



فرمول پایه

شیمی ۳

پایه دوازدهم
تجربی و ریاضی

مؤلف

مهندس امیرحسین کریمی



سلام دوست من!

امیرحسین کریمی هستم و خیلی خوشحالم که در حال مطالعه این مقدمه هستی 😊 قراره که با دو تا سوال و جواب دادن به آن‌ها، اهمیت امتحان نهایی سال ۱۴۰۶ و از اون مهم‌تر، اهمیت مطالعه شیمی فرمول ۲۰ رو براتون توضیح بدهم.

امتحان نهایی خرداد ۱۴۰۵ چطور بود؟

با توجه به تأثیر قطعی امتحانی‌های نهایی در نتیجه قبولی، اهمیت آن بر کسی پوشیده نیست ولی نکته اصلی اینه که وقتی آزمونی تأثیر قطعی (نه مثبت) داشته باشد، به تدریج مفهومی‌تر و سخت‌تر شده و اصطلاحاً «بالغ‌تر» می‌شود. مثل روندی که در تیرماه ۱۴۰۵ در امتحان نهایی دیده شد و خدا رو شکر که با درسنامه‌ها و سؤالات این کتاب، پوشش ۱۰۰ درصدی در سؤالات امتحان نهایی داشتیم. حالا، در نهایی سال ۱۴۰۶ چه انتظاری داریم؟ ری‌تر، مفهومی‌تر و حتی محاسباتی‌تر شدن امتحان!

چرا شیمی فرمول ۲۰؟

در چاپ جدید این کتاب، اتفاق‌ها و سوپرایزهای خفنی منتظر شما هستند:

- ۱ درسنامه‌ها به طور کامل و ریز به ریز تمام مطالب و نکات کتاب درسی را با زبانی روان توضیح می‌دهند. هر جا نیاز به تمرین بوده، از «سین جیم»‌ها استفاده کردم که مشابه یا کامل‌تر شده تمرین‌های کتاب درسی است.
- ۲ تمام (دقت کنید، تمام) پرسش‌های کتاب درسی (تمرین‌های دوره‌ای، خود را بیازمایید و با هم بیندیشیم‌ها) را در این کتاب آوردم و حتی مثالی مشابه از آن طرح کرده‌ام تا تمرین بیشتری روی آن داشته باشید.
- ۳ در ویرایش جدید، به مسائل شیمی دوازدهم نگاه ویژه‌ای شده است. تمام تیپ‌های مسائل احتمالی و قطعی امتحان نهایی را در «کارگاه محاسبات» برایتان موشکافی کردم تا دغدغه مسائل نیز به طور کامل برطرف شود.
- ۴ در این کتاب، بیش از ۹۰۰ پرسش تشریحی آورده شده است تا هم بعد از تدریس معلم عزیزتان، تمرین کافی برای حل کردن داشته باشید و هم تمام سوال‌های احتمالی و مهم نهایی سال ۱۴۰۶ را در این کتاب، از قبل، دیده باشید. 😊 در ضمن برخی از سؤالات با علامت 🌟 نمایش داده شده‌اند که ایده‌هایی کمی بالاتر از سطح نهایی دارند که در امتحان‌های سخت ممکن است مورد پرسش قرار بگیرند.
- ۵ اگر به هر دلیلی وقت کافی برای حل کل سؤالات را ندارید، بعد از مطالعه دقیق درسنامه‌ها، کافی ست به حل سؤالات مهم‌تر که با علامت ☆ نمایش داده شدند، بپردازید.

و در پایان ...

از خانواده خوبم، مهندس محمد جوکار و خانواده بزرگ و محترم گاج تشکر می‌کنم. زحمت کشیدید و دمتون گرم 😊 راستی، دانش‌آموزان عزیز می‌توانید برای ارتباط با مولف به آیدی `shimikarimi_admin` در تلگرام پیام دهید.

تکلیف دست ماست، نتیجه دست خداست

امیرحسین کریمی

پاسخ	درسنامه و سؤالات
۱۹۶	۸۰ تا ۱۰
۲۲۶	۱۳۴ تا ۸۱
۲۴۳	۱۶۲ تا ۱۳۵
۲۴۹	۱۹۴ تا ۱۶۳

فصل اول: مولکول‌ها در خدمت تندرستی .
فصل دوم: آسایش و رفاه در سایه شیمی
فصل سوم: شیمی جلوه‌ای از هنر، زیبایی و ماندگاری
فصل چهارم: شیمی، راهی به سوی آینده‌ای روشن‌تر

امتحان نهایی



جدول بارم‌بندی درس شیمی ۳		
فصل	نوبت اول	نوبت دوم
اول	۱۱/۵	۶/۵
دوم	۸/۵	۵
سوم	—	۴
چهارم	—	۴/۵
مجموع	۲۰	۲۰

۲۶۰	آزمون ۱: آذر ماه ۱۴۰۱ (نوبت اول)
۲۶۲	آزمون ۲: آذر ماه ۱۴۰۱ (نوبت اول)
۲۶۴	آزمون ۳: خرداد ماه ۱۴۰۳
۲۶۸	آزمون ۴: دی ماه ۱۴۰۳
۲۷۱	آزمون ۵: خرداد ماه ۱۴۰۴
۲۷۵	آزمون ۶: شهریور ماه ۱۴۰۴
۲۷۸	آزمون ۷: دی ماه ۱۴۰۴
۲۸۱	آزمون ۸: تیر ماه ۱۴۰۵
۲۸۴	پاسخ‌نامه تشریحی آزمون ۱ تا ۸

لینک‌های گاج‌لایو برای پیام‌رسان‌های تلگرام، ایتا و بله در دسترس شماست



@ble.ir/gajlive



@t.me/gaj_ir



@eitaa.com/gajlive





www.gajlive.ir





۳۵
دقیقه



جلسه

بسته ۱
سوالات
۸۴ تا ۸۱



۶۰
دقیقه



جلسه

بسته ۱
سوالات
۸۰ تا ۳۳



۶۰
دقیقه



جلسه

بسته ۱
سوالات
۴۲ تا ۱



۷۵
دقیقه



جلسه

بسته ۱
سوالات
۱۳۳ تا ۱۱۵



۶۰
دقیقه



جلسه

بسته ۱
سوالات
۱۱۴ تا ۹۷



۶۰
دقیقه



جلسه

بسته ۱
سوالات
۹۶ تا ۸۵



۶۵
دقیقه



جلسه

بسته ۲
سوالات
۲۲۹ تا ۲۱۱



۶۰
دقیقه



جلسه

بسته ۲
سوالات
۲۱۰ تا ۱۹۲



۶۰
دقیقه



جلسه

بسته ۲
سوالات
۱۹۱ تا ۱۳۴



۶۰
دقیقه



جلسه

بسته ۴
سوالات
۳۲۷ تا ۲۸۶



۶۰
دقیقه



جلسه

بسته ۳
سوالات
۲۸۵ تا ۲۶۹



۶۵
دقیقه



جلسه

بسته ۳
سوالات
۲۶۸ تا ۲۳۰



۵۰
دقیقه



جلسه

بسته ۴
سوالات
۳۷۸ تا ۳۴۶



۶۰
دقیقه



جلسه

بسته ۴
سوالات
۳۶۵ تا ۳۲۵



۶۰
دقیقه



جلسه

بسته ۴
سوالات
۳۴۴ تا ۳۲۸



۶۵
دقیقه



جلسه

بسته ۵
سوالات
۴۰۵ تا ۳۹۷



۷۵
دقیقه



جلسه

بسته ۵
سوالات
۳۹۶ تا ۳۷۹



فصل



٦٠

دقیقه



جلسه

بسته ١

سوالات

٣٣٧ تا ٣٦١



٧٥

دقیقه



جلسه

بسته ١

سوالات

٣٠٦ تا ٣٣٦



٦٥

دقیقه



جلسه

بسته ١

سوالات

٣٧٤ تا ٣٨٧



٦٠

دقیقه



جلسه

بسته ١

سوالات

٣٩٢ تا ٣٧٣



٦٠

دقیقه



جلسه

بسته ٢

سوالات

٣٩٧ تا ٣٧٧



٤٥

دقیقه



جلسه

بسته ١

سوالات

٣٨٨ تا ٣٩٦



٦٥

دقیقه



جلسه

بسته ٢

سوالات

٥٥١ تا ٥٦٦



٦٠

دقیقه



جلسه

بسته ٢

سوالات

٥٣٨ تا ٥٥٠



٣٥

دقیقه



جلسه

بسته ٢

سوالات

٥٨٤ تا ٥٩٢



٦٠

دقیقه



جلسه

بسته ٢

سوالات

٥٦٧ تا ٥٨٣



٦٥

دقیقه



جلسه

بسته ٣

سوالات

٦٣٠ تا ٦٥٤



٧٠

دقیقه



جلسه

بسته ٣

سوالات

٥٩٣ تا ٦٢٩



جلسه
۲
بسته ۱
سوالات
۷۰۹ تا ۶۹۳
۵۰ دقیقه

جلسه
۱
بسته ۱
سوالات
۶۹۳ تا ۶۵۵
۶۰ دقیقه



جلسه
۳
بسته ۲
سوالات
۷۷۹ تا ۷۵۷
۸۰ دقیقه

جلسه
۳
بسته ۲
سوالات
۷۵۶ تا ۷۱۰
۶۵ دقیقه

جلسه
۲
بسته ۲
سوالات
۸۵۵ تا ۸۳۷
۸۵ دقیقه

جلسه
۱
بسته ۱
سوالات
۸۳۶ تا ۷۸۰
۸۵ دقیقه



جلسه
۳
بسته ۳
سوالات
۹۱۷ تا ۸۷۳
۶۰ دقیقه

جلسه
۳
بسته ۲
سوالات
۸۷۲ تا ۸۵۶
۸۰ دقیقه



۴۰ ساعت آموزش
ویدئویی



کتاب
الکترونیکی

فرمول ۲۰ هیبرید یک کتاب نیست
یک دوره آموزشی کامل است



به دنیای هیبرید گاه
کتاب اختصاصی ورود



www.gajlive.ir

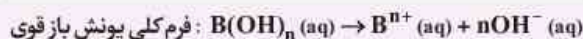


توجه، توجه! برای درک بهتر مفهوم pH و مسائل آن، ابتدا با بحث «بازها محلول‌هایی با $7 < \text{pH} \leq 14$ » شروع می‌کنیم که متعلق به صفحه ۲۸ تا ۳۰ کتاب درسیه. قسمت خوبی که با به بار خوندن، به راحتی متوجه داستان خواهید شد. 😊

بازها محلول‌هایی با $7 < \text{pH} \leq 14$

۱ بازهای قوی: این بازها بر اثر حل شدن در آب تقریباً به طور کامل یونش می‌یابند. (یا تفکیک می‌شوند) معادله حل شدن بازهای قوی در آب و یونش آن‌ها را می‌توان به صورت کامل و برگشت‌ناپذیر در نظر گرفت، بنابراین در معادله یونش آن‌ها از نماد (→) استفاده می‌شود.

• یونش باز قوی با فرمول کلی B(OH)_n به صورت زیر نوشته می‌شود:

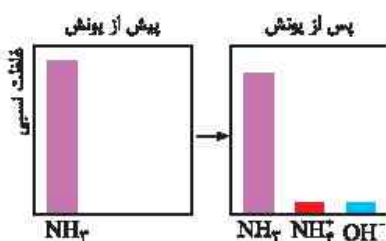


• سود سوزآور (NaOH) و پتاس سوزآور (KOH) از جمله بازهای بسیار قوی هستند؛ به طوری که موادی خورنده به شمار می‌روند. معادله تفکیک یونی سود و پتاس سوزآور به صورت زیر است:



• بازهای قوی موادی خورنده محسوب می‌شوند. برای مثال از سدیم هیدروکسید به عنوان لوله بازکن استفاده می‌شود.

۲ بازهای ضعیف: این بازها در اثر حل شدن در آب، به طور جزئی یونش می‌یابند، یعنی تعداد اندکی از مولکول‌های آن‌ها در آب به یون تبدیل می‌شوند. در محلول بازهای ضعیف، علاوه بر اندک یون‌های آبپوشیده، مولکول‌های یونیده نشده باز نیز حضور دارند. بنابراین یونش بازهای ضعیف، ناقص و تعادلی است و در معادله یونش آن‌ها از نماد ($\rightleftharpoons$) استفاده می‌شود.



• آمونیاک (NH_3) از جمله بازهای ضعیف است. به طوری که در محلول آن، علاوه بر مقدار کمی از یون‌های آبپوشیده، شمار بسیاری از مولکول‌های آمونیاک یونیده نشده نیز یافت می‌شود. نمودار مقابل غلظت نسبی گونه‌های موجود در محلول آمونیاک را که یک باز ضعیف است، نشان می‌دهد؛ این باز به صورت زیر در آب، یونش می‌یابد:



نکته امتحانی

مقایسه غلظت گونه‌های موجود در محلول آمونیاک به صورت: $[\text{OH}^{-}] = [\text{NH}_4^{+}] < [\text{NH}_3]$ است.

• از آن‌جا که آمونیاک (و دیگر بازهای ضعیف)، درجه یونش بسیار کوچک‌تری از یک دارد، محلول حاوی آن، الکترولیت ضعیف محسوب می‌شود و با قرارگیری یک مدار الکتریکی به همراه لامپ در محلول آمونیاک، لامپ به صورت نیمه روشن درمی‌آید (روشن می‌شود اما روشنایی کم است).
• یکی از کاربردهای آمونیاک، تهیه محلول شیشه پاک‌کن است.

۳ بازها نیز همانند اسیدها ثابت یونش دارند که آن را با K_b نمایش می‌دهند. همانند هر ثابت تعادل دیگری تنها به دما وابسته است.
تذکره هرچه K_b در دمای معین، بزرگ‌تر باشد، باز موردنظر در همان دما بیش‌تر یونیده شده و میزان بیش‌تری از یون‌های هیدروکسید، تولید می‌کند. بنابراین قدرت بازی بیش‌تری دارد. از طرفی، در شرایط یکسان دما و غلظت هرچه K_b یک باز بزرگ‌تر باشد، نشان‌دهنده غلظت بیش‌تری یون‌ها در محلول و رسانایی الکتریکی بهتر آن است.

سین جیم

ردیف	نام باز	فرمول شیمیایی	K_b
۱	آمونیاک	NH_3	$1/8 \times 10^{-5}$
۲	دی‌متیل‌آمین	$(\text{CH}_3)_2\text{NH}$	$5/9 \times 10^{-4}$



(۱)

(۲)

سؤال ۱ در جدول مقابل قدرت بازی دو باز در دما و غلظت یکسان داده شده است:

۱ رسانایی الکتریکی محلول کدام باز در شرایط یکسان کم‌تر است؟ چرا؟

۲ غلظت یون هیدروکسید محلول یک مولار کدام باز بیش‌تر است؟ دلیل بنویسید.

۳ شکل‌های روبه‌رو، رسانایی الکتریکی دو محلول بازی مختلف در دما و غلظت یکسان را نشان می‌دهند. با توجه به آن، به دو مورد زیر پاسخ دهید.

۱ کدام محلول مربوط به باز ضعیف‌تر است؟ دلیل را بنویسید.

۲ پیش‌بینی کنید از کدام محلول به عنوان لوله بازکن استفاده می‌شود؟ چرا؟

- جواب ۱** آمونیاک، زیرا K_b کوچک‌تری داشته و در شرایط یکسان شمار یون‌های موجود در محلول آن کم‌تر است.
- ۲** دی‌متیل آمین، زیرا K_b بزرگ‌تری داشته و فرایند یونش در آن پیشرفت بیش‌تری دارد. در نتیجه در محلول آن شمار یون هیدروکسید نیز بیش‌تر است.
- ۳** محلول شماره (۲)، لامپ مربوط به آن نور کم‌تری داشته که نشان می‌دهد شمار یون‌های موجود در آن، کم‌تر است. بنابراین در شرایط یکسان K_b کوچک‌تری دارد و باز ضعیف‌تری محسوب می‌شود.
- ۴** محلول شماره (۱)، از محلول باز قوی (مانند محلول (۱) که لامپ در آن کاملاً روشن است) به عنوان محلول لوله‌بازکن می‌توان استفاده کرد. زیرا خاصیت خورندگی قوی‌تری دارد.

یادآوری ویژگی‌های لگاریتم

در شیمی با لگاریتم در پایه ۱۰، سروکار داریم و همان‌طور که می‌دانید $\log_b x$ را به صورت $\log x$ نشان می‌دهند، یعنی پایه ۱۰ نوشته نمی‌شود. موارد زیر قوانین و قضایای لگاریتم (اختصاراً برای لگاریتم در پایه ۱۰) را نشان می‌دهد:

$$\bullet \log 1 = 0 \quad \bullet \log 10 = 1 \quad \bullet \log ab = \log a + \log b \quad \bullet \log \frac{a}{b} = \log a - \log b \quad \bullet \log a^n = n \log a$$

سوال حاصل لگاریتم‌های زیر را به دست آورید. ($\log 5 = 0.7$, $\log 3 = 0.5$, $\log 2 = 0.3$)

$$\begin{array}{lll} \text{۱} \log 0.04 & \text{۲} -\log 0.5 & \text{۳} -\log 24 \times 10^{-4} \\ \text{۴} 10^{-3/7} & \text{۵} 10^{-2/5} & \text{۶} 10^{-4/3} \end{array}$$

پاسخ به محاسبات زیر با استفاده از قوانین بالا توجه کنید:

$$\begin{aligned} \text{۱} \log 0.04 &= \log 4 \times 10^{-2} = \log 2^2 + \log 10^{-2} = 2 \log 2 + (-2 \log 10) = 2(0.3) - 2 = -1.4 \\ \text{۲} -\log 0.5 &= -\log 5 \times 10^{-1} = -[\log 5 + \log 10^{-1}] = -[0.7 - 1] = 0.3 \\ \text{۳} -\log 24 \times 10^{-4} &= -[\log 24 + \log 10^{-4}] = -(\log 2^3 \times 3 + 4) = -(3 \log 2 + \log 3 + 4) = 4 - (3 \times 0.3 + 0.5) = 4 - 1.4 = 2.6 \\ \text{۴} 10^{-3/7} &= 10^{-5+2/7} = 10^{-5} \times 10^{2/7} = 10^{-5} \times 10^{0.2857} = 10^{-4.7143} \\ \text{۵} 10^{-2/5} &= 10^{-3+1/5} = 10^{-3} \times 10^{1/5} = 10^{-3} \times 10^{0.2} = 10^{-2.8} \\ \text{۶} 10^{-4/3} &= 10^{-5+1/3} = 10^{-5} \times 10^{1/3} = 10^{-5} \times 10^{0.3333} = 10^{-4.6667} \end{aligned}$$

برای محاسبه 10^{-a} از قوانین لگاریتم استفاده می‌کنیم:

$$y = \log_b a \Leftrightarrow b^y = a$$

$$\log 2 = 0.3 \Leftrightarrow 10^{0.3} = 2$$

$$\log 3 = 0.5 \Leftrightarrow 10^{0.5} = 3$$

$$\log 5 = 0.7 \Leftrightarrow 10^{0.7} = 5$$

$$\log 7 = 0.85 \Leftrightarrow 10^{0.85} = 7$$

$$\begin{aligned} \text{۱} 10^{-3/7} &= 10^{-4+1/7} \xrightarrow{10^{a+b}=10^a \times 10^b} 10^{-4} \times 10^{1/7} = 10^{-4} \times 10^{0.1429} = 10^{-3.8571} \\ \text{۲} 10^{-2/5} &= 10^{-3+1/5} = 10^{-3} \times 10^{1/5} = 10^{-3} \times 10^{0.2} = 10^{-2.8} \\ \text{۳} 10^{-4/3} &= 10^{-5+1/3} = 10^{-5} \times 10^{1/3} = 10^{-5} \times 10^{0.3333} = 10^{-4.6667} \end{aligned}$$

تکلیف در سطح امتحانات مدرسه و نهایی، حتماً لگاریتم اعداد ۲، ۳، ۵ و ۷ به شما داده می‌شود و نیازی به حفظ کردن آن‌ها برای امتحانات تشریحی نیست.

نکته امتحانی

در مسائل pH که جلوتر با آن آشنا می‌شوید، با عبارت $-\log(a \times 10^{-b})$ خیلی سروکار خواهید داشت. در این حالت، به راحتی از تبدیل زیر استفاده می‌کنیم:

$$-\log(a \times 10^{-b}) = b - \log a$$

مثال $-\log 4 \times 10^{-3} = 3 - \log 4 = 3 - \log 2^2 = 3 - 2 \log 2 = 3 - 2 \times 0.3 = 2.4$

pH، مقیاسی برای تعیین میزان اسیدی بودن

۱ برای سنجش میزان اسیدی بودن محلول‌ها، می‌توان از غلظت یون هیدرونیوم آن محلول استفاده کرد؛ به طوری که هرچه غلظت یون هیدرونیوم بیش‌تر باشد، میزان اسیدی بودن محلول موردنظر، بیش‌تر است. از آن‌جا که غلظت یون هیدرونیوم در اغلب محلول‌هایی که با آن‌ها سروکار داریم، بسیار کوچک بوده و کار کردن با آن‌ها بسیار دشوار است، شیمی‌دان‌ها برای پرهیز از بیان غلظت‌های کم و بسیار کم یون هیدرونیوم، از کمیت pH (پی‌اچ) استفاده می‌کنند. بدین ترتیب اعداد حاصل، به مراتب ساده‌تر و قابل فهم‌تر هستند. pH، به صورت زیر تعریف می‌شود:

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

من نفهمیدم! الان pH قراره چیو ساده کنه؟

فرض کنید غلظت یون هیدرونیوم در یک محلول 10^{-5} مولار باشد، پس pH آن برابر ۵ خواهد بود. حالا کار کردن با ۵ راحت‌تره یا با 10^{-5} قطعاً! 😊
۲ مقدار pH محلول با مقدار $[\text{H}^+]$ آن، رابطه وارونه دارد، به طوری که هرچه غلظت یون هیدرونیوم بیش‌تر شود، میزان اسیدی بودن (خاصیت اسیدی) بیش‌تر بوده اما مقدار pH کم‌تر است.

$$\text{pH} \downarrow \Rightarrow \text{میزان اسیدی بودن} \uparrow \Rightarrow [\text{H}^+] \uparrow$$

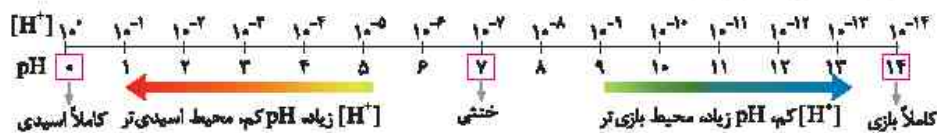
مثال غلظت یون هیدرونیوم در محلول (۱) برابر $10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ و در محلول (۲) برابر $10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ است. pH این دو محلول به صورت زیر محاسبه می‌شود:

$$\text{محلول (۱)} \quad \text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 1$$

$$\text{محلول (۲)} \quad \text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-4} \Rightarrow \text{pH} = 4$$

بنابراین علی‌رغم این‌که غلظت یون هیدرونیوم در محلول (۱) بیش‌تر است ($10^{-1} < 10^{-4}$)، اما pH محلول (۲) بزرگ‌تر است ($1 < 4$).

۳ گستره تغییرات pH محلول‌های آبی در دمای اتاق (25°C) میان صفر تا ۱۴ است. هرچه محلول اسیدی‌تر باشد، pH آن به صفر نزدیک شده و هرچه محلول بازی‌تر باشد، pH آن به ۱۴ نزدیک‌تر می‌شود.



درسته بگیریم که «اسید قوی‌تر، محلول اسیدی‌تر دارد و pH آن کم‌تر است»؟

نه لزوماً درست نیست! برای مقایسه قدرت اسیدی در دمای معین، به K_a (ثابت یونش اسیدی) توجه می‌کنیم و خوب هرچه K_a اسیدی بزرگ‌تر باشد، آن اسید قوی‌تر است. اما برای مقایسه میزان اسیدی بودن (خاصیت اسیدی)، باید به غلظت یون هیدرونیوم در محلول اسیدها توجه کنیم که به دو عامل وابسته است: قدرت اسید و غلظت اسید. پس:

• قدرت یک اسید در دمای ثابت تابع مقدار K_a آن است. هرچه K_a بزرگ‌تر، اسید قوی‌تر است. دقت کنید قدرت اسید به غلظت محلول و pH آن هیچ ربطی ندارد.
• میزان اسیدی بودن محلول اسیدها (خاصیت اسیدی)، به غلظت یون هیدرونیوم $[\text{H}^+]$ وابسته است. هرچه $[\text{H}^+]$ در محلول اسیدی بیش‌تر باشد، میزان اسیدی بودن (خاصیت اسیدی) آن بیش‌تر بوده و pH آن کم‌تر خواهد بود.

مثال دو اسید HCl و HF را در نظر بگیرید. از آن‌جا که $K_a(\text{HCl})$ بسیار بزرگ‌تر از $K_a(\text{HF})$ است، پس HCl اسیدی بسیار قوی‌تر از HF به شمار می‌آید. نه به غلظت محلول نگاه کردیم نه به pH، فقط K_a ! حالا اگر یک قطره HCl را در مقدار زیادی (مثلاً ۱۰ لیتر) آب و یک لیتر HF را در ۱۰ لیتر آب دیگر حل کنیم، میزان اسیدی بودن (خاصیت اسیدی) در محلول HF بیش‌تر است؛ زیرا غلظت یون هیدرونیوم محلول آن بیش‌تر است.

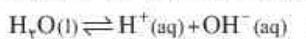
مثال خوبی بود، ممنونم. حالا سؤال اینه اسیدی که قوی‌تره، درجه یونش بالاتری هم داره؟

لزوماً نه! چون درجه یونش علاوه بر دما، به غلظت اسید نیز وابسته است. پس اگر غلظت دو محلول اسیدی یکسان باشد، به غلظت و دمای یکسان اسیدی که قوی‌تره، α بیش‌تری هم داره!

واکنش یونش آب

۱ یافته‌های تجربی نشان می‌دهد که آب و تمام محلول‌های آبی، شامل یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید هستند، اما کاغذ pH در برخی محلول‌ها و آب خالص تغییر رنگ نمی‌دهد. رفتاری که تأیید می‌کند آب خالص، خاصیت اسیدی یا بازی ندارد.

۲ آزمایش‌های دقیق نشان می‌دهد که آب خالص رسانایی الکتریکی ناچیزی دارد. این ویژگی بیان‌گر وجود مقادیر بسیار کمی از یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید در آب خالص است. این یون‌ها براساس معادله زیر که یونیده شدن آب را نشان می‌دهد، تولید می‌شوند:



۳ براساس اندازه‌گیری‌ها، در دمای اتاق برای آب و محلول‌های آبی رابطه زیر برقرار است:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ در دمای } 25^\circ \text{C}$$

نکته امتحانی

با توجه به اندازه‌گیری بالا و یکسان بودن ضرایب H^+ و OH^- در واکنش یونیده شدن آب، غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید با هم مساوی و برابر $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ است:

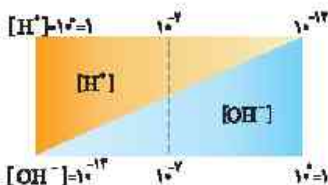
$$25^\circ\text{C} \text{ در آب خالص } [H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = [OH^-] \Rightarrow [H^+]^2 = [OH^-]^2 = 10^{-14} \Rightarrow \begin{cases} [H^+] = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{cases}$$

۱۶ در محلول‌های آبی در دمای 25°C ، به شرط داشتن غلظت یکی از یون‌های H^+ یا OH^- ، می‌توان غلظت یون دیگر را از رابطه $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ به دست آورد.

مثال غلظت یون هیدرونیوم در یک محلول آبی در دمای 25°C برابر $4 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ است. غلظت یون هیدروکسید در این محلول آبی به صورت زیر محاسبه می‌شود:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow 4 \times 10^{-8} \times [OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{4 \times 10^{-8}} = 2.5 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

۱۵ رابطه $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ به خوبی نشان می‌دهد که غلظت یون‌های H^+ و OH^- نسبت عکس با هم دارند، یعنی هرچه غلظت H^+ در یک محلول آبی بیش‌تر باشد، غلظت یون OH^- در آن محلول کم‌تر است و برعکس.

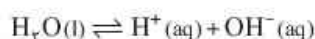


تفکر برای فهم این موضوع که غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید در محیط‌های آبی، خلاف جهت هم عمل می‌کنند، به الگوی مقابل توجه کنید. در این الگو، با کاهش $[H^+]$ از 10^{-7} تا 10^{-14} ، به‌طور همزمان $[OH^-]$ از 10^{-14} تا 10^{-7} افزایش می‌یابد. با رسم هر خط عمودی در این الگو، حاصلضرب $[H^+]$ و $[OH^-]$ باید 10^{-14} باشد.

۱۶ در یک محلول آبی در دمای 25°C ، یکی از سه حالت زیر رخ می‌دهد:

- اگر $[OH^-] < [H^+]$ باشد، محلول حاصل اسیدی بوده و $\text{pH} < 7$ است. دقت کنید حتی در اسیدی‌ترین محلول جهان هستی نیز غلظت یون هیدروکسید برابر صفر نیست.
- اگر $[OH^-] = [H^+]$ باشد، محلول حاصل خنثی بوده و $\text{pH} = 7$ است.
- اگر $[OH^-] > [H^+]$ باشد، محلول حاصل بازی (قلیایی) بوده و $\text{pH} > 7$ است. دقت کنید حتی در قلیایی‌ترین محلول جهان هستی نیز غلظت یون هیدرونیوم برابر صفر نیست.

۱۷ *هالا یکم بهشت تفهیمی ترا یکبار دیگر به تعادل یونش آب توجه کنید:*

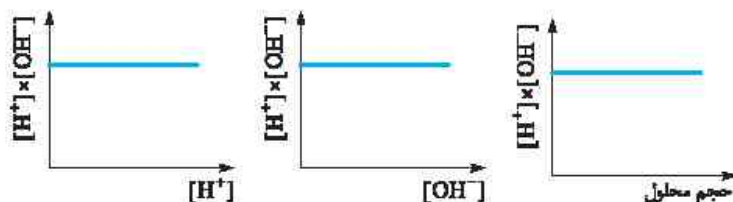


حالت فیزیکی آب به صورت مایع (l) است، پس عبارت ثابت تعادل (K) برای واکنش بالا به صورت زیر نوشته می‌شود:

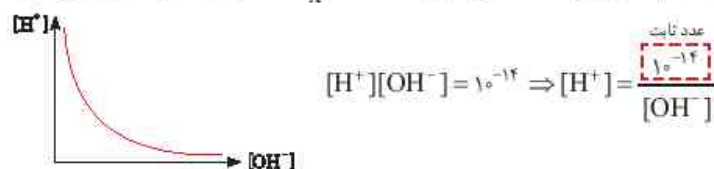
$$K = [H^+][OH^-]$$

ردی چی شد؟ ثابت تعادل یونش آب همان حاصلضرب $[H^+]$ در $[OH^-]$ است که در دمای 25°C برابر 10^{-14} است. *هالا چرا اینم گفتیم؟* زود بگم که تنها عامل موثر بر ثابت تعادل یک واکنش چی بود؟ ... آفرین، دما. پس اگر دما از 25°C تغییر نکند، با تغییر هر عاملی مثل «حجم محلول» یا «غلظت یون هیدرونیوم یا غلظت یون هیدروکسید»، عبارت $[H^+] \times [OH^-]$ تغییر نخواهد کرد.

جمع‌بندی در دمای ثابت، نمودار $[H^+] \times [OH^-]$ برحسب حجم محلول، غلظت H^+ یا غلظت OH^- به صورت یک خط راست با شیب صفر است.



۱۸ در دمای ثابت، اگر نمودار تغییرات $[H^+]$ را برحسب $[OH^-]$ رسم کنیم، نمودار زیر به دست می‌آید. زیرا همانند $y = \frac{\text{عدد ثابت}}{x}$ یک تابع هموگرافیکی داریم:



کارگاه محاسبات: مسائل pH

بالاخره رسیدیم به مسائل pH! به جزئیات های خنثی شدن اسید و باز که در قسمت بعدی می خوانید، تیپ های رایج دیگر را در این قسمت آوردم.

مسئله ۱ محاسبه pH با استفاده از $[H^+]$ یا $[OH^-]$

در ساده ترین و پرتکرارترین مسائل pH، غلظت یون هیدرونیوم یا هیدروکسید را به شما می دهند و pH محلول اسیدی یا بازی مورد نظر را می خواهند یا pH محلول را به شما می دهند و $[H^+]$ یا $[OH^-]$ را می خواهند.

• اگر سؤال بین pH و $[H^+]$ بود، از فرمول اصلی مقابل استفاده می کنیم:

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

• اگر سؤال بین pH و $[OH^-]$ بود، چون رابطه مستقیمی بین $[OH^-]$ و pH وجود ندارد، ابتدا از رابطه $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ ، غلظت H^+ را محاسبه کرده و سپس از فرمول بالا استفاده می کنیم.

🔥 در این تیپ هیچ حرفی از غلظت اولیه اسید یا باز (M) زده نمی شود.

🔍 اگر غلظت یون هیدرونیوم در محلولی از اسید ضعیف برابر $10^{-4} \times \frac{1}{6}$ مول بر لیتر باشد، pH این محلول را حساب کنید. ($\log 2 = 0.3$)

🔍 $[H^+]$ داده شده و pH خواسته شده است، برای سادگی محاسبات لگاریتم، $10^{-4} \times \frac{1}{6}$ را به صورت 16×10^{-5} می نویسیم و از قاعده زیر استفاده می کنیم:

$$-\log(a \times 10^{-b}) = b - \log a$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 16 \times 10^{-5} = 5 - \log 16 \xrightarrow{16=2^4} 5 - \log 2^4 \xrightarrow{\log a^n = n \log a} 5 - 4 \log 2 = 5 - 4 \times 0.3 = 3.8$$

🔍 اگر غلظت یون هیدروکسید در نمونه ای از یک شربت خوراکی برابر $2/5 \times 10^{-5}$ باشد، pH این محلول را به دست آورید. ($\log 2 = 0.3$)

🔍 $[OH^-]$ داده شده و pH خواسته شده است، ابتدا غلظت $[H^+]$ را محاسبه کرده و سپس به کمک آن pH را به دست می آوریم:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{2/5 \times 10^{-5}} = 4 \times 10^{-10}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 4 \times 10^{-10} = 10 - \log 4 \xrightarrow{\log 2^2 = 2 \log 2} 10 - 2 \log 2 = 10 - 2 \times 0.3 = 9.4$$

🔍 مورفین ماده ای مخدر است که در پزشکی از مقادیر کم آن برای تسکین درد استفاده می شود. pH محلولی از مورفین برابر $8/7$ است.

غلظت یون OH^- را در آن به دست آورید. ($10^{0.3} = 2$)

🔍 pH داده شده و $[OH^-]$ خواسته شده است، ابتدا به کمک pH، غلظت یون هیدرونیوم را محاسبه می کنیم:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-8.7}$$

چون در انتهای سؤال $10^{0.3}$ داده شده است، عبارت بالا را به سمت استفاده از عدد 0.3 می بریم که به جای $8/7$ از « $9 + 0.3$ » می توان استفاده کرد:

$$[H^+] = 10^{-8.7} = 10^{-9+0.3} \xrightarrow{10^{a+b} = 10^a \times 10^b} 10^{-9} \times 10^{0.3} = 2 \times 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

حالا با استفاده از رابطه زیر، می توانیم غلظت یون هیدروکسید را حساب کنیم:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-9}} = 5 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

مسئله ۲ محاسبه pH با استفاده از غلظت اولیه اسید یا باز

در این تیپ می خواهیم pH محلول های اسید یا بازی با غلظت معین را محاسبه کنیم. اول باید تشخیص دهیم محیط اسیدی است یا بازی.

محیط اسیدی: اگر غلظت مولی اسید و درجه یونش آن را به ترتیب با M و α نشان دهیم، می توان نوشت:

$$[H^+] = M \times \alpha \Rightarrow pH = -\log(M \times \alpha) \Leftrightarrow 10^{-pH} = M \times \alpha$$

محیط بازی: در محیط‌های بازی باید به ظرفیت باز نیز توجه کنیم. منظور از ظرفیت یک باز، تعداد OH^- ها در فرمول شیمیایی آن است که آن را با n نشان می‌دهیم. برای مثال n در NaOH و $\text{Ca}(\text{OH})_2$ به ترتیب برابر ۱ و ۲ است. اگر غلظت مولی اسید و درجه یونش آن را با M و α نشان دهیم، می‌توان نوشت:

$$[\text{OH}^-] = M \times n \times \alpha$$

سپس با استفاده از رابطه $[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ ، غلظت یون هیدرونیوم را حساب کرده و در نهایت از رابطه $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ ، مقدار بی‌اج محلول را به دست می‌آوریم.

چه در محیط اسیدی چه در محیط بازی، اگر اسید یا باز قوی داشتیم، $\alpha = 1$ خواهد بود و از روابط بالا حذف می‌شود. از آن جاکه با انحلال هر مول گاز آمونیاک در آب، حداکثر یک مول یون هیدروکسید (OH^-) پدید می‌آید، ظرفیت (n) برای آمونیاک (NH_3) برابر ۱ خواهد بود.

۱/۴۶ گرم گاز هیدروژن کلرید را در مقداری آب حل کرده و حجم محلول را با افزودن آب به ۵۰۰ میلی‌لیتر می‌رسانیم. pH محلول حاصل را به دست آورید. ($\log 2 = 0.3$, $\text{Cl} = 35.5$, $\text{H} = 1$, $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

برای به دست آوردن pH ، به $[\text{H}^+]$ نیاز داریم که در این سوال اشاره‌ای به آن نشده است، اما می‌توانیم با اطلاعات داده شده، غلظت مولی محلول را به دست آوریم:

$$? \text{ mol HCl} = \frac{1/46 \text{ g HCl}}{36.5 \text{ g HCl}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 0.004 \text{ mol HCl}$$

$$M = \frac{\text{مول حل شونده}}{\text{لیتر محلول}} = \frac{0.004 \text{ mol}}{0.5 \text{ L}} = 0.008 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

HCl اسیدی قوی با $\alpha = 1$ است، پس:

$$[\text{H}^+] = M \times \alpha \xrightarrow{\alpha=1} [\text{H}^+] = M = 0.008 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

با محاسبات بالا، $[\text{H}^+] = 0.008$ به دست آمد که به راحتی می‌توانیم pH را محاسبه کنیم:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 0.008 = -\log 8 \times 10^{-3} = 2 - \log 8 \xrightarrow[\log 2^3 = 3 \log 2]{\log 8 = 3 \log 2} 2 - 3 \log 2 = 1.1$$

۳/۲ گرم سدیم هیدروکسید جامد را در مقداری آب حل کرده و حجم محلول را با افزودن آب به ۲ لیتر می‌رسانیم. pH محلول به دست آمده را حساب کنید. ($\log 5 = 0.7$, $\text{NaOH} = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

چون سدیم هیدروکسید، باز آرنیوس است، تلاش می‌کنیم تا $[\text{OH}^-]$ را در محلول آن محاسبه کنیم. ابتدا غلظت مولی محلول را حساب می‌کنیم:

$$? \text{ mol NaOH} = \frac{3/2 \text{ g NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 0.008 \text{ mol NaOH}$$

$$M = \frac{0.008 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0.004 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

سدیم هیدروکسید، یک باز تک ظرفیتی ($n = 1$) و قوی ($\alpha = 1$) است:

$$[\text{OH}^-] = M \times n \times \alpha \xrightarrow{n, \alpha=1} [\text{OH}^-] = M = 0.004 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

چون بین $[\text{OH}^-]$ و pH رابطه مستقیمی وجود ندارد، ابتدا $[\text{H}^+]$ را محاسبه و سپس pH را به دست می‌آوریم:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{0.004} = 2.5 \times 10^{-12} \text{ یا } 2.5 \times 10^{-14} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 2.5 \times 10^{-14} = 14 - \log 2.5 = 14 - 2 \log 5 = 14 - (2 \times 0.7) = 12.6$$

رقیق سازی محلول اسید یا باز قوی (دی ۱۴۰۳ + ۳ تکرار مشابه)

قبل از شروع این تیپ، به خاطر داشته باشید که با رقیق کردن محلول اسیدی یا بازی با آب، عصاره آن ها گرفته می‌شود و به ناحیه خنثی ($\text{pH} = 7$) نزدیک تر می‌شود. پس با رقیق کردن محلول اسیدی، pH آن افزایش اما با رقیق کردن محلول بازی (قلیایی)، pH آن کاهش می‌یابد.

• اگر حجم محلول یک اسید قوی را با افزودن آب، n برابر کنیم، pH محلول به اندازه $\log n$ افزایش یافته تا به $\text{pH} = 7$ نزدیک تر شود.

$$\text{pH} = \text{pH اولیه} - \Delta \text{pH} = \text{pH} - \log n$$

- اگر با افزودن آب به محلولی از یک اسید قوی، حجم آن را دو برابر کنیم، pH آن محلول به اندازه $\log 2 = 0.3$ افزایش می‌یابد.
- اگر حجم محلول یک باز قوی را با افزودن آب، n برابر کنیم، pH محلول به اندازه $\log n$ کاهش یافته تا به $\text{pH} = 7$ نزدیک‌تر شود.

$$\text{pH}_{\text{رقیق شده}} - \text{pH}_{\text{اولیه}} = \Delta \text{pH} = -\log n$$

- اگر با افزودن آب به محلولی از یک باز قوی، حجم آن را ۵ برابر کنیم، pH آن به اندازه $\log 5 = 0.7$ کاهش می‌یابد.

اگر به ۵۰ میلی‌لیتر محلول نیتریک اسید با $\text{pH} = 3$ ، ۱۵۰ میلی‌لیتر آب اضافه کنیم، pH محلول جدید را حساب کنید.

$$(\log 2 = 0.3, \log 3 = 0.48)$$

با اضافه کردن ۱۵۰ mL آب به ۵۰ mL محلول اولیه، حجم جدید به ۲۰۰ mL می‌رسد که انگار محلول اولیه به اندازه ۴ برابر رقیق‌تر شده است. بنابراین می‌توان نوشت:

$$\Delta \text{pH} = \text{pH}_{\text{رقیق شده}} - \text{pH}_{\text{اولیه}} = \log n \Rightarrow \text{pH}_{\text{رقیق شده}} = 3 + \log 4 = 3 + 2 \log 2 = 3.6$$

به ۴۰ میلی‌لیتر محلول پتاس (KOH) با $\text{pH} = 13$ چند میلی‌لیتر آب اضافه کنیم تا pH محلول جدید به ۱۱/۶ برسد؟

$$(\log 5 = 0.7, \log 7 = 0.85)$$

با توجه به سؤال، میزان کاهش pH برابر ۱/۴ است:

$$\Delta \text{pH} = -\log n \Rightarrow -1/4 = -\log n \Rightarrow n = 10^{1/4} \Rightarrow n = 10^{0.25} \xrightarrow{10^{a+b} = 10^a \times 10^b} 10^{0.25} \times 10^{0.25} = 2.5$$

بنابراین حجم محلول باید ۲۵ برابر شود و به $25 \times 40 = 1000$ میلی‌لیتر برسد. دقت کنید که سؤال، مقدار آب اضافه شده را می‌خواهد نه حجم نهایی را! پس می‌توان نوشت:

$$V_{\text{نهایی}} = V_{\text{اولیه}} + V_{\text{آب اضافه شده}} \Rightarrow V_{\text{آب اضافه شده}} = 1000 - 40 = 960 \text{ mL}$$

تمرین ۴ افزودن اسید به اسید، باز به باز

خیلی ساده آگه بخوام بگم، یا محلول‌هایی که به هم اضافه می‌کنیم، خاصیت مشابه دارند (همینی که الان می‌خوانیم) یا محلول‌هایی که به هم اضافه می‌کنیم خاصیت متفاوت دارند (که در بسته بعدی می‌خوانیم).

در این تیپ، به دنبال محاسبه pH محلول نهایی حاصل از اضافه کردن محلول‌های اسیدی به هم یا محلول‌های قلیایی (بازی) به هم هستیم. برای درک بهتر مراحل حل بدانید که در محلول‌های اسیدی، یون غالب همان H^+ در محلول‌های بازی یون غالب همان OH^- است.

- ابتدا شمار مول (نه غلظت) یون غالب در محلول‌های مورد نظر را محاسبه می‌کنیم.
- با افزودن دو محلول با حجم‌های V_1 و V_2 به یکدیگر، حجم نهایی برابر $V_1 + V_2$ خواهد شد.
- غلظت یون غالب را با تقسیم کردن شمار مول آن به حجم نهایی محلول به دست می‌آوریم.

$$[\text{یون غالب}] = \frac{\text{مجموع شمار مول یون غالب}}{V_1 + V_2}$$

- اگر یون غالب H^+ بود و غلظت آن را به دست آوردیم، برای محاسبه pH کافیه از رابطه $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ استفاده کنیم، اما اگر یون غالب OH^- بود و غلظت آن را محاسبه کردیم، ابتدا باید از رابطه $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ ، غلظت یون هیدرونیوم متناظر با آن را محاسبه کنیم و سپس از فرمول $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ استفاده کنیم.

با مخلوط کردن ۲۵ میلی لیتر محلول نیتریک اسید با $\text{pH} = ۱$ و ۷۵ میلی لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = ۱/۴$ ، محلول نهایی به چه عددی می رسد؟ آن را به دست آورید. ($\log ۲ = ۰/۳$ ، $\log ۵ = ۰/۷$ ، $\log ۱۱ = ۱/۰۴$)

✓ محلول‌ها خاصیت اسیدی دارند و یون غالب در آن‌ها، H^+ است. دقیقاً همان روند گفته شده را اجرا می‌کنیم:

● شمار مول H^+ را در هر محلول به دست می آوریم:

$$\text{HNO}_3 \cdot [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1} \text{ mol L}^{-1} \xrightarrow{V = 2 \times 10^{-3} \text{ L}} ? \text{ mol H}^+ = 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 2 \times 10^{-3} \text{ L} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{HCl: } [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5.7} \xrightarrow{10^{-5.7} = 10^{-5.7/1}} 10^{-5.7/1+1/1-1} = \underbrace{10^{-5.7/1}}_1 \times \underbrace{10^{1/1}}_1 \times 10^{-1} = 1 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\frac{V = V_{\Delta} \times 10^{-T} L}{\longrightarrow} ? \text{ mol H}^+ = \cancel{f} \times 10^{-T} \frac{\text{mol}}{\cancel{V}} \times V_{\Delta} \times 10^{-T} \cancel{L} = \cancel{f} \times \cancel{10^{-T}} \text{ mol}$$

● حجم نهایی محلول برابر $100 = 75 + 25$ میلی لیتر یا ۰/۱ لیتر است.

● حالا غلظت یون هیدرونیوم را در محلول نهایی محاسبه می‌کنیم:

$$[H^+] = \frac{(2\Delta \times 10^{-7}) + (2 \times 10^{-7})}{2} = \Delta \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

● حالا با استفاده از غلظت یون هیدرونیوم، می‌توانیم pH را محاسبه کنیم:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log \Delta \times 10^{-7} = 7 - \log \Delta = 7 - \log \Delta \times 1 = 7 - \underbrace{[\log \Delta]}_{\text{pH}} + \underbrace{[\log 1]}_{\text{pH}} = 7 - \text{pH}$$

● در عبارت‌های زیر، از میان دو مورد داده شده، مورد درست را انتخاب کنید.

۲۸۶ | pH یک محلول برابر $(-\log[H^+] / \log[H^+])$ است که هر چه pH محلولی (کمتر / بیش تر) باشد، خصلت اسیدی بیش تر است.

۲۸۷ | بر اثر حل شدن مقداری Na_2O در آب، محلولی با pH (کمتر / بیشتر) از ۷ به دست می آید.

۲۸۸ | pH محلول یک مولار نیتریک اسید، برابر (یک / صفر) است.

۲۸۹ | گل ادریسی در خاک با خاصیت بازی، به رنگ (قرمز / آبی) درمی آید.

۲۹۰ | در محلول آمونیاک علاوه بر مقدار (اندکی / زیادی) از یون های آبیوشده، شمار (کمی / زیادی) از مولکول های آمونیاک نیز یافت می شود.

۲۹۱ | در دما و غلظت یکسان، pH محلول اسید HA با $K_a = 4 \times 10^{-4}$ نسبت به pH محلول اسید HB با $(K_a = 5 \times 10^{-2} / K_a = 2 \times 10^{-5})$.

بیشتر بوده و رسانایی الکتریکی محلول HA در این شرایط (کم تر / بیشتر) است.

۲۹۲ در دمای اتاق و در محلول های بازی، مقدار غلظت یون هیدروکسید (کوچکتر / بزرگتر) از 10^{-7} مول بر لیتر است.

۲۹۳ آب خالص رسانایی الکتریکی (ندارد / ناحیزی دارد) و غلظت یون های هیدرونیوم و هیدروکسید در آن (صفر / اندک) است.

۲۹۴ | در دمای یکسان، هر چه K_b یک باز بزرگتر باشد، میزان $([H^+]/[OH^-])$ در محلول آن کم‌تر و pH آن (کوچک‌تر / بزرگ‌تر) است.

۲۹۵ | برای محلول‌های آبی، مقدار pH در (هر دمایی / دمای اتاق) در گستره (صفر / یک) تا ۱۴ بیان می‌شود.

۲۹۶ | حاصلضرب غلظت یون های هیدرونیوم و هیدروکسید در هر محلول آبی در دمای (صفر/۲۵) درجه سلسیوس برابر $(10^{-7} / 10^{-14})$ است.

۲۹۷ | در یک نمونه از آب گازدار، نسبت $\frac{[\text{OH}^-]}{[\text{H}^+]}$ ، (کوچکتر / بزرگتر) از یک است.

☆ درست‌ی یا نادرستی هریک از عبارت‌های زیر را مشخص کنید و در صورت نادرست بودن، علت یا شکل درست آن را بنویسید.

۲۹۸ | pH محلول آمونیاک در دمای اتاق بیش‌تر از ۷ است.

۲۹۹ گل ادریسی سرخ نشان می‌دهد که در خاک آن، $[H_3O^+] > [OH^-]$ است.

۳۰۰ | با افزودن آب خالص به محلول یک اسید قوی، pH آن افزایش می‌یابد.

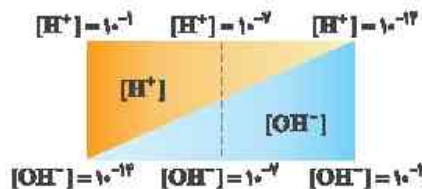
۳۰۱ | آب و همهٔ محلول‌های آبی، بدون توجه به خاصیت اسیدی یا بازی آن‌ها، محتوی یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید هستند.

۳۰۲ | آب خالص، رسانایی الکتریکی ناچیزی دارد.

۳۰۳ | pH، برای محلول های آبی در هر دمایی گستره صفر تا ۱۴ را شامل می شود.

۳۰۴ | در محلول آبی نیترواسید $[H^+] = [NO_3^-]$ است، اما به دلیل خاصیت اسیدی $[OH^-] = 0$ خواهد بود.

۳۰۵ | الگوی زیر را می توان برای نمایش تغییر غلظت یون های هیدرونیوم و هیدروکسید در محلول آبی با دمای $25^\circ C$ در نظر گرفت.



۳۰۶ | در شرایط یکسان از نظر غلظت و دما، هر چه مقدار K_b برای یک باز بیشتر باشد، pH آن نیز بیشتر خواهد بود.

۳۰۷ | pH محلول ۰/۰۲ مولار فورمیک اسید از pH محلول ۰/۰۲ مولار استیک اسید، کوچکتر است.

۳۰۸ | در محلول ۰/۱ مولار HCN در دمای اتاق، $[H^+] = 0/1$ بوده و pH خواهد شد.

۳۰۹ | در دما و غلظت یکسان، غلظت یون هیدرونیوم در محلول شیشه پاک کن نسبت به غلظت یون هیدرونیوم در محلول لوله بازکن، بیشتر است.

۳۱۰ | لوله بازکن در واکنش با رسوب ایجاد شده در مجاری و لوله ها، فراورده های محلول در آب یا گازی تولید می کند.

۳۱۱ | باران اسیدی نسبت به باران طبیعی، رسانایی بیشتری داشته و با بارش آن، می تواند باعث تغییر رنگ گل ادریسی به آبی شود.

۳۱۲ | در محلول هیدروسیانیک اسید، مقایسه غلظت گونه ها به صورت $HCN > H^+ > CN^-$ است.

۳۱۳ | با انحلال مقداری گاز هیدروژن کلرید در محلولی از هیدروفلوئوریک اسید، pH محلول کاهش و مقدار K_a افزایش می یابد.

۳۱۴ | با افزودن مقداری آب خالص به محلولی از لوله بازکن، حاصل $[H^+] \times [OH^-]$ در این محلول کاهش می یابد.

۳۱۵ | در دما و غلظت مولی یکسان، محلول آبی BOH با $K_b = 1/8 \times 10^{-5}$ در مقایسه با محلول آبی B'OH با $K_b = 4/8 \times 10^{-4}$ دارای pH بیشتری می باشد.

۳۱۶ | هر چه غلظت یون هیدرونیوم محلولی بیش تر باشد، pH آن بزرگ تر است.

(چرداد ۱۴۰۳)

۳۱۷ | در غلظت برابر از محلول های آمونیاک و سدیم هیدروکسید، آمونیاک pH کمتری دارد.

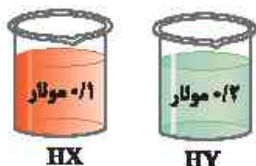
۳۱۸ | آب خالص به دلیل خنثی بودن فاقد یون های هیدرونیوم و هیدروکسید است.

(شهریور ۱۴۰۰)

۳۱۹ | در شرایط یکسان دما و غلظت، هر چه ثابت یونش یک اسید بیش تر باشد، pH محلول آن اسید بیش تر است.

۳۲۰ | pH دو محلول اسیدی روبه رو با هم برابر است. با توجه به آن، مقایسه های داده شده را با گذاشتن یکی از علامت های $>$ یا $=$ یا $<$ به درستی

کامل کنید.



۱ قدرت اسیدی: $HY \square HX$

۲ میزان رسانایی الکتریکی: $HY \square HX$

۳ میزان اسیدی بودن محلول: $HY \square HX$

۴ شدت واکنش با فلز منیزیم در شرایط یکسان: $HY \square HX$

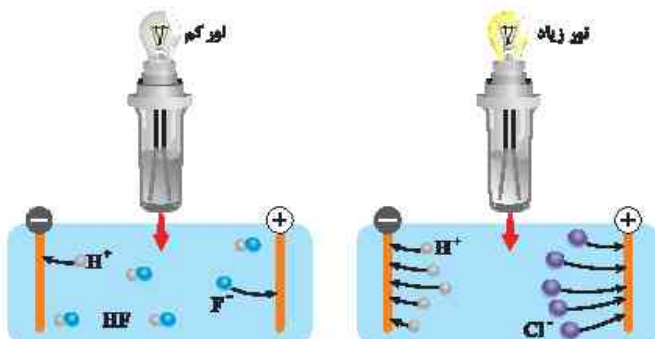
۳۲۱ | شکل زیر رسانایی الکتریکی محلول ۰/۱ مولار هیدروکلریک

اسید را در مقایسه با محلول ۰/۱ مولار هیدروفلوئوریک اسید

در دمای اتاق نشان می دهد، با توجه به آن به پرسش ها

پاسخ دهید.

(شهریور ۹۹ + ۱۳۳۰ تکرار مشابه)



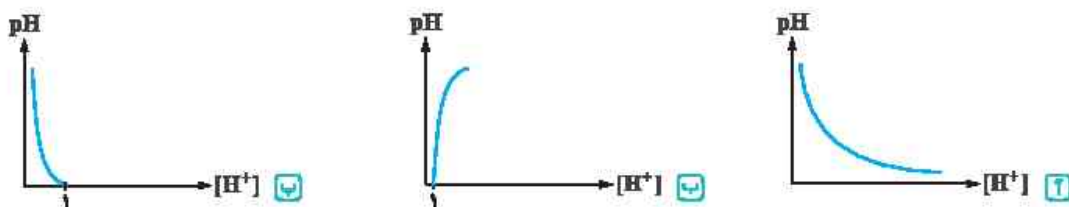
۱ چرا رسانایی الکتریکی در محلول هیدروکلریک اسید بیش تر است؟

۲ بدون محاسبه تعیین کنید pH کدام محلول کم تر است؟

۳ کدام مورد (I) یا (II) رابطه موجود بین ثابت تعادل های این دو اسید را به درستی نشان می دهد؟ دلیل بنویسید.

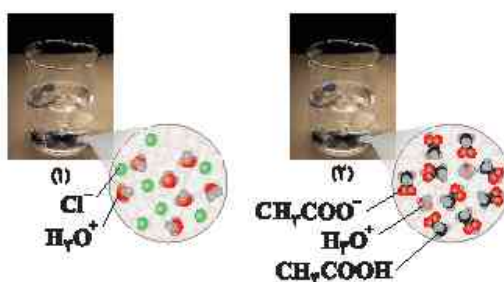
(I) $K_a(HF) < K_a(HCl)$ (II) $K_a(HF) > K_a(HCl)$

۳۲۲ | در کدام نمودار زیر، به ارتباط درست میان pH محلول با غلظت یون هیدرونیوم آن اشاره شده است؟ با استفاده از معلومات ریاضی خود انتخاب خود را توضیح دهید.

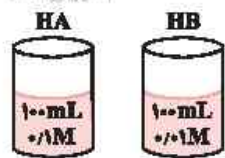


۳۲۳ | در شرایط یکسان دما و غلظت، یک مول از کدام باز NH_3 یا NaOH را در ۱۰ لیتر آب حل کنیم تا pH محلول حاصل به ۷ نزدیک‌تر باشد؟ دلیل بنویسید. (دما 25°C است).

۳۲۴ | در دما و غلظت یکسان، pH کدام محلول زیر، کم‌تر است؟ چرا؟



(شوریه ۱۴۰۲)



(pH دو محلول برابر است.)

۳۲۵ ☆ | با توجه به شکل زیر، برای دو محلول اسید HA و HB در دمای اتاق، موارد زیر را با بیان دلیل مقایسه کنید.

۱ رسانایی الکتریکی

۲ قدرت اسیدی

(حی ۱۴۰۲)

۳۲۶ | جدول زیر، محلول اسید (HA) و (HB) را با غلظت مولی‌های برابر در دمای 25°C نشان می‌دهد.

محلول اسید	$[\text{H}^+(\text{aq})]$	$[\text{OH}^-(\text{aq})]$
HA	(ب)	2×10^{-14}
HB	2×10^{-4}	

۱ pH محلول (HB) را حساب کنید. ($\log 2 = 0.3$)

۲ غلظت یون هیدرونیوم در محلول (HA) را حساب کنید.

۳ کدام دو محلول (HA) یا (HB) رسانایی الکتریکی بیشتری دارد؟

دلیل بنویسید.

۳۲۷ ☆ | HX و HY دو اسید ضعیفند. اگر ۱۸ گرم از اولی و ۱۰ گرم از دومی را در دو ظرف جداگانه دارای دو لیتر آب حل کنیم، pH دو محلول برابر می‌شود.

درستی یا نادرستی عبارت‌های زیر را با بیان دلیل مشخص کنید. ($\text{HX} = 60$, $\text{HY} = 50$; $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

۱ شمار یون‌های موجود در دو محلول، برابر است.

۲ شمار گونه‌های موجود در دو محلول، نابرابر است.

۳ K_a اسید HX ، بزرگ‌تر از K_a اسید HY است.

۴ درجه یونش اسید HY ، برابر درجه یونش اسید HX است.

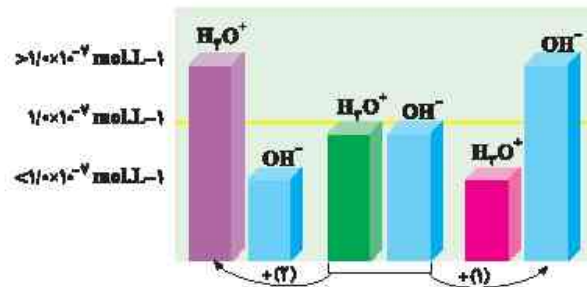
۳۲۸ | با حل کردن یک مول از ماده X در مقداری آب و رساندن حجم آن به یک لیتر، غلظت یون هیدروکسید در محلول به دست آمده برابر $3/6 \times 10^{-3}$ است. با این اطلاعات، آیا می‌توانید مشخص کنید X کدام ماده زیر است؟ پاسخ خود را توضیح دهید.



۳۲۹ ☆ | ۸۰ گرم سدیم هیدروکسید را در مقداری آب خالص حل کرده، حجم محلول را با افزودن آب به ۲۰ لیتری رسانیم. غلظت مولی یون هیدرونیوم

را در این محلول به دست آورید. (جرم مولی NaOH برابر با ۴۰ گرم بر مول می‌باشد. پاسخ خود را تا دو رقم پس از اعشار گزارش کنید.)

۳۳۰ | شکل زیر تغییر غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید را هنگام افزودن هر یک از مواد (۱) و (۲) به آب خالص نشان می‌دهد. با توجه به آن به پرسش‌ها پاسخ دهید.



۱ کدام یک از مواد افزوده شده اسید آرنیوس است؟ چرا؟

۲ غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید را در محلول بازی با یکدیگر مقایسه کنید.

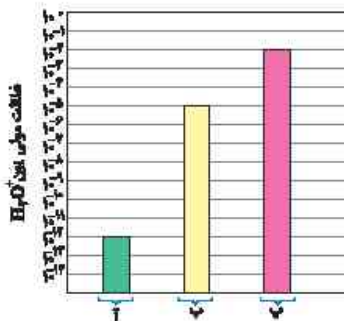
۳ آیا می‌توان گفت در محلول‌های اسیدی، یون هیدروکسید وجود ندارد؟ توضیح دهید.

۳۳۱ | با توجه به نمودار به سؤالات زیر پاسخ دهید.

۱ pH محلول (ا) را به دست آورید.

۲ pH کدام اسید در شرایط یکسان بیشتر است؟ چرا؟

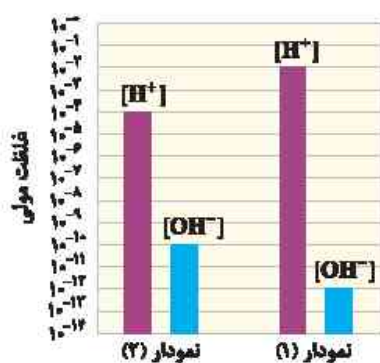
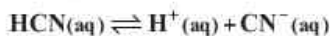
۳ در غلظت و دمای یکسان، درصد یونش کدام اسید بیشتر است؟ (همه اسیدها تک پروتون دار هستند).



۳۳۲ | pH محلول ۰/۱ مولار هیدروسیانیک اسید (HCN) در دمای اتاق با $K_a = 4/9 \times 10^{-10}$ را محاسبه کنید. (غلظت تعادلی HCN را به تقریب برابر

(مرداد ۱۴۰۳)

با غلظت محلول اسید اولیه در نظر بگیرید و $\log 7 = 0/85$)



۳۳۳ | اگر غلظت محلول اسید ضعیف HA برابر با ۰/۰۱ مول بر لیتر و درصد یونش آن ٪۱ باشد، با

(مرداد ۱۴۰۳)

محاسبه نشان دهید کدام نمودار (۱) یا (۲)، درست است؟

۳۳۴ | ثابت یونش برای محلول‌های BOH(aq) و B'OH(aq) در دمای اتاق به ترتیب برابر با $1/8 \times 10^{-5}$ و $4/8 \times 10^{-4}$ است.

۱ کدام یک باز قوی‌تری است؟ چرا؟

۲ pH کدام محلول در غلظت یکسان کمتر است؟ چرا؟

۳۳۵ | با توجه به جدول زیر که ثابت یونش چند باز در دمای اتاق نشان داده شده است.

(دی ۱۴۰۰)

به پرسش‌های زیر پاسخ دهید.

۱ کدام یک باز قوی‌تری است؟ چرا؟

۲ بدون محاسبه بیان کنید که pH کدام محلول کمتر است؟ دلیل بنویسید.

۳ در دمای یکسان، رسانایی الکتریکی محلول ۱ مولار سدیم هیدروکسید کمتر

است یا محلول ۱ مولار دی‌متیل آمین؟

نام اسید	فرمول شیمیایی	K_b
دی‌متیل آمین	$\text{NH}(\text{CH}_3)_2(\text{aq})$	$5/9 \times 10^{-4}$
آمونیاک	$\text{NH}_3(\text{aq})$	$1/8 \times 10^{-5}$
سدیم هیدروکسید	NaOH(aq)	بسیار بزرگ

☆ | ۳۳۶ | یک دستیار آزمایشگاه فراموش کرده است که روی بطری‌های حاوی محلول‌هایی با غلظت یکسان از ترکیب‌های آمونیاک، گلوکز، استیک اسید و پتاسیم هیدروکسید تهیه‌شده را برچسب بزند. برای شناسایی آن‌ها، برچسب‌های (۱) تا (۴) روی بطری‌ها قرار داده و رسانایی الکتریکی و pH هر محلول در دمای 25°C اندازه‌گیری شد. نتایج در جدول زیر نشان داده شده است. با توجه به آن، به پرسش‌های زیر پاسخ دهید. [دی ۱۴۰۱]

برچسب	(۱)	(۲)	(۳)	(۴)
رسانایی الکتریکی	زیاد	ندارد	کم	کم
pH	۱۳	۷	۴/۳	۱۰/۶

۱) کدام محلول گلوکز است؟ علت انتخاب خود را بنویسید.

۲) شماره برچسب هر یک از ترکیب‌های استیک اسید،

پتاسیم هیدروکسید و آمونیاک را تعیین کنید.

☆ | ۳۳۷ | ثابت یونش برای محلول‌های آمونیاک (NH_3) و متیل آمین (CH_3NH_2) با غلظت‌های یکسان در دمای اتاق به ترتیب برابر با 1.8×10^{-5} و 4.4×10^{-4} مول برلیتر است:

۱) کدام یک باز ضعیف‌تری است؟

۲) با قرار دادن جداگانه مدار الکتریکی در دو محلول، روشنایی لامپ در کدام محلول بیش‌تر است؟

۳) با افزودن آب خالص به محلول متیل آمین، pH محلول چه تغییری می‌کند؟ (افزایش یا کاهش)

☆ | ۳۳۸ | جدول زیر، مربوط به ۴ محلول متیل آمین، متانول، فورمیک اسید و نیتریک اسید با غلظت مولی یکسان است که برچسب نام آن‌ها هم شده است:

شماره محلول	(۱)	(۲)	(۳)	(۴)
رسانایی الکتریکی	ندارد	کم	کم	زیاد
pH	۷	۳/۳	۹/۷	۱

۱) کدام محلول مربوط به متانول است؟ چرا؟

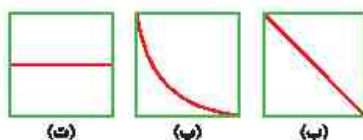
۲) با افزودن مقداری آب به محلول فورمیک اسید، pH این محلول به کدام محلول (۳ یا ۴) نزدیک‌تر می‌شود؟

۳) غلظت یون هیدرونیوم موجود در این ۴ محلول را با یکدیگر مقایسه کنید.

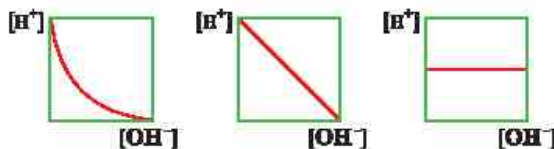
۴) درصد یونش فورمیک اسید را محاسبه کنید. ($\log 5 = 0.7$)

☆ | ۳۳۹ | دانش‌آموزی برای نشان دادن ارتباط بین حاصل ضرب غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید با حجم محلول، شکل‌های (ب) تا (ت) را پیشنهاد داده است. کدام یک از این شکل‌ها در دمای ثابت ارتباط بین کمیت‌های داده شده را به درستی نشان می‌دهد؟

$[\text{OH}^-] \times [\text{H}^+]$
(ا) حجم محلول



☆ | ۳۴۰ | در دمای ثابت، نمودار وابستگی میان $[\text{H}^+]$ و $[\text{OH}^-]$ را به کدام صورت می‌توان نشان داد؟ توضیح دهید.



☆ | ۳۴۱ | جدول زیر را کامل کنید. ($\log 2 = 0.3$, $\log 3 = 0.5$, $\log 5 = 0.7$)

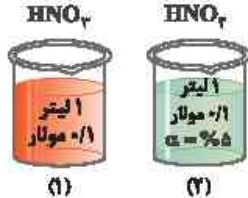
نام محلول	غلظت محلول	$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pH	درصد یونش
هیدروکلریک اسید	۰/۰۰۴				
هیدروفلوئوریک اسید	۰/۰۰۴			۲/۵	
نیتریک اسید				۳/۷	
نمونه‌ای از آب یک دریاچه				۸/۵	



☆ ۳۴۲ | درجه یونش محلول اسید HX دو برابر درجه یونش محلول اسید HA است. با در نظر گرفتن شکل و نوشتن محاسبات لازم pH این دو محلول را مقایسه کنید.

(خرداد ۱۴۰۳)

🌟 ۳۴۳ | در بشرهای مقابل، محلول‌هایی از نیتریک اسید (HNO_3) و نیترواسید (HNO_2) موجودند. ویژگی‌های زیر را برای این دو محلول، مقایسه کنید.



۱ pH محلول (با انجام محاسبات، $\log 5 = 0.7$)

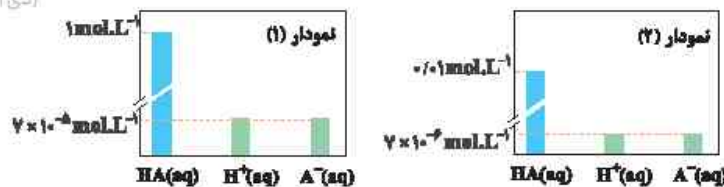
۲ شمار مول سود برای خنثی کردن کامل اسید

۳ سرعت واکنش با فلز منیزیم

۴ حجم گاز تولید شده در واکنش با مقدار یکسان منیزیم

☆ ۳۴۴ | با توجه به نمودارها که محلول‌های یک اسید با غلظت‌های متفاوت را در دمای ثابت نشان می‌دهد، پاسخ دهید (غلظت HA را غلظت مولی

(دی ۱۴۰۱)



پیش از یونش فرض کنید)

۱ pH کدام محلول بیشتر است؟

۲ درجه یونش کدام محلول کمتر است؟ چرا؟

۳ ثابت یونش این اسید را در دو حالت

داده شده مقایسه کنید. دلیل بنویسید.

(شهریور ۱۴۰۰)

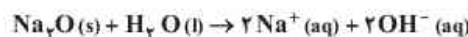
☆ ۳۴۵ | pH در نمونه‌ای از محلول خاک یک زمین کشاورزی برابر ۶ است.

۱ تعیین کنید برای کاهش میزان اسیدی بودن این خاک، بهتر است محلول کدام ماده (CaO یا N_2O_5) را به آن اضافه کنیم؟ دلیل بنویسید.

۲ غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید را در این محلول محاسبه کنید.

(شهریور خارج ۱۴۰۰)

☆ ۳۴۶ | مطابق واکنش زیر ۰.۱ مول سدیم اکسید را در مقداری آب حل کرده و حجم محلول را به ۱۰۰ میلی لیتر می‌رسانیم.



۱ با توجه به واکنش بالا، سدیم اکسید، اسید آرنیوس است یا باز آرنیوس؟ چرا؟

۲ غلظت یون هیدروکسید را در محلول محاسبه کنید.

۳ pH محلول را حساب کنید؟ ($\log 5 = 0.7$)

☆ ۳۴۷ | pH یک نمونه آب پرتقال در حدود ۵/۳ است. غلظت یون هیدروکسید را در این نمونه در دمای اتاق برحسب مول بر لیتر حساب کنید.

(خرداد ۱۴۰۰)

($\log 5 = 0.7$)

☆ ۳۴۸ | غلظت یون هیدرونیوم در خون نوعی پستان دار برابر $1/2 \times 10^{-7}$ مول بر لیتر است:

۱ غلظت یون هیدروکسید را در خون این پستان دار محاسبه کنید.

۲ pH این نمونه خون چه عددی است؟ ($\log 2 = 0.3$, $\log 3 = 0.5$)

☆ ۳۴۹ | اگر در ۲۰۰ میلی لیتر از یک محلول در دمای اتاق ۰.۵ مول پتاسیم هیدروکسید (KOH) وجود داشته باشد. غلظت هریک از یون‌های هیدروکسید

(OH^-) و هیدرونیوم (H_3O^+) را در این محلول محاسبه کنید. ($1 \text{ mol KOH} = 56 \text{ g KOH}$)

☆ ۳۵۰ | در نمونه‌ای از عصارة گوجه فرنگی، غلظت یون هیدرونیوم 4×10^{-6} برابر غلظت یون هیدروکسید است. pH آن را حساب

کنید. ($\log 2 = 0.3$)



☆ ۳۵۱ | اگر در محلول ۰.۰۵ مولار استیک اسید (CH_3COOH) غلظت یون هیدرونیوم برابر با 3×10^{-4} مول بر لیتر باشد. (شهریور ۹۹)

۱ pH این محلول را محاسبه نمایید. ($\log 3 = 0.47$)

۲ معادله یونش استیک اسید را بنویسید.

۳ درصد یونش اسید را در این محلول به دست آورید.

۳۵۲ | غلظت یون هیدروکسید در یک نوع صابون برابر 10^{-8} مول بر لیتر است. اگر pH پوست دست انسان در حدود (۵/۶ تا ۶/۲) باشد، با محاسبه

(دی ۱۴۰۰)

نشان دهید آیا صابون برای شستن دست‌ها مناسب است؟

☆ ۳۵۳ | در محلول ۰/۴ مولار بنزواتیک اسید (C_6H_5COOH)، $pH = 1/7$ است:

۱ | درصد یونش این محلول را به دست آورید. ($\log 2 = 0/3$)

۲ | ثابت یونش اسیدی برای بنزواتیک اسید را در دمای آزمایش محاسبه کنید.

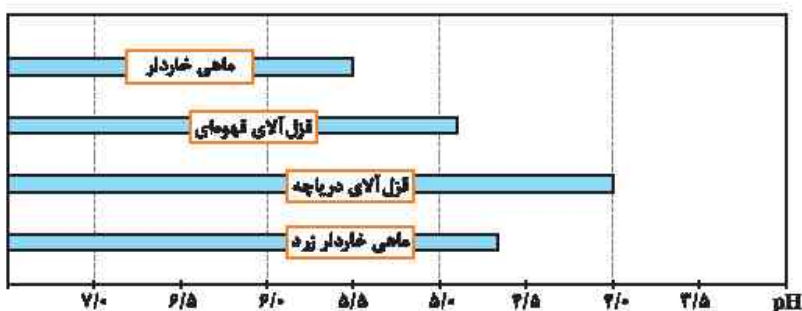
۳ | در محلول این اسید در آب، کدام یک از گونه‌های زیر وجود دارد؟



۴ | اگر pH محلول بازی BOH برابر ۱۳ باشد، نسبت غلظت یون هیدرونیوم در این محلول به غلظت یون هیدرونیوم در محلول

بنزواتیک اسید را محاسبه کنید.

۳۵۴ | نمودار زیر محدوده مقاومت ماهی‌های موجود در یک دریاچه را نسبت به میزان اسیدی بودن آب دریاچه نشان می‌دهد.



ورود فاضلاب کارخانه‌ها به دریاچه باعث شده است تا غلظت یون هیدرونیوم در آب دریاچه به 5×10^{-4} مول برسد. با محاسبه (نوشتن راه حل

کامل الزامی است) مشخص کنید کدام ماهی (ماهی‌ها) در خطر نابودی قرار دارند؟ ($\log 5 = 0/7$)

(مشابه دی ۱۴۰۴)

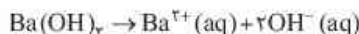
☆ ۳۵۵ | اگر در ۱۰۰ میلی‌لیتر از یک محلول، ۰/۲ مول از پتاسیم هیدروکسید وجود داشته باشد:

۱ | غلظت یون هیدروکسید را در این محلول حساب کنید.

۲ | حساب کنید pH سنج دیجیتال چه عددی را برای این محلول نشان می‌دهد؟ ($\log 5 = 0/7$)

(خرداد ۱۴۰۲)

☆ ۳۵۶ | محلولی از باریم هیدروکسید با غلظت ۰/۰۱ مول بر لیتر در دمای اتاق موجود است.



۱ | غلظت یون هیدروکسید را در این محلول به دست آورید.

۲ | شماره مول‌های یون هیدرونیوم در ۰/۵ لیتر این محلول را حساب کنید.

۳ | pH محلول را در دمای اتاق به دست آورید. ($\log 5 = 0/7$)

(شهریور ۱۴۰۲)

☆ ۳۵۷ | اگر درصد یونش محلول 10^{-11} مول بر لیتر از اسید HA، در دمای اتاق برابر یک و $pH = 4$ باشد:

۱ | مقدار n را محاسبه کنید.

۲ | نسبت غلظت یون H^+ به OH^- را در این محلول به دست آورید.

☆ ۳۵۸ | ۱۲ گرم اسید ضعیف HX را در ۲ لیتر آب خالص در دمای $25^\circ C$ حل می‌کنیم. اگر از افزایش حجم محلول صرف نظر شود و درصد یونش اسید برابر

۲ درصد باشد، pH محلول را حساب کنید. (جرم مولی HX برابر $15 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ است و $\log 2 = 0/3$)

۳۵۹ | رنگ گل ادریسی به میزان اسیدی بودن خاک بستگی دارد. این گل در خاکی که غلظت یون هیدرونیوم آن $2 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ است به رنگ آبی اماد

خاک دیگری که غلظت یون هیدرونیوم $4 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ است به رنگ سرخ شکوفا می‌شود. pH این دو نوع خاک را حساب کنید ($\log 2 = 0/3$).

۳۶۰ | pH یک نمونه از آب سیب برابر با ۴/۷ است. نسبت غلظت یون‌های هیدرونیوم به یون‌های هیدروکسید را در این نمونه حساب کنید

(خرداد خاچ ۱۴۰۱ + ۳ تکرار مشابه)

($10^{-12} = 2$)

۳۶۱ | محلولی از سدیم هیدروکسید با غلظت $4 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ را به دست آورید ($\log 5 = 0/7$).

۳۶۲ | اگر pH محلول ۰/۰۱ مولار باز ضعیفی در دمای $25^\circ C$ برابر ۹ باشد.

۱ | غلظت یون هیدرونیوم و یون هیدروکسید را در این محلول محاسبه کنید.

۲ | درجه یونش این باز را محاسبه کنید.

۳۶۳ | مقدار ۱/۷ گرم آمونیاک را در آب حل کردیم و حجم محلول را به ۲ لیتر رساندیم. اگر درجه یونش آمونیاک در این شرایط ۰/۲۵ باشد:

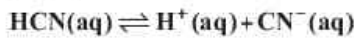
Ⓐ معادله یونش آمونیاک در آب را بنویسید.

Ⓑ مقدار pH محلول را حساب کنید. ($\log 2 = 0.3$, $NH_3 = 17 \text{ g.mol}^{-1}$)

۳۶۴ | بادام وحشی هیدروسیانیک اسید HCN(aq) دارد. طعم آن تلخ و خوردن آن خطرناک است. اگر pH محلولی از شیرۀ این نوع بادام در دمای

(۱۴۰۱)

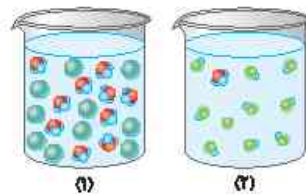
اتاق برابر ۵/۱۵ باشد:



Ⓐ غلظت یون هیدرونیوم و غلظت یون سیانید (CN^-) را در این محلول به دست آورید. ($\log 7 = 0.85$)

Ⓑ اگر K_a هیدروسیانیک اسید در دمای اتاق برابر با 4.9×10^{-10} باشد. عبارت ثابت یونش اسید (K_a) را بنویسید و غلظت مولی

هیدروسیانیک اسید (HCN) موجود در این محلول را حساب کنید.



۳۶۵ ☆ | شکل های مقابل ۵۰ میلی لیتر از محلول آبی دو حل شونده متفاوت را نشان می دهد. ($\log 2 = 0.3$)

Ⓐ این نوع حل شونده ها اسید آرنیوس هستند یا باز آرنیوس؟ چرا؟

Ⓑ درجه یونش و pH را برای هریک از آن ها حساب کنید (هر ذره را ۰/۰۰۱ مول از آن گونه در نظر بگیرید).

۳۶۶ | HX و HY به ترتیب اسید قوی و ضعیف ($\alpha = 1/2$) هستند. اگر ۰/۱ مول از هریک، در دو ظرف دارای ۱۰۰ mL آب مقطر حل شود، نسبت

pH محلول HY به HX را به تقریب حساب کنید. (از تغییر حجم چشم پوشی شود. $\log 2 = 0.3$)

۳۶۷ | محلولی از باز قوی A(OH)_3 با $\text{pH} = 12.3$ تهیه شده است. اگر جرم مولی باز برابر ۱۷۱ گرم بر مول باشد:

Ⓐ غلظت یون هیدرونیوم و هیدروکسید در محلول آن را به دست آورید. ($\log 5 = 0.7$)

Ⓑ غلظت اولیه باز حل شده را به دست آورید.

۳۶۸ | دو محلول جداگانه از اسیدهای ضعیف تک پروتون دار HA و HB تهیه شده است. اگر غلظت تعادلی اسید در هر دو محلول با هم برابر و pH محلول

HA دو واحد بیش تر از pH محلول HB باشد، نسبت ثابت یونش اسید HA به ثابت یونش اسید HB چقدر است؟ (نوشتن راه حل کامل الزامی است.)

۳۶۹ | با توجه به داده های جدول زیر، نسبت $\frac{x}{b}$ را محاسبه کنید.

اسید ضعیف	pH	درصد یونش	غلظت مولی
HA	a	1/2	b
HB	a + 1	1/8	x

۳۷۰ | گرم هیدروژن کلرید را در آب حل کرده و حجم محلول را به ۵۰ میلی لیتر می رسانیم. pH محلول حاصل را به دست آورید.

($\log 2 = 0.3$, $\text{HCl} = 36.5 \text{ g.mol}^{-1}$)

۳۷۱ | pH محلولی از سدیم هیدروکسید که در هر میلی لیتر از آن یک میلی گرم از این ماده وجود دارد را به دست آورید. ($\log 2 = 0.3$)

($\text{Na} = 23$, $\text{O} = 16$, $\text{H} = 1$; g.mol^{-1})

۳۷۲ | برای تهیه محلولی از اسید ضعیف HX با pH برابر ۲، چند مول از این اسید را باید در ۲۵۰ میلی لیتر آب خالص حل کنیم؟ (از افزایش حجم محلول

(حداکثر خارج ۱۴۰۱)

صرف نظر کنید و برای این اسید $K_a = 5 \times 10^{-5}$ است.)

۳۷۳ | با توجه به شکل زیر، چند گرم HNO_3 و چند گرم KOH به ۱۰ لیتر آب خالص در دمای 25°C اضافه شده است تا تغییر pH های مورد نظر اتفاق

بیفتد؟ (از تغییر حجم ناشی از اضافه کردن نمک ها چشم پوشی شود و $\log 2 = 0.3$) ($\text{K} = 39$, $\text{O} = 16$, $\text{N} = 14$, $\text{H} = 1$; g.mol^{-1})





در سؤال‌های بعدی که کمی سخت‌تر از سطح نهایی هستند، هر جا که نیاز بود از لگاریتم‌های زیر استفاده کنید.

$$\log 2 = 0.3, \log 3 = 0.5, \log 5 = 0.7$$

۳۷۴ | اگر حجم یک نمونه محلول نیتریک اسید با غلظت ۰/۱ مولار، با افزودن آب خالص به آن، دو برابر شود، pH محلول نهایی چه میزان تغییر می‌کند؟

۳۷۵ | اگر با افزودن ۸۰ میلی‌لیتر آب مقطر به ۲۰ میلی‌لیتر از محلولی pH یک واحد کاهش یابد:

آ محلول مورد نظر اسیدی است یا بازی؟ چرا؟

ب آیا با افزودن آب مقطر به محلول مورد نظر می‌توان خاصیت آن را (از اسیدی به بازی یا از بازی به اسیدی) تغییر داد؟ چرا؟

پ میزان تغییرات pH را به دست آورید.

۳۷۶ | در دمای اتاق، به ۵۰ میلی‌لیتر محلول سود سوزآور با غلظت ۰/۱ مول بر لیتر، به میزان ۲۰۰ میلی‌لیتر آب اضافه می‌شود. pH محلول جدید را محاسبه کنید.

۳۷۷ | برای رسیدن pH آب خالص از ۷ به ۳/۷، چند میلی‌گرم نیتریک اسید باید به هر لیتر آن افزوده شود؟ (از تغییر حجم صرف نظر شود. $\log 2 = 0.3$)
($O = 16, N = 14, H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$)

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

۲۸۶ | $-\log[H^+]$ ، کم‌تر | ۲۸۷ | بیش‌تر

۲۸۸ | صفر

۲۸۹ | قرمز (اینو توی درسنامه نگفتیم، ولی توی به پدونی که، گل ادریسی در خاک اسیدی به رنگ آبی و در خاک بازی به رنگ سرخ شکوفا میشه!)

۲۹۰ | اندکی، زیادی | ۲۹۱ | $K_a = 5 \times 10^{-2}$ - کم‌تر

۲۹۲ | بزرگ‌تر | ۲۹۳ | ناچیزی دارد - اندک

۲۹۴ | $[H^+]$ - بزرگ‌تر | ۲۹۵ | در دمای اتاق - صفر

۲۹۶ | ۲۵ - ۱۴ - ۱۰

۲۹۷ | کوچک‌تر (آب گازدار خاصیت اسیدی دارد)

۲۹۸ | درست - آمونیاک یک باز است و با حل شدن در آب، یون هیدروکسید تولید کرده و pH محلول آن بزرگ‌تر از ۷ است.

۲۹۹ | نادرست - گل ادریسی سرخ، در خاک بازی می‌روید که نشان‌دهنده $[OH^-] < [H_3O^+]$ است.

۳۰۰ | درست - با رقیق کردن یک محلول اسیدی و کاهش غلظت یون هیدرونیوم آن، pH آن افزایش می‌یابد.

۳۰۱ | درست | ۳۰۲ | درست

۳۰۳ | نادرست - pH در دمای اتاق (نه هر دمایی) و برای محلول‌های آبی، گستره صفر تا ۱۴ را شامل می‌شود.

۳۵۴ | نادرست - امکان ندارد در محلول‌های آبی با هر خاصیتی، غلظت یون هیدرونیوم یا هیدروکسید برابر صفر شود.

۳۵۵ | نادرست - به جای 10^{-1} در شکل (چه برای $[H^+]$ چه برای $[OH^-]$) باید از 10^0 استفاده شود.

۳۵۶ | درست

۳۵۷ | درست - دقت کنید که فورمیک اسید، اسیدی قوی‌تر از استیک اسید است و در شرایط یکسان محلول آن pH کوچکتری خواهد داشت.

۳۵۸ | نادرست - در اسیدهای ضعیف مانند HCN، غلظت یون هیدرونیوم بسیار کم‌تر از غلظت اولیه اسید خواهد بود. پس در محلول ۰/۱ مولار HCN، $[H^+] < 0/1$ است.

۳۵۹ | درست - آمونیاک (محلول شیشه پاک‌کن) نسبت به سدیم هیدروکسید (محلول لوله‌بازکن) باز ضعیف‌تری بوده و غلظت یون OH^- در محلول آن کم‌تر است. در عوض غلظت یون هیدرونیوم آن بیشتر خواهد بود.

۳۶۰ | درست

۳۶۱ | درست (گل آدریسی در خاک اسیدی به رنگ آبی رشد می‌کند).

۳۶۲ | نادرست - $[H^+] = [CN^-]$ باید باشد.

۳۶۳ | نادرست - K_a برای یک واکنش معین، فقط به دما وابسته است و تغییر غلظت مواد تأثیری بر روی آن ندارد.

۳۶۴ | نادرست - مقدار $[H^+] \times [OH^-]$ برای تمام محلول‌های آبی در دمای $25^\circ C$ برابر 10^{-14} است.

۳۶۵ | نادرست - K_b باز $B'OH$ بزرگ‌تر است، پس باز قوی‌تری بوده و در شرایط یکسان محلول آن به دلیل غلظت بیشتر OH^- ، دارای pH بزرگ‌تری خواهد بود.

۳۶۶ | نادرست - با افزایش غلظت یون هیدرونیوم، حاصل عبارت $pH = -\log[H^+]$ کاهش یافته و pH کم می‌شود.

۳۶۷ | درست - آمونیاک باز ضعیف‌تری بوده و در شرایط یکسان، محلول آن pH کم‌تری خواهد داشت.

۳۶۸ | نادرست - به دلیل برابر بودن غلظت یون هیدرونیوم و هیدروکسید در آب خالص، این ماده به صورت خنثی یافت می‌شود. دقت کنید در تمام محلول‌های آبی، هر دو یون هیدرونیوم و هیدروکسید یافت می‌شود.

۳۶۹ | نادرست - هرچه K_a بزرگ‌تر باشد، آن اسید قوی‌تر است و در شرایط یکسان، pH محلول آن اسید، کم‌تر است. دقت کن که هر چی به محلول، اسیدی‌تر باشه، pH اون کمتره!

۳۷۰ | از آن جا که غلظت اولیه اسید HX، کم‌تر است (۰/۸ مولار) اما به همان مقدار HY یون هیدرونیوم تولید کرده (برابر بودن pH برای دو محلول نشان دهنده برابر بودن غلظت یون هیدرونیوم در آن هاست)، پس حتماً درجه یونش اسید HX و در نتیجه قدرت اسیدی آن بیشتر است.

۳۷۱ | $HY < HX$ (ب) $HY = HX$

۳۷۲ | $HY = HX$ (ت) $HY = HX$

دقت کنید که موارد (ب)، (پ) و (ت)، همگی به غلظت یون هیدرونیوم در محلول وابسته هستند که چون غلظت یون H^+ در هر دو محلول برابر است، این سه مقایسه یکسان شده است.

۳۷۳ | (ا) زیرا شمار یون‌ها در شرایط یکسان در محلول HCl بیش‌تر است. (ب) pH محلول اسید قوی‌تر در شرایط یکسان، کم‌تر است. بنابراین pH محلول HCl کم‌تر می‌باشد.

۳۷۴ | (ب) رابطه I_a ، زیرا HCl برخلاف HF، اسیدی قوی محسوب شده و K_a بزرگ‌تری دارد.

۳۷۵ | pH برابر $-\log[H^+]$ است، بنابراین با افزایش غلظت یون H^+ ، مقدار pH کاهش می‌یابد. (رد مورد ب) از طرفی رابطه میان غلظت یون هیدرونیوم و pH، لگاریتمی است نه هموگرافیکی (رد مورد آ) در نتیجه مورد (ب) درست است.

۳۷۶ | NH_3 با حل شدن در آب، pH آب را کم‌تر افزایش می‌دهد. زیرا NH_3 برخلاف NaOH یک باز ضعیف است و در محلول آن در شرایط یکسان غلظت OH^- کم‌تر و غلظت H^+ بیش‌تر است. بنابراین pH محلول آن به عدد ۷ نزدیک‌تر است.

۳۷۷ | هر اسیدی که قوی‌تر باشد، در شرایط یکسان، محلول آن pH کم‌تری دارد. زیرا غلظت یون هیدرونیوم در آن بیش‌تر بوده و مقدار $-\log[H^+]$ برای آن کم‌تر می‌شود. پس pH محلول (۱) کم‌تر است.

۳۷۸ | (ا) رسانایی الکتریکی هر دو محلول یکسان است. - زیرا شمار (یا غلظت) یون‌های آن‌ها برابر است. (به دلیل برابر بودن مقدار pH) (ب) قدرت اسیدی محلول HB بیش‌تر است. زیرا در pH برابر غلظت اولیه این اسید کمتر است. (یا درجه یونش HB بیش‌تر است.)

۳۷۹ | $pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log 2 \times 10^{-4} \Rightarrow pH = 3/7$ (ا) $pH = 3/7$

۳۸۰ | $[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-4}} = 0/5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (ب)

۳۸۱ | (ب) محلول HA چون غلظت یون‌های آن بیش‌تر است (اسید قوی‌تری است).

۳۸۲ | ابتدا غلظت مولی HX و HY را در دو ظرف به دست می‌آوریم:

$$HX \begin{cases} ? \text{ mol} = 18 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{60 \text{ g}} = 0/3 \text{ mol} \\ V = 2 \text{ L} \end{cases} \Rightarrow [HX] = \frac{0/3}{2} = 0/15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$HY \begin{cases} ? \text{ mol} = 10 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{50 \text{ g}} = 0/2 \text{ mol} \\ V = 2 \text{ L} \end{cases} \Rightarrow [HY] = \frac{0/2}{2} = 0/1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_a = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]} \Rightarrow 4/9 \times 10^{-10} = \frac{[H^+]^2}{0/1} \quad \text{۳۳۲}$$

$$\Rightarrow [H^+] = 7 \times 10^{-6}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log[7 \times 10^{-6}] \Rightarrow pH = 6 - 0/85 = 5/15$$

$$\alpha = \frac{[H^+]}{[HA]} \text{ یا } [H^+] = [HA] \times \alpha \Rightarrow [H^+] = 0/01 \times \frac{1}{100} \quad \text{۳۳۳}$$

$$\Rightarrow [H^+] = 10^{-4}$$

نمودار (۲)

۳۳۴ | آ | B'OH باز قوی‌تری است، زیرا در دمای یکسان، مقدار K_b بزرگ‌تری دارد.

ب | pH محلول باز ضعیف‌تر، کم‌تر است. زیرا در آن غلظت OH^- کم‌تر و غلظت H^+ بیش‌تر است. پس می‌توان گفت که pH محلول BOH کم‌تر است.

۳۳۵ | آ | سدیم هیدروکسید، چون ثابت یونش بازی بزرگ‌تری دارد.

ب | آمونیاک، چون باز ضعیف‌تری است. (ب) دی‌متیل آمین

۳۳۶ | آ | شماره ۲، گلوکز در آب به‌صورت کاملاً مولکولی حل می‌شود و یونی در آب تولید نمی‌کند. بنابراین نه باز و نه اسید آرنیوس است و pH محلول آن باید مانند آب خالص برابر ۷ باشد. از طرفی به‌دلیل عدم تولید یون، محلول گلوکز رسانایی الکتریکی ندارد.

ب | شماره ۱: KOH، شماره ۳: استیک اسید، شماره ۴: NH_3

۳۳۷ | آ | آمونیاک یا (NH_3) (ب) متیل آمین یا (CH_3NH_2)

(پ) کاهش

۳۳۸ | آ | محلول (۱)، زیرا ترکیب‌هایی مانند الکل‌ها (متانول)، به‌صورت مولکولی در آب حل شده و رسانایی الکتریکی ندارند و pH آب را تغییر نمی‌دهند.

(ب) محلول (۳)

ب | در غلظت‌های یکسان از محلول‌های مختلف، هر اندازه pH یک محلول کوچک‌تر باشد، غلظت یون هیدرونیوم $[H^+]$ در آن بیش‌تر است. محلول (۳) > محلول (۱) > محلول (۲) > محلول (۴): $[H^+]$

ت | از آنجایی که غلظت مولی محلول‌ها با یکدیگر برابر است، ابتدا با کمک pH محلول نیتریک اسید، غلظت مولی همه محلول‌ها را حساب می‌کنیم و سپس با استفاده از غلظت یون هیدرونیوم در محلول فورمیک اسید، درصد یونش را به‌دست می‌آوریم:

$$HNO_3(aq): [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+] = M\alpha \xrightarrow{\text{اسید قوی است}} M = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$HCOOH(aq): [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3/3} = 10^{-4} \times 10^{0/7}$$

$$= 5 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{درصد یونش} = \frac{[H^+]}{M} \times 100 = \frac{5 \times 10^{-4}}{10^{-1}} \times 100 = 0/5\%$$

آ | درست - با توجه به برابر بودن pH این دو محلول، غلظت یون هیدرونیوم و آنیون حاصل از یونش این دو اسید نیز با هم برابر است.

ب | درست - از آنجا که این دو اسید به میزان یکسانی یونش نیافته‌اند، بنابراین بدیهی است که شمار مول HX و HY یونیده‌نشده در این دو محلول با هم برابر نیست.

پ | نادرست - غلظت مولی HY از HX کم‌تر است ولی میزان یون هیدرونیوم تولیدی آن‌ها، برابر می‌باشد، پس حتماً HY اسید قوی‌تری بوده که توانسته به میزان بیش‌تری یون تولید کند. در نتیجه K_a اسید HY بزرگ‌تر است.

ت | نادرست - با توجه به برابر بودن pH این دو محلول می‌توان گفت که غلظت یون هیدرونیوم آن‌ها با هم یکسان است:

$$pH(HX) = pH(HY) \Rightarrow [H^+]_{HX} = [H^+]_{HY}$$

$$\Rightarrow (M \times \alpha)_{HX} = (M \times \alpha)_{HY} \Rightarrow 0/15 \times \alpha_{HX} = 0/1 \times \alpha_{HY}$$

$$\Rightarrow \frac{\alpha_{HY}}{\alpha_{HX}} = 1/5$$

۳۳۸ | از آنجا که غلظت یون هیدروکسید بزرگ‌تر از 10^{-7} است ($10^{-7} > 3/6 \times 10^{-3}$)، پس محلول حتماً خاصیت بازی دارد. از طرفی محلول اولیه باز غلظتی معادل یک مول بر لیتر داشته که اگر باز قوی می‌بود، باید $[OH^-]$ نیز به یک مولار می‌رسید اما غلظت یون هیدروکسید در محلول بسیار کوچک‌تر از یک است ($3/6 \times 10^{-3} < 1$). در نتیجه با یک باز ضعیف مانند آمونیاک سر و کار داریم.

۳۳۹ | ابتدا غلظت سدیم هیدروکسید را به‌دست می‌آوریم:

$$? \text{ mol NaOH} = 0/8g \times \frac{1 \text{ mol}}{40g} = 0/02 \text{ mol}$$

$$[NaOH] = \frac{0/02 \text{ mol}}{0/2L} = 0/1M = [OH^-]$$

در ادامه با استفاده از رابطه زیر می‌توان نوشت:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-1}}$$

$$[H^+] = 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$$

۳۳۵ | آ | ماده ۲، زیرا با حل شدن در آب، باعث افزایش غلظت یون هیدرونیوم شده است.

ب | در محیط بازی، یون هیدرونیوم غلظت کم‌تری نسبت به یون هیدروکسید دارد.

پ | خیر، با توجه به نمودار داده‌شده می‌توان گفت که یون هیدرونیوم و هیدروکسید در هر محلول آبی وجود دارد.

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log 10^{-12} = 12 \quad \text{۳۳۱ | آ}$$

ب | زیرا در میان اسیدها غلظت هیدرونیوم کم‌تری دارد.

پ | زیرا غلظت هیدرونیوم بیش‌تری دارد.

جدول کامل شده به صورت زیر است:

نام محلول	غلظت محلول	$[H^+]$	$[OH^-]$	pH	درصد یونش
هیدروکلریک اسید	۰/۰۰۴	۰/۰۰۴	$2/5 \times 10^{-12}$	۲/۴	۱۰۰
هیدروفلوئوریک اسید	۰/۰۰۴	۰/۰۰۰۱	10^{-10}	۴	۲/۵
نیتریک اسید	2×10^{-4}	2×10^{-4}	5×10^{-11}	۳/۷	۱۰۰
نمونه‌ای از آب یک دریاچه		3×10^{-6}	$\frac{1}{3} \times 10^{-5}$	۸/۵	

۳۴۲ | روش اول:

$$\alpha = \frac{[H^+]}{[HA]} \Rightarrow \frac{\alpha_{HX}}{\alpha_{HA}} = \frac{\frac{[H^+]_{HX}}{[HX]}}{\frac{[H^+]_{HA}}{[HA]}} \Rightarrow \frac{2}{1} = \frac{\frac{0/05}{[H^+]_{HA}}}{\frac{0/1}{[H^+]_{HA}}}$$

$$\Rightarrow 2 \times 0/05 [H^+]_{HA} = 0/1 \times [H^+]_{HX}$$

$$\Rightarrow [H^+]_{HA} = [H^+]_{HX} \Rightarrow pH_{HA} = pH_{HX}$$

$$\alpha = \frac{[H^+]}{[HA]} \Rightarrow [H^+]_{HA} = 0/1 \alpha_{HA}$$

$$[H^+]_{HX} = 0/05 \times \alpha_{HX}$$

$$\frac{\alpha_{HX} = 2 \alpha_{HA}}{\alpha_{HX} = 2 \alpha_{HA}} \Rightarrow [H^+]_{HX} = 0/05 \times 2 \alpha_{HA} = 0/1 \alpha_{HA}$$

$$\Rightarrow [H^+]_{HA} = [H^+]_{HX} \Rightarrow pH_{HA} = pH_{HX}$$

روش دوم:

۳۴۳ | HNO_3 اسیدی ضعیف با $\alpha = 0/05$ و HNO_3 اسیدی قوی با $\alpha = 1$ است:

$$HNO_3: pH = -\log[H^+] = -\log(10^{-1}) = 1$$

$$HNO_3: [H^+] = M \times \alpha = 0/1 \times 0/05 = 5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(5 \times 10^{-3}) = 3 - \log 5 = 2/3$$

ب) از آن جا که غلظت اولیه اسید (۰/۱M) و حجم هر دو محلول یکسان است، پس شمار مول سود مصرف شده برای خنثی کردن هر دو محلول با هم برابر و یکسان است.

ب) از آن جا که شمار و غلظت یون‌های هیدرونیوم در ظرف ۱ (محتوی HNO_3) بیشتر است، در نتیجه سرعت و شدت واکنش فلز منیزیم با محلول اسید قوی (ظرف ۱) بیشتر خواهد بود.

ت) حجم یکسانی از گاز هیدروژن در هر دو ظرف تولید خواهد شد، زیرا غلظت اولیه اسید و حجم هر دو محلول یکسان بوده که نشان از استوکیومتری هر دو واکنش انجام شده دارد.

۳۴۴ | در محلول‌های اسیدی زمانی pH از نظر عددی بزرگ‌تر است که محلول اسید مورد نظر دارای مقدار کم‌تری یون هیدرونیوم $[H^+]$ باشد:

$$[H^+] \downarrow \Rightarrow -\log[H^+] \uparrow \Rightarrow pH \uparrow$$

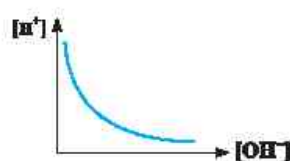
محلول شماره (۲) دارای غلظت کمتری از یون هیدرونیوم است.

۳۴۵ | شکل (ت) درست است، زیرا می‌دانیم که حاصل ضرب $[H^+][OH^-]$ برای محلول‌های آبی در دمای معین، مقداری ثابت بوده و به حجم محلول ربطی ندارد. پس نمودار آن مستقل از حجم محلول و به صورت خطی است.

۳۴۶ | برای رسم نمودار وابستگی میان غلظت یون‌های H^+ و OH^- در یک محلول آبی در دمای $25^\circ C$ می‌توان نوشت:

$$[H^+][OH^-] = \text{عدد ثابت} \Rightarrow [H^+] = \frac{\text{عدد ثابت}}{[OH^-]}$$

در درس ریاضی با نمودارهای هموگرافیکی (به فرم کلی $y = \frac{k}{x}$) آشنا شدید. با توجه به تغییرات غلظت یون H^+ بر حسب غلظت یون OH^- که به صورت یک تابع هموگرافیکی است، می‌توان نمودار مقابل را رسم کرد؛ هر نقطه روی این نمودار در دمای $25^\circ C$ برابر 10^{-14} است.



۳۴۱ | هیدروکلریک اسید، اسیدی قوی با $\alpha = 1$ است:

$$HCl: [H^+] = M\alpha = 0/04 \times 1 = 4 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{4 \times 10^{-2}} = 2/5 \times 10^{-12}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(4 \times 10^{-2}) = -[\log 2^2 + \log 10^{-2}] = -[2 \log 2 - 2] = 2/3$$

هیدروفلوئوریک اسید، یک اسید ضعیف است که در شرایط آزمایش درجه یونش آن برابر $2/5 \times 10^{-2}$ می‌باشد.

$$HF: [H^+] = M\alpha = 0/04 \times 2/5 \times 10^{-2} = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 10^{-4} = 4$$

نیتریک اسید، اسیدی قوی با $\alpha = 1$ است:

$$HNO_3: [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3/7} = 10^{-4+1/7} = 10^{-4} \times 10^{1/7} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-4}} = 5 \times 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+] = M\alpha \Rightarrow M = \frac{[H^+]}{\alpha} = \frac{2 \times 10^{-4}}{1} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

در مورد آب دریاچه می‌توان نوشت:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-8/5} = 10^{-9+1/5} = 10^{-9} \times 10^{1/5} = 3 \times 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{3 \times 10^{-9}} = \frac{1}{3} \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

حالا می‌توان از رابطه زیر $[H^+]$ را نیز محاسبه کرد:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{0.25} = 4 \times 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$$

۳۵۰ | با توجه به رابطه میان $[H^+]$ و $[OH^-]$ در سؤال، ابتدا غلظت

$$H^+ \text{ را محاسبه می‌کنیم: } \frac{[H^+]}{[OH^-]} = 4 \times 10^6 \Rightarrow [OH^-] = \frac{[H^+]}{4 \times 10^6}$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] \times \frac{[H^+]}{4 \times 10^6} = 10^{-14}$$

$$\Rightarrow [H^+]^2 = 4 \times 10^{-20} \Rightarrow [H^+] = 2 \times 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$$

حالا با استفاده از رابطه pH می‌توان نوشت:

$$pH = -\log[H^+] = -\log 2 \times 10^{-10} = -[\log 2 + \log 10^{-10}] = 9.7$$

۳۵۱ | آ کافیتست از فرمول زیر استفاده کنیم:

$$pH = -\log[H^+] = -\log 3 \times 10^{-5} = -[\log 3 + \log 10^{-5}] = 4.52$$



(پ) با استفاده از فرمول زیر می‌توان نوشت:

$$\% \alpha = \frac{[H^+]}{M} \times 100 = \frac{3 \times 10^{-5}}{5 \times 10^{-2}} \times 100 = 0.6$$

۳۵۲ | بله مناسب است، زیرا:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-8}} = 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 10^{-6} = 6$$

از آن جا که pH این صابون ۶ است، می‌توان از آن برای پوست دست انسان استفاده کرد.

۳۵۳ | ابتدا غلظت یون هیدرونیوم را محاسبه می‌کنیم:

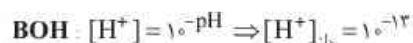
$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow 10^{-7.7} = 10^{-7} \times 10^{0.3} = 0.02 \text{ mol.L}^{-1}$$

حالا با استفاده از غلظت مولی اسید می‌توان نوشت:

$$\% \alpha = \frac{[H^+]}{M} \times 100 = \frac{2 \times 10^{-2}}{4 \times 10^{-1}} \times 100 = 50$$

$$K_a = \frac{[H^+][C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]} \Rightarrow K_a = \frac{(0.02)(0.02)}{(0.4)} = 10^{-3}$$

(پ) هر چهار گونه داده شده در محلول مورد نظر یافت می‌شوند.



$$\frac{[H^+]_{\text{باز}}}{[H^+]_{\text{اسید}}} = \frac{10^{-12}}{2 \times 10^{-2}} = 5 \times 10^{-11}$$

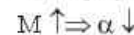
نسبت خواسته شده:

$$pH = -\log[H^+] = -\log(5 \times 10^{-4})$$

$$= -\log 5 - \log 10^{-4} = 4 - \log 5 = 3.3$$

بنابراین همه ماهی‌ها در خطر نابودی قرار دارند.

(ب) محلول (۱)، زیرا در اسیدهای ضعیف، درجه یونش با غلظت اولیه اسید رابطه عکس دارد، به طوری که هر چه غلظت بیشتر شود، درجه یونش اسید کاهش می‌یابد:



(پ) از آن جا که محلول (۱) و (۲) مربوط به یک اسید در دمای یکسان است، می‌توان گفت که دما ثابت بوده و K_a آن نیز ثابت خواهد بود.

۳۴۵ | CaO، زیرا اکسیدهای فلزی در آب خاصیت بازی داشته و تولید یون هیدروکسید می‌کنند. بنابراین می‌توانند میزان اسیدی بودن خاک را کاهش دهند.

(ب) به محاسبات زیر توجه کنید:

$$[H^+] = 10^{-pH} \xrightarrow{pH=6} [H^+] = 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-6}} = 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$$

۳۴۶ | باز آرنیوس، زیرا با حل شدن در آب، غلظت یون‌های هیدروکسید را افزایش داده است.

(ب) با حل شدن ۰/۱ مول Na_2O در آب، مطابق معادله موازنه شده، ۰/۲ مول یون هیدروکسید تولید می‌شود:

$$[OH^-] = \frac{\text{مول حل‌شونده}}{\text{لیتر محلول}} = \frac{0.2}{0.1} = 2 \text{ mol.L}^{-1}$$

(پ) ابتدا غلظت یون هیدرونیوم موجود در محلول را حساب می‌کنیم:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{0.2} = 5 \times 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$$

حالا می‌توان pH را با استفاده از فرمول زیر به دست آورد:

$$pH = -\log[H^+] = -\log 5 \times 10^{-14} = 14 - \log 5 = 13.3$$

۳۴۷ | ابتدا از روی pH، مقدار $[H^+]$ را حساب می‌کنیم:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-5.7} = 10^{-6+0.3} = 10^{-6} \times 10^{0.3} = 5 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

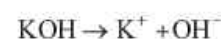
حالا با استفاده از رابطه زیر می‌توان نوشت:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{5 \times 10^{-6}} = 2 \times 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{12 \times 10^{-8}} = 8.33 \times 10^{-8}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 12 \times 10^{-8} = 8 - \log 12 = 8 - (\log 3 + 2 \log 2) = 6.9$$

۳۴۹ | هر مول KOH با انحلال در آب، یک مول OH^- تولید می‌کند. پس غلظت OH^- و KOH در این محلول با هم برابر است:



$$[KOH] = [OH^-] \Rightarrow [OH^-] = \frac{0.8 \text{ mol}}{0.2 \text{ L}} = 4 \text{ mol.L}^{-1}$$

pH خاکی که گل ادریسی در آن به رنگ قرمز شکوفا می شود به صورت زیر محاسبه می شود:

$$[H^+] = 4 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot L^{-1} \Rightarrow pH = -\log[H^+] \\ = -\log(4 \times 10^{-9}) = -(\log 4 + \log 10^{-9}) \\ = -(\log 2^2 + \log 10^{-9}) = -(2 \log 2 - 9 \log 10) = -(2(0.3) - 9) = 8.4$$

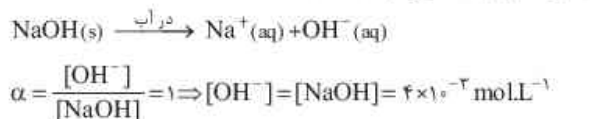
۳۶۰ | ابتدا با استفاده از pH این نمونه، غلظت یون هیدرونیوم را در آن محاسبه می کنیم:

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-4.7} \\ = 10^{-5} \times 10^{0.3} = 2 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

حالا با استفاده از رابطه یون هیدروکسید را در این نمونه محاسبه می کنیم:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-5}} \\ = 5 \times 10^{-10} \text{ mol} \cdot L^{-1} \\ \text{بنابراین نسبت خواسته شده برابر } 4 \times 10^4 \text{ است.}$$

۳۶۱ | سدیم هیدروکسید (NaOH) یک باز قوی محسوب شده و در آب به طور کامل یونیده می شود ($\alpha = 1$):



در گام بعدی از رابطه یون هیدرونیوم را محاسبه می کنیم:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{4 \times 10^{-2}} = 2.5 \times 10^{-13} \\ \text{اکنون می توان pH را محاسبه کرد:}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 2.5 \times 10^{-13} = -[\log 2.5 + \log 10^{-13}] \\ = -[\log 2.5 - 13] = 12.4$$

۳۶۲ | ابتدا با استفاده از pH، غلظت یون هیدرونیوم را به دست می آوریم:

$$pH = 9 \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-9} \Rightarrow [H^+] = 10^{-9} \text{ mol} \cdot L^{-1} \\ [H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow 10^{-9} \times [OH^-] = 10^{-14} \\ \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-9}} = 10^{-5} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-5} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

۳۶۳ | با توجه به مقدار غلظت یون هیدرونیوم و غلظت باز ضعیف، درجه یونش این محلول را به دست می آوریم. بنابراین داریم:

$$(\alpha) \text{ درجه یونش} = \frac{\text{غلظت مولی یون هیدروکسید}}{\text{غلظت مولی باز ضعیف}} = \frac{10^{-5}}{10^{-2}} = 10^{-3} \\ \Rightarrow \alpha = 10^{-3}$$

۳۵۵ | KOH یک باز تک ظرفیتی است، یعنی با حل شدن یک مول از آن در آب، یک مول OH^- تولید می شود. بنابراین غلظت یون OH^- و غلظت پتاسیم هیدروکسید با هم برابر است:

$$[KOH] = [OH^-] = \frac{0.02 \text{ mol}}{0.1 \text{ L}} = 0.2 \text{ mol} \cdot L^{-1} \\ \text{ب) ابتدا غلظت } H^+ \text{ را از رابطه زیر محاسبه می کنیم:}$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{0.2} = 5 \times 10^{-14} \text{ mol} \cdot L^{-1} \\ pH = -\log[H^+] = -\log 5 \times 10^{-14} \\ = -[\log 5 + \log 10^{-14}] = 13.7$$

۳۵۶ | از انحلال هر مول باریم هیدروکسید در آب، ۲ مول یون هیدروکسید در آن تولید می شود:

$$0.01 \text{ mol} \cdot L^{-1} Ba(OH)_2 \times \frac{2 \text{ mol } OH^-}{1 \text{ mol } Ba(OH)_2} = 0.02 \text{ mol} \cdot L^{-1} OH^- \\ [H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{0.02} = 5 \times 10^{-13} \text{ mol} \cdot L^{-1} \\ 5 \times 10^{-13} \text{ mol} \cdot L^{-1} \times 0.5 \text{ L} = 2.5 \times 10^{-13} \text{ mol} \\ pH = -\log 5 \times 10^{-13} = 13 - \log 5 = 12.7$$

۳۵۷ |

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1} \\ \alpha = \frac{[H^+]}{M} \times 100 \Rightarrow 1 = \frac{10^{-4}}{10^{-n}} \times 100 \Rightarrow n = 2 \\ [H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10} \text{ mol} \cdot L^{-1} \\ \Rightarrow \frac{[H^+]}{[OH^-]} = \frac{10^{-4}}{10^{-10}} = 10^{+6}$$

۳۵۸ | ابتدا غلظت مولی یون هیدرونیوم را به دست می آوریم:

$$? \text{ mol HX} = 12 \text{ g HX} \times \frac{1 \text{ mol HX}}{150 \text{ g HX}} = 0.08 \text{ mol HX} \\ M(\text{HX}) = \frac{0.08 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0.04 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

حالا با استفاده از درجه یونش اسید که برابر $\alpha = 0.2$ است، می توان نوشت:

$$[H^+] = M\alpha = 0.04 \times 0.2 = 8 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1} \\ pH = -\log[H^+] = -\log 8 \times 10^{-4} = 4 - \log 8 \\ = 4 - 3 \log 2 = 4 - 3(0.3) = 3.1$$

۳۵۹ | pH خاکی که گل ادریسی در آن به رنگ آبی است به صورت زیر به دست می آید:

$$[H^+] = 2 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot L^{-1} \Rightarrow pH = -\log[H^+] = -\log(2 \times 10^{-5}) \\ = -(\log 2 + \log 10^{-5}) = -(0.3 - 5) = 4.7$$