

خرید کتاب های کنکور

با تخفیف ویژه

و

ارسال رایگان

Medabook.com

+



یک جلسه تماس تلفنی رایگان

با مشاوران رتبه برتر

برای انتخاب بهترین منابع

دبیرستان و کنکور

۰۲۱ ۲۸۴۲۵۲۱۰



فهرست

فصل اول: مولکول‌ها در خدمت تندرستی

فصل سوم: شیمی جلوه‌ای از هنر، زیبایی و ماندگاری

- | | | | |
|-----|--|----|---|
| ۱۶۸ | درس اول: مقدمه‌ای بر انواع مواد - درصد جرمی | ۸ | درس اول: بهداشت و پاکیزگی با مولکول‌ها |
| ۲۰۳ | درس دوم: مواد کووالانسی | ۲۰ | درس دوم: صابون و پاک‌کنندگی |
| ۲۱۰ | درس سوم: مواد مولکولی | ۲۲ | درس سوم: پاک‌کننده‌های جدید |
| ۲۳۳ | درس چهارم: مواد یونی | ۲۰ | درس چهارم: اسیدها و بازها |
| ۲۳۲ | درس پنجم: شعاع یونی و انرژی فروپاشی شبکه | ۳۷ | درس پنجم: ثابت تعادل و قدرت اسیدی |
| ۲۴۱ | درس ششم: مواد فلزی | ۴۵ | درس ششم: pH، مقیاسی برای تعیین میزان اسیدی بودن |
| ۲۳۷ | درس هفتم: فلزات واسطه رنگی مثل وانادیم و ... | ۶۲ | درس هفتم: شوینده‌های خورنده |
| ۲۵۲ | پرسش‌های تشریحی | ۶۹ | پرسش‌های تشریحی |
| ۲۶۱ | پرسش‌های چهارگزینه‌ای | ۷۴ | پرسش‌های چهارگزینه‌ای |
| ۲۷۶ | پاسخ‌نامه پرسش‌های تشریحی | ۸۶ | پاسخ‌نامه پرسش‌های تشریحی |
| ۲۸۴ | پاسخ‌نامه پرسش‌های چهارگزینه‌ای | ۹۴ | پاسخ‌نامه پرسش‌های چهارگزینه‌ای |

فصل دوم: آسایش و رفاه در سایه شیمی

فصل چهارم: شیمی، راهی به سوی آینده روشن‌تر

- | | | | |
|-----|---|-----|--|
| ۳۰۲ | درس اول: هوای پاک - انرژی فعال‌سازی | ۱۰۹ | درس اول: انجام واکنش با سفر الکترون |
| ۳۰۸ | درس دوم: کاتالیزگر و مبدل‌های کاتالیستی | ۱۱۵ | درس دوم: موازنه نیم‌واکنش‌ها و واکنش‌های اکسایش - کاهش |
| ۳۱۳ | درس سوم: ثابت تعادل | ۱۱۹ | درس سوم: واکنش‌های شیمیایی و سفر هدایت‌شده الکترون‌ها |
| ۳۲۸ | درس چهارم: اصل لوشاتلیه و فرایند هابر | ۱۲۴ | درس چهارم: سلول‌های گالوانی |
| ۳۳۱ | درس پنجم: فناوری‌های شیمیایی - سنتز مولکولی‌های آلی | ۱۳۱ | درس پنجم: سلول سوختی - عدد اکسایش |
| ۳۳۷ | درس ششم: تهیه پلی‌اتیلن ترفتالات و بازیافت آن | ۱۴۱ | درس ششم: سلول‌های الکترولیتی و برق‌کافت |
| ۳۵۴ | پرسش‌های تشریحی | ۱۴۷ | درس هفتم: خوردگی و حفاظت از آن |
| ۳۶۳ | پرسش‌های چهارگزینه‌ای | ۱۵۲ | درس هشتم: آبکاری - فرایند هال |
| ۳۷۹ | پاسخ‌نامه پرسش‌های تشریحی | ۱۵۷ | پرسش‌های تشریحی |
| ۳۹۰ | پاسخ‌نامه پرسش‌های چهارگزینه‌ای | ۱۶۲ | پرسش‌های چهارگزینه‌ای |
| ۴۰۹ | پاسخ‌نامه کلیدی | ۱۷۵ | پاسخ‌نامه پرسش‌های تشریحی |
| | | ۱۸۲ | پاسخ‌نامه پرسش‌های چهارگزینه‌ای |



درس ششم: pH، مقیاسی برای تعیین میزان اسیدی بودن (صفحه‌های ۲۳ تا ۲۹ کتاب درسی)

به وسیلهٔ کاغذ pH می‌توانیم pH تقریبی محلول‌ها را تعیین کنیم. عملکرد کاغذ pH براساس تغییر رنگ آن در محلول‌های اسیدی و بازی است. مثلاً وقتی کاغذ pH را در یک محلول فرو ببریم، رنگی که به خود می‌گیرد، تعیین‌کنندهٔ pH تقریبی محلول است. همان‌طور که در شکل زیر می‌بینیم قسمت‌های مختلف بدن، پرتقال و نمونه‌ای از آب دریاچه، pH‌های متفاوتی دارند.

pH = ۵/۲ - ۷/۱
pH = ۷/۴
pH = ۸/۵
pH = ۱/۶ - ۱/۸

pH = ۳/۲

pH = ۵/۴

محلول	pH
معدده	۱/۸ - ۱/۶
پرتقال	۳/۲
نمونهٔ آب دریاچه	۵/۴
خون	۷/۴
بزاق دهان	۷/۱ - ۵/۲
رودهٔ کوچک	۸/۵

ما تا این‌جا میزان اسیدی بودن را با غلظت یون هیدرونیوم (H^+) بررسی می‌کردیم، پس قطعاً pH باید با غلظت یون H^+ ارتباط داشته باشد. اما چه ارتباطی؟ مثلاً اگر pH معده ۱/۸ باشد، غلظت یون هیدرونیوم در آن چند مول بر لیتر است؟

pH

می‌دانیم که میزان اسیدی بودن یک محیط به غلظت یون هیدرونیوم (H^+) بستگی دارد. هر چه غلظت یون H^+ بیشتر باشد، محیط اسیدی‌تر است و برعکس.

از آن‌جا که غلظت یون هیدرونیوم در محیط‌های مختلف معمولاً از نظر عددی، عدد بسیار کوچک و سختی دارد، شیمی‌دان‌ها از سر تنبلی! برای راحت‌تر تشخیص دادن میزان اسیدی بودن از کمیتی به نام pH (بخوانید پی اچ) استفاده می‌کنند.

pH رابطهٔ ساده‌ای دارد:

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

مثلاً در محلولی از HF که در آن غلظت یون H^+ برابر $10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ است، (می‌بینید که عدد 10^{-4} خیلی عدد کوچکیه و کار کردن باهاش سخته! ولی) اگر به جای $[H^+]$ از pH استفاده کنیم با عددهای ساده‌تری سروکار خواهیم داشت. میگی نه؟ بیلاکن!

$$[H^+] = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow pH = -\log[H^+] = -\log(10^{-4}) = -(-4) = 4$$

همان‌طور که می‌بینیم با استفاده از کمیت pH، با اعداد راحت‌تری سروکار داریم.



نکته اگر در یک محلول، غلظت یون هیدرونیوم برابر ۱ M باشد، pH محلول برابر است با: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 1 = 0$
 دقت کردید چی شد؟ وقتی غلظت H^+ برابر ۱ M است pH برابر می‌شود با صفر. ولی وقتی غلظت H^+ کم‌تر و مثلاً برابر 10^{-7} M است، pH برابر ۷ می‌شود.

پس می‌توانیم بگوییم: «pH با غلظت H^+ رابطه عکس دارد!» یعنی با افزایش غلظت H^+ ، pH محلول کاهش می‌یابد.»
 بنابراین محلولی که میزان اسیدی بودن آن بیشتر باشد، غلظت H^+ در آن بیشتر بوده و pH آن کم‌تر است.

کاهش pH \propto افزایش $[\text{H}^+]$ افزایش میزان اسیدی بودن

برای محاسبه pH، باید غلظت یون هیدرونیوم ($[\text{H}^+]$) را داشته باشیم. در بعضی سؤال‌ها غلظت یون هیدرونیوم را داریم و فقط باید از آن $-\log$ بگیریم. حالا که سروکله لگاریتم در شیمی هم پیدا شد، بد نیست یادی از قواعد لگاریتم کنیم. (در همه روابط زیر لگاریتم در مبنای ۱۰ فرض شده است.)

$$\log a^n = n \log a \rightarrow \log 25 = \log 5^2 = 2 \log 5$$

$$\log(a \times b) = \log a + \log b \rightarrow \log 6 = \log(2 \times 3) = \log 2 + \log 3$$

$$\log\left(\frac{a}{b}\right) = \log a - \log b \rightarrow \log \frac{2}{3} = \log 2 - \log 3$$

$$\log\left(\frac{1}{a}\right) = \log a^{-1} = -\log a \rightarrow \log\left(\frac{1}{2}\right) = -\log 2$$

$$10^{\log a} = a \rightarrow 10^{\log 2} = 2$$

بهتر است لگاریتم چند عدد روبرو را بلد باشیم: $\log 1 = 0$ ، $\log 10 = 1$ ، $\log 2 = 0.3$ ، $\log 3 = 0.48$ ، $\log 5 = 0.7$ ، $\log 7 = 0.85$

مثال غلظت یون هیدرونیوم در چند محلول مختلف داده شده است. pH محلول‌ها را محاسبه کنید.

ب) $[\text{H}^+] = 6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

ت) $[\text{H}^+] = 54 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

آ) $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

پ) $[\text{H}^+] = 5 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$

$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1 \times 10^{-3}) = -\log(10^{-3}) = -(-3) = 3$ **پاسخ** آ

$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(6 \times 10^{-3}) = -\log(2 \times 3 \times 10^{-3}) = -(\log 2 + \log 3 + \log 10^{-3}) = -\left(\frac{-2}{22}\right) = 2/22$ **پ**

$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(5 \times 10^{-5}) = -(\log 5 + \log 10^{-5}) = -(0.7 + (-5)) = 4/3$ **پ**

$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(54 \times 10^{-4}) = -\log(2 \times 27 \times 10^{-4}) = -\log(2 \times 3^2 \times 10^{-4})$ **ت**

$= -(\log 2 + 2 \log 3 + \log 10^{-4}) = -\left(\frac{-2}{26}\right) = 2/26$

مثال در نمونه‌ای از عصاره گوجه‌فرنگی، غلظت یون هیدرونیوم برابر با $1/0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ است. pH این نمونه را حساب کنید.

پاسخ غلظت H^+ را داریم، پس کافی است از آن $-\log$ گرفته تا به pH برسیم.

$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1 \times 10^{-4}) = -\log 10^{-4} = -(-4) = 4$



مثال رنگ گل ادریسی به میزان اسیدی بودن خاک بستگی دارد. این

گل در خاکی که غلظت یون هیدرونیوم آن برابر با $2 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$

است به رنگ آبی اما در خاک دیگری که غلظت یون هیدرونیوم برابر

با $4 \times 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$ است به رنگ سرخ شکوفا می‌شود. pH این دو

نوع خاک را حساب کنید. (تمرین دوره‌ای صفحه ۳۴ کتاب درسی)

پاسخ وقتی غلظت یون هیدرونیوم برابر $2 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ باشد، pH برابر است با:

$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 2 \times 10^{-5} = -\log 2 + (-\log 10^{-5}) = -0.3 + 5 = 4.7 \xrightarrow{\text{pH} < 7}$ محیط اسیدی است

زمانی که غلظت یون هیدرونیوم برابر $4 \times 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$ باشد، pH برابر است با:

$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 4 \times 10^{-9} = -\log 2^2 + (-\log 10^{-9}) = -2(0.3) + 9 = 8.4 \xrightarrow{\text{pH} > 7}$ محیط بازی است

۱- البته منظورم از رابطه عکس $\text{pH} = \frac{1}{[\text{H}^+]}$ نیست!!! مهم‌ترین رابطه‌ای ندارن!



نتیجه‌گیری رنگ گل ادریسی به میزان اسیدی بودن خاک بستگی دارد، به طوری که اگر خاک اسیدی باشد ($pH < 7$) به رنگ آبی و اگر خاک بازی باشد ($pH > 7$) به رنگ سرخ شکوفا می‌شود.

در بعضی از سؤال‌ها pH محلول را می‌دهند و غلظت یون هیدرونیوم ($[H^+]$) را می‌خواهند. برای حل این سؤال‌ها از رابطه زیر استفاده می‌کنیم:

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

مثال با توجه به pH محلول‌های داده شده، غلظت یون هیدرونیوم را تعیین کنید.

پاسخ **آ** با توجه به رابطه pH داریم:

$$pH = 3/52 \Rightarrow [H^+] = 10^{-3/52}$$

ب به همین ترتیب داریم:

$$pH = 1/3 \Rightarrow [H^+] = 10^{-1/3}$$

برای محاسبه $10^{-3/52}$ اول آن را به صورت $10^{-4} \times 10^{+1/48}$ می‌نویسیم. از آن‌جا که می‌دانیم $\log 3 = 0/48$ است به جای $10^{+1/48}$ قرار می‌دهیم $10^{\log 3}$.

از طرفی می‌دانیم $10^{\log 3} = 3$ است. بنابراین:

$$[H^+] = 10^{-3/52} = 10^{-4} \times 10^{+1/48} = 10^{-4} \times 3 = 3 \times 10^{-4} = 0/0003 \text{ mol.L}^{-1}$$

ب به همین ترتیب داریم:

$$[H^+] = 10^{-1/3} = 10^{-2} \times 10^{+1/6} = 10^{-2} \times 10^{\log 5} = 10^{-2} \times 5 = 5 \times 10^{-2} = 0/05 \text{ mol.L}^{-1}$$

بنابراین داریم:

مثال pH نمونه‌ای از یک شیر ترش برابر با 2/7 است. غلظت یون هیدرونیوم در این نمونه چند مول بر لیتر است؟

پاسخ غلظت یون هیدرونیوم را می‌توانیم از رابطه روبه‌رو حساب کنیم:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2/7} = 10^{-3} \times 10^{+1/7} = 10^{-3} \times 10^{\log 2} = 10^{-3} \times 2 = 2 \times 10^{-3} = 0/002 \text{ mol.L}^{-1}$$

بنابراین داریم:

اگر کاغذ pH را در آب مقطر وارد کنیم، تغییر رنگ نمی‌دهد. تغییر نکردن رنگ کاغذ pH نشان‌دهنده این است که آب خالص خاصیت اسیدی یا بازی ندارد. ولی اگر خیال کردید که در آب خالص یون‌های هیدرونیوم (H_3O^+) و هیدروکسید (OH^-) وجود ندارند، زهی خیال باطل! شاید باورتان نشود ولی بررسی شیمیدان‌ها نشان داده است که آب خالص رسانایی الکتریکی ناچیزی دارند، یعنی مولکول‌های آب می‌توانند یونیده شوند.



خوددرگیری آب

مولکول‌های آب به طور خودبه‌خود به یون‌های مثبت (H^+) و منفی (OH^-) یونیده می‌شوند. به این واکنش که مولکول‌های آب به طور خودبه‌خود به یون‌های مثبت و منفی یونیده می‌شود، واکنش خودیونش آب می‌گوییم.

آب، خوددرگیر اما متعادل:

درست است که مولکول‌های آب به طور خودبه‌خود به یون‌های مثبت و منفی یونیده می‌شوند ولی اگر دقت کرده باشید خودیونش آب، یک واکنش تعادلی است، یعنی مولکول‌های آب تا ابدالدر به یون‌های H^+ و OH^- یونیده نمی‌شوند، اتفاقاً یونیده‌شدن خیلی کم رخ می‌دهد و خیلی زود به تعادل می‌رسد. از آن‌جا که خود یونش آب یک واکنش تعادلی است مثل همه واکنش‌ها ثابت تعادل دارد.

بررسی‌ها نشان می‌دهد که ثابت تعادل خودیونش آب (K_w) در دمای اتاق برابر با $1 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$ است.



وقتی آب خالص باشد یعنی یون‌های $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ غلظت اولیه ندارند، پس با توجه به ثابت تعادل خودیونش آب، می‌توانیم غلظت آن‌ها را حساب کنیم:



غلظت اولیه: 0 0

غلظت نهایی: x x

با توجه به روابط استوکیومتری، از آن‌جا که ضریب استوکیومتری H^+ و OH^- برابر است غلظت یون هیدرونیوم با غلظت یون هیدروکسید برابر است. بنابراین:

$K_w = [H^+][OH^-]$, $[H^+] = [OH^-]$

اگر در عبارت ثابت تعادل به جای غلظت یون هیدروکسید ($[OH^-]$)، غلظت یون هیدرونیوم را قرار دهیم ($[H^+]$) خواهیم داشت:

$$K_w = [H^+][H^+] \Rightarrow K_w = [H^+]^2 \Rightarrow [H^+] = \sqrt{K_w} = \sqrt{1 \times 10^{-14}} = 1 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

در نتیجه:

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

$pH = -\log[H^+] = -\log(10^{-7}) = 7$

در آب خالص، غلظت یون‌های هیدرونیوم (H^+) و هیدروکسید (OH^-) با هم برابر است.

نکته

دقت داشته باشید که در دمای اتاق K_w برابر $1 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$ است. اگر دما تغییر کند مقدار K_w هم تغییر می‌کند.



نکته غلظت یون‌های $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ در آب خالص کم بوده و در دمای اتاق برابر $1 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ است.
نکته به دلیل برابری غلظت یون‌های H^+ و OH^- در آب خالص، آب خالص خنثی است.

مثال شکل روبه‌رو تغییر غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید را هنگام افزودن مواد ۱ و ۲ به آب خالص نشان می‌دهد. (فرد را بیازمایید صفحه ۲۶ کتاب درسی)

(آ) کدام یک از مواد افزوده شده، اسید آرنیوس است؟ چرا؟
 (ب) غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید را در محلول بازی با یکدیگر مقایسه کنید.
 (پ) آیا می‌توان گفت در محلول‌های اسیدی، یون هیدروکسید وجود ندارد؟ توضیح دهید.

پاسخ ماده ۱، چون در اثر افزودن آن به آب، غلظت یون هیدرونیوم (H^+) افزایش یافته است.
 (ب) در یک محلول بازی، غلظت یون هیدروکسید (OH^-) بیشتر از غلظت یون هیدرونیوم (H^+) است.
 (پ) خیر، با توجه به تعادل خودیونش آب، در هر محلول آب همواره هر دو یون هیدرونیوم (H^+) و هیدروکسید (OH^-) وجود دارند ولی در محلول‌های اسیدی غلظت یون H^+ بیشتر از OH^- بوده و در محلول‌های بازی هم غلظت یون OH^- بیشتر از H^+ است.

مثال غلظت یون $OH^-(aq)$ در یک محلول آبی در دمای $25^\circ C$ برابر با $4/0 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ است. غلظت یون $H^+(aq)$ و pH را در این محلول حساب کنید.

پاسخ عبارت ثابت یونش آب به صورت مقابل است:
 مقدار $[OH^-]$ و K_w را در این رابطه قرار می‌دهیم:
 بنابراین غلظت یون هیدرونیوم در این محلول برابر است با:
 با استفاده از غلظت یون هیدرونیوم می‌توانیم pH محلول را حساب کنیم:

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

$$1/0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2} = [H^+] \times 4/0 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+] = 2/5 \times 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(2/5 \times 10^{-10}) = -(\log \frac{10^{-9}}{4})$$

$$= -(\log 10^{-9} - \log 2^2) = -(\log 10^{-9} - 2 \log 2) = -((-9) - 2 \times (0/3)) = 9/6$$

مثال مورفین ماده‌ای مخدر است که در پزشکی از مقادیر کم و کنترل‌شده آن برای تسکین درد استفاده می‌شود. pH محلولی از مورفین در دمای $25^\circ C$ برابر ۹ است. غلظت $H^+(aq)$ و غلظت $OH^-(aq)$ را در این محلول محاسبه کنید.

پاسخ اول غلظت H^+ را حساب می‌کنیم:
 غلظت OH^- را هم با استفاده از K_w می‌توانیم به دست بیاوریم:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

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

گستره pH

در شیمی دهم خواندید که گستره pH در دمای اتاق، شامل اعدادی از صفر تا ۱۴ است. به طوری که در محلول‌های اسیدی pH کم‌تر از ۷ بوده و در محلول‌های بازی pH بیشتر از ۷ است. pH برابر ۷ هم نشان‌دهنده محلول خنثی است.
 حالا می‌خواهیم ببینیم که این گستره و عددهای مربوط به هر بازه از کجا آمده. اول برویم سراغ اعداد ابتدا و انتهای گستره pH : یعنی صفر و ۱۴.
عدد صفر: راستش یک قراردادی در شیمی وجود دارد که ابتدای گستره pH را محلولی اسیدی در نظر می‌گیرند که غلظت H^+ در آن برابر ۱ M باشد. بنابراین pH در هم‌چنین محلولی برابر است با:
عدد ۱۴: طبق همین قرارداد، انتهای گستره pH را محلولی بازی در نظر می‌گیرند که غلظت OH^- در آن ۱ M باشد.
 $[OH^-] = 1 \text{ M}$ انتهای گستره pH
 از آن‌جا که همیشه در آب، تعادل خودیونش برقرار است (آب همیشه با خودش درگیره!) می‌توانیم با استفاده از عبارت ثابت تعادل آن (K_w) غلظت H^+ و در پی آن pH محلول را حساب کنیم. حواسمان هست که در دمای ثابت مقدار K_w تغییر نمی‌کند.
 $K_w = [H^+][OH^-] \Rightarrow 10^{-14} = [H^+] \times 1 \Rightarrow [H^+] = 10^{-14} \text{ M} \Rightarrow pH = -\log[H^+] = -\log(10^{-14}) = -(-14) = 14$



حالا بریم سراغ محلول‌های اسیدی و بازی: محلول‌هایی با pH کم‌تر از 7، اسیدی و محلول‌هایی با pH بیشتر از 7، بازی هستند.
pH کم‌تر از 7: محلول اسیدی، محلولی است که غلظت H^+ در آن بیشتر از غلظت OH^- باشد.

با توجه به عبارت بالا می‌توانیم بازه pH مربوط به محلول‌های اسیدی را پیدا کنیم.
 دو طرف این رابطه را در $[H^+]$ ضرب می‌کنیم:

$$[H^+][H^+] > [H^+][OH^-]$$

$$[H^+]^2 > K_w$$

از آنجا که عبارت $[H^+][OH^-]$ برابر K_w است، به جای آن K_w قرار می‌دهیم:

$$[H^+] > \sqrt{10^{-14}} \Rightarrow [H^+] > 10^{-7}$$

حالا از دو طرف $-\log$ می‌گیریم. می‌دانیم که با \log گرفتن از دو طرف، علامت نامساوی تغییر نمی‌کند ولی با ضرب کردن آن‌ها در (-1) علامت نامساوی تغییر می‌کند.

$$\underbrace{-\log[H^+]}_{pH} < \underbrace{-\log(10^{-7})}_{-(7)} \Rightarrow pH < 7$$

بنابراین در محلول‌های اسیدی داریم:

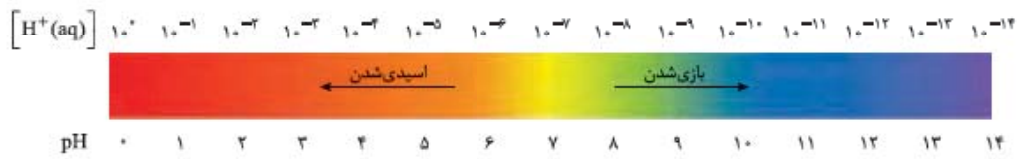
pH بیشتر از 7: محلول بازی، محلولی است که در آن غلظت OH^- بیشتر از غلظت H^+ باشد. با استفاده از عبارت بالا بازه pH مربوط به محلول‌های بازی به همان ترتیب قبل به دست می‌آید.

$$\xrightarrow[\text{ضرب می‌کنیم}]{\text{دو طرف را در } [H^+]} [H^+]^2 < \underbrace{[H^+][OH^-]}_{K_w} \xrightarrow[\text{از دو طرف جذر می‌گیریم}]{K_w = 10^{-14}} [H^+] < \sqrt{10^{-14}}$$

$$\Rightarrow [H^+] < 10^{-7} \xrightarrow[\text{(علامت نامساوی تغییر می‌کند)}]{\text{از دو طرف } -\log \text{ می‌گیریم}} \underbrace{-\log[H^+]}_{pH} > \underbrace{-\log(10^{-7})}_{-(7)} \Rightarrow pH > 7$$

بنابراین در محلول‌های بازی داریم:

نکته گستره غلظت یون هیدرونیوم ($[H^+]$) و pH در محلول‌های آبی در دمای اتاق به صورت زیر است.



در نمودار بالا، رنگ کاغذ pH را در محیط‌های مختلف می‌بینیم، کاغذ pH در محیط خنثی ($pH = 7$) به رنگ زرد است، در محیط‌های اسیدی به رنگ نارنجی و قرمز بوده و هر چه محیط اسیدی‌تر باشد، رنگ قرمز در آن غالب می‌شود. در محیط‌های بازی هم به رنگ‌های سبز و آبی است و هر چه محیط بازی‌تر باشد، رنگ آبی در آن غالب می‌شود (در pHهای 13 و 14 حتی به رنگ بنفش هم می‌رسد!)

- اسیدی: نارنجی و قرمز
 - خنثی: زرد
 - بازی: سبز و آبی (آخرش هم بنفش)
- رنگ کاغذ pH در محیط‌های مختلف:

مثال 1- با توجه به نمودار بالا، pH محلول‌های اسیدی، خنثی و بازی را مشخص کنید.

2- pH آب خالص چند است؟

3- در شرایط یکسان از نظر دما و غلظت pH کدام محلول مقابل کوچک‌تر است؟ چرا؟

محلول هیدروکلریک اسید

Cl^-
 H_3O^+

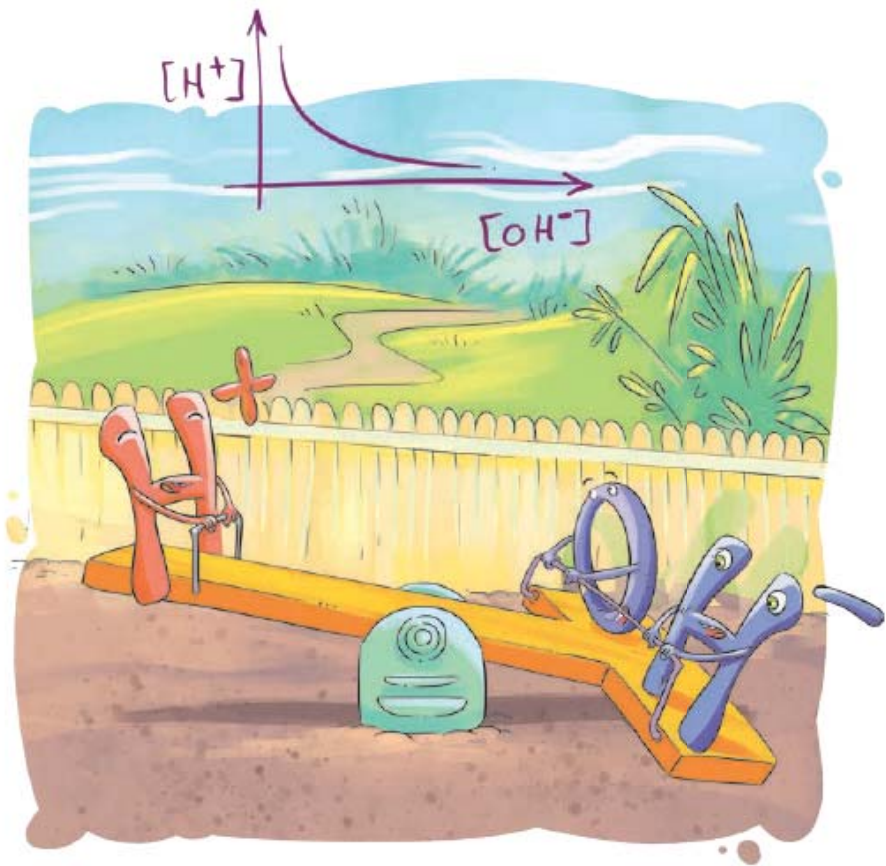
محلول سرکه

CH_3COO^-
 H_3O^+
 CH_3COOH

پاسخ 1- در محلول‌های اسیدی، pH کم‌تر از 7، در محلول خنثی pH برابر 7 و در محلول‌های بازی pH بیشتر از 7 است.

2- در آب خالص غلظت یون H_3O^+ با OH^- برابر است. بنابراین pH آب خالص برابر 7 خواهد بود.

3- محلول هیدروکلریک اسید، در محلول هیدروکلریک اسید غلظت H_3O^+ بیشتر است، هر چه غلظت H_3O^+ بیشتر باشد محلول اسیدی‌تر بوده و pH کم‌تر است.



می‌دانیم که در هر محلول آبی، همواره تعادل خودیونش آب برقرار است و مقدار ثابت تعادل آن (K_w) در دمای اتاق ثابت است.

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

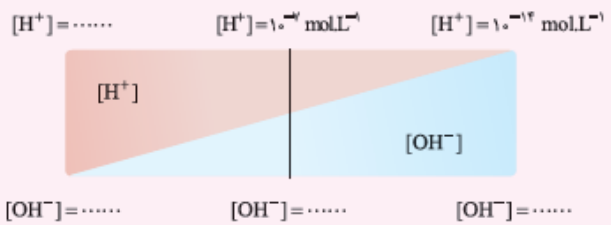
به همین دلیل هر نوع تغییری در غلظت یون H^+ یا OH^- هیچ تأثیری بر مقدار K_w ندارد، یعنی اگر غلظت یون H^+ را افزایش دهیم، غلظت یون OH^- کاهش می‌یابد تا حاصل ضرب آن‌ها (K_w) همواره ثابت بماند.

کاهش $[OH^-] \propto$ افزایش $[H^+]$

بنابراین می‌توانیم غلظت یون هیدرونیوم (H^+) را از روی غلظت یون هیدروکسید (OH^-) حساب کنیم.

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

$$\Rightarrow [H^+] = K_w \times \frac{1}{[OH^-]}$$



مثال گروهی از دانش‌آموزان برای نمایش تغییر غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید در محلول‌های آبی و دمای اتاق، الگوی مقابل را طراحی کردند. جاهای خالی را پر کنید و اساس کار آن‌ها را توضیح دهید. (با هم بینریشیم صفحه ۲۶ کتاب درسی)

پاسخ با توجه به رابطه زیر، از آن‌جا که حاصل ضرب $[H^+]$ در $[OH^-]$ همواره در دمای اتاق عدد ثابتی است، هر چه غلظت H^+ افزایش یابد، غلظت OH^- کاهش می‌یابد و برعکس.

بنابراین اگر غلظت H^+ خیلی کم و برابر 10^{-14} مولار باشد، غلظت OH^- برابر می‌شود با:

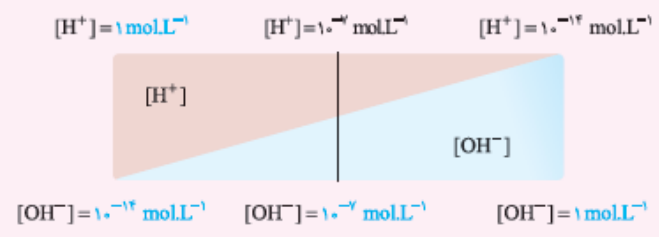
$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow 10^{-14} \times [OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = 1 \text{ M}$$

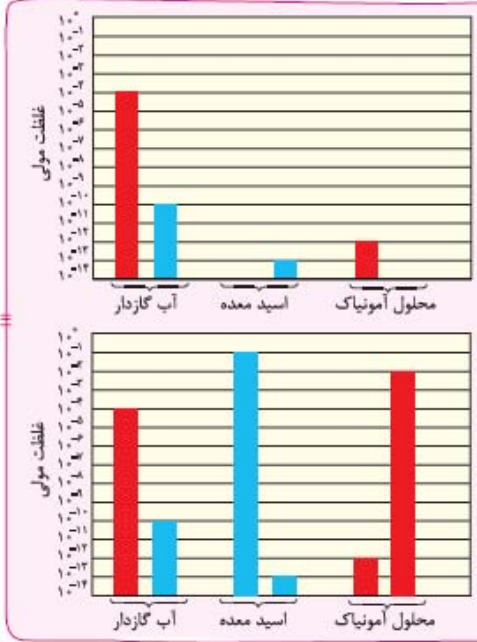
اگر غلظت H^+ برابر 10^{-7} مولار باشد:

حالا اگر غلظت OH^- خیلی کم و برابر 10^{-14} باشد، غلظت H^+ برابر است با:

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

بنابراین الگوی بالا به این شکل کامل می‌شود.





مثال در نمودار مقابل، برای محلول آمونیاک، ستون نشان‌دهنده غلظت یون هیدروکسید و برای اسید معده ستون نشان‌دهنده غلظت یون هیدرونیوم را رسم کنید. (با هم بیندیشیم صفحه ۲۷ کتاب درسی)

پاسخ با توجه به رابطه خودیونش آب در دمای اتاق داریم:

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

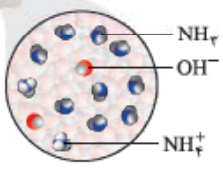
پس غلظت یون هیدرونیوم (H^+) برای اسید معده برابر است با:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-13}} = 10^{-1} = 0.1 M$$

غلظت یون هیدروکسید (OH^-) برای محلول آمونیاک برابر است با:

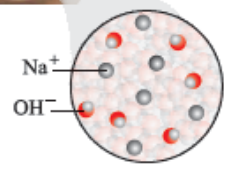
$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^{-2} = 0.01 M$$

بازهای محلول‌هایی با $7 < pH < 14$



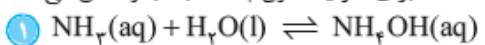
وقتی یک باز در آب حل می‌شود، غلظت یون هیدروکسید (OH^-) را افزایش می‌دهد و باعث می‌شود که غلظت OH^- بیشتر از H^+ شود. ($[OH^-] > [H^+]$) به همین دلیل pH محلول بازها در دمای اتاق بین ۷ تا ۱۴ است.

بازهای معروفی مثل سود سوزآور (سدیم هیدروکسید NaOH) و پتاس سوزآور (پتاسیم هیدروکسید KOH)، بسیار قوی هستند، آن‌قدر قوی که جزء مواد خورنده به حساب می‌آیند. بازهای قوی در آب به طور کامل یونیده شده و OH^- تولید می‌کنند.

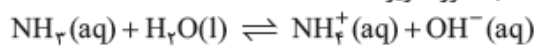
$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$


ولی بعضی از بازها مثل آمونیاک (NH_3) باز ضعیف هستند و در آب به طور جزئی یونیده می‌شوند و در محلول آن‌ها علاوه بر مقدار کمی یون هیدروکسید (OH^-) مقدار زیادی مولکول‌های آمونیاک حل‌شده وجود دارد.

در کتاب درسی معادله یونش بازهای ضعیف دو مرحله در نظر گرفته شده است. به این صورت که مثلاً برای آمونیاک اول NH_3 با آب واکنش می‌دهد (حل می‌شود).



بعد NH_4OH در آب یونیده شده و یون هیدروکسید (OH^-) تولید می‌کند. ولی بد نیست بدانید که در محلول آبی آمونیاک NH_4OH نداریم و معادله یونش NH_3 به صورت زیر است:



این واکنش تعادلی هم مثل بقیه ثابت تعادل دارد، به ثابت تعادل بازها، ثابت یونش باز گفته و آن را با K_b نشان می‌دهیم. و از آن‌جا که H_2O در این معادله مایع (l) است و غلظت مواد مایع در دمای ثابت تغییر نمی‌کند، در رابطه ثابت یونش بازها، H_2O ظاهر نمی‌شود. بنابراین:

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

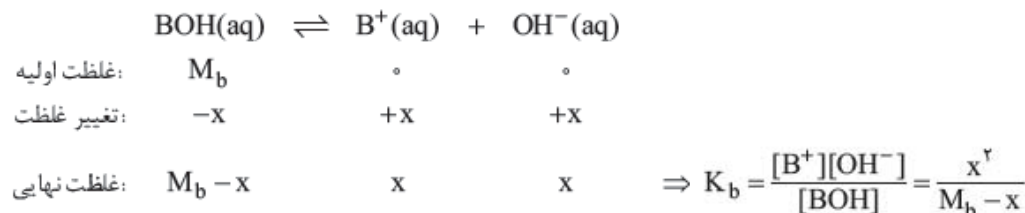
هر چه K_b برای یک باز بزرگ‌تر باشد، غلظت یون هیدروکسید (OH^-) بیشتر شده و باز قوی‌تر است.

۱- کتاب درسی، تیر این قسمت رو این‌جوری آورده ولی در متنش این‌که بگیریم $pH < 7$ از ما نشنیده بگیرید ولی معلول‌های اسیدی با pH کم‌تر از صفر و معلول‌های بازی با pH بیشتر از ۱۴ هم داریم. آگه گفتین چه پوری؟



رابطه بین K_b و M_b ، $[OH^-]$

برای بازها هم می‌توانیم ثابت یونش (K_b) را برحسب غلظت یون‌ها بنویسیم. اگر یک باز را به طور کلی با فرمول BOH نمایش دهیم، خواهیم داشت:



برای بازهای ضعیف ($\alpha < 0.05$ یا $K_b < 10^{-5}$) می‌توانیم از x در مقابل M_b صرف‌نظر کنیم و رابطه تقریبی K_b را به صورت زیر بنویسیم:

رابطه تقریبی: $K_b = \frac{x^2}{M_b}$

$(K_b > 10^{-5}$ یا $\alpha > 0.05$) رابطه دقیق: $K_b = \frac{[OH^-]^2}{M_b - [OH^-]}$ ، $(K_b > 10^{-5}$ یا $\alpha > 0.05$) رابطه تقریبی: $K_b = \frac{[OH^-]^2}{M_b}$

● اگر در تستی، مقدار دقیق یک کمیت را با توجه به رابطه بالا خواستند، از رابطه دقیق استفاده می‌کنیم ولی اگر بر محاسبه تقریبی تأکید کردند می‌توانیم از رابطه تقریبی استفاده کنیم.

رابطه بین K_b و M_b ، α

اگر درجه یونش آن برابر α باشد، داریم:

$\alpha = \frac{\text{غلظت یونیده شده}}{\text{غلظت حل شده}} \Rightarrow \alpha = \frac{x}{M_b} \Rightarrow x = [OH^-] = \alpha M_b$

بنابراین می‌توانیم K_b را برحسب α و M_b بنویسیم:

نکته برای بازهای ضعیف ($\alpha < 0.05$ یا $K_b < 10^{-5}$) معمولاً می‌توانیم از α در مقابل ۱ صرف‌نظر کنیم، پس رابطه تقریبی $K_b = \alpha^2 M_b$ به صورت زیر درمی‌آید.

رابطه تقریبی: $K_b = \alpha^2 M_b$

$(K_b > 10^{-5}$ یا $\alpha > 0.05$) رابطه دقیق: $K_b = \frac{\alpha^2 M_b}{1 - \alpha}$ ، $(K_b < 10^{-5}$ یا $\alpha < 0.05$) رابطه تقریبی: $K_b = \alpha^2 M_b$

اگر صورت تست مقدار دقیق یک کمیت را خواست از رابطه دقیق استفاده کرده و اگر مقدار تقریبی را خواست از رابطه تقریبی استفاده می‌کنیم.

نکته این‌جا هم با توجه به رابطه $K_b = \alpha^2 M_b$ ، در دمای معین چون K_b ثابت است، هر چه غلظت یک باز بیشتر شود (M_b بیشتر)، درجه یونش آن کاهش می‌یابد (α کم‌تر). $K_b = \alpha^2 M_b \Rightarrow M_b \uparrow \rightarrow \alpha \downarrow$

تست اگر ۰/۹ گرم از باز ضعیف BOH (s) با جرم مولی ۴۵ گرم بر مول و درصد تفکیک ۳٪ به ۱۰۰ میلی‌لیتر آب اضافه شود، غلظت یون هیدروکسید و ثابت یونش بازی برحسب مول بر لیتر به تقریب کدام است؟

(۱) $3/6 \times 10^{-4}$ - ۰/۰۰۶ (۲) $3/6 \times 10^{-4}$ - ۰/۰۰۶ (۳) $1/8 \times 10^{-4}$ - ۰/۰۰۳ (۴) $1/8 \times 10^{-4}$ - ۰/۰۰۶

پاسخ اول غلظت باز BOH را حساب می‌کنیم.

$n_{BOH} = \frac{0.9 \text{ g}}{45 \text{ g/mol}} = 0.02 \text{ mol}$ ، $V = 100 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.1 \text{ L}$

$M_b = \frac{0.02 \text{ mol}}{0.1 \text{ L}} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$

$[OH^-] = \alpha M_b = 0.03 \times 0.2 = 0.006 \text{ mol.L}^{-1}$ بنابراین غلظت یون هیدروکسید برابر است با:

و همچنین ثابت یونش بازی به طور تقریبی برابر می‌شود با:

گزینه ۴ درست است.

اگر در محلولی از آمونیاک، غلظت OH^- برابر 10^{-4} مول بر لیتر باشد، pH آن برابر است با:

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

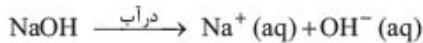
$\Rightarrow [H^+] = 10^{-10} \Rightarrow pH = -\log[H^+] = -\log(10^{-10}) = 10$

آموزش شگفت‌انگیز

شیمی دوازدهم



در محلول ۱ مولار سدیم هیدروکسید، غلظت OH^- برابر با ۱ مولار خواهد بود، چون یونیده شدن به طور کامل انجام می‌شود.



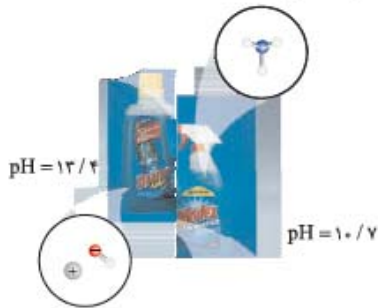
غلظت اولیه: ۱M
غلظت نهایی: ۰

بنابراین pH آن برابر است با: $[\text{OH}^-] = 1\text{M} \Rightarrow [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}^+] \times 1 = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-14}$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(10^{-14}) = 14$$

پس *تابلونه* که هر چه غلظت یون هیدروکسید ($[\text{OH}^-]$) بیشتر باشد، pH محلول بزرگتر بوده و به ۱۴ نزدیک‌تر است.

بازها در زندگی روزانه ما کاربردهای خیلی زیادی دارند، مثلاً همین محلول‌های شیشه‌پاک‌کن یا بعضی از لوله‌بازکن‌ها محلول‌های بازی هستند.



مولکول‌ها در خدمت تندرستی



مثال شکل‌های مقابل رسانایی الکتریکی دو محلول بازی را نشان می‌دهند. با توجه به آن به پرسش‌های زیر پاسخ دهید. (فوز را بیازمایید صفحه ۲۹ کتاب درسی)

آ) کدام محلول نشان‌دهنده باز ضعیف‌تری است؟ چرا؟

ب) پیش‌بینی کنید کدام محلول می‌تواند به عنوان لوله‌بازکن استفاده شود؟ چرا؟

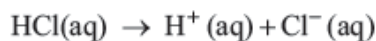
پاسخ (۱) محلول (۲). از آن‌جا که رسانایی محلول (۲) ضعیف‌تر است می‌فهمیم که یون‌های کمی در محلول وجود داشته و باز به میزان کمی یونیده شده است، پس باز ضعیف است.

ب محلول (۱). چون رسانایی محلول (۱) زیاد است، یعنی باز قوی در محلول وجود دارد و از آن‌جا که بازهای قوی خورنده هستند می‌توانند موادی که باعث گرفتگی لوله‌ها شده‌اند را بخورند و لوله‌ها را باز کنند.

تا حالا در سؤال‌هایی که برای محاسبه pH محلول بررسی می‌کردیم، $[\text{H}^+]$ یا $[\text{OH}^-]$ را به ما می‌دادند. ولی زندگی همیشه هم آن‌قدر شیرین نیست! بعضی وقت‌ها باید غلظت H^+ یا OH^- را خودمان حساب کنیم.

محاسبه pH اسیدهای قوی

اسیدهای قوی در آب به طور کامل یونیده شده و یون هیدرونیوم (H^+) تولید می‌کنند، مثلاً هیدروکلریک اسید، یک اسید قوی است. وقتی HCl را در آب بریزیم به طور کامل به یون‌های هیدرونیوم و کلرید یونیده می‌شود. اگر غلظت اولیه HCl ، M_a مول بر لیتر باشد، با توجه به روابط استوکیومتری می‌توانیم بنویسیم:



غلظت اولیه: M_a
غلظت نهایی (پس از یونش): ۰

بنابراین: $[\text{H}^+] = [\text{HCl}]_{\text{اولیه}} = M_a \text{ mol.L}^{-1}$, $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log M_a$

نکته اسیدهای قوی را تک‌ظرفیتی در نظر می‌گیریم، مگر این‌که در صورت سؤال ذکر شود که اسید چند ظرفیتی است.

مثال pH محلولی از هیدروکلریک اسید در آب، در دمای 25°C برابر ۲ است.

آ) غلظت اولیه HCl این محلول چقدر بوده است؟

ب) غلظت $\text{OH}^-(\text{aq})$ در این محلول را محاسبه کنید.



محاسبه pH بازهای قوی

بازهای قوی در آب به طور کامل یونیده می‌شوند و یون هیدروکسید (OH^-) تولید می‌کنند. نکته: یک تفاوتی که بازهای قوی دارند این است که بعضی از بازهای قوی چندظرفیتی هستند، به همین دلیل در محاسبه غلظت OH^- باید به ظرفیت باز هم توجه کنیم.

وقتی باز قوی X(OH)_b را در آب بریزیم به طور کامل به یون‌های OH^- و X^{b+} یونیده می‌شود. اگر غلظت اولیه باز X(OH)_b مول بر لیتر باشد، با توجه به روابط استوکیومتری داریم:



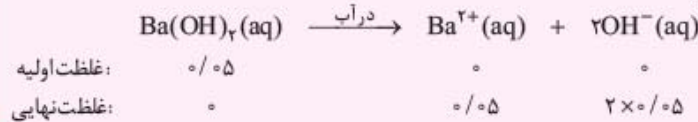
بنابراین: $[\text{OH}^-] = bM_b$ در بازهای قوی

با توجه به غلظت OH^- و رابطه آن با $[\text{H}^+]$ می‌توانیم غلظت H^+ و در پی آن pH محلول را حساب کنیم:

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

مثال pH محلول $5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ باریم هیدروکسید Ba(OH)_2 در آب را حساب کنید. (نهایی ۱۵)

پاسخ باریم هیدروکسید یک باز دوظرفیتی است بنابراین داریم:



$[\text{OH}^-] = 2 \times 0/05 = 0/1 \text{ mol.L}^{-1}$ بنابراین:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{0/1} = 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$$

با توجه به رابطه روبه‌رو داریم:

$$\Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(10^{-13}) = -(-13) = 13$$

مثال اگر در ۱۰۰ میلی‌لیتر از یک محلول ۰/۰۲ مول از پتاسیم هیدروکسید وجود داشته باشد، pH سنج دیجیتالی، چه عددی را برای این محلول نشان می‌دهد؟

پاسخ اول غلظت اولیه KOH را حساب می‌کنیم:

$$n_{\text{KOH}} = 0/02 \text{ mol}, V = 100 \text{ mL} = 0/1 \text{ L}$$

$$[\text{KOH}]_{\text{اولیه}} = \frac{0/02 \text{ mol}}{0/1 \text{ L}} = 0/2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$\text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ KOH باز قوی بوده و به طور کامل در آب یونیده می‌شود. بنابراین:

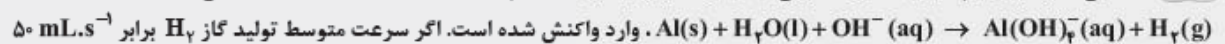


غلظت OH^- برابر با ۰/۲ مول بر لیتر می‌شود پس pH محلول برابر می‌شود با:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow [\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{0/2} = 5 \times 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(5 \times 10^{-14}) = -\log(5) - \log(10^{-14}) = (-0/7) + 14 = 13/3$$

تست مقداری فلز آلومینیم در یک ظرف دارای ۲ لیتر محلول ۱ مولار سدیم هیدروکسید انداخته شده و طبق معادله (موازنه‌نشده):



باشد، pH محلول در ثانیه چندم پس از آغاز واکنش، به ۱۳ می‌رسد؟ (حجم مولی گازها در شرایط واکنش، برابر ۲۵ L است. فرض کنید فرآورده محلول در آب، خاصیت بازی چندانی ندارد.) (سراسری تهرانی ۹۷)

۱۳۵۰ (۴)

۱۱۰۰ (۳)

۶۷۵ (۲)

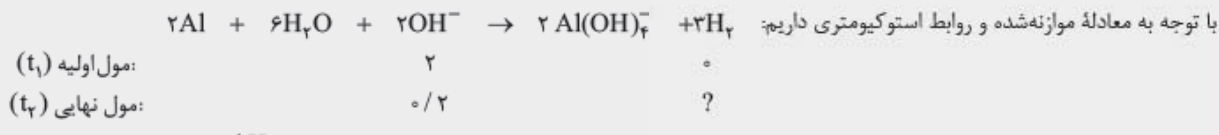
۱۵۰ (۱)



پاسخ تعداد مول اولیه OH^- برابر است با: $2 \text{ L NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH}} \times \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol NaOH}} = 2 \text{ mol OH}^-$

وقتی pH برابر 13 باشد، غلظت H^+ و در پی آن غلظت OH^- برابر است با: $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-13} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-13}} = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$

بنابراین تعداد مول ثانویه OH^- برابر می‌شود با: $[\text{OH}^-] = \frac{n}{V} \Rightarrow 0.1 = \frac{n_{\text{OH}^-}}{2} \Rightarrow n_{\text{OH}^-} = 0.2 \text{ mol}$



1/8 مول OH^- مصرف شده است، پس تعداد مول H_2 تولیدشده برابر است با: $1/8 \text{ mol OH}^- \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol OH}^-} = 3/16 \text{ mol H}_2$

با توجه به حجم مولی گازها در این شرایط، حجم گاز H_2 تولیدی به دست می‌آید. حالا با توجه به سرعت تولید گاز هیدروژن، می‌توانیم t_2 را حساب کنیم: $3/16 \text{ mol H}_2 \times \frac{25 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 27 \times 25 \times 1000 \text{ mL H}_2$

گزینه 4 درست است. $R_{(\text{H}_2)} = \frac{\text{حجم H}_2 \text{ تولیدی}}{\text{زمان تولید}} \Rightarrow 50 \text{ mL.s}^{-1} = \frac{27 \times 25 \times 1000}{(t_2 - 0)} \Rightarrow t_2 = \frac{27 \times 25 \times 1000}{50} = \frac{27 \times 13/5 \times 1000}{2} = 1350 \text{ s}$

تست یک نوع ماهی می‌تواند در pH بین 6 تا 8 زنده بماند. اگر حجم آب آکواریوم نگهداری این ماهی، 20 L بوده و در حالت خنثی باشد، افزودن کدام مورد، سبب مرگ ماهی می‌شود؟

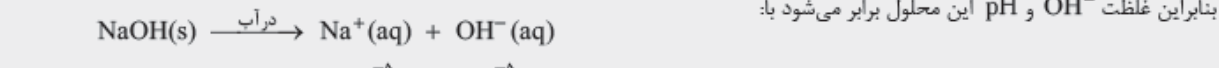
- (1) 20 میلی‌لیتر محلول 10^{-3} مولار هیدروبرمیک اسید
 (2) 100 میلی‌لیتر محلول 10^{-4} مولار هیدروکلریک اسید
 (3) 100 میلی‌لیتر محلول 0.1 مولار سدیم هیدروکسید
 (4) 50 میلی‌لیتر محلول 8×10^{-5} مولار باریم هیدروکسید

پاسخ باید pH حاصل از افزودن هر گزینه را حساب کنیم. اگر pH خارج از محدوده 6 تا 8 باشد، سبب مرگ ماهی می‌شود. با اضافه کردن 100 میلی‌لیتر محلول 0.1 مولار سدیم هیدروکسید، 10^{-3} مول NaOH اضافه کرده‌ایم:

$100 \text{ mL NaOH} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{0.1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH}} = 10^{-3} \text{ mol NaOH}$

می‌توانیم از حجم 100 میلی‌لیتر اضافه شده در مقابل 20 لیتر حجم آب آکواریوم صرف‌نظر کنیم، بنابراین غلظت NaOH در محلول نهایی برابر است با:

$M_{\text{NaOH}} = \frac{n}{V_{\text{نهایی}}} = \frac{10^{-3} \text{ mol}}{20 \text{ L}} = \frac{1}{2} \times 10^{-4} = 5 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$



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

$\Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(2 \times 10^{-10}) = -(\log 2 + \log 10^{-10}) = -(0.3 + (-10)) = 9.7$

بررسی سایر گزینه‌ها: 1) تعداد مول HBr برابر است با: $20 \text{ mL HBr} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{10^{-2} \text{ mol HBr}}{1 \text{ L HBr}} = 2 \times 10^{-5} \text{ mol HBr}$

غلظت نهایی HBr: $M_{\text{HBr}} = \frac{n}{V} = \frac{2 \times 10^{-5}}{20} = 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$

$[\text{H}^+] = [\text{HBr}]_{\text{اولیه}} = 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-6} = 6$

2) تعداد مول HCl: $100 \text{ mL HCl} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{10^{-4} \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl}} = 10^{-5} \text{ mol HCl}$

غلظت نهایی HCl: $M_{\text{HCl}} = \frac{n}{V} = \frac{10^{-5}}{20} = 5 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

$[\text{H}^+] = [\text{HCl}]_{\text{اولیه}} = 5 \times 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} = -\log(5 \times 10^{-7}) = -(\log 5 + \log 10^{-7}) = -(0.7 + (-7)) = 6.3$



مولکول‌ها در خدمت تندرستی

$$50 \text{ mL Ba(OH)}_2 \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{8 \times 10^{-5} \text{ mol Ba(OH)}_2}{1 \text{ L Ba(OH)}_2} = 4 \times 10^{-6} \text{ mol Ba(OH)}_2 \quad \text{تعداد مول Ba(OH)}_2 \text{ (۴)}$$

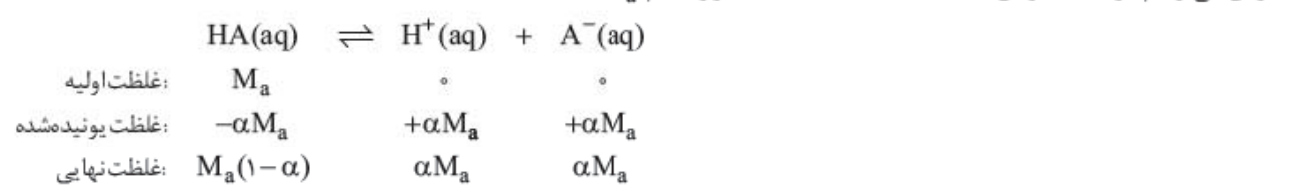
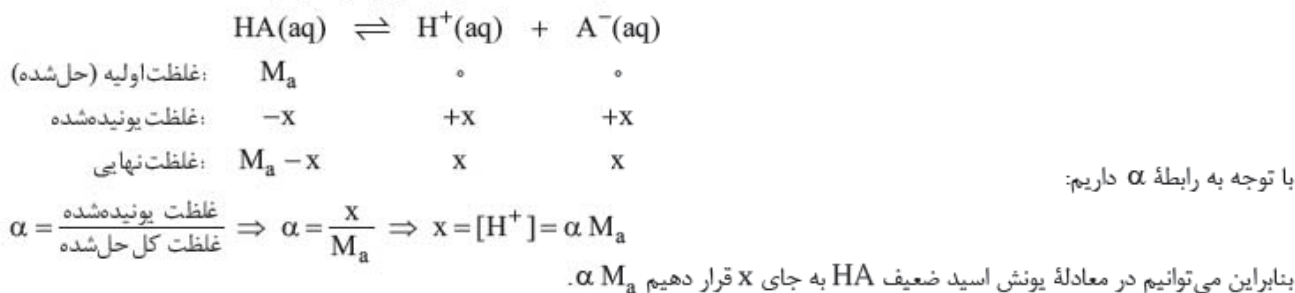
$$M_{\text{Ba(OH)}_2} = \frac{n}{V} = \frac{4 \times 10^{-6}}{20} = 2 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \quad \text{غلظت نهایی Ba(OH)}_2$$

$$[\text{OH}^-] = 2 \times [\text{Ba(OH)}_2]_{\text{اولیه}} = 2 \times 2 \times 10^{-7} = 4 \times 10^{-7} \Rightarrow [\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{4 \times 10^{-7}} = \frac{10^{-7}}{4} \text{ mol.L}^{-1} \quad \text{pH و } [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-7}}{4}\right) = -(\log 10^{-7} - \log 4) = -(\log 10^{-7} - 2 \log 2) = -((-7) - 2(0.3)) = 7/6 \quad \text{گزینه ۳ درست است.}$$

محاسبه pH اسیدهای ضعیف

اسیدهای ضعیف در آب به طور جزئی یونیده می‌شوند به طوری که یونیده شدن آن‌ها را با کمیتی به نام درجه یونش α بررسی می‌کردیم. اگر غلظت اولیه یک اسید ضعیف مثل HA برابر M_a و درجه یونش آن برابر α باشد با توجه به معادله یونش جزئی آن، داریم:



بنابراین: $[\text{H}^+] = \alpha M_a \rightarrow$ در اسیدهای ضعیف

بعد از محاسبه $[\text{H}^+]$ می‌توانیم به راحتی، pH محلول را هم حساب کنیم.

نکته همه اسیدهای ضعیف را به صورت تک‌ظرفیتی در نظر می‌گیریم.

نکته دقت داشته باشید که α در این روابط درجه یونش است نه درصد یونش! پس اگر درصد یونش را به شما دادند، اول آن را بر ۱۰۰ تقسیم کنید و بعد در این روابط قرار دهید.

(فرد را بیازمایید صفحه ۲۸ کتاب درسی)

مثال جدول زیر را کامل کنید.

نام محلول	غلظت محلول (مولار)	$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pH	درصد یونش
هیدروکلریک اسید	۰/۰۰۴
هیدروفلوئوریک اسید	۰/۰۰۴	۲/۵
نیتریک اسید	۳/۷
نمونه‌ای از آب یک دریاچه	۱۰/۵۲

پاسخ ردیف ۱: HCl اسید قوی است، بنابراین: $100\% = \text{درصد یونش } (\alpha\%)$

$$[\text{H}^+] = M_a = 0/004 \text{ M}, [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{0/004} = 2/5 \times 10^{-12} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(4 \times 10^{-3}) = -\log 4 - \log(10^{-3}) = \underbrace{-2 \log 2 + 3}_{-0/6} = 2/4$$

ردیف ۲: HF اسید ضعیف است با درصد یونش ۲/۵٪، پس:

$$[\text{H}^+] = \alpha M_a = 2/5 \times 10^{-2} \times 0/004 = 1 \times 10^{-4} \text{ M}, [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{1 \times 10^{-4}} = 10^{-10} \text{ M}$$

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



ردیف ۳: نیتریک اسید، اسید قوی است. پس در آن α برابر ۱ بوده و $\% \alpha$ برابر $\% 100$ است. از آن‌جا که pH در آن برابر $3/7$ است، پس $[H^+]$ برابر است با:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3/7} = 10^{-4} \times 10^{+1/7} = 10^{-4} \times 2 = 2 \times 10^{-4} \text{ M}$$

با توجه به رابطه $[H^+] = M_a$ برای اسیدهای قوی، غلظت اولیه HNO_3 هم 2×10^{-4} مولار بوده است.

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

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-10/52} = 10^{-11} \times 10^{+1/48} = 10^{-11} \times 3 = 3 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{3 \times 10^{-11}} = 3/33 \times 10^{-4} \text{ M}$$

پس جدول موردنظر به صورت زیر تکمیل می‌شود.

نام محلول	غلظت محلول	$[H^+]$	$[OH^-]$	pH	درصد یونش
هیدروکلریک اسید	0/004	0/004	$2/5 \times 10^{-12}$	2/4	100
هیدروفلوئوریک اسید	0/004	1×10^{-4}	1×10^{-10}	4	2/5
نیتریک اسید	2×10^{-4}	2×10^{-4}	5×10^{-11}	3/7	100
نمونه‌ای از آب یک دریاچه		3×10^{-11}	$3/33 \times 10^{-4}$	10/52	

نست pH محلول $2 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ هیدروکلریک اسید، چند برابر pH محلولی از یک اسید ضعیف HA با غلظت $0/005 \text{ mol.L}^{-1}$ و درصد تفکیک یونی 2/0 درصد است؟

- ۱) 0/74 ۲) 0/85 ۳) 1/25 ۴) 2/15

پاسخ اول pH محلول HCl را حساب می‌کنیم:

$$[H^+] = M_a = 2 \times 10^{-4} \Rightarrow pH = -\log[H^+] = -\log(2 \times 10^{-4}) = -\log 2 - \log 10^{-4} = -0/3 + 4 = 3/7$$

غلظت H^+ در اسید ضعیف HA برابر است با: $[H^+] = \alpha M_a = 2 \times 10^{-4} \times 0/005 = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$

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

بنابراین pH آن برابر 5 است. نسبت pH محلول HCl به pH محلول HA برابر است با:

$$\frac{3/7}{5} = \frac{0/74}{10} = 0/74$$

گزینه ۱ درست است.

نست اگر pH محلول اسید ضعیف HA که در هر میلی‌لیتر آن $2/5 \times 10^{-7}$ مول از آن وجود دارد، برابر 5 باشد، درصد تفکیک یونی آن در شرایط آزمایش، کدام است؟

- ۱) 0/4 ۲) 0/2 ۳) 4 ۴) 2

پاسخ اول غلظت محلول HA را حساب می‌کنیم:

$$[HA] = \frac{2/5 \times 10^{-7} \text{ mol}}{0/001 \text{ L}} = 2/5 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

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

اگر pH برابر 5 باشد غلظت H^+ در آن برابر 10^{-5} خواهد بود.

بنابراین به سادگی درجه یونش حساب می‌شود:

$$[H^+] = \alpha M_a \Rightarrow 10^{-5} = \alpha \times 2/5 \times 10^{-4} \Rightarrow \alpha = \frac{10^{-5}}{2/5 \times 10^{-4}} = 4 \times 10^{-2} \Rightarrow (\% \alpha) = \alpha \times 100 = 4$$

گزینه ۳ درست است.

نست اگر مقدار α برای اسید HA برابر 10% باشد، pH محلول چند مولار آن، برابر 3 است و مقدار K_a آن با یکای mol.L^{-1} به تقریب کدام است؟

- ۱) 9×10^{-6} ، $1/11 \times 10^{-6}$ ۲) 1×10^{-2} ، $1/11 \times 10^{-6}$ ۳) 9×10^{-3} ، $1/11 \times 10^{-4}$ ۴) 1×10^{-2} ، $1/11 \times 10^{-4}$

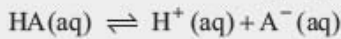
پاسخ وقتی pH برابر 3 باشد، غلظت H^+ برابر 10^{-3} است. پس غلظت اولیه اسید (M_a) برابر خواهد بود با:

$$[H^+] = \alpha M_a \Rightarrow 10^{-3} = 0/1 \times M_a \Rightarrow M_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

تا این‌جا 1 و 3 می‌پره!



برای محاسبه K_a ، کافی است تا غلظت‌های تعادلی گونه‌ها را در عبارت ثابت یونش اسید جای گذاری کنیم:



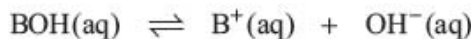
غلظت اولیه:	۰/۰۱	۰	۰
تغییر غلظت:	-۰/۰۰۱	+۰/۰۰۱	+۰/۰۰۱
غلظت نهایی:	9×10^{-3}	1×10^{-3}	1×10^{-3}

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{(1 \times 10^{-3}) \times (1 \times 10^{-3})}{9 \times 10^{-3}} = \left(\frac{1}{9}\right)^{1/2} \times 10^{-3} = 1/11 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

گزینه ۴ درست است.

محاسبه pH بازهای ضعیف

بازهای ضعیف به طور جزئی در آب یونیده می‌شوند. اگر غلظت اولیه باز ضعیف تک‌ظرفیتی BOH برابر M_b و درجه یونش آن برابر α باشد، داریم:



غلظت اولیه (حل شده):	M_b	۰	۰
تغییر غلظت (غلظت یونیده شده):	-x	+x	+x
غلظت نهایی:	$M_b - x$	x	x

$$\alpha = \frac{\text{غلظت یونیده شده}}{\text{غلظت کل حل شده}} \Rightarrow \alpha = \frac{x}{M_b} \Rightarrow x = [OH^-] = \alpha M_b$$

با توجه به رابطه α داریم:

بنابراین: در بازهای ضعیف $[OH^-] = \alpha M_b$

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

بعد از محاسبه $[OH^-]$ می‌توانیم $[H^+]$ و در پی آن pH را حساب کنیم.

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

(سراسری ریاضی ۹۳)

۸ (۴)	۴ (۳)	۲ (۲)	۱ (۱)
-------	-------	-------	-------

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

پاسخ pH برابر ۱۱ است؛ یعنی:

در باز ضعیف، درصد تفکیک برابر ۲٪ است، یعنی α برابر ۰/۰۲ است، پس داریم:

$$[OH^-] = \alpha M_b \Rightarrow 10^{-3} = 0/02 \times M_b \Rightarrow M_b = \frac{10^{-3}}{0/02} = \frac{1}{20} \text{ mol.L}^{-1}$$

حجم محلول = $\frac{1}{4}$ L ، جرم مولی BOH = 80 g/mol

حال می‌توانیم جرم BOH را به ازای ۲۵۰ میلی‌لیتر محلول حساب کنیم:

$$? \text{ g BOH} = \frac{1}{4} \text{ L} \times \frac{1}{20} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times \frac{80 \text{ g BOH}}{1 \text{ mol}} = 1 \text{ g BOH}$$

گزینه ۱ درست است.

محاسبه pH پس از رقیق یا غلیظ کردن محلول اسید قوی یا باز قوی

در بعضی از سؤال‌ها، معمولاً یک اسید قوی یا باز قوی را با تغییر مقدار آب، رقیق یا غلیظ می‌کنند. برای محاسبه pH محلول نهایی می‌توانیم فرایندهای رقیق کردن و غلیظ کردن را جداگانه بررسی کنیم.

آ رقیق کردن: هر چه محلول یک اسید قوی را رقیق‌تر کنیم، غلظت یون هیدرونیوم (H^+) در آن کاهش یافته و بنابراین pH افزایش می‌یابد. هر چه محلول یک باز قوی را رقیق‌تر کنیم، غلظت یون هیدروکسید (OH^-) در آن کاهش یافته و pH محلول کاهش می‌یابد.

نکته رابطه pH با غلظت H^+ یا OH^- رابطه لگاریتمی در مبنای ۱۰ است، بنابراین:

اگر محلول یک اسید قوی را 10^n بار رقیق کنیم، غلظت H^+ آن 10^n بار کم‌تر شده و pH آن n واحد بیشتر می‌شود.

$$[H^+] = 10^{-x} \Rightarrow pH = -\log 10^{-x} = x \xrightarrow{\text{۱۰}^n \text{ بار رقیق‌تر}} [H^+] = \frac{10^{-x}}{10^n} = 10^{-x-n}$$

$$\Rightarrow pH = -\log 10^{-x-n} = x + n \Rightarrow \Delta pH = +n$$



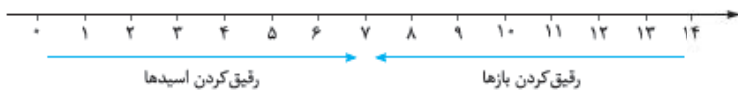
اگر محلول یک باز قوی را 10^n بار رقیق کنیم، غلظت OH^- آن 10^n بار کم‌تر شده و pH آن n واحد کم‌تر می‌شود.

$$[OH^-] = 10^{-x} \Rightarrow [H^+] = 10^{-14+x} \Rightarrow pH = -\log 10^{-14+x} = 14 - x \xrightarrow{10^n \text{ بار رقیق‌تر}} [OH^-] = \frac{10^{-x}}{10^n} = 10^{-x-n}$$

$$\Rightarrow [H^+] = 10^{-14+x+n} \Rightarrow pH = -\log 10^{-14+x+n} = 14 - x - n \Rightarrow \Delta pH = -n$$

اگر حال و فاصله ندراری که از روابط بالا حساب و کتاب کنی، می‌تونی خیلی راحت از نکته پایین استفاده کنی.

نکته اگر محلول‌های اسید قوی یا باز قوی را 10^n بار رقیق کنیم، pH محلول n واحد به 7 نزدیک می‌شود. مثلاً اگر محلول HNO_3 را 10^n بار رقیق کنیم، pH آن n واحد زیاد شده و به 7 نزدیک می‌شود.



ب) غلیظ کردن: غلیظ کردن دقیقاً برعکس رقیق کردن است.

با غلیظ کردن محلول اسید قوی، غلظت یون هیدرونیوم (H^+) بیشتر شده و pH کاهش می‌یابد. اگر محلول یک اسید قوی 10^n بار غلیظ شود، غلظت $[H^+]$ آن 10^n بار بیشتر شده و pH آن n واحد کم‌تر می‌شود.

$$[H^+] = 10^{-x} \Rightarrow pH = -\log 10^{-x} = x \xrightarrow{10^n \text{ بار غلیظ‌تر}} [H^+] = 10^{-x} \times 10^n = 10^{-x+n} \Rightarrow pH = -\log 10^{-x+n} = x - n$$

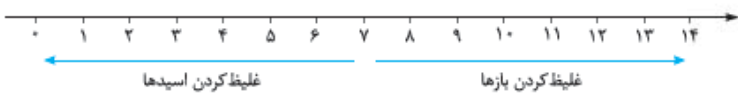
$$\Delta pH = -n$$

با غلیظ کردن محلول باز قوی، غلظت یون هیدروکسید (OH^-) بیشتر شده و pH آن افزایش می‌یابد. اگر محلول یک باز قوی را 10^n بار غلیظ کنیم، غلظت OH^- آن 10^n بار بیشتر شده و pH آن n واحد افزایش می‌یابد.

$$[OH^-] = 10^{-x} \Rightarrow [H^+] = 10^{-14+x} \Rightarrow pH = -\log 10^{-14+x} = 14 - x \xrightarrow{10^n \text{ بار غلیظ‌تر}} [OH^-] = 10^{-x} \times 10^n = 10^{-x+n}$$

$$\Rightarrow [H^+] = 10^{-14+x-n} \Rightarrow pH = -\log 10^{-14+x-n} = 14 - x + n \Rightarrow \Delta pH = +n$$

نکته اگر محلول‌های اسید قوی یا باز قوی را 10^n بار غلیظ کنیم، pH محلول آن n واحد از 7 دور می‌شود. مثلاً اگر محلول $NaOH$ را 10^n بار غلیظ کنیم، pH آن n واحد زیاد شده و به 7 دور می‌شود.



نکته برای محاسبه تغییر pH، اول مرتبه رقیق یا غلیظ شدن را به صورت 10^n می‌نویسیم، بعد pH آن را n واحد را تغییر می‌دهیم. مثلاً اگر یک محلول 2 بار رقیق شده باشد، اول عدد 2 را به صورت $10^{0.3}$ می‌نویسیم و بعد pH را از $7/3$ به 7 نزدیک می‌کنیم.

مرتبه رقیق یا غلیظ شدن	10^n	10^2	5 (یا $10^{0.7}$)	2 (یا $10^{0.3}$)
تغییر pH	n	2	0.7	0.3

نکته همه این روابط فقط برای اسید قوی یا باز قوی کاربرد دارد.

نست اگر به حجم معینی از محلول 0.2 مولار سدیم هیدروکسید، همان حجم آب مقطر اضافه شود، pH آن از به می‌رسد که برابر pH محلول مولار آن است.

(سراسری ریاضی ۸۹)

$$0.1 - 13 - 13/3 \quad 0.01 - 12/3 - 13/3 \quad 0.1 - 12/7 - 13/7 \quad 0.01 - 12/7 - 13/7$$

پاسخ سدیم هیدروکسید ($NaOH$) باز قوی است، بنابراین غلظت OH^- در محلول آن برابر است با:

$$[OH^-] = M_b = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{0.2} = 5 \times 10^{-14} \Rightarrow pH = -\log(5 \times 10^{-14}) = -\log 5 - \log 10^{-14} = -0.7 + 14 = 13.3$$

وقتی به همان حجم آب مقطر اضافه کنیم یعنی حجم 2 برابر یا $10^{0.3}$ برابر می‌شود. بنابراین pH باز به اندازه 0.3 کم می‌شود. (به 7 نزدیک می‌شود.)

$$\xrightarrow{10^{0.3} \text{ برابر}} \Delta pH = -n \Rightarrow \Delta pH = -0.3 \Rightarrow pH_f = 13$$

اگر pH برابر 13 باشد غلظت محلول سدیم هیدروکسید برابر است با:

$$pH = 13 \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-13} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-13}} = 0.1 \xrightarrow{[OH^-] = bM_b} M_b = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$$

راه دررو: اگر این سؤال را از آخر به اول حل می‌کردیم می‌دیدیم که فقط (4) می‌تونه جواب باشه، چون:

$$(3) \text{ و } (1) \text{ بررسی: } M_b = 0.01 \Rightarrow [OH^-] = bM_b = 1 \times 0.01 \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{0.01} = 10^{-12} \Rightarrow pH = 12 \quad \times$$

$$(4) \text{ و } (2) \text{ بررسی: } M_b = 0.1 \Rightarrow [OH^-] = bM_b = 1 \times 0.1 \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{0.1} = 10^{-13} \Rightarrow pH = 13 \Rightarrow$$

گزینه 4 درست است.



رابطه بین $[H^+]$ و K_a و همچنین رابطه بین $[H^+]$ و pH را جداگانه بررسی کردیم. در بعضی از سؤال‌ها برای یک اسید ضعیف K_a را می‌دهند و pH را می‌خواهند. برای حل این سؤال‌ها:

۱ با توجه به رابطه $[H^+]$ ، K_a و M_a ، غلظت H^+ را حساب می‌کنیم. (یا تقریبی یا دقیق. با توجه به صورت سؤال)

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{M_a - [H^+]}, \quad (K_a < 10^{-5} \text{ یا } \alpha < 0.05) \text{ رابطه تقریبی}$$

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{M_a}, \quad (K_a > 10^{-5} \text{ یا } \alpha > 0.05) \text{ رابطه دقیق}$$

۲ بعد با استفاده از غلظت H^+ ، pH را حساب می‌کنیم.

(سراسری ریاضی ۹۱)

تست pH تقریبی محلول 0.1 mol.L^{-1} اسید ضعیف HA با $K_a = 10^{-5}$ ، کدام است؟

- ۲ (۱) ۳ (۲) ۴ (۳) ۵ (۴)

پاسخ صورت تست گفته است pH تقریبی! پس از رابطه تقریبی غلظت H^+ را حساب می‌کنیم.

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{M_a} \Rightarrow 10^{-5} = \frac{[H^+]^2}{0.1} \Rightarrow [H^+]^2 = 10^{-6} \Rightarrow [H^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

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

حالا pH برابر است با:

گزینه ۲ درست است.

تست pH محلول 0.2 mol.L^{-1} اسید ضعیف HA که K_a آن برابر 10^{-1} مول بر لیتر است، کدام است؟

- ۵/۷ (۱) ۱ (۲) ۱/۲۵ (۳) ۱/۷ (۴)

پاسخ صورت سؤال حرفی از تقریب نزد، پس باید به طور دقیق غلظت H^+ را حساب کنیم.

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{M_a - [H^+]} \Rightarrow 10^{-1} = \frac{x^2}{0.2 - x} \Rightarrow 0.2 - 0.1x = x^2 \Rightarrow x^2 + 0.1x - 0.2 = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{\Delta}}{2a} \left\{ \begin{array}{l} x = \frac{-0.1 + \sqrt{0.1^2 - 4 \times (1) \times (-0.2)}}{2} = \frac{-0.1 + \sqrt{0.1 + 0.8}}{2} = \frac{-0.1 + 0.9}{2} = \frac{0.8}{2} = 0.4 \checkmark \\ x = \frac{-0.1 - \sqrt{0.1^2 - 4 \times (1) \times (-0.2)}}{2} = \text{منفی} \times \end{array} \right.$$

$$\Rightarrow x = [H^+] = 0.4 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 0.4 = 1$$

حالا به راحتی pH را به دست می‌آوریم:

گزینه ۲ درست است.

در بعضی سؤال‌ها هم K_a و pH را می‌دهد و ما باید M_a ، یا مواردی که مربوط به M_a است را حساب کنیم.

تست چند گرم تری کلرو اتانویک اسید (Cl_3CCOOH) ($K_a = 2/5 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$) را باید در یک لیتر آب حل کرد تا pH محلول به ۱

برسد؟ ($Cl = 35/5, O = 16, C = 12, H = 1: \text{g.mol}^{-1}$)

- ۶/۵۴ (۱) ۸/۱۷ (۲) ۱۶/۳۵ (۳) ۲۲/۸۹ (۴)

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

پاسخ pH برابر ۱ است، بنابراین:

حالا با استفاده از رابطه دقیق بین $[H^+]$ ، K_a و M_a ، غلظت اولیه اسید را حساب می‌کنیم.

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{M_a - [H^+]} \Rightarrow 2/5 \times 10^{-1} = \frac{(10^{-1})^2}{M_a - 10^{-1}} \Rightarrow 0.25 = \frac{0.01}{M_a - 0.1}$$

$$\Rightarrow 0.25M_a - 0.025 = 0.01 \Rightarrow 0.25M_a = 0.035 \Rightarrow M_a = 0.035 \times 4 = 0.14 \text{ mol.L}^{-1}$$

حالا با توجه به جرم مولی تری کلرو اتانویک اسید (Cl_3CCOOH)، جرم آن را حساب می‌کنیم.

$$\text{جرم مولی } Cl_3CCOOH = 3(35/5) + 2(12) + 2(16) + 1(1) = 163/5 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$1 \text{ L محلول} \times \frac{0.14 \text{ mol } Cl_3CCOOH}{1 \text{ L}} \times \frac{163/5 \text{ g } Cl_3CCOOH}{1 \text{ mol } Cl_3CCOOH} = 0.14 \times 163/5 = 22/89 \text{ g } Cl_3CCOOH$$

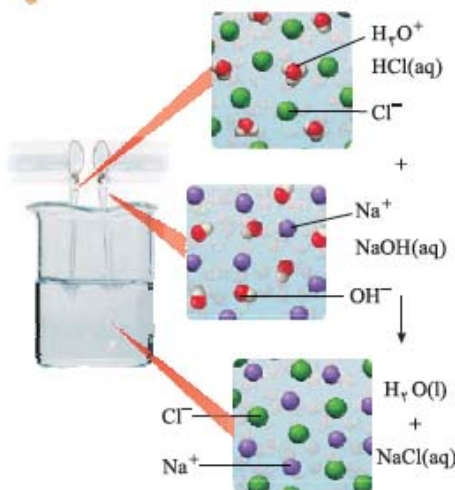
گزینه ۴ درست است.

آگه می‌خواهی مغزت با سر و کله زدن با کلی مسئله خرید عفشه بزنه! سؤال‌های ۳۷ تا ۴۶ تشریحی و ۶۲ تا ۸۸ تستی رو حل کن.

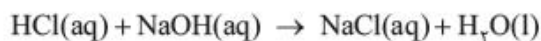


درس هفتم: شوینده های خورنده (صفحه های ۳۰ تا ۳۶ کتاب درسی)

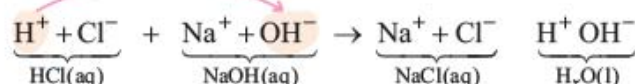
واکنش اسید-باز



یکی از رفتارهای جالب و بسیار پرکاربرد در اسیدها و بازها، واکنش شیمیایی بین آن‌ها است، شاید باورتون نشده ولی این واکنش خیلی خیلی پرکاربرده! مثلاً واکنش بین هیدروکلریک اسید (HCl) و سدیم هیدروکسید (NaOH) را خوب ببینید:



اگر بخواهیم از دید میکروسکوپی به این واکنش نگاه کنیم یک همچین اتفاقی رخ می‌دهد:

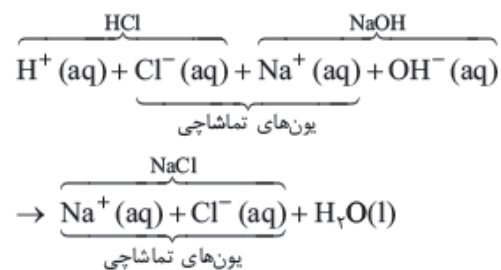


یون تماشاچی:

اگر به واکنش بالا خوب نگاه کنیم، می‌بینیم که یون‌های Cl^- و Na^+ تأثیر خاصی در واکنش انجام شده ندارند! یعنی هیچ فعل و انفعال شیمیایی روی آن‌ها انجام نمی‌شود. قبل از واکنش، Cl^- و Na^+ آزادانه در محلول می‌چرخیدند و بعد از واکنش هم همچنان در حال گردش هستند.

(همین بوری پیکار و پی‌عاری الکی الکی دارن می‌پرفتن واسه خوردشون!) به این یون‌ها که تأثیری در فعل و انفعال شیمیایی ندارند اصطلاحاً یون تماشاچی می‌گوییم.

نکته یون‌های تماشاچی را می‌توانیم در یک واکنش در نظر نگیریم و از دو طرف واکنش خط بزنیم؛ یعنی در واکنش بالا اتفاق اصلی واکنش، بین $H^+(aq)$ و $OH^-(aq)$ است که به $H_2O(l)$ تبدیل می‌شوند.



واکنش اصلی: $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$

واکنش خنثی‌شدن

به واکنش بین یک اسید و یک باز، واکنش خنثی‌شدن می‌گوییم. در واکنش خنثی‌شدن، اسید و باز باید به نسبت استوکیومتری با هم واکنش دهند. نسبت استوکیومتری بین یک اسید و یک باز هم به ظرفیت آن‌ها بستگی دارد.

ظرفیت اسیدی: به تعداد H^+ هایی که یک اسید می‌تواند آزاد کند، ظرفیت اسیدی (a) می‌گوییم.

ظرفیت بازی: به تعداد OH^- هایی که یک باز می‌تواند آزاد کند، ظرفیت بازی (b) می‌گوییم.

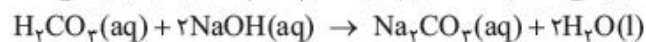
مثلاً ظرفیت اسیدهای HCl، H_2CO_3 و H_3PO_4 به ترتیب ۱، ۲ و ۳ بوده و ظرفیت بازهای NaOH و $Ba(OH)_2$ به ترتیب ۱ و ۲ است.

آب + نمک \rightarrow باز + اسید

نکته اسید و باز با هم واکنش می‌دهند و نمک و آب تولید می‌کنند.

با توجه به نکته بالا می‌توانیم واکنش بین اسیدها و بازها را نوشته و موازنه کنیم.

مثلاً اسید کربنیک (H_2CO_3) و سدیم هیدروکسید (NaOH) با هم واکنش می‌دهند و نمک سدیم کربنات (Na_2CO_3) و آب تولید می‌کنند.



آموزش شگفت‌انگیز

شیمی دوازدهم



تست اگر نسبت غلظت مولار یون هیدروکسید به یون هیدرونیوم در یک محلول باز قوی برابر 10^2 باشد، برای خنثی کردن 100 mL از این محلول، چند مول HCl نیاز است؟

(سراسری ریاضی ۹۶)

- (۱) 10^{-2} (۲) 5×10^{-2} (۳) 10^{-2} (۴) 5×10^{-2}

پاسخ با توجه به اطلاعات مسئله و K_w داریم:

$$\frac{[\text{OH}^-]}{[\text{H}^+]} = 10^2 \xrightarrow{[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}} \frac{[\text{OH}^-]}{\frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}} = 10^2 \Rightarrow \frac{[\text{OH}^-]}{10^{-14}} = 10^2 \Rightarrow \frac{[\text{OH}^-]^2}{10^{-14}} = 10^4 \Rightarrow [\text{OH}^-]^2 = 10^{-4}$$

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

حالا حساب می‌کنیم برای خنثی کردن 100 میلی‌لیتر از این محلول چند مول HCl لازم است. $\text{HCl(aq)} + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)}$

$$100 \text{ mL OH}^- \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{10^{-2} \text{ mol OH}^-}{1 \text{ L OH}^-} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol OH}^-} = 10^{-2} \text{ mol HCl}$$

گزینه ۳ درست است.

چند سؤال هم از واکنش اسیدهای ضعیف و بازها می‌بینیم، همان‌طور که می‌دانیم واکنش هر اسیدی با هر بازی را کامل در نظر می‌گیریم.

تست اگر درصد یونش یک محلول اتانویک اسید برابر ۲ درصد و pH آن برابر $2/7$ باشد، 25 میلی‌لیتر از آن با چند میلی‌لیتر محلول $0/05$ مولار آمونیاک واکنش می‌دهد؟

(سراسری ریاضی ۸۶)

- (۱) 15 (۲) 20 (۳) 25 (۴) 50

پاسخ اول غلظت اولیه اتانویک اسید را حساب می‌کنیم:

$$\% \alpha = \% 2 \Rightarrow \alpha = 0/02$$

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

$$[\text{H}^+] = \alpha M_a \Rightarrow 2 \times 10^{-3} = 0/02 \times M_a \Rightarrow M_a = 0/1 \text{ mol.L}^{-1}$$

می‌دانیم هم اسید و هم باز یک‌ظرفیتی هستند.

روش ۱ بنابراین حساب می‌کنیم چند میلی‌لیتر NH_3 لازم است تا با 25 میلی‌لیتر از اسید $0/1$ مولار واکنش دهد.

$$25 \text{ mL اسید} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{0/1 \text{ mol اسید}}{1 \text{ L اسید}} \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol اسید}} \times \frac{1 \text{ L NH}_3}{0/05 \text{ mol NH}_3} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 50 \text{ mL NH}_3$$

روش ۲ با توجه به اطلاعات، داریم:

$$aM_a V_a = bM_b V_b \Rightarrow 1 \times 0/1 \times 25 = 1 \times 0/05 \times V_b \Rightarrow V_b = 50 \text{ mL}$$

گزینه ۴ درست است.

تست اگر pH محلولی از یک اسید HA با درصد تفکیک یونی 10% برابر ۴ باشد، 50 mL از آن با چند میلی‌گرم سدیم هیدروژن کربنات (NaHCO_3) 80 درصد خالص واکنش می‌دهد؟ ($\text{H} = 1, \text{C} = 12, \text{O} = 16, \text{Na} = 23; \text{g.mol}^{-1}$)

(سراسری ریاضی ۸۸)

- (۱) $2/4$ (۲) $5/25$ (۳) $4/2$ (۴) $8/25$

پاسخ قدم اول، محاسبه غلظت اولیه اسید HA است.

$$\text{pH} = 4 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}, [\text{H}^+] = \alpha M_a \Rightarrow 10^{-4} = 0/1 \times M_a \Rightarrow M_a = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

واکنش انجام‌شده به صورت مقابل است:

روش ۱ در قدم دوم حساب می‌کنیم چند میلی‌گرم NaHCO_3 ناخالص برای واکنش با 50 میلی‌لیتر HA نیاز است:

$$50 \text{ mL HA} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{10^{-3} \text{ mol HA}}{1 \text{ L HA}} \times \frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{1 \text{ mol HA}} \times \frac{84 \text{ g NaHCO}_3}{1 \text{ mol NaHCO}_3} \times \frac{100 \text{ g خالص}}{80 \text{ g خالص}} \times \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}}$$

$$= \frac{50 \times 10^{-3} \times 84}{80} = 5/25 \text{ mg NaHCO}_3 \text{ (ناخالص)}$$

روش ۲ با استفاده از اطلاعات بالا داریم: (میلی‌گرم NaHCO_3 را x در نظر می‌گیریم)

$$a_n a = b_n b \Rightarrow 1 \times 10^{-3} \times \frac{50}{1000} = 1 \times \frac{x}{84} \times \frac{80}{100} \Rightarrow x = \frac{10^{-3} \times 50 \times 84 \times 100}{80} = 5/25 \text{ mg NaHCO}_3 \text{ (ناخالص)}$$

گزینه ۲ درست است.



مولکول‌ها در خدمت تندرستی

تست اگر pH محلول اسید ضعیف HA برابر ۳/۴ و درصد یونش آن برابر ۲/۵ باشد، غلظت مولار آن، کدام است و ۲۰۰ میلی‌لیتر از آن، چند مول سدیم هیدروکسید را خنثی می‌کند؟ (گزینه‌ها را از راست به چپ بخوانید. $\log 0.4 \approx -0.4$) (سراسری تیرگی ۹۶)

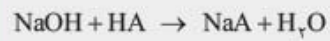
(۱) $1/4 \times 10^{-2}$ و $1/6 \times 10^{-2}$ (۲) $3/2 \times 10^{-2}$ و $1/4 \times 10^{-2}$ (۳) $1/6 \times 10^{-2}$ و $1/6 \times 10^{-2}$ (۴) $3/2 \times 10^{-2}$ و $1/6 \times 10^{-2}$

پاسخ با توجه به روابط روبرو، غلظت اولیه HA برابر است با:

$$\text{pH} = 3/4 \Rightarrow [H^+] = 10^{-3/4} = 10^{-3} \times 10^{-1/4} = 0.4 \times 10^{-3} = 4 \times 10^{-4}$$

$$[H^+] = \alpha M_a \Rightarrow 4 \times 10^{-4} = 2/5 \times 10^{-2} \times M_a \Rightarrow M_a = \frac{4 \times 10^{-4}}{2/5 \times 10^{-2}} = \frac{4 \times 5}{2} \times 10^{-2} = 10 \times 10^{-2} = 1/6 \times 10^{-2} \text{ M}$$

تا این‌جا می‌فهمیم که ① و ② جواب نیست!



واکنش HA و سدیم هیدروکسید به صورت مقابل است:

$$200 \text{ mL HA} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{1/6 \times 10^{-2} \text{ mol HA}}{1 \text{ L HA}} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HA}} = 3/2 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

بنابراین داریم: **روش ۱**

روش ۲

$$a n_a = b n_b \Rightarrow a M_a V_a = b n_b \Rightarrow 1 \times 1/6 \times 10^{-2} \times \frac{200}{1000} = 1 \times n_b \Rightarrow n_b = 3/2 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

گزینه ۴ درست است.

شوینده‌های خورنده چگونه عمل می‌کنند؟

تا حالا شده که لوله‌های خونتون بگیره؟ بعضی‌ها، موقع گرفتن لوله‌های خونشون از تلمبه‌های فشاری استفاده می‌کنن. تلمبه‌های فشاری با وارد کردن ضربه‌های مکانیکی، مسیر لوله را باز می‌کنند. بعضی وقت‌ها مسیر لوله جویری بسته شده که دیگر ضربه‌های مکانیکی جوابگو نیست و باید از شوینده‌های خورنده استفاده کنیم. ولی فب به نظرتون شوینده‌های فورنه‌پرا لوله رو باز می‌کنن؟ این مواد معمولاً خاصیت اسیدی یا بازی دارند و با موادی که مسیر لوله را بسته‌اند واکنش می‌دهند و اصطلاحاً آن‌ها را می‌خورند.

اگر مسیر یک لوله توسط اسید چرب (RCOOH(s)) بسته شده باشد می‌تونیم برای باز کردن مسیر این لوله از یک باز استفاده کنیم مثل محلول سدیم هیدروکسید (NaOH(aq)).

استفاده از NaOH برای این کار دو دلیل دارد:

① NaOH با اسید چرب جامد واکنش می‌دهد (مثل واکنش اسید و باز) و آن را به یک ماده محلول در آب تبدیل می‌کند. این شکلی اسید چرب رسوب، از دیواره لوله جدا می‌شه و میره تو فاضلاب!

② قیافه RCOONa یکم واستون آشنا نیست؟ همان‌طوره که تو اوایل فصل فورنیم، فرآورده RCOONa خودش یک نوع پاک‌کننده (صابون) است و می‌تواند کثیفی‌ها و چربی‌های اضافه را هم از در و دیوار لوله کنده و پاک کند.

یعنی با استفاده از NaOH برای اسید چرب، با یک تیر دو نشان زدیم! هم اسید چرب را حل کردیم و مسیر لوله را باز کردیم، هم جرم‌گیری کردیم! بعضی وقت‌ها هم موادی که در لوله‌ها گیر می‌کنند خاصیت بازی دارند، مثل کلسیم کربنات (CaCO₃(s)).

حتماً یادتان هست که بعضی آب‌ها (مثل آب سخت) کلسیم دارند. این کلسیم‌ها می‌توانند درون لوله‌های آب به صورت کلسیم کربنات رسوب کرده و بچسبند به لوله آب و مسیر لوله را ببندند. این‌ها هم نمی‌تونیم از تلمبه فشاری استفاده کنیم.

این‌بار باید از شوینده خورنده‌ای استفاده کنیم که خاصیت اسیدی داشته باشد تا بتواند با کلسیم کربنات واکنش داده و آن را بخورد! یکی از این شوینده‌های خورنده، هیدروکلریک اسید (HCl(aq)) است.

این‌ها هم با یک HCl، دو تا نشون می‌زنیم:

① هیدروکلریک اسید (HCl(aq)) با کلسیم کربنات (CaCO₃(s)) واکنش می‌دهد و آن را به CaCl₂(aq)، CO₂(g) و H₂O(l) تبدیل می‌کند.

② در این واکنش یک فرآورده گازی (CO₂(g)) تولید می‌شود که می‌تواند با اعمال ضربه مکانیکی (به پیچی تو مایه‌های همون تلمبه فورمون)، به باز شدن مسیر لوله کمک کند.

● با استفاده از این شوینده، مواد رسوب (s) به مواد محلول در آب (aq) یا گاز (g) تبدیل می‌شود و مسیر لوله باز می‌شود.

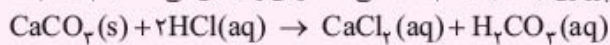
فصل اول



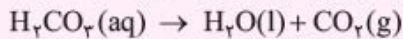
بد نیست بدانید!

شاید بپرسید که این دیگه چه جور واکنش اسید و بازه؟

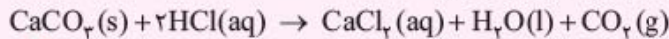
باید خدمتان عرض کنم که در این واکنش ۲ مولکول HCl، هر کدام یک پروتون (H⁺) به CO₃²⁻ می‌دهند و آن را تبدیل می‌کنند به H₂CO₃.



ولی بدانید و آگاه باشید که H₂CO₃(aq) در آب یک ماده ناپایدار است و فی الفور به CO₂(g) و H₂O(l) تبدیل می‌شود.



برای همین است که واکنش کلی کلسیم کربنات و هیدروکلریک اسید به صورت زیر است:



- متعاً شنیدید که می‌گن آله اسید رو روی کف آزمایشگاه بریزیم، زمین رو می‌فور. دلیلش این است که کف آزمایشگاه معمولاً از جنس سنگ است (موزائیک یا سرامیک) و جزء اصلی تشکیل دهنده آن چیزی نیست جز کلسیم کربنات (CaCO₃(s)). در واقع اسید با CaCO₃(s) موجود در کف آزمایشگاه واکنش می‌دهد و آن را به مواد محلول در آب یا گاز تبدیل می‌کند. به همین دلیل به آن می‌گوییم ماده خورنده! البته اسیدها، همه ماده‌ها را نمی‌خورند. اگر اسید قرار باشد همیشه خورنده باشد، چرا ظرف شیشه‌ای خودش را نمی‌خورد؟ احسنت! چون ظرف شیشه‌ای خاصیت بازی ندارد که با اسید واکنش بدهد.
- نکته** اگر اسید (یا باز) با ماده‌ای واکنش بدهد، آن را به یک سری فرآورده‌های دیگر تبدیل می‌کند و اصطلاحاً می‌گوییم آن ماده را می‌خورد ولی اگر با ماده‌ای واکنش ندهد، آن را نمی‌خورد.





پیوند با زندگی

اگر خاطر شریفتان باشد، گفتیم که می‌خواهیم راه درمان سوزش معده را با دانش مبحث اسید و باز بررسی کنیم. معده برای گوارش غذا نیاز به اسید دارد، با خوردن غذا، غده‌هایی که در دیواره معده هستند، یک اسید قوی ترشح می‌کنند یعنی هیدروکلریک اسید (HCl).
با توجه به غذاهای مختلفی که می‌خوریم، بدن ما نزدیک به ۲ تا ۳ لیتر شیره معده تولید می‌کند که غلظت یون هیدرونیوم (H⁺) در آن حدود ۰/۰۳ مول بر لیتر است. غلظت ۰/۰۳ مول بر لیتر بسیار زیاد است و معده محیطی است بسیار اسیدی! به طوری که حتی اگر شما فلز روی را میل بفرمایید، معده مبارک توانایی حل کردن فلز روی را هم دارد!
● pH معده در زمان استراحت برابر با ۳/۷ است.

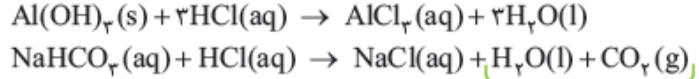
ولی خب اسید معده آن‌قدرها هم خوب نیست چون به طور طبیعی مقدار کمی از یون‌های هیدرونیوم (H⁺) دوباره توسط دیواره‌های معده جذب می‌شود و بعضی از سلول‌های سازنده دیواره معده را نابود می‌کند!
حالا اگر مقدار اسید معده ما بیش از اندازه باشد، تعداد یون‌هایی که به دیواره‌های معده باز می‌گردند هم زیاد می‌شود و سلول‌های بیچاره بیشتری از بین می‌روند، البته دودش در چشم ما هم می‌رود چون درد و التهاب و خونریزی معده می‌ماند برای ما!
● در این شرایط در هر دقیقه حدود نیم‌میلیون سلول نازنین از بین می‌روند ...

این‌جاست که علم شیمی مثل زوررو وارد می‌شود و به داد ما می‌رسد. با توجه به درس‌هایی که تا الان یاد گرفتیم احتمالاً شما هم حدس زدید که می‌توانیم با استفاده از ماده‌ای که خاصیت بازی داشته باشد، مقدار اضافی اسید معده را خنثی کنیم. به این ماده‌ها می‌گوییم ضد اسید! ضد اسیدها داروهایی هستند که برای خنثی کردن و کاهش اسید معده تجویز می‌شوند. یکی از رایج‌ترین آن‌ها شیر منیزی است. این ماده شامل منیزیم هیدروکسید بوده و به صورت زیر، با اسید معده واکنش می‌دهد و آن را خنثی می‌کند تا اسید معده کاهش یابد.

البته ما کلی ضد اسید دیگر هم داریم که در جدول زیر ماده مؤثر در بعضی از آن‌ها را می‌بینید.

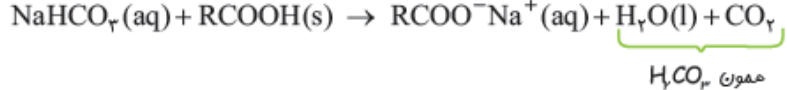
شماره ضد اسید	۱	۲	۳
ماده مؤثر	Al(OH) ₃ , NaHCO ₃	Al(OH) ₃ , Mg(OH) ₂	NaHCO ₃

واکنش این ماده‌های مؤثر با اسید معده به صورت زیر است:

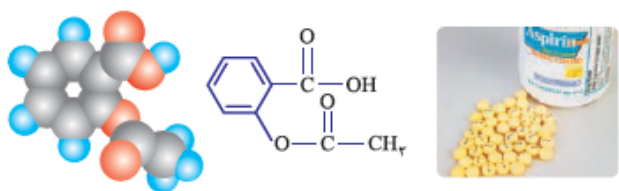


عمون H₂CO₃ که فوراً به CO₂ و H₂O تجزیه می‌شه!

همان‌طور که دیدیم سدیم هیدروژن کربنات (NaHCO₃) یا همان جوش شیرین خاصیت بازی دارد. به همین دلیل، برای افزایش قدرت پاک‌کنندگی چربی‌ها، به شوینده‌ها جوش شیرین اضافه می‌کنند. در واقع جوش شیرین که خاصیت بازی دارد، با چربی‌ها واکنش می‌دهد و علاوه بر پاک کردن آن‌ها، می‌تواند یک پاک‌کننده صابونی هم ایجاد کند.

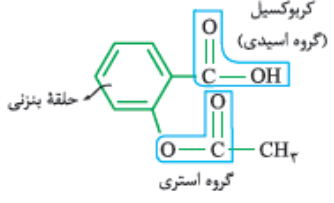


● به برگشت شیره معده به مری، رفلکس معده می‌گوییم که باعث ایجاد بوی ترش در گلو و دهان می‌شود. البته شاید برایتان جالب باشد که ساده‌ترین روش درمان آن، افزایش وعده‌های غذایی و کاهش حجم هر وعده است. کم بخور، همیشه بخور!
حال اگر ما در این شرایط غذاها و داروهایی که خاصیت اسیدی دارند بخوریم (مثل لواشک) چه می‌شود؟ بیماری ما تشدید شده و معده ما به فنا می‌رود!



به همین دلیل کسانی که این بیماری را دارند اولاً باید از این مواد کم‌تر استفاده کنند ثانیاً اگر دارویی که خاصیت اسیدی دارد استفاده می‌کنند باید آن را عوض کنند و از داروی دیگر استفاده کنند.
مثلاً یکی از داروهایی که خاصیت اسیدی دارد، آسپرین است که بیماران قلبی استفاده می‌کنند.

همان‌طور که می‌بینید در ساختار آسپرین با فرمول مولکولی C₉H₈O₄، گروه عاملی کربوکسیل (گروه اسیدی)، گروه عاملی استری و یک حلقه بنزن دیده می‌شود.
پس علاوه بر این‌که آسپرین یک ترکیب آروماتیک است، یک اسید آلی نیز محسوب می‌شود.
معمولاً بیماران قلبی برای این‌که مشکلات کم‌تری داشته باشند روزانه یک عدد قرص آسپرین بچه می‌خورند.



مولکول‌ها در خدمت تندرستی



تذکر یک وقت خیال نکنید که آسپرین بچه را فقط بچه‌ها می‌خورند! نه‌خیر، در آسپرین بچه مقدار این ماده کم‌تر از آسپرین معمولی است. همین آسپرین که کلی خوب است و وقتی که درد داریم به دامن می‌رسد (حتی آسپرین بچه) وقتی می‌رود داخل معده، تبدیل می‌شود به یک اسید دیگر و می‌افتد به جان معده و ترتیبات سوزش معده را فراهم می‌کند، در بعضی موارد هم به خونریزی معده منجر می‌شود. البته در کل داروها خیلی خوب هستند و درمان می‌کنند ما را. ولی کم و بیش عوارض جانبی هم دارند. باید یک فکری بکنیم که عوارض جانبی داروها کم‌تر بشود.

در هر صورت از ابتدای فصل یاد گرفتیم که شوینده‌ها و پاک‌کننده چه‌قدر خوب هستند و نمی‌گذارند که ما بیمار شویم یعنی از بیماری‌ها پیشگیری می‌کنند. حالا هم دیدیم که اگر خدایی نکرده بیمار شدیم می‌توانیم با مصرف درست و به موقع داروها، بیماری‌مان را درمان بکنیم. وقتی در یک جامعه خدمات بهداشتی، دارویی و درمانی به طور مطلوب ارائه شود سطح سلامت افراد جامعه هم بالا می‌رود، سطح سلامت آدم‌ها هم که بالا رود بیشتر عمر می‌کنند و شاخص امید به زندگی افزایش می‌یابد. البته عمر که دست خداست ...

نسبت

محلول ضداسیدی شامل مول‌های برابری از آلومینیم هیدروکسید و منیزیم هیدروکسید است. اگر ۱۰ میلی‌لیتر از آن برای خنثی کردن ۸۰۰ میلی‌لیتر از اسید معده با $pH = 1/7$ کافی باشد، غلظت منیزیم هیدروکسید در ضداسید برحسب مول بر لیتر برابر است با:

- (۱) $3/2 \times 10^{-2}$ (۲) 4×10^{-2} (۳) $3/2 \times 10^{-1}$ (۴) 4×10^{-1}

پاسخ

تعداد مول $Al(OH)_3$ و $Mg(OH)_2$ را برابر با x فرض می‌کنیم. در این صورت با توجه به واکنش خنثی شدن آن‌ها با HCl ، تعداد مول مصرفی HCl برابر خواهد بود با:



HCl تعداد مول مصرفی $= 3x + 2x = 5x$

از طرفی با توجه به pH معده و حجم آن می‌توانیم تعداد مول مصرفی HCl را حساب کنیم.

$$pH = 1/7 \Rightarrow [H^+] = 10^{-1/7} = 10^{-2} \times 10^{0/3} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{[H^+] = M_a} \text{در محلول HCl} M_a = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$n_{HCl} = M_a V_a = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \times 0.8 \text{ L} = 1/6 \times 10^{-2} \text{ mol HCl}$$

حالا با برابر قراردادن $5x$ با $1/6 \times 10^{-2}$ می‌توانیم x (تعداد مول $Mg(OH)_2$) را حساب کنیم.

$$1/6 \times 10^{-2} = 5x \Rightarrow x = \frac{1/6 \times 10^{-2}}{5} = 3/2 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

بنابراین غلظت $Mg(OH)_2$ در محلول ضداسید برابر است با:

$$M_{Mg(OH)_2} = \frac{n}{V} = \frac{3/2 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0.01 \text{ L}} = 3/2 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

گزینه ۳ درست است.

فب درگه این عم آفرین درس این فصل، حالا برای این که این درس رو عم فوب بفهمی برو سوال های ۴۷ تا ۵۷ تشریحی و ۸۹ تا ۱۰۶ تستی رو حل کن. فسته نباشی دلاور، فرا قوت پهلوان!



pH مقیاسی برای تعیین میزان اسیدی بودن (صفحه‌های ۲۹ تا ۳۳ کتاب درسی)

۳۷- اگر غلظت یون $\text{OH}^- (\text{aq})$ در یک محلول آبی در دمای 25°C برابر با $2/5 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ باشد، غلظت یون $\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$ را در این محلول حساب کنید.

۳۸- با توجه به داده‌های زیر، کدام محلول خاصیت اسیدی بیشتری دارد؟

محلول	۱	۲	۳	۴
غلظت mol.L^{-1}	$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3}$	$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-12}$	$[\text{OH}^-] = 10^{-12}$	$[\text{OH}^-] = 10^{-9}$

۳۹- کلمه مناسب را از داخل پرانتز انتخاب کنید.

اگر چند قطره محلول HCl به 100 میلی‌لیتر آب اضافه شود، غلظت یون OH^- (افزایش / کاهش)، pH محلول (افزایش / کاهش) می‌یابد.

۴۰- pH یک محلول $0/05 \text{ mol.L}^{-1}$ لیتیم هیدروکسید را محاسبه کنید. ($\log 2 = 0/3$)

۴۱- اگر غلظت H^+ در یک محلول آسپرین برابر با $1/7 \times 10^{-3}$ مولار باشد، pH این محلول را محاسبه کنید. (آسپرین = استیل سالیسیلیک اسید $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$) ($\log 1/7 = 0/23$)

۴۲- دو محلول A و B را در نظر بگیرید. اگر pH محلول A برابر $2/7$ و غلظت H^+ در محلول B برابر $1/8 \times 10^{-2}$ باشد، کدام یک از 2 محلول خاصیت اسیدی بیشتری دارد؟

۴۳- اگر در یک محلول کلسیم هیدروکسید به حجم 1 لیتر، $0/25$ مول یون Ca^{2+} وجود داشته باشد، pH این محلول را در دمای اتاق محاسبه کنید. ($\log 2 = 0/3$)

۴۴- pH مناسب برای رشد آبزیان در دریاچه‌ها $6/5$ است. ولی در برخی دریاچه‌ها pH $4/2$ است.

ا) $[\text{H}^+]$ و $[\text{OH}^-]$ را برای حالت طبیعی ($\text{pH} = 6/5$) محاسبه کنید.

ب) $[\text{H}^+]$ و $[\text{OH}^-]$ را برای $\text{pH} = 4/2$ محاسبه کنید. ($10^{-12} = 0/63$)

پ) یک روش برای کاهش خاصیت اسیدی این دریاچه‌ها افزایش کلسیم کربنات به آن‌ها است، محاسبه کنید برای خنثی کردن 1 لیتر از آب اسیدی این دریاچه چند گرم کلسیم کربنات مورد نیاز است؟ (اسید را سولفوریک اسید فرض کنید.) ($\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g.mol}^{-1}$)

۴۵- چه عاملی باعث تشکیل باران اسیدی می‌شود؟ توضیح دهید.

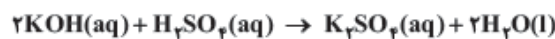
۴۶- چند میلی‌لیتر محلول KOH با $\text{pH} = 13/6$ باید به 2 لیتر محلول KOH با $\text{pH} = 12$ افزوده شود تا pH محلول نهایی برابر $13/3$ شود؟ ($\log 2 = 0/3$, $\log 5 = 0/7$)

شوینده‌های خورنده (صفحه‌های ۳۰ تا ۳۶ کتاب درسی)

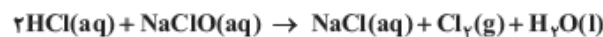
۴۷- 20 میلی‌لیتر از محلول یک باز قوی یک ظرفیتی با $\text{pH} = 13$ با چند میلی‌لیتر HCl با غلظت 1 mol.L^{-1} به طور کامل واکنش می‌دهد؟

۴۸- با محاسبه مشخص کنید، چند میلی‌لیتر محلول پتاسیم هیدروکسید (KOH)، $0/8 \text{ mol.L}^{-1}$ برای واکنش کامل با 16 mL از محلول سولفوریک اسید (H_2SO_4)، $0/2 \text{ mol.L}^{-1}$ بر طبق واکنش زیر لازم است؟

(نهایی ۹۱)



۴۹- از واکنش محلول جوهرنمک (محلول هیدروکلریک اسید یا $\text{HCl}(\text{aq})$) با محلول سفیدکننده (محلول سدیم هیپوکلریت یا $\text{NaClO}(\text{aq})$) طبق واکنش مقابل گاز سمی کلر (Cl_2) آزاد می‌شود.



با توجه به واکنش بالا برای واکنش کامل 20 mL از محلول NaClO ، $0/3 \text{ mol.L}^{-1}$ به چند میلی‌لیتر محلول HCl ، $0/2 \text{ mol.L}^{-1}$ نیاز است؟

(نهایی ۹۳)

۵۰- معادله موازنه شده واکنش $\text{Al}(\text{s})$ و $\text{Mg}(\text{s})$ با هیدروکلریک اسید را به طور جداگانه بنویسید.

۵۱- ضد اسیدها موادی هستند که در شربت معده جهت خنثی کردن اسید اضافه معده استفاده می‌شوند. این شربت‌ها از موادی نظیر $\text{Al}(\text{OH})_3$ ، $\text{Mg}(\text{OH})_2$ و NaHCO_3 تشکیل شده‌اند.

ا) آیا به جای مواد فوق از محلول رقیق NaOH می‌توان استفاده کرد؟ چرا؟

ب) معادله واکنش مواد موجود در ضد اسیدها با اسید معده را بنویسید.

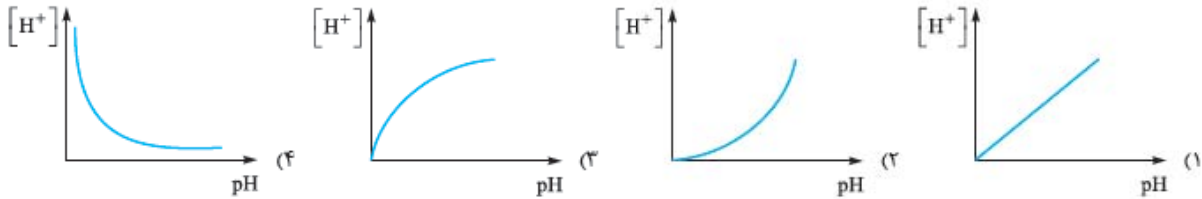


- ۵۲- فرض کنید میزان روزانه اسید معده ترشح شده یک لیتر است. هنگام هضم غذا، pH اسید معده (HCl) حدود ۱/۵۲ است. (آ) غلظت H^+ اسید معده را در هنگام هضم غذا محاسبه کنید.
- (ب) یکی از قرص‌های ضد اسید (مالوکس) حاوی ۶۰۰ mg کلسیم کربنات است. ضمن نوشتن معادله موازنه‌شده واکنش خنثی‌شدن، محاسبه کنید چند گرم اسید معده با ۲ عدد قرص مالوکس خنثی می‌شود؟ ($CaCO_3 = 100 \text{ g.mol}^{-1}$, $HCl = 36/5$)
- (پ) ضد اسید شیر منیزی حاوی ۴۰۰ mg $Mg(OH)_2$ در یک قاشق چای‌خوری است. ضمن نوشتن معادله خنثی‌شدن، محاسبه کنید چند میلی‌لیتر اسید معده با یک قاشق غذاخوری شیر منیزی خنثی می‌شود؟ (یک قاشق غذاخوری معادل ۳ قاشق چای‌خوری است.) ($Mg(OH)_2 = 58 \text{ g.mol}^{-1}$)
- ۵۳- فرض کنید معده حاوی ۰/۲ لیتر هیدروکلریک اسید ۰/۰۵ M است. چه وزنی از ضد اسید $Mg(OH)_2$ جهت خنثی‌کردن کامل همه HCl لازم است؟ ($Mg(OH)_2 = 58 \text{ g.mol}$)
- ۵۴- غلظت یون OH^- در یک پاک‌کننده برابر ۰/۰۰۳ M است. (آ) غلظت H^+ را حساب کنید. (ب) این محلول اسیدی است یا بازی؟
- ۵۵- کلسیم هیدروکسید $(Ca(OH)_2)$ ، یک باز ارزان و در دسترس است. از این باز معمولاً در صنعت برای مواقعی که غلظت بالایی از OH^- لازم نیست استفاده می‌شود. $Ca(OH)_2(s)$ در آب تنها به مقدار ۰/۱۶ g در ۱۰۰ میلی‌لیتر آب در دمای ۲۵ °C حل می‌شود. pH محلول اشباع $Ca(OH)_2(aq)$ در ۲۵ °C را حساب کنید. ($Ca(OH)_2 = 74/1 \text{ g.mol}^{-1}$ و $\log 2/27 = 0/36$)
- ۵۶- هیپوکلرواسید HOCl، به عنوان ضدعفونی‌کننده استخرهای شنا مورد استفاده قرار می‌گیرد. pH یک محلول ۰/۱۵ مولار HOCl برابر ۴/۱۸ است. K_a این اسید را محاسبه کنید. ($\log 6/6 = 0/82$)
- ۵۷- دو اسید ضعیف HX (جرم مولی: 180 g.mol^{-1}) و HY (جرم مولی: 78 g.mol^{-1}) داریم. اگر در حجم برابر از دو اسید pH محلولی از HX که در هر ۱ لیتر از محلول آن ۱۶/۹ گرم اسید وجود دارد، با pH محلولی از HY که در هر ۱ لیتر از محلول آن ۹/۰۵ گرم اسید وجود دارد، برابر باشد، کدام یک از این اسیدها قوی‌تر است؟



pH مقیاسی برای تعیین میزان اسیدی بودن (صفحه‌های ۲۳ تا ۲۹ کتاب درسی)

- ۶۲- دو محلول اسیدی HA و HB با pH برابر داریم که نسبت غلظت اولیه HA به HB ۱۰۰ می‌باشد. کدام عبارت در مورد این دو اسید درست است؟
 (۱) غلظت یون H^+ و K_a دو محلول با هم برابرند.
 (۲) درجه یونش ۲ اسید با هم برابرند.
 (۳) قدرت اسیدی HA و HB با هم برابر است.
 (۴) میزان اسیدی بودن ۲ محلول با هم برابر است.
- ۶۳- اگر یک نمونه محلول اتانویک اسید و یک نمونه محلول هیدروکلریک اسید در دمای یکسان، مولاریته برابر داشته باشند، pH است. زیرا
 (۱) محلول اولی بزرگ‌تر - $[H^+]$ در آن کمتر است.
 (۲) محلول دومی بزرگ‌تر - $[H^+]$ در آن بیشتر است. (سراسری ریاضی ۸۷)
 (۳) دو محلول یکسان است - زیرا هر دو محلول مولاریته برابر دارند.
 (۴) دو محلول یکسان است. زیرا، مولکول هر دو اسید می‌تواند یک پروتون آزاد کند.
- ۶۴- کدام یک از نمودارهای زیر ارتباط بین $[H^+]$ و pH را درست نشان می‌دهد؟



۶۵- اگر pH یک محلول از ۳ به ۶ تغییر کند، غلظت H^+ با چه نسبتی تغییر خواهد کرد؟

- (۱) ۲ (۲) ۳ (۳) ۱۰۰ (۴) ۱۰۰۰

۶۶- وقتی غلظت H^+ در یک محلول به ۲ برابر غلظت اولیه افزایش یابد، pH به کدام صورت می‌تواند تغییر یابد؟ ($\log 2 = 0.3$)

- (۱) از ۱/۷ به ۱/۴ (۲) از ۲ به ۴ (۳) از ۵ به ۲/۵ (۴) از ۳ به ۳/۳

۶۷- محلولی از NaOH به حجم ۲۵۰ میلی‌لیتر و $pH = 12$ در دمای اتاق شامل چند گرم سود است؟ ($NaOH = 40 \text{ g. mol}^{-1}$)

- (۱) ۲/۵ (۲) ۰/۲۵ (۳) ۱ (۴) ۰/۱

۶۸- ثابت یونش محلول ۰/۵ مولار یک اسید ضعیف با $pH = 4$ کدام است؟

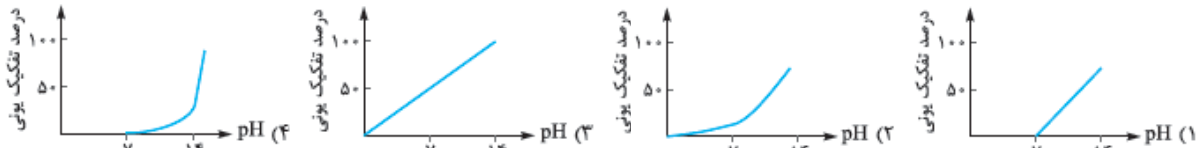
- (۱) 2×10^{-9} (۲) 2×10^{-8} (۳) 10^{-8} (۴) 10^{-9}

۶۹- چند میلی‌لیتر HNO_3 با $pH = 0$ باید به ۲۰۰ میلی‌لیتر محلول HI با $pH = 1$ اضافه شود تا pH نهایی برابر ۰/۷ شود؟ ($\log 2 = 0.3$)

- (۱) ۲۵ (۲) ۵۰ (۳) ۲۵۰ (۴) ۵۰۰

(سراسری تجربی ۹۵)

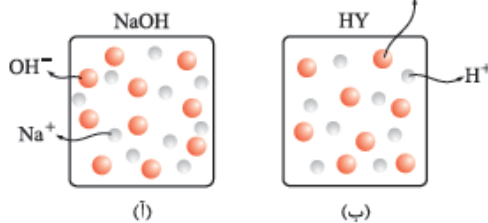
۷۰- نمودار وابستگی pH محلول یک مولار باز BOH نسبت به درصد تفکیک آن به کدام صورت است؟



۷۱- غلظت یون H^+ در محلول ۰/۰۵ مولار هیدروکلریک اسید، چند برابر غلظت یون OH^- در محلول ۰/۰۱ هیپوکلرواسید با $K_a = 10^{-8}$ است؟

- (۱) 5×10^7 (۲) 5×10^2 (۳) 2×10^{-6} (۴) 2×10^{-7}

۷۲- در شکل روبه‌رو ۲ محلول سود (آ) و HY (ب) نشان داده شده است. اگر این دو محلول را



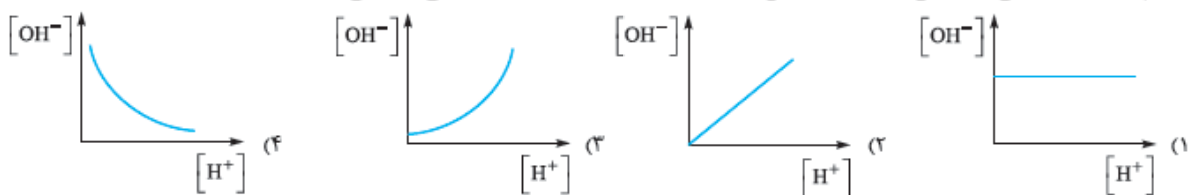
با هم مخلوط کنیم، گونه‌های موجود در محلول حاصل عبارت‌اند از:

- (۱) $8Na^+, 2OH^-, 8Y^-, 8H_2O$
 (۲) $10Na^+, 8OH^-, 8Y^-, 8H_2O$
 (۳) $10Na^+, 2OH^-, 8Y^-, 10H_2O$
 (۴) $10Na^+, 2OH^-, 8Y^-, 8H_2O$

۷۳- غلظت H^+ را در یک محلول حاوی ۲۵ mL . هیدروکلریک اسید ۱ M و ۵۰ mL سود ۰/۵ M محاسبه کنید.

- (۱) ۰/۱ M (۲) ۰/۵ M (۳) ۰/۲۵ M (۴) 1×10^{-7} M

۷۴- کدام یک از نمودارهای زیر نشان‌دهنده ارتباط بین غلظت H^+ و OH^- در یک محلول آبی در دمای ثابت است؟



آموزش شگفت‌انگیز

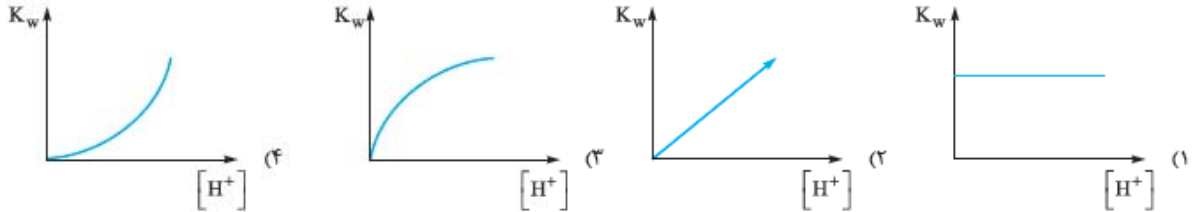
شیمی دوازدهم



۷۵- برای واکنش یونش هیدروفلوریک اسید در آب کدام یک از رابطه‌های زیر درست است؟

$$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF][H_2O]} \quad (۴) \quad K_a[HF] = [H^+][F^-] \quad (۳) \quad K_a = \frac{[HF]}{[H^+][F^-]} \quad (۲) \quad K = K_a[H_2O] \quad (۱)$$

۷۶- کدام یک از نمودارهای زیر، ارتباط K_w را با غلظت H^+ یک محلول آبی را نشان می‌دهد؟



۷۷- pH یک محلول ۰/۱ مولار فورمیک اسید (HCOOH) ۲/۴ است. K_a این اسید چقدر است؟ (log ۰/۴ = -۰/۴)

$$1/7 \times 10^{-3} \quad (۱) \quad 2/1 \times 10^{-3} \quad (۲) \quad 2/1 \times 10^{-4} \quad (۳) \quad 1/7 \times 10^{-4} \quad (۴)$$

۷۸- pH محلول ۰/۴ M آمونیاک برابر است با: ($\log 3/7 = ۰/۵۶, K_b = 1/8 \times 10^{-5}$)

$$10/72 \quad (۱) \quad 11/43 \quad (۲) \quad 12/32 \quad (۳) \quad 12/87 \quad (۴)$$

۷۹- pH محلول ۰/۰۰۰۷۱ M HClO در دمای ۲۵ °C برابر است با: ($\log 5 = ۰/۷, K_a = 3/5 \times 10^{-8}$)

$$3/21 \quad (۱) \quad 5/3 \quad (۲) \quad 5/62 \quad (۳) \quad 6/27 \quad (۴)$$

۸۰- برای تهیه محلولی از یک اسید ضعیف HA با $K_a = 5 \times 10^{-5}$ که pH آن با pH محلول ۰/۰۱ مولار هیدروکلریک اسید برابر باشد، مولاریته آن تقریباً باید چند برابر مولاریته محلول هیدروکلریک اسید باشد؟ (سراسری تجربی ۹۰)

$$40 \quad (۱) \quad 50 \quad (۲) \quad 100 \quad (۳) \quad 200 \quad (۴)$$

۸۱- بوتیریک اسید $CH_3CH_2CH_2COOH$ در تهیه طعم‌دهنده و شربت‌ها استفاده می‌شود. pH محلول ۰/۲۵ M این اسید ۲/۷۲ است. K_a این اسید چقدر است؟ (log 1/175 = ۰/۰۷)

$$1/5 \times 10^{-5} \quad (۱) \quad 1/45 \times 10^{-5} \quad (۲) \quad 7/6 \times 10^{-6} \quad (۳) \quad 3 \times 10^{-4} \quad (۴)$$

۸۲- K_a یک اسید ضعیف برابر $5/5 \times 10^{-5}$ است. pH محلول ۰/۶۵ M این اسید در ۲۵ °C برابر است با: (log 3 = ۰/۵, log 2 = ۰/۳)

$$3/26 \quad (۱) \quad 2/01 \quad (۲) \quad 2/20 \quad (۳) \quad 1/63 \quad (۴)$$

۸۳- محلول اسید X و محلول اسید Y که هر دو اسید تک‌ظرفیتی می‌باشند دارای غلظت برابر هستند. اسید X قوی‌تر از اسید Y است. کدام یک از عبارات زیر در مورد آن‌ها درست است؟

(۱) اسید Y در محلول به طور کامل یونیده می‌شود.

(۲) محلول اسید X نسبت به محلول اسید Y کم‌تر یونیده شده است.

(۳) محلول اسید X، pH کمتری از محلول اسید Y دارد.

(۴) ۱ مول از اسید Y جهت خنثی‌شدن با محلول ۱ M / ۰ سود در مقایسه با ۱ مول اسید X حجم بیشتری از سود مصرف می‌کند.

۸۴- ۲۵۰ میلی‌لیتر محلول ۰/۰۱ مولار هیدروکلریک اسید داریم. برای این که pH این محلول یک واحد اسیدی‌تر شود، چند میلی‌لیتر HCl گازی در شرایط استاندارد باید به محلول اضافه شود؟ (از تغییر حجم صرف نظر شود.)

$$50 \quad (۱) \quad 56 \quad (۲) \quad 54 \quad (۳) \quad 560 \quad (۴)$$

۸۵- اگر ۰/۰۰۵ مول K_2O را در آب حل کرده و حجم محلول را به ۱ لیتر افزایش دهیم، pH محلول برابر است با:

$$10/7 \quad (۱) \quad 12 \quad (۲) \quad 12/3 \quad (۳) \quad 13/2 \quad (۴)$$

۸۶- اگر pH باران در منطقه A برابر ۴/۵ و pH باران در منطقه B برابر ۵/۵ باشد، چه ارتباطی بین غلظت $[H^+]$ باران این دو منطقه وجود دارد؟

$$\frac{[H^+]_B}{[H^+]_A} = 10 \quad (۴) \quad \frac{[H^+]_A}{[H^+]_B} = 10 \quad (۳) \quad \frac{[H^+]_B}{[H^+]_A} = 5 \quad (۲) \quad \frac{[H^+]_A}{[H^+]_B} = 5 \quad (۱)$$

۸۷- برای تهیه یک محلول با pH برابر ۲، در شرایط استاندارد چند لیتر گاز HCl در ۰/۵ لیتر آب باید حل شود؟ (از تغییر حجم صرف نظر شود.)

$$0/112 \quad (۱) \quad 0/224 \quad (۲) \quad 1/12 \quad (۳) \quad 2/24 \quad (۴)$$

۸۸- ۲/۱۶ گرم دی‌نیتروژن پنتاکسید را در مقداری آب حل می‌کنیم تا pH محلول به ۲ برسد، حجم محلول حاصل برحسب لیتر برابر است با:

$$2 \quad (۱) \quad 3 \quad (۲) \quad 4 \quad (۳) \quad 5 \quad (۴)$$

($N_2O_5 = 108 \text{ g. mol}^{-1}$)



شوینده‌های خورنده (صفحه‌های ۳۰ تا ۳۶ کتاب درسی)

۸۹- اگر یک محلول حاوی $1/2 \times 10^{-2}$ مول HCl توسط 100 mL از $Sr(OH)_2$ به طور کامل خنثی شود، غلظت $Sr(OH)_2$ برابر است با:

- (۱) $6 \times 10^{-2} \text{ M}$ (۲) $6 \times 10^{-3} \text{ M}$ (۳) $1/2 \times 10^{-1} \text{ M}$ (۴) $2/4 \times 10^{-1} \text{ M}$

۹۰- اگر به ۲ لیتر محلول 0.2 M از HCl ، 0.4 M مول $NaOH$ اضافه شود، pH این محلول برابر کدام است؟

- (۱) صفر (۲) $1/4$ (۳) $1/2$ (۴) 2

۹۱- اگر 0.8 g سدیم هیدروکسید جامد به 100 mL محلول 0.1 M هیدروکلریک اسید اضافه شود، pH محلول حاصل، کدام است و چند مول فرآورده یونی تشکیل می‌شود؟ ($H=1, O=16, Na=23; \text{g. mol}^{-1}$)

(سراسری ریاضی ۹۴)

- (۱) $0.1, 4$ (۲) $0.2, 4$ (۳) $0.1, 13$ (۴) $0.2, 13$

۹۲- pH دو لیتر محلول هیدروکلریک اسید 0.1 M ، با افزودن چند گرم پتاسیم هیدروکسید ($M=56 \text{ g. mol}^{-1}$) به تقریب دو برابر می‌شود؟

(سراسری ریاضی ۹۳)

- (۱) 0.5 (۲) 0.55 (۳) 1.00 (۴) 1.1

۹۳- در صورتی که 1 mL از محلول غلیظ اسید قوی HA با چگالی $2/5 \text{ g. L}^{-1}$ تا 100 mL رقیق و به آن 16 g سدیم هیدروکسید افزوده شود، محلولی با $pH=2$ حاصل می‌شود. درصد جرمی محلول اسید اولیه کدام است؟ ($NaOH=40, HA=150; \text{g. mol}^{-1}$)

(سراسری تهری ۹۳)

- (۱) 6 (۲) 24 (۳) 30 (۴) 36

۹۴- $1/294 \text{ g}$ گرم از یک کربنات فلزی (MCO_3) با 500 mL محلول 0.1 M HCl واکنش می‌دهد. اضافی HCl سپس با $32/8 \text{ mL}$ از $NaOH$ ، 0.588 M خنثی می‌شود. فلز M کدام است؟ ($C=12, O=16, Mg=24, Ca=40, Cu=63, Zn=65; \text{g. mol}^{-1}$)

- (۱) Mg (۲) Ca (۳) Cu (۴) Zn

۹۵- در 250 mL از نیتریک اسید با $pH=5$ چند مول NO_3^- وجود دارد؟

- (۱) 5×10^{-6} (۲) 5×10^{-5} (۳) $2/5 \times 10^{-5}$ (۴) $2/5 \times 10^{-6}$

۹۶- یک قرص آسپرین دارای 325 میلی‌گرم استیل سالیسیلیک اسید ($C_9H_8O_4$) است. pH محلول حاصل از حل شدن 20 قرص آسپرین در 237 میلی‌لیتر آب مقطر چقدر است؟ (فرض کنید قرص‌های آسپرین سالیسیلیک خالص هستند.) ($\log 7 = 0.85, K_a = 3/26 \times 10^{-4}, HC_9H_7O_4 = 180; \text{g. mol}^{-1}$)

- (۱) $2/68$ (۲) $2/15$ (۳) $3/2$ (۴) $3/68$

۹۷- شکل مقابل که مربوط به محل برخورد ۲ مسیر رودخانه است را در نظر بگیرید. یک سیستم ساده تصفیه که شامل بخش‌های رسوب‌گیری (لای‌گیری)، کنترل pH، فیلترهای ماسه‌ای و بخش کلردار کردن است در محل اتصال ۲ رودخانه تعبیه شده است. آب از هر دو رودخانه X و Y به سیستم تصفیه وارد می‌شود. با توجه به شکل کدام یک از گزینه‌های زیر درست است؟



(۱) pH رودخانه X کوچک‌تر از pH رودخانه Y است.

(۲) آب هر دو رودخانه خنثی بوده و $pH=7$ دارند.

(۳) سختی آب رودخانه X بیشتر از رودخانه Y است.

(۴) صابون سدیم در آب رودخانه Y خوب کف نمی‌کند.

۹۸- 20 g گرم کلسیم کربنات با مقدار اضافی HCl واکنش می‌دهد. حجم گاز CO_2 حاصل چقدر است؟ (حجم مولی CO_2 را برابر 22 در نظر بگیرید.) ($Ca=40, O=16, C=12; \text{g. mol}^{-1}$)

- (۱) $2/3$ (۲) $4/6$ (۳) 23 (۴) 46

۹۹- کدام یک از موارد زیر در مورد اسید معده نادرست است؟

(۱) در بدن انسان، روزانه بین ۲ تا ۳ لیتر شیره معده تولید می‌شود که غلظت یون هیدرونیوم در آن حدود 0.3 mol. L^{-1} است.

(۲) pH معده در حالت استراحت بزرگ‌تر از زمان هضم غذا است.

(۳) دیواره داخلی معده به طور طبیعی مقدار کمی از یون‌های هیدرونیوم را دوباره جذب می‌کند.

(۴) سدیم کربنات یکی از مواد مؤثر تشکیل‌دهنده ضد اسید است.

۱۰۰- کدام یک از مواد زیر جزء مواد تشکیل‌دهنده ضد اسیدها نیست؟

- (۱) $Al(OH)_3$ (۲) $Mg(OH)_2$ (۳) K_2CO_3 (۴) $NaHCO_3$

۱۰۱- کدام یک از موارد زیر در مورد آسپرین نادرست است؟

(۱) فرمول مولکولی آن $C_9H_8O_4$ است.

(۲) یک داروی ضد اسید معده است.

(۳) تعداد جفت‌الکترون‌های پیوندی در آسپرین از ۳ برابر تعداد جفت‌الکترون‌های ناپیوندی آن، ۲ واحد بیشتر است.

(۴) مصرف روزانه یک قرص آسپرین بچه، سبب می‌شود بیماران قلبی مشکلات کم‌تری داشته باشند.

آموزش شگفت‌انگیز

شیمی دوازدهم

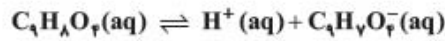


۱۰۲- شیر منیزی یک محلول سیرشده از $Mg(OH)_2$ است. حلالیت آن در آب در دمای $20^\circ C$ درجه سانتیگراد برابر $9/7$ میلی گرم در 100 mL آب است.

pH محلول سیرشده $Mg(OH)_2$ در دمای $20^\circ C$ چقدر است؟ ($Mg(OH)_2 = 58\text{ g.mol}^{-1}$)

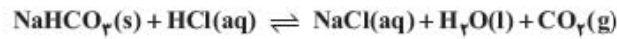
- (۱) $11/02$ (۲) $11/50$ (۳) $12/49$ (۴) $12/98$

۱۰۳- آسپرین (استیل سالیسیلیک اسید $C_9H_8O_4$) یک اسید ضعیف است. معادله یونش آن در زیر نشان داده شده است. pH محلول $0/1$ مولار آسپرین برابر $2/27$ است. (K_a آسپرین برابر است با: $10^{-2/27} = 53/7 \times 10^{-3}$)



- (۱) 2×10^{-3} (۲) 3×10^{-3} (۳) 2×10^{-4} (۴) 3×10^{-4}

۱۰۴- واکنش بین یک نوع ضد اسید و هیدروکلریک اسید به صورت زیر است. جرم گاز CO_2 آزاد شده از واکنش 5 g $NaHCO_3$ و مقدار اضافی HCl به تقریب چند گرم است؟ ($NaHCO_3 = 84, CO_2 = 44\text{ g.mol}^{-1}$)

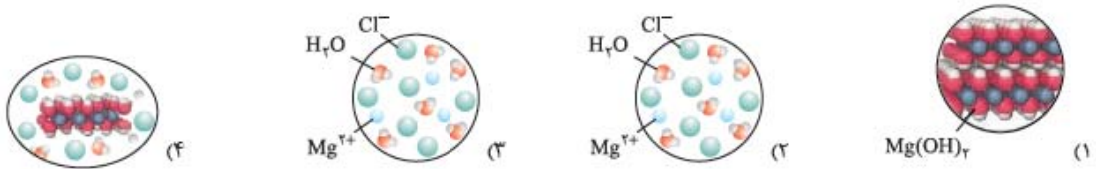


- (۱) $0/264$ (۲) $2/64$ (۳) $22/4$ (۴) $24/8$



(پ) (ب) (ا)

۱۰۵- در شکل های مقابل واکنش هیدروکلریک اسید با شیر منیزی نشان داده شده است. کدام یک از گزینه های زیر می تواند نشان دهنده محلول (ب) باشد؟



۱۰۶- در شکل زیر مقادیر pH برای برخی از مواد نشان داده شده است. براساس مقادیر pH نشان داده شده، کدام یک از عبارتهای بیان شده در مورد غلظت یون های H^+ درست است؟



- (۱) غلظت یون H^+ صابون ۲ برابر آب باران است.
 (۲) غلظت یون H^+ سفیدکننده 10^6 مرتبه بزرگتر از شیر است.
 (۳) غلظت یون H^+ اسید معده ۳ مرتبه بزرگتر از صابون است.
 (۴) غلظت یون H^+ در آب مقطر 10^3 مرتبه بزرگتر از صابون است.



$$K_w = [H^+][OH^-] \quad -37$$

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

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 / 5 \times 10^{-6}} = 4 \times 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

۳۸- خاصیت اسیدی یک محلول با استفاده از غلظت H_3O^+ تعیین می‌شود، هر چه قدر غلظت H_3O^+ بیشتر باشد، خاصیت اسیدی بیشتر است. ابتدا غلظت $H^+(aq)$ را برای هر ۴ محلول محاسبه می‌کنیم و براساس نتیجه حاصل مشخص می‌شود خاصیت اسیدی کدام محلول بیشتر است.

$$\begin{cases} 1 \text{ محلول } [H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \\ 2 \text{ محلول } [H_3O^+] = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1} \\ 3 \text{ محلول } [OH^-] = 10^{-12} \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{پس محلول (3) خاصیت اسیدی بیشتری دارد.} \\ 4 \text{ محلول } [OH^-] = 10^{-9} \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-9}} = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \end{cases}$$

۳۹- کاهش - کاهش

۴۰- لیتیم هیدروکسید به صورت کامل در آب یونیده می‌شود بنابراین غلظت OH^- برابر است با:

$$[OH^-] = 5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{5 \times 10^{-2}} = 2 \times 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(2 \times 10^{-13}) = -(\log 2 + \log 10^{-13}) = -(0.3 - 13) = 12.7$$

$$\log 1/7 = 0.15$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 1/7 \times 10^{-3} = -(\log 1/7 + (-3)) = 3 - \log 1/7 = 3.15$$

۴۲- از مقایسه pH دو محلول و یا غلظت H^+ دو محلول می‌توان در خصوص میزان اسیدی بودن دو محلول، بنابراین:

$$(A) \text{ محلول } pH = 2/7 \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2/7} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

با مقایسه غلظت H^+ دو محلول مشخص می‌شود محلول B خاصیت اسیدی بیشتری دارد.

$$[H^+]: \frac{2 \times 10^{-3}}{A} < \frac{1/8 \times 10^{-2}}{B}$$

۴۳- ابتدا غلظت مولی (مولاریته) محلول باید محاسبه شود:

$$\text{mol Ca(OH)}_2 = \text{mol Ca}^{2+} = 0.25 \text{ mol}$$

$$[Ca(OH)_2] = \frac{n \text{ Ca(OH)}_2}{V} = \frac{0.25 \text{ mol Ca(OH)}_2}{1 \text{ L}} = 0.25 \text{ mol.L}^{-1}$$

کلسیم هیدروکسید یک باز ۲ ظرفیتی است بنابراین غلظت یون هیدروکسید آن دو برابر مولاریته محلول است:

$$[OH^-] = 2 \times M = 2 \times 0.25 = 0.5 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{0.5 \times 10^{-2}} = 2 \times 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$$

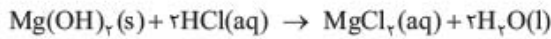
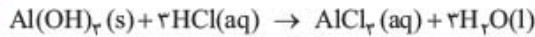
$$pH = -\log[H^+] = pH = -\log(2 \times 10^{-13}) = -(\log 2 + \log 10^{-13}) = -(0.3 - 13) = 12.7$$

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-6/5} = 10^{-1.2} = 10^{-1} \times 10^{-0.2} = 10^{-1} \times 10^{\log 2} = 3 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

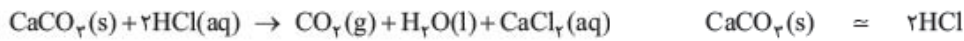
$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{3 \times 10^{-2}} = 3/3 \times 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = 4/2 \Rightarrow [H^+] = 10^{-4/2} = 10^{-2} \times 10^{-1/2} = 6/3 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

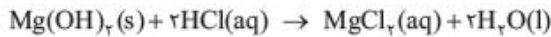
$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{6/3 \times 10^{-5}} = 1/5 \times 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$



$$[\text{H}^+] = 10^{-14} = 10^{-2} \times 10^{-12} = 3 \times 10^{-2}$$

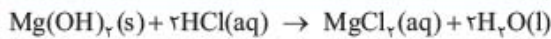


$$2 \times \frac{600 \text{ mg CaCO}_3}{1 \text{ قرص}} \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \times \frac{36.5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 0.876 \text{ g}$$

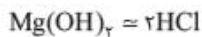


$$1 \times \frac{3 \text{ قاشق غذاخوری}}{1 \text{ غذاخوری}} \times \frac{400 \text{ mg Mg(OH)}_2}{1 \text{ قاشق خوری}} \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \times \frac{1 \text{ mol Mg(OH)}_2}{58 \text{ g Mg(OH)}_2}$$

$$\times \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Mg(OH)}_2} \times \frac{1 \text{ L HCl}}{3 \times 10^{-2} \text{ mol HCl}} \times \frac{1000 \text{ mL HCl}}{1 \text{ L HCl}} = 1280 \text{ mL HCl}$$



۵۳- ابتدا واکنش موازنه شده را می نویسیم:



$$aM_a bV_a = bM_b \Rightarrow 1 \times 0.05 \times 0.2 = 2 \times n \Rightarrow n_{\text{Mg(OH)}_2} = 0.005 \Rightarrow \text{وزن Mg(OH)}_2 = n \times 58 = 0.29 \text{ g}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{0.003} = 3.3 \times 10^{-12} \text{ M}$$

۵۴- به خاطر این که غلظت $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ است، پس محلول بازی است.

۵۵- به خاطر این که حجم محلول مشخص نیست ما آن را همان ۱۰۰ mL در نظر می گیریم. محلول حاصل یک محلول بازی است، بنابراین ما روی غلظت OH^- متمرکز می شویم.

$$M_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{0.16 \text{ g Ca(OH)}_2 \times \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{74 \text{ g Ca(OH)}_2}}{0.1 \text{ L}} = 0.22 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{0.22 \text{ mol Ca(OH)}_2}{1 \text{ L}} \times \frac{2 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 0.44 \text{ mol L}^{-1}, \quad [\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{0.44} = 2.27 \times 10^{-15}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(2.27 \times 10^{-15}) = 15 - \log 2.27 = 15 - 0.35 = 14.65$$



غلظت های اولیه: 0.15 M ۰ ۰

غلظت های تعادلی: $0.15 - x$ x x

$$\text{pH} = 4.18 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-4.18} = 10^{-5} \times 10^{-0.18} = 6.6 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1} = x$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{OCl}^-]}{[\text{HOCl}]} = \frac{(6.6 \times 10^{-6})^2}{0.15 - 6.6 \times 10^{-6}} \approx 2.9 \times 10^{-8}$$

۵۷- HX چون pH هر دو محلول برابر است پس آن محلولی که مقدار مول اولیه اسید کمتری داشته باشد، حاوی اسید قوی تری بوده است. بنابراین مول هر اسید

$$\text{HX} \text{ تعداد مول} = 1 \text{ L HX} \times \frac{16.9 \text{ g HX}}{1 \text{ L HX}} \times \frac{1 \text{ mol HX}}{180 \text{ g HX}} = 9.39 \times 10^{-2} \text{ mol} = 0.094 \text{ mol}$$

را محاسبه می کنیم:

$$\text{HY} \text{ تعداد مول} = 1 \text{ L HY} \times \frac{9.05 \text{ g HY}}{1 \text{ L HY}} \times \frac{1 \text{ mol HY}}{78 \text{ g HY}} = 0.12 \text{ mol}$$

بنابراین HX ، اسید قوی تری است.



۶۲- گزینه ۴ چون pH دو اسید با هم برابر است پس میزان اسیدی بودن ۲ محلول با هم برابر است.
 ۱) K_a دو محلول با هم برابر نیست و قطعاً $K_a(HB) > K_a(HA)$ است. (چون اسید HB با توجه به غلظت اولیه کم‌تر، به اندازه اسید HA یون H^+ تولید کرده است!)
 ۲) با توجه به توضیح بالا برای ۱ اشتباه است.
 ۳) قدرت اسیدی ۲ اسید با توجه به K_a متفاوت، فرق می‌کند.

۶۳- گزینه ۱ اتانویک اسید یک اسید ضعیف است، بنابراین چون کامل یونیده نمی‌شود، غلظت $[H^+]$ آن از غلظت $[H^+]$ محلول هیدروکلریک اسید است یعنی pH آن بزرگ‌تر است.

۶۴- گزینه ۴ با توجه به رابطه $pH = -\log[H^+]$ ، افزایش غلظت $[H^+]$ باعث کاهش pH خواهد شد و برعکس. البته این ارتباط یک ارتباط خطی نیست بلکه ارتباط نمایی است.

۶۵- گزینه ۴ توجه داشته باشید با هر ۱۰ برابر شدن غلظت H^+ یک واحد pH کوچک‌تر خواهد شد. بنابراین با ۳ واحد افزایش pH، غلظت H^+ ، $۱۰^۳$ مرتبه کم‌تر می‌شود.

۶۶- گزینه ۱ $\Delta pH = +\log n = \log ۲ = ۰/۳$
 مقدار تغییر برابر ۰/۳ است. با توجه به این که با افزایش غلظت $[H^+]$ محیط اسیدی‌تر می‌شود؛ بنابراین pH ۰/۳ کم‌تر می‌شود. (که ۱ فقط این طوری است!)

۶۷- گزینه ۴ ابتدا مول سود را محاسبه می‌کنیم.
 $pH = ۱۲ \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-۱۲}$, $[OH^-] = \frac{۱۰^{-۱۴}}{۱۰^{-۱۲}} \Rightarrow [OH^-] = ۱۰^{-۲} \text{ mol.L}^{-۱}$

$$[NaOH] = [OH^-] = ۱۰^{-۲} \text{ mol.L}^{-۱} \Rightarrow \text{mol NaOH} = ۱۰^{-۲} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times ۰/۲۵ \text{ L} = ۲/۵ \times ۱۰^{-۳} \text{ mol NaOH}$$

$$g \text{ NaOH} = ۲/۵ \times ۱۰^{-۳} \text{ mol} \times ۴۰ \frac{g}{\text{mol}} = ۰/۱ \text{ g}$$

۶۸- گزینه ۲ $pH = ۴ \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-۴}$

$$K_a \approx \frac{[H^+]^2}{M}$$

از آن جا که اسید ضعیف داریم می‌توانیم K_a را از فرمول تقریبی حساب کنیم:
 چون $K_a > ۱۰^{-۵}$ به دست آمد بنابراین استفاده از رابطه تقریبی کار درستی بوده است.



۶۹- گزینه ۱ با توجه به این که pH نهایی محلول مشخص است بنابراین غلظت H_2O^+ نهایی قابل محاسبه است.

$$pH = 0.7 \quad [H^+] = 10^{-0.7} = 10^{-1+0.3} = 10^{-1} \times 10^{0.3} = 2 \times 10^{-1} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \quad (\log 2 = 0.3 \Rightarrow 10^{0.3} = 2)$$

برای محاسبه تعداد مول H^+ به صورت زیر عمل می‌کنیم. (توجه داشته باشید هر ۲ اسید قوی هستند.)

تعداد مول H^+ حاصل از HI + تعداد مول H^+ حاصل از HNO_3 = تعداد مول نهایی H^+

$$HI: pH = 1 \Rightarrow [H^+] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$HI \text{ از } H^+ \text{ حاصل از } 10^{-1} \frac{\text{mol}}{L} \times 0.2 L = 0.02 \text{ mol}$$

$$HNO_3: pH = 0 \Rightarrow [H^+] = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$HNO_3 \text{ از } H^+ \text{ حاصل از } 1 \frac{\text{mol}}{L} \times x L = x \text{ mol } H^+ \quad \text{حجم } HNO_3 \text{ لازم را } x \text{ فرض می‌کنیم.}$$

$$[H^+] = \frac{\text{تعداد مول } H^+ \text{ نهایی}}{\text{حجم محلول نهایی (L)}} \Rightarrow 0.2 \text{ mol.L}^{-1} = \frac{(0.02 + x) \text{ mol } H^+}{(0.2 + x)L}$$

$$\Rightarrow 0.04 + 0.2x = 0.02 + x \Rightarrow x = 2/5 \times 10^{-2} \text{ لیتر} = 25 \text{ میلی لیتر}$$

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

۷۰- گزینه ۴ **روش ۱** با توجه به رابطه $[OH^-] = \alpha M_b$:

$$\alpha = 100 \quad (\alpha = 1) \Rightarrow [OH^-] = \alpha M_b = 1 \times 1 M = 1 M \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14} M}{1 M} = 10^{-14} M \Rightarrow pH = 14$$

$$\alpha = 50 \quad (\alpha = 0.5) \Rightarrow [OH^-] = \alpha M_b = 0.5 \times 1 M = 0.5 M \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14} M}{0.5 M} = 2 \times 10^{-14} M \Rightarrow pH = 13.7$$

$$\alpha = 0 \quad (\alpha = 0) \Rightarrow \text{فقط آب خالص داریم} \Rightarrow pH = 7$$

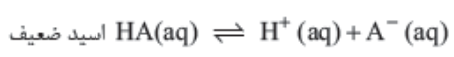
روش ۲ محلول باز هیچ‌گاه pH کم‌تر از ۷ ندارد پس ۲ و ۳ غلط هستند. از طرفی چون روابط pH لگاریتمی است پس نمودار خطی نمی‌تواند باشد. (یعنی ۱ هم غلط است.)

۷۱- گزینه ۱ برای حل این مسئله به نکات زیر توجه کنید.

برای محاسبه غلظت H^+ باید دقت کنید که ارتباط آن با غلظت اسید به صورت مقابل است:

$$[H^+] = \frac{M}{\alpha} \times \alpha$$

درجه تفکیک اسید
مولاریته اسید



درجه تفکیک $\alpha = 1$ اسیدهای قوی

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

در لحظه تعادل غلظت مواد به صورت مقابل محاسبه می‌شود:

$$t \text{ غلظت‌های تعادلی} \quad [HA] = M - x, [H^+] = [A^-] = x \quad x = M\alpha$$

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

با توجه به این که در اسیدهای ضعیف α خیلی کوچک است: $1 - \alpha \approx 1$

$$\Rightarrow [H^+] = M\alpha \quad \text{برای اسیدهای ضعیف} \quad K_a = M\alpha^2$$

$$[H^+]_{HCl} = M_{HCl} = 5 \times 10^{-2}$$

$$K_a = M\alpha^2 \Rightarrow 10^{-8} = 10^{-2} \alpha^2 \Rightarrow \alpha = 10^{-3}$$

هیپوکلرواسید یک اسید ضعیف است ($K_a = 10^{-8}$) بنابراین:

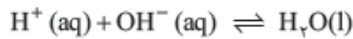
$$[H^+]_{HClO} = M\alpha = 10^{-2} \times 10^{-3} = 10^{-5}, [OH^-]_{HClO} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}$$

$$\frac{[H^+]_{HCl}}{[OH^-]_{HClO}} = \frac{5 \times 10^{-2}}{10^{-9}} = 5 \times 10^7$$

بنابراین:



۷۲- گزینه ۴ همان طوری که در شکل نشان داده شده است، HY یک اسید قوی است که کاملاً یونیده شده و به یون‌های H^+ و Y^- تفکیک شده است. واکنش خنثی‌شدن اسید و باز به صورت مقابل است:



پس تعداد یون‌های Na^+ و Y^- دست‌نخورده باقی می‌ماند پس ① اشتباه است.

از طرفی چون H^+ و OH^- داریم، پس از واکنش $8H_2O$ تولید شده و ۲ یون OH^- باقی می‌ماند. یعنی ④

۷۳- گزینه ۴ برای این منظور تعداد مول HCl و $NaOH$ موجود در هر محلول را محاسبه می‌کنیم.

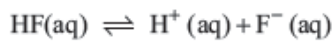
$$(HCl) \text{ مولاریته} = \frac{\text{mol HCl}}{0.25 L} \Rightarrow \text{mol HCl} = 1 \text{ mol.L}^{-1} \times 0.25 L = 0.25 \text{ mol HCl}$$

$$(NaOH) \text{ مولاریته} = \frac{\text{mol NaOH}}{0.5 L} \Rightarrow \text{mol NaOH} = 0.5 \text{ mol.L}^{-1} \times 0.5 L = 0.25 \text{ mol NaOH}$$

با توجه به این که تعداد مول‌های H^+ و OH^- با هم برابر است (۰/۲۵ mol)، بنابراین محلول خنثی بوده و در نتیجه غلظت H^+ برابر $1 \times 10^{-7} M$ است.

۷۴- گزینه ۳ در یک محلول آبی حاصل ضرب $[H^+]$ و $[OH^-]$ در دمای ثابت یک عدد ثابتی است، بنابراین افزایش غلظت یکی باعث کاهش غلظت دیگری می‌شود.

۷۵- گزینه ۳ هیدروفلوریک اسید یک اسید ضعیف است که واکنش یونش آن تعادلی است، پس داریم:



$$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]}$$

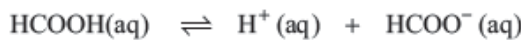
$$K_a[HF] = [H^+][F^-]$$

رابطه بالا را می‌توان به صورت مقابل هم نوشت:

۷۶- گزینه ۱ مقدار عددی ثابت تعادل خودیونش آب (K_w) در دمای ثابت مقدار ثابتی است و با غلظت H^+ تغییری نمی‌کند.

۷۷- گزینه ۴ فورمیک اسید یک اسید ضعیف است و تا حدودی در آب تفکیک می‌شود.

$$pH = 2/4 \rightarrow [H^+] = 10^{-2/4} = 10^{-2} \times 10^{-0.5} = 0.4 \times 10^{-2} = 4 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$



غلظت‌های اولیه (M): ۰/۱ ۰ ۰

غلظت‌های تعادلی (M): (۰/۱ - ۴ × ۱۰^{-۳}) ۴ × ۱۰^{-۳} ۴ × ۱۰^{-۳}

$$K_a = \frac{[H^+][HCOO^-]}{[HCOOH]} = \frac{(4 \times 10^{-3})(4 \times 10^{-3})}{(0.1 - 4 \times 10^{-3})} = \frac{16 \times 10^{-6}}{0.096} = \frac{16 \times 10^{-6}}{9.6 \times 10^{-2}} = 1.7 \times 10^{-4}$$

۷۸- گزینه ۲ آمونیاک در آب ابتدا حل شده و $NH_4OH(aq)$ تولید می‌کند. چون آمونیاک کاملاً در آب حل می‌شود غلظت NH_4OH را با غلظت اولیه آمونیاک برابر می‌گیریم.



غلظت‌های اولیه (M): ۰/۴ ۰ ۰

غلظت‌های تعادلی (M): (۰/۴ - x) x x

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]} = \frac{x^2}{0.4 - x} = 1.8 \times 10^{-5}$$

چون آمونیاک باز ضعیفی است ($K_b \ll 1$) و سؤال pH را تقریبی خواسته، فرض می‌کنیم $0.4 - x \approx 0.4$ پس:

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.4} \Rightarrow x^2 = 7.2 \times 10^{-6} \Rightarrow x = 2.7 \times 10^{-3} M$$

$$[OH^-] = 2.7 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}, [H^+] = \frac{10^{-14}}{2.7 \times 10^{-3}} = 3.7 \times 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

بنابراین:

$$pH = -\log[H^+] = -\log 3.7 \times 10^{-12} = 11.43$$



غلظت‌های اولیه (M): ۰/۰۰۰۷۱ ۰ ۰

غلظت‌های تعادلی (M): (۰/۰۰۰۷۱ - x) x x

۷۹- گزینه ۲



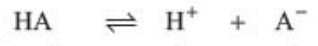
$$K_a = \frac{[H^+][ClO^-]}{[HClO]} = \frac{x^2}{(0.00071-x)} = 3/5 \times 10^{-8} \Rightarrow x^2 = 3/5 \times 10^{-8} \times 0.00071 = 2/5 \times 10^{-11}$$

تخمین می‌زنیم ۰/۰۰۰۷۱

$$[H^+] = x = \sqrt{2/5 \times 10^{-11}} = 0.5 \times 10^{-5} = 5 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 5 \times 10^{-6} = 5.3$$

M HCl = 0.01 mol.L⁻¹ : [H⁺] = 10⁻² mol.L⁻¹ ⇒ pH = 2 ۸۰- گزینه ۴



در لحظه تعادل: M 0.01 0.01 0.01

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \Rightarrow 5 \times 10^{-5} = \frac{10^{-4}}{M - 0.01} \Rightarrow M - 0.01 = \frac{10^{-4}}{5} \Rightarrow M - 0.01 = 2 \xrightarrow{\text{با تقریب}} M \approx 2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\frac{MHA}{MHCl} = \frac{2}{0.01} = 200$$

۸۱- گزینه ۱ بوتیریک اسید یک کربوکسیلیک اسید است که قدرت اسیدی آن ضعیف است. بنابراین می‌توانیم به صورت زیر مسئله را حل کنیم.



غلظت‌های اولیه (M): 0.25 0 0
 غلظت‌های تعادلی (M): (0.25 - x) x x

$$pH = 2.72 \rightarrow [H^+] = 10^{-2.72} = 10^{-3} \times 10^{0.28} = 10^{-3} \times 10^{(0.7)} = 3 \times (1/175)^{0.7} = 1/9 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3CH_2CH_2COO^-]}{[CH_3CH_2CH_2COOH]} = \frac{x^2}{0.25-x} = \frac{(1/9 \times 10^{-3})^2}{0.25 - 1/9 \times 10^{-3}} = \frac{3/6 \times 10^{-6}}{2/4 \times 10^{-1}} = \frac{3}{2} \times 10^{-5} = 1.5 \times 10^{-5}$$

۸۲- گزینه ۳ مشابه سؤال بالا غلظت‌ها را می‌گذاریم.

$$HA(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + A^-(aq)$$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \Rightarrow 5/5 \times 10^{-5} = \frac{[H^+][A^-]}{0.65} \Rightarrow \underbrace{[H^+][A^-]}_{x^2} = 5/5 \times 10^{-5} \times 0.65$$

$$x^2 = 0.65 \times 5/5 \times 10^{-5} = 3/6 \times 10^{-5} \Rightarrow [H^+] = x = \sqrt{36 \times 10^{-6}} = 0.6 \times 10^{-2} = 6 \times 10^{-3}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 6 \times 10^{-3} = -(\log 6 + \log 10^{-3})$$

$$(\log 6 = \log 3 \times 2 = \log 3 + \log 2 = 0.5 + 0.3 = 0.8) \Rightarrow pH = -(0.8 - 3) = 2.2$$

۸۳- گزینه ۳ چون اسید X قوی‌تر از اسید Y است، پس pH آن کوچک‌تر از pH اسید Y است.

- ۱ نتیجه‌گیری گزینه در حالت کلی درست نیست و ممکن است Y اسید ضعیف باشد و کامل یونیده نشود.
- ۲ اسید X قوی‌تر از Y است پس بیشتر یونیده می‌شود.
- ۴ اسید قوی‌تر حجم بیشتری از سود جهت خنثی‌شدن لازم دارد.

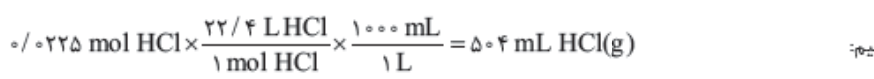
۸۴- گزینه ۳ ابتدا pH محلول HCl، 0.01 مولار را حساب می‌کنیم.

$$pH = -\log[H^+] = 2 \xrightarrow{\text{یک واحد اسیدی}} pH = 1 \Rightarrow [H^+] = 0.1 \text{ mol.L}^{-1} \text{ pH ثانویه} = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$$

این مقدار بایستی توسط HCl گازی تأمین شود.

$$H^+ \text{ غلظت} = 0.1 - 0.01 = 0.09 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{تغییر مول } H^+ \text{ لازم: } 0.25 \text{ L} \times \frac{0.09}{1 \text{ L}} = 0.0225 \text{ mol}$$



$$0.0225 \text{ mol HCl} \times \frac{22.4 \text{ L HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 504 \text{ mL HCl(g)}$$

حالا مقدار حجم گاز HCl وارد شده را حساب می‌کنیم:

پاسخ نامه تشریحی



۸۵- گزینه ۲ K_2O یک اکسید بازی است که در اثر انحلال در آب، باز KOH تولید می‌کند.



$$= 0.005 \text{ mol } K_2O \times \frac{2 \text{ mol } OH^-}{1 \text{ mol } K_2O} = 0.01 \text{ mol } OH^-$$

پس باید تعداد مول OH^- تولیدشده را محاسبه کنیم.

$$OH^- \text{ مولاریته} = \frac{0.01 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0.01 \text{ mol.L}^{-1}, [H^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \Rightarrow pH = 12$$

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

۸۶- گزینه ۳

$$A) pH = -\log[H^+]_A = 4/5 \Rightarrow [H^+]_A = 10^{-4/5}$$

$$B) pH = -\log[H^+]_B = 5/5 \Rightarrow [H^+]_B = 10^{-5/5}$$

$$\frac{[H^+]_A}{[H^+]_B} = \frac{10^{-4/5}}{10^{-5/5}} = 10^1 = 10$$

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2} = 0.01 \text{ mol.L}^{-1}$$

۸۷- گزینه ۱

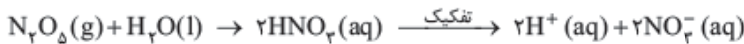
$$V = 0.5 \text{ L} \Rightarrow H^+ \text{ تعداد مول} = 0.01 \times 0.5 = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

مول H^+ معادل مول $HCl(g)$ حل شده است. (چون HCl اسید قوی است و به طور کامل یونیده می‌شود.)

$$5 \times 10^{-3} \text{ mol } HCl(g) \times \frac{22.4 \text{ L } HCl(g)}{1 \text{ mol } HCl(g)} = 0.112 \text{ L } HCl(g)$$

۸۸- گزینه ۳ همان طوری که قبلاً هم توضیح داده شد، برخی از اکسیدهای نافلز در اثر انحلال در آب تولید اسید کرده و خاصیت اسیدی دارند. با توجه به

این که این اکسیدها در ساختار خودشان هیدروژن ندارند، بنابراین ابتدا انحلال این اکسیدها را در آب به صورت مولکولی نوشته و براساس اسید حاصل شده مشخص می‌کنیم پس از تفکیک چه قدر H^+ آزاد می‌شود، بنابراین انحلال $N_2O_5(g)$ را در آب می‌نویسیم:



چون ۲ مول HNO_3 تولید می‌شود و از طرفی این اسید چون اسید قوی است، کاملاً یونیده شده و در نتیجه ۲ مول H^+ تولید می‌شود.

$$N_2O_5(g) = \frac{2/16 \text{ g } N_2O_5}{108 \text{ g.mol}^{-1}} = 0.02 \text{ mol } N_2O_5(g) \quad N_2O_5(g) \approx 2H^+(aq)$$

$$0.02 \text{ mol } N_2O_5 \times \frac{2 \text{ mol}}{1 \text{ mol } N_2O_5} = 0.04 \text{ mol } H^+$$

$$pH = 2 \rightarrow [H^+] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \text{ مولاریته در یک لیتر}$$

$$0.04 \text{ mol } H^+ \times \frac{1 \text{ L محلول}}{0.01 \text{ mol } H^+} = 4 \text{ L}$$

۸۹- گزینه ۲ HCl و $Sr(OH)_2$ اسید و باز قوی هستند. برای خنثی شدن باید تعداد مول‌های یون‌های H_3O^+ و OH^- موجود با هم برابر باشند، بنابراین

$$\text{تعداد مول } OH^- \text{ برابر است با:} \quad \text{مول } OH^- = \text{تعداد مول } H_3O^+ = 1/2 \times 10^{-2}$$

$$\text{تعداد مول } Sr(OH)_2 = \frac{1}{2} \text{ تعداد مول } OH^- = 6 \times 10^{-3} \text{ مول}$$

چون $Sr(OH)_2$ یک باز دو ظرفیتی است، پس:

$$Sr(OH)_2 \text{ غلظت} = \frac{\text{تعداد مول } Sr(OH)_2}{\text{حجم برحسب لیتر}} = \frac{6 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0.1 \text{ L}} = 6 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

۹۰- گزینه ۴ واکنش HCl با $NaOH$ یک واکنش خنثی شدن است، تعداد مول هر کدام را محاسبه می‌کنیم.

$$HCl \text{ تعداد مول} = HCl \text{ مولاریته} \times \text{حجم } HCl \text{ برحسب لیتر} = 0.02 \text{ mol.L}^{-1} \times 2 \text{ L} = 0.04 \text{ مول}$$

توجه کنید چون HCl یک اسید قوی است تعداد مول H_3O^+ برابر تعداد مول HCl است.

$$\text{مول } NaOH = OH^- \text{ مول} = 0.04 \text{ مول}$$

از طرفی $NaOH$ هم باز قوی است

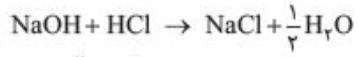
$$[H_3O^+] \text{ تعداد مول} = 0.04 \text{ مول}$$

چون تعداد مول‌های H_3O^+ و OH^- با هم برابر است، بنابراین محلول خنثی بوده و $pH = 7$ است.



$$\text{NaOH تعداد مول} = \frac{0.8 \text{ g}}{40 \text{ g.mol}^{-1}} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

۹۱- گزینه ۳



$$2 \times 10^{-2} \text{ mol} \quad 0.01 \text{ mol}$$

بنابراین ۰/۰۱ مول از OH⁻ مصرف شده و بقیه باقی ماند:

$$\text{mol OH}^- = 0.02 - 0.01 = 0.01 \text{ mol} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{0.01 \text{ mol}}{0.1 \text{ L}} = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{0.1} = 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 13$$

تعداد مول فرایند یونی تشکیل شده (یعنی NaCl) برابر ۰/۰۱ مول است.

$$\text{HCl: } [\text{H}^+] = 0.01 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 2$$

۹۲- گزینه ۴

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

$$\text{mol H}^+ = M.V = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \times 2 \text{ L} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{mol OH}^- = 0.01 - 0.0002 = 0.0098 \text{ mol}$$

$$\text{تعداد مول OH}^- \text{ مورد نیاز} = 0.0098 \text{ mol}$$

$$m \text{ OH}^- = \frac{g \text{ KOH}}{M_w \text{ KOH}} \Rightarrow 0.0098 = \frac{g}{56} \Rightarrow g = 0.55 \text{ g KOH}$$

$$\text{HA جرم محلول اسید قوی} = 1 \text{ mL} \times \frac{2}{5} \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 0.4 \text{ g}$$

۹۳- گزینه ۳

$$\text{NaOH تعداد مول} = \text{HA تعداد مول} = \frac{0.16 \text{ g NaOH}}{40 \text{ g.mol}^{-1}} = 0.004 \text{ mol}$$

$$\text{pH} = 2 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-2} = 0.01 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$100 \text{ mL در } \text{H}^+ \text{ تعداد مول} = \frac{0.01 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \times 0.1 \text{ L} = 0.001 \text{ mol}$$

$$\text{mol HA} = \text{mol H}^+ + \text{mol H}^+ = 0.004 + 0.001 = 5 \times 10^{-3} \text{ mol HA}$$

$$\text{HA درصد جرمی} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol HA} \times \frac{150 \text{ g HA}}{1 \text{ mol HA}} = 0.75 \text{ g HA}$$

$$\text{HA درصد جرمی} = \frac{0.75 \text{ g HA}}{2.5 \text{ g محلول}} \times 100 = 30\%$$

حالا با توجه به این که جرم ۲/۵g بود، درصد جرمی HA به راحتی حساب می‌شود:

توجه در این سؤال غلظت حاصل از اسید ضعیف برابر ۱۰^{-۳} مولار است، بنابراین از غلظت [H⁺] حاصل از یونش آب صرف‌نظر می‌شود.



۹۴- گزینه ۱

$$\text{HCl تعداد مول} = 0.5 \text{ L} \times 0.1 \text{ mol.L}^{-1} = 0.05 \text{ mol HCl}$$

$$\text{اضافی HCl} = 32/8 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times 0.588 \text{ mol.L}^{-1} = 0.0193 \text{ mol HCl}$$

$$\text{مصرفی HCl} = 0.05 - 0.0193 = 0.0307 \text{ mol HCl}$$

$$\frac{\text{mol MCO}_3}{\text{ضریب}} = \frac{\text{mol HCl}}{\text{ضریب}} \Rightarrow \frac{x}{1} = \frac{0.0307}{2} \Rightarrow x = 0.0154 \text{ mol MCO}_3$$

$$n \text{ MCO}_3 = \frac{\text{جرم MCO}_3}{\text{جرم مولی MCO}_3} \Rightarrow \text{جرم مولی MCO}_3 = \frac{1/294 \text{ g MCO}_3}{0.0154 \text{ mol MCO}_3} = 84 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\text{M} + \text{CO}_3 = 84 \Rightarrow \text{M} = 24 = \text{Mg}$$

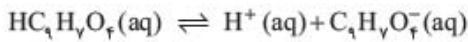
۹۵- گزینه ۴ اسید نیتریک یک اسید قوی است و کاملاً یونیده می‌شود. چون تعداد مول‌های H⁺ و NO₃⁻ با هم برابر است، بنابراین ابتدا تعداد مول H⁺ را حساب کرده و براساس تعداد مول‌های NO₃⁻ حساب می‌شود.

$$\text{pH} = 5 \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [\text{NO}_3^-] = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$0.25 \text{ L محلول} \times \frac{10^{-5} \text{ mol NO}_3^-}{1 \text{ L محلول}} = 2.5 \times 10^{-6} \text{ mol NO}_3^-$$



۹۶- گزینه ۲ استیل‌سالیسیلیک اسید یک اسید ضعیف است و به صورت زیر یونیده می‌شود.



استیل‌سالیسیلیک اسید $6/50 \text{ g} = 20 \times 0/325 \text{ g}$ قرص

$$\text{مول} = \frac{6/50 \text{ g}}{180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 3/6 \times 10^{-2}$$

$$M_a = \frac{n}{V} = \frac{3/6 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0/237 \text{ L}} = 1/5 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}, K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{C}_9\text{H}_6\text{O}_2^-]}{[\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_2]} \Rightarrow 3/26 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{1/5 \times 10^{-1}} \Rightarrow x^2 = 4/9 \times 10^{-5}$$

$$[\text{H}^+] = x = \sqrt{4/9 \times 10^{-5}} = \sqrt{49 \times 10^{-6}} = 7 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}, \text{pH} = -\log 7 \times 10^{-3} = 3 - \log 7 = 3 - 0/85 = 2/15$$

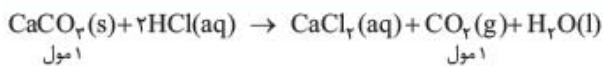
۹۷- گزینه ۳ ورودی رودخانه X به خاطر این که از بسترهای آهکی عبور می‌کند، دارای غلظت نسبتاً بالایی از یون کلسیم هست. بنابراین آب رودخانه X آب سخت است.

۱) اشتباه است. رودخانه Y اسیدی‌تر از X است و pH آن کوچک‌تر از X است. رودخانه X به خاطر حضور $\text{Ca}(\text{OH})_2$ که یک باز است، خاصیت بازی داشته و pH آن بیشتر از Y است.

۲) اشتباه است همان توضیح ۱.

۴) اشتباه است. رودخانه X به دلیل حضور یون‌های Ca^{2+} آب سخت است ولی رودخانه Y ممکن است آب سخت نباشد یا باشد! نمی‌دانیم!

۹۸- گزینه ۲ واکنش انجام‌شده به صورت مقابل است:



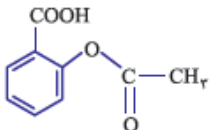
$$? \text{ L CO}_2 = 20 \text{ g CaCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} \times \frac{22 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 4/6 \text{ L}$$

۹۹- گزینه ۴ موادی که می‌توانند داخل شربت معده حضور داشته باشند، عبارت‌اند از: NaHCO_3 و $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ، $\text{Al}(\text{OH})_3$.

۱۰۰- گزینه ۳ ترکیبات سایر گزینه‌ها در ضداسیدها استفاده می‌شوند.

۱۰۱- گزینه ۲ اسپرین یک دارو برای بیماران قلبی است و مصرف زیاد آن مشکلاتی نظیر زخم معده ایجاد می‌کند.

بررسی سایر گزینه‌ها:



۱) فرمول مولکولی اسپرین $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ است و ساختار لوویس آن به صورت شکل روبه‌رو است:

۳) در ساختار اسپرین فقط اکسیژن‌ها جفت‌الکترون ناپیوندی دارند پس به دلیل حضور ۴ اتم اکسیژن، ۸ جفت‌الکترون ناپیوندی داریم.

برای محاسبه تعداد جفت‌الکترون‌های پیوندی، تعداد پیوندهای اشتراکی را محاسبه می‌کنیم.

$$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 \text{ تعداد پیوندهای اشتراکی} = \frac{\text{اتم C} + \text{اتم H} + \text{اتم O}}{2} = \frac{(9 \times 4) + (8 \times 1) + (4 \times 2)}{2} = 26 \Rightarrow 26 = 3 \times 8 + 2 \quad \checkmark$$

توضیح: در این مولکول، هر اتم C دارای ۴ جفت‌الکترون پیوندی در اطراف خودش است و در مورد O و H هم به ترتیب ۲ و ۱ جفت‌الکترون پیوندی وجود دارد و از آن‌جا که پیوند بین دو اتم را دو بار شمرده‌ایم آن را بر ۲ تقسیم می‌کنیم. راه دیگر شمردن تعداد پیوندها از روی ساختار است.

۱۰۲- گزینه ۲ به خاطر این که حجم مشخص نشده، ما حجم را 100 mL در نظر می‌گیریم. محلول حاصل یک محلول بازی است، بنابراین ما روی غلظت OH^- متمرکز می‌شویم.

$$\text{Mg}(\text{OH})_2 \text{ مولاریته} = \frac{0/0097 \text{ g Mg}(\text{OH})_2 \times \frac{1 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2}{58 \text{ g}}}{0/1 \text{ L}} = 1/67 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

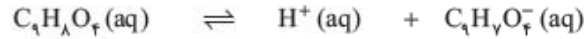
$$[\text{OH}^-] = \frac{1/67 \times 10^{-3} \text{ mol Mg}(\text{OH})_2}{1 \text{ L}} \times \frac{2 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2} = 3/33 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{3/33 \times 10^{-3}} = 3 \times 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

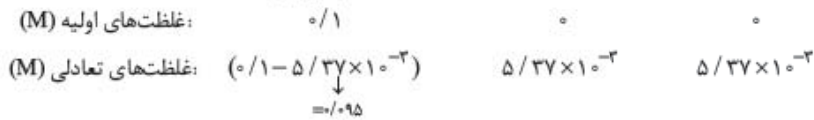
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(3 \times 10^{-12}) = -\log 3 + (-\log 10^{-12}) = 12 - 0/5 = 11/5$$



۱۰۳- گزینه ۴



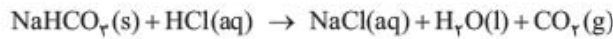
غلظت‌های اولیه (M):



$$[H^+] = 10^{-2/37} = 53/7 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_a = \frac{[H^+][C_4H_7O_7^-]}{[C_4H_8O_7]} = \frac{(5/37 \times 10^{-2})^2}{0/95} = 3 \times 10^{-4}$$

۱۰۴- گزینه ۲



معادله واکنش انجام شده به صورت مقابل است:

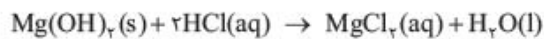
$$NaHCO_3 \text{ تعداد مول} = \frac{5}{84} \approx 0/06 \text{ mol}$$

$$CO_2 \text{ تعداد مول} = NaHCO_3 \text{ تعداد مول} = 0/06 \text{ mol}$$

$$CO_2 \text{ وزن g} = 0/06 \text{ mol} \times \frac{44 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 2/64 \text{ g}$$

۱۰۵- گزینه ۴

شیر منیزی یک مخلوط ناهمگن از $Mg(OH)_2$ است که حلالیت خیلی کمی در آب دارد. به محض افزایش $HCl(aq)$ ، بین این دو واکنش اسید و بازی انجام شده و $MgCl_2(aq)$ را تولید می‌کند که محلول در آب است. ولی در این مرحله (شکل ب) چون اسید اضافه شده به اندازه کافی نیست، بنابراین واکنش تمام نشده و هنوز $Mg(OH)_2$ در مخلوط وجود دارد.



۱۰۶- گزینه ۴

هر واحد افزایش pH باعث کاهش غلظت H^+ به اندازه 10^2 برابر می‌شود. بنابراین غلظت H^+ آب مقطر ($pH = 7$)، 10^2 برابر بزرگ‌تر از غلظت H^+ صابون است. ($pH = 10$)

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

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

$$\frac{[H^+] \text{ مقطر}}{[H^+] \text{ صابون}} = \frac{10^{-7}}{10^{-10}} = 10^3$$

بقیه گزینه‌ها با توضیح داده شده اشتباه هستند.