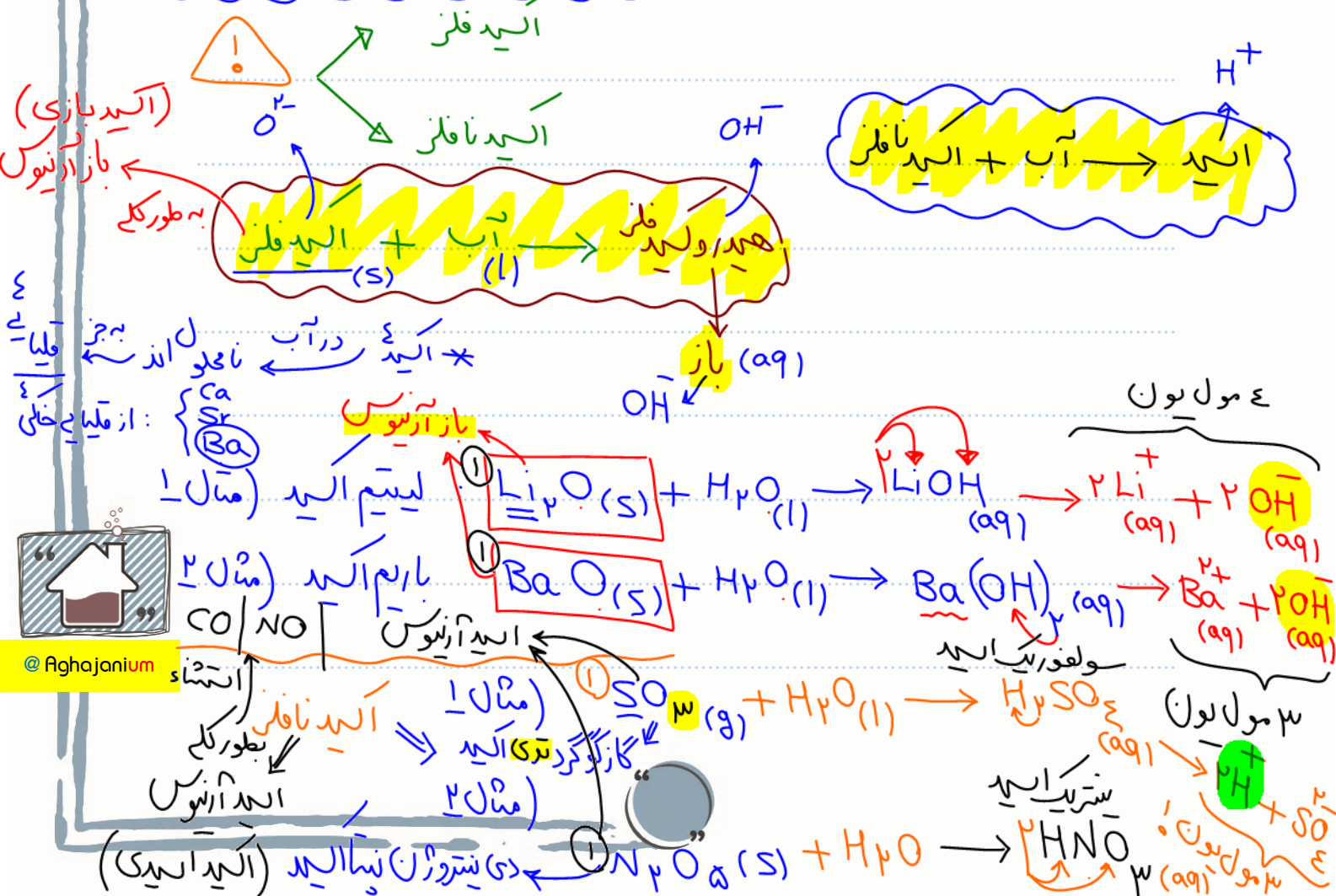
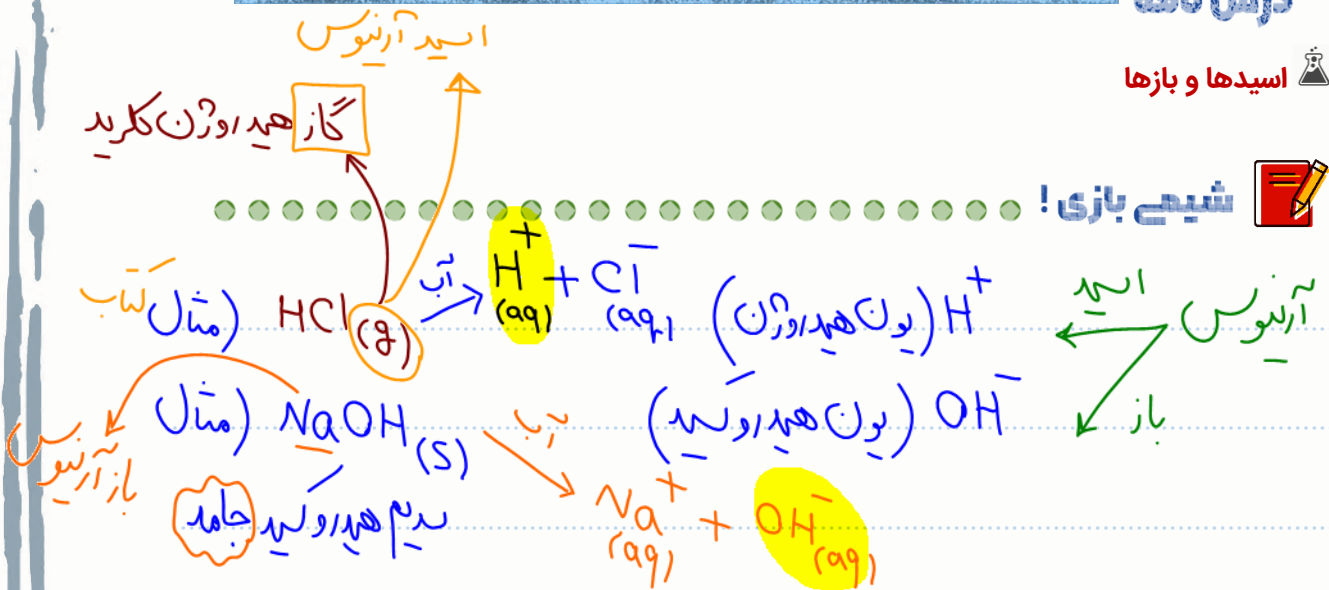


درس نامه

اسیدها و بازها

شیعے بازی!

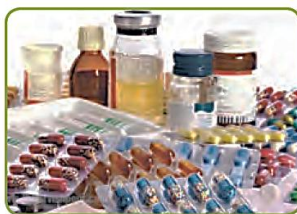


از متن کتاب درسی

- اسیدهای خوراکی مزه ترش و بازها مزه تلخ دارند.
- اسیدها با اغلب فلزها واکنش می دهند.
- اسیدها در تماس با پوست سوزش ایجاد می کنند.
- دلیل سوزش معده که درد شدید در ناحیه سینه ایجاد می کند، برگشت مقداری از محتویات اسیدی معده به لوله مری است.
- یاخته های دیواره معده با ورود مواد غذایی به آن هیدروکلریک اسید ترشح می کنند. این اسید افزون بر فعال کردن آنزیم ها برای تجزیه مواد غذایی، جانداران ذره بینی موجود در غذا را نیز از بین می برد.
- بازها در سطح پوست همانند صابون، احساس لیزی ایجاد می کنند اما به آن نیز آسیب می رسانند.
- نمونه هایی از مواد اسیدی و بازی در زندگی:



پ) تنظیم میزان اسیدی بودن شوینده ها ضروری است.



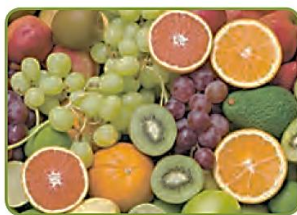
ب) اغلب داروها ترکیب هایی با خاصیت اسیدی یا بازی هستند.



آ) برای کاهش میزان اسیدی بودن خاک به آن آهک می افزایند.



ج) ورود فاضلاب های صنعتی به محیط زیست سبب تغییر pH می شود.



ث) اغلب میوه ها دارای اسیدند و pH آنها کمتر از ۷ است.



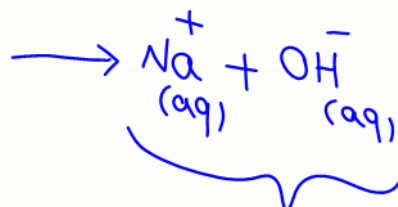
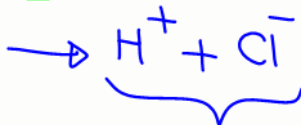
ت) زندگی بسیاری از آبزیان به pH آب وابسته است.

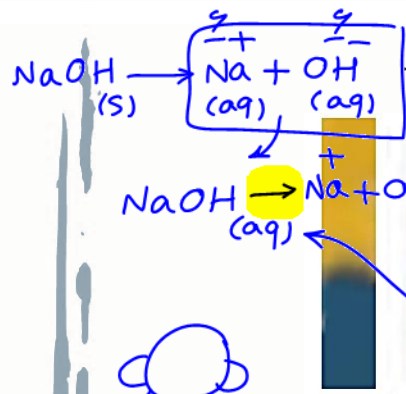
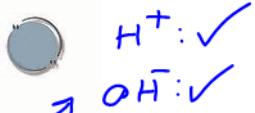
- رنگ گل ادریسی به میزان اسیدی بودن خاک بستگی دارد.

در خاک اسیدی —→ به رنگ آبی
در خاک بازی —→ به رنگ سرخ

- شواهد تاریخی نشان می دهد پیش از آنکه ساختار اسیدها و بازها شناخته شود، شیمی دان ها افزون بر ویژگی های اسیدها و بازها با برخی واکنش های آنها نیز آشنا بودند. اما توجه رفتار اسیدها و بازها به یک مبنای علمی نیاز داشت.
- سوانت آرنیوس نخستین کسی بود که اسیدها و بازها را بر یک مبنای علمی توصیف کرد.

او بر روی رسانایی الکتریکی محلول های آبی کار می کرد. یافته های تجربی او نشان داد که محلول اسیدها و بازها رسانای جریان الکتریکی هستند. هر چند میزان رسانایی آن ها با یکدیگر یکسان نیست.

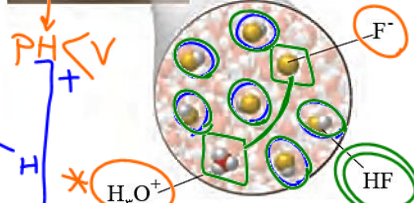
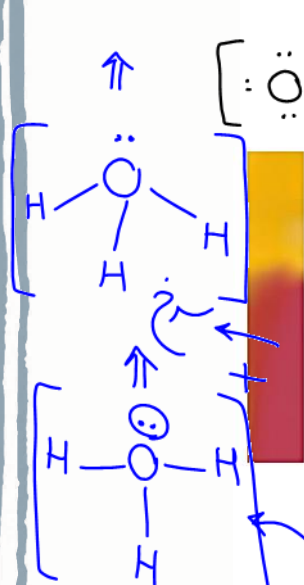
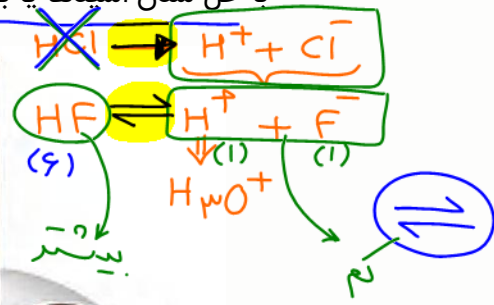




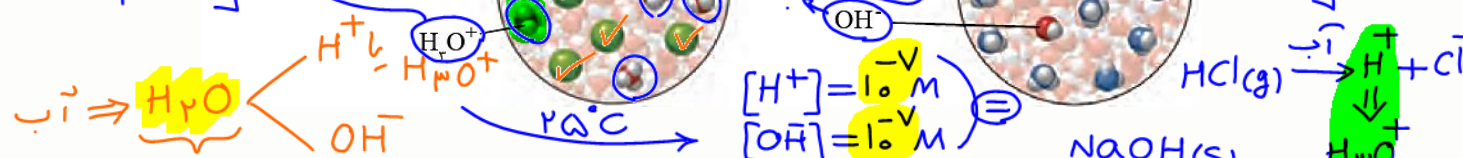
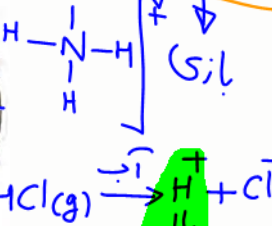
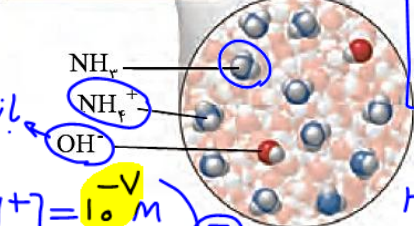
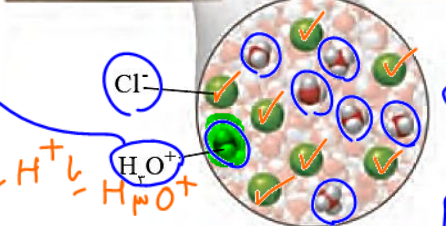
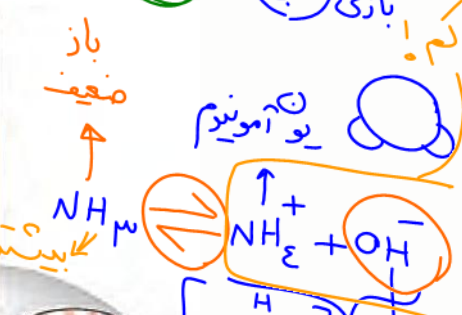
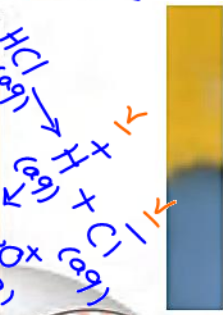
با حل شدن اسیدها یا بازها در آب، مقدار یون های موجود در آب افزایش می یابد



جامد خنثی $NaOH(s)$



اسیدی رخ
کاذب PH
بازی (آبی)

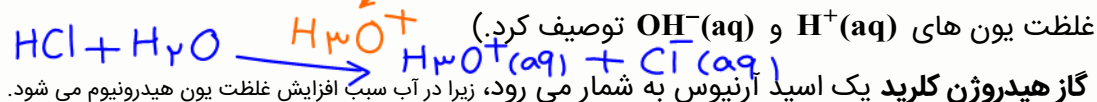


یون هیدروژن $H^+(aq)$ در آب به شکل H_3O^+ یافت می شود و به یون هیدرونیوم معروف است.

برای آسانی در نوشتن در منابع علمی به جای $H_3O^+(aq)$ از نماد $H^+(aq)$ برای نشان دادن یون

هیدرونیوم استفاده می شود.

مواد و ترکیب هایی که با حل شدن در آب، غلظت یون های هیدرونیوم و هیدروکسید را افزایش می دهند به ترتیب اسید و باز آرنیوس هستند. (در واقع رفتار اسید و باز آرنیوس را می توان بر اساس



غلظت یون های $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ توصیف کرد.) گاز هیدروژن کلرید یک اسید آرنیوس به شمار می رود، زیرا در آب سبب افزایش غلظت یون هیدرونیوم می شود.

سدیم هیدروکسید جامد، یک باز آرنیوس به شمار می رود، زیرا در آب سبب افزایش غلظت یون هیدروکسید می شود.

بدیهی است هرچه $[H^+]$ در محلولی بیشتر باشد، آن محلول اسیدی تر و هرچه $[OH^-]$ در محلولی

بیشتر باشد، آن محلول بازی تر است.

با این توصیف اگر در یک سامانه غلظت یون های هیدرونیوم و هیدروکسید با هم برابر باشد، آن

سامانه حالت خنثی دارد.



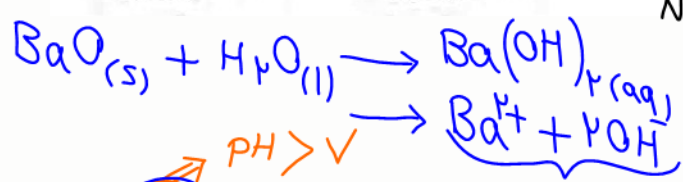
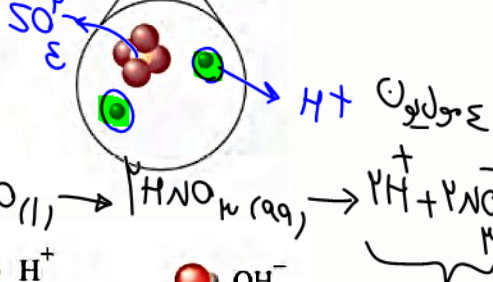
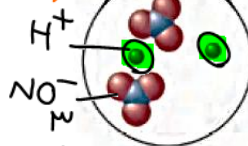
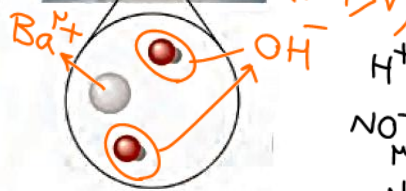
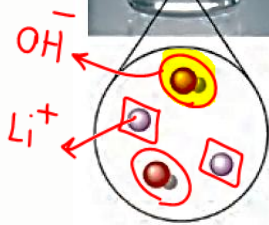
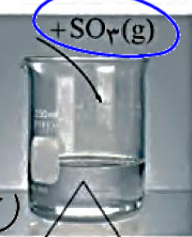
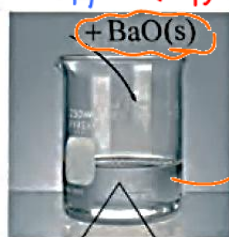
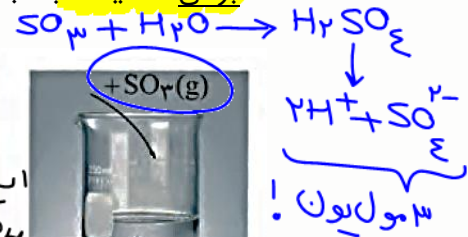
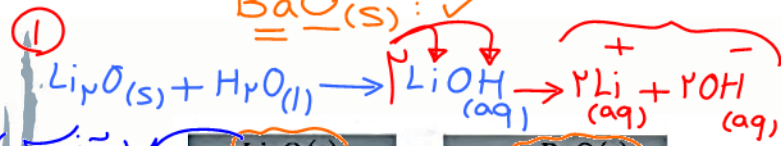
@Aghajanium

از قلیا به خاکی: Ca , Sr , Ba

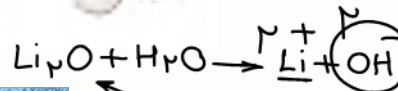
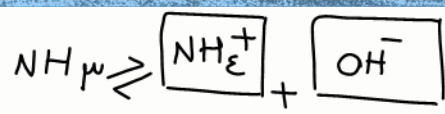
$\text{Li}_2\text{O}(\text{s}) : \checkmark$

$\text{BaO}(\text{s}) : \checkmark$

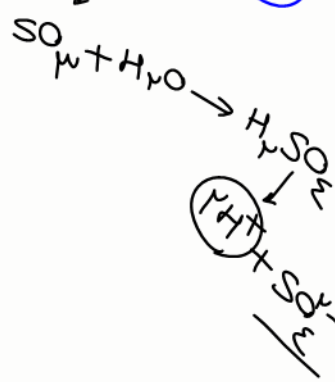
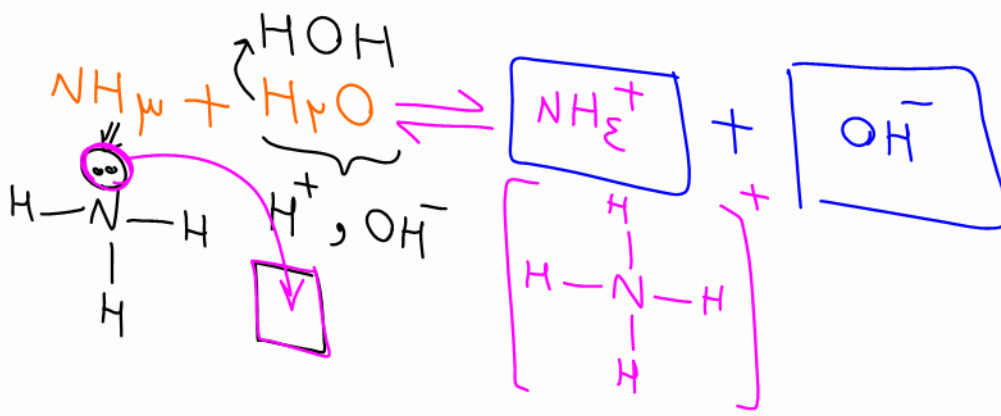
برخی اکسیدها با آب واکنش می دهند.

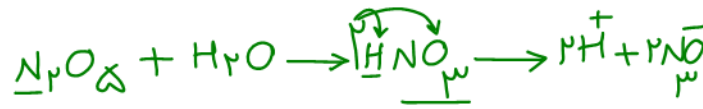


باز (ضعیف)



اکسید فلز $\rightarrow \text{OH}^-$
اکسید نافلز $\rightarrow \text{H}^+$





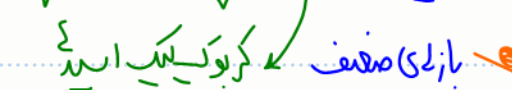
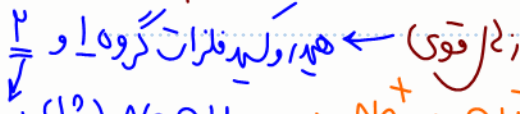
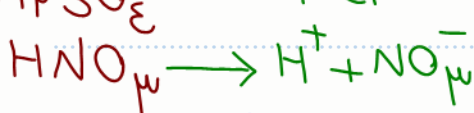
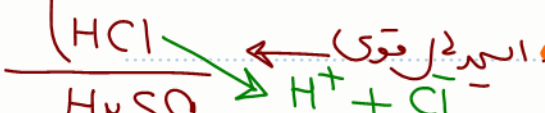
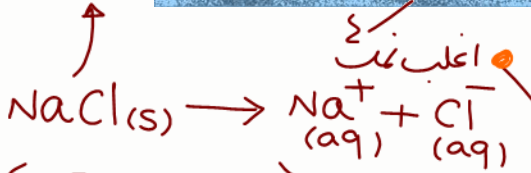
درس نهم

رسانایی الکتریکی محلول ها و قدرت اسیدی

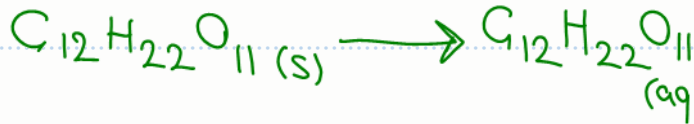


شیء بازی!

ماده الکترولیت



شکر ← محلول شکر در آب



اعمال کاملاً مولد



از متن کتاب درسی

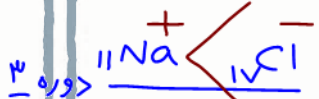
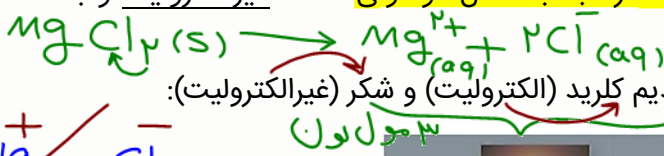
- خوراکی ها، شوینده ها، داروها، مواد آرایشی و بهداشتی شامل مقادیر متفاوتی از یون ها به ویژه یون هیدرونیوم هستند.
- غلظت این یون بر روی ماندگاری این مواد و در نتیجه سلامتی تأثیر شایانی دارد.
- برای مثال شیر سالم با افزایش غلظت یون هیدرونیوم (کاهش pH)، ترش شده به طوری که دیگر قابل نوشیدن نیست. (شیر ترش شده دارای لاکتیک اسید است.)
- این مثال نشان می دهد که در فرایند تولید مواد گوناگون اغلب تعیین و کنترل غلظت یون هیدرونیوم نقش مهمی دارد.
- یکی از روش هایی که برای تعیین غلظت یون هیدرونیوم می توان به کار برد، سنجش رسانایی الکتریکی محلول های آبی است.
- فلزها و گرافیت (مغز مداد) رسانای جریان برق هستند. و رسانایی آن ها به وسیله الکترون ها انجام می شود. (به آن ها رسانای الکتریکی می گویند.)
- نوع دیگری از رسانایی نیز وجود دارد که به وسیله یون ها انجام می شود. (به آن رسانایی یونی می گویند.) این رسانایی هنگامی انجام می شود که یون ها بتوانند از نقطه ای به نقطه دیگر جابه جا شوند. (زیرا در این شرایط بارهای الکتریکی نیز جابه جا خواهند شد.)
- برای مثال، محلول آبی سدیم کلرید حاوی یون های $\text{Na}^+(\text{aq})$ و $\text{Cl}^-(\text{aq})$ است که با جنبش های آزادانه اما نامنظم در سرتاسر آن پراکنده اند.
- هرگاه این محلول در مدار الکتریکی قرار بگیرد، جریان برق در مدار برقرار می شود. زیرا یون ها به سوی قطب های ناهمنام حرکت می کنند. (یون های $\text{Na}^+(\text{aq})$ به سوی قطب منفی و یون های $\text{Cl}^-(\text{aq})$ به سوی قطب مثبت پیش می روند.)
- جابه جایی یون ها نشان دهنده جابه جایی بارهای الکتریکی و در نتیجه، رسانایی الکتریکی محلول سدیم کلرید است.

• به موادی مانند $\text{NaCl}(\text{s})$ ، الکترولیت و به $\text{NaCl}(\text{aq})$ محلول الکترولیت می گویند.

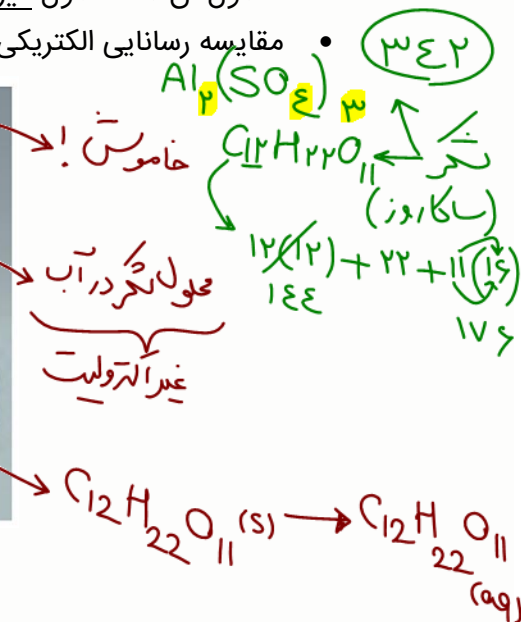
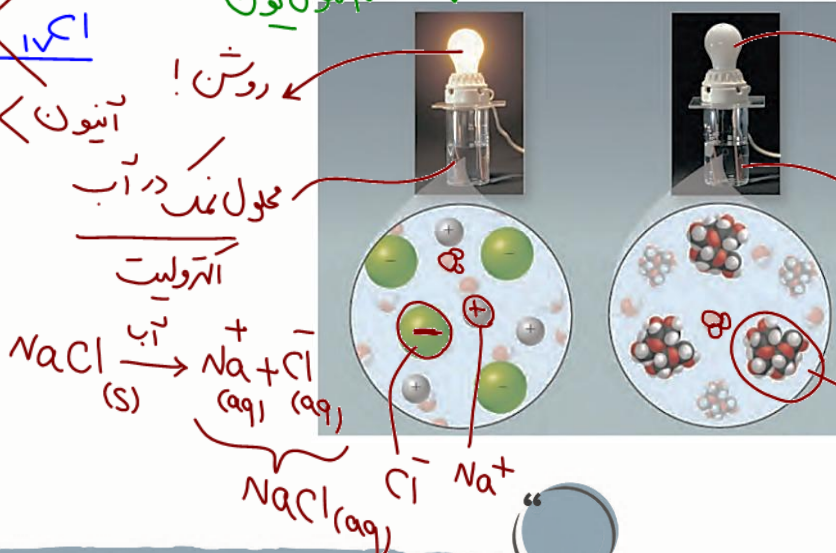
$$\text{NaCl}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$$

توجه: همه محلول های یونی رسانایی یکسانی ندارند.

- به موادی مانند اتانول و شکر که انحلال آن ها در آب، به شکل مولکولی است، غیرالکترولیت و به محلول آن ها، محلول غیرالکترولیت می گویند.
- مقایسه رسانایی الکتریکی محلول های آبی سدیم کلرید (الکترولیت) و شکر (غیرالکترولیت):



@Aghajanium



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

$$pOH = -\log [OH^-]$$

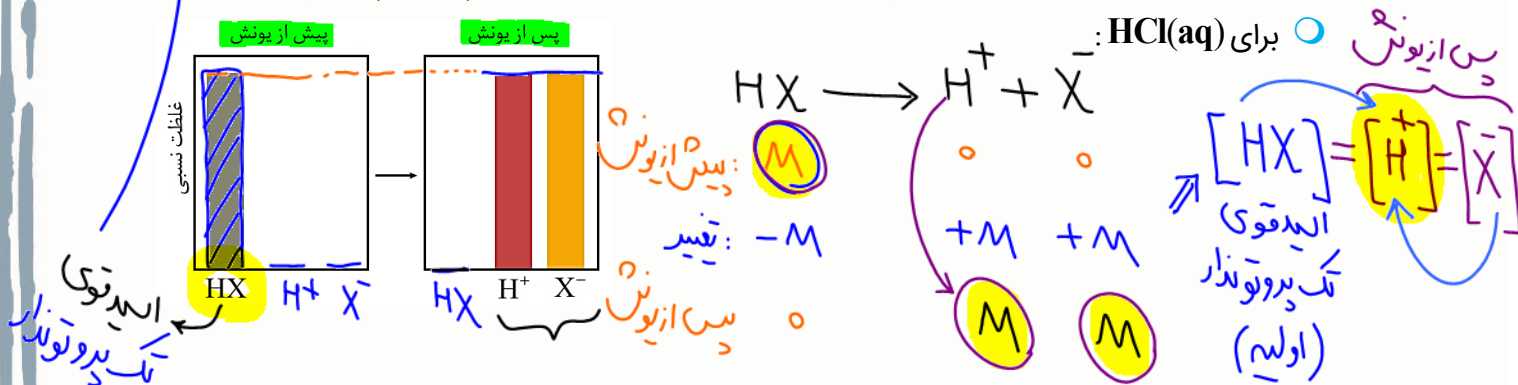
$$[HCl] = [H^+]$$

درس نهم

یونش اسیدهای قوی و ضعیف

• معادله یونش $HCl(aq)$ و $HF(aq)$

غلظت نسبی گونه های موجود در محلول های $HCl(aq)$ و $HF(aq)$ ؛ پیش و پس از یونش:

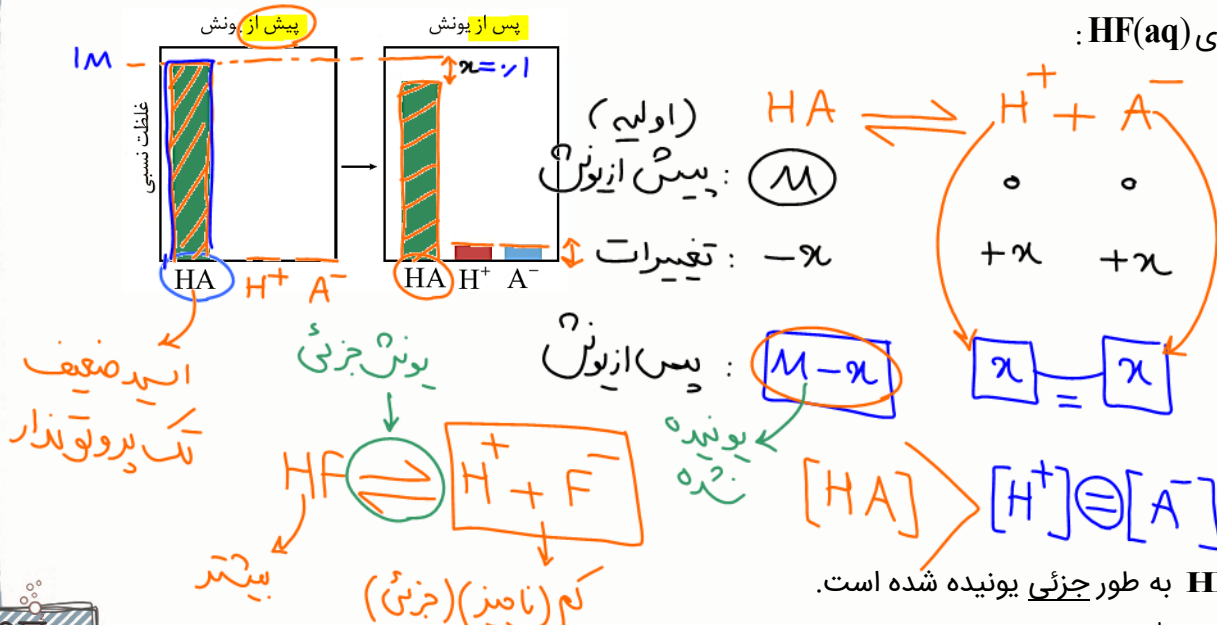


• HCl به طور کامل یونیده شده است.

• به دلیل یونش کامل، غلظت هر یک از یون ها در محلول اسیدهای قوی تک پروتون دار، با غلظت اولیه اسید برابر است.

$$[HX] = [H^+] = [X^-]$$

• برای $HF(aq)$:



• HF به طور جزئی یونیده شده است.

• غلظت H^+ و F^- در محلول با هم برابر است. (چون ضریب آن ها در معادله یونش با هم برابر است)

$$[H^+] = [A^-]$$

• ارتفاع ستون مربوط به یون های H^+ و F^- دقیقاً برابر اختلاف ستون HF پیش و پس از یونش است.

• در محلول هیدروفلوئوریک اسید از هر ۱۰۰۰ مولکول حل شده در دمای اتاق تنها ۲۴ مولکول یونیده می شود.

$$\alpha(HF) = \frac{24}{1000} = 0.024$$



با درصد یون α در صد (درصد)

$\alpha \approx 1 \Rightarrow$ اسید قوی

$0 < \alpha < 1$ (درصد یون)

$\alpha < 1$: اسید ضعیف

mol/L

یگا

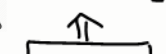
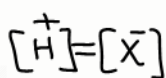
$$M = \frac{n(\text{mol})}{V(L)}$$

شمار مولکول های یونیده شده
درجه یونش = $\frac{\text{شمار کل مولکول های حل شده}}{\text{شمار کل مولکول های حل شده}}$

درس نامه

$\alpha \times 100 \rightarrow$ درصد یونش $(\alpha \times 100)$ در صد یونش

درجه یونش (α) اسید ضعیف



در رابطه درجه یونش به جای شمار مولکول ها، می توان شمار مول ها یا غلظت مولی گونه ها را قرار داد.

در منابع علمی معتبر گاهی به جای درجه یونش از درصد یونش $(\alpha \times 100)$ استفاده می کنند.

اسیدها را بر مبنای میزان یونشی که در آب دارند می توان در دو دسته قوی و ضعیف جای داد.

قدرت اسیدها به میزان یونش آن ها در آب بستگی دارد.

اسیدهایی قوی هستند که می توان یونش آنها را در آب کامل در نظر گرفت $(\alpha \approx 1)$.

مثال: نیتریک اسید

اسیدهای ضعیف در آب به میزان جزئی یونیده می شوند و شمار یون ها در محلول آن ها کم است.

مثال: استیک اسید

یون استات (CH_3COO^-)

یون استیک اسید (CH_3COOH)

کربوکسیلیک اسیدها از جمله اسیدهای ضعیف هستند که تنها هیدروژن گروه کربوکسیل آنها می تواند به صورت یون هیدرونیوم وارد محلول شود.

اسیدهای موجود در سیب، انگور، ریواس و مرکبات مانند پرتقال و لیمو و نیز انواع سرکه از جمله اسیدهای خوراکی و ضعیف هستند.

در زندگی روزانه با انواع اسیدها سروکار داریم که برخی قوی و اغلب آنها ضعیف هستند.

اسیدهای قوی را می توان محلولی شامل یون های آب پوشیده دانست، به طوری که در آنها تقریباً مولکول های یونیده نشده یافت نمی شود.

در حالی که در محلول اسیدهای ضعیف افزون بر اندک یون های آب پوشیده، مولکول های اسید نیز یافت می شوند.

برای مثال، در محلول سرکه (استیک اسید)، شمار ناچیزی از یون های آب پوشیده هم زمان با شمار زیادی از مولکول های استیک اسید یونیده نشده حضور دارند. (حضور هم زمان واکنش دهنده ها و فراورده ها در مخلوط واکنش را می توان نشانه ای از برگشت پذیر بودن واکنش ها دانست).

یون استات (CH_3COO^-)

یون استیک اسید (CH_3COOH)

غلظت همه گونه های موجود در محلول این اسید، همانند دیگر اسید های ضعیف، ثابت است (در محلول این اسیدها، حضور هم زمان یون ها و مولکول های یونیده نشده با غلظت ثابت داریم).

غلظت همه گونه های موجود در محلول این اسید، همانند دیگر اسید های ضعیف، ثابت است (در محلول این اسیدها، حضور هم زمان یون ها و مولکول های یونیده نشده با غلظت ثابت داریم).

غلظت همه گونه های موجود در محلول این اسید، همانند دیگر اسید های ضعیف، ثابت است (در محلول این اسیدها، حضور هم زمان یون ها و مولکول های یونیده نشده با غلظت ثابت داریم).

غلظت همه گونه های موجود در محلول این اسید، همانند دیگر اسید های ضعیف، ثابت است (در محلول این اسیدها، حضور هم زمان یون ها و مولکول های یونیده نشده با غلظت ثابت داریم).

غلظت همه گونه های موجود در محلول این اسید، همانند دیگر اسید های ضعیف، ثابت است (در محلول این اسیدها، حضور هم زمان یون ها و مولکول های یونیده نشده با غلظت ثابت داریم).

غلظت همه گونه های موجود در محلول این اسید، همانند دیگر اسید های ضعیف، ثابت است (در محلول این اسیدها، حضور هم زمان یون ها و مولکول های یونیده نشده با غلظت ثابت داریم).

غلظت همه گونه های موجود در محلول این اسید، همانند دیگر اسید های ضعیف، ثابت است (در محلول این اسیدها، حضور هم زمان یون ها و مولکول های یونیده نشده با غلظت ثابت داریم).

غلظت همه گونه های موجود در محلول این اسید، همانند دیگر اسید های ضعیف، ثابت است (در محلول این اسیدها، حضور هم زمان یون ها و مولکول های یونیده نشده با غلظت ثابت داریم).

غلظت همه گونه های موجود در محلول این اسید، همانند دیگر اسید های ضعیف، ثابت است (در محلول این اسیدها، حضور هم زمان یون ها و مولکول های یونیده نشده با غلظت ثابت داریم).

غلظت همه گونه های موجود در محلول این اسید، همانند دیگر اسید های ضعیف، ثابت است (در محلول این اسیدها، حضور هم زمان یون ها و مولکول های یونیده نشده با غلظت ثابت داریم).

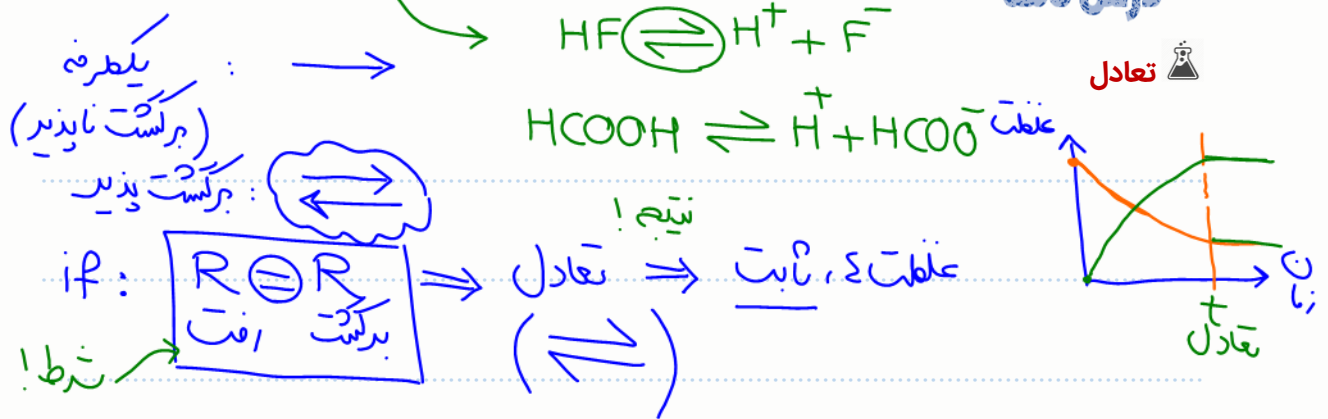
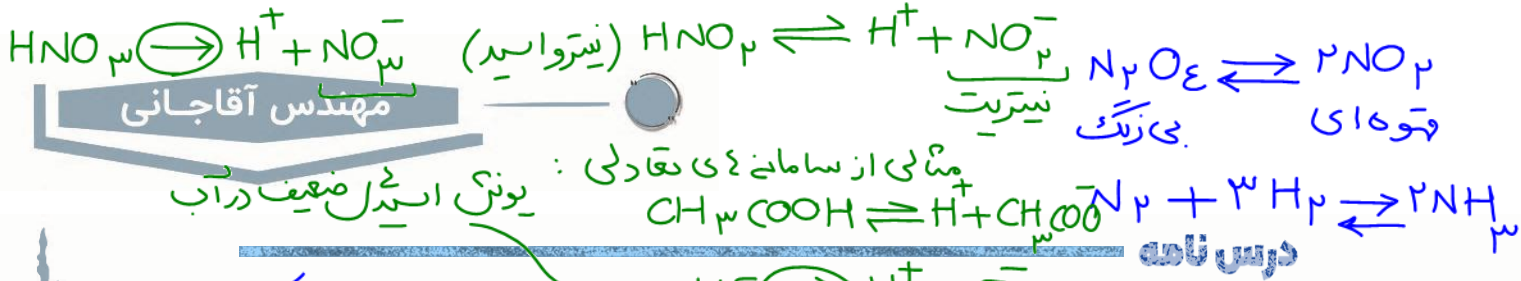
غلظت همه گونه های موجود در محلول این اسید، همانند دیگر اسید های ضعیف، ثابت است (در محلول این اسیدها، حضور هم زمان یون ها و مولکول های یونیده نشده با غلظت ثابت داریم).

غلظت همه گونه های موجود در محلول این اسید، همانند دیگر اسید های ضعیف، ثابت است (در محلول این اسیدها، حضور هم زمان یون ها و مولکول های یونیده نشده با غلظت ثابت داریم).



@Aghajanium

(تبادل!)



از متن کتاب درسی

حضور هم زمان واکنش دهنده ها و فراورده ها در مخلوط واکنش را می توان نشانه ای از برگشت پذیر بودن واکنش ها دانست. (واکنش هایی که در آنها همه واکنش دهنده ها به فراورده ها تبدیل نمی شوند، بلکه در شرایط معین مقدار آنها در سامانه ثابت خواهد ماند. گویی این واکنش ها تا حدی پیش می روند و پس از آن مقدار فراورده ها دیگر تغییر نخواهد کرد.)

واکنش های برگشت پذیر می توانند در هر دو جهت انجام شوند. این نوع واکنش ها در شرایط مناسب هم زمان در هر دو جهت رفت و برگشت انجام می شوند تا اینکه سرانجام لحظه ای فرا می رسد که غلظت واکنش دهنده ها و فراورده ها ثابت می ماند.

این ویژگی تنها هنگامی رخ می دهد که سرعت واکنش رفت با برگشت برابر شود. زیرا در این شرایط، هر مقداری از فراورده ها که در واحد زمان تولید می شود، هم زمان به همان مقدار از آنها مصرف می شود. (برای واکنش دهنده ها نیز چنین است)

در شیمی به چنین سامانه هایی، سامانه تعادلی می گویند. (نماد $\rightleftharpoons$ در واکنش های تعادلی به کار می رود.)

واکنش های رفت و برگشت در سامانه های تعادلی به طور پیوسته و با سرعت برابر انجام می شوند و به همین دلیل مقدار مواد شرکت کننده در سامانه ثابت می ماند. (در يك واکنش برگشت پذیر که هم زمان واکنش های رفت و برگشت به طور پیوسته انجام می شوند، سرانجام مقدار واکنش دهنده ها و فراورده ها ثابت می ماند.)

$\text{HF(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$

نمونه ای از سامانه های تعادلی، محلول اسیدهای ضعیف در آب است. در این محلول ها به دلیل یونش ناچیز اسیدهای ضعیف، میان اندک یون های حاصل از یونش و مولکول های یونیده نشده تعادل برقرار می شود.

برای مثال در محلول هیدروفلوئوریک اسید، تعادل $\text{HF(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$ برقرار است. برای این سامانه در دمای ثابت همانند دیگر سامانه های تعادلی، واکنش های رفت و برگشت پیوسته در حال انجام هستند به طوری که در هر گستره زمانی معین، شمار مولکول های HF که یونیده می شوند با شمار مولکول های HF که از پیوستن یون های H^+ و F^- به یکدیگر پدید می آیند، برابر است. این رفتار سامانه تعادلی نشان می دهد که سرعت تولید هر گونه با سرعت مصرف آن برابر است. (رفتاری که سبب می شود غلظت تعادلی همه گونه های موجود در سامانه ثابت بماند.)



درس نامه



ثابت تعادل (K)

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

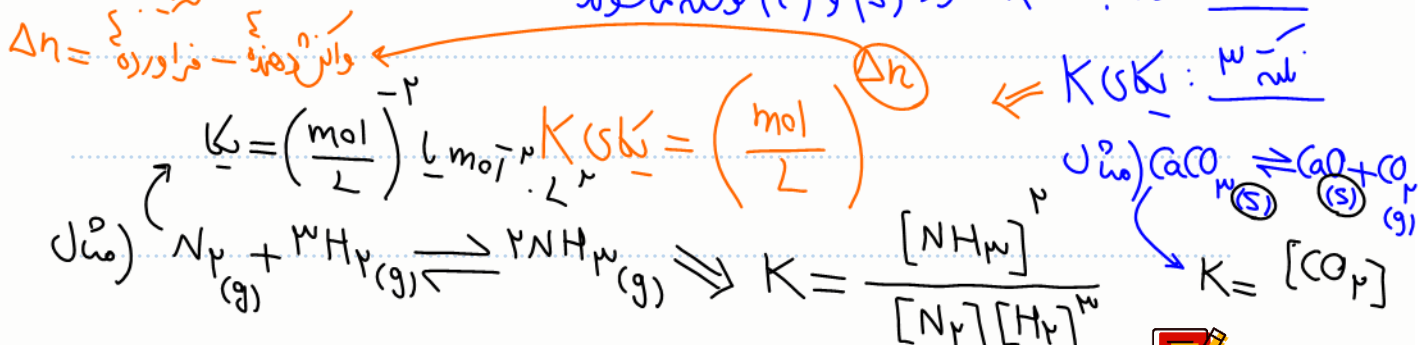
غلظت های تعادلی فراورده ها / ضریب

پیشروی واکنش را، $K \Rightarrow$ هر چه K بیشتر، پیشتر می رسد.

غلظت های تعادلی فراورده ها / غلظت های تعادلی واکنش دهنده ها $\Rightarrow$ خود مولی!

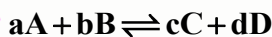
نکته ۱: در دمای معین، K مقداری ثابت است. (K فقط به دما وابسته است)

نکته ۲: در عبارت K ، مواد (s) و (l) نوشته نمی شوند.



از متن کتاب درسی

- سامانه های تعادلی را از دیدگاه کمی نیز می توان با کمیتی به نام ثابت تعادل بررسی کرد.
- نسبت حاصلضرب غلظت تعادلی فراورده ها هریک به توان ضریب استوکیومتری به حاصلضرب غلظت تعادلی واکنش دهنده ها هر یک به توان ضریب استوکیومتری



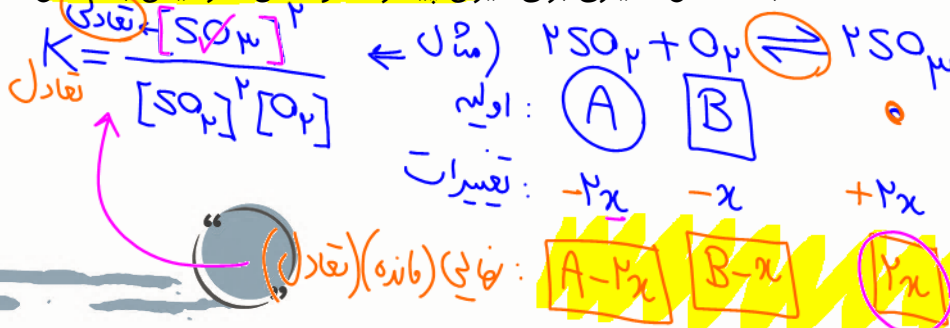
$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

در عبارت ثابت تعادل، تنها غلظت تعادلی گونه های شرکت کننده در واکنش آورده می شود.

مقدار کمیت ثابت تعادل در دمای ثابت برای هر تعادل ثابت است. (K برای یک واکنش تعادلی در دمای معین، مقداری ثابت است.) (K فقط تابع دما است.)

- ثابت تعادل معیاری برای میزان پیشرفت واکنش تا رسیدن به تعادل است.

$$K = \frac{\text{فراورده ها}}{\text{واکنش دهنده ها}}$$



درس نامه

ثابت یونش اسید (K_a) و قدرت اسیدی

- برای هر واکنش تعادلی، یک ثابت تعادل وجود دارد که ویژه همان واکنش بوده و فقط تابع دما است.
- ثابت تعادل برای اسیدها به ثابت یونش اسید (K_a) معروف است.
- ثابت یونش یک اسید، نسبت حاصل ضرب غلظت تعادلی یون های موجود در محلول را به غلظت تعادلی آن اسید نشان می دهد. به دیگر سخن، ثابت یونش بیانی از میزان پیشرفت فرایند یونش تا رسیدن به تعادل است، به طوری که هر چه ثابت یونش اسیدی در دمای معین بزرگ تر باشد، آن اسید بیشتر یونیده شده و غلظت یون های موجود در محلول آن بیشتر است. (در واقع در دمای معین هرچه ثابت یونش اسیدی بزرگتر باشد، آن اسید قوی تر است).
- در دما و غلظت یکسان؛

هر چه $K_a \uparrow \Leftarrow$ یونش اسید $\uparrow \Leftarrow$ اسید قوی تر

- ثابت یونش برخی اسیدها در دمای اتاق:

نام اسید	فرمول شیمیایی	ثابت یونش اسید (K_a)	معادله یونش در آب
هیدرویدیک اسید	HI	بسیار بزرگ	$\text{HI(aq)} \longrightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{I}^-(\text{aq})$
هیدروبرمیک اسید	HBr	بسیار بزرگ	$\text{HBr(aq)} \longrightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq})$
هیدروکلریک اسید	HCl	بسیار بزرگ	$\text{HCl(aq)} \longrightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
سولفوریک اسید	H_2SO_4	بسیار بزرگ	$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \longrightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HSO}_4^-(\text{aq})$
نیتریک اسید	HNO_3	بزرگ	$\text{HNO}_3(\text{aq}) \longrightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$
نیترواسید	HNO_2	$4/5 \times 10^{-4}$	$\text{HNO}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{NO}_2^-(\text{aq})$
فورمیک اسید	HCOOH	$1/8 \times 10^{-4}$	$\text{HCOOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCOO}^-$
استیک اسید	CH_3COOH	$1/8 \times 10^{-5}$	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$
هیدروسیانیک اسید	HCN	$4/9 \times 10^{-10}$	$\text{HCN(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CN}^-(\text{aq})$

⚠ میان ثابت یونش اسیدها و قدرت اسیدی رابطه ی خطی وجود ندارد.
مثلاً اگر K_a اسید HA دو برابر K_a اسید HB باشد، نمی توان نتیجه گرفت که قدرت اسیدی و غلظت H^+ اسید HA نیز دو برابر اسید HB است.

⚠ درباره اسید هیدروژن هالیدها (ترکیب هیدروژن با هالوژن ها)؛
به دلیل اینکه از بالا به پایین، شعاع افزایش می یابد، طول پیوند بزرگتر شده، در نتیجه شکستن پیوند راحت تر می شود. پس اسید قوی تر است.



⚠ در کربوکسیلیک اسیدها؛ هرچه تعداد کربن متصل به عامل کربوکسیل بیشتر باشد، قدرت اسیدی کمتر است. مثال:



ثابت یونش اسید

تبادل میان

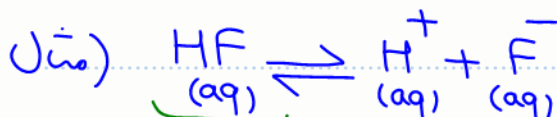
اندر یون حاصل از یونش

ی برای بازه کم



Base
25°C
5.9 x 10⁻⁴

شیب بازی تعادلی

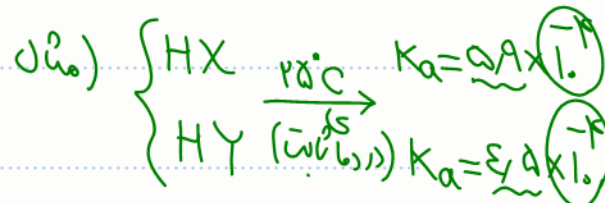
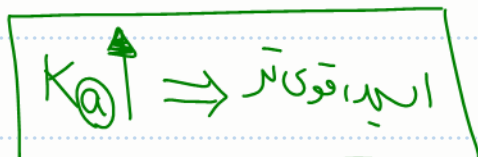


مولکول یونیده نشده

ثابت یونش اسید (K_a)

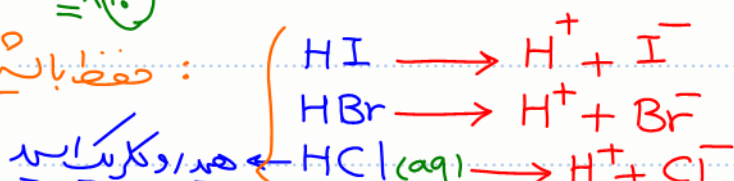
ملاتی برای مقایسه قدرت اسید

مثال
%2 → 2 x 10⁻⁴
%4 → 4 x 10⁻⁴

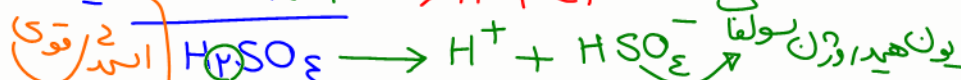


HX کدام قوی تر؟

حفظ باشیم:



هیدروکلریک اسید



اسید قوی

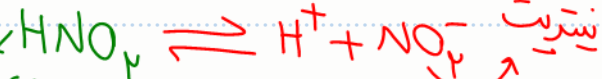


نیترات

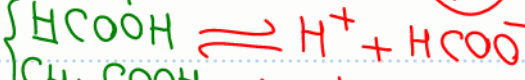


K_a < 1

اسید ضعیف



نیترواسید



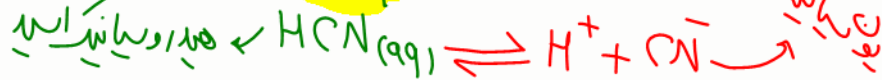
کربنیک اسید



کربنیک اسید



کربنیک اسید



هیدروسیانیک اسید

$$K_a = 5.9 \times 10^{-4}$$

$$= 4.5 \times 10^{-4}$$

$$= 1.8 \times 10^{-4}$$

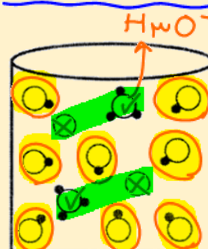
$$= 1.8 \times 10^{-5}$$

$$\sim 10^{-7}$$

$$\sim 10^{-10}$$

K_a

تصویر زیر، نمایی از محلول 0.2 مولار یک اسید تک پروتون دار را نشان می دهد. ثابت یونش اسیدی ترکیب حل شده در این محلول کدام است؟



○ X
○ O
• H

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

$$10^{-3} \quad (1)$$

$$1 \times 10^{-3} \quad (2)$$

$$2 \times 10^{-4} \quad (3)$$

$$1 \times 10^{-4} \quad (4)$$

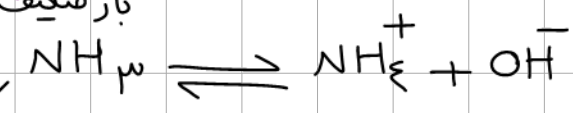
$$\alpha = \frac{2}{10}$$



اسید ضعیف تک پروتوندار



$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{[H^+]^2}{[HA]}$ باز ضعیف



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

ناب یون باز

$K_b \uparrow \Rightarrow$ باز قوی تر

تقارلی $\Rightarrow$ تقارلی HA یونیده نه

$K_a = \frac{x \times x}{M-x}$

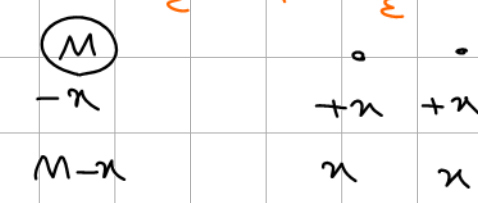
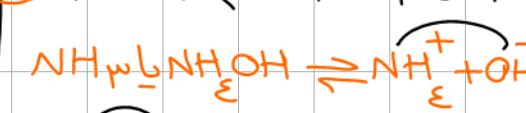
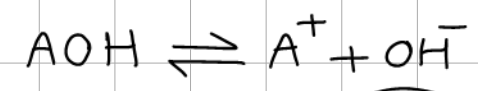
$\alpha = \frac{x}{M} \Rightarrow x = M\alpha$
 یادآور: $\alpha = \frac{[H^+]}{M}$

$K_a < 10^{-4}$
 $\alpha < 0.05$
 صرف نظر!

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

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

$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{[OH^-]^2}{[NH_3]}$



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

$K_a = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow$
 $\alpha = \frac{[H^+]}{M}$

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

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

$[H^+] = \sqrt{(1-\alpha)K_a M}$

درس نامه

واکنش فلزها با اسیدها

- اغلب فلزها با محلول اسیدها واکنش می دهند و گاز هیدروژن آزاد می کنند.



مثال:



- سرعت این واکنش ها به غلظت یون های هیدرونیوم موجود در محلول بستگی دارد.

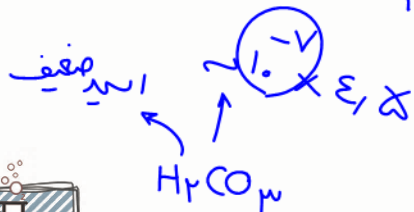
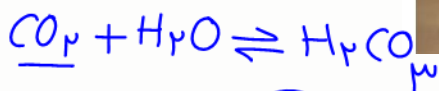
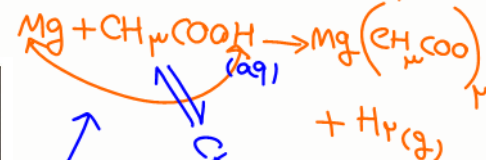
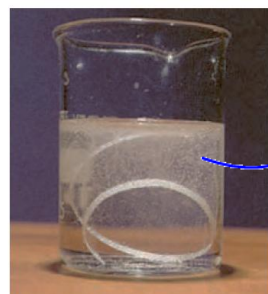
هرچه غلظت یون هیدرونیوم $\uparrow$ $\Leftarrow$ سرعت واکنش $\uparrow$

- میزان یون های هیدرونیوم در محلول یک اسید به میزان یونش اسید بستگی دارد.

هرچه میزان یونش اسید $\uparrow$ $\Leftarrow$ غلظت یون های هیدرونیوم تولید شده $\uparrow$

- مثال: در یک دمای ثابت، دو قطعه ی یکسان از نوار منیزیم را در حجم های مساوی از محلول ۱/۰ مولار هیدروکلریک اسید (HCl) و استیک اسید (CH_3COOH) میندازیم:

به دلیل قوی بودن اسید HCl و ضعیف بودن کربوکسیلیک اسیدها (مانند استیک اسید)، میزان یونش HCl تقریباً به طور کامل و میزان یونش استیک اسید جزئی می باشد. در نتیجه غلظت یون های هیدرونیوم حاصل از یونش HCl بیشتر است و در نتیجه سرعت واکنش نوار منیزیم با اسید HCl نسبت به CH_3COOH بیشتر است.



از متن کتاب درسی

- باران اسیدی حاوی نیتریک اسید و سولفوریک اسید است، در حالی که باران معمولی شامل کربنیک اسید است. (غلظت یون هیدرونیوم در باران اسیدی بیش تر است)

- ثابت یونش کربنیک اسید: $4/5 \times 10^{-7}$



درس نامه

قدرت اسیدی $\leftarrow K_a$

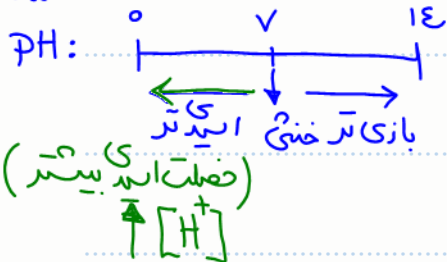
pH 

$[H^+]$ و pH $\leftarrow$ ضلعت اسیدی

شیعے بازی!

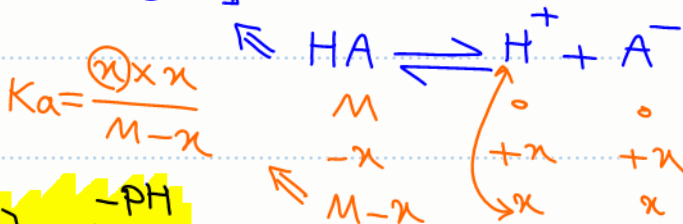


۲۵°C:



PH و $[H^+]$ $\leftarrow$ رابطه عکس

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$



$$K_a = \frac{x \times x}{M-x}$$

$$K_a = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha}; \alpha = \frac{x}{M} = \frac{[H^+]}{M}$$

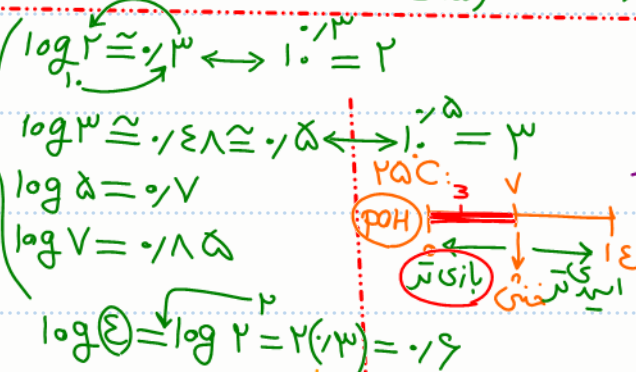
$pH = -\log[H^+]$ $\leftrightarrow$ $[H^+] = 10^{-pH}$

در اسید قوی $[H^+] = [HCl]$ (مثال)
در اسید ضعیف $[H^+] = M\alpha$

$$10^{-2.7} \Rightarrow 10^{-3} \times 10^{.3} = 2 \times 10^{-3} = 0.002$$

قرار ما!

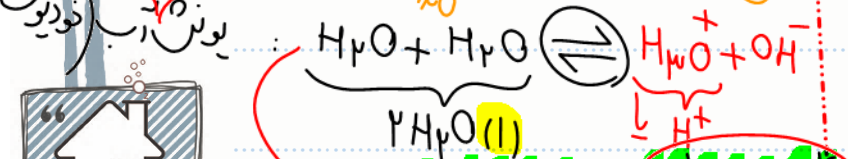
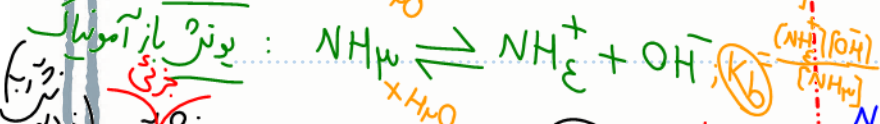
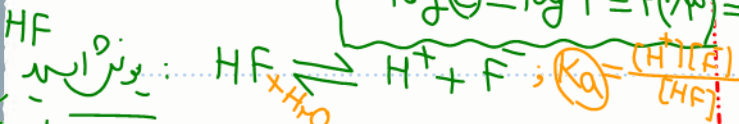
pH و $[H^+] \leftarrow$ اسید
 pOH و $[OH^-] \leftarrow$ باز



$$pOH = -\log[OH^-]$$

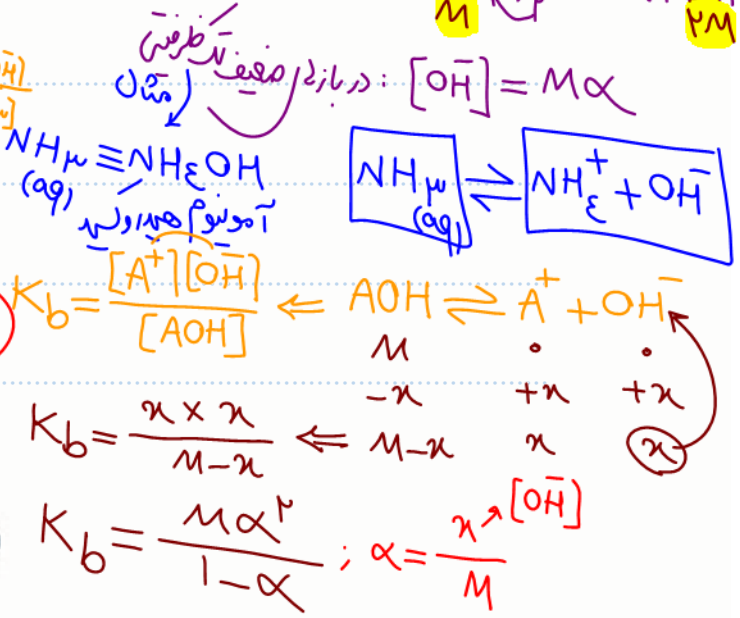
$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

$[OH^-] = [NaOH]$ (مثال)
 $Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2OH^-$ (مثال)

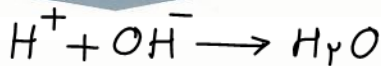


@Aghajanium

$K = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$
 $[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]}$



$pH + pOH = 14$



شیخ بازی!



$$mol H^+ = mol OH^-$$

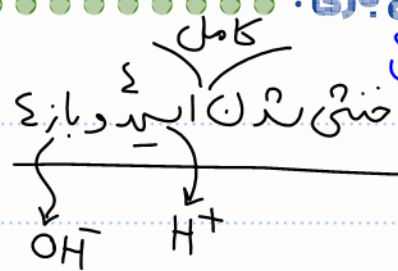
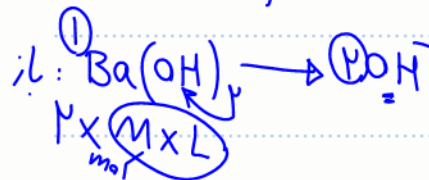
Acid

Base

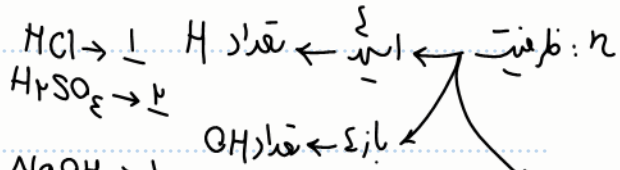
$$n_1 M_1 V_1 = n_2 M_2 V_2$$

ظرفیت

$$M = \frac{n(mol)}{V(L)}$$



$$n_a M_a V_a = n_b M_b V_b$$

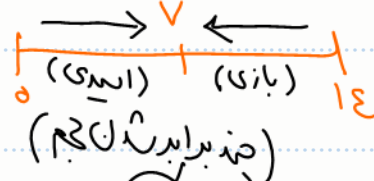


کامل

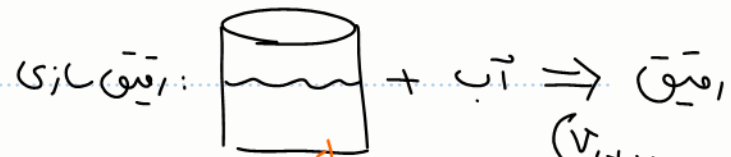
خنثی شدن اسید و باز
 $n_1 M_1 V_1 = n_2 M_2 V_2$

For: اسید و باز
 (قوی)

اضافه کردن آب: نتیجه (جمله ای!)



$$\Delta pH = \log n_v$$



$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$a_1 M_1 = a_2 M_2$
 جرم اصل / جرم محلول = درصد جرم



$$[H^+] = \frac{mol H^+}{V_{کل}}$$

$$[OH^-] = \frac{mol OH^-}{V_{کل}}$$



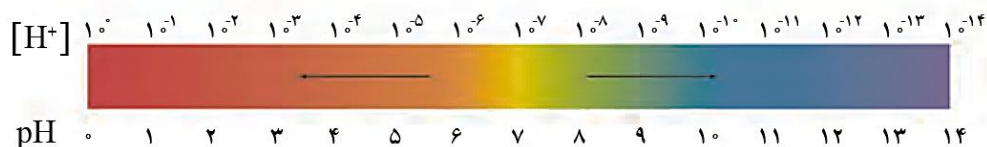
از متن کتاب درسی

pH؛ مقیاسی برای تعیین میزان اسیدی بودن

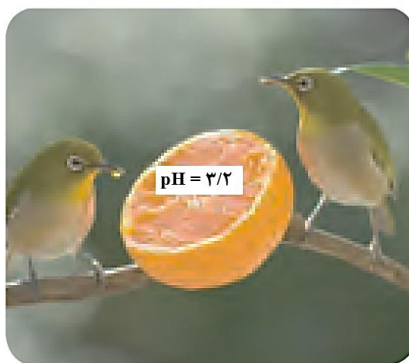
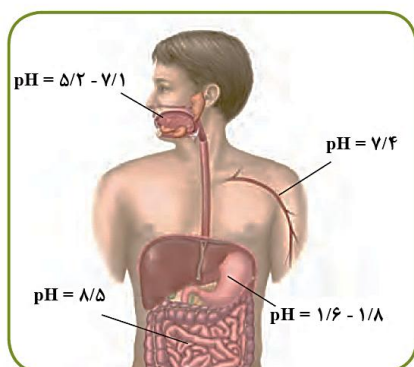
- تغییر رنگ کاغذ pH معیاری برای تشخیص اسیدی یا بازی بودن محلول ها است. (رنگی که این کاغذ درون یک محلول به خود می گیرد، نشان دهنده pH تقریبی آن محلول است).
- برای پرهیز از بیان غلظت های کم و بسیار کم یون هیدرونیوم می توان از کمیت pH استفاده کرد. زیرا اعدادی به مراتب ساده تر و قابل فهم تر ارائه می دهد.
- شیمی دان ها کمیت pH را با تابع لگاریتم به صورت زیر بیان می کنند:

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH}$$

- این کمیت برای محلول های آبی در دمای اتاق با اعدادی در گستره ۰ تا ۱۴ بیان می شود.



- مثال: pH محلول موجود در چند سامانه:



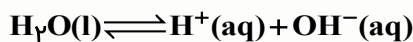
- مثال: pH شیر ترش شده: ۲/۷ (شیر ترش شده خاصیت اسیدی داشته و $pH < 7$ دارد).

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2/7} = 10^{-3} \times 10^{0/3} = 2 \times 10^{-3}$$

- یافته های تجربی نشان می دهد که آب و همه محلول های آبی، محتوی یون های هیدرونیوم و هیدروکسید هستند. اما کاغذ pH در برخی محلول ها و آب خالص تغییر رنگ نمی دهد. (رفتاری که تایید می کند که غلظت یون های هیدرونیوم و هیدروکسید در این سامانه ها با یکدیگر برابر است). (چنین سامانه هایی خنثی هستند). $[H^+] = [OH^-]$



- آزمایش های دقیق نشان می دهد که آب خالص رسانایی الکتریکی ناچیزی دارد. این ویژگی بیانگر وجود مقدار بسیار کمی از یون های هیدرونیوم و هیدروکسید است. در واقع در یک نمونه از آب خالص شمار بسیار ناچیزی از مولکول های H_2O به یون های H^+ و OH^- یونیده می شوند.



- در دمای اتاق برای آب و محلول های آبی رابطه زیر برقرار است:

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

- برای آب خالص در دمای اتاق، غلظت یون های $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ با هم مساوی و برابر $10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ است.

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$$

- مقدار K_w فقط به دما بستگی دارد و در دمای معین، مقدار ثابتی است و هرگونه تغییری در غلظت یون $H^+(aq)$ یا $OH^-(aq)$ تاثیری بر مقدار K_w ندارد.

فقط با دما تغییر می کند!

تمرین های دوره ای

K_w

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

؟

حجم محلول

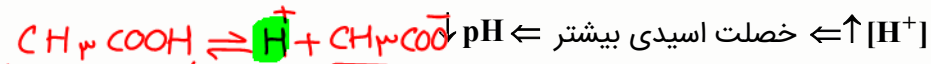
ارتباط بین حاصلضرب غلظت یون های هیدرونیوم و هیدروکسید با حجم محلول، کدام یک از شکل های زیر می تواند باشد؟

✓

پاسخ: با توجه به اینکه در دمای ثابت برای محلول های آبی، حاصلضرب $[H^+][OH^-]$ همواره مقدار ثابتی است، از این رو با تغییر حجم محلول، حاصلضرب غلظت این یون ها ثابت می ماند.



• $[H^+]$ و pH رابطه عکس دارند:



مثال: در دما و غلظت یکسان، pH محلول هیدروکلریک اسید از استیک اسید کم تر است:



(۱)

Cl^-

H_3O^+

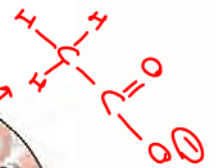
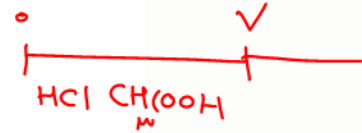


(۲)

CH_3COO^-

H_3O^+

CH_3COOH





اگر در محلول ۰/۱ مولار یک اسید ضعیف، غلظت یون هیدرونیوم برابر 4×10^{-3} مول بر لیتر باشد، درصد یونش اسید و pH محلول، به تقریب کدام است؟ ($\log 4 \approx 0.6$)

$$pH = -\log(4 \times 10^{-3}) = 3 - 0.6$$

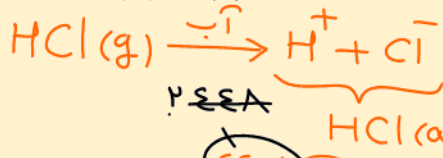
$$[H^+] = M \alpha \rightarrow 4 \times 10^{-3} = 0.1 \times \alpha \rightarrow \alpha = 0.04$$

- (۱) ۰/۲، ۲/۴
(۲) ۰/۲، ۱/۲
(۳) ۰/۴، ۲/۴ ✓
(۴) ۰/۴، ۲/۶

$$\frac{[H^+]}{[OH^-]} = ? = \frac{4 \times 10^{-3}}{10^{-14}} = 19$$



۴۴/۸ میلی لیتر $HCl(g)$ در شرایط STP در نیم لیتر آب مقطر به طور کامل حل شده است. pH تقریبی محلول به دست آمده کدام و در این محلول، غلظت مولار یون هیدرونیوم چند برابر غلظت مولار OH^- است؟



$$[HCl] = \frac{44.8 \text{ mL}}{22.4 \text{ L}} = 0.02 = 2 \times 10^{-2} = [H^+]$$

$$pH = -\log(2 \times 10^{-2}) = 2.6$$

- (۱) ۰/۵، ۲/۶
(۲) ۰/۶، ۲/۶
(۳) ۰/۵، ۲/۴
(۴) ۰/۶، ۲/۴ ✓



دارای ۱۰۰ mL آب مقطر حل شوند. نسبت pH محلول HY به HX ، به تقریب کدام است؟ (از تغییر حجم چشم پوشی شود. $\log 2 = 0.3$)

$$[H^+] = M \alpha = 0.1 \times 2 \times 10^{-2} = 2 \times 10^{-3}$$

$$pH = -\log(2 \times 10^{-3}) = 3 - 0.3 = 2.7$$

$$pH = -\log[H^+] = 1$$

اگر درصد یونش یک اسید ضعیف (HA) در محلولی از آن به $pH = 4.7$ برابر ۱ درصد باشد، ۱۰۰ میلی لیتر از آن شامل چند مول از این اسید است؟

$$[H^+] = M \alpha \Rightarrow 10^{-4.7} = M \times 0.01 \Rightarrow M = 2 \times 10^{-3}$$

$$M = \frac{n(\text{mol})}{V(L)} \Rightarrow 2 \times 10^{-3} = \frac{n}{0.1 L} \Rightarrow n = 2 \times 10^{-4}$$



KOH: باز قوی

تست

pH محلولی از پتاسیم هیدروکسید که در هر ۲۵۰ میلی لیتر آن ۱۴ گرم از این ماده به صورت حل شده

وجود دارد، کدام است؟ (H=۱, O=۱۶, K=۳۹ : g.mol⁻¹)

$$[KOH] = \frac{\frac{14}{56} \text{ mol}}{\frac{1}{1000} \text{ L}} = \frac{1}{10} = 0.1 = [OH^-]$$

۱۱ (۱)
۱۲ (۲)
۱۱/۷ (۳)
۱۲/۳ (۴)

$$pOH = -\log 10^{-2} = 2$$

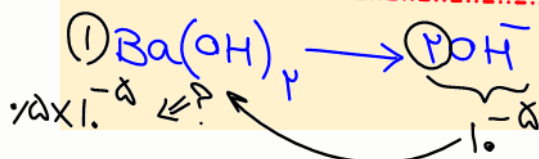
تست

در ۲۵۰ میلی لیتر از محلول باز قوی MOH در دمای اتاق، ۲/۵ × ۱۰^{-۱۰} مول یون H₃O⁺ (aq) وجود دارد، محلول این باز، چند مولار است و غلظت یون OH⁻ در آن با غلظت این یون در محلول چند مولار باریوم

هیدروکسید برابر است؟

$$[H^+] = \frac{2.5 \times 10^{-10}}{\frac{1}{1000} \text{ L}} = 10^{-9} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-5} = [MOH]_{\text{قوی}}$$

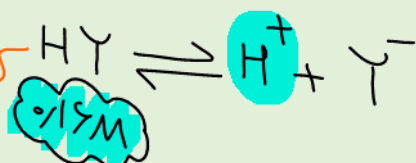
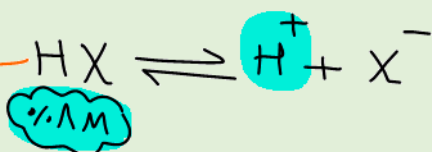
۲/۵ × ۱۰^{-۱۰}, ۱ × ۱۰^{-۹} (۱)
۵ × ۱۰^{-۱۰}, ۱ × ۱۰^{-۹} (۲)
۲ × ۱۰^{-۶}, ۱ × ۱۰^{-۵} (۳)
✓ ۵ × ۱۰^{-۶}, ۱ × ۱۰^{-۵} (۴)



[HY] = $\frac{8}{50} \times 100 = 0.16 \text{ M}$ [HX] = $\frac{12}{150} \times 100 = 0.08 \text{ M}$

HY و HX دو اسید ضعیف هستند. اگر ۱۲ گرم از HX و ۸ گرم از HY جداگانه در یک لیتر آب حل شوند، pH این دو محلول برابر خواهد شد. با مقایسه درجه یونش آن ها مشخص کنید کدام اسید قوی تر است؟

(۱mol HX = ۱۵۰g, ۱mol HY = ۵۰g)



$\alpha_{HX} \equiv \alpha_{HY}$

$0.08 \times \alpha_{HX} = 0.16 \times \alpha_{HY}$

$\frac{\alpha_{HX}}{\alpha_{HY}} = \frac{0.16}{0.08} = 2$

$\alpha_{HX} = 2 \alpha_{HY}$

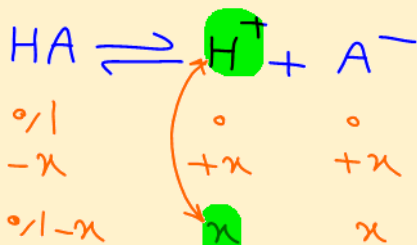
[H⁺] برابر

[H⁺] = 0.08





pH تقریبی محلول ۰/۱ mol.L⁻¹ اسید ضعیف HA با $K_a = 10^{-5}$ کدام است؟



$$10^{-5} = \frac{x^2}{0.1-x} \rightarrow x^2 = 10^{-6}$$

$$x = 10^{-3} = [H^+]$$

PH = -log 10⁻³ = 3

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

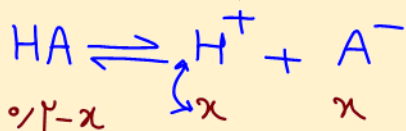
$$10^{-5} = \frac{0.1\alpha^2}{1-\alpha} \rightarrow \alpha = 10^{-2}$$

مرف نظر

$$[H^+] = M\alpha = 0.1 \times 10^{-2} = 10^{-3} \rightarrow PH = 3$$



pH محلول ۰/۲ mol.L⁻¹ اسید ضعیف HA که K_a آن برابر 10^{-1} است، کدام است؟

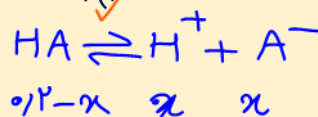


$$10^{-1} = \frac{x^2}{0.2-x} \rightarrow x^2 = 2 \times 10^{-2}$$

$$x = \sqrt{2} \times 10^{-1} = [H^+]$$

$$PH = -\log(\sqrt{2} \times 10^{-1})$$

$$= 1 - \frac{1}{2}(\log 2) = 0.85$$



$$0.1 = \frac{x^2}{0.2-x}$$

$x^2 + 0.1x - 0.2 = 0$
 $x = 0.1 \checkmark = [H^+]$
 $x = -0.2$ غلط
 $PH = -\log 10^{-1} = 1$

$$K_a = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha} \rightarrow 0.1 = \frac{0.2\alpha^2}{1-\alpha}$$

$$[H^+] = M\alpha = 0.2 \times 0.1 = 0.02$$

$$PH = 1$$

بر اثر حل شدن چند مول از یک اسید HA که K_a آن برابر یک است، در یک لیتر آب مقطر، pH

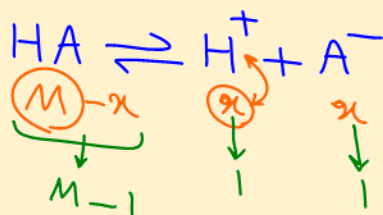
محلول به صفر می رسد؟

۴ (۴)

۳ (۳)

۲ (۲) ✓

۱ (۱)



$$1 = \frac{1 \times 1}{M-1} \Rightarrow M = 2$$

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow n = M \times V = 2 \times 1 = 2 \text{ mol}$$

$$[H^+] = 10^{-PH} = 10^0 = 1$$

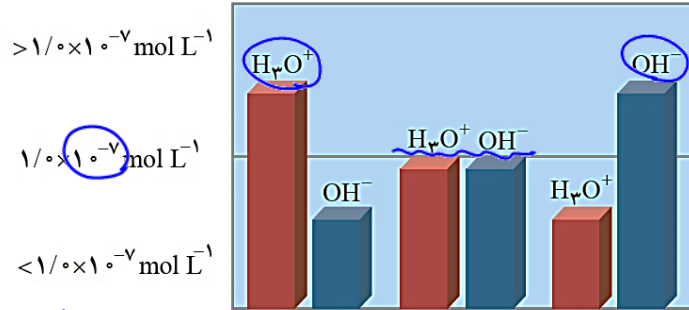
$$V = \frac{n}{M}$$



یاد آوری: $[H^+][OH^-] = 10^{-14} = K_w$
 $25^\circ C$

از متن کتاب درسی

تغییر غلظت یون های هیدرونیوم و هیدروکسید هنگام افزودن مواد اسیدی و بازی به آب خالص:



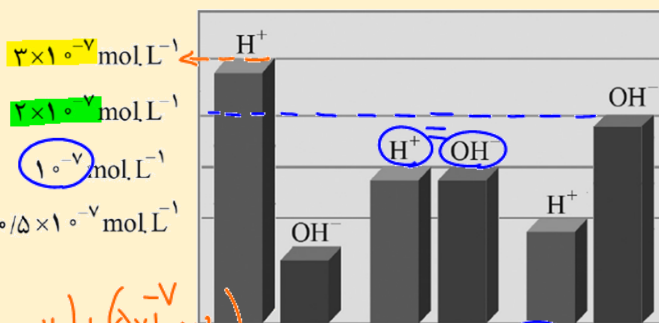
بازی $[H^+] < 10^{-7} < [OH^-]$

اسیدی $[H^+] > 10^{-7} > [OH^-]$
 آب خالص (ضعیف) $[H^+] \approx [OH^-] = 10^{-7} M$

$M = \frac{n(mol)}{V(L)}$

تست

با توجه به شکل که تغییر غلظت یون های هیدرونیوم و هیدروکسید را هنگام افزودن هر یک از مواد (۱) و (۲) به یک لیتر آب خالص نشان می دهد، (۱) و (۲) به ترتیب چه محلول هایی می توانند باشند؟



$[OH^-] = \frac{(10^{-7} M \times 1L) + (3 \times 10^{-7} M \times 1L)}{1L + 1L} = \frac{4 \times 10^{-7}}{2} = 2 \times 10^{-7}$

$[H^+] = \frac{(10^{-7} M \times 1L) + (5 \times 10^{-7} M \times 1L)}{1L + 1L} = \frac{6 \times 10^{-7}}{2} = 3 \times 10^{-7}$

- (۱) ۱ لیتر محلول 3×10^{-7} مولار NaOH - ۱ لیتر محلول 5×10^{-7} مولار HCl
- (۲) ۱ لیتر محلول 10^{-7} مولار NaOH - ۱ لیتر محلول 10^{-7} مولار HCl
- (۳) ۵/۵ لیتر محلول 10^{-7} مولار HCl - ۲ لیتر محلول 2×10^{-7} مولار KOH
- (۴) ۱ لیتر محلول 10^{-7} مولار HCl - ۲ لیتر محلول 2×10^{-7} مولار KOH



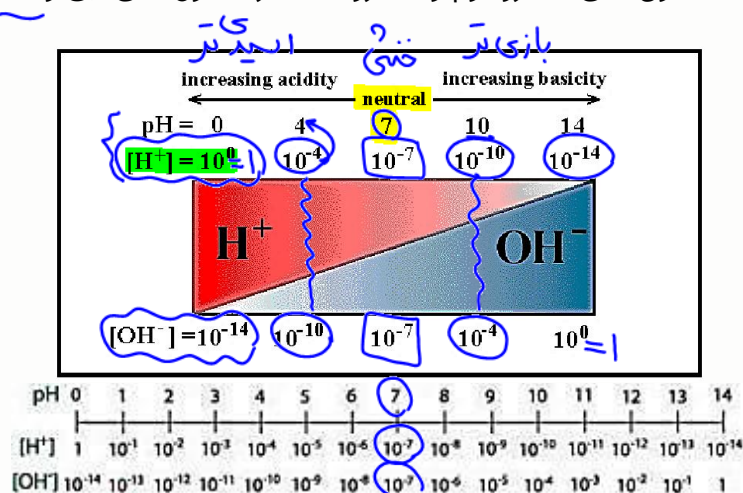


از متن کتاب درسی

- نمایش تغییر غلظت یون های هیدرونیوم و هیدروکسید در محلول های آبی و دمای اتاق:

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

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

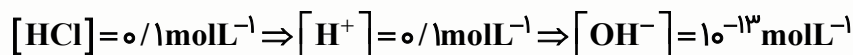


$$(pH < 7)$$

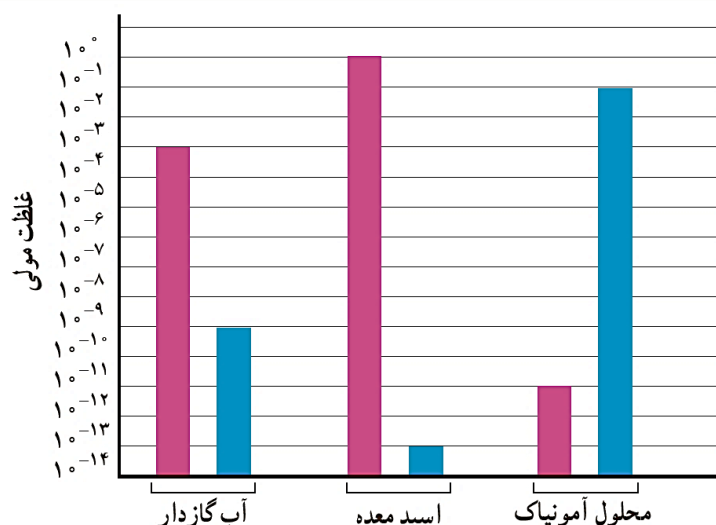


نمی توان گفت در محلول های اسیدی: یون هیدروکسید وجود ندارد. (هر اندازه غلظت یکی از یون های هیدرونیوم یا هیدروکسید در محلولی بیشتر شود به همان نسبت از دیگری کاسته خواهد شد، تا حاصلضرب غلظت این یون ها در دمای اتاق برابر 10^{-14} شود).

مثال:



- غلظت یون هیدرونیوم و هیدروکسید در سه محلول اسید معده، آب گازدار و محلول آمونیاک:

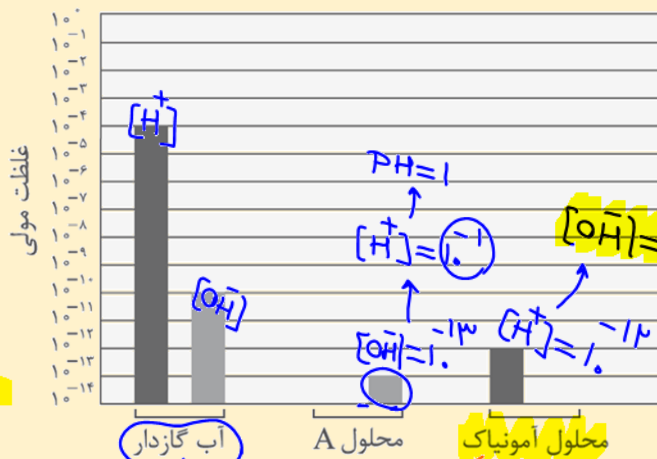


$$[H^+] = M \alpha$$

$$[OH^-] = M \alpha$$



با توجه به نمودار داده شده که غلظت مولی یون های هیدرونیوم و هیدروکسید را در چند محلول آبی در دمای اتاق نشان می دهد، pH محلول A کدام است و در ۱۰ سی سی محلول آمونیاک با درصد یونش ۵٪، چند گرم آمونیاک حل شده است؟ ($H=1, N=14: g.mol^{-1}$)



$[H^+] > [OH^-] \leftarrow$ اسیدی!

$$3/4 \times 10^{-2} - 1(1)$$

$$0/34 - 1(2)$$

$$3/4 \times 10^{-2} - 13(3)$$

$$0/34 - 13(4)$$

$$1\% = M \times \alpha \times 100$$

$$M = 0.2$$

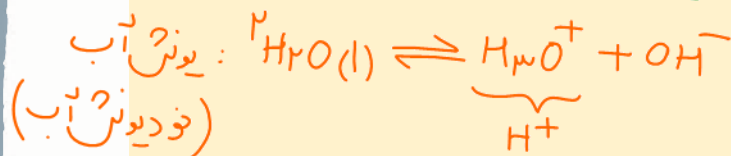
$$0.2 = \frac{m}{17 \times 0.1 L} \Rightarrow 0.34 g$$

جرم مولی



pH محلول $2 \times 10^{-8} mol.L^{-1}$ هیدروبرمیک اسید کدام است؟

$$[HBr] = [H^+] * [اسید قوی] = [H^+]$$



$$* pH = -\log[H^+]$$

$$pH = -\log(2 \times 10^{-8})$$

$$[H^+]_{Total} = 2 \times 10^{-8} + 10^{-7}$$

$$= 10^{-7} (0.2 + 1) = 1.2 \times 10^{-7} = 12 \times 10^{-8}$$

$$pH = -\log(12 \times 10^{-8}) = 8 - 0.5 - 0.6 = 6.9$$



۵۶ g/mol

۴۰ g/mol

از متن کتاب درسی

بازها محلول هایی با $7 < pH \leq 14$

- بازهای معروفی مانند سود سوزآور ($NaOH$) و پتاس سوز آور (KOH) بسیار قوی هستند به طوری که موادی خورنده به شمار می روند.

در محلول آبی این مواد $[OH^-] > [H^+]$ و pH محلول آنها در دمای اتاق در گستره ۷ تا ۱۴ خواهد بود.

بدیهی است که هر چه غلظت یون هیدروکسید در محلول آنها بیشتر باشد، pH ها بزرگتر و به ۱۴ نزدیک تر است.



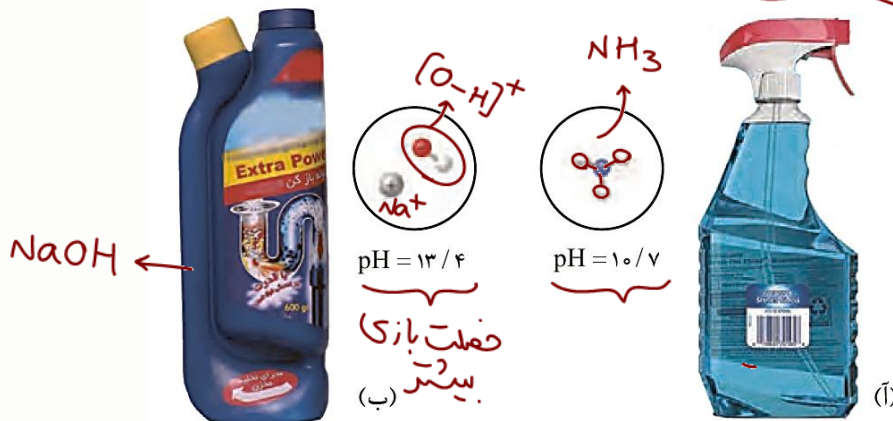
$$[H^+] = 10^{-14} \Rightarrow pH = 14$$

توجه: $\uparrow pH \Leftrightarrow \uparrow [OH^-]$ $pOH = -\log 1 = 0 \Rightarrow pH = 14$

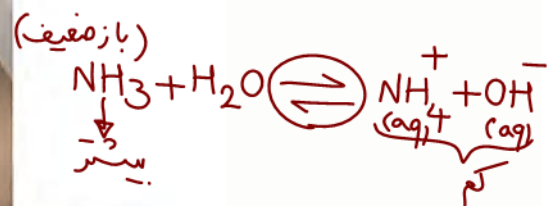
برای مثال، pH محلول ۱ مولار سدیم هیدروکسید برابر با ۱۴ است.

- بازها کاربردهای گسترده ای در زندگی روزانه دارند: باز قوی $NaOH$ شیشه پاک کن (حاوی آمونیاک) و لوله بازکن (حاوی سدیم هیدروکسید)

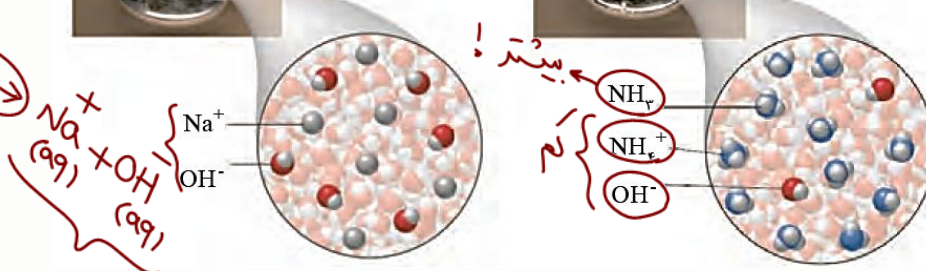
باز ضعیف

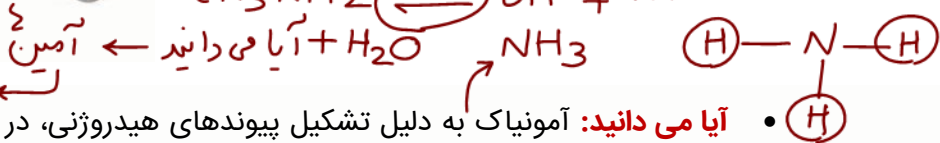


- آمونیاک از جمله بازهای ضعیف است. به طوری که در محلول آن افزون بر مقدار کمی از یون های آب پوشیده، شمار بسیاری از مولکول های آمونیاک نیز یافت می شود.

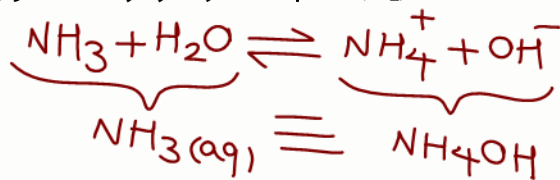
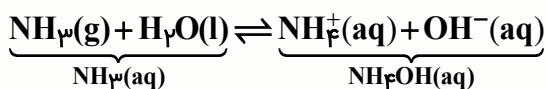


(باز قوی)
~~NaOH~~





آیا می دانید: آمونیاک به دلیل تشکیل پیوندهای هیدروژنی، در آب به خوبی حل می شود. انحلال این ماده به طور عمده مولکولی است و محلول آن حاوی شمار اندکی از یون های NH_4^+ و OH^- است. از این رو برای توجیه خاصیت بازی محلول آمونیاک، می توان آن را به صورت $NH_3(aq)$ در نظر گرفت. محلولی که یک سامانه تعادلی است.

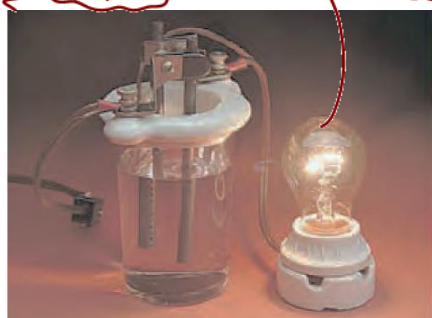


هنگام استفاده از محلول غلیظ سدیم هیدروکسید به عنوان لوله بازکن، رعایت نکات ایمنی ضروری است. زیرا تماس این محلول با بدن و تنفس بخارات آن آسیب جدی به دنبال دارد.

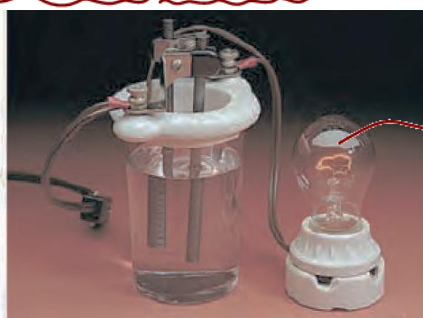
بازها نیز همانند اسیدها ثابت یونش دارند که آن را با K_b نمایش می دهند. بدیهی است در دمای معین هرچه K_b بزرگ تر باشد، آن باز قوی تر است.



HCl و HF
پر نور کم نور



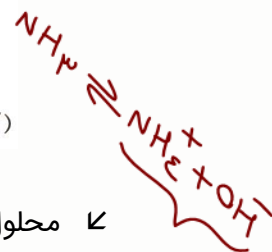
(۱)



(۲)

رسانایی الکتریکی دو محلول بازی در شرایط یکسان:

کم نور



محلول (۲) باز ضعیف تری است.

محلول (۱) می تواند به عنوان لوله بازکن استفاده شود.

برای باز:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

$$[OH^-] = [NaOH]$$

مسل

$$[NaOH] = [OH^-]$$

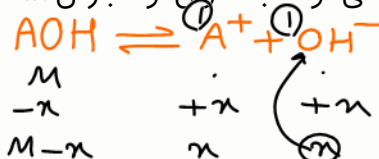


$$[OH^-] = 2 \times [Ba(OH)_2]$$

$$[OH^-] = 2 \times M \times \alpha$$

$$[H^+] = M \alpha$$

$$[OH^-] = \frac{M \alpha}{1 - \alpha}$$



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

$$\alpha = \frac{[OH^-]}{M}$$

$$[OH^-] = M \alpha$$

$$K_b = \frac{[A^+][OH^-]}{[AOH]}$$

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

دنیا
پر از فرصت هایی است
که
فقط منتظر ماست ...



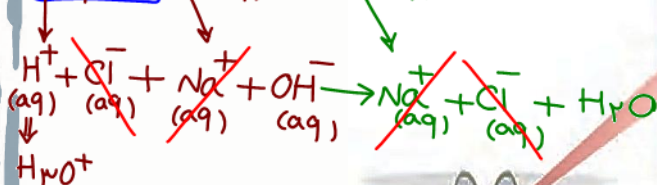
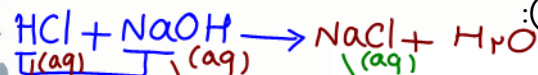
@Aghajanium

از متن کتاب درسی

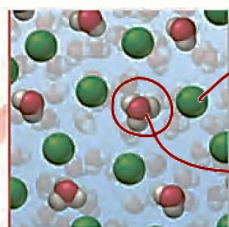
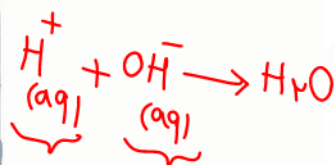


شوینده های خورنده چگونه عمل می کنند؟

واکنش بین هیدروکلریک اسید (اسید) و سدیم هیدروکسید (باز):



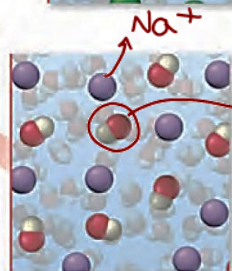
یون‌ها: Na^+ و Cl^-



Cl^-

H_3O^+

+



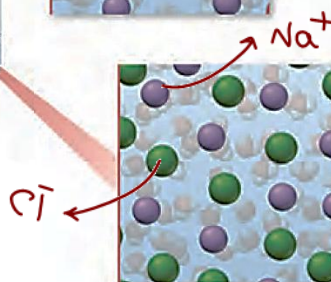
OH^-

↓

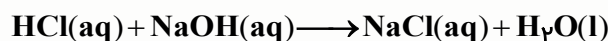
NaCl(aq)

+

$\text{H}_2\text{O(l)}$



Cl^-

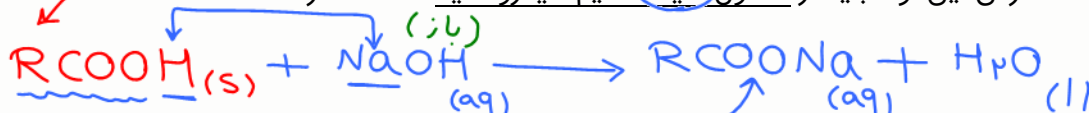


با دقت به معادله شیمیایی بالا در می یابیم که یون های هیدرونیوم در واکنش با یون های هیدروکسید به مولکول های آب تبدیل می شوند در حالی که یون های $\text{Na}^+(\text{aq})$ و $\text{Cl}^-(\text{aq})$ دست نخورده باقی می مانند. به همین دلیل می توان معادله واکنش میان اسید و بازهایی از این دست را به صورت زیر نمایش داد. (معادله ای که نشان دهنده واکنش خنثی شدن اسید و باز است).



این واکنش مبنایی برای کاربرد شوینده ها و پاک کننده ها است.

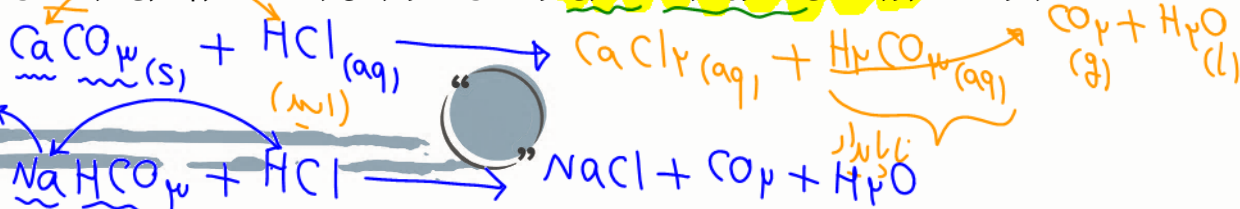
برای مثال، فرض کنید که مسیر لوله ای با مخلوطی از اسیدهای چرب مسدود شده است، برای باز کردن این لوله باید از محلول غلیظ سدیم هیدروکسید استفاده کرد:



فرآورده چنین واکنش هایی، خود نوعی پاک کننده است که در آب حل می شود و می تواند چربی های اضافی را بزداید.

برای باز کردن برخی لوله ها و مجاری از محلول غلیظ هیدروکلریک اسید استفاده می شود.

بدیهی است موادی که سبب گرفتگی این لوله ها و مجاری می شوند، خاصیت بازی دارند، به طوری که روی دیواره لوله ها و مجاری به شکل رسوب به جای مانده اند. در این حالت، لوله بازکن در واکنش با این رسوب ها، فرآورده های محلول در آب یا گازی تولید می کند و از این راه سبب جرم گیری در آنها می شوند.



@Aghajanium

- **آیا می دانید:** برگشت شیره معده به مری، ریفلاکس معده نام دارد که سبب ایجاد مزه ترش در گلو و دهان می شود. ساده ترین روش درمان آن افزایش وعده های غذایی و کاهش حجم هر وعده غذایی است.
- **pH** شیره معده به اندازه ای است که سبب می شود در هر دقیقه حدود نیم میلیون یاخته از بافت دیواره آن از بین برود.

- معده برای گوارش غذا به اسید نیاز دارد.

$$HCl$$

خوردن غذا سبب می شود که غده های موجود در دیواره معده، هیدروکلریک اسید ترشح کنند.

در بدن انسان بالغ روزانه بین دو تا سه لیتر شیره معده تولید می شود که غلظت یون هیدرونیوم در آن حدود 0.3 mol L^{-1} است. $\Rightarrow pH = -\log(3 \times 10^{-2}) = 1.5$

در واقع درون معده یک محیط بسیار اسیدی است و حتی می تواند فلز روی را در خود حل کند!

دیواره داخلی معده به طور طبیعی مقدار کمی از یون های هیدرونیوم را دوباره جذب می کند.

این جذب سبب نابودی سلول های سازنده دیواره معده می شود.

حال اگر مقدار اسید معده به هر دلیل بیش از اندازه باشد، شمار یون های جذب شده افزایش یافته و سبب درد، التهاب و گاهی خونریزی معده می شود.

در زمان استراحت **pH** معده برابر با $3/7$ است.
- بدیهی است که مصرف غذاها و داروهای اسیدی سبب تشدید بیماری های معده می شود.
- از این رو کسانی که به این بیماری ها مبتلا هستند افزون بر کاهش مصرف این مواد باید از داروهای دیگری استفاده کنند.

- **ضد اسیدها** داروهایی هستند که برای این منظور توسط پزشکان تجویز می شود.
- شیر منیزی یکی از رایج ترین ضداسیدهاست که شامل منیزیم هیدروکسید است.
- این دارو که به شکل سوسپانسیون مصرف می شود با اسید معده واکنش داده و آن را خنثی می کند و سبب کاهش مقدار اسید معده می شود:



بیم هیدروژن کربنات (جوش شیرین)

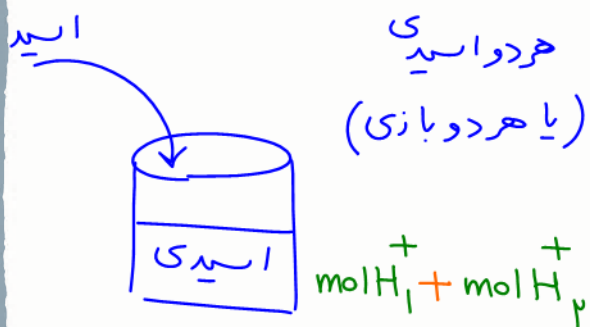
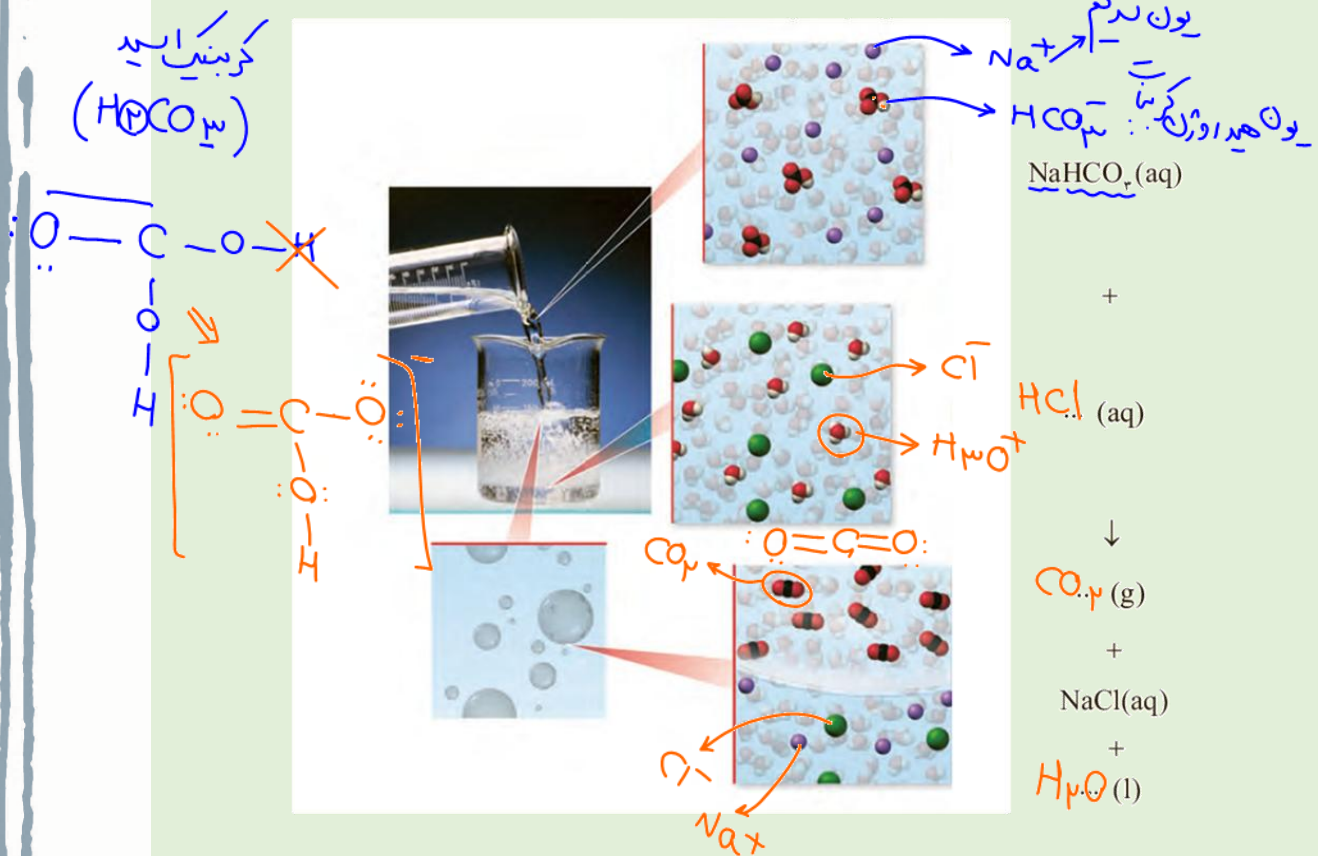
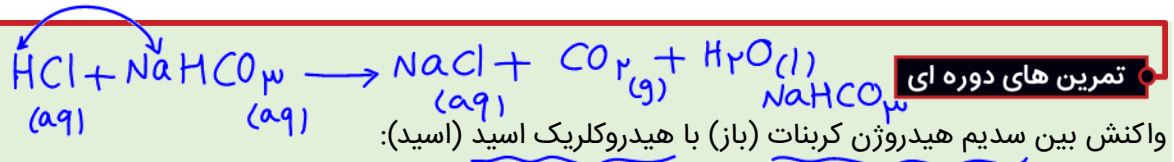
مواد موثر موجود در ضد اسیدهای گوناگون:

شماره ضد اسید	۱	۲	۳
ماده موثر	$Al(OH)_3, NaHCO_3$	$Al(OH)_3, Mg(OH)_2$	$NaHCO_3$

- با توجه به اینکه سدیم هیدروژن کربنات (جوش شیرین) یک ضد اسید است، پس محلول سدیم هیدروژن کربنات خاصیت بازی دارد.

و به همین دلیل برای افزایش قدرت پاک کردن چربی ها، به شوینده ها جوش شیرین می افزایند. (زیرا این ماده بازی با چربی ها واکنش داده و صابون تولید می کند)





$$[\text{H}^+]_{\text{total}} = \frac{\text{mol H}^+_{\text{کل}}}{V_{\text{کل}}}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{کل}} = \frac{\text{mol OH}^-_{\text{کل}}}{V_{\text{کل}}}$$

ناقص

خشی شدن

اسید و باز

$n_a M_a V_a$

$n_b M_b V_b$

$[\text{H}^+] \text{ یا } [\text{OH}^-] = \frac{|\text{mol H}^+ - \text{mol OH}^-|}{V_a + V_b}$

نهایی





اگر ۴۰ میلی لیتر محلول ۰/۲۵ مولار اسید چند ظرفیتی H_nA با ۷۵ میلی لیتر محلول ۰/۲ مولار یک باز دو ظرفیتی $M(OH)_2$ خنثی شود، n کدام است؟

$$n_1 M_1 V_1 = n_2 M_2 V_2$$

$$n \times 0.25 \times 40 = 2 \times 0.2 \times 75$$

۱ (۱)

۲ (۲)

۳ (۳) ✓

۴ (۴)

$$pOH = 1 \Rightarrow [OH^-] = 10^{-1} = [KOH]$$

چند میلی لیتر محلول پتاسیم هیدروکسید با $pH = 13$ برای واکنش کامل با ۲۵ میلی لیتر محلول 0.2 mol.L^{-1} سولفوریک اسید نیاز است؟

$$n_1 M_1 V_1 = n_2 M_2 V_2$$

$$1 \times 0.1 \times x = 2 \times 0.2 \times 25$$

۵۰ (۱)

۱۰۰ (۲)

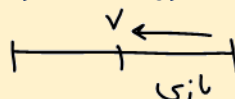
۲۰۰ (۳) ✓

۲۵۰ (۴)

$$\Delta pH = \log n_2 V_2$$

اگر به حجم معینی از محلول ۰/۲ مولار سدیم هیدروکسید، همان حجم آب مقطر اضافه شود، pH آن از 13.3 به 13 می رسد که برابر pH محلول مولار آن است.

$$\Delta pH = \log 2 = 0.3$$



۰/۱ - ۱۳ - ۱۳/۳ (۱) ✓
۰/۱ - ۱۳/۷ - ۱۳/۷ (۲)
۰/۱ - ۱۲/۳ - ۱۳/۳ (۳)
۰/۱ - ۱۲/۷ - ۱۳/۷ (۴)

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow \text{تغییر } M \text{ (دوبرابر) } \rightarrow \text{تغییر } V \text{ (نصف)}$$

$$0.1 M = [NaOH] = [OH^-]$$

$$pOH = -\log 10^{-1} = 1 \rightarrow pH = 13$$

اگر در ۲۰۰ mL از محلول سدیم هیدروکسید، ۸۰ میلی گرم از آن به صورت حل شده وجود داشته باشد، pH این محلول برابر با، در آن، برابر $[H^+]$ است و ۱۰ mL آن می تواند mL محلول 0.002 mol.L^{-1} هیدروکلریک اسید را خنثی کند.

$$[NaOH] = \frac{80}{1000} \times \frac{1}{40} \times 1000 = 0.1 M = [OH^-]$$

۵۰ - ۱۰^۸ - ۱۲/۷ (۱)

۴۰ - ۱۰^{۱۰} - ۱۲/۷ (۲)

۴۰ - ۱۰^۸ - ۱۲ (۳)

۵۰ - ۱۰^{۱۰} - ۱۲ (۴) ✓

$$[H^+] = 10^{-12}$$

$$pH = -\log 10^{-12} = 12$$

$$\frac{10^{-2}}{10^{-12}} = 10^{10} \text{ برابر}$$

$$n_1 M_1 V_1 = n_2 M_2 V_2 \rightarrow 1 \times 0.1 \times 10 = 1 \times 0.2 \times x$$



$$[H^+] = M\alpha$$

$$K_b = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha} = 1 \cdot (10^{-2})^2 = 10^{-4}$$



اگر درصد یونش یک باز ضعیف BOH در محلول ۱ مولار آن، برابر ۱ درصد باشد، K_b این باز و pH تقریبی این محلول به ترتیب از راست به چپ کدام اند؟

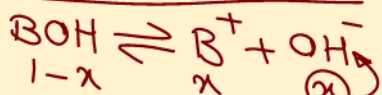
$$[OH^-] = M\alpha = 1 \times 10^{-2} = 10^{-2} \quad [H^+] = 10^{-12} \rightarrow pH = 12$$

$$10 - 10^{-4} \quad (1)$$

$$12 - 10^{-2} \quad (2)$$

$$10 - 10^{-2} \quad (3)$$

$$12 - 10^{-4} \quad (4)$$



$$K_b = \frac{10^{-2} \times 10^{-2}}{1 - 10^{-2}} \approx 10^{-4}$$

$$[H^+] = 10^{-5} = [HA]$$



چند میلی گرم سدیم کربنات برای خنثی کردن پنج لیتر محلول اسید قوی با $pH = 5$ لازم است؟

$$Na_2CO_3 \quad (Na = 23, C = 12, O = 16 : g.mol^{-1})$$

$$n_1 M_1 V_1 = n_2 M_2 V_2$$

$$1 \times 10^{-5} \times 5 = 2 \times \frac{x(mg)}{100 \times 10^3}$$



چند مول $NaOH(s)$ باید به ۱۰ لیتر محلول اسید قوی HA با $pH = 3$ اضافه شود تا کاملاً خنثی شود؟

$$n_1 M_1 V_1 = n_2 M_2 V_2 \quad [H^+] = 10^{-3} = [HA]$$

$$1 \times x = 1 \times 10^{-3} \times 10$$

- ۰/۰۱ (۱)
- ۰/۱ (۲)
- ۰/۰۵ (۳)
- ۰/۵ (۴)

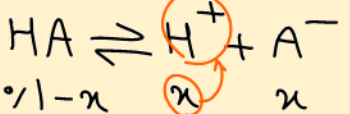
$$K_a = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha} \rightarrow \frac{10^{-7}}{1-10^{-3}} = 10^{-7} \times 10^3 = 10^{-4} \Rightarrow pH = 4$$



محلول ۰/۱ مولار اسید ضعیف $HA (K_a = 10^{-7})$ با اضافه کردن سدیم هیدروکسید جامد در حال خنثی شدن است. pH این محلول، از آغاز واکنش تا خنثی شدن ۵۰ درصد از مقدار اسید، به تقریب چند واحد تغییر می کند؟ ($\log 2 = 0.3$)

$$[H^+] = \sqrt{(1-\alpha) K_a M}$$

- ۰/۳ (۱)
- ۰/۲ (۲)
- ۰/۴ (۳)
- ۰/۱۵ (۴)



$$[H^+] = \sqrt{10^{-7} \times 0.1} = 10^{-4} \Rightarrow pH = 4$$

$$K_a = 10^{-7} = \frac{x \times x}{0.1 - x} \rightarrow x^2 = 10^{-8} \rightarrow x = 10^{-4}$$

$$K_a = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha} \rightarrow \frac{10^{-7}}{1-10^{-3}} = 10^{-7} \times 10^3 = 10^{-4} \Rightarrow pH = 4$$



$$[H^+] = M \alpha$$



به تقریب چند گرم از باز ضعیف $BOH(s) (M = 80 \text{ g.mol}^{-1})$ با درصد تفکیک ۲ درصد باید به ۲۵۰ mL آب اضافه شود تا محلولی با $pH = 11$ به دست آید؟

$$[OH^-] = M \alpha$$

$$10^{-3} = M \times 2 \times 10^{-2}$$

$$\rightarrow M = \frac{1}{2} = 0.5$$

۱ (✓)
۲ (✓)
۴ (✓)
۸ (✓)

$pOH = 3$
 $[OH^-] = 10^{-3}$

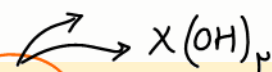
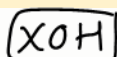
$n = ?$
 $M = \frac{n(mol)}{V(L)}$

$0.5 = \frac{x}{80 \times 1}$



در صورتی که ۱ mL از محلول غلیظ اسید قوی HA با چگالی $2/5 \text{ g.mL}^{-1}$ تا ۱۰۰ mL رقیق و به آن ۰/۱۶ g سدیم هیدروکسید افزوده شود، محلولی با $pH = 2$ حاصل می شود. درصد جرمی محلول اسید اولیه کدام است؟ ($M_{NaOH} = 40$, $M_{HA} = 150 : \text{g.mol}^{-1}$)

- ۶ (۱)
۲۴ (۲)
۳۰ (۳)
۳۶ (۴)



اگر نسبت غلظت مولار یون هیدروکسید به یون هیدرونیوم در یک محلول باز قوی برابر 10^{10} باشد، برای خنثی کردن ۱۰۰ mL از این محلول، چند مول HCl نیاز است؟

$$\frac{[OH^-]}{[H^+]} = 10^{10}$$

$$n_1 M_1 V_1 = n_2 M_2 V_2$$

$$1 \times 10^{-2} \times 10^{-1} = 1 \times x$$

- ۱ (۱)
۵ (۲)
۱۰ (۳)
۵ (۴)

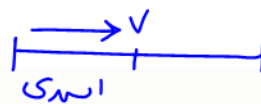
$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$\frac{[OH^-]}{10^{10}} \times [OH^-] = 10^{-14}$$

$$[OH^-]^2 = 10^{-24} \rightarrow [OH^-] = 10^{-12}$$



$$\Delta pH = \log n_v = \log 10 = 1$$



با افزودن ۱۰ میلی لیتر از محلول یک ترکیب با خاصیت اسیدی قوی (HA) به ۹۰ میلی لیتر آب مقطر، pH محلول به ۲ کاهش می یابد. برای خنثی شدن کامل هر لیتر از محلول غلیظ اولیه این ترکیب اسیدی، چند گرم NaOH(s) لازم است؟ (H=۱, O=۱۶, Na=۲۳: g.mol⁻¹)

$$pH_0 = 1$$

$$[H^+] = 10^{-1}$$

$$= [HA]_{\text{قوی}}$$

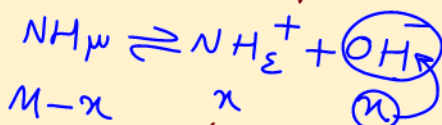
$$n_1 M_1 V_1 = n_2 M_2 V_2$$

$$1 \times 10 \times 1 = 1 \times \frac{x}{\varepsilon_0}$$

- ۱ (۱)
۴ (۲)
۱۰ (۳)
۴۰ (۴)

$$pOH = 2, 2 \rightarrow [OH^-] = 10^{-2,2} = 10^{-3} \times 10^{-0,2} = 10^{-3} \times 10^{-0,2} = 6 \times 10^{-4}$$

pH محلول ۲ لیتری آمونیاک در دمای ۲۵°C با ثابت یونش $1,8 \times 10^{-5}$ برابر ۱۱/۸ می باشد. برای خنثی شدن کامل این محلول به تقریب چند لیتر محلول ۱ مولار هیدروکلریک اسید نیاز است؟



$$K_b = \frac{1,8 \times 10^{-5}}{1,8 \times 10^{-5}} = \frac{3,6 \times 10^{-6}}{M - x} \rightarrow M = 2$$

$$n_1 M_1 V_1 = n_2 M_2 V_2$$

$$1 \times 2 \times 2 = 1 \times 1 \times x$$

$$[H^+] = 10^{-2,3} = 10^{-3} \times 10^{-0,3} = 5 \times 10^{-4}$$

برای افزایش pH محلول HI به حجم ۲۰۰ میلی لیتر از ۲/۳ به ۲/۷، به چند میلی لیتر محلول پتاسیم هیدروکسید با pH=۱۲/۵ نیاز است؟ (دما ۲۵°C در نظر گرفته شود)

$$187,5$$

$$1500$$

$$18,75$$

$$150$$

$$[H^+] = \frac{\text{mol } H^+ - \text{mol } OH^-}{V_a + V_b}$$

$$pH = 2,7$$

$$[H^+] = 10^{-2,7} = 10^{-3} \times 10^{-0,7} = 2 \times 10^{-3}$$

$$2 \times 10^{-3} = \frac{(5 \times 10^{-4} \times 200) - (10^{-3} \times x)}{200 + x}$$



به دو دسی لیتر محلول پتاس با غلظت مولی M ، سه دسی لیتر آب خالص اضافه می کنیم. سپس سه دسی لیتر از این محلول را برداشته و به آن دو دسی لیتر هیدروبرمیک اسید با $pH=2$ اضافه می کنیم. اگر pH محلول نهایی برابر $12/7$ باشد M کدام است؟

$M \times 0.2 = 0.5 \times 0.3$ (غلظت) (اقتی)
 $M \times 0.2 = 0.15$
 $M = 0.75$

0.36 (۱) 0.60 (۲) 0.225 (۳) 0.135 (۴)

$[H^+] = 10^{-2}$
 $[OH^-] = 10^{-12.7}$
 $pOH = 12.7$
 $[OH^-] = 10^{-12.7} = 1.0 \times 10^{-13}$

$n_1 M_1 V_1 = n_2 M_2 V_2$
 $1 \times 0.2 \times M = 1 \times 0.3 \times 10^{-13}$
 $M = 1.5 \times 10^{-13}$

۱۰۰ میلی لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $pH=1$ به تقریب با چند میلی لیتر محلول باز ضعیف BOH با $K_b = 10^{-5}$ و $pH=10/7$ به طور کامل خنثی می شود؟ (دما $25^\circ C$ در نظر گرفته شود)

$n_1 M_1 V_1 = n_2 M_2 V_2$
 $1 \times 100 \times 10^{-1} = 1 \times V_2 \times 10^{-4}$
 $V_2 = 1000$

$pH=10/7 \rightarrow pOH=3/3$
 $[OH^-] = 10^{-3.3} = 1.0 \times 10^{-4}$

$Ca(OH)_2 \rightarrow 2OH^-$

۲۰ میلی لیتر محلول کلسیم هیدروکسید با $pH=11/6$ توسط ۸ میلی لیتر محلول نیترواسید با $pH=3/7$ خنثی می شود. درجه یونش نیترواسید چقدر است؟ (دما $25^\circ C$ است).

$Ca(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$
 0.04 (۴) 0.03 (۳)

$[H^+] = M\alpha$
 $2 \times 10^{-4} = 10^{-2} \times \alpha$
 $\alpha = 0.02$



تمرین های دوره ای

یک کارشناس شیمی، pH نمونه هایی از ۲۰۰ لیتر محلول تهیه شده (۱ و ۲) را اندازه گیری کرده است. حساب کنید چه جرمی از هر ماده حل شونده به ۲۰۰ لیتر آب افزوده شده است؟ (از تغییر حجم چشم پوشی کنید.) ($H = 1, N = 14, O = 16, K = 39 : g.mol^{-1}$)



$pH = 4.7$
 $[H^+] = 10^{-4.7}$
 $= 10^{-5} \times 10^{-0.7}$
 $= 2 \times 10^{-5}$
 $= [HNO_3]$

$pH = 12$
 $pOH = 2$
 $[OH^-] = 10^{-2}$
 $= [KOH]$

$n = \frac{m}{V}$
 $m = n \times V$
 $m = 10^{-2} \times 200 = 2g$

$n = \frac{m}{V}$
 $m = n \times V$
 $m = 2 \times 10^{-5} \times 200 = 0.004g$

$1.0 mL$
 $0.1 M [HCl] = [H^+]$
 $0.1 M \times 0.1 L = 0.01 mol H^+$

با توجه به اعداد درج شده در pH سنج های زیر، اگر به یک لیتر از هر کدام از محلول های داده شده، ۱۰ میلی لیتر محلول ۰/۱ مولار هیدروکلریک اسید اضافه کنیم، نسبت تغییرات pH در ظرف شماره (I) به تغییرات (pH) در ظرف شماره (II) به تقریب کدام است؟ (محلول ها را در دمای اتاق فرض کنید.)

(I) HBr(aq)

$pH = 3$
 $[H^+] = 10^{-3} M$

(II) KOH(aq)

$pH = 11$
 $pOH = 3$
 $[OH^-] = 10^{-3} M$

$1.0 mL$
 $0.1 M [HCl] = [H^+]$
 $0.1 M \times 0.1 L = 0.01 mol H^+$

$[H^+]_{total} = \frac{(10^{-3} \times 1L) + (10^{-3} \times 0.1L)}{1L + 0.1L} = 2 \times 10^{-3}$

$pH = -\log(2 \times 10^{-3}) = 3 - 0.3 = 2.7$