اتم N بیش‌تر شده و اتم N راحت‌تر جفت الکترون ناپیوندی خود را در اختیار H^+ قرار می‌دهد پس قدرت بازی افزایش می‌یابد.

● ۲- گروه‌های آلکیل الکترون‌دهنده هستند و تراکم ابر الکترونی را روی اتم N زیاد می‌کنند پس قدرت بازی را افزایش می‌دهند. بنابراین هر چه تعداد گروه‌های آلکیل متصل به اتم N بیشتر باشند قدرت بازی نیز بیشتر خواهد بود. به مثال‌های زیر توجه کنید.



توجه داشته باشید که قدرت الکترون‌دهندگی گروه اتیل (CH_3CH_2-) از گروه متیل (CH_3-) بیشتر است به همین دلیل قدرت بازی دی‌اتیل‌آمین از دی‌متیل‌آمین بیشتر می‌باشد.



مثال: مقدار pK_b کدام ماده کوچک‌تر است؟



جواب: هر چه تعداد گروه‌های آلکیل متصل به اتم N بیشتر باشد قدرت بازی بیشتر، K_b بزرگ‌تر و در نتیجه pK_b کوچک‌تر خواهد بود. از طرفی قدرت الکترون‌دهندگی گروه اتیل از گروه متیل بیشتر است پس گزینه‌ی (۴) بیش‌ترین قدرت بازی و کوچک‌ترین pK_b را دارد.



تمرین: بوی بد ماهی معمولاً ناشی از وجود آمینی به فرمول



تا حد زیادی بوی به آن از بین می‌رود. آیا می‌توانید علت این امر را شرح دهید؟

جواب: آمین موجود در بدن ماهی (و به طور کلی همه‌ی آمین‌ها) خاصیت بازی دارند. با ریختن آب لیمو که در واقع یک اسید (سیتریک اسید) است، یک نمک به وجود می‌آید که دیگر آن بوی بد را ندارد. (البته ماهی هم‌چنان بدمزه است و توصیه می‌کنم آن را نخورید!)



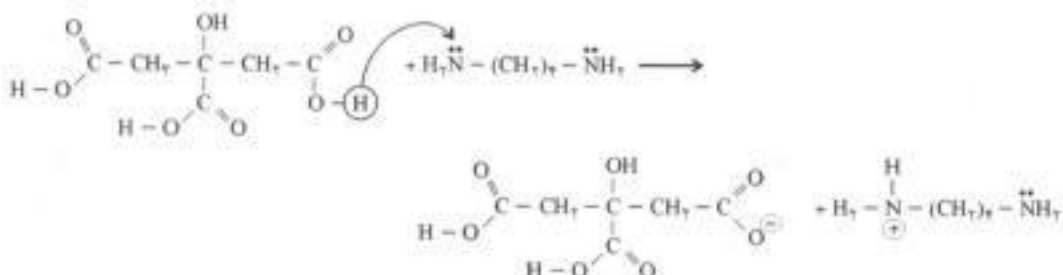
۱- البته در برخی موارد مانند تری‌متیل‌آمین، زیاد بودن تعداد گروه‌های آلکیل، در اطراف اتم N معانعت فضایی ایجاد می‌کند و جذب H^+ را مشکل می‌کند لذا باعث کاهش قدرت بازی می‌شود. اما چون در کتاب درسی به این موارد اشاره‌ای نشده است ما نیز از بررسی آن پرهیز می‌کنیم.

۲- نام این آمین، پوترسین (Puter scine) است.

۳- طرح کارتونی مربوط به این تمرین از منبع زیر اتخاذ شده است.

"Introductory Chemistry", by: Steve Russo and Mike Silver, Addison Wesley Longman, 2000.

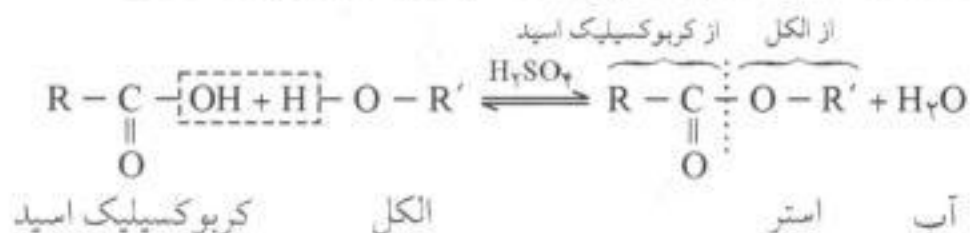
۴- واکنش انجام شده به صورت زیر است:



آدرس تستها: لطفاً تست‌های ۵۱ و ۵۲ در پایان این بخش را حل بفرمایید.

واکنش استری شدن

به واکنش یک کربوکسیلیک اسید ($R-C(=O)OH$) با یک الکل ($R-OH$) که طی آن یک استر ($R-C(=O)OR'$) و آب به دست می‌آید **واکنش استری شدن** می‌گویند. واکنش استری شدن یک واکنش بسیار آهسته و تعادلی است که نیاز به کاتالیزگر مناسب (مانند H_2SO_4) دارد. در واکنش استری شدن برای تولید آب، OH از اسید و H از الکل فراهم می‌شود. به فرم کلی زیر توجه کنید.



واکنش فوق را در جهت رفت واکنش استری شدن می‌گویند. عکس واکنش فوق (یعنی در جهت برگشت) واکنش **آبکافت استر** نامیده می‌شود.

پیششید! شما قبلاً گفته بودید که آبکافت به معنی واکنش یک یون با آب یا قسمتی از آب است ولی استر که یون نیست،

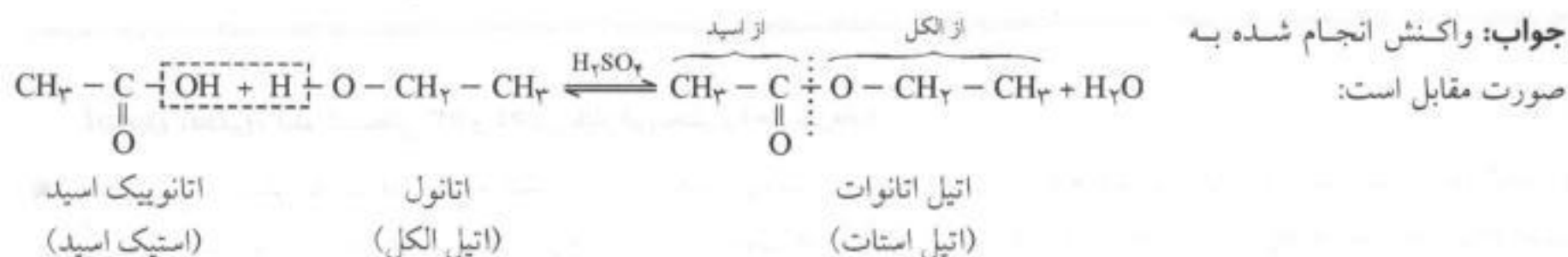
پس چگونه استر می‌تواند آبکافت شود؟

در ترکیب‌های آلی، اغلب پیوندها از نوع کووالانسی هستند و پیوند یونی در آنها بسیار کم است، بنابراین در آبکافت ترکیب‌های آلی، اصرار نداریم ماده‌ی آبکافت شونده، حتماً به صورت یون باشد.

پیششید، منظورتان را نمی‌فهمم!

اصلاً بگذارید تعریف آبکافت را در ترکیب‌های آلی بیان کنم. در ترکیب‌های آلی، منظور از آبکافت، واکنش یک ماده (مولکول یا یون) با آب یا قسمتی از آب (H_3O^+ یا OH^-) است که طی آن اسید یا باز اولیه به دست می‌آید. در عکس واکنش استری شدن، یک مولکول (یعنی استر) با آب واکنش داده و تولید اسید اولیه (یعنی کربوکسیلیک اسید) کرده است پس می‌توانیم به عکس واکنش استری شدن، واکنش آبکافت بگوییم. خوب، حالا بیایید مثالی را حل کنیم.

مثال: معادله‌ی واکنش اتانویک اسید (استیک اسید) را با اتانول (اتیل الکل) نوشته و نام ماده‌ی حاصل را ذکر کنید.




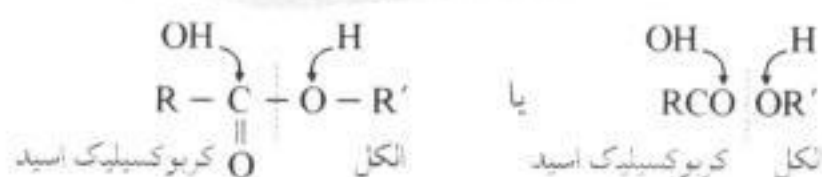
جواب: واکنش انجام شده به

صورت مقابل است:

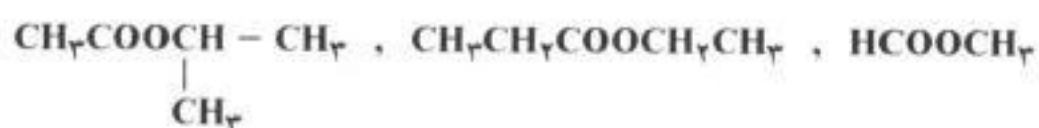
۱- علت این که از کربوکسیلیک اسید OH ، و از الکل، H کنده می‌شود مربوط به سازوکار این واکنش است که از نوع جانشینی نوکلئوفیلی (جانشینی هسته دوستی) است و خارج از محدوده‌ی بحث ما است.

● **تذکر:** اتیل اتانوات (اتیل استات) مایعی بی‌رنگ، خوش‌بو، فرار (با نقطه‌ی جوش 77°C) و آتش‌گیر است. به مقدار کمی در آب حل می‌شود. چند مورد از کاربردهای این ماده عبارت‌اند از: ۱- یکی از مهم‌ترین حلال‌های صنعتی ۲- چسب‌سازی ۳- رنگ‌سازی ۴- تولید باروت ۵- ساخت برخی داروها

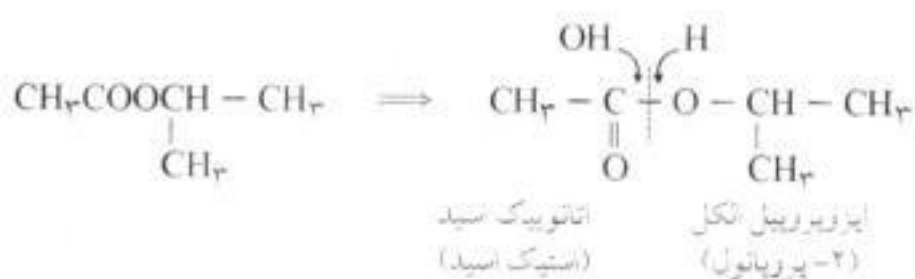
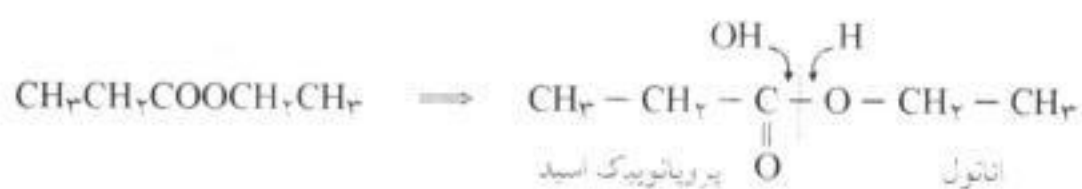
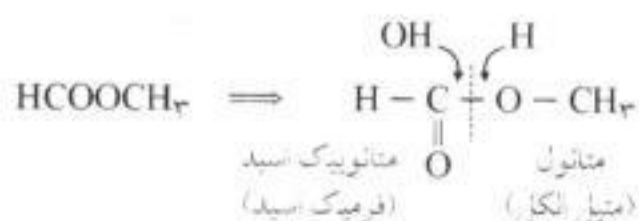
نکته:  برای تشخیص سریع‌تر اسید و الکل سازنده‌ی یک استر، ابتدا در ساختار استر مورد نظر پیوند کربونیل $(-\text{C}-)$ را با اکسیژن، شکسته شده فرض می‌کنیم سپس به اتم اکسیژن یک اتم H می‌دهیم تا الکل مورد نظر مشخص شود و به کربونیل $(-\text{C}-)$ نیز گروه $-\text{OH}$ متصل می‌کنیم تا اسید مربوطه تعیین شود. برای درک بهتر موضوع به فرم کلی زیر توجه کنید.




مثال: اسید و الکل سازنده‌ی هر یک از استرهای زیر را مشخص کنید. 



جواب: اسید و الکل سازنده‌ی استرهای مورد نظر به صورت زیر است.



آدرس تستی: لطفاً تست‌های ۵۳ و ۵۴ در پایان این بخش را حل بفرمایید. 

● استرها بر اثر واکنش با آب طی یک واکنش برگشت‌پذیر و بسیار آهسته (که در واقع همان آبکافت استر است) به الکل و کربوکسیلیک اسید سازنده تجزیه می‌شوند. وقوع این واکنش است که استفاده از استرها را در ساخت برخی عطرها غیرمجاز کرده است. این گونه عطرها در عرق بدن به آرامی آبکافت می‌یابند. از آنجا که کربوکسیلیک اسید حاصل از آبکافت این استرها بویی نامطبوع دارد، بوی ناخوشایندی به بدن می‌دهد.

واکنش استرها با بازهای قوی

از واکنش استرها با بازهای قوی (مانند NaOH یا KOH)، یک نمک و الکل به دست می‌آید. فرم کلی این واکنش به صورت زیر است:



واکنش فوق یک واکنش **کامل و برگشت‌ناپذیر** است زیرا باز مورد استفاده یک باز قوی است و به خوبی واکنش را در جهت رفت پیش می‌برد. به واکنش استرها با بازها، واکنش **آبکافت استر در محیط قلیایی** نیز می‌گویند. آیا می‌توانید بگویید که چرا این واکنش، آبکافت محسوب می‌شود؟

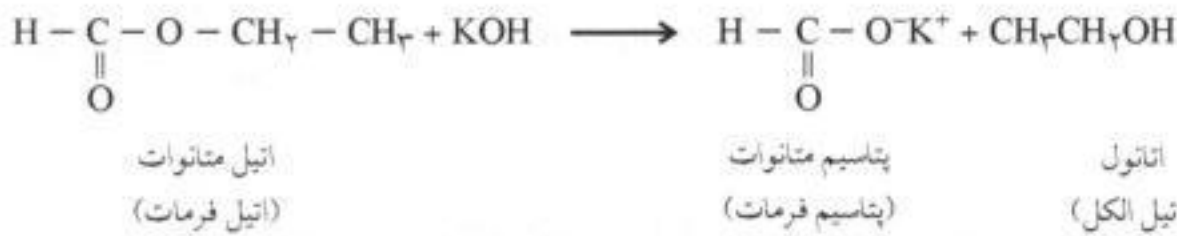


در واکنش فوق، اگر یون‌های Na^+ را به عنوان یون ناظر از طرفین واکنش حذف می‌کنیم درمی‌یابیم که استر در واقع با قسمتی از آب (یعنی با OH^-) واکنش داده است به همین دلیل این واکنش، آبکافت استر در محیط قلیایی (یعنی در حضور غلظت‌های زیاد OH^-) نامیده می‌شود.

آفرین، واقعاً عالی توضیح دادید.

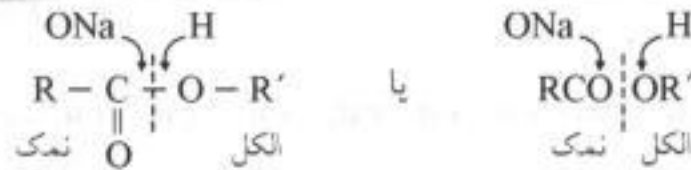


مثال: معادله‌ی واکنش اتیل متانوات را با محلول پتاس (KOH) نوشته و نام مواد حاصل را ذکر کنید.

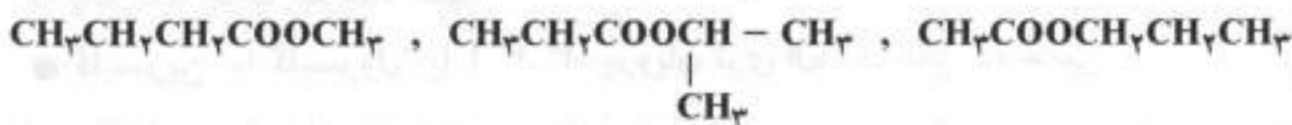


جواب: واکنش انجام شده به صورت زیر است:

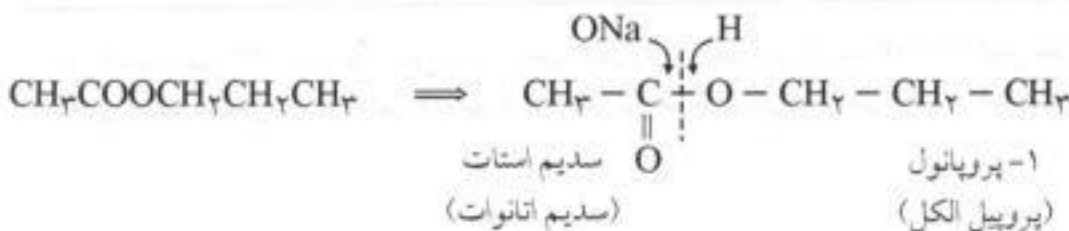
نکته: برای تشخیص سریع‌تر الکل و نمک حاصل از واکنش استرها با بازهای قوی (مانند NaOH) از فرم کلی زیر استفاده می‌کنیم.

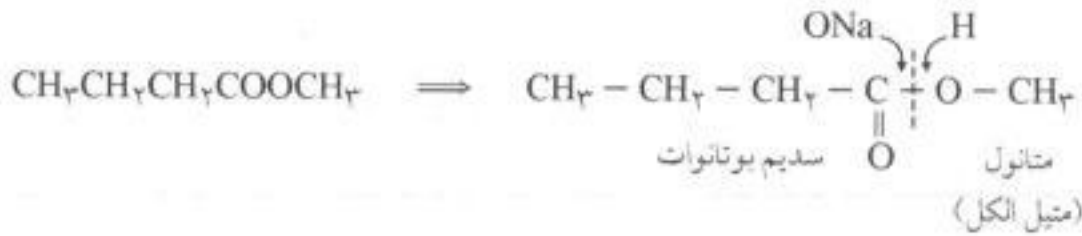
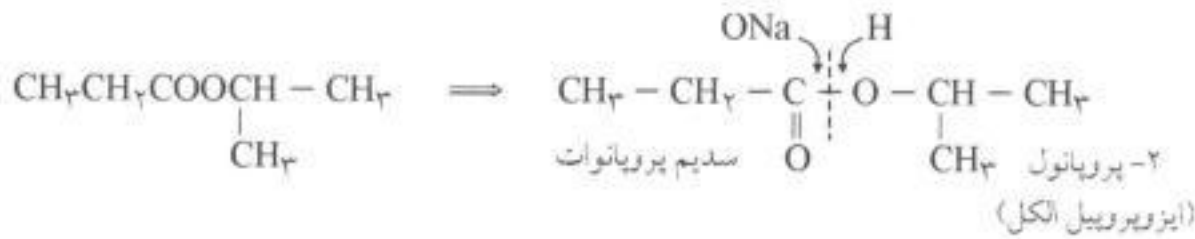


مثال: فرآورده‌های واکنش هر یک از استرهای زیر را با محلول سدیم هیدروکسید (NaOH) مشخص کنید.



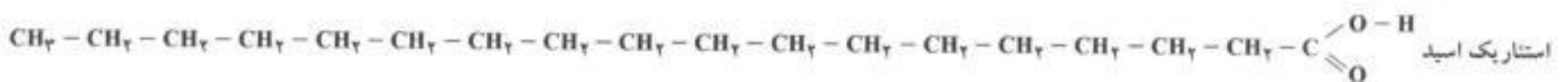
جواب: فرآورده‌های واکنش هر یک از استرهای مورد نظر با محلول NaOH به صورت زیر است:





آدرس تستی: لطفاً تست ۵۵ در پایان این بخش را حل بفرمایید.

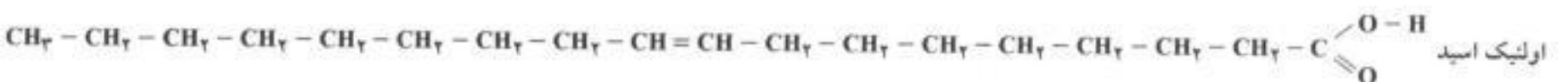
- **اسیدهای چرب:** منظور از اسیدهای چرب همان کربوکسیلیک اسیدها ($\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$ یا RCOOH) است که تعداد کربن موجود در زنجیر هیدروکربنی آنها بین ۱۴ تا ۱۸ کربن می‌باشد. اگر در زنجیر هیدروکربنی (یعنی R) همه‌ی پیوندها یگانه باشند فرمول عمومی زنجیر هیدروکربنی به صورت $\text{C}_n\text{H}_{(2n+1)}$ خواهد بود که در نتیجه فرمول عمومی اسیدهای چرب سیرشده به صورت $\text{C}_n\text{H}_{(2n+1)}\text{COOH}$ در می‌آید. در اینجا لازم است فرمول شیمیایی و نام دو اسید چرب را معرفی کنیم.
- **استئاریک اسید^۲:** یک اسید چرب سیرشده است که تعداد کربن موجود در زنجیر هیدروکربنی آن برابر ۱۷ است، پس با توجه به فرمول عمومی اسیدهای چرب سیرشده، یعنی $\text{C}_n\text{H}_{(2n+1)}\text{COOH}$ ، می‌توان فرمول شیمیایی استئاریک اسید را به صورت $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ و یا $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COOH}$ نشان داد.



آقا اجازه! چرا استئاریک اسید یک اسید چرب سیرشده محسوب می‌شود؟

زیرا استئاریک اسید در زنجیر هیدروکربنی خود فاقد پیوند دوگانه ($\text{C}=\text{C}$) یا سه‌گانه ($\text{C}\equiv\text{C}$) است بنابراین میلی به واکنش با هیدروژن ندارد یعنی در واقع از هیدروژن سیرشده است.

- **اولئیک اسید^۳:** یک اسید چرب سیرنشده است که فرمول شیمیایی آن به صورت $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ یا $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$ است.



توجه داشته باشید که اولئیک اسید در زنجیر هیدروکربنی خود یک پیوند دوگانه ($\text{C}=\text{C}$) دارد و یک اسید چرب سیرنشده محسوب می‌شود زیرا هنوز از هیدروژن سیرنشده است و چنانچه با یک مول گاز هیدروژن (H_2) واکنش دهد تبدیل به استئاریک اسید می‌شود که یک اسید چرب سیرشده است.

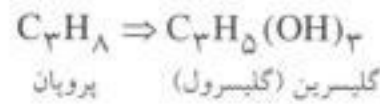
- **گلیسرین^۴ یا گلیسرول^۵ یا ۱، ۲، ۳- پروپان تری ال:** یک الکل سه‌عاملی است که فرمول شیمیایی آن به صورت مقابل است.



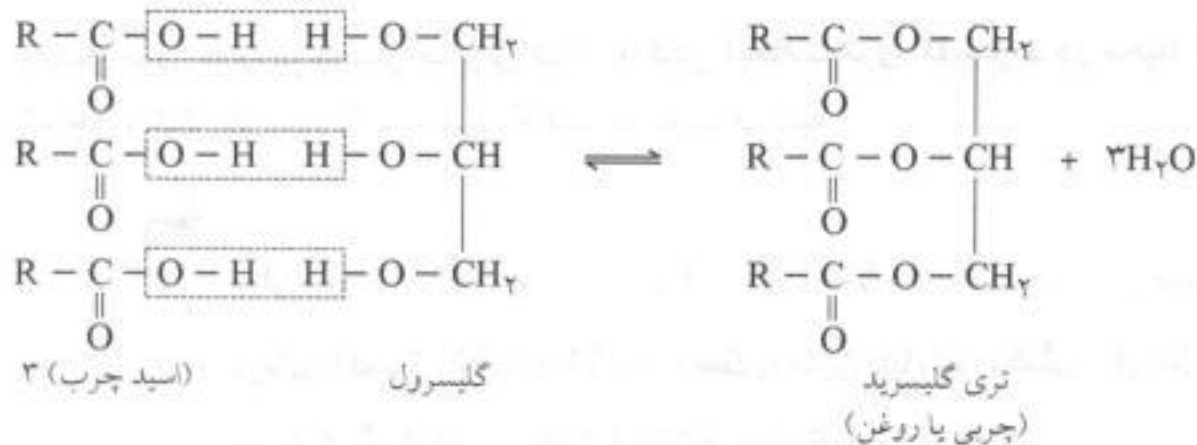
۱- در کتاب شیمی (۳)، تعداد کربن موجود در زنجیر هیدروکربنی اسیدهای چرب، ۱۶ تا ۲۲ کربن معرفی شده است. توجه داشته باشید که مرزهایی که برای تعداد کربن‌های اسیدهای چرب بیان می‌شود مرزهایی حدودی هستند بنابراین هر دو بازه‌ی پیشنهادی برای تعداد کربن موجود در زنجیر هیدروکربنی اسیدها قابل قبول است.

2. Stearic acid
3. Oleic acid
4. Glycerine
5. Glycerol

برای این که فرمول مولکولی گلیسرین (گلیسرول) را بهتر حفظ شوید می‌توانید پیش خود فرض کنید که ابتدا یک مولکول پروپان (C_3H_8) داشته‌ایم که به جای سه اتم هیدروژن آن، سه عامل OH قرار داده‌ایم که در نتیجه فرمول شیمیایی گلیسرین به صورت $C_3H_5(OH)_3$ می‌شود.



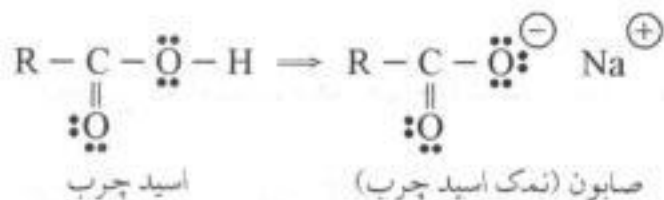
● **چربی‌ها و روغن‌ها (تری گلیسریدها):** نوعی استر سه عاملی هستند که از واکنش اسید چرب با گلیسرول (گلیسرین) به دست می‌آیند. توجه داشته باشید که گلیسرول یک الکل سه عاملی است بنابراین هر مول گلیسرول با سه مول اسید چرب واکنش می‌دهد.



همان طور که ملاحظه می‌کنید در ساختار تری گلیسرید، سه عامل استری ($-C(=O)-O-$) وجود دارد به همین دلیل می‌گوییم تری گلیسرید (چربی یا روغن) یک **استر سه عاملی** است. اگر یک تری گلیسرید در دمای اتاق به حالت جامد باشد به آن **چربی (fat)** و اگر به حالت مایع باشد به آن **روغن (oil)** می‌گوییم.

صابون

اگر در ساختار اسیدهای چرب به جای هیدروژن اسیدی، کاتیون سدیم یا پتاسیم قرار دهیم، صابون به دست می‌آید. در واقع می‌توان گفت که صابون، **نمک اسید چرب** است.



صابون سدیم در دمای اتاق **جامد** و صابون پتاسیم در دمای اتاق **مایع** است!

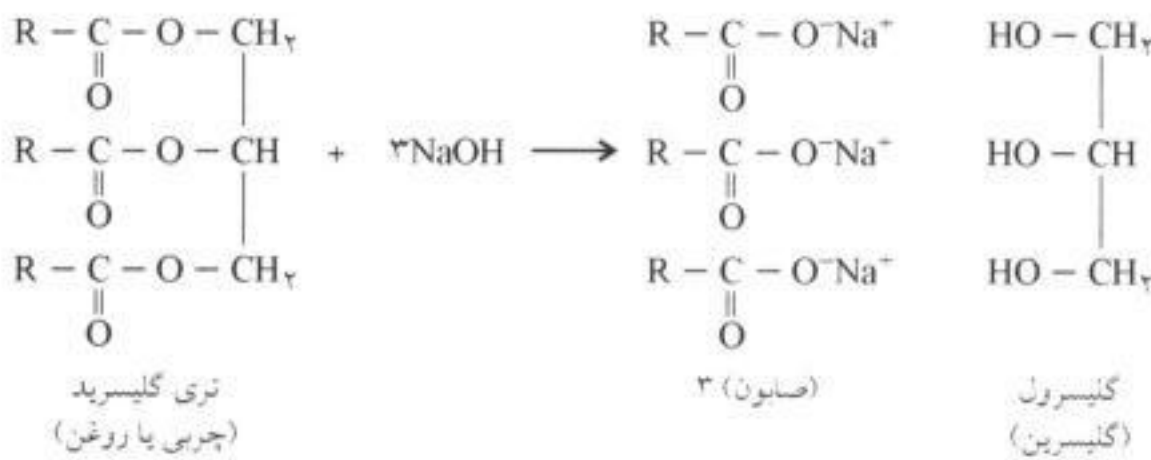
پیشنهاد: آیا نمی‌توان در ساختار صابون، از کاتیون سایر فلزهای قلیایی مانند Li^+ ، Rb^+ یا Cs^+ استفاده کرد؟



از لحاظ شیمیایی در ساختار صابون می‌توان به جای کاتیون Na^+ یا K^+ ، از سایر کاتیون‌های فلزهای قلیایی (مانند Li^+ ، Rb^+ یا Cs^+) نیز استفاده نمود. اما چون این فلزها در طبیعت نسبتاً کم‌یاب هستند و قیمت بسیار بالایی دارند هیچ کارخانه‌ی صابون‌سازی از این فلزها در صابون استفاده نمی‌کند.

● **واکنش صابونی شدن:** از واکنش تری گلیسرید (چربی یا روغن) با باز قوی (مانند NaOH یا KOH)، صابون و گلیسرول به دست می‌آید که به آن واکنش **صابونی شدن** می‌گویند. فرم کلی واکنش انجام شده به صورت زیر است.

۱- در توجه جامد بودن صابون سدیم و مایع بودن صابون پتاسیم می‌توان گفت که کاتیون سدیم (Na^+) نسبت به کاتیون پتاسیم (K^+)، شعاع کوچک‌تر و چگالی بار سطحی بیشتری دارد، بنابراین جاذبه‌ی Na^+ با آنیون اسید چرب قوی‌تر بوده و شبکه‌ی بلور نمک حاصل پایدارتر خواهد بود به همین دلیل دمای معمولی نمی‌تواند صابون سدیم را ذوب کند پس صابون سدیم به حالت جامد دیده می‌شود، اما دمای معمولی می‌تواند صابون پتاسیم را ذوب کند لذا در دمای معمولی صابون پتاسیم را به حالت مایع می‌بینیم.



واکنش فوق علاوه بر واکنش صابونی شدن، واکنش آبکافت تری گلیسرید در محیط قلیایی نیز نامیده می‌شود. آیا می‌توانید بگویید که چرا واکنش فوق را یک واکنش آبکافت محسوب می‌کنیم؟



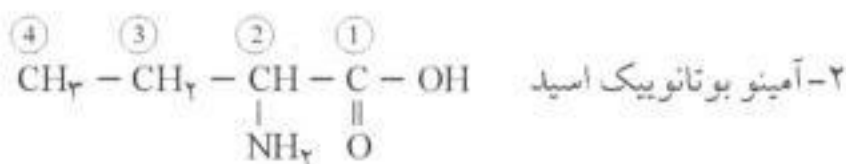
اگر در واکنش فوق، یون Na^+ را از طرفین واکنش حذف کنیم در می‌یابیم که تری گلیسرید در واقع با یون OH^- (یعنی با قسمتی از آب) واکنش داده است به همین دلیل این واکنش را آبکافت می‌نامیم. که البته چون غلظت $\text{OH}^-_{(aq)}$ در محیط واکنش زیاد است به آن، آبکافت در محیط قلیایی می‌گوییم.

آفرین، خیلی خوب توضیح دادید. بله، واکنش صابونی شدن، در واقع حالت ویژه‌ای از واکنش استرها با بازهای قوی است که همان‌طور که در قسمت‌های قبل توضیح دادم، به آن واکنش آبکافت استر در محیط قلیایی می‌گویند.

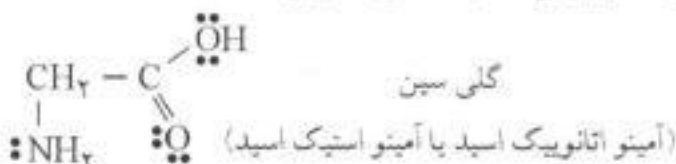
آدرس تستی: لطفاً تست‌های ۵۶ و ۵۷ در پایان این بخش را حل بفرمایید.

آمینواسیدها

آمینواسیدها ترکیب‌های آلی هستند که در ساختار آن‌ها هم عامل کربوکسیل ($-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$) و هم عامل آمینی ($-\text{NH}_2$) وجود دارد. از آنجایی که آمینواسیدها، هم خاصیت اسیدی (به دلیل داشتن $-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$) و هم خاصیت بازی (به دلیل داشتن $-\text{NH}_2$) دارند می‌توان گفت که آمینواسیدها، آمفوتر هستند، یعنی می‌توانند هم با اسیدها و هم با بازها وارد واکنش شوند. برای نام‌گذاری آمینواسیدها به روش ایوپاک، درست مانند نام‌گذاری کربوکسیلیک اسیدها عمل می‌کنیم که البته عامل $-\text{NH}_2$ را به عنوان یک شاخه‌ی فرعی با نام آمینو در نظر می‌گیریم. به مثال زیر توجه کنید.

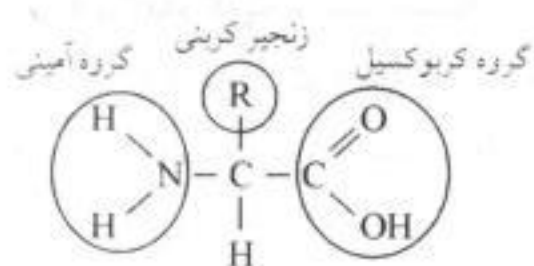
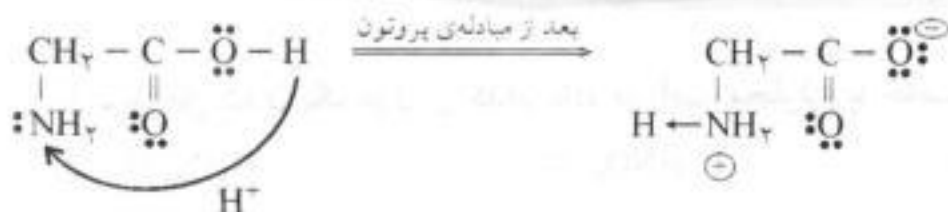


آمینواسیدها در زیست شیمی اهمیت بسیاری دارند زیرا واحدهای سازنده‌ی پلیمرهای طبیعی مهمی به نام پروتئین‌ها هستند. همه‌ی آمینواسیدهای طبیعی که سازنده‌ی پروتئین‌ها هستند از نوع آلفا - آمینواسید هستند. منظور از آلفا - آمینواسید، آمینواسیدی است که در آن گروه آمین ($-\text{NH}_2$) روی همان کربنی قرار دارد که گروه کربوکسیل ($-\text{COOH}$) قرار می‌گیرد. یکی از معروف‌ترین و مهم‌ترین آمینواسیدها، گلیسین^۱ یا آمینو اتانویک اسید یا آمینو استیک اسید است که فرمول شیمیایی آن به صورت زیر است.





نکته: در آمینواسیدها به حالت جامد، بین سر اسیدی و سر آمینی، مبادله‌ی پروتون صورت می‌گیرد و بدین ترتیب آمینواسید به صورت یک جامد یونی در می‌آید. به همین دلیل آمینواسیدها، جامدهایی با نقطه‌ی ذوب بالا هستند.



● **تذکر:** فرمول همگانی آلفا - آمینواسیدها را می‌توان به صورت مقابل نشان داد. حدود ۲۰ آمینواسید طبیعی وجود دارد. این آمینواسیدها تنها در گروه R با هم تفاوت دارند. از این میان ۱۲ آمینواسید مورد نیاز را بدن می‌سازد و ۸ آمینو اسید دیگر را باید از طریق مصرف مواد غذایی مناسب تأمین کرد. این ۸ آمینواسید را **آمینواسیدهای ضروری** می‌گویند.

مقایسه‌ی خصوصیات آمینواسیدها با کربوکسیلیک اسید و آمین هم جرم خود

در مقایسه‌ی خصوصیات گلی‌سین (آمینو اتانویک اسید) با پروپانویک اسید و بوتیل آمین ابتدا بهتر است به جدول زیر توجه فرمایید.

نام	فرمول شیمیایی	حالت فیزیکی	انحلال‌پذیری در دمای اتاق		
			آب	اتانول	دی اتیل اتر
گلی‌سین	$\text{CH}_2 - \text{COOH}$ NH_2	جامد با نقطه‌ی ذوب بالا (۲۳۲°C)	خیلی زیاد	نامحلول	نامحلول
پروپانویک اسید	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	مایعی روغنی شکل (نقطه‌ی جوش ۱۴۱°C)	خیلی زیاد	زیاد	زیاد
بوتیل آمین	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2$ NH_2	مایعی فرار (نقطه‌ی جوش ۷۸°C)	خیلی زیاد	خیلی زیاد	خیلی زیاد

جدول (۷) - مقایسه‌ی خصوصیات گلی‌سین، پروپانویک اسید و بوتیل آمین

با توجه به جدول فوق باید به موارد زیر توجه نمود:

- ۱- نقطه‌ی ذوب و جوش گلی‌سین از دو ماده‌ی دیگر بالاتر است زیرا همان‌طور که قبلاً توضیح دادم، در گلی‌سین بین سر اسیدی (-COOH) و سر آمینی (-NH₂) مبادله‌ی پروتون صورت گرفته و گلی‌سین به صورت یک ترکیب یونی در می‌آید. نقطه‌ی ذوب و جوش پروپانویک اسید نیز از بوتیل آمین بالاتر است زیرا اختلاف الکترونگاتیوی و قطبیت پیوند O-H از پیوند N-H بیش‌تر است بنابراین پیوند هیدروژنی ناشی از O-H در پروپانویک اسید، قوی‌تر از پیوند هیدروژنی ناشی از N-H در بوتیل آمین است.
- ۲- هر سه ترکیب مورد نظر **خیلی زیاد** در آب حل می‌شوند زیرا گلی‌سین یک ترکیب یونی است و به خوبی با مولکول‌های قطبی آب جاذبه برقرار می‌کند، پروپانویک اسید و بوتیل آمین نیز به ترتیب دارای پیوند O-H و N-H هستند و به خوبی با مولکول‌های آب پیوند هیدروژنی برقرار کنند.
- ۳- گلی‌سین در حلال‌های دارای سر ناقطبی (مانند اتانول و دی اتیل اتر) **نامحلول** است زیرا حلال‌های دارای سر ناقطبی نمی‌توانند جاذبه‌ی لازم را با سرهای مثبت و منفی موجود در گلی‌سین برقرار کنند و نمی‌توانند باعث از هم پاشیده شدن شبکه‌ی بلوری گلی‌سین شوند. اما پروپانویک اسید و بوتیل آمین به خوبی در حلال‌های دارای سر ناقطبی حل می‌شوند زیرا مولکول آنها دارای سر ناقطبی هستند. در ضمن انحلال‌پذیری بوتیل آمین در این حلال‌ها نسبت به پروپانویک اسید بیش‌تر است زیرا سر ناقطبی در مولکول بوتیل آمین بزرگ‌تر از سر ناقطبی در مولکول پروپانویک اسید است.

آدرس تستی: لطفاً تست‌های ۵۸ تا ۶۰ در پایان این بخش را حل بفرمایید.

تست‌های پایانی بخش ۳

۱ - با حل شدن یک مول از کدام ماده در آب، محلولی با خاصیت اسیدی بیش‌تر ایجاد می‌شود؟

- (۱) N_2O_5 (۲) HNO_3 (۳) HF (۴) SO_2

۲ - کدام گزینه درست است؟

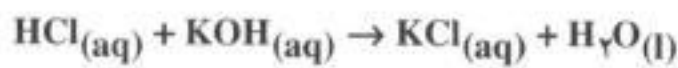
- (۱) با حل شدن BaO در آب، محلولی خنثی به دست می‌آید.
 (۲) در محلول‌های اسیدی علاوه بر یون H_3O^+ ، یون‌های $H_2O_2^+$ و $H_4O_2^+$ نیز وجود دارند.
 (۳) یون هیدرونیوم در واقع حالت آب‌پوشیده‌ی یون هیدروژن است.
 $H_2O + CO_2 \rightarrow H_2CO_3$

(۴) با حل شدن یک مول HNO_3 در آب، تقریباً یک مول $H^+(aq)$ تولید می‌شود.

۳ - غلظت یون در محلول یک مولار از غلظت این یون در محلول یک مولار کم‌تر است.

- (۱) هیدرونیوم - هیدروکلریک اسید - هیدروفلوئوریک اسید (۲) هیدروکسید - کربن دی‌اکسید - آمونیاک
 (۳) هیدروکسید - پتاسیم هیدروکسید - لیتیم هیدروکسید (۴) هیدرونیوم - نیتریک اسید - کرینیک اسید

۴ - کدام گزینه در مورد واکنش مقابل درست است؟



- (۱) یون‌های $K^+(aq)$ و $Cl^-(aq)$ با یک‌دیگر واکنش و تشکیل KCl داده‌اند.
 (۲) پس از حذف یون‌های تماشاگر این واکنش را می‌توان به صورت $K^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow KCl(aq)$ نشان داد.
 (۳) محلول حاصل برطبق نظر آرنیوس، هم خاصیت اسیدی و هم خاصیت بازی دارد.
 (۴) فقط یون‌های هیدروژن و یون‌های هیدروکسید در واکنش شرکت کرده‌اند.

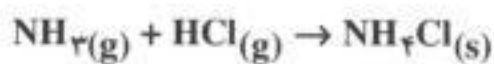
۵ - کدام گزینه درست است؟

- (۱) اکسید فلزها، باز آرنیوس به شمار می‌آیند.
 (۲) طبق نظر آرنیوس واکنش خنثی شدن به صورت: $H_2O(l) \rightarrow H^+(aq) + OH^-(aq)$ است.
 (۳) واکنش: $NH_3(g) + HCl(g) \rightarrow NH_4Cl(s)$ ، طبق نظر آرنیوس، نوعی واکنش خنثی شدن است.
 (۴) در واکنش $HNO_3(aq)$ با $NaOH(aq)$ ، همه‌ی یون‌ها، یون تماشاگر هستند.

۶ - کدام گزینه درست است؟

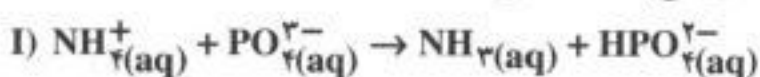
- (۱) اسید لوری - برونستد دهنده‌ی یون هیدرونیوم و باز لوری - برونستد پذیرنده‌ی یون هیدرونیوم است.
 (۲) در واکنش $H_3O^+(aq)$ با $OH^-(aq)$ ، مولکول‌های H_2O هم نقش اسید مزدوج و هم نقش باز مزدوج را دارند.
 (۳) طبق مدل لوری - برونستد، همواره یک باز با گرفتن پروتون تبدیل به باز مزدوج خود می‌شود.
 (۴) مدل لوری - برونستد برخلاف مدل آرنیوس در فاز محلول، قابل استفاده است.

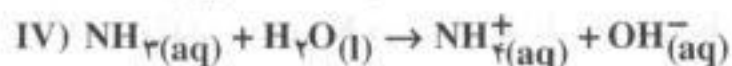
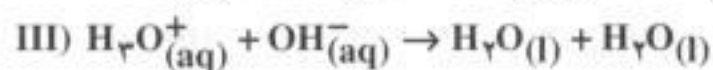
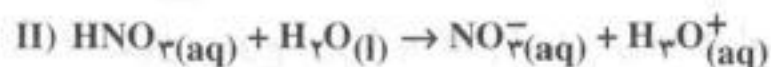
۷ - با توجه به واکنش مقابل کدام گزینه درست است؟



- (۱) یون $NH_4^+(s)$ نقش اسید مزدوج را دارد.
 (۲) $NH_3(g)$ نقش باز مزدوج را دارد.
 (۳) $HCl(g)$ به عنوان اسید آرنیوس و $NH_3(g)$ به عنوان باز آرنیوس عمل کرده است.
 (۴) محصول واکنش یک ترکیب مولکولی سفیدرنگ است.

۸ - با توجه به واکنش‌های مقابل، اسید برونستد در واکنش با باز مزدوج در واکنش یکسان است.





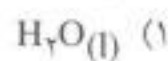
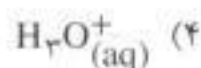
II - III (۴)

IV - I (۳)

III - IV (۲)

IV - II (۱)

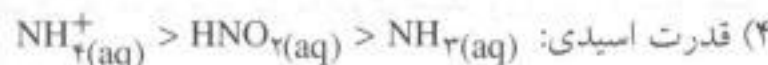
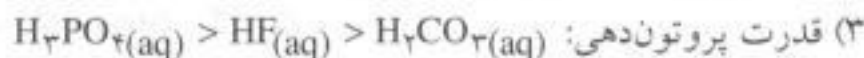
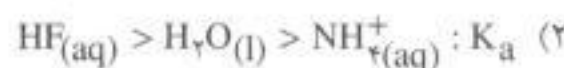
۹ - کدام ماده خاصیت آمفوتری ندارد؟



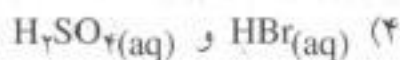
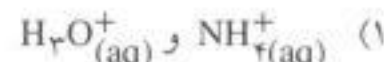
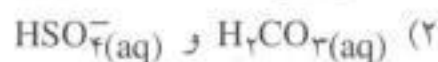
۱۰ - کدام گزینه درست است؟

- (۱) آلومینیم اکسید در آب انحلال پذیر نیست ولی با افزودن باز حل می شود.
- (۲) با افزودن اسید به مخلوط Al_2O_3 و آب، یک مخلوط شیری رنگ به دست می آید.
- (۳) هیدروژن کلرید محلولی از هیدروکلریک اسید در آب است.
- (۴) واکنش خود - یونش آب نمونه ای از واکنش های اسید - باز آرنیوس است.

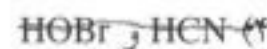
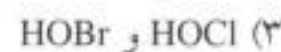
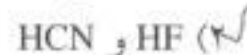
۱۱ - مقایسه ای انجام شده در کدام گزینه درست است؟



۱۲ - در محیط آبی، مقایسه ای قدرت اسیدی بین کدام دو اسید ممکن نیست؟

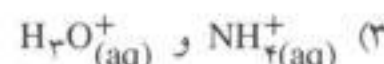
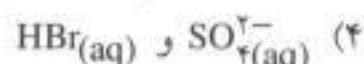
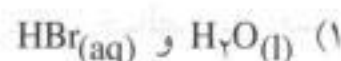
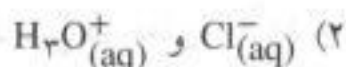


۱۳ - با توجه به داده های مقابل، قوی ترین اسید و ضعیف ترین اسید به ترتیب کدام اند؟

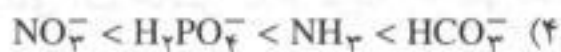
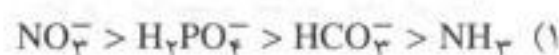
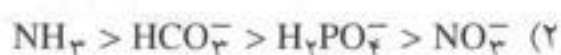


اسید	اطلاعات
HF	$\text{pK}_a = 3/25$
HCN	$\text{pK}_a = 9/40$
HOBr	$\text{K}_a = 2/0 \times 10^{-9}$
HOCl	$\text{K}_a = 3/7 \times 10^{-8}$

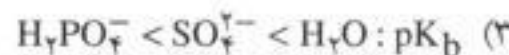
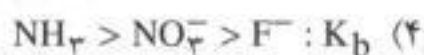
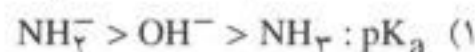
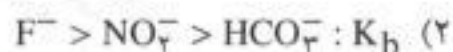
۱۴ - در میان گونه های شیمیایی $\text{Cl}^-(\text{aq})$ ، $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ، $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ ، $\text{HBr}(\text{aq})$ ، $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ ، $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ ، قوی ترین باز و قوی ترین اسیدی به ترتیب کدام اند؟



۱۵ - کدام مقایسه در مورد قدرت بازی گونه های شیمیایی زیر (در شرایط یکسان از نظر دما و مولاریته)، درست است؟



۱۶ - مقایسه ای انجام شده در کدام گزینه درست است؟



۱۷ - باز مزدوج مربوط به کدام اسید، در حالت آب پوشیده، پایدارتر است؟



۱۸ - مقدار عددی K در کدام تعادل، در شرایط یکسان (از نظر دما و غلظت مواد اولیه) بزرگتر است؟



۱۹ - کدام گزینه درست است؟

(۱) آنیون F⁻(aq) نسبت به آنیون H_۲PO_۴⁻(aq) ناپایدارتر است.

(۲) pK_b مربوط به H_۲O بزرگتر از pK_b مربوط به NO_۳⁻ است.

(۳) یون OH⁻ قویترین باز شناخته شده است.

(۴) واکنش‌پذیری یون NO_۳⁻(aq) با یون هیدرونیوم بیش از واکنش‌پذیری یون NH_۴⁺(aq) با یون هیدرونیوم است.

۲۰ - در محلول H_۲S در آب، غلظت کدام باز مزدوج از همه بیشتر است؟



۲۱ - کدام گزینه درست است؟

(۱) در مراحل یونش فسفریک اسید جدا شدن دومین پروتون از همه دشوارتر است.

(۲) سولفورو اسید، کربنیک اسید و نیترو اسید، اسیدهای دو پروتون‌دار هستند.

(۳) در مراحل یونش فسفریک اسید، یون هیدروژن فسفات به‌عنوان باز مزدوج و نیز به‌عنوان اسید لوری - برونستد عمل می‌کند.

(۴) در مراحل یونش کربنیک اسید، H_۲O به‌عنوان آمفوتر عمل می‌کند.

۲۲ - کدام گزینه نادرست است؟

(۱) در آب خالص رابطه‌ی $[H_3O^+] = K_w \left(\frac{1}{[OH^-]} \right)$ برقرار است.

(۲) در دمای معین، مقدار K_w در آب و نیز در محلول هیدروکلریک اسید یکسان است.

(۳) نام دیگر ثابت یونش آب، حاصل ضرب یونی آب است.

(۴) با افزودن NaOH به آب خالص، غلظت OH⁻(aq) زیاد و در نتیجه مقدار K_w کم می‌شود.

۲۳ - کدام گزینه درست است؟

(۱) مقدار ثابت یونش آب (K_w) در دمای اتاق برابر ۱/۰ × ۱۰^{-۱۴} mol^{-۲}.L^۲ است.

(۲) برای ثابت ماندن K_w، در دمای معین، هر چه غلظت H_۳O⁺(aq) افزایش یابد غلظت OH⁻(aq) نیز افزایش می‌یابد.

(۳) در محیط‌های آبی غلظت یون‌های H_۳O⁺(aq) و OH⁻(aq) همواره با هم مساوی و برابر ۱/۰ × ۱۰^{-۷} mol.L^{-۱} است.

(۴) در فرایند خود یونش آب، رابطه‌ی $K \cdot [H_2O]^2 = K_w$ برقرار است.

۲۴ - اگر فرض کنیم pH آب خالص در دمای ۸۰°C برابر ۶/۴۰ باشد، کدام گزینه در مورد آب خالص در دمای ۸۰°C درست است؟

(۱) pOH آن برابر ۷/۶ است.

(۲) K_w ثابت و برابر ۱۰^{-۱۴} mol^۲.L^{-۲} است.

(۳) pK_w برابر ۱۲/۸۰ است.

(۴) آب به میزان جزئی خاصیت اسیدی پیدا می‌کند.

۲۵ - با افزایش دمای آب خالص کدام گزینه رخ نمی‌دهد؟

(۱) غلظت حاصل ضرب غلظت یون‌های H_۳O⁺ و OH⁻ ثابت باقی می‌ماند.

(۲) pH آب خالص کاهش می‌یابد.

(۳) مقدار K_w افزایش می‌یابد.

(۴) غلظت OH⁻(aq) افزایش می‌یابد اما آب هم‌چنان خنثی باقی می‌ماند.

۲۶ - محلولی از آمونیاک در دمای 25°C ، دارای درصد یونش برابر یک درصد و pH برابر $11/3$ است. غلظت مولار این محلول کدام است؟

- (۱) $0/02$ (۲) $0/2$ (۳) $0/27$ (۴) $0/027$

۲۷ - pH محلول $0/2$ مولار یک اسید ضعیف که درصد یونش آن برابر $1/8$ درصد است کدام می‌باشد؟

($\log 3 = 0/5$, $\log 2 = 0/3$)

- (۱) $3/3$ (۲) $3/7$ (۳) $2/6$ (۴) $2/4$

۲۸ - دو محلول زیر را در دمای 25°C در نظر بگیرید:

(I) محلول $0/01$ مولار اتانویک اسید با درصد یونش معادل $3/2$ درصد.

(II) محلول $0/05$ مولار متیل آمین با درصد یونش معادل $2/4$ درصد.

تفاوت pH این دو محلول کدام است؟ ($\log 3 = 0/5$, $\log 2 = 0/3$)

- (۱) $7/6$ (۲) $6/7$ (۳) $8/1$ (۴) $5/3$

۲۹ - چهار میلی‌لیتر محلول هیدروفلوئوریک اسید با pH برابر $3/7$ و درصد یونش معادل 2 درصد توسط 10 میلی‌لیتر محلول پتاسیم هیدروکسید خنثی شده است. pH محلول پتاسیم هیدروکسید کدام است؟

- (۱) $11/6$ (۲) $12/3$ (۳) $12/6$ (۴) $11/7$

۳۰ - مقدار $6/3$ گرم نیتریک اسید را در مقداری آب حل نموده و حجم محلول را با آب مقطر به 250 میلی‌لیتر می‌رسانیم. pH محلول حاصل کدام است؟ ($\text{H} = 1$, $\text{O} = 16$, $\text{N} = 14$)

- (۱) $0/3$ (۲) $0/2$ (۳) $0/4$ (۴) $0/5$

۳۱ - چند میلی‌لیتر آب مقطر به 20 میلی‌لیتر محلول سود با $\text{pH} = 13$ اضافه کنیم تا pH آن به 11 برسد؟

- (۱) 1800 (۲) 1980 (۳) 180 (۴) 160

۳۲ - در دمای 25°C اگر بخواهیم pH ده لیتر محلول سود را از 11 به 12 برسانیم، چند گرم سدیم هیدروکسید باید به محلول اولیه اضافه کنیم؟ (از تغییر حجم صرف‌نظر کنید) ($\text{H} = 1$, $\text{O} = 16$, $\text{Na} = 23$)

- (۱) 4 (۲) $3/6$ (۳) $0/4$ (۴) $0/36$

۳۳ - کدام محلول قدرت اسیدی بیش‌تری دارد؟

(۱) محلول $0/2$ مولار اتانویک اسید با درصد یونش معادل $0/2$ درصد

(۲) محلول هیدروفلوئوریک اسید با $\text{pH} = 3$

(۳) محلول نیترو اسید که در آن $[\text{H}_3\text{O}^+]$ برابر 10^{-4} مولار است.

(۴) محلول هیدزکلریک اسید با $\text{pH} = 5$

۳۴ - کدام گزینه درست است؟

(۱) pH محلول نیتریک اسید همواره کم‌تر از pH محلول نیترو اسید است.

(۲) با رقیق کردن یک اسید توسط آب مقطر، قدرت اسیدی آن تغییری نمی‌کند.

(۳) با رقیق کردن محلولی از سدیم هیدروکسید، pH آن افزایش می‌یابد.

(۴) برای محلولی از یک اسید ضعیف، هر چه غلظت آن کم‌تر و درصد یونش آن بیش‌تر باشد، pH آن بزرگ‌تر می‌شود.

۳۵ - کدام آنیون شدیدتر آبکافت می‌شود؟

- (۱) F^- (۲) NO_2^- (۳) HCO_3^- (۴) Br^-

۳۶ - یون با آب واکنش و یک محلول را ایجاد می‌کند.

- (۱) Cl^- - می‌دهد - اسیدی (۲) NH_4^+ - می‌دهد - اسیدی (۳) Na^+ - می‌دهد - بازی (۴) Fe^{3+} - نمی‌دهد - بازی

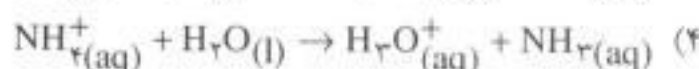
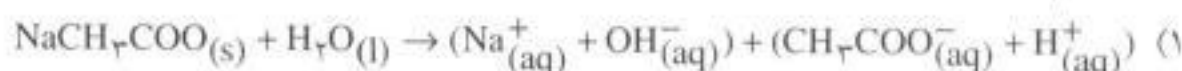
۳۷ - مقدار ثابت یونش اسیدی (K_a) برای اسیدهای HA ، HB ، HC و HD به ترتیب برابر $۲/۱ \times 10^{-۴}$ ، $۱/۶ \times 10^{-۷}$ ، $۷/۴ \times 10^{-۶}$ و $۳/۳ \times 10^{-۳}$ است. کدام آنیون شدیدتر آبکافت می‌شود؟

(۱) A^- (۲) B^- (۳) C^- (۴) D^-

۳۸ - نمونه‌ای از نمک‌های است و محلول آن را به رنگ در می‌آورد.

(۱) سدیم اتانوات - قلیایی - متیل اورانژ - ارغوانی
(۲) آمونیوم نیترات - اسیدی - لیتموس - قرمز
(۳) کلسیم برمید - خنثی - فنول فتالین - ارغوانی
(۴) پتاسیم سیانید - قلیایی - متیل نارنجی - سرخ

۳۹ - در کدام گزینه معادله‌ی آبکافت درست نوشته شده است؟



۴۰ - کدام عبارت زیر درست است؟

(۱) بر اثر انحلال آمونیوم کلرید در آب، یون‌های سازنده از یک‌دیگر جدا شده، به صورت آب‌پوشیده در می‌آیند.
(۲) یون $Cl^-(aq)$ یک اسید قوی است پس آبکافت نمی‌شود.
(۳) بر اثر انحلال پتاسیم سیانید در آب، فقط آنیون نمک آبکافت می‌شود و متیل نارنجی به رنگ سرخ در می‌آید.
(۴) یون آمونیوم بر اثر آبکافت، غلظت یون هیدرونیوم را در محلول کاهش می‌دهد.

۴۱ - بین نمک‌های KCN ، Na_2CO_3 ، $AlCl_3$ ، $CaBr_2$ ، LiF و NH_4NO_3 ، نمک اسیدی، نمک بازی و نمک خنثی هستند.

(۲) ۱ - ۳ - ۲

(۱) ۱ - ۲ - ۳

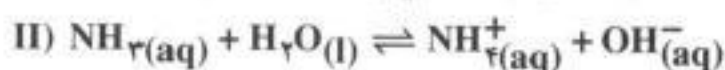
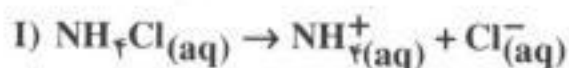
(۴) ۲ - ۲ - ۲

(۳) ۲ - ۱ - ۳

۴۲ - کدام گزینه درست است؟

(۱) سامانه‌های بافری در برابر تغییرات pH مقاومت می‌کنند و pH آن‌ها حدود ۷ پاقی می‌ماند.
(۲) به حداقل اسید یا بازی که می‌توان تا پیش از مشاهده‌ی یک تغییر جزئی در pH ، به یک بافر اضافه کرد، ظرفیت بافر می‌گویند.
(۳) آمونیوم کلرید بر اثر انحلال در آب به طور کامل به یون‌های سازنده‌اش تفکیک می‌شود.
(۴) تنظیم میزان اسیدی بودن خون بر عهده‌ی اسیدی به نام کربنیک آنهیدراز (CA) است.

۴۳ - کدام گزینه در مورد محلولی که شامل فرایندهای (I) و (II) است، صحیح می‌باشد؟



(۱) با اضافه نمودن مقدار کمی $OH^-(aq)$ ، فرایندهای (I) و (II) در جهت جابه‌جا می‌شوند.

(۲) با افزودن مقداری $HCl(aq)$ ، فرایند (I) در جهت جابه‌جا می‌شود.

(۳) افزودن یون $H_3O^+(aq)$ از طریق مصرف کردن یون‌های $OH^-(aq)$ و آمونیوم و تشکیل آب و آمونیاک خنثی می‌شود.

(۴) با افزودن اسید، غلظت $NH_4^+(aq)$ زیاد و با افزودن باز، غلظت $NH_4^+(aq)$ کم می‌شود.

۴۴ - pH محلول بافری که شامل ۰/۰۴ مول بر لیتر هیدروفلوئوریک اسید و ۱/۴۴ مول بر لیتر سدیم فلئورید است، کدام می‌باشد؟ (pK_a هیدروفلوئوریک اسید برابر ۳/۲۵ می‌باشد.) ($\log ۳ = ۰/۵$ ، $\log ۲ = ۰/۳$)

(۴) ۴/۷۶

(۳) ۴/۶۷

(۲) ۴/۵۸

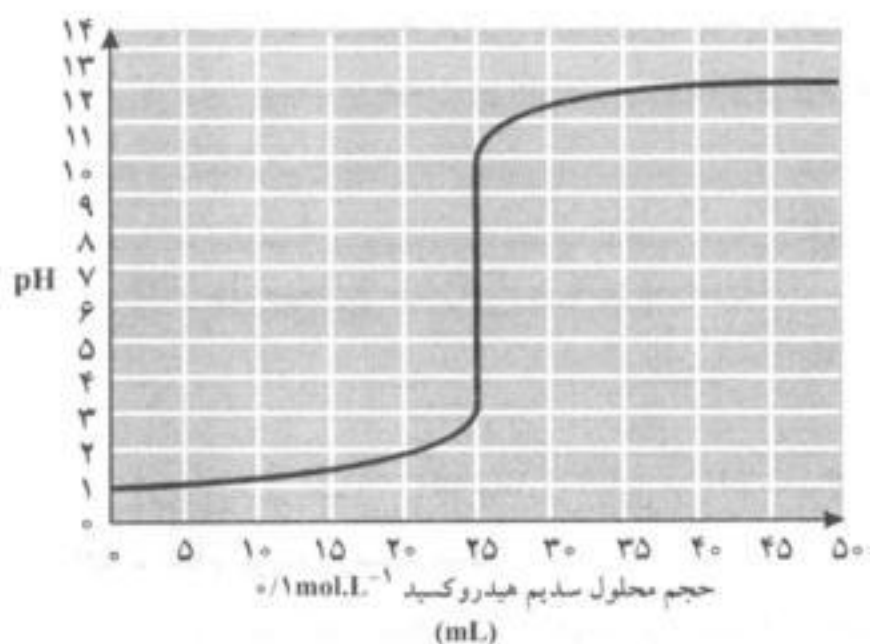
(۱) ۴/۸۵

۴۵ - در سنجش حجمی میلی لیتر محلول مولار توسط میلی لیتر محلول مولار pH محلول حاصل به ۷ می رسد.

- (۱) ۲۰ - ۰/۱ - هیدروکلریک اسید - ۱۰ - ۰/۴ - سدیم هیدروکسید
 (۲) ۵۰ - ۰/۲ - نیتریک اسید - ۲۰ - ۰/۰۱ - پتاسیم هیدروکسید
 (۳) ۳۰ - ۰/۸ - هیدروفلوئوریک اسید - ۴۰ - ۰/۶ - سود
 (۴) ۴۰ - ۰/۳ - پتاسیم هیدروکسید - ۱۲ - یک - هیدرویدیک اسید

۴۶ - کدام گزینه در مورد سنجش حجمی درست است؟

- (۱) روی نمودار سنجش حجمی، نقطه‌ای که HCl توسط NaOH خنثی می شود و pH محلول به ۷ می رسد را نقطه‌ی پایانی می گویند.
 (۲) در سنجش حجمی محلولی از HF توسط محلولی از KOH، متیل نارنجی شناساگر مناسبی است.
 (۳) در سنجش حجمی محلولی از آمونیاک توسط محلولی از هیدروکلریک اسید، pH نقطه‌ی هم‌ارزی کوچک‌تر از ۷ است.
 (۴) محلول مجهول قطره قطره به محلول استاندارد درون بشر افزوده می شود تا این که با تغییر رنگ شناساگر نقطه‌ی پایانی آشکار شود.



۴۷ - نمودار مقابل مربوط به سنجش حجمی ۲۰ میلی لیتر محلولی از هیدروکلریک اسید توسط محلولی از پتاسیم هیدروکسید است. اگر فرض کنیم pH محلول اولیه‌ی HCl برابر ۱/۱۶ بوده است، محلول استاندارد KOH چند مولار بوده است؟ ($\log 7 = 0.84$)

- (۱) ۰/۱۱۶
 (۲) ۰/۰۵۶
 (۳) ۰/۰۶۵
 (۴) ۰/۰۱۳

۴۸ - مقدار pK_a برای چهار اسید برابر ۲/۸۶، ۴/۷۶، ۴/۸۷ و ۲/۹۰ گزارش شده است. اگر بدانیم این چهار اسید، اتانویک اسید، پروپانویک اسید، کلرو اتانویک اسید و برمواتانویک اسید هستند، مقدار pK_a برای برمواتانویک اسید کدام است؟

- (۱) ۲/۸۶ (۲) ۴/۷۶ (۳) ۴/۸۷ (۴) ۲/۹۰

۴۹ - مقدار K_a برای کدام اسید بزرگ‌تر است؟

- (۱) $Cl_3CHCOOH$ (۲) CH_3CH_2COOH
 (۳) ICH_2COOH (۴) FCH_2COOH
 (۱) CH_3COO^- (۲) F_3CCOO^-
 (۳) Cl_3CCOO^- (۴) $BrCH_2COO^-$

۵۱ - کدام گزینه درست است؟

- (۱) فرمول شیمیایی اسید مزدوج دی اتیل آمین به صورت $(CH_3CH_2)_2NH_2^+$ است.
 (۲) pK_a اسید مزدوج متیل آمین از pK_a اسید مزدوج دی متیل آمین کوچک‌تر است.
 (۳) pK_b دی اتیل آمین از pK_b دی متیل آمین بزرگ‌تر است.
 (۴) اسید مزدوج CH_3NH_2 ، یون متیل آمین نام دارد.

۵۲ - با توجه به جدول زیر، کدام گزینه درست است؟

نام شیمیایی	ساختار لوویس	pK _b
آنیلین		۹/۳۴
هیدرازین		۶/۰۱
پیریدین		۸/۸۲

- (۱) قدرت اسیدی اسید مزدوج پیریدین از اسید مزدوج آنیلین بیش تر است.
 (۲) آنیلین نسبت به هیدرازین قدرت پروتون‌گیری بیش تری دارد.



(۴) با غلظت یکسان، pH محلول آنیلین از pH محلول پیریدین، کوچک تر است.

۵۳ - کدام گزینه درست است؟

- (۱) کربوکسیلیک اسیدها یکی از مهم‌ترین مشتق‌های استرها هستند.
 (۲) استرهای سنگین (با تعداد زیاد اتم کربن) بوی بسیار مطبوعی دارند.
 (۳) با جایگزین کردن اتم هیدروژن گروه کربوکسیل توسط یک گروه آلکیل، ترکیبی به نام استر به دست می‌آید.
 (۴) اتانول و اتانویک اسید به طور کامل با یکدیگر واکنش می‌دهند و تولید اتیل اتانوات می‌کنند.

۵۴ - اگر ماده‌ی حاصل از واکنش پروپانویک اسید با متانول را به صورت $R-C(=O)OR'$ نشان دهیم، R و R' به ترتیب چه گروه‌هایی هستند؟

- (۱) CH_۳ - و CH_۳CH_۲CH_۲ -
 (۲) CH_۳ - و CH_۳CH_۲CH_۲ -
 (۳) CH_۳CH_۲ - و CH_۳ -
 (۴) CH_۳ - و CH_۳CH_۲ -

۵۵ - استری به فرمول شیمیایی C_۴H_۸O_۲ در واکنش با سدیم هیدروکسید، تولید متانول کرده است. این استر کدام است؟

- (۱) CH_۳CH_۲COOCH_۳
 (۲) CH_۳COOCH_۲CH_۳
 (۳) CH_۳CH_۲CH_۲COOCH_۳
 (۴) CH_۳COOCH_۲CH_۲CH_۳

۵۶ - اگر یک با محلول آبی سدیم هیدروکسید جوشانده شود، به نمک سدیم کربوکسیلیک اسید و تجزیه می‌شود.

- (۱) اسید چرب - استر - اسید چرب - الکل سازنده
 (۲) استر - اسید چرب - استر - آب
 (۳) اسید چرب - استر - اسید چرب - گلیسرول
 (۴) استر - اسید چرب - استر - الکل سازنده