

جزوه کنکور

کنکور ۹۷



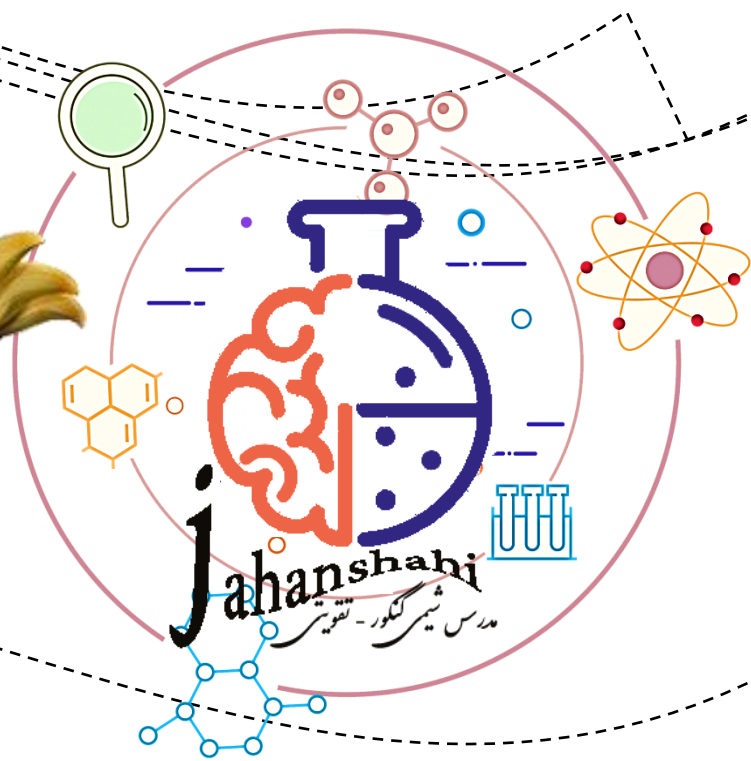
اسید و باز

CHAPTER 3

اسید و باز...



طعم با شیمی شیرین





کمه بیانذیشیمه

هر روز در بخش های گوناگون زندگی، مقادیر متفاوتی از انواع مواد شیمیایی مصرف می شود که در اغلب آنها، اسیدها و بازها نقش مهمی ایفا می کنند...



- کورهای شیمیایی، نمک های اسیدی، فنئی یا بازی هستند.
- تنظیم میزان اسیدی بودن شوینده ها ضروری است.
- اغلب داروها، ترکیب های شیمیایی با خاصیت اسیدی یا بازی هستند.
- اغلب میوه ها دارای اسیدند pH آنها کمتر از ۷ است.
- زندگی بسیاری از آبزیان به میزان pH آب وابسته است.
- فاضلاب های صنعتی شامل یون فلزهای واسطه اند. از این رو، با ورود به محیط زیست pH محیط را کاهش می دهند.



ویژگی اسید - دها:



① ترش مزه اند و احساس سوزش روی پوست دست بوجود می آورند... نمونه؛ لیمو ترش (سیتریک اسید) و یا سرکه (استیک اسید)!!

② در محلول آبی شان یون H^+ یافت می شود، برای همین رسانای جریان برق می باشند (هر چه قدر این یون بیشتر باشد یا به قول خودمون، اسید قوی باشد، رسانایی هم بیشتر خواهد بود)



ویژگی بازها:

① تلخ مزه اند و احساس لیزی روی پوست دست بوجود می آورند.

② در محلول آبی شان یون OH^- یافت می شود، برای همین رسانای جریان برق می باشند (هر چه قدر این یون بیشتر باشد یا به قول خودمون، باز قوی باشد، رسانایی هم بیشتر خواهد بود)



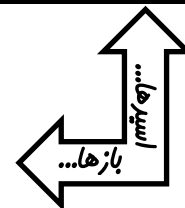
برخه اسید - باز، با نام های معمولی...



اکزالیک اسید (اتان دی اویک اسید)	$H_2C_2O_4$	اسید باتری (سولفوریک اسید)	H_2SO_4
گلی سین (آمینو استیک اسید) آمینو اتانویک اسید	NH_2CH_2COOH	چوهر مورچه (فورمیک اسید یا متانویک اسید)	$HCOOH$
بنزویک اسید	C_6H_5COOH	چوهر سرکه (استیک اسید یا اتانویک اسید)	CH_3COOH
سالیسیلیک اسید	$C_7H_6O_3$	ویتامین C (آسکوربیک اسید)	$C_6H_8O_6$
آسپیرین (استیل سالیسیلیک اسید)	$C_9H_8O_4$	چوهر لیمو (سیتریک اسید)	$C_6H_8O_7$

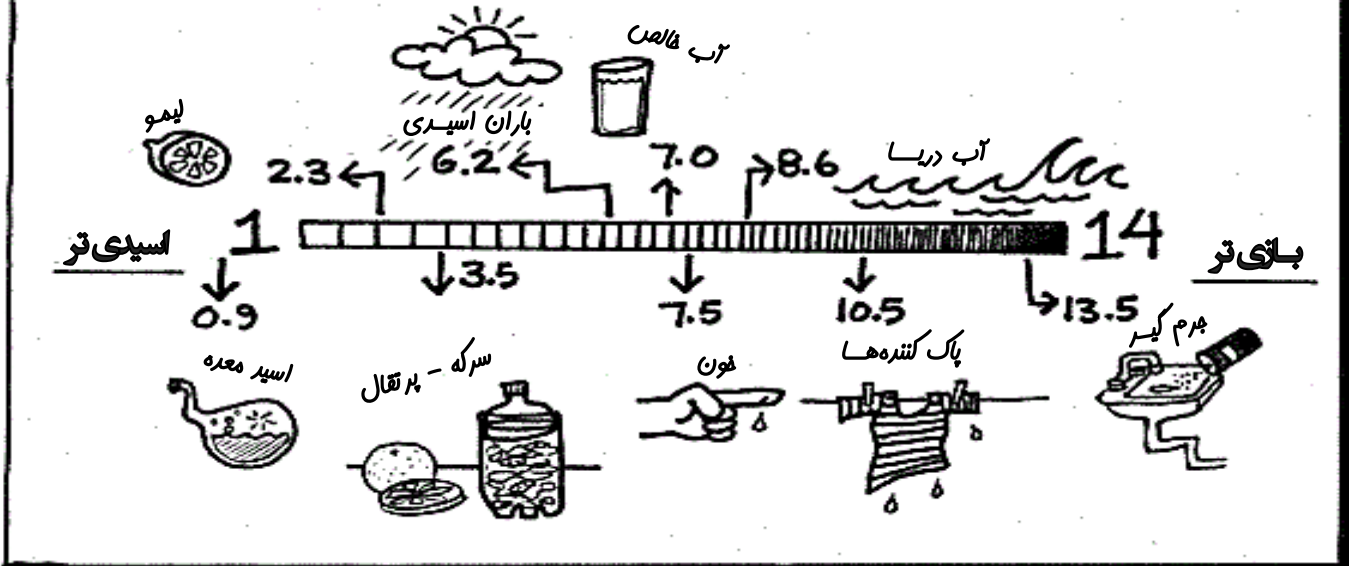


محلول آمونیاک (آمونیم هیدروکسید)	NH_4OH یا $NH_3(aq)$
سود سوزآور (سدیم هیدروکسید)	$NaOH$
پتاس سوزآور (پتاسیم هیدروکسید)	KOH
شیر منیزی (منیزیم هیدروکسید)	$Mg(OH)_2$





ACID-BASE SCALE



حل ... قصه از کجاش شروع شد؟!؟!!

شیمی دان ها... مدت ها پیش از آنکه ساختار اسیدها و بازها را بشناسند؛ با خواص اسید و باز و واکنش میان آنها به طور تجربی آشنا بودند؛ به طور مثال آنها می دانستند که اسیدها ترش مزه و بازها تلخ مزه هستند و از واکنش آنها باهم، نمک و آب تولید می شود. شیمی دان ها برای توجیه خواص اسید و باز تعریف های مختلفی ارایه کرده اند که به ترتیب عبارتند از:



مدل

آر نیوس



مدل

لوری - برونستد



مدل

لوئیس

پس بر مبنای تجزیه داریم

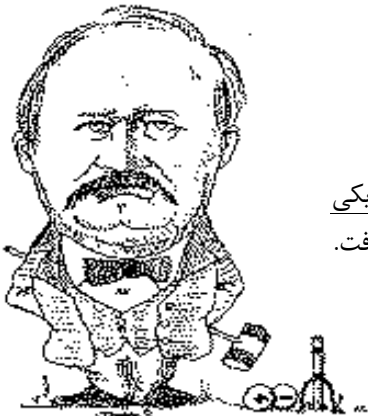
اسید ترکیبی است که در مولکول آن اتم هیدروژنی یافت شود که بتواند آن را طی واکنش با یک اتم پایگزین کند، چنین هیدروژنی را هیدروژن اسیدی گویند. (در واقع هیدروژنی که کامل آزاد می شود!!!)

❖ لازم است بدانیم... هر چه شدت واکنش یک اسید با فلز بیشتر باشد (به عبارتی راحتتر هیدروژن اسیدی را از دست بدهد!!!) فصلت اسیدی آن بیشتر است.





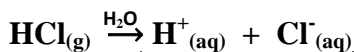
ارائه اولین مدل اسید-باز



سوانت آرنیوس شیمی دان سوئدی طی پژوهش‌هایی که در دهه ۱۸۹۰ روی رسانایی الکتریکی و برقکافت ترکیب‌های محلول در آب انجام می‌داد، به نظریه‌ای برای اسیدها و بازها دست یافت.

وی اسید را ماده‌ای تعریف کرد که:

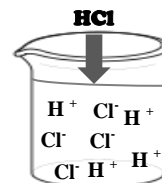
① در آب حل می‌شود و ② یون هیدروژن (H^+) یا پروتون آزاد کرده یا تولید کند...



مماول آبی حاصل که این یون‌ها را

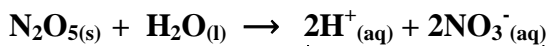
دارد، هیدروکلریک اسید

نامیده می‌شود.



ز دید آرنیوس... اکسیدهای نافلز (به جزء $CO - NO - N_2O$) خاصیت اسیدی دارند. زیرا به هنگام حل شدن در آب

یون H^+ تولید می‌کنند...



مماول آبی حاصل که این یون‌ها را

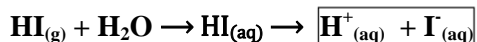
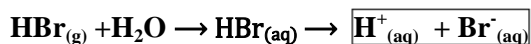
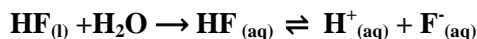
دارد، نیتریک اسید

نامیده می‌شود.

اسیدهای آرنیوس در یک نگاه

هیدروژن هالیدهای محلول در آب...

H_2S و HCN هم در این دسته قرار دارند...



هیدرو هالیک اسید + $H_2O \rightarrow$ هیدروژن هالید



هیدروژن کلرید

هیدرو کلریک اسید

یادمان باشد... معادله‌ی یونش اسیدهای قوی، یکطرفه (\rightarrow) و معادله‌ی یونش اسیدهای ضعیف، تعادلی (\rightleftharpoons) است!!! (در

ادامه بیشتر بحث خواهیم کرد)

0.1 M HCl

HCl به عنوان یک اسید قوی، در محلول آبی کاملاً یونیده شده!!! (همه HCl مصرف شده)

0.1 M HF

HF به عنوان یک اسید ضعیف، در محلول آبی کمتر یونیده شده!!! (مقداری HF دست نرفته بصورت مولکولی باقی مانده)





نافلزهای فعال و واکنش پذیر با آب... (مانند $\text{Cl}_2(\text{g})$ و $\text{Br}_2(\text{l})$)



اکسیدهای نافلزی محلول در آب...



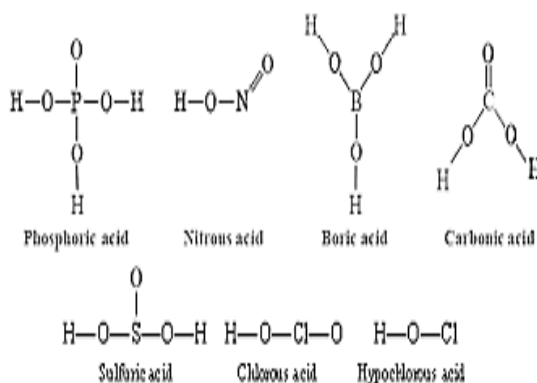
از بین اسیدها، این دو اسید علاوه بر اینکه ضعیفتر خیلی ناپایدارند!!! (یعنی تاکنون به صورت فاصلن جدا نشده اند و خیلی راحت به مولکولهای سازنشون تهره می شونند)...

برای همین!

بوتر است به جای H_2CO_3 از $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ یا

$\text{CO}_2(\text{aq})$ و به جای H_2SO_3 از $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ یا

$\text{SO}_2(\text{aq})$ استفاده کنیم.



❖ **یادمان باشد...** CO ، NO و N_2O بدلیل قطبیت بسیار کم، انحلال پذیری بسیار کمی در آب دارند و برای همین بصورت کاملا مولکولی در آب حل می شوند (پس مطمئنا نمی توانند در آب یون H^+ تولید کنند!!!) برای همین اسید آرنیوس به شمار نمی آیند.

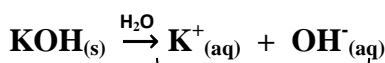
❖ **یادمان باشد...** الکلها (R-OH) نیز بصورت کاملا مولکولی در آب حل می شوند (پس مطمئنا نمی توانند در آب یون H^+ تولید کنند!!!) برای همین اسید آرنیوس به شمار نمی آیند.





☞ وی باز را ماده‌ای تعریف کرد که:

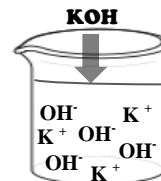
① در آب حل می‌شود ② و یون هیدروکسید (OH^-) آزاد کرده یا تولید کند...



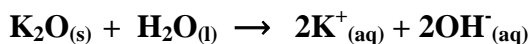
ممولون آبی حاصل که این یونها را

دارد، پتاسیم هیدروکسید $\text{KOH}_{(aq)}$

نامیده می‌شود.



از دید آرنیوس... اکسیدهای فلزی خاصیت بازی دارند. زیرا به هنگام حل شدن در آب یون OH^- تولید می‌کنند...



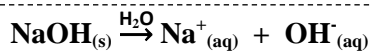
ممولون آبی حاصل که این یونها را

دارد، پتاسیم هیدروکسید $\text{KOH}_{(aq)}$

نامیده می‌شود.

بازهای آرنیوس در یک نگاه

☞ هیدروکسیدهای فلزی محلول در آب... (هیدروکسید فلزات گروه ۲ به جزء Be و Mg)



یک نوع تغییر فیزیکی!!!

ممولون قلیایی سوز ($\text{NaOH}_{(aq)}$)

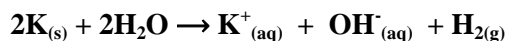
☞ یلدهان باشد... به اکسیدها و هیدروکسیدهای محلول در آب (اکسید و هیدروکسید فلزات گروه ۲ به جزء Be و Mg)، باز

گویند و قلیا هم به شمار می‌آیند!!!

سایر اکسیدها و هیدروکسیدهای نامحلول در آب (مانند $\text{Mg}(\text{OH})_2$ و Al_2O_3 و $\text{Zn}(\text{OH})_2$ و...)، اگرچه یک

ترکیب بازی هستند، ولی قلیا به شمار نمی‌آیند!!!

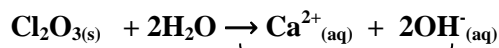
☞ فلزهای فعال واکنش پذیر با آب... (فلزات گروه ۲ به جزء Be و Mg)



(یادآوری؛ واکنش فابجایی یگانه)

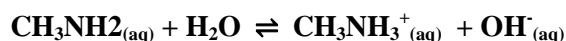
ممولون قلیایی پتاس ($\text{KOH}_{(aq)}$)

☞ اکسیدهای فلزی محلول در آب... (اکسیدهای فلزات گروه ۲ به جزء Be و Mg)



ممولون قلیایی کلسیم هیدروکسید ($\text{Ca}(\text{OH})_{2(aq)}$)

☞ گاز آمونیاک و آمین های (R-NH_2) محلول در آب...





از بین بازها، این باز علاوه بر اینکه ضعیفه، خیلی ناپایداره!!!
(یعنی تاکنون به صورت خالص جدا نشده و خیلی راحت به
مولکول‌های سازنده‌اش تفزیه می‌شود)...

برای همین:

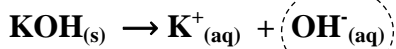
بوتر است به جای NH_4OH از $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ یا
 $\text{NH}_3(\text{aq})$ استفاده کنیم.

کلیدواژه نظریه آرنیوس

همانطور که مشاهده کردیم از ویژگی‌های بارز اسید - باز آرنیوس،
انحلال پذیری در آب است... آرنیوس معتقد بود که باید و باید
اسید و باز در آب حل شوند (انحلال پذیر در آب!!!) که در ادامه خواهیم
دید که از این راه هم نظریه‌اش ضربه خورد!!!

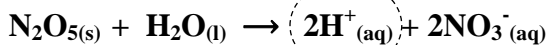
تولید می‌کند... آزاده می‌کند... کدومیکه؟؟؟

اگر اسید یا باز مورد نظر دارای یون H^+ و OH^- در ساختار خود باشند، در آن صورت در هنگام حل شدن در آب
آن یونها (H^+ و OH^-) را آزاد می‌کنند!!!



برای نمونه

اگر اسید یا باز مورد نظر دارای یون H^+ و OH^- در ساختار خود نباشند، در آن صورت در هنگام حل شدن در
آب آن یونها (H^+ و OH^-) را تولید می‌کنند!!!



برای نمونه

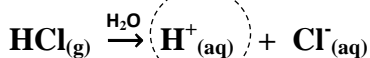


اشتباه مرگبار.....



تمامی اسیدها (چه اکسیژن دار و چه بدون اکسیژن) دارای پیوند کووالانسی بوده و برای همین ترکیب مولکولی
مسسوب می‌شوند... پس؛ در ساختارشان یون هیدروژن (H^+) وجود ندارد!!!! (یادمان باشد که H موجود در ساختار
آنها به صورت $\text{H}^{\delta+}$ می‌باشد نه H^+ ، پس کوله ظاهر اسیدها و تفویضیسیسیم!!!)

نتیجه اخلاقی؛ بنابراین معلول همه اسیدها در آب، یون H^+ را تولید می‌کنند نه H !!!!



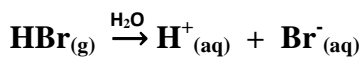
تولید می‌شود





یونش... تفکیک یون... ک... دامیک؟؟؟

یونش در لغت، یونیده شدن یا تولید یون می باشد... پس واژه یونش وقتی بکار می رود که ماده ای حل شونده در آب، یک ترکیب مولکولی باشد و در ساختمان خود دارای یون نباشد، ولی پس از حل شدن در آب، یون تولید کند.



پس در مورد اسیدها، قطعا یونش را بکار خواهیم برد!!!

تفکیک یونی در لغت یعنی جدا کردن یون می باشد... پس واژه تفکیک وقتی بکار می رود که ماده ای حل شونده در آب، یک ترکیب یونی باشد و در ساختمان خود دارای یون نباشد، و پس از حل شدن در آب، یونهای خود را آزاد کند.



پس در مورد بازها، تفکیک یونی را بکار خواهیم برد!!!



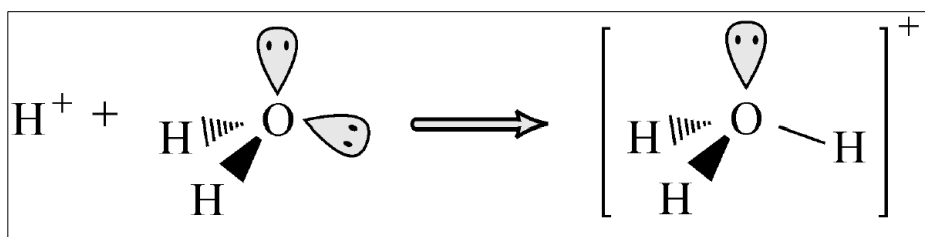
H^+ های واقعی... H_3O^+ واقعی

کمه با یون هیدرونیوم...م

H^+

جز روی کاغذ وجود خارجی ندارد؛ زیرا یون هیدروژن (H^+ یا همان پروتون) ذره های بسیار کوچک

با چگالی بار الکتریکی بسیار زیاد است و در محیط آبی به شدت آب پوشیده می شود. به این صورت که یک مولکول H_2O یک جفت الکترون ناپیوندی خود را به صورت داتیو در اختیار اوربیتال خالی H^+ قرار می دهد و در نتیجه یک ذره ی جدید با چگالی بار کمتر از H^+ و پایداری بیشتر از آن، به نام یون هیدرونیوم (H_3O^+) آن به وجود می آید.



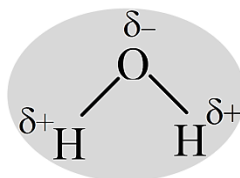
پروتون آب پوشیده = یون هیدرونیوم = H_3O^+

یادمان باشد... اگر در واکنشی $\text{H}^+(\text{aq})$ دیدید، برانید که تنها برای راحتی کار این گونه نوشته اند، در حالی که بهتر است به صورت H_3O^+ نوشته شود.

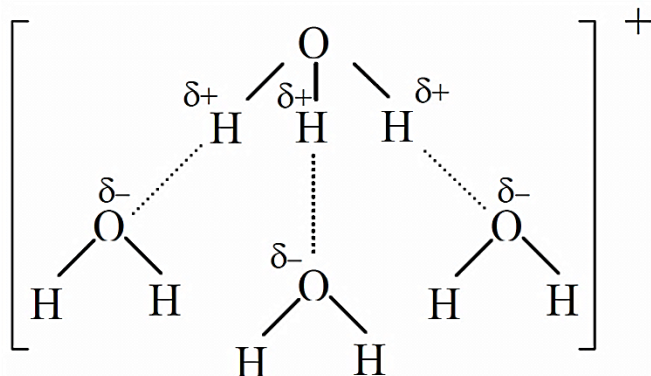
یادمان باشد... یون هیدرونیوم حاصل نیز می تواند هرکثر به اندازه ی تعداد اتمهای هیدروژن موجود در ساختارش یعنی با 3 مولکول آب دیگر از طریق پل های دیون-دوقطبی، آبپوشیده شود و یونهای H_5O_2^+ ، H_7O_3^+ ، H_9O_4^+ را بوجود آورد.



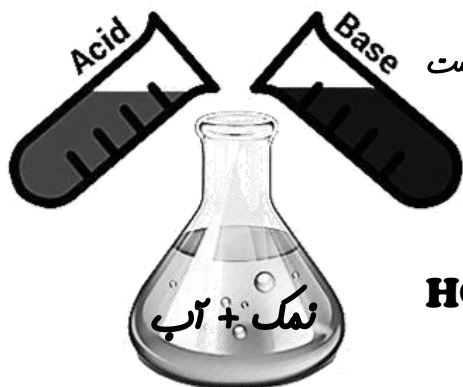
مدرس شیمی کنکور و تقویت... جمال شامر



به علت دفعه بارهای همنام، این مولکول آب نمی تواند نزدیک شود...

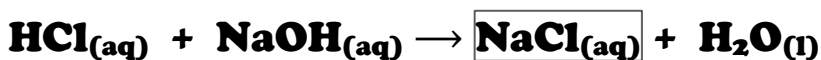


گفتنی است..... آخ رین گفته های آرنیوس

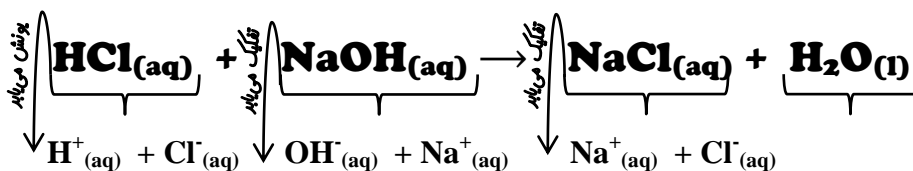


آقای آرنیوس معتقد بود که اگر، اسید و باز با یکدیگر واکنش دهند، مملولی درست می آید که نه خاصیت اسیدی دارد و نه بازی!!!

به مملول حاصل مملول هفتی و به واکنش یار شده، واکنش هفتی شدن کویند...



واکنش بالا از زاویه دیگر،



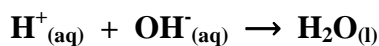
به قطر مولکولی بودن

پوشش بسیار لانهزی دارد

نتیجه گیری: همانطور که می بینیم فقط یون های H^+ و OH^- در واکنش شرکت

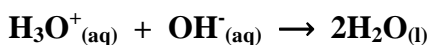
کرده و تشکیل $\text{H}_2\text{O(l)}$ را داده اند و دیگر یون ها بدون تغییر در هر دو طرف واکنش حضور

دارند و در واکنش شرکت نکرده اند (در نقش تماشاچی!!!)



پس؛ واکنش اصلی هفتی شدن از دید آرنیوس ...

چون آرنیوس از ناپایداری $\text{H}^+(\text{aq})$ اطلاعی نداشت!!! پس معارله ای اصلاح شده و



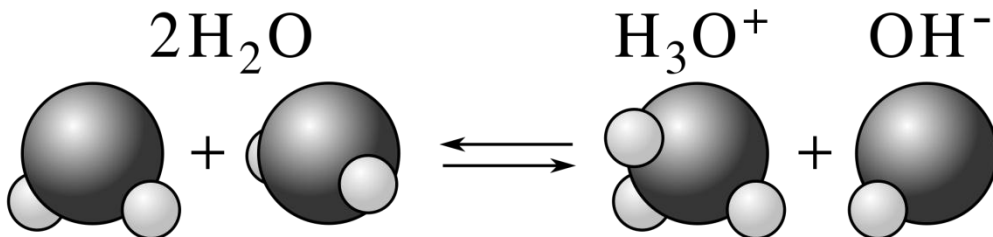
درست تر هفتی شدن به صورت روبرو می باشد...





یونش جزئی آب (خود - یونش)

یونش مولکولهای آب بسیار بسیار جزئی و ناچیز است... به عبارتی یونش آب طی واکنش تعادلی باعث تولید مقادیر ناچیز یونهای H_3O^+ و OH^- می شود. (رسانایی آنزک آب هم به خاطر وجود همین یون هاست!!!)



یادمان باشد... مقدار یونهای تولید شده از یونش آب، با هم برابر است ($[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$)... برای همین آب خالص، خنثی به شمار می رود!!!
 یادمان باشد... غلظت اسید در آب، $[\text{H}_3\text{O}^+]$ را افزایش می دهد، و طبق اصل لوشاتلیه تعادل به سمت چپ پایه شده و $[\text{OH}^-]$ کاهش می یابد.
 یادمان باشد... غلظت باز در آب، $[\text{OH}^-]$ را افزایش می دهد، و طبق اصل لوشاتلیه تعادل به سمت چپ پایه شده و $[\text{H}_3\text{O}^+]$ کاهش می یابد.

نتیجه گیری.....

همه محلول های آبی (اسیدی - بازی - خنثی) دارای هر دو یون H_3O^+ و OH^- هستند. با این

تفاوت که در محلول های اسیدی $[\text{H}_3\text{O}^+]$ بیشتر و در محلول های بازی $[\text{OH}^-]$ بیشتر و در خود آب

خالص $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ می باشد.



[z.sh] برای انمالات هر یک از ترکیبات زیر در آب یک معادله شیمیایی نوشته و اسیدی یا بازی بودن معلول

حاصل را با استغاره از دیدگاه آرنیوس توجیه کنید.

الف) HCl (ب) پتاسیم اکسید (پ) KOH (ت) دی نیتروژن پنتوکسید (ث) اکسید آلومینیوم

Ⓒ تعداد یون های تولیدی و آزاد شده را بنویسید...



کدامستای ضربه خورده مدل آرنیوس...؟

تعریف آرنیوس برای اسیدها و بازها، به موادی محدود می شد که فقط و فقط در حالت محلول (aq) باشند (همان

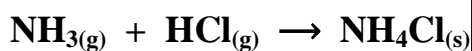
انحلال پذیر در آب!!!) و بتوانند یون های H^+ و OH^- را آزاد یا تولید کنند... بنابراین مدل آرنیوس تعداد

محدودی از اسید و بازها را در بر می گیرد!!!





از جمله واکنش‌ها که به نظریه آرنیوس ايراد وارد کرد...



باز اسید نمک
(گرد سفید نشادر)

☒ در واکنش رو برو با اینکه؛

① HCl و NH_3 در فاز گازی هستند (یعنی در آب هم حل نشده‌اند)...

② H^+ و OH^- را از راه تولید نگرداند...

ولسی؛ در نقش اسید و باز می‌باشند که با نظریه آرنیوس قابل توجیه نیست!!!

در
یکی
کلام

مدل آرنیوس در توجیه، خصلت اسیدی و بازی موادی که؛

① گازی شکل بوده و در آب حل نشده‌اند...

② H^+ و OH^- را از راه تولید نگرداند...

ناتوان بود!



ارائه دومین مدل اسید-باز

در پی نارسایی‌هایی مدل آرنیوس در توجیه برخی واکنش‌ها، در سال 1923 یوهانس برونستد و توماس لوری به طور مستقل تعریف تازه و فراگیرتری از اسید و باز ارائه کردند. این دو دانشمند؛

☐ اسید را ماده‌ای تعریف کردند که؛

بتواند یک یون هیدروژن یا پروتون به ماده دیگری بدهد.

☐ باز را ماده‌ای تعریف کردند که؛

بتواند یون هیدروژن یا پروتون را از ماده دیگری بپذیرد.



یوهانس برونستد



توماس لوری

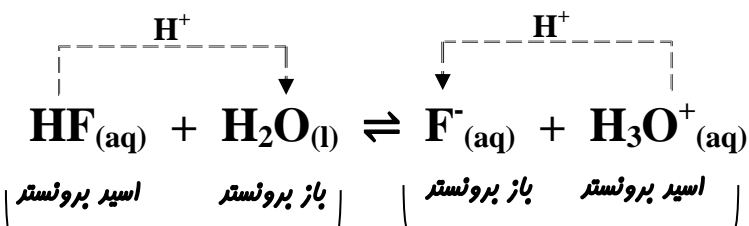
به عبارت دیگر... اسید لوری - برونستد دهنده پروتون و باز لوری - برونستد، پذیرنده پروتون است.

☐ مطابق این تعریف؛ هر واکنش در هر فاز که شامل انتقال پروتون (H^+) از یک ماده به ماده دیگری باشد،

یک واکنش اسید-باز فواید بود. (بنابر این بر اساس مدل لوری - برونستد تعداد بیشتری از ترکیب‌های شیمیایی در قلمرو اسیدها و بازها قرار می

گیرند.)

حال... طبق این مدل داریم



در واکنش رفت

در واکنش برگشت

⚠ اشتباه نکنیم... فقط و

فقط برای واکنش‌های برگشت‌پذیر (نه یکطرفه!!!)، می‌توانیم برای سمت راست (واکنش برگشت) اسید و باز برونستد را

مشخص کنیم!!!



مدرس شیمی کلور و تقویت... چهار شاهر

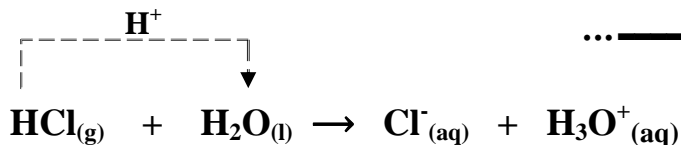


در مدل لوری - برونستد؛ همواره در کنار اسید، بازی هم باید وجود داشته باشد (بر خلاف مدل آرنیوس)

که اسید و باز را به تنهایی هم می‌توان تویپه کرد. به عبارتی اسید برونستد هنگامی به عنوان دهنده پروتون عمل خواهد کرد، که حتما

یک باز برونستد برای پذیرش آن پروتون در محیط حضور داشته باشد!!! و برعکس قضیه...

به سه واکنش زیر توجه داشته باشیم...

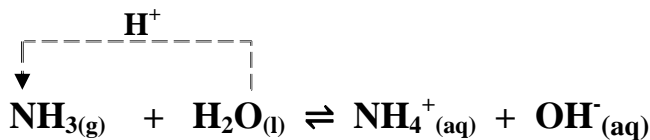


در نقش گیرنده پروتون... باز برونستد --- اسید برونستد

جوابی نداشت؟؟؟؟؟؟؟؟ --- نارسایی آرنیوس اسید آرنیوس

ضمن حل شدن در آب، یون H_3O^{+} تولید کرده...

در نقش دهنده پروتون...



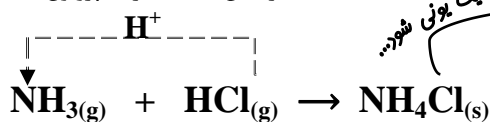
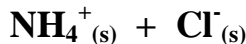
در نقش دهنده پروتون... اسید برونستد --- باز برونستد

جوابی نداشت؟؟؟؟؟؟؟؟ --- نارسایی آرنیوس باز آرنیوس

ضمن حل شدن در آب، یون OH^{-} تولید کرده...

در نقش دهنده گیرنده پروتون...

آله تفلیک یونی شکل.



در نقش دهنده پروتون... اسید برونستد --- باز برونستد

جوابی نداشت؟؟؟؟؟؟؟؟ --- نارسایی آرنیوس نارسایی آرنیوس

جوابی نداشت؟؟؟؟؟؟؟؟

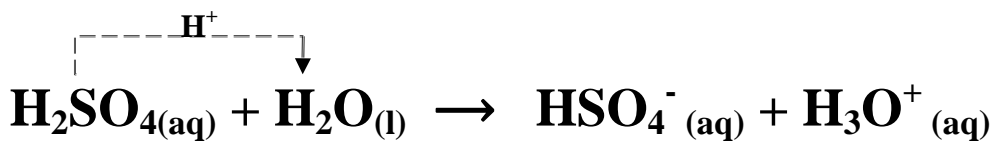
در نقش دهنده گیرنده پروتون...



اسید و باز مزدوج...

• **باز مزدوج:** وقتی اسید برونستد، H^{+} از دست می‌دهد، آنچه باقی می‌ماند، باز مزدوج.

• **اسید مزدوج:** وقتی باز برونستد H^{+} می‌پذیرد، آنچه پدید می‌آید، اسید مزدوج.



اسید مزدوج

باز مزدوج

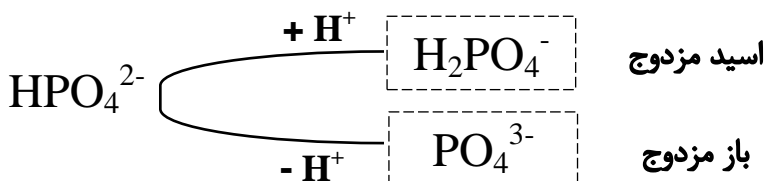
باز مزدوج

اسید مزدوج





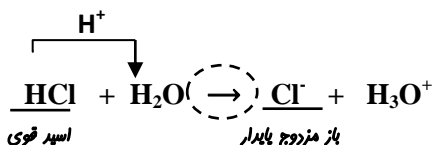
❖ یادمان باشد... هر جفت اسید و باز مزدوج فقط و فقط در یک پروتون (H^+) با هم تفاوت دارند.



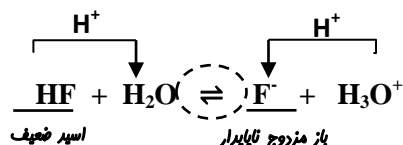
برای پیدا کردن اسید مزدوج یک ماده کافی است به آن یک H^+ اضافه کنیم و برا پیدا کردن باز مزدوج، برعکس عمل خواهیم کرد!!!

❖ یادمان باشد... هر چه اسید و باز قویتر باشند، باز یا اسید مزدوج آنها ضعیف تر (پایدارتر) است و برعکس قضیه!!!

یعنی، باز مزدوج پایدار، تمایل کمتری برای گرفتن H^+ و اسید مزدوج پایدار، تمایل کمتری برای پس دادن H^+ از خود نشان می‌دهند... و نمی‌توانند در جهت برگشت جابجا شوند!!!

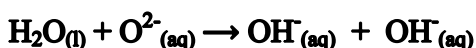
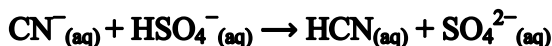
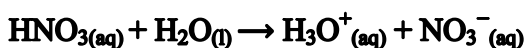


باز پروتستد نمی‌تواند باشد
ضعیف



باز پروتستد می‌تواند باشد
قوی

[j.sh] در هر یک از واکنش‌های زیر، اسید، باز، اسید مزدوج و باز مزدوج را مشخص کنید.



[j.sh] جدول زیر را کامل کنید.

اسید مزدوج	باز	باز مزدوج	اسید
	CN^-		CH_3COOH
	H_2O		H_2O
	ClO^-		H_2SO_4

[j.sh] واکنش خود یونش آب، کدام یک از نتیجه‌گیری‌های زیر را تأیید می‌کند؟ پاسخ خود را شرح دهید.

آب همواره اسید لوری - پروتستد است.

آب همواره باز لوری - پروتستد است.

آب هم اسید و هم باز است. در واقع آب ماده ای آمفوتر است.

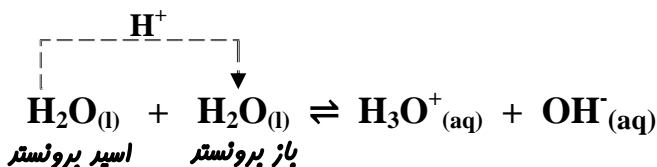
آب نه اسید و نه باز است.





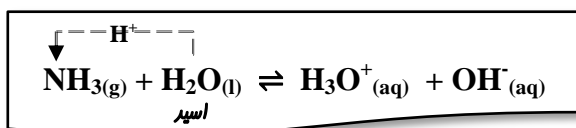
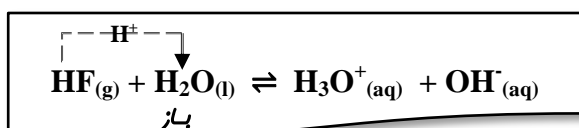
خاصیت آمفوتری آخ رین گفته های لوری - برونستد

با توجه به واکنش خود-یونش آب؛ از دید این دو دانشمند، آب هم می تواند در نقش اسید و هم در نقش باز باشد.



NH_3 نیز می تواند در محیط غیر آبی، خود یونش دهد و آمفوتر محسوب می شود!!! در محیط آبی فقط خاصیت بازی دارد.

به دو واکنش زیر دقت داشته باشید.....

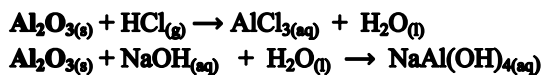


نتیجه گیری.... به مولدی که مانند آب، در مقابل اسیدها خاصیت بازی و در مقابل بازها خاصیت اسیدی از خود

نشان می دهد، آمفوتر می گویند.

معروف ترین آمفوترها

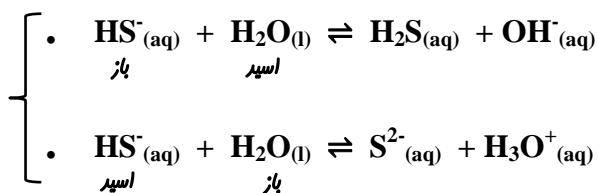
① فلزات؛ Cr- Sn- Zn- Al- Pb (بصورت منفرد سارنگ) و اکسیدها و هیدروکسیدهایشان!!!



برای نمونه: $\text{Al}(\text{OH})_3$ و Al_2O_3

② آنیون های دارای هیدروژن اسیدی؛ HS^- - HSO_3^- - HCO_3^- - H_2PO_4^- - HPO_4^{2-} - H_2PO_3^- !!!

برای نمونه: خاصیت آمفوتری HS^- و H_2O در دو معادله زیر نشان داده شده است...



③ آمینو اسیدها ($\text{H}_2\text{N}-\text{R}-\text{COOH}$)!!! بقاظر عامل اسیدی (COOH) و عامل بازی (H_2N) که دارند...

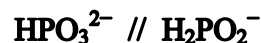
نتیجه گیری.... بطور کلی، یونایی که دارای H نیست، همیشه نقش باز برونستد را دارند. ولی آنهایی که

دارای H هستند، می توانند گاهی اسید، گاهی باز و گاهی آمفوتر باشند.





[j.sh] دانش آموزی مدعی است که یون‌های زیر آملفوتر نیستند! دلیل منطقی برای این ادعا بیاورید...



در یک کلام... نقض نظریه آرنیوس این بود که فقط درباره محلول‌های آبی بود، و نقض هر دو نظریه آرنیوس و لوری این است که محدود به ترکیبات دارای هیدروژن می‌شوند...



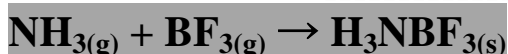
مخصوص شیمی — دوستانتان



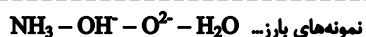
ارائه سومین مدل اسید-باز

گیلبرت نیوتون لوویس شیمی‌دان مشهور آمریکایی در سال 1923 مدل دیگری از اسید و باز ارائه داد. او دلیل ارائه نظریه خود را ناتوانی نظریه لوری - برونستد در توجیه واکنش‌هایی مانند واکنش زیر بیان کرد.

جامد مولکولی سفید رنگ



همان گونه که مشاهده می‌شود این واکنش با انتقال پروتون همراه نیست. از این رو، نمی‌توان وقوع آن را بر مبنای مدل لوری - برونستد توجیه کرد. **لوویس در نظریه خود نگاه را از پروتون به جفت الکترون‌های ناپیوندی معطوف کرد.**



وی باز را ماده‌ای تعریف کرد که؛

جفت الکترون ناپیوندی دارد و با آن می‌تواند با یک اتم، مولکول یا یون، پیوند داتیو تشکیل دهد.



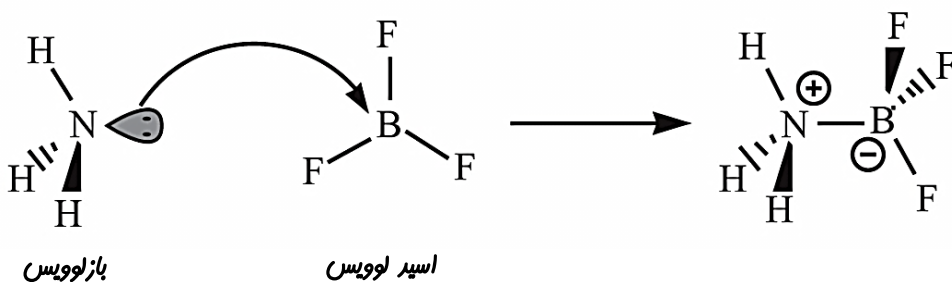
وی اسید را ماده‌ای تعریف کرد که؛

با داشتن دست کم یک اوربیتال خالی، می‌تواند با پذیرفتن یک جفت الکترون از یک باز، پیوند داتیو تشکیل

دهد.

باز لوویس، دهنده جفت الکترون ناپیوندی و اسید لوویس، پذیرنده جفت الکترون ناپیوندی است.

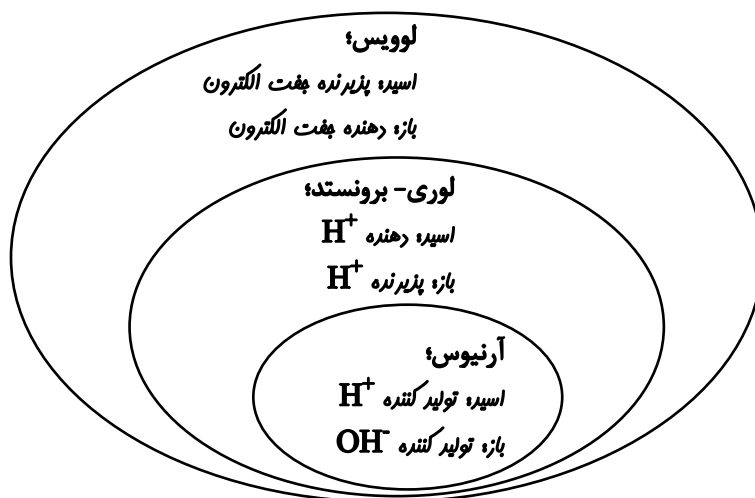
در یک نگاه





یادمان باشد... موادی که در سیستم لوری - برونستد باز هستند، بنا بر مفهوم لوویس نیز باز هستند، اما تعریف لوویس از یک

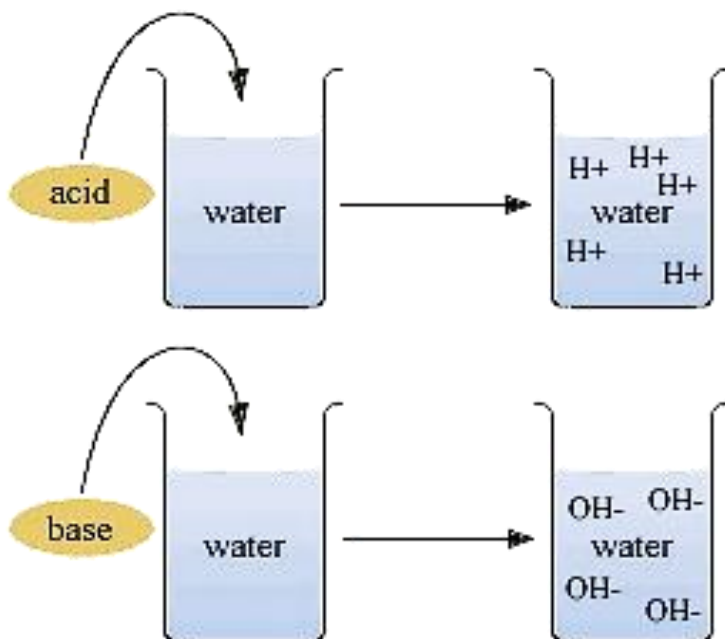
اسید به طور قابل ملاحظه‌ای تعداد مواد را که در گروه اسیدها جای می‌گیرند، وسیع‌تر می‌کند.



گستره و محدوده‌ی قرارگیری تعداد اسید و بازها در مدل‌های مختلف



مقایسه‌ی قدرت اسیدها و بازها...



بطور کلی هر اسیدی که بتواند تعداد H_3O^+ بیشتری و هر بازی که بتواند تعداد OH^- بیشتری در محلول تولید کند به ترتیب اسید و باز قویتری خواهند بود. (به عبارتی قویترین اسیدها و بازها بطور کامل، (100%) در آب یونیزه و تفکیک می‌شوند.)

یادمان باشد... وجود تعداد بیشتر H اسیدی در ساختار یک اسید نمی‌تواند معیاری برای سنجش قدرت آن اسید باشد، بلکه توانایی آزاد کردن مقدار H_3O^+ توسط اسید، معیار اصلی می‌باشد.

یادمان باشد... به خاطر یونیده شدن کامل اسیدهای قوی و تفکیک کامل بازهای قوی در آب؛

فقط برای اسید قوی (H_2SO_4)، غلظت H_3O^+ بیشتر از غلظت اسید قوی خواهد بود!!! $[H_3O^+] = [HX]$: در اسیدهای قوی

فقط برای بازهای قوی دو ظرفیتی ($Ca(OH)_2$ و $Ba(OH)_2$ و $Sr(OH)_2$)، $[OH^-] = [MOH]$: در بازهای قوی

غلظت OH^- بیشتر از غلظت باز قوی خواهد بود!!!



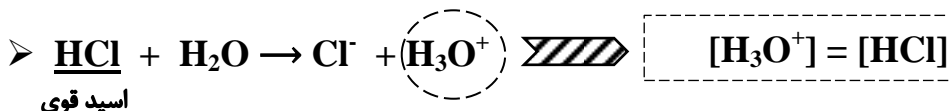


اسید - باز



بخش ③ شیمی پیش دانشگاه

برای نمونه: [اسید قوی یک ظرفیتی]



برای نمونه: [باز قوی دو ظرفیتی]



یادمان باشد... هر چه اسید قویتر باشد، سریعتر یونیده شده و معادله یونش آن یکطرفه بوده و باز مزدوجش پایدارتر (ضعیفتر) خواهد بود. در نتیجه؛ در جهت برگشت واکنش انجام ندهد!!!

یادمان باشد... هر چه باز قویتر باشد، سریعتر تفکیک شده و معادله تفکیک آن یکطرفه بوده و اسید مزدوجش پایدارتر (ضعیفتر) خواهد بود. در نتیجه؛ در جهت برگشت واکنش انجام ندهد!!!

از میان اسیدها، فقط ⑦ اسید قوی هستند، $\text{HClO}_4 - \text{HClO}_3 - \text{HI} - \text{HBr} - \text{HCl} - \text{H}_2\text{SO}_4 - \text{HNO}_3$
 افزایش قدرت اسیدی // کاهش قدرت باز مزدوج

از میان بازها، فقط ⑧ باز قوی هستند،



هیدروکسیدهای گروه دوم هیدروکسیدهای گروه اول
 افزایش قدرت بازی // کاهش قدرت اسید مزدوج

نکته: قدرت بازی هیدروکسیدهای گروه اول از هیدروکسیدهای گروه دوم هم دوره‌ی خود، بیشتر است...

برای نمونه در تناوب سوم، قدرت بازی، $\text{NaOH} > \text{Mg}(\text{OH})_2$

یادمان باشد... آکسیدهای نافلزتی خاصیت اسیدی دارند؛ پس هرچه عنصری فعالیت نافلزتی بیشتری داشته باشد، آکسید حاصل از آن، قدرت اسید بیشتری خواهد داشت

B	C	N	○	○
	Si	P	S	Cl

بخشی از جدول تناوبی

برای نمونه در تناوب دوم، قدرت اسیدی، $\text{B}_2\text{O}_3 < \text{CO}_2 < \text{N}_2\text{O}_5$

برای نمونه در تناوب سوم، قدرت اسیدی، $\text{SiO}_2 < \text{P}_4\text{O}_{10} < \text{SO}_3 < \text{Cl}_2\text{O}_7$





یادمان باشد... اکسیدهای فلزی خاصیت بازی دارند، پس هرچه عنصری فعالیت فلزی بیشتری داشته باشد، اکسید حاصل از آن، قدرت بازی بیشتری خواهد داشت.

Li	○
Na	Mg
K	Ca
Rb	Sr

بخشی از جدول تناوبی

برای نمونه در تناوب سوم، قدرت بازی، $MgO < Na_2O$

برای نمونه در تناوب چهارم، قدرت بازی، $CaO < K_2O$

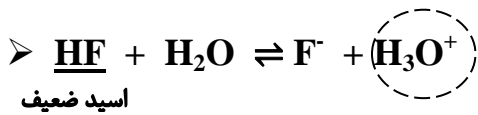
یادمان باشد... به خاطر یونیده شدن جزئی اسیدهای ضعیف و تفکیک جزئی بازهای قوی در آب؛

در اسیدهای ضعیف: $[H_3O^+] < [HX]$

در بازهای ضعیف: $[OH^-] < [MOH]$

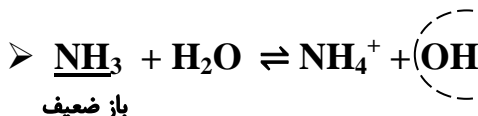
برای نمونه: [اسید ضعیف]

تبادل در سمت چپ قرار دارد



$[H_3O^+] < [HF]$

برای نمونه: [باز ضعیف]



$[OH^-] < [NH_3]$

یادمان باشد... هر چه اسید و باز ضعیف تر باشد، معادله یونش آنها تعادلی بوده (سریعتر هم به تعادل می‌رسند)

و باز و اسید مزدوج حاصل از آنها ناپایدارتر (قوی تر) خواهد بود. در نتیجه؛ در جهت برگشت هم واکنش انجام خواهد شد.

تا به تعادل برسند!!!

کاهش قدرت اسیدی // افزایش قدرت باز مزدوج

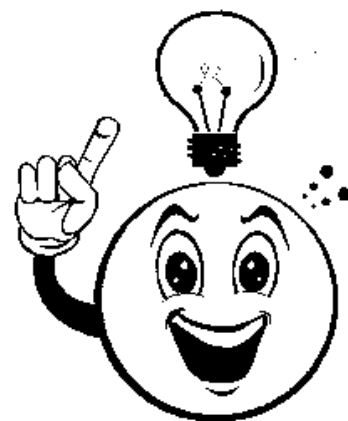
HSO_4^-
 H_3PO_4
 HF
 HNO_2
 H_2CO_3
 H_2S
 $HClO$
 $HBrO$
 HCN
 H_2O
 NH_3
 OH^-
 H_2

به غیر از 7 اسید قوی،

همه اسیدها ضعیف هستند

به غیر از 8 باز قوی،

همه بازها ضعیف هستند



یادمان باشد...

قدرت H_3O^+ مرز بین اسیدهای قوی و اسیدهای ضعیف می‌باشد.

قدرت OH^- مرز بین بازهای قوی و بازهای ضعیف می‌باشد.

از جمله اسیدهای ضعیف



ظرفیت بازه

☺ برای بازهای قوی = تعداد OH های موجود در فرمول شیمیایی باز.

از میان بازها، فقط ⑧ باز قوی هستند؛



دو ظرفیتی

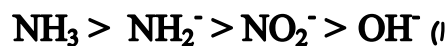
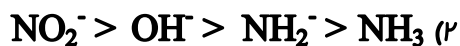
یک ظرفیتی

☺ برای بازهای ضعیف = یک در نظر گرفته می شود.

همه بازها، یز ۸ تایی قوی!

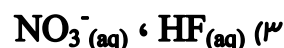
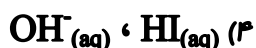
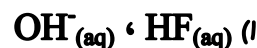
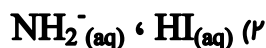


[j.sh] کدام مقایسه در مورد قدرت بازی گونه های شیمیایی زیر درست است؟



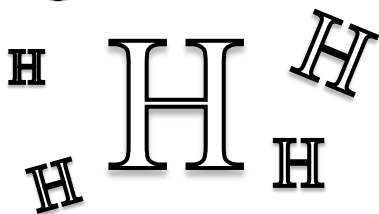
[j.sh] در میان گونه های شیمیایی $\text{NO}_3^- (\text{aq})$ ، $\text{NH}_2^- (\text{aq})$ ، $\text{HI} (\text{aq})$ ، $\text{OH}^- (\text{aq})$ و $\text{HF} (\text{aq})$ ، قوی ترین

اسید و قوی ترین باز به ترتیب کدامند؟



[j.sh] در شرایط یکسان، غلظت باز مزدوج کدام اسید بیشتر است؟





اسیدهای چند پروتون دار (چند ظرفیتی)

به اسیدهایی گفته می شود که دارای دو یا چند H اسیدی هستند (همان H^+ هایی که در واکنش ها، آزاد می کنند) ...
مانند: H_2S ، H_2SO_4 ، H_2CO_3 ، H_3PO_4 ، H_3PO_3 و ...

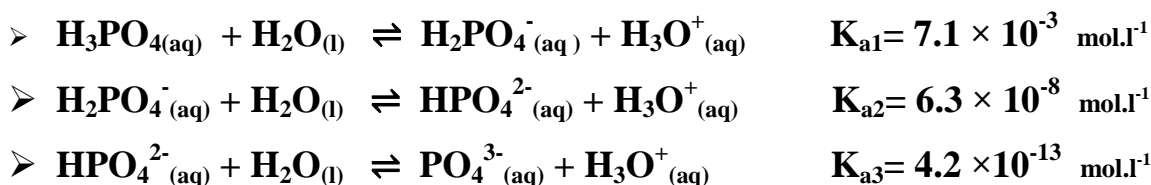
● از بین اسیدهای چند پروتونه، فقط و فقط سولفوریک اسید (H_2SO_4) یک اسید قوی به شمار می آید و سایر اسیدهای چند ظرفیتی، جزوه اسیدهای ضعیف هستند.

● اسیدهای چند پروتون دار به تدریج Hهای اسیدی خود، دارای مراحل یونش هستند و در هر مرحله، با از دست دادن یک H^+ اسیدی خود، باعث تولید H_3O^+ می شوند.

● در اسیدهای چند پروتون دار سوم تولید H_3O^+ مراحل ۲ و بعد از آن، آهنگ کم است که می توان از آنها چشم پوشی کرد (به جز H_2SO_4).

چند نمونه از یونش اسیدهای چند پروتون دار

1 مراحل یونش فسفریک اسید را می بینیم ...



● همان طور که مشاهده می شود... $K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}$

● چرا شرن H اولی آسان تر از دومی و سومی می باشد (چون H^+ از ترکیب فنشی (H_3PO_4) جدا می شود)

● چرا شرن H سومی و دومی مشکل تر از H اولی می باشد (چون H^+ از یونهای دارای بار منفی ($H_2PO_4^-$ و HPO_4^{2-}) جدا می شود)

● از بین گونه های مختلف موجود در محلول فسفریک اسید؛

❖ H_3PO_4 و H_3O^+ (در واکنش برگشت) فقط اسید هستند.

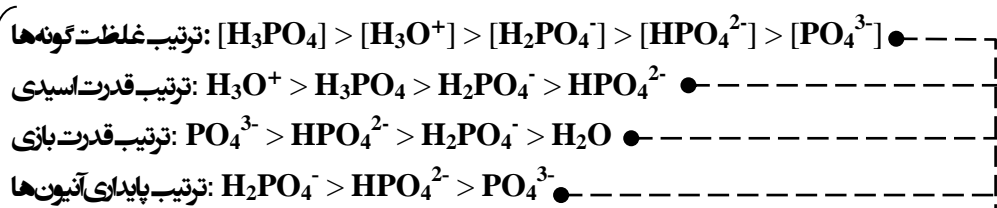
❖ H_2O و PO_4^{3-} (در واکنش رفت) فقط باز هستند.

❖ $H_2PO_4^-$ و HPO_4^{2-} خاصیت آمفوتری دارند.





در محلول فسفریک اسید خواهیم داشت ...



● H_3PO_4 بظایر یونش جزئی ... H_3O^+ بظایر تولید در هر سه مرحله ... $H_2PO_4^-$ بظایر پیشرفت بیشتر مرحله اول ... HPO_4^{2-} بظایر پیشرفت کم مرحله دوم ... PO_4^{3-} بظایر پیشرفت کمتر مرحله سوم (لازم است برانیم، بین یونها، در بین آنیونها نیز، هرچه بار منفی یون بیشتر باشد میزان تولید آن کاهش یافته و غلظتش کمتر خواهد بود.)

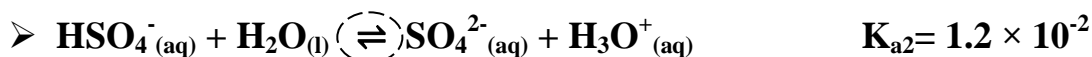
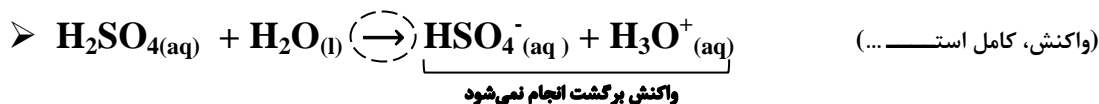
● با توجه به کاهش K_a در مراحل متوالی یونش، اسیدها به ترتیب ضعیف‌تر ولی باز مزدوج آنها به ترتیب قوی‌تر می‌شوند. (لازم است برانیم، قدرت بازی آنیون ها، با بار آن رابطه مستقیم دارد!!! و با پایداری‌شان رابطه عکس دارد!!!)

ضمناً ... H_3O^+ بعنوان عامل اسیدی معرفی می‌شود و قدرتش از تمام اسیدهای ضعیف بیشتر است.

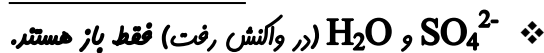
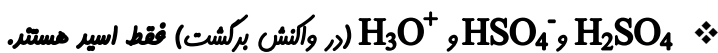


یادآور ... H_3PO_4 (فسفریک اسید) از جمله پرمصرف‌ترین مواد شیمیایی در صنعت است. این اسید به عنوان ماده افزودنی در نوشابه های گازدار کاربرد دارد و در تولید کودهای شیمیایی، پاک کننده های صابونی و غیر صابونی، تصفیه آب، خوراک دام و داروسازی به کار می رود.

2 مراحل یونش سولفوریک اسید را می بینیم ...



از بین گونه‌های مختلف موجود در محلول سولفوریک اسید:





⚠ اشتباه نکنیم ... HSO_4^- بر خلاف سایر آنیونهای دارای H اسیدی، خاصیت آمفوتری ندارد!!! فقط و فقط اسید می باشد (زیرا مرحله اول یونش یکطرفه و برگشت ناپذیر می باشد و HSO_4^- نمی تواند با گرفتن H^+ دوباره به H_2SO_4 تبدیل شود!!!)

⚠ اگر محلول H_2SO_4 1M داشته باشیم؛

$$1\text{M} < [\text{H}_3\text{O}^+] < 2\text{M} \quad (1)$$

$$\text{کل یون} > 3 \text{ مول یون} \quad (2)$$

در محلول سولفوریک اسید خواهیم داشت ...

• ترتیب غلظت گونه ها: $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HSO}_4^-] > [\text{SO}_4^{2-}]$

• ترتیب قدرت اسیدی: $\text{H}_2\text{SO}_4 > \text{H}_3\text{O}^+ > \text{HSO}_4^-$

• ترتیب قدرت بازی: $\text{SO}_4^{2-} > \text{H}_2\text{O}$

• H_3O^+ بظاير تولید در هر دو مرحله ... HSO_4^- بظاير پیشرفت بیشتر مرحله اول ...

• SO_4^{2-} بظاير پیشرفت کم مرحله دوم ... (لازم است برائیم، بر خلاف سایر اسیدهای چند پروتون دار، بظاير یونیده شدن کامل H_2SO_4 ، غلظتش به صفر رسیده است!!!)



دو اسید ناپایدار از بین اسیدهای چند پروتون دار

تبادل در سمت چپ قرار دارد (به عبارتی غلظت CO_2 و SO_2 به ترتیب از غلظت H_2CO_3 و H_2SO_3 بیشتر است).



$\text{CO}_2(\text{aq})$



$\text{SO}_2(\text{aq})$

از بین اسیدهای چند پروتون دار، این دو اسید علاوه بر اینکه ضعیفند (یعنی خیلی کم یونیده می شوند) خیلی ناپایدارند (یعنی خیلی راحت تفرقه می شوند)!!! بنابراین تاکنون به صورت هالسن جدا نشده اند...

استفاده
کنیم

به جای H_2CO_3 از $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ یا $\text{CO}_2(\text{aq})$

به جای H_2SO_3 از $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ یا $\text{SO}_2(\text{aq})$

برای همین
بهتر است...

در محلول این دو اسید ناپایدار، خواهیم داشت ...

• ترتیب غلظت گونه ها: $[\text{CO}_2] > [\text{H}_2\text{CO}_3] > [\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HCO}_3^-] > [\text{CO}_3^{2-}]$

• ترتیب غلظت گونه ها: $[\text{SO}_2] > [\text{H}_2\text{SO}_3] > [\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HSO}_3^-] > [\text{SO}_3^{2-}]$

بندیل ناپایداری اسید

بندیل یونش جزئی

بندیل تولید در دو مرحله

بندیل پیشرفت بیشتر

مرحله ۱

بندیل پیشرفت کمتر

مرحله ۲





اسید - باز



بخش ③ شیمی پیش دانشگاهی

- ماهیت شیمیایی.
- غلظت محلول: هرچه کمتر (به عبارتی مولکولهای آب ↑) α ↑
- دما: معمولاً در دمای α ↑

عوامل مؤثر در مقدار یک اسید یک ظرفیتی (HA)

معیارهای تشخیص قوی یا ضعیف بودن اسیدها و بازها...

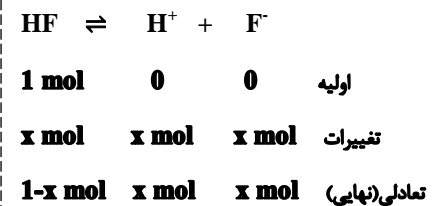
معیار تشخیص	توضیحات لازم
1 درجه یونش یا درجه تفکیک یونی α	هر چه درجه یونش یا تفکیک اسید و باز بیشتر باشد (یعنی بیشتر یونیده یا تفکیک شوند)، در $[H_3O^+]$ در اسیدها و $[OH^-]$ در بازها بیشتر بوده و در نتیجه خصلت اسیدها و بازهای محلول آنها قوی تر بیشتر خواهد بود.

$$\alpha = \frac{\text{درجه یونش}}{100} \times 100 = \text{درصد یونش}$$

$$\alpha = \frac{\text{تعداد مولهای تفکیک شده}}{\text{تعداد کل مولهای حل شونده}} = \frac{\text{مولار } H^+ \text{ یا آتون اسید تولید شده}}{\text{مولار اسید}}$$

معادله درجه یونش بصورت زیر خواهد بود:

ردیف دوم (تغییرات یا همان تیزه شده) ←
ردیف اول (اولیه) ←



در مورد اسیدهای یک ظرفیتی؛ مقدار یون تولید شده = مقدار اسید یونیده شده

❖ یادمان باشد... میزان تفکیک با انحلال پذیری فرق می کند... برای مثال $Ca(OH)_2$ و $Ba(OH)_2$ با آنکه انحلال پذیری کمی دارد ولی یک باز قوی است. (یعنی با آن انحلال کم شان، به مقدار کافی OH^- آزاد می کنند)

❖ یادمان باشد... $\alpha = 0$ یعنی ماده اصلاً یونیده نمی شود (انحلال کاملاً مولکولی است) و غیر

الکترولیت بشمار می آید... مانند انحلال متانول، اتانول، استون، شکر یا گلیسرین (گلیسرول) در آب.

یعنی $0 < \alpha < 1$ (یعنی $0 < \alpha < 1$) ماده انحلال یونی و بقیه آن مولکولی است و الکترولیت

ضعیف بشمار می آید... مانند انحلال اسیدها و بازهای ضعیف (H_2CO_3 و $Mg(OH)_2$) یا نمک های متشکل از اسیدها و بازهای ضعیف ($MgCO_3$).

یعنی ماده ۱۰۰٪ یونیده می شود (انحلال کاملاً یونی است) و الکترولیت قوی

بشمار می آید... مانند انحلال اسیدها و بازهای قوی (HCl و $NaOH$) یا نمک های متشکل از اسیدها و بازهای قوی ($NaCl$).

[z.sh] اگر در محلول HF تعداد ۲۴ مولکول یونیده شده و ۹۷۶ مولکول یونیده نشده داشته باشیم، درجه یونش و درصد یونش را محاسبه کنید.

[z.sh] اگر در محلول ۱۰۰ مول فرمیک اسید ($HCOOH$)، درصد یونش برابر ۴/۲۱٪ باشد، غلظت H_3O^+ در این محلول چند مول خواهد بود؟

[z.sh] درصد یونش محلول استیک اسید با غلظت ۲ مول برابر با ۰/۰۴ درصد است. در ۱۰۰ میلی لیتر از این محلول چند مول یون وجود دارد؟



توضیحات لازم	معیار تشخیصی
<p>برای اسید فرضی HA معادله یونش به صورت زیر است:</p> $\text{HA}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{A}^-_{(aq)} \quad K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$ <p>هر چه K_a بیشتر باشد قدرت اسیدی قوی تر است زیرا:</p> $k_a \propto [\text{H}_3\text{O}^+]$ <p>برای باز فرضی BOH معادله یونش به صورت زیر است:</p> $\text{BOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{OH}^-_{(aq)} + \text{B}^+_{(aq)} \quad K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{B}^+]}{[\text{BOH}]}$ <p>هر چه K_b بیشتر باشد قدرت بازی قوی تر است زیرا:</p> $k_b \propto [\text{OH}^-]$	<p>K_b و K_a</p> <p>ثابت یونش اسیدها و بازها</p> <p>یک؛ $(\text{mol.l}^{-1})^{\Delta n}$</p>
<p>pKها با Kها رابطه عکس دارند... (p هر پارامتری با خود آن پارامتر رابطه عکس دارد)</p> $pK_a = -\log K_a \quad \dots \dots \dots \quad K_a = 10^{-pK_a}$ $pK_b = -\log K_b \quad \dots \dots \dots \quad K_b = 10^{-pK_b}$ $pK_a + pK_b = 14 \quad \dots \dots \dots \quad K_a \cdot K_b = 10^{-14}$	<p>pK_b و pK_a</p> <p>منهای لگاریتم ثابت یونشها</p> <p>"برون یکا"</p>

از هر عبارتی لگاریتم بگیریم، طبق قرارداد مقدار بدست آمده یکا ندارد!!!

یادمان باشد... همانطور که گفتیم اسیدها و بازهای قوی در آب تقریباً بطور کامل یونش و تفکیک می شوند و برای همین معادله یونش آنها یک طرفه و برگشت ناپذیر است. پس برای آنها بسیار بسیار بزرگ خواهد بود ($K > 10^{10}$) معمولاً برای یونش آنها ثابت تعادل گزارش و یا خواسته نمی شود!!!

ختم کلام؛ برای امید و باز قوی،
k و α بطور عمده نیویست!

یادمان باشد... pK_a ، pK_b ، K_a و K_b فقط و فقط تابع دما هستند!!!

یادمان باشد... بین K_a و K_b و قدرت اسیدی و بازی و $[\text{H}_3\text{O}^+]$ و $[\text{OH}^-]$ رابطه غلطی وجود ندارد!!! مثلاً اگر K_a اسیدی دوبرابر اسید دیگری باشد نمی توان گفت که قدرت اسیدی و یا غلظت H_3O^+ آن نیز دوبرابر می باشد... (فقط در این حد که اسید دارای K_a بیشتر، اسید قوی تر است!)

یادمان باشد...

$pK_a \downarrow \Rightarrow K_a \uparrow \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] \uparrow \Rightarrow \alpha \uparrow \Rightarrow \text{میزان یونش} \uparrow \Rightarrow \text{قدرت اسیدی} \uparrow$

$pK_b \downarrow \Rightarrow K_b \uparrow \Rightarrow [\text{OH}^-] \uparrow \Rightarrow \alpha \uparrow \Rightarrow \text{میزان یونش} \uparrow \Rightarrow \text{قدرت بازی} \uparrow$

البته معیار اصلی برای دسته بندی اسید و باز به قوی و ضعیف؛ $K_{a,b}$ است نه درجه یونش α !!!





$$\text{Log}2= 0.3 \quad \text{log}3= 0.5 \quad \text{log}5= 0.7$$

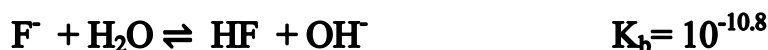
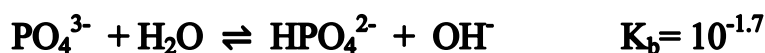
شیمی ————— همراه ریاضی ————— (مدفن بناط ریساری)



[j.sh] K_a یا pK_a تعدادی اسید بصورت زیر است، کدام یک قوی‌ترین و کدام یک ضعیف‌ترین است؟

$$pK_a = 7.43 \text{ (ع)} \quad pK_a = 8.7 \text{ (س)} \quad K_a = 10^{9.4} \text{ (۲)} \quad K_a = 10^{3.25} \text{ (۱)}$$

[j.sh] با توجه به تعادل‌های زیر کدام گزینه درست است؟



(۱) اسید HPO_4^{2-} از HF قوی‌تر است
 (۲) اسید HF از HPO_4^{2-} قوی‌تر است
 (۳) قدرت اسیدی HF و HPO_4^{2-} یکسان است.
 (۴) مقایسه قدرت اسیدی بر اساس K_b امکان پذیر نیست

[j.sh] با توجه به جدول، باز مزدوج، باز قوی‌تر است و پایداری باز مزدوج بیشتر است.

HF	HCN	HBrO	HClO
$pK_a = 3.25$	$pK_a = 9.4$	$K_a = 2 \times 10^{-9}$	$K_a = 3 \times 10^{-8}$

(۱) هیدروسیانیک اسید - هیدرو فلوئوریک اسید
 (۲) هیپو کلرو اسید - هیپو برومو اسید
 (۳) هیپو کلرو اسید - هیدرو فلوئوریک اسید
 (۴) هیدروسیانیک اسید - هیپو برومو اسید

در بخش‌های بعدی با **سری دوم** مسائل مربوط به ثابت یونش‌ها آشنا خواهیم شد!!!



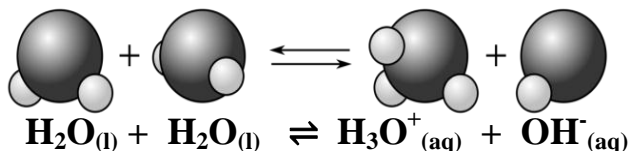


$$K_w$$

کمی در باره

ثابت یونش آب (حاصل ضرب یونی آب)

آزمایش‌های مختلف نشان می‌دهد که حتی در هر لیتر از خالص‌ترین نمونه آب (معادل ۱۰۰۰ گرم)، در دمای 25°C تنها مقدار بسیار ناچیزی از آن یعنی 10^{-7} مول آن به یون های H^+ و OH^- تفکیک می‌شود. (در واقع از $55/5 \text{ mol}$ آب فقط 10^{-7} mol آن یونش می‌یابد و بقیه بدون تغییر می‌ماند!!!)



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

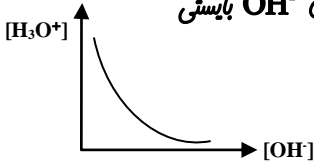
$$K_w = [10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}][10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}] = 10^{-14} \text{ mol}^2.\text{L}^{-2} \quad (\text{در دمای } 25^{\circ}\text{C} \text{ مقدار ثابت است})$$

❏ فرآیند یونش آب گرماگیر است... پس با افزایش دما، طبق اصل لوشاتلیه تعادل به سمت راست

جابجا شده و به دنبال آن، درصد تفکیک یونی آب و به موجب آن غلظت یونهای H_3O^+ و OH^- در آن به یک نسبت افزایش می‌یابد. بنابراین در آب فالن در دماهای بالاتر از 25°C ، $K_w > 10^{-14}$ و $\text{pH} < 7$ خواهد شد (در مورد کاهش دما نیز برعکس قضیه اتفاق خواهد افتاد) اما توجه داشته باشیم که آب فالن در هر دمایی و در هر pH ای، غثی خواهد ماند؛ زیرا در هر دمایی مولکول های H_2O ، بر اثر یونش تعداد مساوی از یون های H_3O^+ و OH^- را پدید آورند.

❏ مقدار K_w ، تنها به دما وابسته است... هر گونه تغییری در غلظت های H_3O^+ و OH^- تأثیری

بر مقدار K_w ندارد. و این رابطه نشان می‌دهد که هر چه غلظت H_3O^+ در یک ممولول آبی افزایش یابد، غلظت یون OH^- بایستی کاهش یابد تا آن مقدار ثابت K_w ، پابرجا باشد. پس با داشتن غلظت یکی، غلظت دیگری را میتوان مناسبه کرد؛


 K_w

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{k_w}{[\text{OH}^-]} \quad \text{””} \quad [\text{OH}^-] = \frac{k_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

❏ بازی با رابطه... از ضرب هر دو طرف در

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \xrightarrow{-\log \text{ فوایم داشت.}} \text{PH} + \text{POH} = 14 \quad (\text{در دمای } 25^{\circ}\text{C})$$

نتیجه گیری... آب فالن در هر دمایی غثی است؛

$$\begin{aligned} \text{در دمای } 25^{\circ}\text{C} & \text{ PH} = \text{POH} = 7 \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \\ \text{در دمای بالاتر از } 25^{\circ}\text{C} & \text{ PH} = \text{POH} < 7 \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] > 10^{-7} \\ \text{در دمای پایین‌تر از } 25^{\circ}\text{C} & \text{ PH} = \text{POH} > 7 \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] < 10^{-7} \end{aligned}$$





[j.sh] اگر غلظت OH^- در یک نمونه آب فالص و در دمای اتاق برابر $6 \times 10^{-7} \text{ mol.Lit}^{-1}$ باشد، غلظت H_3O^+ را مناسبه کنید.

[j.sh] افزودن مقداری اسید به آب فالص در دمای 25°C ، غلظت یون H_3O^+ ممولول را به 10^{-4} مول بر لیتر می رساند. در ممولول حاصل، غلظت OH^- چند برابر غلظت H_3O^+ است؟

[j.sh] ممولول 10^{-4} مولار OH^- ، یک ممولول (اسیدی / بازی) و ممولول 10^{-10} مولار H_3O^+ ، یک ممولول (اسیدی / بازی) می باشد.

[j.sh] غلظت ممولولی از HCl برابر 0.0365 گرم بر لیتر است. غلظت یون OH^- در این ممولول چند مول بر لیتر است؟ ($\text{HCl} = 36.5$)

[j.sh] کدام ممولول خاصیت بازی دارد؟

الف) ممولولی با $\text{PH}=7$ در دمای 15°C

ب) ممولولی با $\text{PH}=7$ در دمای 25°C

ج) ممولولی با $[\text{OH}^-]=10^{-7}$ در دمای 50°C

د) ممولولی با $[\text{H}_3\text{O}^+]=10^{-7}$ در دمای 10°C

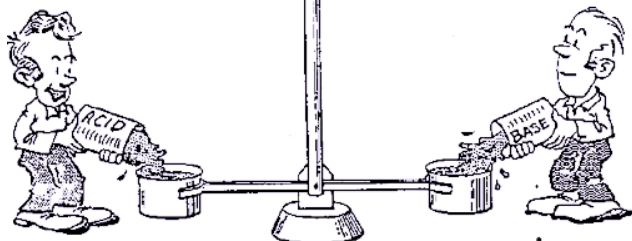
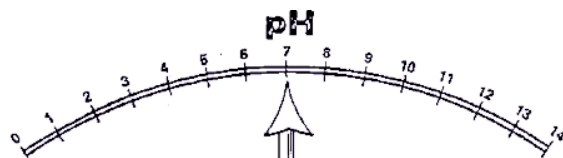
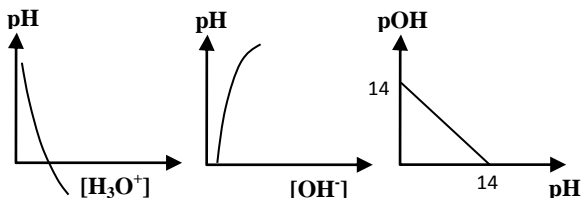




مقیاس

pH

نمودار لگاریتمی خطی نیست!!!



توضیحات لازم	معیار تشخیص
در دما و مولاریته یکسان، هر محلولی که در آن $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ بیشتر باشد به ترتیب خاصیت اسیدی و بازی قوی دارد. (معیار اصلی تشخیص قاصیت اسیدها و بازها!!!)	$[OH^-]$ و $[H_3O^+]$
pH با $[H_3O^+]$ و pOH با $[OH^-]$ رابطه عکس دارند...	pOH و pH
$pH = -\log [H_3O^+]$ $[H_3O^+] = 10^{-pH}$	منهای لگاریتم غلظت ها "بدون یکا"
$pOH = -\log [OH^-]$ $[OH^-] = 10^{-pOH}$	
$pH + pOH = 14$ $[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$	

- این مقیاس اولین بار توسط سورن سین زیست - شیمی دان دانمارکی معرفی شد.
- معیاری برای اندازه گیری میزان اسیدی بودن محلول ها می باشد.
- گستره ی pH معمولاً از صفر تا ۱۴ می باشد... زیرا اگر [اسید قوی] و [باز قوی] $1M <$ باشد $14 < pH <$ خواهد بود.
- pH با غلظت یون H_3O^+ رابطه ی وارونه ولی با غلظت OH^- رابطه ی مستقیم دارد.
- در دمای اتاق؛

ممول اسیدی $pH < 7 < pOH$
 مول شتی $pOH = pH = 7$
 مول بازی $pH > 7 > pOH$

➤ تغییرات pH و pOH قرینه یکدیگر است. ($\Delta pH = -\Delta pOH$)

\uparrow خاصیت اسیدی $\Rightarrow [H_3O^+] \uparrow \Rightarrow pH \downarrow \Rightarrow pOH \uparrow$

\uparrow خاصیت بازی $\Rightarrow [OH^-] \uparrow \Rightarrow pOH \downarrow \Rightarrow pH \uparrow$

برای نمونه ؛

HCl با غلظت $10^{-4} M$
 HF با غلظت $4 M$ و $\alpha = 2.5\%$

- قاصیت اسیدی \Leftarrow به غلظت اسیدی ربط دارد \Leftarrow از روی pH مقایسه می شود...
- قدرت اسیدی \Leftarrow به غلظت اسید ربط ندارد \Leftarrow از روی K_a مقایسه می شود...

↑ قاصیت اسیدی
 $\Leftarrow \alpha$
 ↑ قدرت اسیدی بیشتر باشد
 \Leftarrow با غلظت های یکسان، هر چه قدرت اسیدی بیشتر باشد

چرخه نگاه



مدرس شیرکلور و تقویت... جمال شاهر



[j.sh] pH ممولی برابر ۲ و pH ممولی دیگری برابر ۵ است، غلظت یون H_3O^+ در ممول اولی چند برابر ممول دومی است؟

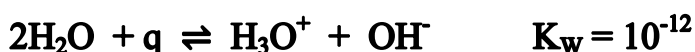
[j.sh] pH هر یک را حساب کنید...

$$[OH^-] = 10^{-13} \text{ (۱)}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ (۲)}$$

$$[OH^-] = 10^{-9} \text{ (۳)}$$

[j.sh] با توجه به داده‌های زیر، pH آب و همچنین حالت آب از نظر pH (فتی / اسیدی / بازی) است.



[j.sh] اگر در ممول هیدروکلریک اسید، غلظت مولی یون هیدرونیوم 4×10^8 برابر غلظت مولی یون هیدروکسید باشد، pH این ممول کدام است؟



PH نامه... ①

برای محاسبه pH محلول اسیدها و بازها می‌توان از روابط زیر استفاده کرد:

- در محلول اسیدهای قوی تک ظرفیتی: $[H_3O^+] = 10^{-pH} = M \cdot \alpha$
- در محلول بازهای قوی و ضعیف تک و چند ظرفیتی: $[OH^-] = 10^{-pOH} = n \cdot M \cdot \alpha$
 ○ درجه یونش (α) برای اسیدها و بازهای قوی (مانند HCl و NaOH) برابر ۱ است.
- در محلول اسیدهای چند ظرفیتی: $[H_3O^+] = 10^{-pH} = M \cdot \alpha_1 + M \cdot \alpha_1 \cdot \alpha_2 + M \cdot \alpha_1 \cdot \alpha_2 \cdot \alpha_3$
 ○ آشکار است اگر α_2 و α_3 خیلی کوچکتر از α_1 باشد می‌تواند از لحاظ کردنشان در محاسبات صرف نظر کرد.
 ○ در مورد اسید دوپروتون دار H_2SO_4 با توجه به اینکه $\alpha_1 = 1$ داریم

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = M \cdot \alpha_1 + M \cdot \alpha_1 \cdot \alpha_2 = M + M \cdot \alpha_2 = M (1 + \alpha_2)$$





ج.ش] pH مملول 10^{-3} مول بر لیتر HCl به فرض کامل بودن درجه یونش، چقدر است؟

ج.ش] pH مملول HCl با غلظت ۲ مولار چقدر است؟

ج.ش] در ۱۰۰ ml مملول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 2$ چند مول HCl وجود دارد؟

ج.ش] pH مملول 0.008 مولار سولفوریک اسید چقدر است؟ (درجه یونش برابر 0.25 است.)

ج.ش] اگر درجه یونش مراحل اول و دوم یونیده شدن اسید H_2A در مملول آبی 0.1 مولار آن، به ترتیب برابر 0.1 و 0.25 باشد، pH این مملول چقدر است؟

ج.ش] pH مملولی از باز BOH برابر 12 و درجه یونش آن 0.1 است، مولاریته مملول این باز کرام است؟

ج.ش] pH مملول حاصل از حل کردن $3/24$ گرم هیدروژن برمید در یک لیتر آب چقدر است؟ ($\text{Br}=80$, $\text{H}=1$)

ج.ش] pH مملول 0.2 مولار پتاسیم هیدروکسید در آب چقدر است؟

ج.ش] در شرایط استاندارد، 120 میلی لیتر گاز HCl را در 500 میلی لیتر آب مقطر در دمای 25°C حل میکنیم. pH آب چند واحد کاهش می‌یابد؟





[z.sh] اگر pH مملولی از اسید ضعیف HA با درصد تفکیک یونی ۷٪، برابر با pH مملولی از اسید ضعیف HB با درصد تفکیک یونی ۱/۴٪ باشد، مولاریته اسید HB چند برابر مولاریته مملول اسید HA است؟

[z.sh] برای تهیه مملولی با pH=4 باید چند گرم نیتریک اسید به یک لیتر آب افزود؟ (به عبارت دیگر برای آنکه pH آب حاصل از ۷ به ۴ برسد، به هر لیتر آن چند گرم نیتریک اسید باید افزود)

[z.sh] مقدار معینی کلسیم را در آب مقطر حل کرده و حجم مملول را به ۴ لیتر می‌رسانیم، اگر pH مملول حاصل ۱۲ باشد، چند گرم کلسیم در آب حل کرده ایم؟ ($\text{Ca} = 40 \text{ g.mol}^{-1}$)

[z.sh] با اضافه کردن چند میلی لیتر گاز HCl در شرایط استاندارد به ۲۵۰ میلی لیتر مملول ۰/۱ مولار HCl، pH مملول ۱ واحد تغییر می‌کند؟ (از تغییر حجم ناشی از افزودن گاز به مملول صرف نظر شود!!)

[z.sh] به ۱۰۰ میلی لیتر مملول هیپروکلریک اسید با pH=3، ۲۰۰ میلی لیتر مملول نیتریک اسید با pH=4 اضافه می‌کنیم، pH مملول بدست آمده چقدر است؟

[z.sh] اگر غلظت یون H^+ در مملول ۰/۲ مولار استیک اسید، برابر با $1/9 \times 10^{-13}$ باشد، درصد تفکیک اسیدی آن چقدر است؟





[j.sh] اگر درصد یونش یک ممول هیدروژن سیانید در آب برابر با 0.02 درصد و pH آن برابر با $5/7$ باشد، غلظت آن چند مول بر لیتر است؟

[j.sh] به تقریب چند گرم باز ضعیف $(\text{BOH}_{(s)})$ ($M=80 \text{ g.mol}^{-1}$) با درصد تفکیک 2% باید به 250 میلی لیتر آب اضافه شود تا ممول با $\text{pH}=11$ بدست آید.

[j.sh] با توجه به داده های جدول زیر، درباره اسیدهای ضعیف HA و HB مقدار x چند برابر b است؟

اسید ضعیف	pH	درصد تفکیک	غلظت معمولی
HA	a	$7/2 \%$	b
HB	$a + 1$	$1/8 \%$	x

[j.sh] اگر pH ممول اسید HA با درجه یونش $\alpha = 0/1$ برابر با 2 و pH ممول اسید HB با درجه یونش $\alpha = 0/2$ برابر با 3 باشد، نسبت غلظت تعادلی اسید HA به غلظت تعادلی اسید HB کدام است؟

[j.sh] اگر درجه یونش مرحله دوم یونش سولفوریک اسید در دمای معینی برابر با 0.2 باشد، pH ممول سولفوریک اسید با غلظت 0.2 مولار در آن دما را مناسبه کنید.





کسرهای پیش ساخته

در مورد مسائل ترکیبی pH و استوکیومتری داریم:

$$\frac{\text{مول}}{\text{کرم}} \sim \frac{\text{لیتر گاز STP}}{\text{لیتر ممول} \times \text{غلظت مولی}} \sim \frac{\text{لیتر ممول} \times \text{غلظت مولی}}{\text{مول}} \sim \frac{\text{لیتر ممول} \times \text{غلظت مولی}}{\text{مول}} \sim \frac{\text{لیتر ممول} \times \text{غلظت مولی}}{\text{مول}}$$

➤ در اینگونه مسائل، ابتدا pH را به غلظت مولی تبدیل کرده و سپس با استفاده از کسرهای پیش ساخته مسئله را حل خواهیم کرد...

➤ منظور از ضریب، همان ضریب استوکیومتری ماده‌ی مورد نظر در معادله موازنه شده‌ی واکنش است.



[z.sh] اگر pH ممول از یک اسید HA با درصد تفکیک یونی ۱۰٪ برابر ۶ باشد، ۵۰ ml از آن با چند میلی گرم سریم هیدروژن کربنات ۸۰ درصد خالص واکنش می‌دهد؟ (H=1 . C=12 . O=16 . Na=23 g.mol⁻¹)

[z.sh] اگر ۶۰ ml ممول ۰/۲ مولار پتاسیم هیدروکسید با ۱۰ میلی لیتر ممول ۰/۶ مولار هیدروکلریک اسید مخلوط شود، pH ممول را مناسبه کنید؟

[z.sh] دو لیتر ممول هیدروکلریک اسید ۰/۱۰ مولار، با افزودن چند گرم پتاسیم هیدروکسید (M= 56 g.mol⁻¹) به تقریب دو برابر می‌شود؟

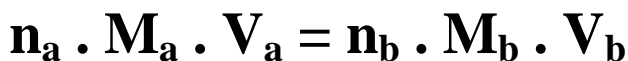
[z.sh] چند مول NaOH(s) بایر به ۱۰ لیتر ممول اسیدی قوی HA با pH=2 ، اضافه شود تا کاملاً خنثی شود؟

[z.sh] ۵ لیتر ممول سریم هیدروژن کربنات با ۱۵۰ میلی لیتر ممول یک مولار هیدروکلریک اسید واکنش کامل می‌دهد. در هر لیتر ممول اولیه، چند گرم نمک سریم وجود داشته است؟ (H=1 . C=12 . O=16 . Na=23 g.mol⁻¹)





در مورد مسائل خنثی شدن اسید و باز توسط یکدیگر داریم:



اسید

باز

خنثی شدن از
زویه‌ی دیگر!!!

تعداد مول OH^- بازی = تعداد مول H_3O^+ اسیدی
 $M \cdot V = M \cdot V$

در این رابطه اگر سمت چپ، اطلاعات مربوط به H_3O^+ بود، عتما و عتما سمت راست اطلاعات مربوط به OH^- را به ما خواهد داد...!!!

➤ هرگاه دو معلول غیر هم جنس (اسیدی و بازی) همدیگر را کاملاً خنثی کنند و یا بطور کامل باهم واکنش دهند. به طوری که هر دو معلول به طور کامل مصرف شوند و از هیچکدام قطره‌ای باقی نماند. علاوه بر روابطی که در pH نامه دوم ذکر شد، می‌توان از رابطه ساده‌تر بالا نیز استفاده کرد... 😊😊 اما اگر مقدار $n \cdot M \cdot V$ یکی از معلول‌های اسیدی یا بازی بیشتر باشد، نقش واکنش دهنده‌ی اضافی را خواهد داشت!!! و این رابطه به درد نمی‌خورد. 😞😞 (در ادامه بحث شده است!)

➤ واکنش فنثی شدن یک واکنش پائینی دوگانه است.

➤ n (تلفیت اسید و باز)... چون واکنش فنثی شدن مطرح شده، پس؛ (رپوع به صفحه ۱۸ پژوه)

تعداد H^+ اسیدی $n =$ در اسیدها (چه ضعیف چه قوی)

تعداد OH^- بازی $n =$ در بازها (چه ضعیف چه قوی)

➤ M غلظت و V حجم، اسید و باز را نشان می‌دهد. (یکای مهم در هر دو طرف یکسان باشد!!!)

➤ به عبارت درست‌تر، اگر واکنش اسید - باز مطرح باشد، باید دید که چه تعداد H^+ رد و بدل شده است!!!

حال اگر واکنش خنثی شدن مطرح نباشد:

$$[\text{OH}^-] \text{ یا } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n_b \cdot M_b \cdot V_b - n_a \cdot M_a \cdot V_a}{V_a + V_b}$$



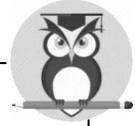
① اگر مقدار مربوط به اسید بزرگتر بود (در نقش اضافی) محیط اسیدی خواهد بود و مقدار بدست آمده

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ را نشان خواهد داد و برعکس... (بهتره مقدار بزرگتر را اول بنویسیم ©)

② البته از روی pH نهایی محلول هم می‌توان فهمید که $[\text{H}_3\text{O}^+]$ را می‌خواهد یا $[\text{OH}^-]$...

③ در رابطه بالا اگر دو اسید یا دو باز روی هم ریخته شوند، جمع خواهیم بست!!!





[j.sh] ۱۰ ml HCl با $\text{pH}=2$ با چند میلی لیتر باریم هیدروکسید با $\text{pH}=11$ خنثی می‌شود؟

[j.sh] چند میلی لیتر ممولول پتاسیم هیدروکسید با $\text{pH}=13$ برای واکنش کامل با ۲۵ میلی لیتر ممولول ۰/۴ مولار سولفوریک اسید نیاز است؟

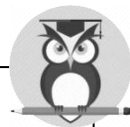
[j.sh] چند ml از ممولول اسید HA با درصد تفکیک ۵ درصد و $\text{pH}=3$ می‌تواند با ۱۰ ml میلی لیتر از ممولول ۰/۱ مولار پتاسیم هیدروکسید واکنش دهد؟

[j.sh] اگر ۶۰ میلی لیتر ممولول ۰/۰۲۵ مولار اسید چند ظرفیتی H_nA با ۷۵ میلی لیتر ممولول ۰/۰۲ مولار یک باز دو ظرفیتی $\text{M}(\text{OH})_2$ خنثی شود، n کرام عدد است؟

[j.sh] در صورتی که ۱ میلی لیتر از ممولول غلیظ اسید قوی HA با چگالی g.ml^{-1} ۲/۵ تا ۱۰۰ میلی لیتر رقیق و به آن ۰/۱۶ گرم سریم هیدروکسید افزوده شود ممولولی با $\text{pH}=2$ حاصل می‌شود. درصد جرمی ممولول اسید اولیه کرام است؟
($M_{\text{NaOH}}=40$, $M_{\text{HA}}=150 \text{ g.mol}^{-1}$)

[j.sh] اگر ۰/۸ گرم سریم هیدروکسید جامد به ۱۰۰ میلی لیتر ممولول ۰/۱ مولار هیدروکلریک اسید اضافه شود، pH ممولول حاصل کرام است و چند مول فراورده‌ی یونی تشکیل می‌شود؟ ($\text{H}=1$. $\text{O}=16$. $\text{Na}=23 \text{ g.mol}^{-1}$)





[j.sh] pH معلولی که از آمیختن ۲۰۰ میلی لیتر ممول ۰/۵ مولر نیتریک اسید با ۲۰۰ میلی لیتر ممول ۰/۷ مولر سدیم هیدروکسید درست می آید را مناسبه کنید.

[j.sh] یکالی ممول ۱ مولر هیدروکلریک اسید، $1/1 \text{ g.ml}^{-1}$ است. چند گرم از این ممول را به ۲/۶ لیتر ممول ۰/۲ مولر باریم هیدروکسید بیفزاییم تا pH ممول حاصل برابر با ۱۳/۵ شود؟

[j.sh] ۳۰۰ میلی لیتر از اسید HA با ۴۵۰ میلی لیتر ممول سدیم هیدروکسید ۰/۱ مولر هنتی می شود. اگر ۶۰ میلی لیتر از این اسید را به ۴۰ میلی لیتر ممول باریم هیدروکسید ۰/۱۲۵ مولر اضافه کنیم، pH ممول حاصل را مناسبه کنید.

[j.sh] ۳۰۰ میلی لیتر ممول ۰/۶ مولر هیدروکلریک اسید را به ۵۰۰ میلی لیتر ممول ۰/۲ مولر پتاسیم هیدروکسید می افزاییم. اگر برای هنتی کردن ممول حاصل نیاز به افزودن ۴۰۰ میلی لیتر ممول باریم هیدروکسید باشد، pH ممول باریم هیدروکسید را مناسبه کنید.



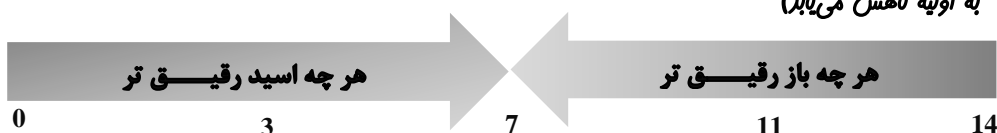


رقیق کردن و غلیظ کردن اسیدها و بازهای قوی؛

✓ اگر ممولول یک اسید قوی یا یک باز قوی را رقیق کنیم (با افزودن آب) ... داریم؛

$$\Delta pH = \log n_v \quad \dots \quad n_v = \text{پنر برابر شدن ممولول}$$

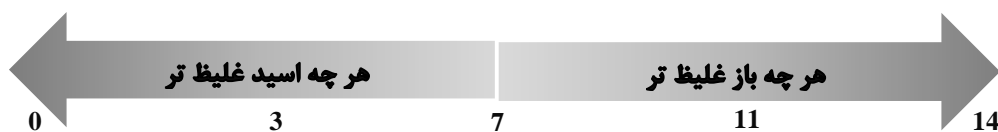
☐ با 10^n بار رقیق کردن ممولول اسید یا باز قوی با هر ظرفیت دلخواهی، pH ممولول n واحد به منطقه خنثی ($pH=7$) نزدیک می‌شود. برای اسید pH n واحد نسبت به pH اولیه افزایش و برای باز pH n واحد نسبت به اولیه کاهش می‌یابد)



✓ اگر ممولول یک اسید قوی را غلیظ کنیم (با افزودن همان اسید) ...
 ✓ اگر ممولول یک باز قوی را غلیظ کنیم (با افزودن همان باز) ... داریم؛

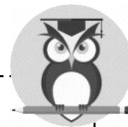
$$\Delta pH = -\log n_M \quad \dots \quad n_M = \text{پنر برابر شدن غلظت ممولول}$$

☐ با 10^n بار غلیظ کردن ممولول اسید یا باز قوی با هر ظرفیت دلخواهی، pH ممولول n واحد از منطقه خنثی ($pH=7$) دورتر می‌شود. برای اسید pH n واحد نسبت به pH اولیه کاهش و برای باز pH n واحد نسبت به اولیه افزایش می‌یابد)



○ مطالب فوقی، فقط و فقط برای اسید و باز قوی صدق می‌کند... برای ضعیف‌ها، چون با تغییر غلظت، درجه یونش نیز تغییر می‌کند و در نتیجه ارتباط بین تغییر غلظت با pH قابل پیش‌گویی نخواهد بود!!





[j.sh] اگر بلوهایم ۲۰ میلی لیتر از HCl با $\text{pH}=1$ را به $\text{pH}=3$ برسانیم، مقدار آب خالص باید به ممول اسید

اولی بیافزاییم؟

[j.sh] 10 میلی لیتر ممول NaOH 1 M را با آب مقطر تا ۱۰۰ میلی لیتر رقیق می نمایم، pH محیط عمل

مقدر است؟

[j.sh] pH ممولی از HCl برابر ۱ می باشد، هرگاه به ۵ میلی لیتر آن ۴۹۵ میلی لیتر آب خالص بیافزاییم، pH

ممول رقیق مقدر خواهد بود؟

[j.sh] با افزودن اسید خالص به ممول ۰/۱ مولار از همان اسید، غلظت آن به ۰/۲ مولار می رسد. با فرض کامل

بودن درجه یونش، کرام اظهار نظر در مورد pH این ممول درست است؟

(۱) ۰/۷ کاهش می یابد (۲) ۰/۷ افزایش می یابد (۳) ۰/۳ کاهش می یابد (۴) ۰/۳ افزایش می یابد

[j.sh] اگر مبعم یک نمونه ممول HCl با غلظت ۰/۱۰ مولار با افزودن آب مقطر به آن، دو برابر شود، pH

آن (نصف می شود - دو برابر می شود - ۰/۳ واحد افزایش می شود - ۰/۲ واحد افزایش می شود)

[j.sh] اگر به مبعم معینی از ممول ۰/۲ مولار سدیم هیدروکسید، همان مبعم آب مقطر اضافه شود، pH آن از

..... به می رسد که برابر pH ممول مولار است.

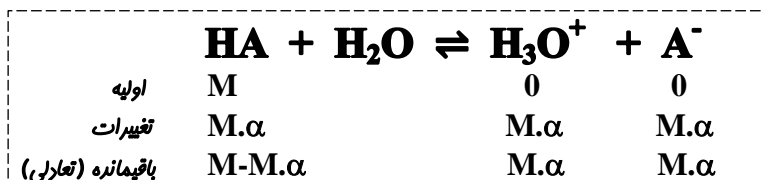
[j.sh] با توجه به این که آبگافت اتیل استات در محیط قلیایی از رابطه $R = [\text{Ester}] \cdot [\text{OH}^-]$ پیروی می کند،

سرعت آبگافت ممول یکسان اتیل استات از نظر دما و غلظت، در $\text{pH}=14$ چند برابر سرعت آن در $\text{pH}=12$ است؟



مسائل pH در کنار ثابت یونش اسید و باز (K_b و K_a)

همواره در محلول یک اسید ضعیف یک ظرفیتی (مثل HA) تعادل زیر برقرار است؛



فیلی واضح است که در واکنش بالا $[A^-] = [H_3O^+]$ و از طرفی با فرض اینکه اسید مورد نظر ضعیف می باشد، از مقداری از آن که یونیده می شود می توان صرف نظر کرد که در این صورت غلظت تعادلی = غلظت اولیه در نظر میگیریم. پس داریم؛

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

اگر اسید مورد نظر ما پندان ضعیف نباشد و مقداری درجه یونش قابل توجه (بزرگتر از حدود ۱۰٪ باشد) در مطرح روابط فوق عبارت $1 - \alpha$ خواهیم گذاشت... (در واقع دیگر غلظت تعادلی با غلظت اولیه برابر نخواهد بود!!!)

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

حال؛ اگر روابط pH و k ها را در کنار هم داشته باشیم...

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = M \cdot \alpha = \sqrt{(1 - \alpha) \times K_a \times M} \xrightarrow{\alpha < 0.05} \sqrt{K_a \times M}$$

تأکید بر ضعیف بودن اسید یا
خواستن جواب تقریبی یا

روابط بالا برای بازها نیز کاربرد دارد...





[j.sh] pH مملول 0.12 mol.L^{-1} اسید ضعیف HA که K_a آن برابر 10^{-1} است، را مناسبه کنید.

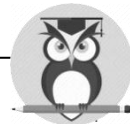
[j.sh] اگر درصد یونش مملول یک مولار یک اسید ضعیف برابر 1 درصد باشد، K_a ی آن با تقریب مناسبه کنید.

[j.sh] pH تقریبی مملول 0.1 mol.L^{-1} اسید ضعیف HA با $K_a=10^{-5}$ برست آورید؟

[j.sh] مقدار تقریبی درصد یونش مملول 0.01 مولار اسید ضعیف HA، را مناسبه کنید؟ ($K_a=10^{-6}$)

[j.sh] اگر برای حل شدن فرآورده‌ی سوختن $37/2$ میلی‌گرم از فسفر سفید (P_4) در اکسیژن زیاد، در یک لیتر آب، مملولی با $\text{pH}=3$ برست آید، K_{a1} اسید تشکیل شده را مناسبه کنید؟ (از تفکیک مراحل اول و دوم صرف نظر شود).
($H=1$. $O=16$. $P=31 \text{ g.mol}^{-1}$)





[j.sh] محلول 0.1 mol.L^{-1} اسید ضعیف HA با $K_a=10^{-7}$ ، با اضافه کردن سریع هیدروکسید جامد در حال غثی شدن است. pH این محلول تا غثی شدن ۵۰ درصد از مقدار اسید، به تقریب چند واحد تغییر می‌کند؟ ($\log 7=0.85$)

[j.sh] برای تهیه‌ی محلولی از یک اسید ضعیف HA با $K_a=5 \times 10^{-5}$ که pH آن با pH محلول ۰/۱ مولار هیدروکلریک اسید برابر باشد، مولاریته‌ی آن تقریباً باید چند برابر مولاریته‌ی محلول هیدروکلریک اسید باشد؟

[j.sh] اگر $1/512$ اکرم آلزلیک اسید دوآبه در یک لیتر آب حل شود، pH محلول بدست آمده را به تقریب مناسبه کنید؟ ($K_{a1}=5 \times 10^{-2}$, $K_{a2}=5.4 \times 10^{-5}$, $O=16$, $C=12$, $H=1$)

[j.sh] اگر درصد یونش یک باز ضعیف BOH در محلول ۱ مولار آن برابر ۱٪ باشد، K_b این باز و pH تقریبی این محلول را مناسبه کنید.

[j.sh] بر اثر حل شدن چند مول از یک اسید HA که K_a آن برابر یک است، در یک لیتر از آب مقطر، pH محلول به صفر می‌رسد؟

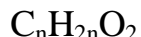
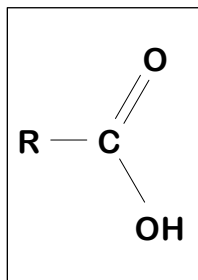




اسیدهای آلی...

کربوکسیلیک اسیدها

ساختار گسترده کربوکسیلیک اسیدها



ایزومری با استرها

گروه آلکیل

یا H

عامل

کربوکسیل

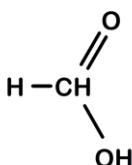
کربوکسیلیک اسیدها با فرمول عمومی R-COOH، دسته‌ای از ترکیبات آلی با خاصیت اسیدی ضعیف

هستند. (در سافت‌شان مراقب یک گروه کربوکسیلی دارند)

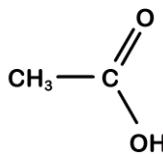
نام آلکان هم کربن با زنجیره ی اصلی + اویک اسید
(آلکانوئیک اسید)

• روش نامگذاری کربوکسیلیک اسیدها:

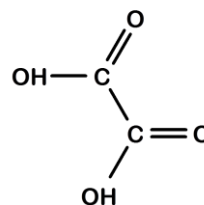
متانوئیک اسید یکی از موادی است که بر اثر گزش مورچه وارد بدن شده، باعث سوزش و خارش در محل گزیدگی می شود. چون از تقطیر مورچه سرخ به دست می‌آید نام فورمیک اسید یا جوهر مورچه بر آن نهادند.



متانوئیک اسید
(فرمیک اسید)
(جوهر مورچه)
ساده ترین
کربوکسیلیک اسید

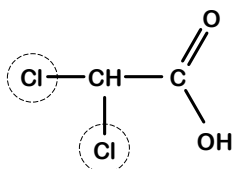


اتانوئیک اسید
(استیک اسید)
(جوهر سرکه)
آشنا ترین
کربوکسیلیک اسید

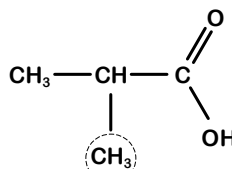


اتان دی اویک اسید
(اگزالیک اسید)
(جوهر ترشک)

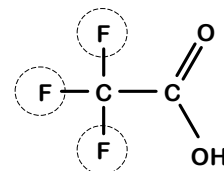
ریواس و اسفناج دارای اگزالیک اسیدند. این اسید آلی دو پروتون دار به جوهر ترشک معروف است. نمک های آن اگزالات نام دارد. کلسیم اگزالات (CaC₂O₄) از سازنده های اصلی سنگ های کلیه است.



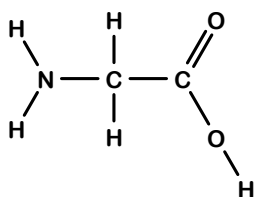
دی کلرو اتانوئیک اسید



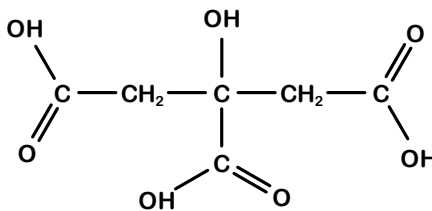
متیل پروپانوئیک اسید



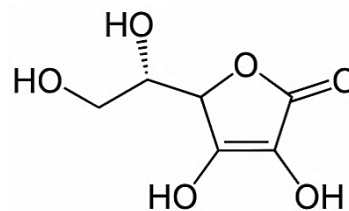
تری فلورو اتانوئیک اسید



آمینو اتانوئیک اسید
(گلی سین)
"ساده ترین آمینو اسید"

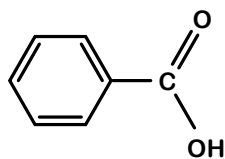


سیتریک اسید
(جوهر لیمو)

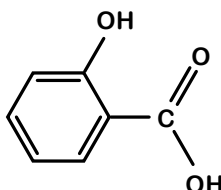


آسکوربیک اسید
(ویتامین C)

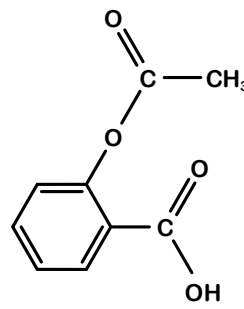




بنزوئیک اسید

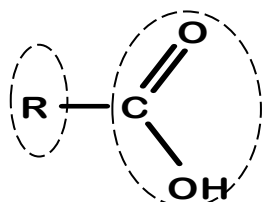


سالیسیک اسید

استیل سالیسیک اسید
۲- استیل اوکسی بنزوئیک اسید
(آسپرین)

در تمشک و پوسته برقی درختان یافت می شود
به عنوان محافظ مواد غذایی و ضد آسایش استفاده می شود.

یادای از سال گذشته



قسمت قطبی قسمت ناقطبی

کربوکسیلیک اسیدها دارای دو قسمت قطبی و ناقطبی هستند. (دو شخصیتی هستند)

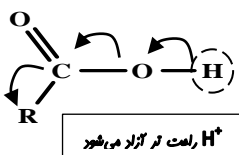
محض یادآور... متانوئیک اسید و اتانوئیک اسید به هر نسبتی در آب حل می شوند (انحلال پذیری شان حد معینی ندارد! به عبارتی حد سیر شدن ندارند!)

کربوکسیلیک اسیدهای سبک (حداکثر تا ۵ کربن)، به خوبی در آب حل می شوند ولی با افزایش طول زنجیره کربن از انحلال پذیری و قدرت اسیدی آن ها، کاسته می شود... **زیـــــر!** قسمت ناقطبی بر قسمت قطبی غلبه می کند!!!

قدرت اسیدی کربوکسیلیک اسیدها: به میزان قطبیت پیوند O-H در عامل کربوکسیل بستگی دارد و هر عاملی که میزان این قطبیت را افزایش دهد، به جدا شدن H^+ کمک کرده و سبب افزایش خصلت اسیدی ترکیب می شود.

می شود.

R: گروه الکترون
گیرنده مثل هالوژن ها



R: گروه الکترون
دهنده مثل آلکیل ها

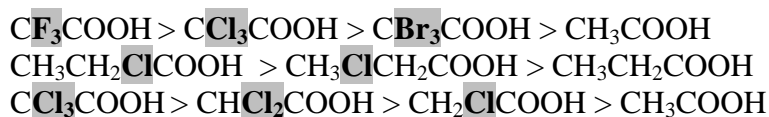


مهم ترین عامل اصلی بر خصلت اسیدی کربوکسیلیک اسیدها:

I. هر چه تعداد گروه های آلکیل موجود در اسید و طول زنجیره هیدروکربنی کم تر باشد اسید، قوی تر است.



II. هر چه گروه هالوژن موجود در ساختار اسید، الکترونگاتیو تر یا به عامل کربوکسیل نزدیک تر و یا تعداد بیش تری باشند، خصلت اسیدی قوی تر است. (چرا؟)



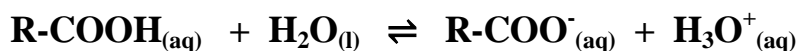
○ نمی توان بین تاثیر الکترونگاتیوی هالوژن، تعداد هالوژن و نزدیک بودن هالوژن به عامل اسیدی اولویت بندی کرد، به عبارتی نمی توان گفت کدامیک مهمتر است!!! (هیچگاه چنین مقایسه ای مطرح نخواهد شد) تنها راه مقایسه قدرت اسیدی این است که به طور تجربی مقادیر pK_a را اندازه گیری کنیم.

یادمان باشد... به طور کلی اسیدهای معدنی از اسیدهای آلی قویتر هستند...





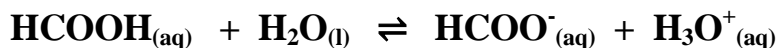
معادله یونش کربوکسیلیک اسیدها...



کربوکسیلیک اسید
(آلکانوئیک اسید)

یون کربوکسیلات
(آلکانوات)

○ محض یادآوری... به طور کلی در واکنش اسید-باز، تعادل همواره از سمت اسید-باز قوی به سمت اسید-باز ضعیف پیش می‌رود (به عبارتی تعادل همواره در سمت اسید-باز ضعیف قرار دارد!!!)



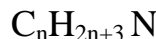
متانوئیک اسید
فورمیک اسید

متانات
فورمات

برای نمونه

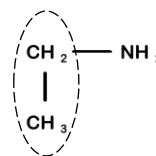
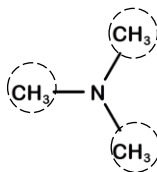
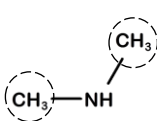
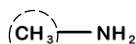
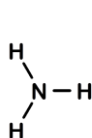


بازهای آلی...



آمونیاک و آمین‌ها

آمین‌ها، دسته‌ای از ترکیب‌های آلی هستند که شباهت زیادی به آمونیاک دارند. آمین‌ها را از جایگزین کردن یک، دو یا سه اتم H آمونیاک، به وسیله‌ی گروه‌های آلکیل به دست می‌آورند. برای مثال:



آمونیاک

متیل آمین

دی متیل آمین

تری متیل آمین

اتیل آمین

1°

2°

3°

➤ آمین نوع اول؛ چنانچه یک اتم هیدروژن آمونیاک با یک گروه آلکیل جایگزین شود، بدست می‌آید.

➤ آمین نوع دوم؛ چنانچه دو اتم هیدروژن آمونیاک با دو گروه آلکیل جایگزین شود، بدست می‌آید.

➤ آمین نوع سوم؛ چنانچه سه اتم هیدروژن آمونیاک با سه گروه آلکیل جایگزین شود، بدست می‌آید.

◐ یادمان باشد... آمین‌ها و آمونیاک، جزء بازهای ضعیف به شمار می‌آیند. هر چند که خصلت بازی آمین‌ها از آمونیاک

قویتر است.

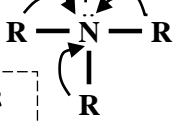




علت خصلت بازی آمین ها و آمونیاک؛ وجود جفت الکترون آزاد روی اتم N است که می تواند با یک گروه

H^+ از طریق داتیو، پیوند تشکیل دهد. (گیرنده H^+ ، باز برونستد می باشد)

تشکیل پیوند داتیو با H^+ راحتتر



R: گروه الکترون
(دهنده (آکیلاها))

مهم ترین عامل اصلی بر خصلت بازی آمین ها:

هرچه گروه های آکیل متصل به اتم N در آمین ها، به ترتیب؛

اولویت ① تعدادشان بیشتر باشد...

اولویت ② بزرگ تر باشد...

بر خصلت بازی آمین ها، افزوده خواهد شد.

چرا؟؟؟

چون گروه های آکیل، الکتروندهند هستند و هرچه تعدادشان بیشتر و بزرگتر باشند بر مقدار بار جزئی منفی روی اتم نیتروژن افزوده خواهد شد و H^+ را آسانتر جذب خواهند کرد و طبیعتاً قدرت بازی بالاتر خواهد رفت.

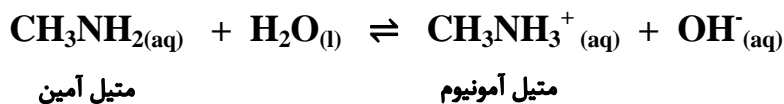
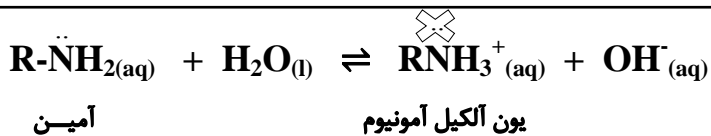
«رکله» آمونیاک > آمین نوع سوم > آمین نوع اول > آمین نوع دوم

آمونیاک > متیل آمین > اتیل آمین > دی متیل آمین > دی اتیل آمین

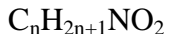
در آمین نوع سوم بدلیل ازخام فضایی گروه های آکیل، به اوریتال عالی H^+ اجازه نزدیک شدن به پشت تلهویزی N را نمی دهند!!!

بیادمان باشد... به طور کلی بازهای معدنی از بازهای آلی قویتر هستند...

معادله یونش آمین ها...

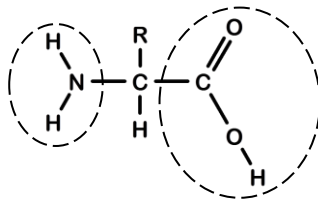


فرمول عمومی



نامگذاری بر وزن

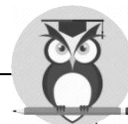
آمینو آلکانونیک اسید



آمینو اسیدها (آمفوتر آلی)...

- ترکیبات آلی واحد سازنده پروتئین ها هستند که در ساختار فور، هم عامل آمینی ($-NH_2$) و هم عامل اسیدی ($-COOH$) دارند. تفاوت آمینو اسیدها تنها در گروه R می باشد.
- ترکیبات قطبی بوده و جزء آمفوترها هستند زیرا از طرف گروه $-COOH$ فور با بازها و از طرف گروه $-NH_2$ فور با اسیدها وارد واکنش می شوند... (در آب به فوی مل می شوند در محلول های ناقطبی و همپنین دوشخصیتی مثل اتانول ناممولنر!!!)
- آمینو اسیدها از طرف هر دو عامل فور توانایی برقراری پیوندهای هیدروژنی هستند و به همین دلیل، دارای نیروی جاذبه بین مولکولی قوی و نقطه ی ذوب و جوش بالایی می باشند. (در آمینو اسیدها بناظر مبارله پروتون بین سر اسیدی و آمینی، جزوه جامرات یونی بشمار می آیند!!!)





ج.ش] با توجه به داده‌های روبرو، به ترتیب از راست به چپ، کدام آنیون باز مزدوج پایدارتر و کدام، باز مزدوج ناپایدارتری است؟

PKa	اسید
۲/۶۶	FCH ₂ COOH
۴/۷۶	CH ₃ COOH
۱/۲۹	Cl ₂ CHCOOH
۲/۹۰	BrCH ₂ COOH



ج.ش] کدام مطلب درست است؟

- (۱) هر چه بازی ضعیف تر باشد، pK_b آن کوچک تر است.
 (۲) K_a استیک اسید از K_a پروپانویک اسید کوچک تر است.
 (۳) CH₃COO⁻ در شرایط یکسان، بازی ضعیفتر از NO₃⁻ است.
 (۴) PK_a CH₂ClCOOH از CH₂ClCH₂COOH کوچک تر است.

ج.ش] آنیون حاصل از یونش کدام اسید، تمایل کمتری برای پس گرفتن پروتون از خود نشان می‌دهد؟

- (۱) اتانویک اسید (۲) پروپانویک اسید (۳) فلوئورو اتانویک اسید (۴) دی‌کلرو اتانویک اسید

ج.ش] مولول کدام یون تمایل کمتری برای باقی ماندن به صورت یون آب پوشیده دارد؟

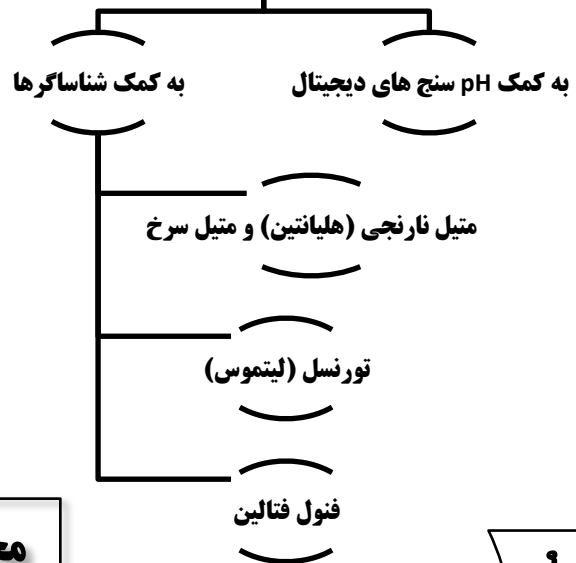
- (۱) متیل آمونیوم (۲) دی متیل آمونیوم (۳) اتیل آمونیوم (۴) دی اتیل آمونیوم





شناساگرها، دسته‌ای از ترکیب‌های رنگی (البته نه همگی!) محلول در آب هستند که در pHهای مختلف رنگهای گوناگونی دارند که توسط این تغییر رنگشان، پی به اسیدی و بازی بودن می‌بریم. شناساگرها ساختار کربنی دارند و از این رو جزو ترکیبات آلی به شمار می‌روند. شناساگرها، خود اسیدها و بازهای ضعیفی هستند.

روش‌های اندازه‌گیری pH



محدوده تغییر رنگ شناساگرها

تغییر رنگ در محدوده pH	رنگ در محلول‌های مختلف			شناساگر
	بازی	خنثی	اسیدی	
۵/۵ - ۸	آبی	بنفش	سرخ	لیتموس (تورنسل)
۳/۱ - ۴/۴	زرد	نارنجی	سرخ	متیل نارنجی (هلیانتین)
۴/۲ - ۶/۳	زرد	نارنجی	سرخ	متیل سرخ
۸ - ۹/۶	ارغوانی	بیرنگ	بیرنگ	فئول فتالین
۷	زرد	بنفش	سرخ	عصاره کلم سرخ

مناسبت‌ترین شناساگر، شناساگری است که محدوده تغییر رنگ آن به $pH=7$ نزدیک‌تر باشد.

pH اسیدی، بازی و خنثی برای هر شناساگری متفاوت است... در واقع این محدوده برای هر شناساگر محدوده‌ی خنثی در نظر گرفته می‌شود، که پایین‌تر از این محدوده‌ها، محلول اسیدی و بالاتر از این محدوده‌ها، محلول بازی در نظر گرفته خواهد شد.

یادمان باشد... شدت تغییر رنگ شناساگرها در اسیدها و بازهای مختلف با غلظت‌های یکسان، متفاوت است. عبارتی؛ هرچه اسید و باز قوی باشند، شدت تغییر رنگ شناساگر در آن بیشتر است.

یادمان برای نمونه؛ شدت رنگ قرمز لیتموس در محلول HCl ۰/۱ مولار به مراتب از محلول HF ۰/۱ مولار بیشتر است.

[z.sh] شناساگر متیل نارنجی در $pH=5$ چه رنگی است؟

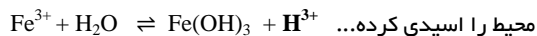
نارنجی زرد سرخ ارغوانی



⚠️ اشتباه نکنیم ...

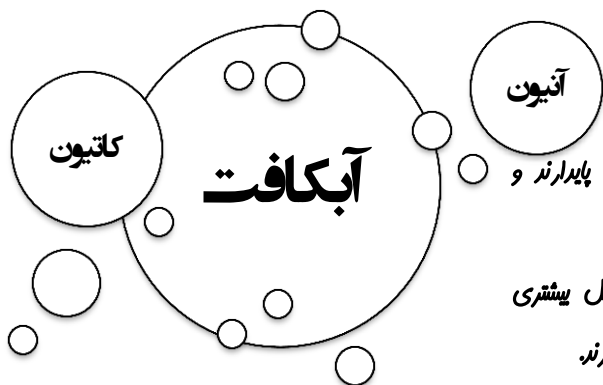
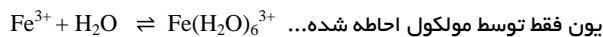
اگر یونی، با آب واکنش داده و باعث تشکیل ممولول‌های اسیدی و بازی با بار الکتریکی کمتر شوند، را آبکافت یا هیدرولیز

گویند. (در واقع آبکافت بیشتر جنبه شیمیایی دارد!!! و فرایندها در دو طرفه و تعادلی است.)



اگر یونی، توسط آب احاطه شوند (واکنشی در کار نباشد!!!) و ماده‌ی پدید می‌آید را آبکافت یا هیدراتاسیون گویند. (در

واقع آبکافت بیشتر جنبه فیزیکی دارد!!! و فرایندها یکطرفه است.)



✓ یون‌های ضعیف آبکافت نمی‌شوند... چون پایدارند و تمایل به واکنش ندارند.

✓ یون‌های قوی آبکافت می‌شوند... چون تمایل بیشتری برای واکنش و جذب H^+ و OH^- از آب دارند.



باید بدانیم...

- آنیون حاصل از اسیدهای قوی (همون ۷ اسید!!!)، آبکافت نمی‌شود... (چون باز مزدوج ضعیفی هستند و تمایل زیادی برای باقی ماندن به صورت یون آبپوشیده دارند)
- آنیون حاصل از اسیدهای ضعیف، آبکافت می‌شوند... (چون باز مزدوج قوی هستند و تمایل بیشتری برای جذب H^+ از آب دارند)



قدرت اسیدی

شدت آبکافت

□ در مراحل یونش اسیدهای چند پروتون‌دار (اسیدهای ضعیف) مرحله به مرحله اسید ضعیف‌تر می‌شود. بنابراین باز مزدوج حاصل از این اسیدها مرحله به مرحله قوی‌تر شده و آبکافتشان بیشتر می‌شود.

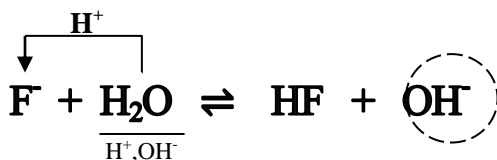


قدرت اسیدی

شدت آبکافت

□ بطور کلی در آنیون‌های حاصل از اسیدهای چند پروتون‌دار، هرچه بار آنیون بیشتر باشد، خاصیت بازی آن بیشتر لذا بیشتر آبکافت می‌شود.

← نمونه‌ی آبکافت آنیون؛



همانطور که مشاهده می‌کنیم... یون F^- با جذب H^+ حاصل از یونش جزئی آب تشکیل HF می‌دهد و با تولید OH^- محیط واکنش را قلیایی می‌کند

آبکافت آنیون‌ها





- کاتیون حاصل از بازهای قوی (همون ۸ باز III)، آبکافت نمی‌شود... (چون اسید مزدوج ضعیفی هستند و تمایل زیادی برای باقی ماندن به صورت یون آبپوشیده دارند)
- کاتیون حاصل از بازهای ضعیف، آبکافت می‌شوند... (چون اسید مزدوج قوی هستند و تمایل بیشتری برای جذب OH⁻ از آب دارند)

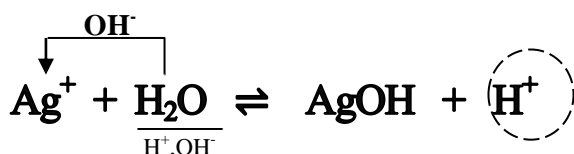


قدرت بازی

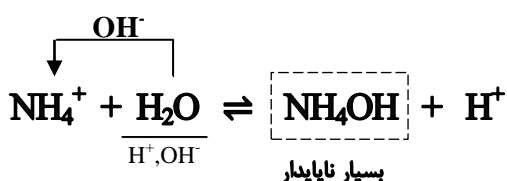
شدت آبکافت

آلتر هیدروکسیدهای فلزات واسطه جزوه بازهای ضعیف هستند...

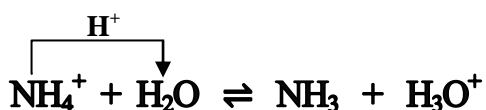
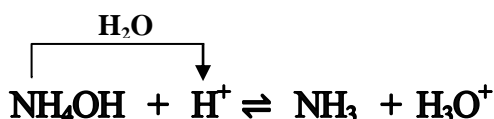
← نمونه‌ی آبکافت کاتیون؛



همانطور که مشاهده می‌کنیم... یون Ag^+ با جذب OH^- حاصل از یونش جزئی آب تشکیل AgOH می‌دهد و با تولید H^+ محیط واکنش را اسیدی می‌کند

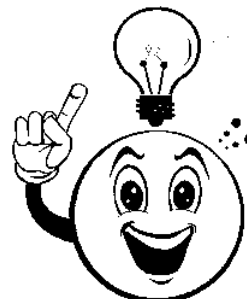
! در مورد آبکافت NH_4^+ دقت داشته باشیم.

معادله آبکافت

همانطور که قبلاً اشاره کردیم NH_4OH یک باز بسیار ناپایدار است، بنابراین خیلی سریع باز دست دادن آب تجزیه می‌شود.

☑ معادله درست‌تر آبکافت

هرچه چگالی بار یون (نسبت بار به حجم) بیشتر باشد، آن یون تمایل بیشتری برای جذب یون ناهمنام دارد... لذا بیشتر آبکافت می‌شود.

چگالی بار و شدت آبکافت: $\text{O}^{2-} > \text{S}^{2-}$ چگالی بار و شدت آبکافت: $\text{Be}^{2+} > \text{Mg}^{2+} > \text{Ca}^{2+}$ چگالی بار و شدت آبکافت: $\text{H}^+ > \text{OH}^- > \text{HCO}_3^- > \text{CH}_3\text{COO}^-$ 

دریک

نگاه



مدرس شیرکلور و تقویت... جمال شامر



اسید - باز



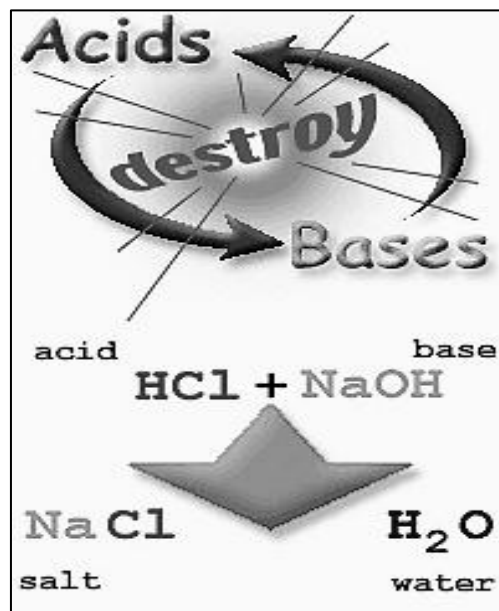
بخش ③ شیمی پیش دانشگاه



واکنش خنثی شدن...

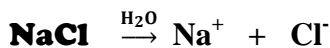
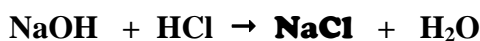
• نمک‌ها بر اثر واکنش بین اسیدها و بازها، به وجود می‌آیند... در واقع نمک، فرآورده‌ی واکنش خنثی شدن یک اسید توسط باز است.

⚠ **اشتباه نکنیم**... نمک حاصل از فتی شدن، همیشه فتی نیست!!! بلکه بسته به نوع یون‌های سازنده‌اش، می‌تواند اسیدی یا بازی هم باشد.



نمک‌ها به ④ دسته طبقه بندی می‌شوند...

نمک خنثی (pH=7): نمک‌هایی که از واکنش اسیدها و بازهای قوی حاصل می‌شوند.



واکنش آبکافت

NaCl
CaBr₂
KNO₃

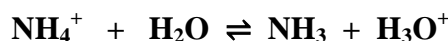
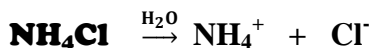
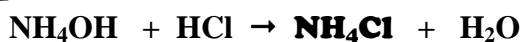
☞ نه کاتیون و نه آنیون نمک، آبکافت نمی‌شوند، زیرا Na^+ اسید مزدوج یک باز قوی است پس اسید ضعیفی محسوب می‌شود و Cl^- باز مزدوج یک اسید قوی است پس باز ضعیفی محسوب می‌شود. (پس بصورت آپیوشیره در محلول باقی می‌ماند!!!)

در مورد نمک؛ AHSO_4 بدانیم که ...

A کاتیون باز قوی هستش که آبکافت نمی‌شود. (A مربوط به گروه یک باشد!!!)

HSO_4^- با اینکه آنیون اسید قوی هستش و آبکافت نمی‌شود ولی این یون به علت قدرت اسیدی قابل توجه، در آب به عنوان اسید یونش یافته و محلول را اسیدی می‌کند.

نمک اسیدی (pH<7): نمک‌هایی که از واکنش اسیدهای قوی با بازهای ضعیف حاصل می‌شوند.



واکنش آبکافت

AlCl_3
 NH_4Cl
 NH_4NO_3

☞ یون NH_4^+ اسید مزدوج باز ضعیف است پس اسید قوی محسوب می‌شود و بنابراین آبکافت می‌شود.

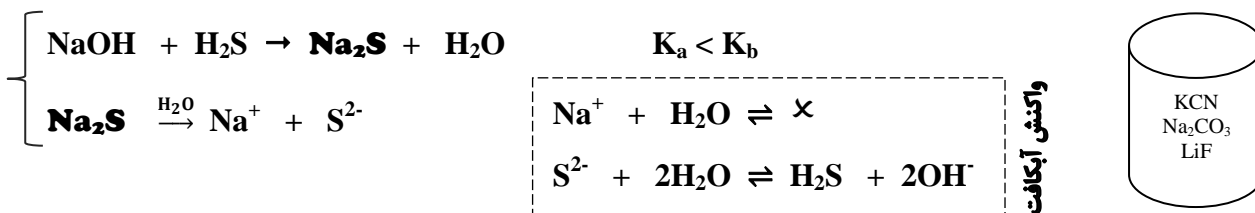
☞ با توجه به اینکه $[\text{H}_3\text{O}^+]$ حاصل از آبکافت NH_4^+ زیاد شده بنابراین محلول یک نمک اسیدی است.

☞ تا م نمک برگرفته از غلبه ی قوی بر ضعیف است!!!





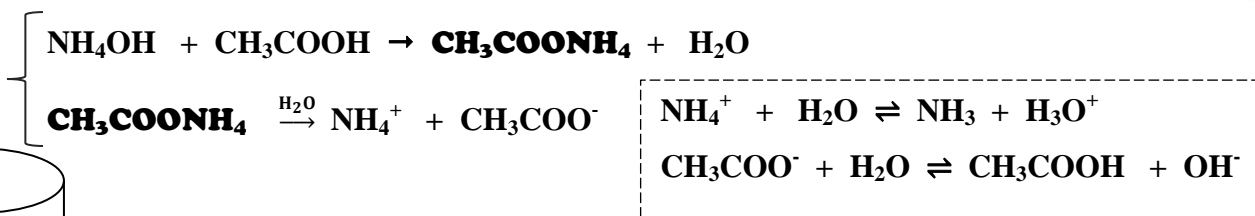
نمک‌بازی ($pH > 7$): نمک‌هایی که از واکنش اسیدهای ضعیف با بازهای قوی حاصل می‌شوند.



پهون S^{2-} باز مزدوج، اسید ضعیفی است، بنابراین باز قوی به شمار می‌آید و آبکافت می‌شود.
با توجه به اینکه $[\text{OH}^-]$ حاصل از آبکافت S^{2-} ، زیاده‌تر از آبکافت Na^+ است.

در مورد نمک؛ A_2SO_4 بدانیم که ...
A کاتیون باز قوی هستش که آبکافت نمی‌شود. (A مربوط به گروه یک باشد!!!)
 SO_4^{2-} آنیون اسید ضعیف HSO_4^- هستش و آبکافت می‌شود و محیط را بازی می‌کند... البته چون HSO_4^- نسبت به سایر اسیدهای ضعیف، قدرت اسیدی بالاتری دارد، پس آنیونش نسبت به سایر آنیون‌های حاصل از اسیدهای ضعیف قدرتش برای آبکافت کم بوده در نتیجه محلول حاصل از آبکافت توسط SO_4^{2-} خاصیت بازی کمتری خواهد داشت!!!

نمک‌اسیدی/بازی/خنثی!!! ($pH = ?!$): نمک‌هایی که از واکنش اسیدها و بازهای ضعیف حاصل می‌شوند.

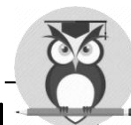
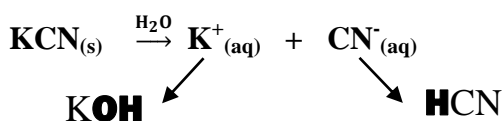


هم کاتیون و هم آنیون نمک، آبکافت خواهند شد. زیرا هر دو قوی به شمار می‌روند.

مقدار pH ، بستگی به K_a و K_b خواهد داشت. (به عبارتی، بستگی به غلظت‌های OH^- و H_3O^+ آزاد شده)

یادمان باشد... برای تشخیص اسید و باز تشکیل دهنده یک نمک؛ پس از تفکیک نمک به یونهای سازنده آن، با

قرار دادن H در سمت چپ آنیون نمک، اسید آن بدست می‌آید و با قرار دادن OH در سمت راست کاتیون نمک، باز آن بدست می‌آید. برای نمونه:



[j.sh] کدام نمک از دسته نمک‌های اسیدی محسوب می‌شود؟

BaCl₂ (ع) K₂SO₄ (س) AlCl₃ (پ) NaCl (ا)

[j.sh] در محلول کدام نمک، فنول فتالین به رنگ ارغوانی پدید می‌آید؟

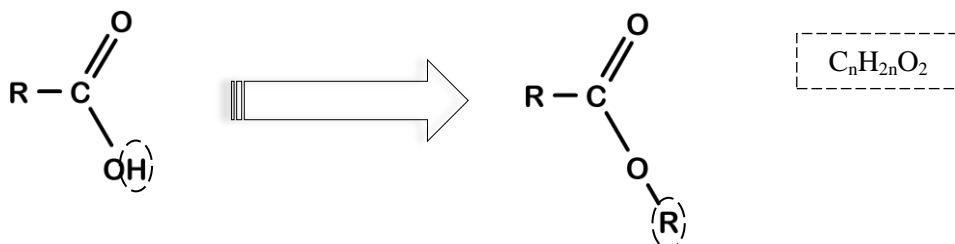
الف) آمونیوم استات ب) پتاسیم سولفید
ج) باریم کلرید د) سدیم نیترات



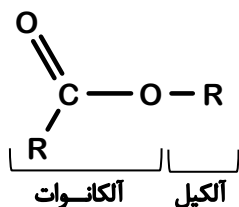
لبن نهالک و لهنتسا

➤ استرهای سبک، بوی خوشی دارند، طعم و بوی شامه میوه‌ها و عطر گل‌ها، اغلب به علت وجود استرهای سبک است. (طعم $C_{17}H_{35}O_2$ بطور عمده پرتیل و پرتیل بوتانوات است) همچنین برخی طعم دهنده‌ها هم از این ترکیبات هستند مثل متیل سالسیلات!

استرها از مهم‌ترین مشتقات کربوکسیلیک اسیدها می‌باشند بطوری که از جایگزین کردن اتم هیدروژن (H) گروه کربوکسیل کربوکسیلیک اسیدها به وسیله‌ی یک گروه آلکیل، به دست می‌آیند:



نام‌گذاری استرها:

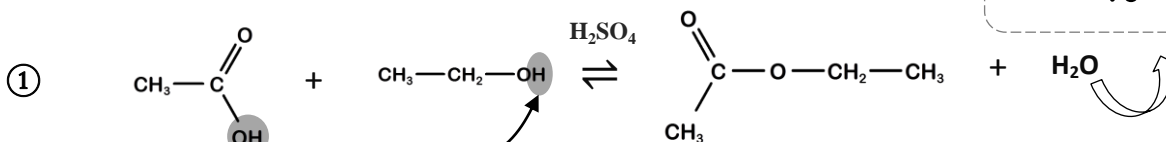


نام آلکیل متصل به اکسیژن (-R) \oplus نام زنجیره اصلی (-RCOO) بر وزن آلکانوات

↪ واکنش استری شدن: (به دو واکنش زیر توجه داشته باشیم)

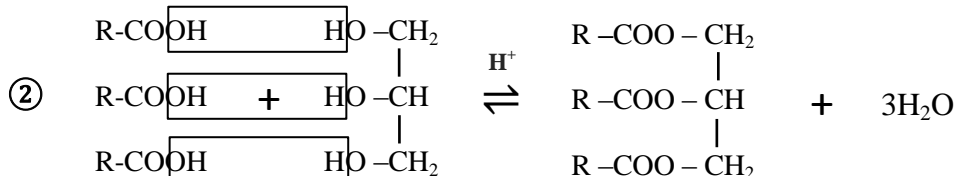
آب + استر \rightleftharpoons کل + کربوکسیلیک اسید

برای تشکیل آب OH از اسید و H از الکل پرا شده!!!



① اتانویک اسید
(استیک اسید)
اسید آلی سبک

اتیل اتانوات
(اتیل استات)

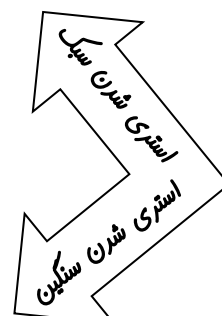


اسید چرب
(اسید آلی سنگین)

گلیسرین یا گلیسرول
(۱ و ۲ و ۳-پروپان تری آل)
(الکل سه عاملی)

تری گلیسیرید
(چربی یا روغن)
(استر سه عاملی)

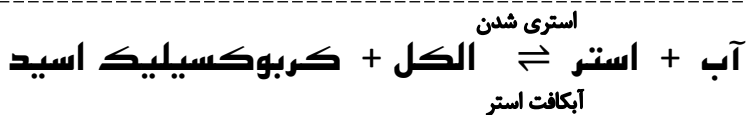
این اسیدها می‌توانند سیرشده مثل استئاریک اسید ($C_{17}H_{35}COOH$) و سیرنشده مثل اولئیک اسید ($C_{17}H_{33}COOH$) باشند!!!





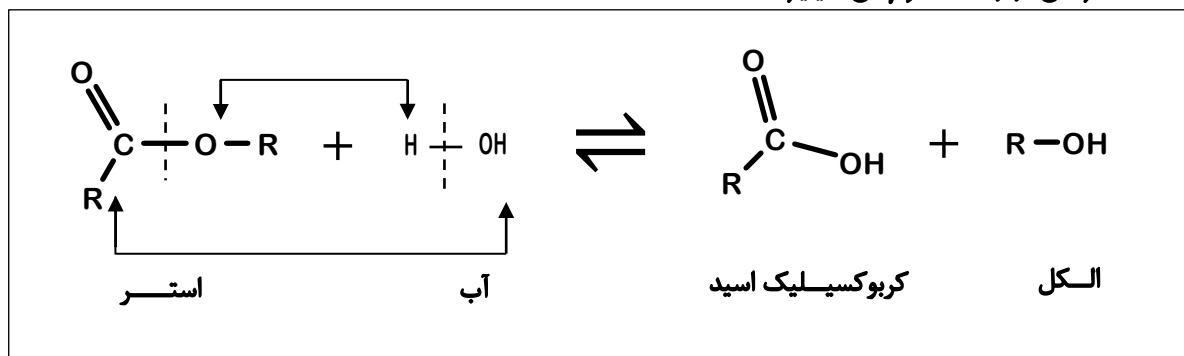
❖ یادمان باشد... استری شدن یک واکنش تقریباً بی‌گرماست ($\Delta H=0$)

❖ یادمان باشد... استری شدن اجزای گازی ندارد، بنابراین تغییر فشار بر جابجایی آن بی‌اثر است!!!



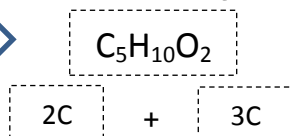
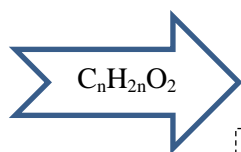
👉 آبکافت استرها:

😊 هرکس داده‌هاشو پس میگیره!!!



همانطور که می‌بینیم... برای نوشتن معادله آبکافت استرها، پیوند یگانه C-O از

اسید و پیوند H-O از آب شکسته و به طریق بالا فراورده (اجزای سازنده استر) برست می‌آید.



☑️ تشخیص سریع، نام اسید و الکل سازنده یک استر!!!

پروپیل | اتانوات
پروپانول + اتانویک اسید
(الکل سازنده) + (اسید سازنده)



آلکیل | آلکانوات
آلکانول + آلکانویک اسید
(الکل سازنده) + (اسید سازنده)

❖ یادمان باشد... آبکافت (عکس واکنش استری شدن)، ③ نوع هستند؛

➤ آبکافت استرها در محیط خنثی، بدون حضور کاتالیزگر، بطور برگشت پذیر و بسیار آهسته انجام می‌شود.

➤ آبکافت استرها در محیط اسیدی، با حضور کاتالیزگر، بطور برگشت پذیر و سریع انجام می‌شود.

➤ آبکافت استرها در محیط قلیایی، بطور برگشت ناپذیر می‌باشد. (صابونی شدن!)

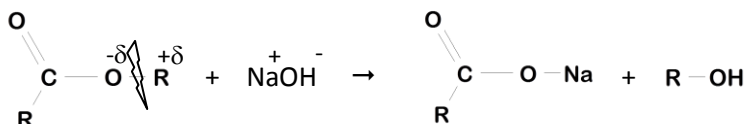




صابونی شدن: ⇨

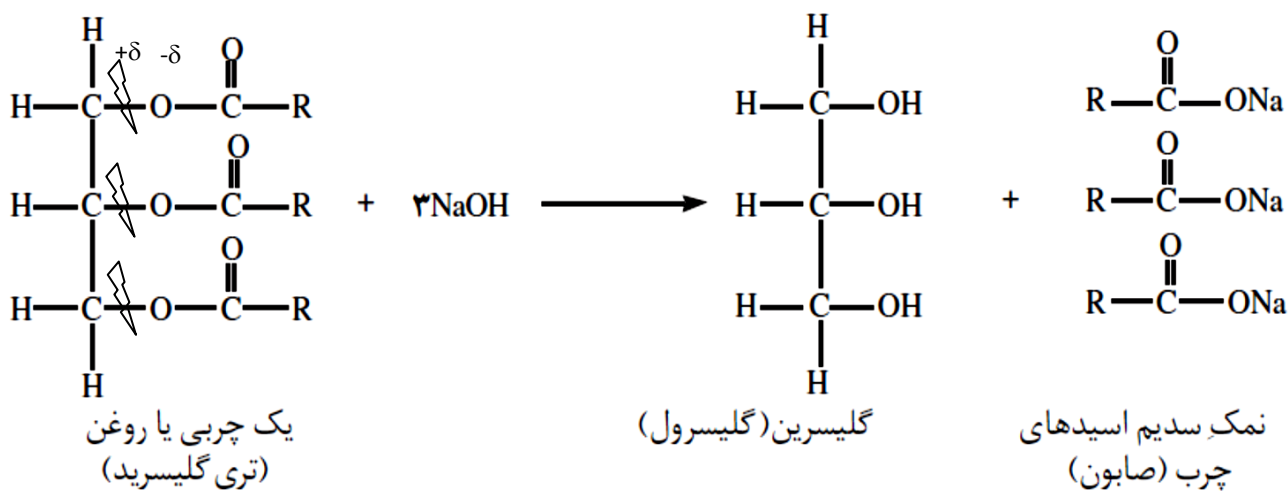
آبکافت استرها در محیط قلیایی، اساس ساختن صابون است. صابونی شدن نامی است که به همین دلیل بر این واکنش نهاده‌اند. ولسی واکنش صابونی شدن، الزاما تولید صابون نمی‌کند.

الکل + نمک کربوکسیلیک اسید → قلیا + استر



❖ **یادمان باشد...** از آبکافت استرها در محیط اسیدی، کربوکسیلیک اسید ولسی از آبکافت قلیایی استرها، نمک اسید بدست می‌آید

❖ **یادمان باشد...** از آبکافت استرهای اسیدهای چرب سنگین (نه هر استری!!!) در محیط قلیایی، طی یک واکنش یکطرفه، صابون ها تشکیل می‌شوند.



❖ **یادمان باشد...** به نمک سدیم یا پتاسیم اسید چرب، صابون گویند... (به جای NaOH؛ KOH هم میتواند باشد).

❖ **یادمان باشد...** صابون های جامد را با فرمول عمومی RCOONa نمایش می‌دهند؛ که در آن R تا ۱۴ تا ۱۸ کربن دارد.





محلله های بافر (تامپون)

همانطور که میدانیم، اگر مقدار کمی اسید یا باز را به یک محلول بیافزایم معمولاً pH آن به مقدار زیادی تغییر می کند. اما محلولهایی وجود دارند که بر اثر افزایش اسید یا باز به آن مقاوم بوده و دچار تغییر pH نمی شوند. به اینگونه محلولها ((بافر)) گویند. (پس بافر مملولی است که در برابر تغییرات pH، از فور مقاومت نشان میدهد)

محلل بافر، به طریقی می تواند هم اسید و هم باز اضافه شده را خنثی کند. (چگونه؟؟؟)

بافرهای از نظر pH، به ۲ دسته تقسیم می شوند:

۱- بافر اسیدی: از یک اسید ضعیف + نمک آن با باز قوی (نمک بازی)، تشکیل شده است.

۲- بافر بازی: از یک باز ضعیف + نمک آن با اسید قوی (نمک اسیدی)، تشکیل شده است.

NH ₃ یا NH ₄ OH	باز ضعیف	HF	اسید ضعیف
NH ₄ Cl	نمک آن با اسید قوی	NaF	نمک آن با باز قوی
HCN	اسید ضعیف	CH ₃ COOH	اسید ضعیف
NaCN	نمک آن با باز قوی	NaCH ₃ COOH	نمک آن با باز قوی

منظور از نمک اسید ضعیف بایک باز قوی؛ نمکی است که آنیون آن مربوط به اسید ضعیف و کاتیون آن مربوط به باز قوی است. (نمک بازی)

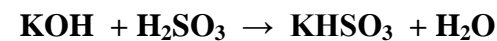
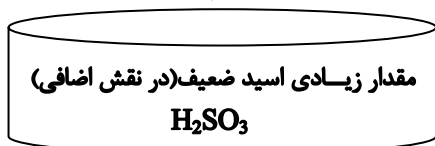
منظور از نمک باز ضعیف بایک اسید قوی؛ نمکی است که کاتیون آن مربوط به باز ضعیف و آنیون آن مربوط به اسید قوی است. (نمک اسیدی)

همواره آنیون مربوط به اسیده و کاتیون مربوط به بازه!!!

یادمان باشد... در بعضی مواقع کاتیون مربوط به باز قوی و آنیون مربوط به اسید قوی نوشته نمی شود. برای مثال:

اسید ضعیف CH₃COOH و باز مزدوج آن CH₃COO⁻

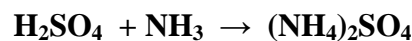
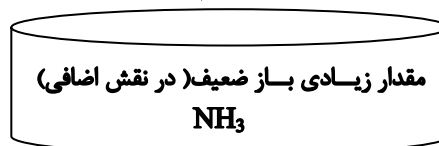
مقدار کمی باز قوی KOH
(در نقش محدود کننده)



کامل مصرف
می شود

بافر

مقدار کمی اسید قوی H₂SO₄
(در نقش محدود کننده)



کامل مصرف
می شود

بافر



l.j.sh] اکرام یک از ممولوای زیر نمی تواند بافر باشد؟



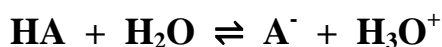
یادمان باشد... هر بافر، دارای ظرفیت محدودی است و اگر غلظت اسید و یا باز افزوده شده، بیش از ظرفیت بافر باشد، pH ممول بافری به طور محسوسی، تغییر خواهد کرد. (آستانه عمل اغلب بافرها تا 0.01M می باشد)

محلول بافر هم خنثی کننده اسید و هم خنثی کننده باز اضافه شده است...



! ؟ ؟ هتکچک لدا

پگولگی مقاومت بافر اسیدضعیف و نمک آن...



• مقاومت در برابر اسیدها:

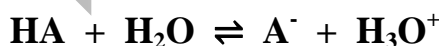
افزودن مقداری اسید، $[\text{H}_3\text{O}^+]$ را زیاد کرده و تعادل طبق اصل لوشاتیله در جهت چپ جابجا خواهد شد. (به منظور مصرف $[\text{H}_3\text{O}^+]$) تا غلظت H_3O^+ و در نتیجه pH محلول تغییر چندانی نکند. (یعنی اسید کمتر یونیده می شود) پس α می یابد

پس KA به عنوان جزئی از بافر چه نقشی داره؟!!!!

• مقاومت در برابر بازها:

افزودن مقداری باز، $[\text{OH}^-]$ را زیاد کرده و یونهای OH^- اضافه شده با یونهای H_3O^+ حاصل از یونش اسید ضعیف، خنثی می شوند و آب تولید می کنند، به همین خاطر تعادل موجود در محلول بافر (تعادل HA) به منظور جبران کاهش یونهای H_3O^+ در جهت رفت جابجا می شود (پس α می یابد) تا با تولید دوباره آن، pH محلول تغییر چندانی نکند.

دریک نگاه...



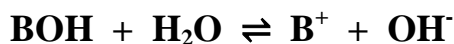
افزودن اسید (H_3O^+)

افزودن باز (OH^-)





● پگولگی مقاومت بافر باز ضعیف و نمک آن...



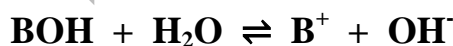
● مقاومت در برابر اسیدها:

افزودن مقداری اسید، $[\text{H}_3\text{O}^+]$ را زیاد کرده و یونهای H_3O^+ اضافه شده با یونهای OH^- حاصل از یونش باز ضعیف، خنثی می‌شوند و آب تولید می‌کنند، به همین خاطر تعادل موجود در محلول بافر (تعادل BOH) به منظور جبران کاهش یونهای OH^- در جهت رفت جابجا می‌شود تا با تولید دوباره آن، pH محلول تغییر چندانی نکند.

● مقاومت در برابر بازها:

افزودن مقداری باز، $[\text{OH}^-]$ را زیاد کرده و تعادل طبق اصل لوشاتیلر در جهت چپ جابجا خواهد شد. (به منظور مصرف $[\text{OH}^-]$) تا غلظت OH^- و در نتیجه pH محلول تغییر چندانی نکند.

در یک نگاه...



افزودن باز (OH^-)

افزودن اسید (H_3O^+)

● یادمان باشد... خون انسان یک سامانه ی بافری دارد که pH آن در برابر تغییرات ناشی از خوردن غذاها و داروها (ممکن است اسیدی یا بازی باشند) مقاومت می‌کند. pH خون انسان هر روز ۷/۴ است که یک بافر بازی محسوب می‌شود. خاصیت بافری خون را میتوان به وجود H_2CO_3 و HCO_3^- نسبت داد. (۵ لیتر خون انسان میتواند افزایش ۱۵۰ میلی لیتر محلول ۱ مولار HCl را تحمل کند!!!!)

محاسبه pH محلول بافر

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{نمک اولیه}]}{[\text{اسید اولیه}]}$$

محاسبه pH محلول بافر اسیدی ..

$$\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{نمک اولیه}]}{[\text{باز اولیه}]}$$

محاسبه pH محلول بافر بازی ..





[j.sh] اگر غلظت یک اسید ضعیف HA و نمک آن با یک باز قوی BOH در یک نمونه مملول بافر، به ترتیب برابر با ۰/۱ مول بر لیتر و ۰/۰۴ مول بر لیتر و pK_a اسید ضعیف، برابر با ۳/۹۲ باشد، این مملول بافر، را مناسبه کنید؟

[j.sh] pH مملول بافری که در آن غلظت اتانویک اسید ۰/۱ مولار و غلظت سریم اتانوات ۰/۲ مولار است را مناسبه کنید. (pK_a اتانویک اسید برابر ۴/۷۶ می باشد)

[j.sh] به ۴۰۰ میلی لیتر مملول بافری که در آن غلظت اتانویک اسید ۰/۱ مولار و سریم اتانوات ۰/۲ مولار است، ۱۰۰ میلی لیتر HCl با غلظت ۰/۲ مولار اضافه میکنیم. pH مملول حاصل چقدر است؟ (pK_a اتانویک اسید برابر ۴/۷۶ می باشد)

