

خرید کتاب های کنکور

با تخفیف ویژه

و ارسال رایگان

Medabook.com



مدابوک



دریافت برنامه ریزی و مشاوره

از مشاوران رتبه برتر

هوشه کنکوری آیدی نوین

۰۲۱ ۲۸۴۲۵۴



فهرست

فصل اول: مولکول‌ها در خدمت تندرستی	۷
بخش ۱: پاکیزگی و پاک‌کننده‌ها	۸
بخش ۲: خواص اسیدها و بازها	۲۳
بخش ۳: تعادل‌های شیمیایی	۲۸
بخش ۴: بررسی قدرت اسیدها و بازهای مختلف	۳۸
بخش ۵: قدرت اسیدی محلول‌ها و pH	۴۹
بخش ۶: واکنش اسیدها و بازها	۶۰
فصل دوم: آسایش و رفاه در سایهٔ شیمی	۶۹
بخش ۱: واکنش‌های اکسایش - کاهش	۷۰
بخش ۲: سلول‌های گالوانی	۷۹
بخش ۳: انواع باتری‌ها	۹۷
بخش ۴: سلول‌های الکترولیتی	۱۱۰
بخش ۵: خوردگی فلزات	۱۱۹
فصل سوم: شیمی جلوه‌ای از هنر، زیبایی و ماندگاری	۱۳۱
بخش ۱: جامدهای کووالانسی	۱۳۲
بخش ۲: جامدهای مولکولی	۱۴۲
بخش ۳: جامدهای یونی	۱۵۳
بخش ۴: جامدهای فلزی	۱۶۶
فصل چهارم: شیمی، راهی به سوی آیندهٔ روشن‌تر	۱۷۶
بخش ۱: پاکیزگی هوا	۱۷۷
بخش ۲: تعادل‌های شیمیایی	۱۹۲
بخش ۳: عوامل مؤثر بر تعادل‌های شیمیایی	۲۰۰
بخش ۴: فراوری و تولید مواد شیمیایی	۲۱۶
سوالات آزمون‌های جامع	۲۲۸
پاسخ‌نامهٔ تشریحی	۲۴۰
پاسخ‌نامهٔ آزمون‌های جامع	۴۳۶
پاسخ‌نامهٔ کلیدی	۴۵۶

بخش ۵ قدرت اسیدی محلول‌ها و pH

راه‌های تشخیص pH محلول

خاصیت اسیدی یا بازی یک محلول، به وجود یون‌های H^+ و OH^- در محلول موردنظر نسبت داده شده و از مقیاس pH نیز برای مقایسه میزان اسیدی یا بازی بودن محلول‌های مختلف استفاده می‌شود. یکی از راه‌های به دست آوردن pH محلول‌های مختلف، استفاده از کاغذ pH است. این کاغذ در مجاورت با محلول‌های اسیدی یا بازی تغییر رنگ می‌دهد و این تغییر رنگ، معیاری برای تشخیص اسیدی یا بازی بودن محلول است. در واقع رنگی که این کاغذ در یک محلول به خود می‌گیرد، نشان‌دهنده pH تقریبی آن محلول است. این کاغذ در محلول‌هایی با خاصیت اسیدی (pH کمتر از ۷) به رنگ قرمز و در محلول‌هایی با خاصیت بازی (pH بزرگ‌تر از ۷) به رنگ آبی درمی‌آید. استفاده از pH سنج‌های دیجیتال نیز یکی از روش‌های دقیق به دست آوردن pH محلول‌ها است.

چند نکته

محتویات موجود در هر عضو از بدن انسان، براساس وظیفه و کارکرد آن عضو، pH خاصی دارند. به عنوان مثال، pH بزاق تقریباً برابر ۶ و pH شیرۀ معده تقریباً برابر ۱/۷ بوده و این محلول‌ها خاصیت اسیدی دارند. در طرف مقابل، pH خون و محتویات روده به ترتیب برابر ۷/۴ و ۸/۵ است؛ پس این محیط‌ها خاصیت بازی دارند.

از کلسیم اکسید (آهک) به عنوان یک اکسید فلزی با خاصیت بازی، برای کنترل میزان pH آب دریاچه‌ها و خاک استفاده می‌شود. به عنوان مثال، در صورت کاهش pH آب دریاچه‌ها، کلسیم اکسید را به کمک هلیکوپتر بر روی آب آن‌ها می‌پاشند تا pH آب افزایش پیدا کند.

شیر ترش‌شده، محتوی لاکتیک اسید بوده و به خاطر وجود این ماده، pH آن کمتر از ۷ است و کاغذ pH در مجاورت با آن قرمز رنگ می‌شود. *آله یارتون باشه، از این ماده برای تولید پلی‌لاکتیک اسید استفاده می‌شه.*

مفهوم pH محلول‌ها

برای سنجش میزان اسیدی بودن محلول‌ها، باید غلظت یون H^+ موجود در آن‌ها را تعیین کنیم. از آن‌جا که غلظت یون هیدروژن در اغلب محلول‌های آبی بسیار کوچک بوده و کارکردن با آن بسیار پیچیده است، برای پرهیز از بیان غلظت‌های کم و بسیار کم یون هیدروژن، می‌توان از کمیت pH استفاده کرد که اعدادی به مراتب ساده‌تر و قابل فهم‌تر ارائه می‌دهد. pH محلول‌های آبی در دمای اتاق، با اعدادی در گستره ۰ تا ۱۴ بیان می‌شود و به صورت زیر قابل محاسبه است:

برای محاسبه pH محلول‌های مختلف، باید از غلظت H^+ در آن محلول‌ها لگاریتم بگیریم؛ پس حتماً قواعد مربوط به لگاریتم را به خوبی بلد باشید. این قوانین عبارت هستند از:

$$\log a^n = n \cdot \log a \quad \log a \cdot b = \log a + \log b \quad \log \frac{a}{b} = \log a - \log b$$

طراحان مفرم نگار! مقدار لگاریتم اعداد مختلف را در سؤالات مربوط به محاسبه pH محلول‌ها نمی‌دهند؛ پس حتماً مقدار لگاریتم عددهای زیر را به خاطر بسپارید:

$$\log 2 = 0.3 \quad \log 3 = 0.5 \quad \log 5 = 0.7 \quad \log 7 = 0.85$$

چند نکته

به کمک رابطه روبه‌رو، می‌توان غلظت یون هیدروژن موجود در یک محلول را از روی مقدار pH آن محلول محاسبه کرد: $[H^+] = 10^{-pH}$

مقدار pH یک محلول، فاقد یکان است. با افزایش غلظت یون H^+ در یک محلول، خاصیت اسیدی آن محلول افزایش پیدا کرده و مقدار pH آن کاهش پیدا می‌کند؛ پس می‌توان گفت غلظت یون H^+ در یک محلول، با pH آن محلول رابطه عکس دارد.

نکته pH یک محلول برابر ۲ و pH محلول دیگری برابر ۸ است. غلظت یون H^+ در محلول دوم، چند برابر محلول اول است؟

$$2 / 5 \times 10^{-2} \quad (4)$$

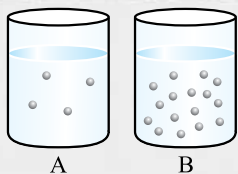
$$10^{-6} \quad (3)$$

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

$$10^{-6} \quad (1)$$

پاسخ گزینه «۱» ابتدا غلظت یون H^+ را در هر یک از این محلول‌ها به دست آورده و مقادیر حاصل را با هم مقایسه می‌کنیم.

$$[H^+] = 10^{-pH} \begin{cases} \text{محلول اول: } [H^+] = 10^{-2} \\ \text{محلول دوم: } [H^+] = 10^{-8} \end{cases} \Rightarrow \frac{\text{غلظت } H^+ \text{ در محلول دوم}}{\text{غلظت } H^+ \text{ در محلول اول}} = \frac{10^{-8}}{10^{-2}} = 10^{-6}$$



نکته تصویر مقابل، نمایی از یون‌های هیدروژن موجود در دو محلول هم‌حجم را نشان می‌دهد. در این شرایط، pH محلول A به اندازه واحد، از pH محلول B است.

(۱) ۰/۳ - کم‌تر

(۲) ۰/۶ - کم‌تر

(۳) ۰/۳ - بیشتر

پاسخ گزینه «۴» اگر غلظت یون H^+ در محلول A برابر با $M \text{ mol.L}^{-1}$ باشد، با توجه به تصاویر داده‌شده، غلظت این یون در محلول B برابر $4M \text{ mol.L}^{-1}$ می‌شود.

$$pH_A - pH_B = (-\log[H_A^+]) - (-\log[H_B^+]) = (\log[H_B^+]) - (\log[H_A^+]) \xrightarrow{\log \frac{a}{b} = \log a - \log b} pH_A - pH_B = \log \frac{[H_B^+]}{[H_A^+]}$$

$$= \log \frac{4M}{M} = \log 4 = \log 2^2 = 2 \log 2 = 2 \times 0/3 = 0/6$$

چون غلظت یون H^+ در محلول A کم‌تر از محلول B است، پس این محلول خاصیت اسیدی کم‌تر و pH بیشتری نسبت به محلول B دارد.

محاسبه pH محلول اسیدهای قوی و اسیدهای ضعیف

همان‌طور که می‌دانیم، در محلول اسیدهای قوی، کل مولکول‌های اسید حل‌شده یونش پیدا کرده و به یون‌هایی با بار مثبت و منفی تبدیل می‌شوند در حالی که در محلول اسیدهای ضعیف، فقط مقدار کمی از مولکول‌های حل‌شده یونش پیدا می‌کنند و شمار زیادی از مولکول‌ها، به صورت دست‌نخورده باقی می‌مانند. برای محاسبه غلظت یون هیدروژن در محلولی از یک اسید تک‌پروتون‌دار با غلظت مولی M و درجه یونش α ، می‌توانیم از رابطه مقابل استفاده کنیم:

واضح است که اگر محلول موردنظر مربوط به یک اسید قوی باشد، مقدار α برای آن اسید برابر یک بوده و غلظت یون هیدروژن در این محلول، با غلظت اسید حل‌شده در آن برابر است.

نکته ۲ مول گاز هیدروژن کلرید را در مقداری آب حل کرده و حجم محلول حاصل را با اضافه کردن آب خالص، به 10 L می‌رسانیم. pH محلول حاصل کدام است؟

(۴) ۰/۵

(۳) ۰/۷

(۲) ۱/۳

(۱) ۰/۳

پاسخ گزینه «۳» گام اول، ابتدا غلظت HCl را در محلول نهایی به دست آورده و پس از آن، غلظت یون هیدروژن را محاسبه می‌کنیم.

$$HCl \text{ مولی} = \frac{HCl \text{ مول}}{\text{لیتر محلول}} = \frac{2 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0/2 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [H^+] = M \cdot \alpha = 0/2 \times 1 = 0/2 \text{ mol.L}^{-1}$$

گام دوم، با توجه به غلظت یون هیدروژن، pH محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$pH = -\log [H^+] = -\log \frac{2}{10} = -(\log 2 - \log 10) = -(0/3 - 1) = 0/7$$

نکته در دمای معین، درجه یونش اسید HA در محلول $0/4$ مولار آن، برابر $0/25$ است. pH این محلول در دمای موردنظر کدام است؟

(۴) ۴

(۳) ۳

(۲) ۲

(۱) ۱

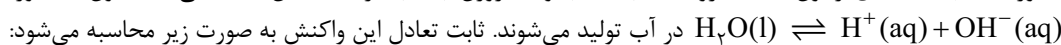
پاسخ گزینه «۲» ابتدا غلظت یون هیدروژن را به دست آورده و پس از آن، pH محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+] = M \cdot \alpha = 0/4 \times 0/25 = 0/1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log [H^+] = -\log 0/1 = 2$$

محاسبه pH آب خالص

براساس آزمایش‌های انجام‌شده، نمونه‌ای از آب خالص که فاقد هر گونه حل‌شونده‌ای است، رسانایی الکتریکی ناچیزی دارد که وجود آن را به حضور مقدار بسیار اندکی از یون‌های هیدروکسید (OH^-) و هیدروژن (H^+) در آب خالص نسبت می‌دهند. یون‌های موردنظر، براساس واکنش:



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

آزمایش‌های مختلف نشان می‌دهد که مقدار K_W در دمای اتاق ($25^\circ C$)، برابر با $10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$ است که این مقدار، همانند ثابت تعادل سایر واکنش‌ها، فقط و فقط تابع دما است.

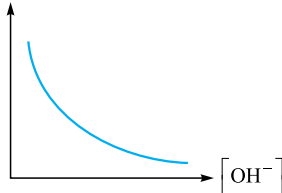
از آن‌جا که در آب خالص، همواره غلظت یون‌های H^+ و OH^- با هم برابر هستند، خواهیم داشت:

$$K_W = [H^+][OH^-] = 10^{-14} \xrightarrow{[H^+] = [OH^-]} 10^{-14} = [H^+]^2 \Rightarrow [H^+] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

با توجه به $[H^+]$ در آب خالص در دمای $25^\circ C$ ، pH آن به صورت مقابل به دست می‌آید:

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

$[H^+]$



با توجه به رابطه K_W ، پی می‌بریم که غلظت یون‌های H^+ و OH^- در یک محلول، با هم رابطه عکس دارند. به عبارتی، اگر غلظت یون H^+ در یک محلول افزایش پیدا کند، غلظت یون OH^- به همان نسبت کاهش پیدا می‌کند تا همواره رابطه $10^{-14} = [H^+][OH^-]$ برقرار باشد. نمودار مقابل، روند تغییر غلظت یون هیدروژن موجود در یک محلول را براساس تغییر غلظت یون هیدروکسید موجود در آن نشان می‌دهد:

از آن‌جا که غلظت یون H^+ با غلظت یون OH^- در آب خالص برابر است، پس آب خالص نه خاصیت اسیدی دارد و نه خاصیت بازی.

در یک محلول اسیدی یا بازی، به کمک رابطه $10^{-14} = [H^+][OH^-]$ می‌توان غلظت هر یک از یون‌های H^+ یا OH^- را با داشتن غلظت مولی یون دیگر به دست آورد.

نکته در محلولی از هیدروکلریک اسید با $pH = 2$ در دمای $25^\circ C$ ، غلظت مولی یون H^+ چند برابر غلظت مولی یون OH^- است؟

۱۰^{۱۲} (۴)

۱۰^{-۱۲} (۳)

۱۰^{۱۰} (۲)

۱۰^{-۱۰} (۱)

پاسخ گزینه «۲» گام اول: ابتدا با توجه به pH محلول، غلظت یون هیدروژن موجود در آن را محاسبه می‌کنیم.

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

گام دوم: با توجه به غلظت H^+ و مقدار K_W ، ابتدا غلظت مولی یون OH^- را به دست آورده و مقادیر حاصل را با هم مقایسه می‌کنیم.

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

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

محاسبه pH محلول‌های بازی

در محلول‌های بازی، غلظت یون هیدروکسید بیشتر از یون هیدرونیوم است ($[OH^-] > [H^+]$). برای محاسبه pH این محلول‌ها، ابتدا باید غلظت یون OH^- موجود در محلول را به کمک رابطه $M.\alpha$ به دست بیاوریم و پس از آن، به کمک رابطه $10^{-14} = K_W = [H^+][OH^-]$ ، غلظت یون هیدروژن را محاسبه کنیم. در مرحله آخر نیز با توجه به غلظت یون هیدروژن، pH محلول را محاسبه می‌کنیم.

چندنگه

برای محاسبه pH محلول‌های بازی می‌توانیم از رابطه مقابل کمک بگیریم:

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

برای به دست آوردن غلظت یون هیدروکسید در محلول‌های بازی می‌توانیم از رابطه مقابل استفاده کنیم:

$$[OH^-] = 10^{pH-14}$$

نکته ۴۰ گرم سدیم هیدروکسید جامد را در مقداری آب حل کرده و حجم محلول را با اضافه کردن آب خالص، به ۲ L می‌رسانیم. pH محلول حاصل از این فرایند کدام است؟ ($Na = 23, O = 16, H = 1: g.mol^{-1}$)

۱۲/۷ (۴)

۱۲/۳ (۳)

۱۳/۷ (۲)

۱۳/۳ (۱)

پاسخ گزینه «۲» گام اول: با توجه به جرم NaOH حل‌شده و حجم محلول، غلظت یون OH^- را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ mol NaOH} = 40 \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 1 \text{ mol}$$

$$\text{غلظت مولی محلول} = \frac{\text{مول NaOH}}{\text{لیتر محلول}} = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0.5 \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [OH^-] = [NaOH] = 0.5 \text{ mol.L}^{-1}$$

گام دوم: با استفاده از مقدار K_W ، ابتدا غلظت یون هیدروژن و پس از آن، مقدار pH محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$K_W = [OH^-][H^+] = 10^{-14} \Rightarrow 10^{-14} = 0.5 \times [H^+] \Rightarrow [H^+] = 2 \times 10^{-14}$$

$$pH = -\log [H^+] = -\log 2 \times 10^{-14} = -(\log 2 + \log (10^{-14})) = -(0.3 - 14) = 13.7$$

به راه دیگه: برای محاسبه pH این محلول، از روش روبه‌رو هم می‌توانیم استفاده کنیم:

$$pH = \log \frac{[OH^-]}{10^{-14}} \Rightarrow pH = \log \left(\frac{0.5}{10^{-14}} \right) = 13.7$$



نست اگر درجه یونش آمونیاک در محلولی از آن با $\text{pH} = 10$ برابر با ۱/۰ باشد، غلظت مولی آمونیاک در محلول موردنظر برابر با چند mol.L^{-1} است؟

(۱) 10^{-5} (۲) 10^{-4} (۳) 10^{-3} (۴) 10^{-2}

پاسخ گزینه ۳ گام اول، با توجه به pH ، ابتدا غلظت یون H^+ و پس از آن غلظت یون OH^- را محاسبه می‌کنیم.

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

به راه دیگر: برای محاسبه غلظت یون هیدروکسید، از روش زیر هم می‌توانیم استفاده کنیم:

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

گام دوم: معادله یونش آمونیاک، به صورت مقابل است:

$$\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$$

با توجه به غلظت یون OH^- در محلول و درجه یونش آمونیاک، غلظت مولی این ماده را محاسبه می‌کنیم.

$$[\text{OH}^-] = M \cdot \alpha \Rightarrow 10^{-4} = \alpha \times M \Rightarrow \alpha = 10^{-4} / M$$

تغییر غلظت محلول اسیدها و بازها

اگر محلول یک اسید را با افزودن آب خالص به آن رقیق‌تر کنیم، غلظت یون هیدروژن در آن کاهش یافته و pH محلول افزایش پیدا می‌کند (به عدد ۷ نزدیک‌تر می‌شود) و به همین ترتیب، اگر محلول یک باز را با اضافه کردن آب خالص به آن رقیق‌تر کنیم، غلظت یون هیدروکسید در محلول کاهش یافته و pH محلول نیز کم‌تر می‌شود (به عدد ۷ نزدیک‌تر می‌شود).

برخلاف فرایند رقیق‌سازی، اگر غلظت اسید یا باز موجود در یک محلول را افزایش دهیم، pH محلول موردنظر از عدد ۷ دورتر می‌شود.

چند نکته

- اگر محلول یک اسید قوی و یا یک باز قوی را n مرتبه رقیق کنیم (حجم محلول را با اضافه کردن آب خالص به آن، n برابر کنیم)، pH این محلول به اندازه $\log n$ واحد به pH ناحیه خنثی ($\text{pH} = 7$) نزدیک‌تر می‌شود.
- اگر محلول یک اسید قوی و یا یک باز قوی را n مرتبه غلیظ کنیم (با افزایش مقدار اسید و یا کاهش مقدار آب موجود در محلول)، pH این محلول به اندازه $\log n$ واحد از pH ناحیه خنثی ($\text{pH} = 7$) دورتر می‌شود.
- اگر محلول یک اسید ضعیف و یا یک باز ضعیف را n مرتبه رقیق کنیم، pH این محلول به اندازه کم‌تر از $\log n$ واحد به pH ناحیه خنثی ($\text{pH} = 7$) نزدیک‌تر می‌شود.
- اگر محلول یک اسید ضعیف و یا یک باز ضعیف را n مرتبه غلیظ کنیم، pH این محلول به اندازه کم‌تر از $\log n$ واحد از pH ناحیه خنثی ($\text{pH} = 7$) دورتر می‌شود.

نست به 10 mL محلول HCl با $\text{pH} = 2$ ، 90 mL آب خالص اضافه می‌کنیم. pH محلول حاصل از این فرایند کدام است؟

(۱) ۱ (۲) ۱/۷ (۳) ۲/۳ (۴) ۳

پاسخ گزینه ۴ با افزودن 90 mL آب به این محلول، حجم محلول 10 برابر شده و غلظت اسید موجود در آن، 10 مرتبه رقیق‌تر می‌شود؛ پس pH این محلول به اندازه $\log 10 = 1$ واحد به pH ناحیه خنثی نزدیک‌تر شده و از ۲ به ۳ می‌رسد.

به راه دیگر: برای محاسبه pH محلول نهایی، می‌توانیم ابتدا غلظت یون هیدروژن را در محلول اولیه محاسبه کنیم و پس از آن، با توجه به تغییر حجم حلال، غلظت یون هیدروژن را در محلول نهایی به دست بیاوریم. در مرحله بعد، با گرفتن لگاریتم از غلظت یون هیدروژن، می‌توانیم pH محلول را محاسبه کنیم.

نست به 20 mL محلول سدیم هیدروکسید با غلظت 0.2 mol.L^{-1} ، چند میلی‌لیتر آب خالص اضافه کنیم تا pH محلول به ۱۲ برسد؟

(۱) ۳۸۰ (۲) ۱۸۰ (۳) ۲۸۰ (۴) ۴۸۰

پاسخ گزینه ۱ گام اول، ابتدا غلظت یون هیدروژن را محاسبه کرده و پس از آن، pH محلول را به دست می‌آوریم.

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

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

گام دوم: برای آن که pH محلول از 13.3 به 12 برسد، محلول موردنظر را باید به اندازه $10^{13.3-12} = 10^{1.3} = 20$ برابر رقیق کنیم. برای این منظور، باید 380 mL آب خالص را به محلول اضافه کنیم تا حجم نهایی آن به 400 mL برسد.

به راه دیگر: می‌توانستیم به جای استفاده از قوانین رقیق‌سازی محلول‌ها، ابتدا غلظت یون OH^- موجود در محلولی از NaOH با $\text{pH} = 12$ را به دست بیاوریم و پس از آن، با توجه به غلظت اولیه این یون، حجم آب مورد نیاز برای رقیق کردن محلول را محاسبه کنیم.



نکته اگر غلظت نیتریک اسید حل شده در یک محلول را ۴ برابر کنیم، pH این محلول به اندازه چند واحد تغییر می‌کند؟

۱/۲ (۴)

۲ (۳)

۰/۶ (۲)

۰/۳ (۱)

پاسخ گزینه «۲» طی این فرایند، محلول نیتریک اسید اولیه به اندازه ۴ مرتبه غلیظ‌تر شده است؛ پس pH آن به اندازه $\log 4 = \log 2^2 = 2 \times 0/3 = 0/6$ واحد از pH منطقه خنثی ($pH = 7$) دورتر می‌شود.

پرسش‌های چهارگزینه‌ای

مفهوم pH محلول‌ها و راه‌های محاسبه آن

۱۷۴- چه تعداد از مطالب زیر درست است؟

(آ) از مقیاس pH برای مقایسه خاصیت اسیدی محلول‌های مختلف استفاده می‌شود.

(ب) باران‌های معمولی، شامل نیتریک اسید و سولفوریک اسید بوده و pH آن‌ها کمتر از ۷ است.

(پ) رنگی که کاغذ pH در یک محلول به خود می‌گیرد، نشان‌دهنده مقدار pH تقریبی آن محلول خواهد بود.

(ت) شیر ترش شده حاوی مقداری لاکتیک اسید بوده و به همین خاطر، pH آن کمتر از ۷ است.

۴ (۴)

۳ (۳)

۲ (۲)

۱ (۱)

۱۷۵- کدام یک از مطالب زیر درست است؟

(۱) گل‌های ادریسی در خاک‌هایی که رنگ کاغذ pH را به قرمز تغییر می‌دهند، به رنگ سرخ شکوفا می‌شوند.

(۲) pH محیط درون معده انسان، برخلاف pH محتویات موجود در روده کوچک، کمتر از ۷ است.

(۳) مقدار pH نمونه‌ای از شیر معده که غلظت یون هیدرونیوم در آن برابر 5×10^{-3} مولار باشد، برابر ۱/۷ است.

(۴) صابون‌ها، خاصیت اسیدی داشته و طی انحلال آن‌ها در آب خالص، pH محلول به کمتر از ۷ کاهش پیدا می‌کند.

۱۷۶- چند مورد از عبارات زیر درست است؟

(آ) هیدرویدیک اسید، برخلاف نیتر و اسید طی یک واکنش تعادلی در آب یونش پیدا می‌کند.

(ب) pH خون انسان، همانند محلول حاصل از انحلال سدیم اکسید در آب، بزرگ‌تر از ۷ است.

(پ) برای پرهیز از بیان غلظت‌های بسیار کم یون هیدرونیوم در یک محلول، می‌توان از کمیت pH استفاده کرد.

(ت) محلول‌های سفیدکننده از نظر شیمیایی فعال بوده و علاوه بر آن، خاصیت خوردگی نیز دارند.

۴ (۴)

۳ (۳)

۲ (۲)

۱ (۱)

۱۷۷- کدام یک از مطالب زیر درست است؟

(۱) اگر در محلول A غلظت یون هیدرونیوم دو برابر محلول B باشد، pH این محلول ۵/۰ واحد کمتر از محلول B می‌شود.

(۲) در شرایط یکسان، یک قطعه از فلز منیزیم با محلول نیتر و اسید با شدت بیشتری نسبت به محلول نیتریک اسید واکنش می‌دهد.

(۳) در محلول فورمیک اسید، رابطه $[HCOO^-] > [H^+] > [HCOOH]$ بین گونه‌های موجود در محلول برقرار است.

(۴) میان محلول‌هایی با غلظت برابر از هیدروسیانیک اسید و هیدروبرمیک اسید، pH محلول هیدروسیانیک اسید بیشتر است.

۱۷۸- چند مورد از عبارات داده شده نادرست است؟

(آ) برای افزایش قدرت پاک‌کنندگی صابون مراغه، به این صابون انواع نمک‌های فسفات افزوده می‌شود.

(ب) رسانایی الکتریکی محلول ۱ مولار نیتر و اسید، کمتر از رسانایی الکتریکی محلول ۱ مولار استیک اسید است.

(پ) هر اندازه صابون بتواند مقدار بیشتری از آلاینده و چربی را بزاید، قدرت پاک‌کنندگی بیشتری دارد.

(ت) غلظت مولی یون هیدرونیوم در یک محلول بازی با $pH = 11/5$ ، برابر با 3×10^{-11} مول بر لیتر است.

۴ (۴)

۳ (۳)

۲ (۲)

۱ (۱)

محاسبه pH محلول اسیدهای قوی و ضعیف

۱۷۹- حجم‌های برابری از گازهای دی‌نیتروژن پنتاکسید و هیدروژن کلرید را در شرایط یکسان به طور مجزا در یک لیتر آب حل می‌کنیم. اگر طی

انحلال این گازها، حجم محلول‌های موردنظر بدون تغییر باقی بماند، pH محلول حاصل از انحلال گاز هیدروژن کلرید، به اندازه واحد

از محلول دیگر است.

۴/۰ - بیشتر

۱ - بیشتر

۲/۰ - کمتر

۱ - کمتر



۱۸۰- ۸/۹۶ لیتر گاز هیدروژن برمیید را در شرایط استاندارد در مقداری آب حل کرده و حجم محلول را با اضافه کردن آب خالص به ۱۶۰۰ میلی لیتر می رسانیم. pH محلول حاصل از این فرایند کدام است؟

- ۰/۱۶ (۱) ۰/۲ (۲) ۰/۴ (۳) ۰/۶ (۴)

۱۸۱- اگر درصد یونش اسید HA برابر با ۴٪ و pH یک نمونه دو لیتری از محلول آن برابر ۳/۷ باشد، چند لیتر از گاز HA در شرایط STP در این محلول حل شده است؟

- ۰/۲۲۴ (۱) ۲/۲۴ (۲) ۰/۱۱۲ (۳) ۱/۱۲ (۴)

۱۸۲- مقدار pH یک نمونه محلول هیدروفلئوریک اسید با چگالی 1 g.mL^{-1} که غلظت یون فلئورید در آن برابر 570 ppm می باشد، کدام است؟ ($F = 19 \text{ g.mol}^{-1}$)

- ۱/۷ (۱) ۱/۵ (۲) ۲/۳ (۳) ۲/۵ (۴)

۱۸۳- کدام یک از مطالب زیر درست است؟

(۱) هر ماده شیمیایی که در آب محلول باشد، نمی تواند در چربی ها حل بشود.

(۲) نسبت میان شمار اتم ها به شمار عناصر در فرمول مولکولی منیزیم استات برابر ۳ است.

(۳) اگر pH محلول 0.01 مولار اسید HA برابر با ۴ باشد، درجه یونش این اسید برابر 0.01 می شود.

(۴) گاز حاصل از واکنش میان مخلوط سدیم هیدروکسید و آلومینیم با آب، در واکنش تجزیه آباکسیژنه نیز تولید می شود.

۱۸۴- pH تقریبی محلول 0.1 mol.L^{-1} اسید ضعیف HA با $K_a = 10^{-5}$ ، کدام است؟ (سراسری ریاضی ۹۱)

- ۴ (۱) ۳ (۲) ۲ (۳) ۵ (۴)

۱۸۵- مقدار K_a برای بنزوئیک اسید، برابر با 5×10^{-5} است. برای تهیه نیم لیتر محلول بنزوئیک اسید با $\text{pH} = 2.7$ ، به چند گرم از این اسید نیاز داریم؟ ($O = 16, C = 12, H = 1; \text{g.mol}^{-1}$)

- ۴/۸۸ (۱) ۴/۲۴ (۲) ۹/۷۶ (۳) ۸/۴۸ (۴)

۱۸۶- نیم لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 5$ در اختیار داریم. در مرحله اول، با حل کردن m_1 گرم گاز هیدروژن کلرید در محلول، pH آن را به ۳ می رسانیم و پس از آن، در مرحله دوم با حل کردن m_2 گرم گاز هیدروژن کلرید در محلول، pH آن را به یک می رسانیم. چنان چه انحلال HCl(g) ، تغییری در حجم محلول ایجاد نکرده باشد، مقدار m_1 چند برابر مقدار m_2 است؟ ($\text{Cl} = 35.5, \text{H} = 1; \text{g.mol}^{-1}$)

- ۰/۱ (۱) ۰/۰۹ (۲) ۰/۱۱ (۳) ۰/۰۱ (۴)

۱۸۷- pH محلول 0.01 مولار از اسید ضعیف HA در دمای 25°C برابر 2.7 است. ثابت یونش اسید مورد نظر در این دما برابر با چند mol.L^{-1} است؟

- 4×10^{-4} (۱) 2×10^{-3} (۲) 5×10^{-4} (۳) 2×10^{-4} (۴)

۱۸۸- بر اثر حل شدن چند مول اسید HA که K_a آن برابر یک است، در یک لیتر آب مقطر، pH محلول به صفر می رسد؟ (سراسری تهری ۹۳)

- ۱ (۱) ۲ (۲) ۳ (۳) ۴ (۴)

۱۸۹- با توجه به داده های جدول زیر، درباره اسیدهای ضعیف HA و HB، مقدار x چند برابر b است؟ (سراسری ریاضی خارج از کشور ۹۱)

اسید ضعیف	pH	درصد تفکیک	مولاریته
HA	a	$7/2$	b
HB	a + 1	$1/8$	x

- ۰/۳ (۱) ۰/۶ (۲) ۰/۴ (۳) ۰/۵ (۴)

۱۹۰- برای تهیه محلولی از اسید ضعیف HA با $K_a = 5 \times 10^{-5}$ که pH آن با pH محلول 0.01 مولار هیدروکلریک اسید برابر باشد، غلظت مولی آن تقریباً باید چند برابر مولاریته محلول هیدروکلریک اسید باشد؟ (سراسری تهری ۹۰)

- ۴۰ (۱) ۵۰ (۲) ۱۰۰ (۳) ۲۰۰ (۴)

۱۹۱- گاز دی نیتروژن پنتا اکسید، براساس معادله $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{NO}_3^-(\text{aq}), \Delta H = -76 \text{ kJ}$ ، در آب حل می شود. مقداری از این گاز را در حجمی از آب حل کرده و پس از آن، حجم محلول مورد نظر را در دمای 25°C با اضافه کردن آب خالص به ۲ لیتر می رسانیم. اگر طی این فرایند، $30/4 \text{ kJ}$ گرما آزاد شده باشد، pH محلول حاصل کدام است؟

- ۰/۴ (۱) ۰/۳ (۲) ۰/۷ (۳) ۱/۳ (۴)

۱۹۲- گرم از گازهای هیدروژن برمیید و هیدروژن سیانید را به طور مجزا در یک لیتر از آب خالص حل می کنیم. چنان چه مقدار K_a برای محلول هیدروسیانیک اسید برابر $4/32 \times 10^{-10}$ باشد و انحلال این ترکیب ها تغییری در حجم محلول ایجاد نکند، مقدار pH این محلول ها تقریباً اندازه چند واحد با هم فرق می کند؟ ($\text{Br} = 80, \text{N} = 14, \text{C} = 12, \text{H} = 1; \text{g.mol}^{-1}$)

- ۴/۹ (۱) ۴/۴ (۲) ۳/۹ (۳) ۳/۴ (۴)



۱۹۳- هیپوکلرو اسید، براساس معادله $\text{Cl}_2\text{O}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{HClO}(\text{aq})$ ، تولید می‌شود. $130/5 \text{ g}$ از Cl_2O را در مقداری آب حل کرده و حجم محلول را به ۴ لیتر می‌رسانیم. اگر مقدار K_a برای هیپوکلرو اسید برابر 3×10^{-8} باشد، pH محلول حاصل از این فرایند کدام است؟ ($\text{Cl} = 35/5, \text{O} = 16: \text{g.mol}^{-1}$)

- ۳/۸ (۴) ۴/۶ (۳) ۴/۲ (۲) ۳/۴ (۱)

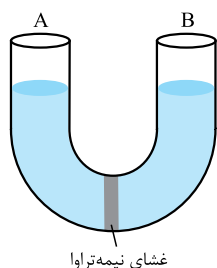
۱۹۴- در ۵ لیتر محلول هیدروبرمیک اسید با $\text{pH} = 2$ ، چند لیتر گاز هیدروژن فلوئورید با دمای 39°C و فشار ۱ اتمسفر را باید حل کنیم تا pH محلول به اندازه $0/7$ واحد تغییر کرده و درجه یونش مولکول‌های HF نیز برابر با $0/2$ باشد؟ (از تغییر حجم محلول صرف‌نظر کنید.)

- ۱۶۰ (۴) ۳۲۰ (۳) ۱۲۸ (۲) ۲۵۶ (۱)

۱۹۵- اگر درصد یونش برای اسید HA برابر 10% باشد، pH محلول چند مولار آن، برابر ۳ است و مقدار K_a آن با یکای mol.L^{-1} ، به تقریب کدام است؟ (سراسری ریاضی ۹۶)

- ۱/۱۱ × 10^{-4} ، 1×10^{-2} (۴) ۱/۱۱ × 10^{-4} ، 9×10^{-3} (۳) ۱/۱۱ × 10^{-6} ، 1×10^{-2} (۲) ۱/۱۱ × 10^{-6} ، 9×10^{-3} (۱)

۱۹۶- حجم‌های برابری از گازهای HF و HCl را به ترتیب در بازوهای A و B ظرف U شکل مقابل حل می‌کنیم. اگر غشای نیمه‌تراوای موجود در این ظرف فقط به مولکول‌های آب اجازه عبور بدهد،



غشای نیمه‌تراوا

(۱) ارتفاع محلول در بازوی A این ظرف به مرور افزایش پیدا می‌کند.

(۲) رسانایی الکتریکی محلول موجود در بازوی B این ظرف به مرور کاهش می‌یابد.

(۳) pH محلول موجود در بازوی A ظرف موردنظر به مرور افزایش می‌یابد.

(۴) به مرور زمان، شمار یون‌های کلرید موجود در محلول بازوی B کاهش پیدا می‌کند.

۱۹۷- pH محلول $0/2 \text{ mol.L}^{-1}$ اسید HA که K_a آن برابر $0/1$ می‌باشد، کدام است؟ (سراسری تهری ۹۱)

- ۱/۷ (۴) ۱/۲۵ (۳) ۱ (۲) ۰/۷ (۱)

۱۹۸- مخلوطی به جرم 30 g از گازهای $\text{HBr}(\text{g})$ و $\text{HCl}(\text{g})$ را در مقداری آب حل کرده و حجم محلول را با اضافه کردن آب خالص، به ۷ لیتر می‌رسانیم. اگر pH محلول حاصل از این فرایند، برابر ۱ باشد، درصد جرمی گاز هیدروژن برمید در مخلوط گازی اولیه کدام است؟ ($\text{Br} = 80, \text{Cl} = 35/5, \text{H} = 1: \text{g.mol}^{-1}$)

- ۵۹/۵ (۴) ۲۷ (۳) ۴۰/۵ (۲) ۶۳ (۱)

۱۹۹- اگر pH یک لیتر از محلول اسید HA ($K_a = 10^{-7}$) با pH یک لیتر از محلول اسید HB ($K_a = 10^{-8}$) برابر باشد، کدام یک از مطالب زیر در رابطه با این محلول‌ها نادرست است؟

(۱) درجه یونش اسید HA در محلول آن، 10 برابر درجه یونش اسید HB در محلول این اسید است.

(۲) رسانایی الکتریکی محلول اسید HA با رسانایی الکتریکی محلول HB برابر است.

(۳) غلظت اسید HA در محلول این اسید، 10 برابر غلظت اسید HB در محلول آن است.

(۴) مقایسه قدرت اسیدی این ترکیب‌های شیمیایی به صورت $\text{HB} < \text{HA}$ است.

۲۰۰- در شرایط استاندارد، مخلوطی از گازهای HA و HB به حجم ۵۶ لیتر را در مقداری آب حل کرده و حجم محلول را به ۵ لیتر می‌رسانیم. اگر pH این محلول برابر $1/6$ بوده و درجه یونش اسیدهای HA و HB در آن به ترتیب برابر $0/01$ و $0/06$ باشد، درصد حجمی گاز HA در مخلوط گازی اولیه کدام است؟

- ۷۵ (۴) ۸۰ (۳) ۲۵ (۲) ۲۰ (۱)

۲۰۱- اگر pH دو محلول جداگانه از اتانویک اسید ($K_a = 2 \times 10^{-5}$) و کلرواتانویک اسید ($K_a = 2 \times 10^{-3}$)، برابر ۳ باشد، نسبت غلظت مولار محلول اسید قوی‌تر به غلظت مولار محلول اسید ضعیف‌تر، به تقریب کدام است؟ (سراسری تهری خارج از کشور ۹۵)

- ۰/۰۱ (۱) ۰/۰۳ (۲) ۰/۱ (۳) ۰/۳ (۴)

۲۰۲- نمونه‌ای از محلول استیک اسید ($K_a = 2 \times 10^{-5}$) با $\text{pH} = 2/7$ و حجم ۸ L در اختیار داریم. از واکنش میان اسید موجود در این محلول با مقدار کافی اتانول، برای تولید چند گرم اتیل اتانوات می‌توان استفاده کرد؟ ($\text{O} = 16, \text{C} = 12, \text{H} = 1: \text{g.mol}^{-1}$)

- ۱۳۲ (۱) ۱۴۰/۸ (۲) ۸۸ (۳) ۱۷/۶ (۴)

۲۰۳- مقدار K_a برای اسید HA برابر $2 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ است. اگر یک مول HA در یک لیتر محلول HCl با $\text{pH} = 1$ حل شود، $[\text{A}^-]$ به تقریب، به چند مول بر لیتر می‌رسد؟ (سراسری تهری خارج از کشور ۹۶)

- ۲ × 10^{-4} (۱) ۴/۵ × 10^{-3} (۲) ۲ × 10^{-3} (۳) ۴/۵ × 10^{-2} (۴)



۲۰۴- محلولی با غلظت ۰/۰۵ مولار از اسید قوی HA و غلظت ۰/۱ مولار از اسید ضعیف HB در اختیار داریم. اگر pH این محلول اسیدی برابر با ۱/۱۵ باشد، ثابت یونش اسید HB در این شرایط تقریباً کدام است؟

- (۱) 2×10^{-3} (۲) $1/75 \times 10^{-2}$ (۳) 5×10^{-3} (۴) $1/4 \times 10^{-2}$

۲۰۵- محلول‌های مجزایی با درصد جرمی و چگالی برابر از نیتریک اسید و هیدروبرمیک اسید در اختیار داریم. خاصیت اسیدی محلول بیشتر بوده و pH این محلول تقریباً به اندازه واحد کم‌تر از محلول دیگر است. ($\text{Br} = 80, \text{O} = 16, \text{N} = 14, \text{H} = 1; \text{g.mol}^{-1}$)

- (۱) هیدروبرمیک اسید - ۰/۱۵ (۲) نیتریک اسید - ۰/۱۵ (۳) هیدروبرمیک اسید - ۰/۳ (۴) نیتریک اسید - ۰/۳

۲۰۶- از سوختن نیتروژن موجود در سوخت‌ها، گاز NO_2 حاصل شده و این گاز براساس معادله موازنه‌نشده $\text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$ ، موجب تولید نیتریک اسید می‌شود. اگر غلظت نیتروژن در یک نمونه گازوئیل برابر ۴۲۰۰ ppm باشد، از سوختن نیتروژن موجود در ۱۰ kg گازوئیل، چند تن باران اسیدی با $\text{pH} = 3$ و چگالی 1 g.mL^{-1} تولید می‌شود؟ ($\text{N} = 14 \text{ g.mol}^{-1}$)

- (۱) ۳۰ (۲) ۶۰ (۳) ۳ (۴) ۶

۲۰۷- اگر pH محلولی از اسید HA با درجه یونش ۰/۲، برابر با pH محلولی از اسید HB با درجه یونش ۰/۲۵ باشد، مقدار K_a برای اسید HA چند برابر مقدار K_a برای اسید HB است؟

- (۱) ۱/۲ (۲) ۰/۸ (۳) ۰/۷۵ (۴) ۰/۶

محاسبه pH آب خالص

۲۰۸- چه تعداد از مطالب زیر درست هستند؟

(آ) مقدار pH نوشابه گازدار، همانند pH خون بدن انسان، کم‌تر از ۷ است.

(ب) از کمیت pH، می‌توان برای پرهیز از بیان غلظت کم و بسیار کم یون هیدروژن استفاده کرد.

(پ) آب خالص، محتوی مقدار اندکی از یون‌های OH^- و H_3O^+ بوده و رسانایی الکتریکی ناچیزی دارد.

(ت) در یک محلول اسیدی با $\text{pH} = 0$ ، غلظت مولی یون هیدروکسید برابر صفر مول بر لیتر است.

- (۱) ۱ (۲) ۲ (۳) ۳ (۴) ۴

۲۰۹- چه تعداد از مطالب زیر درست هستند؟

(آ) به هر اندازه که غلظت یون هیدرونیوم در یک محلول بیشتر شود، به همان اندازه از غلظت یون هیدروکسید کاسته می‌شود.

(ب) در دمای 25°C ، غلظت یون هیدرونیوم در یک نمونه از شیر ترش شده، بیشتر از $10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ است.

(پ) با افزودن آب خالص به یک محلول اسیدی، قدرت اسیدی و مقدار K_a برای محلول موردنظر کاهش پیدا می‌کند.

(ت) در یک نمونه آب باران، غلظت مولی یون هیدرونیوم، بیشتر از غلظت مولی یون هیدروکسید است.

- (۱) ۱ (۲) ۲ (۳) ۳ (۴) ۴

۲۱۰- کدام یک از مطالب زیر نادرست است؟

(۱) در محلولی از یک اسید قوی با $\text{pH} = 4$ ، غلظت مولی یون هیدرونیوم، 10^6 برابر غلظت مولی یون هیدروکسید است.

(۲) غلظت مولی یون هیدروکسید در نمونه‌ای از اسید معده انسان، کم‌تر از غلظت مولی این یون در آب گازدار است.

(۳) پتاسیم اکسید و سدیم اکسید، در دسته اکسیدهای بازی قرار داشته و محلول آن‌ها در آب، یک الکترولیت قوی است.

(۴) اگر درجه یونش اسید HA برابر ۰/۰۸ باشد، pH محلول ۰/۵ مولار این اسید در دمای 25°C برابر با ۲/۴ می‌شود.

۲۱۱- نمودار مقابل، غلظت مولی یکی از یون‌های موجود در شربت معده و اسید معده را در دمای

25°C نشان می‌دهد. چه تعداد از مطالب زیر، در رابطه با این محلول‌ها درست است؟

(آ) pH اسید معده به اندازه ۸ واحد کم‌تر از pH شربت معده است.

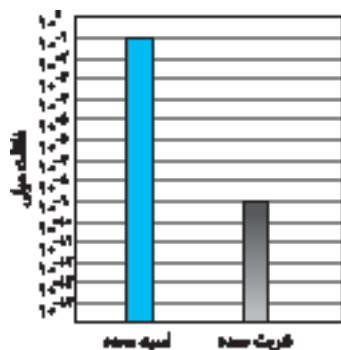
(ب) غلظت یون هیدروکسید در اسید معده، 10^8 برابر غلظت این یون در شربت معده است.

(پ) شربت معده، همانند محتویات روده کوچک انسان، خاصیت بازی دارد.

(ت) در صورت مجاورت کاغذ pH با شربت معده، این کاغذ به رنگ آبی درمی‌آید.

(ث) در اسید معده، همانند عصاره گوجه‌فرنگی، غلظت یون هیدرونیوم بیشتر از یون هیدروکسید است.

- (۱) ۱ (۲) ۲ (۳) ۳ (۴) ۴





۲۱۲- غلظت یون هیدرونیوم در یک نمونه محلول هیدروفلوئوریک اسید با $\text{pH} = 6/5$ ، تقریباً به اندازه مول بر لیتر از غلظت یون هیدروکسید در این محلول است.

- (۱) $3/3 \times 10^{-7}$ - کمتر (۲) $2/7 \times 10^{-7}$ - کمتر (۳) $3/3 \times 10^{-7}$ - بیشتر (۴) $2/7 \times 10^{-7}$ - بیشتر

۲۱۳- برای تهیه ۲ لیتر محلول بنزوئیک اسید با $K_a = 1/6 \times 10^{-5}$ که در آن غلظت یون هیدرونیوم $1/6 \times 10^{-7}$ برابر غلظت یون هیدروکسید باشد، به چند گرم از این ترکیب شیمیایی نیاز داریم؟ ($\text{O} = 16, \text{C} = 12, \text{H} = 1: \text{g.mol}^{-1}$)

- (۱) $2/44$ (۲) $1/22$ (۳) $3/66$ (۴) $4/88$

۲۱۴- در محلولی از هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 3$ ، غلظت مولی یون هیدروژن برابر غلظت مولی یون هیدروکسید است و برای آن که pH هر لیتر از این محلول به نصف مقدار اولیه آن کاهش پیدا کند، باید میلی گرم HCl(g) در این محلول حل شود. ($\text{Cl} = 35/5, \text{H} = 1: \text{g.mol}^{-1}$)

- (۱) $10^8/5 - 10^7$ (۲) $693/5 - 10^7$ (۳) $693/5 - 10^8$ (۴) $10^8/5 - 10^7$

محاسبه pH محلول بازهای قوی و ضعیف

۲۱۵- غلظت مولی یون کلرید در محلولی از هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 2/7$ ، چند برابر غلظت مولی یون سدیم در محلولی از سدیم هیدروکسید با $\text{pH} = 9/7$ است؟

- (۱) ۴۰ (۲) ۲۵ (۳) ۲۰ (۴) ۵

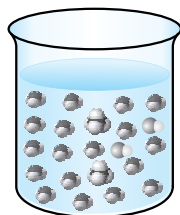
۲۱۶- برای تهیه ۵۰۰ میلی لیتر محلول بازی با $\text{pH} = 12/6$ ، باید چند گرم باریم اکسید جامد را در مقدار کافی آب حل کنیم؟ ($\text{Ba} = 137, \text{O} = 16: \text{g.mol}^{-1}$)

- (۱) $3/06$ (۲) $2/92$ (۳) $4/59$ (۴) $1/53$

۲۱۷- کدام یک از مطالب زیر نادرست است؟

- (۱) محلول بازهای معروفی مثل سود سوزآور و پتاس سوزآور از جمله بازهای قوی هستند و موادی خورنده به شمار می‌روند.
 - (۲) مولکول‌های آمونیاک با مولکول‌های آب پیوند هیدروژنی تشکیل داده و در آب به طور عمده به شکل مولکولی حل می‌شوند.
 - (۳) در شرایط یکسان از نظر دما و غلظت، هر چه K_b یک باز بزرگ‌تر باشد، محلول آن باز pH کوچک‌تری خواهد داشت.
 - (۴) یک تعادل شیمیایی بین مولکول‌های آمونیاک و یون‌های OH^- و NH_4^+ در محلول آبی آمونیاک برقرار می‌شود.
- ۲۱۸- $89/6 \text{ mL}$ گاز آمونیاک را در شرایط استاندارد، در ۲ لیتر آب حل می‌کنیم. پس از یونش مولکول‌های آمونیاک، محلول موردنظر به صورت مقابل درمی‌آید. pH این محلول کدام است؟

- (۱) $10/3$ (۲) $9/7$ (۳) $10/7$ (۴) $11/3$



۲۱۹- pH محلولی از سدیم هیدروکسید که در هر گرم از آن، ۱۶ میلی گرم از این ماده وجود دارد، کدام است؟

($\text{Na} = 23, \text{O} = 16, \text{H} = 1: \text{g.mol}^{-1}, d_{\text{محلول}} = 1/25 \text{ g.mL}^{-1}$)

- (۱) $13/3$ (۲) $13/5$ (۳) 13 (۴) $13/7$

۲۲۰- اگر انحلال‌پذیری منیزیم هیدروکسید در دمای 25°C ، برابر با $6/96 \times 10^{-4} \text{ g}$ در 100 g آب باشد، pH محلول سیرشده این ترکیب در دمای 25°C تقریباً چه قدر است؟

- (۱) $9/6$ (۲) $10/4$ (۳) $10/1$ (۴) $9/9$

۲۲۱- کدام یک از مطالب زیر درست است؟

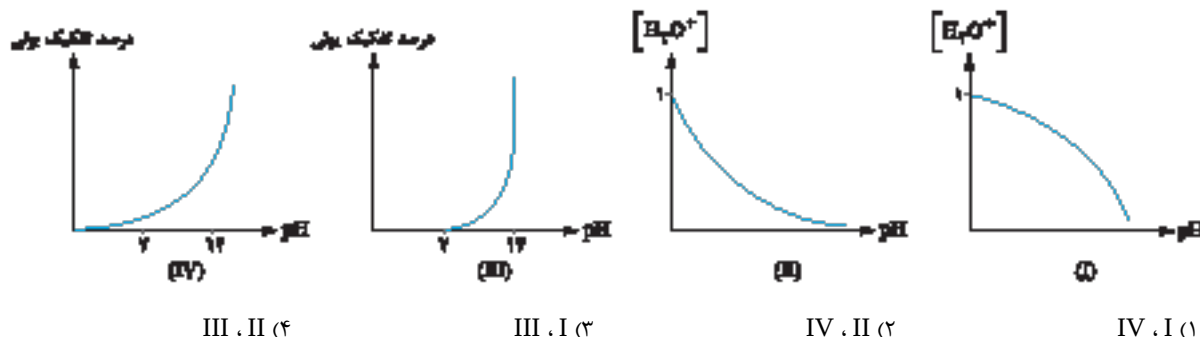
- (۱) با افزودن مقداری آب خالص به محلولی از یک اسید قوی، غلظت یون هیدروکسید در محلول افزایش می‌یابد.
- (۲) اگر درصد یونش اسید ضعیف HA در محلول یک مولار آن برابر ۲٪ باشد، مقدار K_a این اسید برابر 2×10^{-2} می‌شود.
- (۳) هر لیتر محلول پتاسیم هیدروکسید که pH آن برابر ۱۲ باشد، تقریباً شامل 10^{-2} مول یون می‌شود.
- (۴) در یک نمونه از محلول نیترو اسید، غلظت مولی یون هیدرونیوم بیشتر از غلظت مولی ذرات اسید یونیده‌نشده است.

۲۲۲- معادله انحلال‌پذیری باز قوی BOH به صورت $S = 2 + 0/25\theta$ است. دمای 238 گرم از محلول سیرشده این ترکیب را از 68°C تا 36°C کاهش می‌دهیم. با استفاده از باز ته‌نشین‌شده در این فرایند، چند لیتر محلول بازی با $\text{pH} = 13$ می‌توان تهیه کرد؟ ($\text{BOH} = 40: \text{g.mol}^{-1}$)

- (۱) ۲ (۲) $2/5$ (۳) ۴ (۴) ۵



۲۲۳- از میان نمودارهای زیر، شکل وابستگی pH یک محلول نسبت به غلظت یون هیدرونیوم و شکل نیز وابستگی pH محلول باز BOH به درصد تفکیک این باز را به درستی نشان می‌دهد.



۲۲۴- انحلال پذیری سدیم هیدروکسید در دمای 25°C ، تقریباً برابر با 120 g در 100 g آب است. اگر چگالی محلول سیرشده این ترکیب در دمای موردنظر برابر با 1.1 g.mL^{-1} باشد، pH محلول سیرشده آن در دمای موردنظر کدام است؟ ($\text{Na} = 23, \text{O} = 16, \text{H} = 1: \text{g.mol}^{-1}$)

(۱) $12/3$ (۲) $13/1$ (۳) $14/9$ (۴) $15/2$

۲۲۵- HA، یک اسید قوی با جرم مولی $m\text{ g.mol}^{-1}$ و BOH نیز یک باز قوی با جرم مولی $10m\text{ g.mol}^{-1}$ است. جرم‌های برابری از این اسید و باز را به صورت مجزا در مقداری آب حل کرده و حجم هر محلول را به 2 لیتر می‌رسانیم. اگر تفاوت pH این محلول‌ها برابر با $9/6$ واحد باشد، pH محلول اسیدی برابر با کدام یک از گزینه‌های زیر می‌شود و در هر لیتر از محلول باز BOH چند مول از این باز حل شده است؟

(۱) $1/7$ (۲) $2/7$ (۳) $2/3$ (۴) $1/3$

۲۲۶- مجموع غلظت مولی یون‌ها در یک نمونه از محلول باریم هیدروکسید با $\text{pH} = 13/3$ ، با مجموع غلظت مولی یون‌ها در یک نمونه محلول هیدروکلریک اسید برابر است. در این شرایط، pH محلول هیدروکلریک اسید کدام است؟

(۱) $0/6$ (۲) $1/4$ (۳) $0/8$ (۴) $1/2$

۲۲۷- 100 g آهن (III) اکسید با خلوص 80% درصد را با مقدار کافی فلز سدیم وارد واکنش کرده و سدیم اکسید حاصل از این فرایند را در 60 لیتر آب خالص حل می‌کنیم. در صورتی که انحلال این ترکیب، تغییری در حجم محلول ایجاد نکند، pH محلول حاصل از این فرایند کدام است؟ ($\text{Fe} = 56, \text{O} = 16: \text{g.mol}^{-1}$)

(۱) $11/3$ (۲) $11/7$ (۳) $12/3$ (۴) $12/7$

۲۲۸- در محلول منیزیم هیدروکسید در آب، غلظت یون‌ها از رابطه $[\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2 = 1/5 \times 10^{-11}\text{ mol}^3.\text{L}^{-3}$ پیروی می‌کند. حداکثر غلظت منیزیم سولفات قابل حل در محلول سدیم هیدروکسید با $\text{pH} = 9$ ، برابر چند مول بر لیتر است؟ (سراسری ریاضی فارغ از کشور ۹۴)

(۱) $1/5 \times 10^{-6}$ (۲) 3×10^{-6} (۳) $0/30$ (۴) $0/15$

۲۲۹- 4 گرم سدیم هیدروکسید و 4 گرم گاز هیدروژن فلوئورید را به طور مجزا در یک لیتر آب خالص حل می‌کنیم. اگر pH محلول‌های حاصل از این فرایند به اندازه $10/7$ واحد با هم تفاوت داشته باشد، مقدار K_a برای هیدروفلئوریک اسید در شرایط موردنظر کدام است؟ ($\text{Na} = 23, \text{F} = 19, \text{O} = 16, \text{H} = 1: \text{g.mol}^{-1}$)

(۱) 8×10^{-5} (۲) 5×10^{-4} (۳) $1/25 \times 10^{-4}$ (۴) 4×10^{-5}

تغییر غلظت محلول‌های اسیدی و بازی

۲۳۰- pH مناسب برای زنده ماندن ماهی‌های درون یک آکواریوم (آبی‌دان)، بین $6/5$ تا $8/5$ است. اگر حجم آب موجود در این آکواریوم برابر 20 L باشد، افزودن کدام یک از نمونه‌های زیر به آب این آکواریوم، سبب مرگ ماهی‌ها می‌شود؟ ($\text{Na} = 23, \text{O} = 16, \text{N} = 14, \text{H} = 1: \text{g.mol}^{-1}$)

(۱) 2 گرم سدیم هیدروکسید جامد با خلوص 40% درصد
(۲) 4 میلی‌لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 2/7$
(۳) $0/63$ میلی‌گرم نیتریک اسید خالص
(۴) 20 میلی‌لیتر محلول پتاسیم هیدروکسید با $\text{pH} = 11$

۲۳۱- برای رساندن pH یک نمونه 540 گرمی از آب خالص به 2 ، باید چند میلی‌لیتر از محلول نیتریک اسید با $\text{pH} = 1$ را به این نمونه آب اضافه کنیم؟

(۱) 10 (۲) 75 (۳) 60 (۴) 40

۲۳۲- با افزودن 500 mL آب خالص به 100 mL محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 2$ ، مقدار pH این محلول به اندازه چند واحد افزایش پیدا می‌کند؟

(۱) $0/5$ (۲) $0/7$ (۳) $0/8$ (۴) $1/2$



۲۳۳- برای آن که pH دو لیتر محلول پتاسیم هیدروکسید را از ۹ به ۱۰ برسانیم، به چند میلی گرم پتاسیم هیدروکسید نیاز داریم؟
($K = 39, O = 16, H = 1: g.mol^{-1}$)

- ۵/۰۴ (۱) ۳/۳۶ (۲) ۱۰/۰۸ (۳) ۶/۷۲ (۴)

۲۳۴- به ۸۰ mL محلول هیدروکلریک اسید با $pH = 2$ ، ۷۲۰ میلی لیتر آب خالص اضافه می کنیم. طی این فرایند، pH محلول به اندازه واحد تغییر می کند و غلظت یون هیدروکسید در این محلول نیز برابر می شود.

- ۱۰ - ۱ (۱) ۰/۱ - ۲ (۲) ۰/۱ - ۱ (۳) ۱۰ - ۲ (۴)

۲۳۵- به ۱۰۰ mL محلول سدیم هیدروکسید با $pH = 12/7$ ، به قدری آب خالص اضافه می کنیم تا pH محلول به ۱۱ برسد. طی این فرایند، شمار یون های هیدرونیوم موجود در محلول موردنظر چند برابر می شود؟

- ۰/۰۰۵ (۱) ۰/۰۲ (۲) ۵۰ (۳) ۲۵۰۰ (۴)

۲۳۶- نمودار مقابل، غلظت یون های هیدروژن و هیدروکسید موجود در ۲۰۰ mL محلول ۰/۱ مولار اسید HA را نشان می دهد. چند مورد از مطالب زیر در رابطه با این محلول درست هستند؟

- (آ) با افزودن مقداری آب خالص به این محلول، درجه یونش اسید HA افزایش می یابد.
(ب) اگر غلظت یون OH^- را در این محلول ۱۰۰ برابر کنیم، pH آن ۲ درجه افزایش پیدا می کند.
(پ) این ترکیب اسیدی، همانند نیتریک اسید، در دسته اسیدهای قوی قرار می گیرد.
(ت) در صورت اضافه کردن ۸۰۰ mL آب خالص به این محلول، pH آن دو برابر می شود.

- ۱ (۱) ۲ (۲) ۴ (۳) ۳ (۴)

۲۳۷- یک نمونه محلول ۲۰ درصد جرمی سدیم هیدروکسید را به دو قسمت مجزا تقسیم کرده و در بشرهای A و B می ریزیم. در مرحله بعد، جرم سدیم هیدروکسید موجود در ظرف A و جرم آب موجود در ظرف B را دو برابر می کنیم. اگر چگالی محلول های حاصل از این فرایند با هم برابر باشد، pH محلول A به اندازه واحد از pH محلول B است.

- ۰/۵ - بیشتر (۱) ۰/۵ - کمتر (۲) ۰/۷ - بیشتر (۳) ۰/۷ - کمتر (۴)

۲۳۸- در محلول سیرشده ای از نقره هیدروکسید، غلظت یون ها از رابطه $[Ag^+][OH^-] = 10^{-8}$ پیروی می کند. در این شرایط، مقدار pH یک نمونه محلول سیرشده نقره هیدروکسید در آب خالص برابر بوده و حداکثر میلی گرم نقره هیدروکسید را می توان در ده لیتر محلول سدیم هیدروکسید با $pH = 12$ حل کرد. ($Ag = 108, O = 16, H = 1: g.mol^{-1}$)

- ۱/۲۵ - ۱۰ (۱) ۰/۲۵ - ۱۲ (۲) ۰/۲۵ - ۱۰ (۳) ۱/۲۵ - ۱۲ (۴)

۲۳۹- ۸۰ میلی لیتر محلول سود سوزآور با $pH = 13/3$ را با ۱۲۰ میلی لیتر محلول پتاس سوزآور با $pH = 13/85$ مخلوط می کنیم. pH محلول حاصل از این فرایند کدام است؟

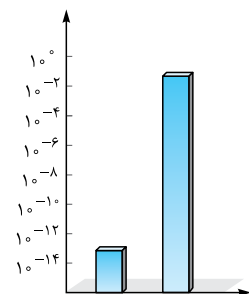
- ۱۳/۷ (۱) ۱۳/۵ (۲) ۱۳/۴ (۳) ۱۳/۶ (۴)

۲۴۰- ۱۰ mL محلول اسید ضعیف HA با $K_a = 10^{-5}$ و $pH = 3$ در اختیار داریم. پس از افزودن ۹۹۰ میلی لیتر آب خالص به این محلول، pH آن چه قدر می شود؟

- ۵ (۱) ۳/۵ (۲) ۴ (۳) ۴/۵ (۴)

۲۴۱- برای تهیه ۵ kg محلول نیتریک اسید با غلظت ۱۲۶۰ ppm، به چند میلی لیتر محلول نیتریک اسید با $pH = 0/7$ نیاز داریم؟
($O = 16, N = 14, H = 1: g.mol^{-1}$)

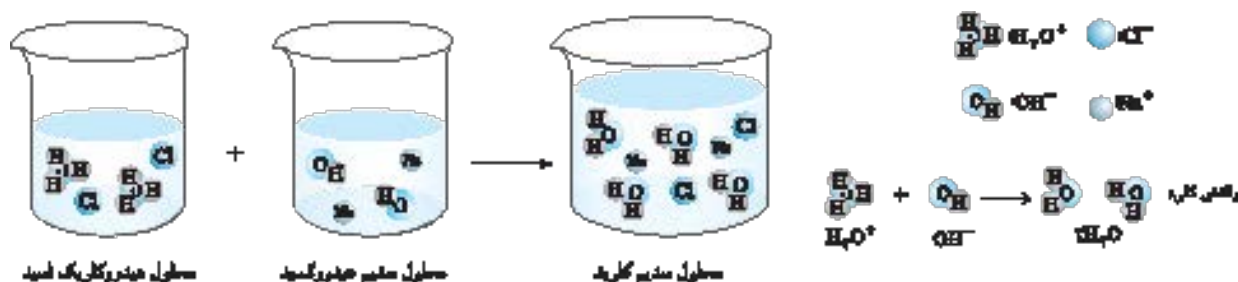
- ۲۰۰ (۱) ۵۰۰ (۲) ۷۵۰ (۳) ۳۰۰ (۴)



بخش واکنش اسیدها و بازها

واکنش خنثی شدن

یکی از رفتارهای جالب و پرکاربرد اسیدها و بازها، واکنش‌هایی است که بین این دو دسته از مواد انجام می‌شود. به این گروه از واکنش‌ها، به اصطلاح واکنش‌های خنثی شدن یا همون تیتراسیون گفته می‌شود. طی واکنش‌های خنثی شدن، یون‌های هیدروکسید حاصل از بازها با یون‌های هیدرونیوم حاصل از اسیدها براساس معادله: $2H_2O(l) \leftarrow OH^-(aq) + H_3O^+(aq)$ وارد واکنش شده و مولکول‌های آب را تولید می‌کنند. به عنوان مثال، محلول هیدروکلریک اسید، براساس معادله: $HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow H_2O(l) + NaCl(aq)$ با محلول سدیم هیدروکسید واکنش می‌دهد که فرآورده آن، محلول همگنی از سدیم کلرید خواهد بود. تصویر زیر، مراحل انجام این واکنش را نشان می‌دهد:



برای محاسبه مقدار اسید یا باز مورد نیاز برای خنثی کردن کامل یک محلول، ابتدا باید غلظت مولی محلول موردنظر را محاسبه کنیم و پس از آن، به کمک قواعد استوکیومتری محلول‌ها مقدار اسید یا باز مورد نیاز برای خنثی کردن را به دست بیاوریم.

به راه دیگر، هرگاه حجم V_a از محلول اسیدی با غلظت مولی M_a و ظرفیت n_a با حجم V_b از محلول بازی با غلظت مولی M_b و ظرفیت n_b به طور کامل واکنش بدهد، به طوری که هر دو محلول کاملاً مصرف شوند، رابطه زیر میان این دو محلول برقرار می‌شود.

$$M_a \times V_a \times n_a = M_b \times V_b \times n_b$$

به کمک این تساوی، می‌توانیم بدون استفاده از روابط استوکیومتری، مقدار اسید یا باز مورد نیاز برای خنثی کردن یک محلول را محاسبه کنیم.

نکته منظور از n_a (ظرفیت اسید) در رابطه بالا، تعداد هیدروژن‌های اسیدی در اسید شرکت‌کننده در واکنش است و منظور از n_b (ظرفیت باز) در این رابطه، تعداد OH^- های بازی در باز شرکت‌کننده در واکنش است.

نکته برای خنثی کردن ۵۰۰ mL محلول هیدروکلریک اسید با غلظت ۰/۲۵ مولار، به چند میلی‌لیتر محلول ۲۰ درصد جرمی سدیم هیدروکسید با چگالی ۱/۲۵ g.mL⁻¹ نیاز داریم؟ (O = ۱۶, C = ۱۲, H = ۱: g.mol⁻¹)

۲۵ (۱) ۲۰ (۲) ۴۰ (۳) ۵۰ (۴)

پاسخ گزینه «۲» گام اول: ابتدا باید غلظت مولی محلول سدیم هیدروکسید را با استفاده از رابطه « $M = \frac{10 \cdot a \cdot d}{\text{جرم مولی}}$ » به دست بیاوریم. در این رابطه، a برابر درصد جرمی محلول و d برابر چگالی محلول است.

$$M = \frac{10 \cdot a \cdot d}{\text{جرم مولی}} \Rightarrow M = \frac{10 \times 20 \times 1 / 25}{40} = 6 / 25 \text{ mol.L}^{-1}$$

گام دوم: به کمک رابطه « $M_a \cdot V_a \cdot n_a = M_b \cdot V_b \cdot n_b$ »، حجم محلول سدیم هیدروکسید مورد نیاز را محاسبه می‌کنیم.

$$M_a \cdot V_a \cdot n_a = M_b \cdot V_b \cdot n_b \Rightarrow 0 / 25 \times 500 \times 1 = 6 / 25 \times V_b \times 1 \Rightarrow V_b = 20 \text{ mL}$$

نکته برای خنثی کردن ۵۰ mL محلول سدیم هیدروکسید با pH = ۱۲، به چند میلی‌لیتر محلول نیتریک اسید ۰/۲ مولار نیاز است؟

۱۲۵ (۱) ۲۵ (۲) ۱۲/۵ (۳) ۲/۵ (۴)

پاسخ گزینه «۴» گام اول: غلظت مولی محلول سدیم هیدروکسید را با توجه به pH این محلول محاسبه می‌کنیم.

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow K_w = 10^{-14} = [OH^-][H_3O^+] = [OH^-] \times 10^{-12} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

گام دوم: چون سدیم هیدروکسید یک باز قوی است، غلظت یون OH^- در محلول آن با غلظت باز برابر است؛ پس داریم:

$$M_a \cdot V_a \cdot n_a = M_b \cdot V_b \cdot n_b \Rightarrow 0 / 2 \times V_a \times 1 = 0 / 1 \times 50 \times 1 \Rightarrow V_a = 2 / 5 \text{ mL}$$

واکنش اسیدها با فلزها

اغلب فلزها، با محلول‌های اسیدی واکنش داده و گاز هیدروژن آزاد می‌کنند. طی این فرایند، اتم‌های فلزی الکترون از دست داده و در قالب کاتیون‌های فلزی وارد محلول می‌شوند. به عنوان مثال، فلز سدیم براساس معادله $2\text{Na(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow 2\text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$ با محلول هیدروکلریک اسید واکنش می‌دهد.

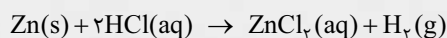
نکته ۲۰۰ mL محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 3$ ، با چند میلی‌گرم فلز روی به طور کامل واکنش می‌دهد؟ ($\text{Zn} = 65 \text{ g.mol}^{-1}$)

۱۳۰ (۴)

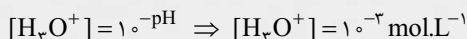
۶۵ (۳)

۱۳ (۲)

۶/۵ (۱)



پاسخ گزینه «۱» گام اول: واکنش انجام شده را مشخص می‌کنیم:



گام دوم: مقدار مول‌های HCl موجود در محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ mol HCl} = 200 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1000 \text{ mL محلول}} \times \frac{10^{-3} \text{ mol HCl}}{1 \text{ L محلول}} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

گام سوم: براساس معادله واکنش انجام شده، جرم فلز روی را به دست می‌آوریم:

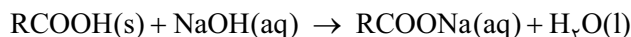
$$? \text{ mg Zn} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol HCl} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \times \frac{65 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} \times \frac{1000 \text{ mg Zn}}{1 \text{ g Zn}} = 6/5 \text{ mg}$$

پاک‌کننده‌های خورنده

گروهی از پاک‌کننده‌ها هستند که بر مبنای واکنش میان اسیدها و بازها عمل می‌کنند. در هنگام استفاده از این مواد، شوینده موردنظر با آلودگی‌ها وارد واکنش شده و آن‌ها را به مواد محلول در آب تبدیل می‌کند. شوینده‌های خورنده را بر مبنای کاربرد آن‌ها، می‌توان به دو دسته اسیدی و بازی تقسیم‌بندی کرد:

شوینده‌های خورنده بازی

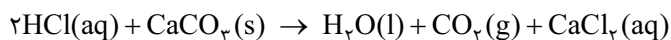
از این شوینده‌ها برای پاک کردن رسوب‌ها و آلودگی‌هایی با خاصیت اسیدی استفاده می‌شود. به عنوان مثال، اگر مسیر لوله‌ای با مخلوطی از اسیدهای چرب جامد (RCOOH(s)) مسدود شده باشد، برای باز کردن راه آن می‌توان از محلول غلیظ سدیم هیدروکسید به عنوان یک پاک‌کننده خورنده استفاده کرد. محلول سدیم هیدروکسید براساس معادله زیر با این آلودگی‌ها واکنش می‌دهد:



نکته با دقت در معادله این واکنش، متوجه می‌شویم که یکی از فراورده‌های آن، نمک سدیم اسیدهای چرب یا همون صابون است. صابون حاصل از این واکنش، در آب حل شده و می‌تواند چربی‌های اضافی را بزداید.

شوینده‌های خورنده اسیدی

از این پاک‌کننده‌ها برای زدودن آلودگی‌هایی با خاصیت بازی استفاده می‌شود. به عنوان مثال، اگر مسیر لوله‌ای با رسوب کلسیم کربنات بسته شده باشد، برای باز کردن راه آن می‌توان از محلول هیدروکلریک اسید استفاده کرد. محلول هیدروکلریک اسید براساس معادله زیر با رسوب ایجاد شده واکنش می‌دهد:



صابون‌ها و پاک‌کننده‌های غیرصابونی، بر مبنای برهم‌کنش‌های بین مولکولی با آلودگی‌ها، سبب پاک کردن آن‌ها می‌شوند اما پاک‌کننده‌های خورنده در کنار برهم‌کنش‌های بین مولکولی، بر مبنای واکنش‌های شیمیایی که با آلودگی‌ها می‌دهند نیز سبب پاک کردن آن‌ها از محیط می‌شوند.

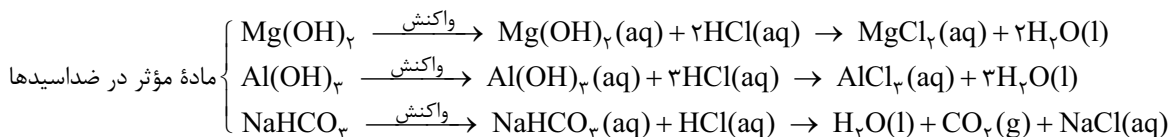
داروهای ضد اسید معده‌ای

با ورود غذا به معده انسان، غدد موجود در دیواره معده برای از بین بردن میکروب‌های موجود در غذاها و فعال کردن آنزیم‌های گوارشی، شروع به ترشح هیدروکلریک اسید می‌کنند. در بدن انسان بالغ، روزانه بین ۲ تا ۳ لیتر شیره معده تولید می‌شود که غلظت یون هیدرونیوم در آن حدوداً برابر با 0.3 mol.L^{-1} است. با به حساب سرانگشتی، متوجه می‌شویم که pH اسید ترشح شده در معده تقریباً برابر ۱/۵ است و به همین خاطر، فضای درون معده را می‌توان یک محیط اسیدی به حساب آورد؛ به طوری که این اسید می‌تواند فلز روی را در خود حل کند.

دیواره داخلی معده، به طور طبیعی مقدار اندکی از یون‌های هیدرونیوم ترشح شده را مجدداً جذب می‌کند. این فرایند، سبب نابودی برخی از سلول‌های سازنده دیواره معده می‌شود. در این شرایط، اگر مقدار اسید موجود در معده به هر دلیلی بیش از اندازه باشد، مقدار یون‌های هیدرونیوم جذب شده توسط دیواره معده بیشتر شده و مقدار بیشتری از سلول‌های دیواره معده آسیب می‌بینند. آسیب به سلول‌های دیواره معده، سبب درد، التهاب و گاهی خونریزی معده می‌شود.



با توجه به توضیحات داده شده، مصرف غذاها و داروهای اسیدی سبب تشدید بیماری‌های معده خواهد شد. به همین دلیل کسانی که به بیماری‌های معده‌ای مبتلا هستند باید میزان مصرف غذاهای اسیدی را کاهش داده و به جای داروهای اسیدی، از داروهای دیگری به عنوان جایگزین استفاده کنند. پزشکان مقرر نیز برای مقابله با این مقدار اضافی از اسید موجود در معده، از داروهایی به نام ضداسید یا همون آنتی‌اسید استفاده می‌کنند. این داروها خاصیت بازی داشته و با ورود به معده، سبب خنثی کردن اسید معده و افزایش pH محتویات معده می‌شوند. مواد مؤثر موجود در ضداسیدهای مختلف، شامل منیزیم هیدروکسید ($Mg(OH)_2$)، آلومینیم هیدروکسید ($Al(OH)_3$) و سدیم هیدروژن کربنات (جوش شیرین یا $NaHCO_3$) می‌شود. این مواد براساس معادله‌های زیر با اسید معده واکنش می‌دهند:



پیشگام

pH شیره معده به قدری پایین است که سبب از بین رفتن حدود نیم میلیون یاخته از بافت دیواره معده در هر دقیقه می‌شود. برگشت شیره معده به مری، ریفلاکس معده نام دارد که سبب ایجاد بوی ترش در گلو و دهان می‌شود. ساده‌ترین روش درمان ریفلاکس معده، افزایش تعداد وعده‌های غذایی در روز و کاهش حجم هر وعده غذایی است.

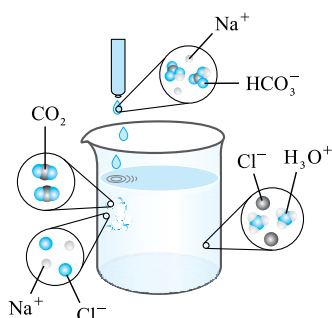
شیر منیزی، یکی از رایج‌ترین ضداسیدهای مورد استفاده به شمار می‌رود که ماده مؤثر موجود در آن، منیزیم هیدروکسید است.

شربت معده، یک داروی ضداسید است که محتوی $Mg(OH)_2$ و $Al(OH)_3$ می‌باشد. از آنجا که ترکیبات موجود در این دارو انحلال‌پذیری بسیار کمی در آب دارند، شربت معده را می‌توان یک مخلوط ناهمگن و متعلق به دسته سوسپانسیون‌ها به حساب آورد.

در زمان استراحت، pH محتویات معده حدوداً به اندازه ۲ واحد افزایش پیدا کرده و به ۳/۶ می‌رسد. غلظت یون هیدرونیوم موجود در شیره معده در این شرایط برابر $10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ است.

داروهای ضداسید مختلف، می‌توانند حاوی یک یا چند مورد از مواد مؤثر نام برده شده باشند.

واکنش میان محلول هیدروکلریک اسید با محلول سدیم هیدروژن کربنات از دیدگاه ذره‌ای به صورت مقابل است:



یون‌های هیدروژن کربنات (HCO_3^-) شرکت‌کننده در این واکنش، ابتدا یک یون هیدروژن را جذب کرده و به کربنیک اسید (H_2CO_3) تبدیل می‌شوند. از آنجا که ذرات کربنیک اسید ناپایدار هستند، به سرعت به گاز کربن دی‌اکسید و مولکول‌های آب تجزیه می‌شوند.

از آنجا که اضافه کردن محلول سدیم هیدروژن کربنات به یک محلول دیگر، سبب کاهش غلظت یون هیدروژن در آن محلول می‌شود، پس می‌توان گفت که سدیم هیدروژن کربنات خاصیت بازی داشته و محلول آن یک محلول بازی با pH بزرگ‌تر از ۷ است.

برای افزایش قدرت پاک‌کنندگی چربی‌ها، به شوینده‌ها جوش شیرین یا همون سرم هیدروژن کربنات می‌افزایند. اضافه کردن این ماده به شوینده‌ها، سبب افزایش خاصیت بازی آن‌ها می‌شود و علاوه بر آن، در صورت استفاده از آب‌های سخت برای شست‌وشوی لباس‌ها، یون‌های HCO_3^- موجود در شوینده موردنظر با یون‌های منیزیم و کلسیم موجود در آب سخت تشکیل رسوب داده و این یون‌ها را از محلول خارج می‌کند.

پرسش‌های چهارگزینه‌ای

واکنش خنثی شدن

۲۴۲- چند میلی لیتر محلول پتاسیم هیدروکسید با $pH = 13$ برای واکنش کامل با ۲۵ میلی لیتر محلول 4 mol.L^{-1} / سولفوریک اسید نیاز است؟

(۱) ۵۰ (۲) ۱۰۰ (۳) ۲۰۰ (۴) ۲۵۰ (سراسری ریاضی ۹۲)

۲۴۳- ۵۰ mL از یک نمونه محلول هیدروکلریک اسید با $pH = 2/3$ ، با ۱۲۵۰ mL محلول سدیم هیدروکسید به طور کامل واکنش می‌دهد. در این شرایط، pH محلول سدیم هیدروکسید چه قدر است؟

(۱) ۱۱/۷ (۲) ۱۱/۳ (۳) ۱۰/۷ (۴) ۱۰/۳

۲۴۴- برای خنثی کردن کامل ۱۰۰ میلی لیتر محلول پتاسیم هیدروکسید با $pH = 13/7$ ، به چند گرم هیدروژن یدید با خلوص ۶۴٪ نیاز است؟

($I = 127, H = 1: \text{g.mol}^{-1}$)

(۱) ۲۰ (۲) ۱۰ (۳) ۱۶ (۴) ۸



۲۴۵- به ۲۰۰ میلی‌لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 3$ ، مقداری محلول سدیم هیدروکسید با $\text{pH} = 12$ اضافه می‌کنیم تا به طور کامل خنثی شود. طی این فرایند، شمار یون‌های هیدرونیوم موجود در محلول موردنظر چند برابر می‌شود؟

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

۲۴۶- غلظت یون هیدروکسید در محلولی از کلسیم هیدروکسید با $\text{pH} = 10$ و چگالی 1 g.mL^{-1} ، برابر قسمت در میلیون بوده و هر لیتر از این محلول، با میلی‌لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 2$ به طور کامل واکنش می‌دهد. ($\text{O} = 16, \text{H} = 1; \text{g.mol}^{-1}$)

- (۱) $10 - 1/7$ (۲) $100 - 17$ (۳) $100 - 1/7$ (۴) $10 - 17$

۲۴۷- یک ظرف محتوی ۵۰۰ میلی‌لیتر محلول سدیم هیدروکسید با $\text{pH} = 12$ در اختیار داریم. با حل کردن چند میلی‌لیتر گاز هیدروژن کلرید در شرایط استاندارد در این محلول، pH آن به اندازه ۵ واحد کاهش پیدا می‌کند؟

- (۱) ۲۲۴ (۲) ۱۱۲ (۳) ۲۲/۴ (۴) ۱۱/۲

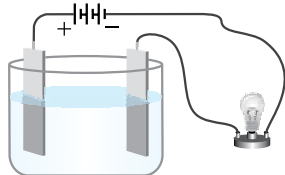
۲۴۸- اگر در ۲۰۰ mL از محلول سدیم هیدروکسید، ۸۰ میلی‌گرم از آن به صورت حل‌شده وجود داشته باشد، pH این محلول برابر با، $[\text{OH}^-]$ در آن، برابر $[\text{H}^+]$ است و ۱۰ mL از آن می‌تواند mL محلول 0.002 mol.L^{-1} هیدروکلریک اسید را خنثی کند. (سرাসری ریاضی فارج از کشور ۹۰) ($\text{Na} = 23, \text{O} = 16, \text{H} = 1; \text{g.mol}^{-1}$)

- (۱) $50 - 10^8 - 12/7$ (۲) $40 - 10^1 - 12/7$ (۳) $40 - 10^8 - 12$ (۴) $50 - 10^1 - 12$

۲۴۹- ۱۰۰ mL محلول ۰/۵ مولار اسید HA ($K_a = 5 \times 10^{-3}$) تهیه شده است. pH این محلول به تقریب کدام است و برای خنثی کردن کامل آن، چند گرم سدیم هیدروکسید لازم است؟ ($\text{NaOH} = 40 \text{ g.mol}^{-1}$) (سراسری تهرانی فارج از کشور ۹۲)

- (۱) $1 - 2/6$ (۲) $2 - 2/6$ (۳) $1 - 1/3$ (۴) $2 - 1/3$

۲۵۰- ظرف زیر، محتوی ۵۰۰ میلی‌لیتر محلول ۰/۵ مولار هیدروکلریک اسید است. در صورت اضافه کردن ۰/۱ مول سدیم هیدروکسید جامد به این محلول،



- (۱) میزان روشنایی لامپ قرارگرفته در مدار الکتریکی، تغییر محسوسی نمی‌کند.
(۲) pH آن شروع به افزایش یافتن کرده و به بالاتر از ۷ می‌رسد.
(۳) مقداری گاز هیدروژن تولیدشده و از محلول موردنظر خارج می‌شود.
(۴) غلظت یون هیدروکسید موجود در آن ۱/۲۵ برابر می‌شود.

۲۵۱- در محلول یک باز قوی، غلظت مولار یون هیدروکسید 4×10^8 برابر غلظت یون هیدروژن است. برای خنثی کردن دو لیتر از این محلول چند میلی‌لیتر گاز هیدروژن کلرید در شرایط استاندارد را باید در آن حل کنیم؟

- (۱) ۲۲/۴ (۲) ۸۹/۶ (۳) ۲/۲۴ (۴) ۸/۹۶

۲۵۲- چند مورد از مطالب زیر درست هستند؟

(آ) pH محلولی که غلظت یون OH^- در آن برابر $2 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ است، تقریباً برابر ۱۰/۷ می‌باشد.

(ب) اگر حجم محلول یک اسید قوی را با افزودن آب خالص به آن، ۲ برابر کنیم، pH محلول ۰/۳ واحد کاهش می‌یابد.

(پ) با تغییر حجم محلول یک اسید قوی در دمای ثابت، حاصل ضرب غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید تغییری نمی‌کند.

(ت) عصاۛ گوجه‌فرنگی، خاصیت بازی داشته و با وارد شدن آن به معده انسان، pH محتویات معده افزایش می‌یابد.

- (۱) ۱ (۲) ۲ (۳) ۳ (۴) ۴

۲۵۳- ۲۰۰ mL محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 2$ در اختیار داریم. با افزودن میلی‌گرم سدیم هیدروکسید به این محلول، محلولی حاصل می‌شود که خاصیت دارد. ($\text{Na} = 23, \text{O} = 16, \text{H} = 1; \text{g.mol}^{-1}$)

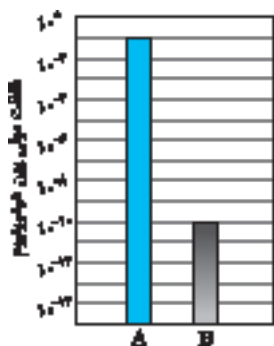
- (۱) ۱۰۰ - اسیدی (۲) ۱۰۰ - بازی (۳) ۸۰ - اسیدی (۴) ۸۰ - بازی

۲۵۴- ۳۰۰ mL محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 2/3$ را با ۵۰۰ mL محلول نیتریک اسید با $\text{pH} = 3$ مخلوط می‌کنیم. pH محلول حاصل از این فرایند کدام است؟

- (۱) ۲/۷ (۲) ۲/۶ (۳) ۲/۴ (۴) ۲/۵

۲۵۵- محلول ۰/۱ مولار اسید ضعیف HA ($K_a = 10^{-7}$) با اضافه کردن کلسیم هیدروکسید جامد در حال خنثی شدن است. pH این محلول، از آغاز واکنش تا خنثی شدن ۵۰ درصد از مقدار اسید، به تقریب چند واحد تغییر می‌کند؟ (نمک CaA نامحلول در آب است.) (سراسری ریاضی فارج از کشور ۹۲)

- (۱) ۰/۳ (۲) ۰/۲ (۳) ۰/۴ (۴) ۰/۱۵



۲۵۶- نمودار مقابل، غلظت مولی یون هیدرونیوم موجود در دو محلول را در دمای 25°C نشان می‌دهد. چه تعداد از مطالب زیر، در رابطه با این محلول‌ها نادرست است؟

- (آ) هر میلی‌لیتر از محلول B، توسط ۱۰۰۰ میلی‌لیتر از محلول A خنثی می‌شود.
 (ب) در محلول A، غلظت یون هیدرونیوم 10^{-12} برابر غلظت یون هیدروکسید است.
 (پ) محلول B همانند محلول آمونیاک، خاصیت بازی داشته و pH آن کم‌تر از ۷ است.
 (ت) در هر میلی‌لیتر از محلول A، 6×10^{-19} یون هیدرونیوم به صورت حل‌شده وجود دارد.
 (ث) در صورت افزودن آب مقطر به این محلول‌ها، تفاوت غلظت یون هیدرونیوم در آن‌ها کم‌تر می‌شود.
- ۱ (۱) ۲ (۲) ۳ (۳) ۴ (۴)

۲۵۷- ۱ لیتر محلول HCl با $\text{pH} = 1$ را با مقدار کافی محلول سدیم هیدروکسید با $\text{pH} = 12$ خنثی کرده و پس از اتمام فرایند خنثی‌سازی، ۵۵٪ مول منیزیم سولفات را در محلول موردنظر حل می‌کنیم. غلظت یون منیزیم در محلول حاصل از این فرایند تقریباً برابر با چند ppm می‌شود؟ (چگالی همه محلول‌ها را برابر با 1 g.mL^{-1} در نظر بگیرید. $(S = 32, \text{Mg} = 24, \text{O} = 16; \text{g.mol}^{-1})$)

- ۱ (۱) ۲ (۲) ۳ (۳) ۴ (۴) ۵ (۵) ۶ (۶) ۷ (۷) ۸ (۸) ۹ (۹) ۱۰ (۱۰)

۲۵۸- با افزودن ۱۰ میلی‌لیتر از محلول یک ترکیب با خاصیت اسیدی (HA) به ۹۰ میلی‌لیتر آب مقطر، pH محلول به ۲ کاهش می‌یابد. برای خنثی شدن هر لیتر از محلول غلیظ اولیه این ترکیب اسیدی، چند گرم NaOH(s) لازم است؟ $(\text{Na} = 23, \text{O} = 16, \text{H} = 1; \text{g.mol}^{-1})$

- ۱ (۱) ۲ (۲) ۳ (۳) ۴ (۴) ۵ (۵) ۶ (۶) ۷ (۷) ۸ (۸) ۹ (۹) ۱۰ (۱۰)

۲۵۹- چند مورد از عبارت‌های داده‌شده درست هستند؟

- (آ) در محلول NaOH با $\text{pH} = 11/3$ ، غلظت مولی یون هیدروکسید، 4×10^{-8} برابر غلظت مولی یون هیدرونیوم است.
 (ب) برای خنثی کردن ۱۰ لیتر محلول HCl با $\text{pH} = 2$ ، به ۱۰۰ مول سدیم هیدروکسید خالص نیاز داریم.
 (پ) رنگ گل‌های ادریسی که در خاک‌هایی با pH اسیدی می‌رویند، قرمز رنگ خواهد شد.
 (ت) اگر K_a برای اسید ضعیف HA برابر 10^{-5} باشد، pH محلول ۰/۴ مولار این اسید به تقریب برابر ۲/۷ می‌شود.

- ۱ (۱) ۲ (۲) ۳ (۳) ۴ (۴) ۵ (۵) ۶ (۶) ۷ (۷) ۸ (۸) ۹ (۹) ۱۰ (۱۰)

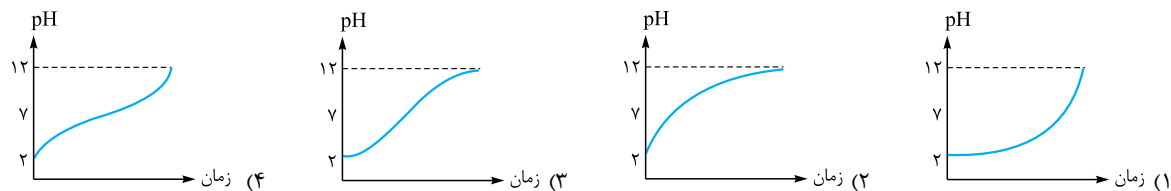
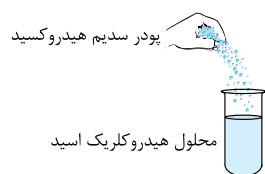
۲۶۰- pH فاضلاب خارج‌شده از یک کارخانه صنعتی، برابر ۲/۷ است. اگر چگالی فاضلاب خروجی از این کارخانه برابر با $1/25 \text{ kg.L}^{-1}$ باشد، برای خنثی کردن هر تن از آن، به چند گرم سدیم هیدروکسید با خلوص ۴۰ درصد نیاز داریم؟ $(\text{Na} = 23, \text{O} = 16, \text{H} = 1; \text{g.mol}^{-1})$

- ۱ (۱) ۲ (۲) ۳ (۳) ۴ (۴) ۵ (۵) ۶ (۶) ۷ (۷) ۸ (۸) ۹ (۹) ۱۰ (۱۰)

۲۶۱- اگر غلظت یون هیدرونیوم در محلول اسید قوی HA، 8×10^{-9} برابر غلظت یون هیدرونیوم در محلول باز قوی BOH باشد و هر میلی‌لیتر از محلول اسید HA توسط ۵ میلی‌لیتر از محلول باز BOH به طور کامل خنثی شود، pH محلول اسید HA کدام است؟

- ۱ (۱) ۲ (۲) ۳ (۳) ۴ (۴) ۵ (۵) ۶ (۶) ۷ (۷) ۸ (۸) ۹ (۹) ۱۰ (۱۰)

۲۶۲- محلولی از هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 2$ را مطابق با تصویر مقابل، با پودر سدیم هیدروکسید مخلوط می‌کنیم. اگر سرعت ریختن پودر موردنظر ثابت باشد، نمودار تغییر pH محلول موجود در ظرف به چه صورت می‌شود؟



۲۶۳- pH دو لیتر محلول هیدروکلریک اسید ۰/۰۱ مولار، با افزودن چند گرم پتاسیم هیدروکسید با جرم مولی 56 g.mol^{-1} ، به تقریب دو برابر می‌شود؟ (سراسری ریاضی ۹۳)

- ۱ (۱) ۲ (۲) ۳ (۳) ۴ (۴) ۵ (۵) ۶ (۶) ۷ (۷) ۸ (۸) ۹ (۹) ۱۰ (۱۰)

۲۶۴- کدام یک از مطالب زیر درست است؟

- (۱) مجموع غلظت یون هیدرونیوم و یون هیدروکسید در محلولی با $\text{pH} = 8$ ، $5/5$ برابر غلظت این یون‌ها در یک نمونه آب خالص است.
 (۲) یک لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 2$ ، با ۲۰۰ میلی‌لیتر محلول سدیم هیدروکسید با $\text{pH} = 12/3$ خنثی می‌شود.
 (۳) استیک اسید، ساده‌ترین عضو خانواده کربوکسیلیک اسیدها بوده و همانند نیترو اسید، در دسته اسیدهای تک‌پروتون قرار دارند.
 (۴) در صورت حل کردن $2/24 \times 10^{-3}$ میلی‌لیتر گاز هیدروژن برمید در ۱۰ لیتر آب خالص، pH محلول موردنظر کم‌تر از ۷ می‌شود.



۲۶۵- به ۲۰۰ mL از محلول 0.1 mol.L^{-1} اسید ضعیف HA با $\text{pH} = 4$ ، مقداری محلول 0.05 mol.L^{-1} سدیم هیدروکسید اضافه می‌کنیم. اگر طی این فرایند، pH محلول به اندازه ۳ / ۰ واحد افزایش پیدا کرده باشد، حجم محلول سدیم هیدروکسید اضافه‌شده برابر با چند mL است؟ (ترکیب NaA به حالت رسوب درآمده و از محلول خارج می‌شود).

- (۱) ۱۰۰ (۲) ۲۰۰ (۳) ۳۰۰ (۴) ۴۰۰

۲۶۶- کدام موارد از مطالب زیر درست است؟

(آ) با افزودن مقدار اندکی سدیم هیدروژن کربنات به آب خالص، مقدار $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ در محلول موردنظر افزایش پیدا می‌کند.

(ب) فرمول مولکولی یک صابون جامد که گروه R سیرشده آن دارای ۱۷ اتم کربن است، به صورت $\text{C}_{18}\text{H}_{35}\text{O}_2\text{Na}$ می‌شود.

(پ) اسید مورد نیاز برای رساندن pH یک محلول از ۳ به ۲، بیشتر از اسید مورد نیاز برای رساندن pH آن محلول از ۶ به ۵ است.

(ت) هر گرم سدیم هیدروکسید، در مقایسه با هر گرم پتاسیم هیدروکسید، تأثیر بیشتری بر افزایش pH یک محلول اسیدی خاص دارد.

- (۱) (ب) و (ت) (۲) (پ) و (ت) (۳) (آ) و (پ) (۴) (آ) و (ب)

۲۶۷- اگر K_a اسید HB بیشتر از K_a اسید HA باشد، کدام یک از مطالب زیر در رابطه با محلول‌هایی با غلظت و حجم برابر از این مواد درست است؟

(۱) پس از افزودن مول‌های برابر از هر ماده به محلول خودش، K_a محلول HB در مقایسه با محلول دیگر به مقدار بیشتری افزایش می‌یابد.

(۲) جرم NaOH مورد نیاز برای خنثی کردن محلول HB، بیشتر از جرم NaOH مورد نیاز برای خنثی کردن محلول HA است.

(۳) اگر عناصر A و B هالوژن باشند، خاصیت نافلزی عنصر A در مقایسه با خاصیت نافلزی عنصر B بیشتر است.

(۴) pH محلول اسید HB در مقایسه با pH محلول HA به pH یک نمونه خالص از آب نزدیک‌تر است.

۲۶۸- در صورتی که ۱ mL از محلول غلیظ اسید قوی HA با چگالی 5 g.mL^{-1} تا ۲ mL رقیق و به آن ۱۶ g سدیم هیدروکسید افزوده شود، محلولی با $\text{pH} = 2$ حاصل می‌شود. درصد جرمی محلول اسید اولیه کدام است؟ ($\text{HA} = 150, \text{NaOH} = 40 \text{ g.mol}^{-1}$) (سراسری تهرنی ۹۳)

- (۱) ۶ (۲) ۲۴ (۳) ۳۰ (۴) ۳۶

۲۶۹- دو محلول مجزا، یکی با $\text{pH} = 12$ و دیگری با $\text{pH} = 7$ در اختیار داریم. اگر حجم هیدروکلریک اسید مورد نیاز برای خنثی کردن کامل این محلول‌ها با یکدیگر برابر باشد، pH محلول حاصل از مخلوط کردن این دو محلول با یکدیگر تقریباً چه قدر می‌شود؟ ($\log 5 = 0.7, \log 3 = 0.5$)

- (۱) $12/2$ (۲) $12/3$ (۳) $12/5$ (۴) $12/6$

واکنش اسیدها و بازها با سایر مواد

۲۷۰- هیدروکلریک اسید، براساس معادله موازنه‌نشده $\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{MnCl}_2(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ، با منگنز (IV) اکسید وارد واکنش می‌شود. ۱۶ لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 0.7$ ، با چند گرم منگنز (IV) اکسید به طور کامل واکنش می‌دهد؟ ($\text{Mn} = 55, \text{O} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$)

- (۱) $46/4$ (۲) $92/8$ (۳) $69/6$ (۴) $139/2$

۲۷۱- دو لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 1/7$ ، با چند میلی لیتر محلول ۵ / ۰ مولار نقره نیترات به طور کامل واکنش می‌دهد و طی این فرایند، چند گرم رسوب تولید می‌شود؟ ($\text{Ag} = 108, \text{Cl} = 35.5 \text{ g.mol}^{-1}$)

- (۱) $5/74 - 80$ (۲) $5/74 - 40$ (۳) $2/87 - 80$ (۴) $2/87 - 40$

۲۷۲- به ۱۰ mL محلول ۲ مولار HCl، آب مقطر اضافه می‌کنیم تا حجم آن به یک لیتر برسد. ۱۰۰ میلی لیتر از این محلول، با چند میلی گرم کلسیم کربنات خنثی می‌شود؟ ($\text{Ca} = 40, \text{O} = 16, \text{C} = 12, \text{H} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$) (سراسری تهرنی فارج از کشور ۹۵)

- (۱) ۱۰ (۲) ۲۰ (۳) ۱۰۰ (۴) ۲۰۰

۲۷۳- چند مورد از مطالب زیر، در رابطه با تصاویر مقابل که مربوط به واکنش یک قطعه فلز منیزیم با نمونه‌هایی از باران اسیدی و باران معمولی است، درست می‌باشند؟

(آ) طی این واکنش‌ها، هر اتم منیزیم دو الکترون از دست داده و گاز اکسیژن نیز تولید می‌شود.

(ب) سرعت تولید گاز در ظرف محتوی باران اسیدی، بیشتر از سرعت تولید گاز در ظرف دیگر است.

(پ) قبل از شروع واکنش، رسانایی الکتریکی محلول موجود در ظرف A بیشتر از محلول ظرف B است.

(ت) از رسوب تولیدشده در ظرف A، می‌توان برای به دام انداختن گاز کربن دی‌اکسید تولیدشده در نیروگاه‌ها استفاده کرد.

(ث) محلول ظرف B، طی انحلال آلاینده‌های حاصل از سوختن سوخت‌های فسیلی و فعالیت آتشفشان‌ها در آب حاصل می‌شود.

- (۱) ۱ (۲) ۲ (۳) ۳ (۴) ۴

۲۷۴- اگر به ۲۵ میلی لیتر محلول ۰ / ۰۲ مولار هیدروکلریک اسید، ۲۵ میلی لیتر محلول با غلظت ۳۴ گرم بر لیتر نقره نیترات اضافه شود، در پایان واکنش، pH محلول کدام است و محلول به دست آمده با چند میلی گرم سدیم هیدروکسید خنثی می‌شود؟ (رسوب خصلت اسیدی ندارد؛ ($\text{NaOH} = 40 \text{ g.mol}^{-1}$) (سراسری تهرنی ۹۵)

- (۱) $40, 3$ (۲) $40, 2$ (۳) $20, 3$ (۴) $20, 2$



۲۷۵- اگر ۱۱/۲ میلی لیتر گاز هیدروژن کلرید در شرایط STP در ۲۵ mL آب حل شود، pH محلول به تقریب کدام است و هر میلی لیتر از این محلول با چند میلی گرم کلسیم کربنات واکنش کامل می دهد؟ (حجم محلول ثابت و برابر حجم اولیه آن فرض شود). ($\text{Ca} = 40, \text{O} = 16, \text{C} = 12; \text{g.mol}^{-1}$)

(سراسری ریاضی خارج از کشور ۹۵)

۲، ۱/۷ (۲)

۱، ۱/۷ (۱)

۱، ۱/۳ (۴)

۲، ۱/۳ (۳)

۲۷۶- ۲۰۰ mL محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 2$ ، با چند گرم کلسیم کربنات ۲۵٪ خالص به طور کامل واکنش می دهد و اگر بازده درصدی انجام این واکنش برابر ۲۵٪ باشد، چند mL گاز کربن دی اکسید در شرایط STP طی این فرایند تولید می شود؟ ($\text{Ca} = 40, \text{O} = 16, \text{C} = 12; \text{g.mol}^{-1}$)

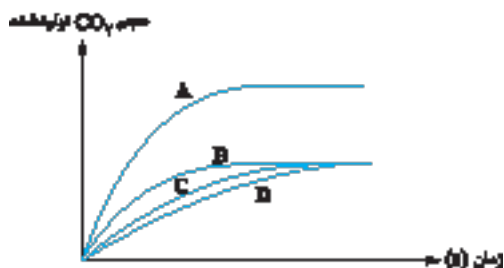
۱۱/۲ - ۰/۱ (۴)

۱۱/۲ - ۰/۴ (۳)

۵/۶ - ۰/۱ (۲)

۵/۶ - ۰/۴ (۱)

۲۷۷- نمودارهای زیر، در رابطه با واکنش مقدار کافی از کلسیم کربنات جامد با مقداری از محلول هیدروکلریک اسید (در چهار ظرف جداگانه) است. با توجه به اطلاعات موجود در رابطه با این محلول ها، می توان نمودار را به واکنش با محلول و نمودار را به واکنش با محلول نسبت داد.



pH	دما	حجم محلول	شماره محلول
۱/۳	۲۰ °C	۲۰۰ mL	I
۱/۶	۱۰ °C	۴۰۰ mL	II
۱	۳۰ °C	۲۰۰ mL	III
۱/۳	۱۰ °C	۲۰۰ mL	IV

III - A - I - D (۴)

IV - C - III - A (۳)

IV - D - II - B (۲)

II - A - I - B (۱)

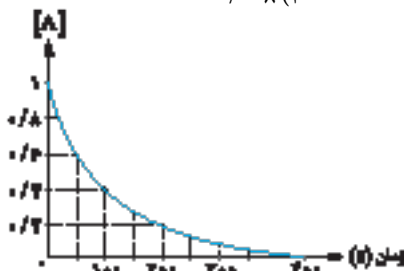
۲۷۸- یک قطعه کلسیم کربنات جامد را در شرایط استاندارد در ۵۰۰ میلی لیتر محلول هیدرویدیک اسید با $\text{pH} = 1$ می اندازیم. اگر پس از گذشتن ۱۳۵ ثانیه از ابتدای واکنش، pH محلول موردنظر به اندازه دو واحد افزایش پیدا کند، سرعت متوسط تولید گاز کربن دی اکسید در طول این بازه زمانی برابر با چند مول بر دقیقه است؟

۰/۰۰۸ (۴)

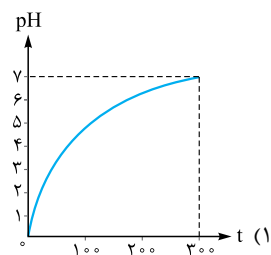
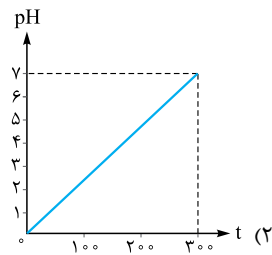
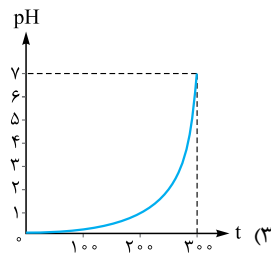
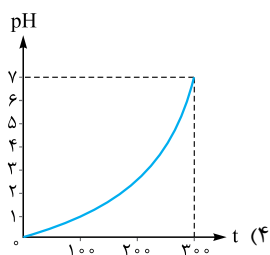
۰/۰۱ (۳)

۰/۰۱۸ (۲)

۰/۰۱۱ (۱)



۲۷۹- تغییر غلظت A(aq) در واکنش $\text{A(aq)} + 2\text{X(aq)} + \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{D(aq)}$ در محلول با غلظت ۱ مولار HCl، ۲ مولار X(aq) و ۱ مولار A(aq) به صورت شکل روبه رو است. نمودار تغییر pH این محلول، به کدام صورت است؟ (D خصلت اسیدی و بازی ندارد). (سراسری ریاضی ۹۵)



۲۸۰- فلز کلسیم براساس معادله $2\text{HCl(aq)} + \text{Ca(s)} \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$ با محلول هیدروکلریک اسید واکنش می دهد. یک قطعه ۴۰ گرمی از فلز کلسیم را در ۴ لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 1$ می اندازیم. در لحظه ای که pH این محلول به ۲ می رسد، چند درصد از جرم قطعه کلسیم کاسته شده است و تا این لحظه از واکنش، چند لیتر گاز هیدروژن با چگالی 0.08 g.L^{-1} تولید شده است؟ ($\text{Ca} = 40 \text{ g.mol}^{-1}$)

۴/۵ - ۱۸ (۴)

۹ - ۳۶ (۳)

۹ - ۱۸ (۲)

۴/۵ - ۳۶ (۱)

۲۸۱- پتاسیم پرمنگنات براساس واکنش موازنه نشده $\text{KMnO}_4(\text{s}) + \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{MnCl}_2(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{KCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$ با محلول هیدروکلریک اسید واکنش می دهد. مقداری پتاسیم پرمنگنات را در دو لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 1$ می اندازیم. اگر پس از گذشتن ۳۰ ثانیه، pH محلول به ۱/۷ برسد، سرعت متوسط تولید گاز کلر در طول این بازه زمانی برابر چند mol.min^{-1} است؟

۰/۲ (۴)

۰/۱۵ (۳)

۰/۱ (۲)

۰/۰۵ (۱)



۲۸۲- مقداری فلز آلومینیم در یک ظرف دارای ۲ لیتر محلول ۱ مولار سدیم هیدروکسید انداخته شده و طبق معادله (موازنه‌نشده) $\text{Al(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Al(OH)}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$ ، وارد واکنش شده است. اگر سرعت متوسط تولید گاز H_2 برابر 50 mL.s^{-1} 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 فراورده محلول در آب، خاصیت بازی چندانی ندارد.) (سراسری تهرانی ۹۷)

۱۳۵۰ (۴)

۱۱۰۰ (۳)

۶۷۵ (۲)

۱۵۰ (۱)

پاک‌کننده‌های خورنده

۲۸۳- کدام یک از مطالب زیر درست است؟

- (۱) برای بازکردن راه لوله‌های مسدودشده توسط اسیدهای چرب، از پاک‌کننده‌هایی با خاصیت اسیدی استفاده می‌شود.
 - (۲) در واکنش بین هیدروکلریک اسید و سود سوزآور، مقداری گاز هیدروژن به همراه محلول سدیم کلرید تولید می‌شوند.
 - (۳) pH و قدرت بازی محلول‌های شیشه‌پاک‌کن، بیشتر از pH و قدرت بازی محلول‌های لوله‌بازکن است.
 - (۴) رسانایی الکتریکی محلول آمونیاک در شرایط یکسان، به طور چشمگیری کم‌تر از رسانایی الکتریکی محلول پتاس سوزآور است.
- ۲۸۴- چه تعداد از عبارتهای زیر درست است؟

- (آ) محلول هیدروسیانیک اسید، از مقداری یون‌های آب‌پوشیده و شمار زیادی از مولکول‌های یونیده‌نشده تشکیل شده است.
- (ب) از محلول غلیظ پتاس سوزآور می‌توان برای بازکردن لوله‌های مسدودشده توسط اسیدهای چرب استفاده کرد.
- (پ) گل‌های ادریسی در خاک‌هایی که pH آن بیشتر از ۷ است، به رنگ قرمز می‌رویند.
- (ت) در نظریه آرنیوس، همه موادی که خاصیت بازی دارند، در ساختار خود دارای یون‌های هیدروکسید هستند.

۳ (۴)

۲ (۳)

۱ (۲)

صفر (۱)

۲۸۵- کدام یک از عبارتهای زیر نادرست است؟

- (۱) در هر میلی‌لیتر محلول آمونیاک با $\text{pH} = 9$ ، 10^{-8} مول یون هیدروکسید به صورت آب‌پوشیده وجود دارد.
 - (۲) محلول سدیم هیدروژن کربنات طبق معادله $\text{HCl(aq)} + \text{NaHCO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{CO}_3(\text{s})$ با هیدروکلریک اسید واکنش می‌دهد.
 - (۳) کاغذ pH در صورت آغشته‌شدن با محلول استیک اسید، تغییر رنگ داده و به رنگ قرمز درمی‌آید.
 - (۴) فراورده حاصل از واکنش میان اسیدهای چرب و محلول سود سوزآور، خود نوعی ماده پاک‌کننده محسوب می‌شود.
- ۲۸۶- ۲۰۰ میلی‌لیتر محلول سدیم هیدروکسید ۰/۱۵ مولار با ۸۰۰ میلی‌لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 2$ مخلوط می‌کنیم. نسبت میان غلظت یون هیدروژن به یون هیدروکسید در محلول حاصل از این فرایند، چند برابر مقدار این نسبت در محلول هیدروکلریک اسید اولیه است؟

۰/۲۵ (۴)

۴ (۳)

۰/۰۲۵ (۲)

۴۰ (۱)

۲۸۷- کدام مورد از مطالب زیر درست است؟

- (۱) رسانایی الکتریکی محلول سدیم هیدروکسید با $\text{pH} = 11$ ، بیشتر از رسانایی الکتریکی محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 2$ است.
- (۲) گاز دی‌نیتروژن پنتاکسید، یک اسید آرنیوس است که افزودن آن به آب، سبب کاهش pH آب می‌شود.
- (۳) حاصل‌ضرب غلظت یون‌های OH^- و H_3O^+ در یک محلول در دمای 0°C ، برابر با $10^{-14} \text{ mol}^2.\text{L}^{-2}$ است.
- (۴) همه شوینده‌های خورنده، خاصیت بازی داشته و از آن‌ها برای زدودن آلودگی‌هایی با خاصیت اسیدی استفاده می‌شود.

۲۸۸- چند مورد از عبارتهای داده‌شده نادرست هستند؟

- (آ) واکنش میان محلول‌های HCl(aq) و NaOH(aq) را می‌توان به صورت $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O(l)}$ نشان داد.
- (ب) فراورده واکنش میان NaOH(aq) و RCOOH(s) ، همانند سدیم هیدروکسید مصرف‌شده، خاصیت بازی دارد.
- (پ) از صابون‌های گوگرددار، برای از بین بردن جوش‌های صورت و قارچ‌های پوستی استفاده می‌شود.
- (ت) برای زدودن رسوب تشکیل‌شده بر روی دیواره کتری و دیگ‌های بخار، باید از پاک‌کننده‌های خورنده استفاده کرد.

۳ (۴)

۲ (۳)

۱ (۲)

صفر (۱)

۲۸۹- دیواره یک لوله، توسط یک توده ۶۴۰ گرمی از مولکول‌های زیر مسدود شده است. برای حل کردن کل ترکیب موردنظر و بازکردن مسیر این لوله، به میلی‌لیتر محلول ۲۰ درصد جرمی سدیم هیدروکسید با چگالی $1/25 \text{ g.mL}^{-1}$ نیاز است و طی این فرایند، گرم پاک‌کننده صابونی تشکیل می‌شود. ($\text{Na} = 23$, $\text{O} = 16$, $\text{H} = 1$; g.mol^{-1})



۶۹۵ - ۴۰۰ (۴)

۷۰۵ - ۲۰۰ (۳)

۷۰۵ - ۴۰۰ (۲)

۶۹۵ - ۲۰۰ (۱)

داروهای ضداسید معده‌ای

۲۹۰- کدام یک از عبارات‌های زیر نادرست است؟

- (۱) در صورت افزودن مقداری سدیم هیدروکسید به مخلوط ناهمگن آب و اسیدهای چرب، یک مخلوط همگن ایجاد می‌شود.
- (۲) دیواره معده، فقط توانایی تولید یون هیدرونیوم را دارد و قادر به جذب این یون‌ها از محتویات درون معده نیست.
- (۳) افزودن جوش شیرین به پاک‌کننده‌ها، قدرت زدودن چربی توسط این پاک‌کننده‌ها را افزایش می‌دهد.
- (۴) افزایش مقدار اسید موجود در معده، سبب درد، التهاب و گاهی خونریزی معده انسان می‌شود.

۲۹۱- چه تعداد از عبارات‌های زیر درست هستند؟

- (آ) در بدن یک انسان بالغ، روزانه بین ۲ تا ۳ لیتر شیره معده، توسط غدد موجود در دیواره معده تولید می‌شود.
- (ب) در شرایط یکسان، رسانایی الکتریکی محلول شیشه پاک‌کن بیشتر از محلول لوله‌بازکن است.
- (پ) pH اسید تولیدشده توسط غدد موجود در دیواره معده تقریباً برابر با ۳ است.
- (ت) طی واکنش محلول سدیم هیدروژن کربنات با شیره معده، مولکول‌های کربن دی‌اکسید تولید می‌شوند.

۱ (۱) ۲ (۲) ۳ (۳) ۴ (۴)

۲۹۲- کدام یک از مطالب زیر درست است؟

- (۱) pH محتویات معده در هنگام استراحت، بیشتر از pH اسید تولیدشده توسط غده‌های معده‌ای در هنگام غذا خوردن است.
- (۲) آلومینیم هیدروکسید، همانند منیزیم هیدروکسید، سبب کاهش pH محتویات معده انسان می‌شود.
- (۳) سدیم هیدروژن کربنات، یک ترکیب اسیدی است و با انحلال در آب، سبب کاهش pH محلول موردنظر می‌شود.
- (۴) یک ماده غذایی با pH = ۴، خاصیت اسیدی دارد و مصرف آن، سبب کاهش pH محتویات معده انسان می‌شود.

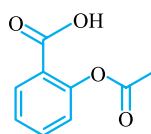
۲۹۳- غلظت یون سدیم در یک نمونه از محلول سدیم هیدروژن کربنات با چگالی 1 g.mL^{-1} ، برابر 460 ppm است. هر لیتر از این محلول با چند میلی‌لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 1$ واکنش می‌دهد و طی این فرایند چند میلی‌لیتر فراورده گازی در شرایط استاندارد تولید می‌شود؟ ($\text{Na} = 23 \text{ g.mol}^{-1}$)

۱ (۱) ۲۲۴ - ۲۰۰ (۲) ۲۲۴ - ۱۰۰ (۳) ۴۴۸ - ۲۰۰ (۴) ۴۴۸ - ۱۰۰ (۴)

۲۹۴- هر میلی‌لیتر از یک نمونه ضداسید معده‌ای با چگالی $1/5 \text{ g.mL}^{-1}$ که درصد جرمی آلومینیم هیدروکسید در آن برابر ۳۹٪ است، با چند میلی‌لیتر اسید معده با $\text{pH} = 1/5$ به طور کامل واکنش می‌دهد؟ ($\text{Al} = 27, \text{O} = 16, \text{H} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$)

۱ (۱) ۲۵۰ (۲) ۷۵۰ (۳) ۵۰۰ (۴) ۳۰۰ (۴)

۲۹۵- آسپرین یک داروی اسیدی با ساختار مقابل است. pH یک نمونه از محلول آبی آسپرین با $K_a = 4 \times 10^{-4}$ ، برابر ۴ است.



در هر لیتر از این محلول، چند میلی‌گرم آسپرین حل شده است؟ ($\text{O} = 16, \text{C} = 12, \text{H} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$)

۱ (۱) ۴۵ (۲) ۶۷/۵ (۳) ۹۰ (۴) ۲۲/۵

۲۹۶- معده یک فرد در حالت استراحت، محتوی ۰/۸ لیتر محلول اسیدی با $\text{pH} = 2/3$ است. با مصرف ۲۰۰ میلی‌لیتر از یک نمونه ضداسید معده‌ای با چگالی 1 g.mL^{-1} که شامل منیزیم هیدروکسید می‌شود، pH محتویات معده این فرد به اندازه ۰/۴ واحد افزایش می‌یابد. غلظت منیزیم هیدروکسید در این نمونه از ضداسید برابر چند ppm است؟ ($\text{Mg} = 24, \text{O} = 16, \text{H} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$)

۱ (۱) ۲۹۰ (۲) ۵۸۰ (۳) ۳۴۵ (۴) ۱۴۵

۲۹۷- مجموع درصد جرمی آلومینیم هیدروکسید و منیزیم هیدروکسید موجود در یک نمونه از ضداسیدهای معده‌ای با چگالی $1/2 \text{ g.mL}^{-1}$ ، برابر با ۳۰٪ است. اگر ۲۰ میلی‌لیتر از این ضداسید بتواند با ۳/۶ لیتر از اسید معده با $\text{pH} = 1/15$ به طور کامل واکنش بدهد، شمار مول‌های منیزیم هیدروکسید موجود در این ضداسید، چند برابر شمار مول‌های آلومینیم هیدروکسید موجود در آن است؟ ($\text{Al} = 27, \text{Mg} = 24, \text{O} = 16, \text{H} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$)

۱ (۱) ۲/۵ (۲) ۴ (۳) ۹ (۴) ۵

۲۹۸- چند مورد از عبارات‌های داده‌شده درست است؟

- (آ) شمار پیوندهای اشتراکی موجود در ساختار یون استات، ۱/۵ برابر شمار این پیوندها در یون هیدروژن کربنات است.
- (ب) از ضداسیدهای معده‌ای می‌توان برای کاهش عوارض جانبی ایجادشده توسط داروهای اسیدی استفاده کرد.
- (پ) غلظت یون هیدرونیوم در محلول‌های شیشه پاک‌کن کم‌تر از غلظت این یون در محلول‌های لوله‌بازکن است.
- (ت) با افزودن آب خالص به یک نمونه از شیر ترش‌شده، غلظت یون هیدروکسید در محلول افزایش می‌یابد.
- (ث) pH محلول سدیم هیدروژن کربنات، برخلاف محلول آمونیاک و محلول لوله‌بازکن، کم‌تر از ۷ است.

۱ (۱) ۲ (۲) ۳ (۳) ۴ (۴)

۴ در محلول هایی با غلظت برابر از این اسیدها، مولکول های HA به مقدار بیشتری نسبت به مولکول های HB یونیده می شوند و به همین خاطر، مقدار غلظت یون A^- در محلول اسید HA بیشتر از مقدار غلظت یون B^- در محلول اسید HB می شود.

۱۷۱- **گزینه ۱** در محلول تصویر موردنظر، ۷ مولکول HF و ۳ یون F^- و ۳ یون H_2O^+ وجود دارد. بر این اساس، در محلول موردنظر، ۰/۱۷۵ مول HF و ۰/۰۷۵ مول یون F^- وجود دارد. به عبارت دیگر، مجموعاً ۰/۲۵ مول گاز هیدروژن فلوئورید در محلول حل شده است. محلول هیدروفلوئوریک اسید براساس معادله $Mg(s) + 2HF(aq) \rightarrow MgF_2(aq) + H_2(g)$ با فلز منیزیم واکنش می دهد. ابتدا شمار مول های گاز هیدروژن حاصل و پس از آن، حجم گاز تولیدشده را محاسبه می کنیم.

$$? \text{ mol } H_2 = 0.175 \text{ mol HF} \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol HF}} = 0.0875 \text{ mol}$$

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2} \Rightarrow \frac{n_2}{n_1} = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_1 V_1 T_2} \Rightarrow \frac{0.0875}{1} = \frac{0.5 \times V_2 \times 273}{1 \times 22.4 \times (273 + 78)} \Rightarrow V_2 = 7.2 \text{ L}$$

۱۷۲- **گزینه ۳**

یادآوری

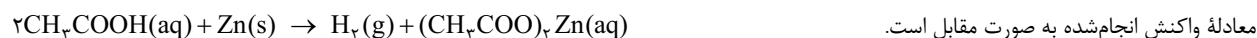
فلزهای مختلف، میزان واکنش پذیری متفاوتی داشته و بسته به میزان واکنش پذیری خود، با محلول های اسیدی با شدت های متفاوتی واکنش می دهند. به عنوان مثال، واکنش پذیری آلومینیم بیشتر از روی است و به همین خاطر در شرایط یکسان، فلز آلومینیم با شدت بیشتری با محلول های اسیدی واکنش می دهد.

همان طور که مشخص است، در واکنش های شماره ۱ و ۵، غلظت اسید برابر ۲ مول بر لیتر است؛ در حالی که غلظت اسیدهای به کار رفته در سایر واکنش ها برابر ۱ مول بر لیتر است؛ پس حجم نهایی این گاز تولیدشده در واکنش های ۱ و ۵ باید دو برابر حجم گاز تولیدشده در سایر واکنش ها باشد؛ بنابراین هر یک از نمودارهای A و B متعلق به یکی از واکنش های ۱ و ۵ هستند. از آن جا که واکنش پذیری آلومینیم بیشتر از واکنش پذیری روی است، این فلز با سرعت بیشتری نسبت به فلز روی با محلول اسیدی واکنش داده و به همین خاطر، نمودار A را به واکنش ۵ و نمودار B را به محلول ۱ نسبت می دهیم. از میان واکنش های ۲، ۳ و ۴، فلز به کار رفته در واکنش ۳ واکنش پذیری بیشتری دارد و اسید به کار رفته در این واکنش نیز K_a بیشتری دارد؛ پس سرعت انجام شدن این فرایند بیشتر از سایر واکنش ها بوده و نمودار C متعلق به این واکنش است. در مقایسه بین واکنش های ۲ و ۴، چون فلز به کار رفته در واکنش ۲ واکنش پذیری بیشتری دارد، پس نمودار D را به واکنش ۲ و نمودار E را به واکنش ۴ نسبت می دهیم.

۱۷۳- **گزینه ۴** با توجه به غلظت یون هیدرونیوم، غلظت استیک اسید حل شده در محلول (M) را محاسبه می کنیم.

$$[H_2O^+] = \sqrt{K_a \cdot M} \Rightarrow 2 \times 10^{-4} = \sqrt{4 \times 10^{-6} \times M} \Rightarrow 4 \times 10^{-8} = 4 \times 10^{-6} \times M \Rightarrow M = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

با توجه به غلظت مولی اسید در محلول، مشخص می شود که درجه یونش استیک اسید برابر ۰/۰۲ است.



معادله واکنش انجام شده به صورت مقابل است.

براساس معادله واکنش، جرم فلز روی مورد نیاز را محاسبه می کنیم.

$$? \text{ mg Zn} = 500 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1000 \text{ mL محلول}} \times \frac{10^{-2} \text{ mol اسید}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol اسید}} \times \frac{65 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} \times \frac{1000 \text{ mg Zn}}{1 \text{ g Zn}} = 162.5 \text{ mg}$$

۱۷۴- **گزینه ۳** عبارت های ۱، ۲ و ۳ درست است.

بررسی چهار عبارت:

۱ با استفاده از مقیاس pH می توان خاصیت اسیدی محلول های مختلف را با یکدیگر مقایسه کرد.

۲ باران های معمولی، دارای کربنیک اسید (H_2CO_3) هستند. این اسید طی انحلال گاز CO_2 موجود در هوا در آب باران حاصل می شود.

۳ به کمک رنگ کاغذ pH می توان مقدار pH تقریبی محلول های مختلف را مشخص کرد.

۴ شیر ترش شده محتوی لاکتیک اسید بوده و خاصیت اسیدی دارد. pH این محلول کم تر از ۷ است.

۱۷۵- **گزینه ۲** محتویات معده انسان خاصیت اسیدی داشته و pH آن ها بین ۱/۶ تا ۱/۸ است؛ در حالی که محتویات روده انسان خاصیت بازی دارند و pH تقریبی آن ها برابر ۸/۵ است.

بررسی سایر گزینه ها:

۱ گل های ادریسی در خاک های بازی به رنگ قرمز درمی آیند در حالی که رنگ کاغذ pH در این خاک ها آبی می شود.

$$pH = -\log[H_2O^+] = -\log(5 \times 10^{-3}) = -(\log 5 + \log 10^{-3}) = -(0.7 - 3) = 2.3$$

۳ در رابطه با این محلول داریم:

۴ صابون ها خاصیت بازی دارند و با انحلال آن ها در آب خالص، pH محلول افزایش پیدا می کند.



۱۷۶- گزینه ۴ عبارت های **ب**، **پ** و **ت** درست هستند.

بررسی چهار عبارت:

۱ هیدرویدیک اسید (HI) یک اسید قوی است و به هنگام انحلال در آب، طی یک واکنش یک طرفه و غیر تعادلی، یونش پیدا می کند؛ در حالی که نیترو اسید (HNO_3) یک اسید ضعیف است و پس از انحلال در آب، طی یک فرایند تعادلی یونش پیدا می کند.

ب سدیم اکسید یک اکسید فلزی و بازی است و pH محلول آن همانند pH خون انسان بزرگتر از ۷ است.

پ از کمیت pH برای پرهیز از بیان غلظت های کم و یا خیلی کم یون هیدرونیوم در محلول ها استفاده می شود.

ت سفیدکننده ها در دسته پاک کننده های خورنده قرار می گیرند. این مواد از نظر شیمیایی فعال بوده و خاصیت خوردگی دارند.

۱۷۷- گزینه ۴ هیدروسیانیک یک اسید ضعیف با $K_a = 4/9 \times 10^{-10}$ است؛ در حالی که هیدروبرمیک اسید یک اسید قوی با K_a بسیار بزرگ است. با توجه به K_a این اسیدها، در شرایط یکسان غلظت یون هیدرونیوم در محلول هیدروبرمیک اسید بیشتر بوده و این محلول pH کمتری دارد.

بررسی سایر گزینه ها:

۱ غلظت یون هیدرونیوم را در محلول A برابر ۲M مول بر لیتر و در محلول B برابر M مول بر لیتر در نظر می گیریم.

$$\text{pH}_B - \text{pH}_A = -\log[\text{H}_B^+] - (-\log[\text{H}_A^+]) = \log[\text{H}_A^+] - \log[\text{H}_B^+] = \log \frac{[\text{H}_A^+]}{[\text{H}_B^+]} = \log \left(\frac{2M}{M} \right) = \log 2 = 0.3$$

۲ از آن جا که K_a نیتریک اسید بیشتر از K_a نیترو اسید است، در شرایط یکسان یک قطعه فلز منیزیم با محلول نیتریک اسید با شدت بیشتری واکنش می دهد.

۳ غلظت یون هیدرونیوم با غلظت یون HCOO^- در این محلول برابر بوده و از غلظت مولکول های HCOOH کم تر است.

۱۷۸- گزینه ۴ عبارت های **ا**، **ب** و **ت** نادرست هستند.

بررسی چهار عبارت:

۱ صابون های مراغه فاقد افزودنی های شیمیایی هستند و به دلیل خاصیت بازی مناسب، از آن ها برای شستن موهای چرب استفاده می شود.

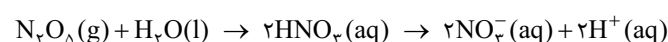
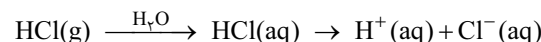
ب چون K_a نیترو اسید بیشتر از K_a استیک اسید است، در شرایط یکسان در محلول این اسید، شمار یون های بیشتری تولید شده و رسانایی این محلول بیشتر از محلول استیک اسید است.

پ به هر اندازه که یک پاک کننده صابونی بتواند مقدار بیشتری از آلاینده ها را پاک کند، قدرت پاک کنندگی بیشتری دارد.

ت در رابطه با این محلول داریم:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11.5} = 10^{-5} \times 10^{-12} = 3 \times 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

۱۷۹- گزینه ۴ گازهای دی نیتروژن پنتا اکسید و هیدروژن کلرید براساس معادله های زیر با آب واکنش می دهند:

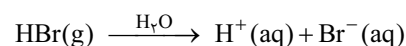


چون حجم های برابری از گازهای HCl و N_2O_5 در آب حل شده است، مقدار یون H^+ تولید شده در محلول نیتریک اسید، دو برابر مقدار یون H^+ تولید شده در محلول هیدروکلریک است. در این شرایط، اگر غلظت یون هیدروژن در محلول HCl برابر M مولار باشد، غلظت این یون در محلول نیتریک اسید برابر ۲M مول بر لیتر می شود.

$$\text{pH} = -\log M - (-\log 2M) = \log 2M - \log M = \log \frac{2M}{M} = \log 2 = 0.3$$

چون غلظت یون هیدرونیوم در محلول هیدروکلریک اسید کم تر است، پس این محلول pH بیشتری خواهد داشت.

۱۸۰- گزینه ۴ واکنش انجام شده در محلول به صورت مقابل است:



$$? \text{ mol H}^+ = 8/96 \text{ L HBr} \times \frac{1 \text{ mol HBr}}{22/4 \text{ L HBr}} \times \frac{1 \text{ mol H}^+}{1 \text{ mol HBr}} = 0.4 \text{ mol} \Rightarrow [\text{H}^+] = \frac{\text{مول H}^+}{\text{حجم محلول}} = \frac{0.4 \text{ mol}}{1/6 \text{ L}} = 0.25 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log(0.25) = -\log\left(\frac{1}{4}\right) = -\log 2^{-2} = 2 \times \log 2 = 2 \times 0.3 = 0.6$$

۱۸۱- گزینه ۱ گام اول: غلظت یون هیدروژن را محاسبه می کنیم:

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-3.7} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

گام دوم: با توجه به مقدار α غلظت اسید حل شده در محلول را محاسبه می کنیم.

$$[\text{H}^+] = \alpha.M \Rightarrow 2 \times 10^{-4} = 0.04M \Rightarrow M = 5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

گام سوم: حجم گاز HA حل شده در این محلول را براساس غلظت اسید به دست می آوریم.

$$? \text{ L HA} = 2 \text{ L محلول} \times \frac{5 \times 10^{-3} \text{ mol HA}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{22/4 \text{ L HA}}{1 \text{ mol HA}} = 0.224 \text{ L}$$

۱۸۲- گزینه ۲

ابتدا شمار مول های یون فلوئورید موجود در هر لیتر از این محلول را محاسبه می کنیم.

$$? \text{ mol F}^- = 1 \text{ L محلول} \times \frac{1000 \text{ mL محلول}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ g محلول}}{1 \text{ mL محلول}} \times \frac{570 \text{ g F}^-}{10^6 \text{ g محلول}} \times \frac{1 \text{ mol F}^-}{19 \text{ g F}^-} = 0.3 \text{ mol}$$

چون در هر لیتر از این محلول، ۰/۳ مول یون فلوئورید وجود دارد، پس غلظت مولی این یون برابر با ۰/۳ مول بر لیتر می شود. از طرفی، می دانیم که در محلول هیدروفلوئوریک اسید، غلظت یون فلوئورید با غلظت یون هیدروژن برابر است؛ پس داریم:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log(0.3) = -\log(3 \times 10^{-1}) = -(\log 3 + \log 10^{-1}) = -(\log 3 - 1) = 1 - \log 3$$

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

۱۸۳- گزینه ۳ در رابطه با محلول موردنظر، داریم:

$$[\text{H}^+] = M \times \alpha \Rightarrow 10^{-1} = 0.1 \times \alpha \Rightarrow \alpha = 1$$

بررسی سایر گزینه ها:

۱ صابون، یک ترکیب شیمیایی است که هم در آب، هم در چربی ها حل می شود.

۲ نسبت میان شمار اتم ها به شمار عناصر در منیزیم استات با فرمول مولکولی $\text{Mg}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ برابر با $3/75$ است.

۴ در واکنش میان مخلوط سدیم هیدروکسید و آلومینیم با آب، گاز هیدروژن تولید می شود. در نقطه مقابل، آب اکسیژنه (محلول هیدروژن پراکسید) در شرایط مناسب به آب و گاز اکسیژن تجزیه می شود.

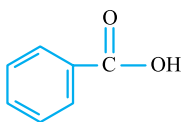
۱۸۴- گزینه ۳

ابتدا غلظت یون هیدروژن را به دست آورده و پس از آن، pH محلول را محاسبه می کنیم.

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot M} \Rightarrow [\text{H}^+] = \sqrt{10^{-5} \times 0.1} = \sqrt{10^{-6}} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

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

فرمول شیمیایی بنزوئیک اسید به صورت $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ و فرمول ساختاری آن به شکل مقابل است:



ابتدا غلظت یون هیدروژن را در محلول نهایی به دست می آوریم.

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-2.7} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

با توجه به مقدار K_a بنزوئیک اسید و غلظت یون هیدروژن موجود در محلول، غلظت بنزوئیک اسید حل شده در آن (M) را به دست می آوریم.

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot M} \Rightarrow 2 \times 10^{-3} = \sqrt{5 \times 10^{-5} \times M} \Rightarrow 4 \times 10^{-6} = 5 \times 10^{-5} \times M \Rightarrow M = 0.08 \text{ mol.L}^{-1}$$

در مرحله آخر، جرم بنزوئیک اسید مورد نیاز را محاسبه می کنیم.

$$? \text{ g C}_6\text{H}_5\text{COOH} = 500 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1000 \text{ mL محلول}} \times \frac{0.08 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{COOH}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{122 \text{ g C}_6\text{H}_5\text{COOH}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{COOH}} = 4.88 \text{ g}$$

۱۸۶- گزینه ۴

با توجه به pH محلول در هر مرحله، مقدار یون هیدروژن موجود در محلول را در هر یک از مراحل به دست می آوریم.

$$\text{محلول اولیه: } [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow ? \text{ mol H}^+ = 0.5 \text{ L محلول} \times \frac{10^{-5} \text{ mol H}^+}{1 \text{ L محلول}} = 5 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

$$\text{مرحله اول: } [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow ? \text{ mol H}^+ = 0.5 \text{ L محلول} \times \frac{10^{-3} \text{ mol H}^+}{1 \text{ L محلول}} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{مرحله دوم: } [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow ? \text{ mol H}^+ = 0.5 \text{ L محلول} \times \frac{10^{-1} \text{ mol H}^+}{1 \text{ L محلول}} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

بر اثر انحلال هر مولکول HCl در آب، یک یون H^+ تولید می شود؛ پس مقدار افزایش تعداد مول های یون H^+ را می توان هم از با مقدار HCl حل شده در محلول در نظر بگیریم.

$$\frac{\text{جرم HCl حل شده در محلول در مرحله اول}}{\text{جرم HCl حل شده در محلول در مرحله دوم}} = \frac{m_1}{m_2} = \frac{4/95 \times 10^{-4} \times 36/5}{4/95 \times 10^{-2} \times 36/5} = 0.01$$

۱۸۷- گزینه ۳

با توجه به pH محلول، غلظت یون هیدروژن و درجه یونش مولکول های اسید را محاسبه می کنیم.

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-2.7} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [\text{H}^+] = M \cdot \alpha \Rightarrow 2 \times 10^{-3} = 0.1 \times \alpha \Rightarrow \alpha = 0.02$$

بر اساس مقدار α به دست آمده، ثابت یونش اسید موردنظر را در شرایط داده شده به دست می آوریم.

$$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot M}{1 - \alpha} \xrightarrow{\alpha > 0.5} K_a = \frac{(0.02)^2 \times 0.1}{1 - 0.02} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$



۱۸۸- **گزینه ۲** همون طور که واضحه مقادیر α و یا $\frac{K_a}{M}$ قابل محاسبه نیستند، پس مقدار $(1-\alpha)$ را در فرمول‌های مورد استفاده تأثیر می‌دهیم و از آن صرف‌نظر نمی‌کنیم. براساس pH محلول نهایی، سعی در یافتن غلظت اسید در این محلول می‌کنیم.

$$[H^+] = \alpha \cdot M \Rightarrow 10^{-pH} = \alpha \cdot M \xrightarrow{pH=0} 10^0 = \alpha \cdot M \Rightarrow 1 = \alpha \cdot M$$

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot M \cdot (1-\alpha)} \Rightarrow 10^{-pH} = \sqrt{K_a \cdot M \cdot (1-\alpha)} \xrightarrow{pH=0} 10^0 = 1 = \sqrt{1 \times M \times (1-\alpha)} \xrightarrow{\text{طرفین را به توان ۲ می‌رسانیم}} 1 = M(1-\alpha)$$

$$\Rightarrow 1 = M - M\alpha \xrightarrow{1=\alpha \cdot M} 1 = M - 1 \Rightarrow M = 2 \text{ mol.L}^{-1}$$

یه راه دیگه: برای محاسبه غلظت اسید، از روش زیر نیز می‌توانستیم استفاده کنیم:

$$K_a = \frac{M \cdot \alpha^2}{1-\alpha} = \frac{(M \cdot \alpha) \times \alpha}{1-\alpha} \xrightarrow{M \cdot \alpha = [H^+]} K_a = \frac{[H^+] \times \alpha}{1-\alpha} = \frac{10^{-pH} \times \alpha}{1-\alpha} \Rightarrow 1 = \frac{1 \times \alpha}{1-\alpha} \Rightarrow \alpha = \frac{1}{2}$$

$$[H^+] = 10^{-pH} = M \cdot \alpha \xrightarrow{\alpha=0.5} 1 = M \times 0.5 \Rightarrow M = 2 \text{ mol.L}^{-1}$$

پس از محاسبه غلظت اسید مورد نیاز (M)، مقدار آن را مشخص می‌کنیم:

$$? \text{ mol HA} = 1 \text{ L محلول} \times \frac{2 \text{ mol HA}}{1 \text{ L محلول}} = 2 \text{ mol}$$

در این شرایط، مقدار درجه یونش (α) برابر ۰/۵ به دست می‌آید؛ پس همون بهتر که از مقدار $(1-\alpha)$ صرف‌نظر نکریم!

۱۸۹- **گزینه ۳** pH محلول B به اندازه یک واحد بیشتر از pH محلول A است؛ پس داریم:

$$pH_B - pH_A = -\log[H_B^+] - (-\log[H_A^+]) \Rightarrow (a+1) - a = \log[H_A^+] - \log[H_B^+]$$

$$\xrightarrow{[H^+] = \alpha \cdot M} 1 = \log(\alpha_A \cdot M_A) - \log(\alpha_B \cdot M_B) \Rightarrow 1 = \log\left(\frac{\alpha_A \cdot M_A}{\alpha_B \cdot M_B}\right) \Rightarrow 10 = \frac{\alpha_A \cdot M_A}{\alpha_B \cdot M_B} \Rightarrow 10 = \frac{b \times 0.072}{x \times 0.018} \Rightarrow x = 0.4b$$

۱۹۰- **گزینه ۴** چون درجه یونش هیدروکلریک اسید برابر یک است، در محلول این اسید غلظت مولی یون هیدروژن با غلظت اسید حل‌شده برابر است؛ پس در محلول ۰/۰۱ مولار هیدروکلریک اسید، غلظت یون هیدروژن برابر ۰/۰۱ مول بر لیتر می‌شود. برای آن که pH محلول اسید HA با pH محلول ۰/۰۱ مولار هیدروکلریک اسید برابر شود، غلظت یون هیدروژن در محلول این اسید نیز باید برابر ۰/۰۱ مول بر لیتر باشد.

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot M} \Rightarrow 0.01 = \sqrt{5 \times 10^{-5} \times M} \Rightarrow 10^{-4} = 5 \times 10^{-5} \times M \Rightarrow M = 2 \text{ mol.L}^{-1}$$

با توجه به محاسبات فوق، غلظت محلول اسید HA باید ۲ مول بر لیتر باشد که این مقدار، ۲۰۰ برابر غلظت محلول هیدروکلریک اسید است.

۱۹۱- **گزینه ۱** در گام اول، مقدار مول‌های یون هیدروژن تولیدشده را براساس مقدار انرژی آزادشده محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ mol H}^+ = 30.4 \text{ kJ} \times \frac{2 \text{ mol H}^+}{76 \text{ kJ انرژی}} = 0.8 \text{ mol}$$

در مرحله بعد، غلظت یون هیدروژن را به دست آورده و پس از آن pH محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$\text{غلظت مولی یون هیدروژن} = \frac{\text{مول یون هیدروژن}}{\text{حجم محلول}} \Rightarrow [H^+] = \frac{0.8 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0.4 \text{ mol.L}^{-1}$$

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

۱۹۲- **گزینه ۴** هیدروژن برمید یک اسید قوی با $\alpha = 1$ است؛ پس ابتدا pH محلول این اسید را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ mol H}^+ = 0.8 \text{ g HBr} \times \frac{1 \text{ mol HBr}}{81 \text{ g HBr}} \times \frac{1 \text{ mol H}^+}{1 \text{ mol HBr}} = 0.01 \text{ mol}$$

$$[H^+] = \frac{\text{مول یون هیدروژن}}{\text{حجم محلول}} \Rightarrow [H^+] = \frac{0.01 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0.01 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log(0.01) = 2$$

در مرحله بعد، pH محلول هیدروسیانیک اسید را محاسبه می‌کنیم. توجه داریم که این ترکیب یک اسید ضعیف بوده و α آن کوچک‌تر از ۱ است.

$$? \text{ mol HCN} = 0.8 \text{ g HCN} \times \frac{1 \text{ mol HCN}}{27 \text{ g HCN}} = 0.03 \text{ mol} \quad [HCN] = \frac{\text{مول HCN}}{\text{حجم محلول}} = \frac{0.03 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0.03 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot M \cdot (1-\alpha)} \xrightarrow{\frac{K_a}{M} < 0.0025} [H^+] = \sqrt{K_a \cdot M} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{4 \times 10^{-10} \times 0.03} = 3.6 \times 10^{-6}$$

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log(3.6 \times 10^{-6}) = -(\log 3.6 + \log 10^{-6}) = -(\log 3.6 - 6) = 6 - \log 3.6$$

همان‌طور که مشخص است، pH این محلول‌ها تقریباً به اندازه ۳/۴ واحد با یکدیگر تفاوت دارد.

۱۹۳- گزینه ۴

ابتدا شمار مول های هیپوکلرو اسید تولید شده را محاسبه کرده و غلظت این اسید را به دست می آوریم.

$$? \text{ mol HClO} = 130 / 5 \text{ g Cl}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol Cl}_2\text{O}}{87 \text{ g Cl}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol HClO}}{1 \text{ mol Cl}_2\text{O}} = 3 \text{ mol}$$

$$[\text{HClO}] = \frac{\text{مول HClO}}{\text{حجم محلول}} \Rightarrow [\text{HClO}] = \frac{3 \text{ mol}}{4 \text{ L}} = 0.75 \text{ mol.L}^{-1}$$

با توجه به غلظت محلول، K_a اسید حل شده در آن، ابتدا غلظت یون هیدرونیوم و پس از آن، pH محلول را محاسبه می کنیم.

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot M \cdot (1 - \alpha)} \xrightarrow{\frac{K_a}{M} < 0.025} [\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot M} \Rightarrow [\text{H}^+] = \sqrt{0.75 \times 3 \times 10^{-8}} = \frac{3}{4} \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log\left(\frac{3}{4} \times 10^{-4}\right) = -(\log 3 - \log 4 + \log 10^{-4}) = 3.8$$

۱۹۴- گزینه ۱

با انحلال HF(g) در محلول، pH از ۲ به ۱/۳ می رسد. غلظت یون هیدروژن را در محلول اولیه و نهایی محاسبه می کنیم.

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

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

با توجه به محاسبات انجام شده، برای کاهش pH این محلول به اندازه ۷/۰ واحد، غلظت یون هیدروژن باید ۵ برابر شده و به اندازه 4×10^{-2} مول بر لیتر افزایش پیدا می کند. توجه داریم که این مقدار از یون هیدروژن، باید توسط یونش مولکول های HF تولید شود؛ پس داریم:

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot M \Rightarrow 4 \times 10^{-2} = 0.2 \times M \Rightarrow M = 2 \text{ mol.L}^{-1}$$

بر این اساس، برای آن که غلظت یون هیدروژن به 5×10^{-2} مول بر لیتر برسد، باید دو مول HF در هر لیتر از این محلول حل شود. ابتدا مول های گاز HF را محاسبه کرده و پس از آن، حجم گاز را به دست می آوریم.

$$? \text{ mol HF} = 5 \text{ L محلول} \times \frac{2 \text{ mol HF}}{1 \text{ L محلول}} = 10 \text{ mol}$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{n_1 \cdot T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{n_2 \cdot T_2} \Rightarrow \frac{V_2}{V_1} = \frac{P_1 \cdot n_2 \cdot T_2}{P_2 \cdot n_1 \cdot T_1} \Rightarrow \frac{V_2}{22/4} = \frac{1 \times 10 \times (273 + 39)}{1 \times 1 \times 273} \Rightarrow V_2 = 256 \text{ L}$$

۱۹۵- گزینه ۴

ابتدا غلظت یون هیدروژن را در محلول محاسبه می کنیم و پس از آن، غلظت اسید مورد نیاز را به دست می آوریم.

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

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot M \Rightarrow 10^{-3} = 0.1 \times M \Rightarrow M = 0.01 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot M}{1 - \alpha} \Rightarrow K_a = \frac{(0.1)^2 \times 0.01}{1 - 0.1} = \frac{1 \times 10^{-4}}{0.9} = 1/11 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

۱۹۶- گزینه ۲

حجم های برابر از گازهای HCl و HF، شامل مول های برابری از این مواد می شوند. پس از انحلال این گازها در محلول های مورد نظر، مولکول های HCl به طور کامل یونیده شده و به یون های مثبت و منفی تبدیل می شوند؛ در حالی که مولکول های HF به طور جزئی یونیده می شوند و شمار زیادی از آن ها به طور دست نخورده در محلول باقی می ماند؛ بنابراین مجموع غلظت مولی مواد در محلول هیدروکلریک اسید (بازوی B) بیشتر از محلول دیگر (بازوی A) است و با مرور زمان، مولکول های آب از خلال غشا به سمت محلول موجود در بازوی B حرکت می کنند. با حرکت مولکول های آب به سمت بازوی B، مقدار آب موجود در این محلول بیشتر شده و غلظت یون های محلول در آن کاهش پیدا می کند و در نتیجه، رسانایی الکتریکی این محلول هم کاهش پیدا می کند.

بررسی سایر گزینه ها:

۱ به مرور زمان، آب از بازوی A به سمت بازوی B رفته و ارتفاع محلول در بازوی A کاهش پیدا می کند.

۲ در محلول موجود در بازوی A، به مرور زمان غلظت اسید افزایش پیدا کرده و به دنبال آن pH محلول کاهش پیدا می کند.

۴ با گذشت زمان، شمار یون های موجود در محلول ریخته شده در بازوی B تغییری نمی کند اما غلظت این یون ها کاهش پیدا می کند.

۱۹۷- گزینه ۲

پس از محاسبه غلظت یون هیدروژن در محلول، pH آن را به دست می آوریم.

$$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot M}{1 - \alpha} \xrightarrow{\frac{K_a}{M} > 0.025} 0.1 = \frac{\alpha^2 \times 0.2}{1 - \alpha} \Rightarrow 0.2\alpha^2 + 0.1\alpha - 0.1 = 0$$

اگر از درس ریاضی یادتون باشه، ریشه های یک معادله درجه دو که صورت آن به شکل $ax^2 + bx + c = 0$ است، از رابطه $x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$ به دست می آید. بر این اساس، ریشه های معادله مورد نظر برابر با -۱ و ۰/۵ می شوند. کاملاً واضحیه که مقدار α برای یک اسید نمی تواند منفی باشد؛ پس مقدار α اسید مورد نظر برابر ۰/۵ می شود.

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot M \Rightarrow [\text{H}^+] = 0.5 \times 0.2 = 0.1 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log(0.1) = 1$$



۱۹۸- گزینه ۳

اگر جرم گاز HCl موجود در مخلوط گازی را برابر با m گرم در نظر بگیریم، جرم HBr موجود در این مخلوط برابر با m - ۳۰ گرم می‌شود. می‌دانیم که از انحلال هر مول از این گازها در آب، یک مول یون هیدروژن در محلول تولید می‌شود؛ پس مجموع شمار مول‌های این گازها در مخلوط اولیه، برابر با تعداد مول‌های هیدروژن موجود در محلول است؛ بنابراین شمار مول‌های یون هیدروژن را در محلول حاصل محاسبه می‌کنیم.

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

$$? \text{ mol } H^+ = V \text{ L محلول} \times \frac{10^{-1} \text{ mol } H^+}{1 \text{ L محلول}} = 0.7 \text{ mol}$$

در مخلوط گازی اولیه، مجموعاً ۰/۷ مول از گازهای HBr و HCl وجود داشته:

$$0.7 = \text{HCl} + \text{HBr} \Rightarrow \frac{\text{جرم HCl}}{\text{جرم مولی HCl}} + \frac{\text{جرم HBr}}{\text{جرم مولی HBr}} \Rightarrow 0.7 = \frac{m}{36.5} + \frac{(30-m)}{81} \Rightarrow m = 21/9 \text{ g}$$

با توجه به محاسبات انجام‌شده، در این محلول ۲۱/۹ گرم HCl و ۸/۱ گرم HBr وجود دارد.

$$\text{جرم درصدی HBr} = \frac{\text{جرم HBr}}{\text{جرم مخلوط}} \times 100 = \frac{8/1}{30} \times 100 = 27$$

۱۹۹- گزینه ۳

در رابطه با مقایسه غلظت این مواد در محلول اسید HA (محلول A) و اسید HB (محلول B) داریم:

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot M} \xrightarrow{pH_A = pH_B} [H^+]_A = [H^+]_B \Rightarrow \sqrt{K_{a_{HA}} \times M_{HA}} = \sqrt{K_{a_{HB}} \times M_{HB}}$$

$$\Rightarrow 10^{-7} \times M_{HA} = 10^{-8} \times M_{HB} \Rightarrow \frac{M_{HB}}{M_{HA}} = 10$$

بر این اساس، برای آن که pH محلول این اسیدها برابر شود، غلظت مولی اسید HA باید ۰/۱ برابر غلظت مولی اسید HB باشد.

بررسی سایر گزینه‌ها:

$$[H^+]_A = [H^+]_B \Rightarrow M_{HA} \cdot \alpha_{HA} = M_{HB} \cdot \alpha_{HB} \xrightarrow{10 M_{HA} = M_{HB}} \alpha_{HA} = 10 \alpha_{HB}$$

۱ در این رابطه داریم:

۲ چون pH این محلول‌ها برابر است، مجموع غلظت مولی یون‌ها در آن‌ها برابر بوده و به همین خاطر، این محلول‌ها رسانایی یکسانی دارند.

۴ چون K_a برای اسید HA بزرگ‌تر از اسید HB است، مقایسه قدرت اسیدی این محلول‌ها به صورت $HB < HA$ است.

۲۰۰- با توجه به حجم و pH محلول، شمار مول‌های یون هیدروژن موجود در آن را محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-1/6} = (10^{-1/3})^2 \times 10^{-1} = 0.25 \times 10^{-1} = 0.25 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$? \text{ mol } H^+ = 5 \text{ L محلول} \times \frac{0.25 \text{ mol } H^+}{1 \text{ L محلول}} = 0.125 \text{ mol}$$

این مقدار از یون هیدروژن موجود در محلول، بر اثر یونش اسیدهای HA و HB پس از انحلال در محلول به وجود آمده است. مقدار مول‌های HA حل‌شده در محلول را برابر m مول و مقدار مول‌های HB حل‌شده در محلول را برابر n مول در نظر می‌گیریم. در این شرایط داریم:

$$0.125 = m \times \alpha_{HA} + n \times \alpha_{HB} \Rightarrow 0.125 = m \times 0.1 + n \times 0.6n$$

$$\Rightarrow 0.125 = 0.1m + 0.6n$$

از طرفی حجم گازهای HA و HB قبل از انحلال در محلول برابر ۵۶ لیتر بوده است؛ پس داریم:

$$\text{حجم محلول گازی} = \text{حجم HA} + \text{حجم HB} \Rightarrow 56 = m \times 22/4 + n \times 22/4 \xrightarrow{\div 22/4} 2/5 = m + n$$

تا به این جای کار، ۲ معادله داریم و ۲ مجهول. با قراردادن این معادله‌ها در یک دستگاه دو معادله و دو مجهول، مقادیر m و n را به دست می‌آوریم.

$$\begin{cases} 0.125 = 0.1m + 0.6n \\ 2/5 = m + n \end{cases} \Rightarrow m = 0.5 \text{ mol}, n = 2 \text{ mol}$$

با توجه به محاسبات انجام‌شده، مخلوط گازی اولیه شامل ۲/۵ مول گاز بوده است که ۰/۵ مول از آن (معادل با ۲۰٪) توسط گاز HA تشکیل شده است.

۲۰۱- گزینه ۱

در رابطه با مقایسه غلظت مولی اتانویک اسید (محلول A) و کلرو اتانویک اسید (محلول B) داریم:

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot M} \xrightarrow{pH_A = pH_B} [H^+]_A = [H^+]_B \Rightarrow \sqrt{K_{a_A} \times M_A} = \sqrt{K_{a_B} \times M_B}$$

$$\Rightarrow 2 \times 10^{-5} \times M_A = 2 \times 10^{-3} M_B \Rightarrow \frac{M_B}{M_A} = 0.1$$

ابتدا باید غلظت مولی استیک اسید را در محلول این ماده به دست بیاوریم.

۲۰۲- گزینه ۱

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2/7} = 10^{-2/3} \times 10^{-1} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot M} \Rightarrow 2 \times 10^{-3} = \sqrt{2 \times 10^{-5} \times M} \Rightarrow M = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \text{ اسید استیک}$$

واکنش انجام‌شده اتانول و استیک اسید به صورت مقابل است:

$$C_2H_5OH(aq) + CH_3COOH(aq) \rightarrow CH_3COOC_2H_5(aq) + H_2O(l)$$
 براساس معادله این واکنش، جرم استر (اتیل اتانوات) تولیدشده را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ g اتیل اتانوات} = 140 \text{ g اتیل اتانوات} \times \frac{1 \text{ mol استیک اسید}}{1 \text{ mol اتیل اتانوات}} \times \frac{1 \text{ mol استیک اسید}}{1 \text{ L محلول اسید}} \times \frac{100 \text{ g اتیل اتانوات}}{100 \text{ g محلول اسید}} = 140 \text{ g}$$

۲۰۳- ابتدا غلظت یون هیدروژن در محلول هیدروکلریک اسید اولیه را محاسبه می‌کنیم.

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot M}{1 - \alpha} \xrightarrow{K_a < 10^{-4}} K_a = \alpha^2 \cdot M \xrightarrow{[H^+] = \alpha \cdot M} K_a = \alpha \cdot [H^+] \quad \text{ثابت یونش اسید HA به صورت مقابل محاسبه می‌شود:}$$

با قراردادن غلظت یون هیدروژن محلول در رابطه موردنظر، مقدار α برای اسید HA را به دست آورده و پس از آن $[A^-]$ را محاسبه می‌کنیم.

$$K_a = \alpha \cdot [H^+] \Rightarrow 2 \times 10^{-5} = \alpha \times 10^{-1} \Rightarrow \alpha = 2 \times 10^{-4} \Rightarrow [A^-] = \alpha \cdot M_{HA} \Rightarrow [A^-] = 2 \times 10^{-4} \times 1 = 2 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

۲۰۴- ابتدا غلظت یون هیدروژن موجود در این محلول را با توجه به pH به دست می‌آوریم.

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-1/15} = 10^{-0.067} \approx 0.85 \times 10^{-1} = 8.5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

این مقدار از یون هیدروژن، توسط یونش مولکول‌های HA و HB در این محلول تولید شده است؛ پس داریم:

$$[H^+] = M_{HA} \cdot \alpha_{HA} + M_{HB} \cdot \alpha_{HB} \xrightarrow{[H^+] = \alpha \cdot M} \text{غلظت } H^+ \text{ حاصل از HB} + \text{غلظت } H^+ \text{ حاصل از HA} = \text{غلظت یون } H^+ \text{ در محلول}$$

$$\Rightarrow 8.5 \times 10^{-2} = 0.05 \times 1 + 0.1 \times \alpha_{HB} \Rightarrow 0.07 = 0.05 + 0.1 \times \alpha_{HB} \Rightarrow \alpha_{HB} = 0.2$$

با توجه به مقدار α برای HB، از هر ۱۰۰ مول HB حل‌شده در یک لیتر محلول، ۲۰ مول از مولکول‌ها یونیده شده و ۸۰٪ مول از آن‌ها نیز به صورت دست‌نخورده در محلول باقی می‌مانند. در این شرایط، غلظت یون B^- برابر ۰/۰۲ مولار و غلظت HB برابر ۰/۰۸ مولار است. برای محاسبه K_a اسید HB، به روش زیر عمل می‌کنیم:

$$K_a = \frac{[H^+][B^-]}{[HB]} \Rightarrow K_a = \frac{(8.5 \times 10^{-2}) \times (2 \times 10^{-2})}{8 \times 10^{-2}} = 2.125 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

۲۰۵- با توجه به درصد جرمی محلول‌ها، غلظت مولی آن‌ها را مقایسه می‌کنیم.

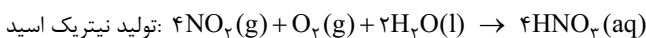
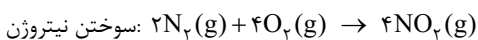
$$M = \frac{10 \text{ a.d}}{\text{جرم مولی}} \Rightarrow \frac{\text{غلظت مولی محلول HBr}}{\text{غلظت مولی محلول HNO}_3} = \frac{\frac{10 \text{ a.d}}{\text{جرم مولی HBr}}}{\frac{10 \text{ a.d}}{\text{جرم مولی HNO}_3}} = \frac{10 \text{ a.d}}{81} = \frac{63}{81} = \frac{7}{9}$$

بر این اساس، غلظت مولی محلول HBr، $\frac{7}{9}$ برابر محلول HNO_3 است. با توجه به غلظت مولی این محلول‌ها، pH آن‌ها را مقایسه می‌کنیم. برای این منظور، محلول HBr را به عنوان محلول A و محلول HNO_3 را به عنوان محلول B در نظر می‌گیریم.

$$pH_A - pH_B = -\log[H_A^+] - (-\log[H_B^+]) = \log[H_B^+] - \log[H_A^+] = \log \frac{[H_B^+]}{[H_A^+]} = \log \frac{9}{7} = \log 9 - \log 7 \approx 0.15$$

پس pH محلول A (محلول HBr) به اندازه ۰/۱۵ واحد بیشتر از pH محلول دیگر بوده و این محلول خاصیت اسیدی کم‌تری دارد.

۲۰۶- واکنش‌های انجام‌شده به صورت مقابل هستند:



با توجه به هم‌ارزی این واکنش‌ها، به ازای مصرف شدن ۲ مول نیتروژن، ۴ مول نیتریک اسید تولید می‌شود:

ابتدا جرم نیتروژن موجود در ۱۰ kg سوخت را به دست آورده و پس از آن، شمار مول‌های HNO_3 تولیدشده را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ g } N_2 = 10 \text{ kg گازوئیل} \times \frac{10^3 \text{ g گازوئیل}}{1 \text{ kg گازوئیل}} \times \frac{4200 \text{ g } N_2}{10^6 \text{ g گازوئیل}} = 42 \text{ g}$$

$$? \text{ mol } HNO_3 = 42 \text{ g } N_2 \times \frac{1 \text{ mol } N_2}{28 \text{ g } N_2} \times \frac{2 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ mol } N_2} = 3 \text{ mol}$$

در هر لیتر از باران‌های اسیدی با $pH = 3$ ، 10^{-3} mol نیتریک اسید حل شده است؛ پس داریم:

$$? \text{ ton} = 3 \text{ mol } HNO_3 \times \frac{1 \text{ L باران}}{10^{-3} \text{ mol } HNO_3} \times \frac{1000 \text{ mL باران}}{1 \text{ L باران}} \times \frac{1 \text{ g باران}}{1 \text{ mL باران}} \times \frac{1 \text{ ton}}{10^6 \text{ g باران}} = 3 \text{ ton}$$

۲۰۷- با توجه به برابری pH این محلول‌ها، غلظت یون هیدروژن باید در آن‌ها برابر باشد؛ پس داریم:

$$[H_A^+] = [H_B^+] \Rightarrow \alpha_{HA} \cdot M_{HA} = \alpha_{HB} \cdot M_{HB} \Rightarrow 0.2 \times M_{HA} = 0.25 M_{HB} \Rightarrow \frac{M_{HA}}{M_{HB}} = \frac{5}{4} = 1.25$$



با داشتن رابطه میان غلظت این محلول‌ها می‌توان نسبت میان K_a آن‌ها را به دست بیاوریم.

$$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot M}{1 - \alpha} \xrightarrow{\alpha > 0.05} \frac{K_{a_{HA}}}{K_{a_{HB}}} = \frac{\frac{\alpha_{HA}^2 \times M_{HA}}{1 - \alpha_{HA}}}{\frac{\alpha_{HB}^2 \times M_{HB}}{1 - \alpha_{HB}}} = \frac{(0.2)^2 \times 1/25 M_{HB}}{(0.25)^2 \times M_{HB} / 1 - 0.25} = 0.75$$

۲۰۸- فقط عبارت‌های **پ** و **پ** درست هستند.

بررسی چهار عبارت:

ا نوشابه گازدار محتوی کربن دی‌اکسید بوده و pH آن کمتر از ۷ است؛ در حالی که pH خون بزرگ‌تر از ۷ است.

پ از کمیت pH، برای پرهیز از بیان غلظت‌های کم و بسیار کم یون هیدروژن در محلول‌ها استفاده می‌شود.

پ آب خالص رسانایی ناچیزی دارد که این رسانایی الکتریکی را به وجود مقدار ناچیزی از یون‌های H_3O^+ و OH^- در آب نسبت می‌دهند.

ت در یک محلول اسیدی با $pH = 0$ ، داریم:

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

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

۲۰۹- فقط عبارت‌های **ب** و **ت** درست هستند.

بررسی چهار عبارت:

ا به هر نسبتی که غلظت یون هیدرونیوم در یک محلول افزایش پیدا می‌کند، به همان نسبت غلظت یون هیدروکسید کاهش پیدا می‌کند. به عنوان مثال

اگر غلظت یون هیدرونیوم در محلولی ۲ برابر شود، غلظت یون هیدروکسید در آن محلول ۵/۰ برابر می‌شود.

ب شیر ترش شده نمونه‌ای از محلول‌های اسیدی است و غلظت یون هیدرونیوم در آن بیشتر از 10^{-7} مول بر لیتر می‌باشد.

پ مقدار K_a اسیدها به غلظت آن‌ها در محلول بستگی ندارد و فقط در صورت تغییر دمای محلول، تغییر می‌کند.

ت آب باران خاصیت اسیدی داشته و غلظت یون هیدروژن در آن بیشتر از غلظت مولی یون هیدروکسید است.

۲۱۰- پس از محاسبه غلظت یون هیدروژن، pH محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+] = \alpha \cdot M \Rightarrow [H^+] = 0.08 \times 0.5 = 0.04 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log(0.04) = 1.4$$

بررسی سایر گزینه‌ها:

۱ در محلولی با $pH = 4$ ، غلظت یون هیدرونیوم برابر با 10^{-4} مول بر لیتر می‌شود. در رابطه با این محلول داریم:

$$K_w = [OH^-][H_3O^+] \Rightarrow 10^{-14} = [OH^-] \times [10^{-4}] \Rightarrow [OH^-] = 10^{-10} \Rightarrow \frac{[H_3O^+]}{[OH^-]} = \frac{10^{-4}}{10^{-10}} = 10^6$$

۲ اسید معده انسان، pH کم‌تری نسبت به آب گازدار دارد و به همین خاطر، غلظت یون هیدروکسید در آن کمتر از غلظت این یون در آب گازدار است.

۳ اکسیدهای فلزی مثل پتاسیم اکسید و سدیم اکسید، در دسته بازهای آرنیوس قرار داشته و محلول آن‌ها رسانای جریان الکتریکی است.

۲۱۱- نمودار موردنظر، غلظت مولی یون هیدروژن را نشان می‌دهد. بر این اساس، عبارت‌های **ا**، **پ**، **ت** و **ث** درست هستند.

بررسی پنج عبارت:

ا براساس داده‌های موجود در نمودار، pH اسید معده برابر ۱ و pH شربت معده برابر ۹ است.

ب غلظت یون هیدروکسید را در هر یک از این محلول‌ها محاسبه می‌کنیم.

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

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

$$\Rightarrow \frac{[OH^-] \text{ در اسید معده}}{[OH^-] \text{ در شربت معده}} = 10^{-8}$$

پ غلظت یون هیدرونیوم در شربت معده کمتر از 10^{-7} مول بر لیتر است؛ پس این محلول همانند محتویات روده کوچک خاصیت بازی دارد.

ت شربت معده خاصیت بازی دارد و در صورت مجاورت با کاغذ pH، رنگ آن را به سمت آبی تغییر می‌دهد.

ث اسید معده و عصاره گوجه‌فرنگی، خاصیت اسیدی داشته و غلظت یون هیدرونیوم در آن‌ها بیشتر از غلظت یون هیدروکسید است.

۲۱۲- غلظت هر یک از یون‌های موجود در این محلول را با توجه به pH آن محاسبه می‌کنیم.

$$\left. \begin{aligned} [H^+] &= 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-6/5} = 10^{-6/5} \times 10^{-7} = 3 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \\ K_w &= [OH^-][H^+] \Rightarrow 10^{-14} = [OH^-] \times 3 \times 10^{-7} \Rightarrow [OH^-] = 1/33 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \end{aligned} \right\} \Rightarrow [H^+] - [OH^-] = 2/7 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

۲۱۳- گزینه ۱

ابتدا باید غلظت یون هیدروژن را در محلول نهایی محاسبه کنیم.

$$K_w = [OH^-].[H^+] \Rightarrow 10^{-14} = [OH^-].[H^+] \xrightarrow{[H^+] = 1/6 \times 10^{-7} \times [OH^-]} 10^{-14} = [OH^-] \times 1/6 \times 10^{-7} \times [OH^-]$$

$$\Rightarrow [OH^-] = 2/5 \times 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

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

در مرحله بعد، غلظت بنزوئیک اسید مورد نیاز برای تهیه محلولی با این pH را محاسبه کرده و پس از آن، جرم بنزوئیک اسید مورد نیاز را به دست می آوریم.

$$[H^+] = \sqrt{K_a.M} \Rightarrow 4 \times 10^{-4} = \sqrt{1/6 \times 10^{-5} \times M} \Rightarrow 16 \times 10^{-8} = 1/6 \times 10^{-5} \times M \Rightarrow M = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

فرمول شیمیایی بنزوئیک اسید به صورت $C_6H_5O_2$ و جرم مولی آن برابر با ۱۲۲ گرم بر مول است.

$$? \text{ g } C_6H_5O_2 = 2 \text{ L محلول} \times \frac{10^{-2} \text{ mol } C_6H_5O_2}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{122 \text{ g } C_6H_5O_2}{1 \text{ mol } C_6H_5O_2} = 2/44 \text{ g}$$

۲۱۴- گزینه ۱

ابتدا غلظت یون های موجود در این محلول را به دست می آوریم.

$$\left. \begin{aligned} [H^+] &= 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \\ K_w &= [OH^-].[H^+] \Rightarrow 10^{-14} = [OH^-] \times 10^{-3} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1} \end{aligned} \right\} \Rightarrow \frac{[H^+]}{[OH^-]} = \frac{10^{-3}}{10^{-11}} = 10^8$$

pH اولیه این محلول برابر ۳ است. تفاوت غلظت یون هیدروژن موجود در هر لیتر از این محلول را با حالتی که pH آن نصف شده و به ۱/۵ رسیده باشد،

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

محاسبه می کنیم.

$$10^{-3} - 3 \times 10^{-2} = 0/029 \text{ mol.L}^{-1}$$

هیدروکلریک اسید یک اسید قوی با $\alpha = 1$ است؛ پس برای نصف شدن pH این محلول، باید ۰/۰۲۹ مول HCl را در هر لیتر از آن حل کنیم.

$$? \text{ mg HCl} = 0/029 \text{ mol HCl} \times \frac{36/5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \times \frac{1000 \text{ mg HCl}}{1 \text{ g HCl}} = 1058/5 \text{ mg}$$

۲۱۵- گزینه ۱

در محلول هیدروکلریک است، غلظت مولی یون کلرید با غلظت مولی یون هیدروژن برابر است و در محلول سدیم هیدروکسید نیز غلظت

مولی یون سدیم با غلظت مولی یون هیدروکسید برابر است. ابتدا غلظت یون هیدروژن را در محلول هیدروکلریک اسید به دست می آوریم.

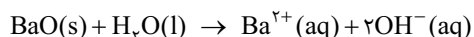
$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-2/7} = 10^{0/7} \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

در مرحله بعد، غلظت یون هیدروکسید را در محلول سدیم هیدروکسید محاسبه می کنیم.

$$[OH^-] = 10^{pH-14} \Rightarrow [OH^-] = 10^{9/7-14} = 10^{-4/7} = 10^{0/7} \times 10^{-5} = 5 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\frac{\text{غلظت یون } Cl^- \text{ در محلول HCl}}{\text{غلظت یون } Na^+ \text{ در محلول NaOH}} = \frac{[H^+] \text{ در محلول HCl}}{[OH^-] \text{ در محلول NaOH}} = \frac{2 \times 10^{-3}}{5 \times 10^{-5}} = 40$$

پس داریم:



باریم اکسید براساس معادله مقابل با آب واکنش می دهد:

۲۱۶- گزینه ۳

ابتدا غلظت یون هیدروکسید را در محلول موردنظر به دست می آوریم و پس از آن، جرم باریم اکسید مورد نیاز را محاسبه می کنیم.

$$[OH^-] = 10^{pH-14} \Rightarrow [OH^-] = 10^{12/6-14} = 10^{-1/6} = 10^{0/6} \times 10^{-2} = 4 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$? \text{ g BaO} = 500 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1000 \text{ mL محلول}} \times \frac{4 \times 10^{-2} \text{ mol OH}^-}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol BaO}}{2 \text{ mol OH}^-} \times \frac{153 \text{ g BaO}}{1 \text{ mol BaO}} = 1/53$$

در شرایط یکسان، هر چه قدر که K_b یک باز بزرگ تر باشد، قدرت بازی ماده موردنظر بیشتر است و به هنگام انحلال در آب، به میزان

۲۱۷- گزینه ۳

بیشتری یونیده می شود. به عبارت دیگر، در شرایط یکسان از نظر دما و غلظت pH محلول بازی که K_b بزرگ تری دارد، بیشتر است.

بررسی سایر گزینه ها:

۱) سود سوزآور (NaOH) و پتاس سوزآور (KOH) از جمله بازهای قوی هستند که از آن ها به عنوان پاک کننده خورنده استفاده می شود.

۲) چون در مولکول های آمونیاک، اتم های هیدروژن متصل به نیتروژن وجود دارد، مولکول های این ماده با مولکول های H_2O پیوند هیدروژنی برقرار می کنند.

۴) آمونیاک حل شده در آب را می توان به صورت $NH_4OH(aq)$ نشان داد. در محلول این ماده، تعادل $NH_4^+ + OH^- \rightleftharpoons NH_4OH$ برقرار است.

۲۱۸- گزینه ۱ در محلول موردنظر، ۱۸ مولکول NH_3 ، ۲ یون NH_4^+ و ۲ یون OH^- وجود دارد؛ پس درجه یونش آمونیاک در این محلول برابر ۱/۰ است، ابتدا

غلظت آمونیاک را در محلول موردنظر به دست می آوریم:

$$? \text{ mol } NH_3 = 89/6 \text{ mL } NH_3 \times \frac{1 \text{ L } NH_3}{1000 \text{ mL } NH_3} \times \frac{1 \text{ mol } NH_3}{22/44 \text{ L } NH_3} = 4 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[NH_3] = \frac{\text{مول } NH_3}{\text{لیتر محلول}} \Rightarrow [NH_3] = \frac{0/004 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$



در مرحله بعد، غلظت یون هیدروکسید تولیدشده در محلول و pH محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$[\text{OH}^-] = \alpha.M \Rightarrow [\text{OH}^-] = 0.1 \times 2 \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log\left(\frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}\right) \Rightarrow \text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-4}}\right) = -\log(5 \times 10^{-11}) = 10.3$$

یک نمونه ۱۰۰۰ گرمی از این محلول را در نظر گرفته و پس از محاسبه غلظت مولی آن، pH این محلول را محاسبه می‌کنیم. **گزینه ۴** - ۲۱۹

$$? \text{ mol NaOH} = 1000 \text{ g محلول} \times \frac{16 \text{ mg NaOH}}{1 \text{ g محلول}} \times \frac{1 \text{ g NaOH}}{1000 \text{ mg NaOH}} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0.4 \text{ mol}$$

$$\text{غلظت مولی} = \frac{\text{مول حل‌شونده}}{\text{لیتر محلول}} = \frac{0.4}{1000 \text{ g محلول} \times \frac{1 \text{ mL محلول}}{1.25 \text{ g محلول}} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1000 \text{ mL محلول}}} = \frac{0.4}{0.8} = 0.5 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = \log \frac{[\text{OH}^-]}{10^{-14}} = \log \frac{0.5}{10^{-14}} = \log(5 \times 10^{13}) = \log 5 + \log 10^{13} = 0.7 + 13 = 13.7$$

با توجه به انحلال‌پذیری منیزیم هیدروکسید، مقدار مول‌های حل‌شده از این ترکیب را محاسبه می‌کنیم. **گزینه ۴** - ۲۲۰

$$? \text{ g Mg(OH)}_2 = 6/96 \times 10^{-4} \text{ g Mg(OH)}_2 \times \frac{1 \text{ mol Mg(OH)}_2}{58 \text{ g Mg(OH)}_2} = 1/2 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

در هر ۱۰۰ گرم آب (که حجمی معادل ۰/۱ لیتر دارد)، $1/2 \times 10^{-5}$ مول منیزیم هیدروکسید حل می‌شود. از آن‌جا که منیزیم هیدروکسید یک باز قوی است، تمام ذرات حل‌شده از آن به یون‌های OH^- و Mg^{2+} تفکیک می‌شوند. ابتدا غلظت یون هیدروکسید را به دست آورده و پس از آن pH محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ mol OH}^- = 1/2 \times 10^{-5} \text{ mol Mg(OH)}_2 \times \frac{2 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol Mg(OH)}_2} = 2/4 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{\text{مول محلول}}{\text{لیتر محلول}} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{2/4 \times 10^{-5} \text{ mol}}{0.1 \text{ L}} = 2/4 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}\right) \Rightarrow \text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-14}}{2/4 \times 10^{-4}}\right) = -\log\left(\frac{1}{2} \times 10^{-9}\right) = -\log(2^{-3} \times 3^{-1} \times 10^{-9}) = -(-0.9 - 0.5 - 9) = 10.4$$

با افزودن آب به محلول اسیدهای قوی، غلظت اسید حل‌شده در محلول و به دنبال آن غلظت یون هیدروژن کاهش پیدا می‌کند. همان‌طور که می‌دانیم، غلظت یون هیدروژن در یک محلول، با غلظت یون هیدروکسید در آن محلول رابطه عکس دارد؛ پس با کاهش غلظت یون هیدروژن در یک محلول، غلظت یون هیدروکسید در آن محلول افزایش پیدا می‌کند.

بررسی سایر گزینه‌ها:

$$K_a = \frac{\alpha^2.M}{1-\alpha} \xrightarrow{\alpha < 0.05} K_a = \alpha^2.M = (0.02)^2 \times 1 = 4 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

۲ در رابطه با این اسید داریم:

۳ در هر لیتر از محلول پتاسیم هیدروکسید با $\text{pH} = 12$ ، 10^{-2} مول یون هیدروکسید و 10^{-2} مول یون پتاسیم و 10^{-12} مول یون هیدروژن وجود دارد.

۴ نیترو اسید یک اسید ضعیف است و به همین خاطر، در محلول آن $[\text{H}^+]$ از غلظت مولی مولکول‌های اسید یونیده‌نشده کم‌تر است.

۲۲۲ - ابتدا تفاوت انحلال‌پذیری نمک موردنظر در دماهای داده‌شده را محاسبه می‌کنیم. **گزینه ۴**

$$\begin{cases} 68^\circ \text{C دمای S} = 2 + 0.25 \times 68 = 19 \text{ g} \\ 36^\circ \text{C دمای S} = 2 + 0.25 \times 36 = 11 \text{ g} \end{cases} \Rightarrow \text{تفاوت مقدار انحلال‌پذیری در دماهای داده‌شده} = 8 \text{ g}$$

با توجه به محاسبات انجام‌شده، اگر دمای ۱۱۹ گرم از محلول سیرشده BOH را از 68°C تا 36°C کاهش بدهیم، ۸ گرم رسوب ایجاد می‌شود؛ پس داریم:

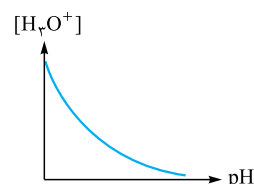
$$? \text{ mol BOH} = 238 \text{ g محلول} \times \frac{8 \text{ g BOH رسوب}}{119 \text{ g محلول}} \times \frac{1 \text{ mol BOH رسوب}}{40 \text{ g BOH رسوب}} = 0.4 \text{ mol}$$

در هر لیتر از محلول BOH با $\text{pH} = 13$ ، ۰/۱ مول باز وجود دارد. بر این اساس، حداکثر حجم محلول قابل تولید را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ L محلول} = 0.4 \text{ mol BOH} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{0.1 \text{ mol BOH}} = 4 \text{ L}$$

۲۲۳ - مقدار pH یک محلول از رابطه لگاریتمی $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ به دست می‌آید. نمودار این تابع **گزینه ۴**

لگاریتمی به صورت مقابل است:



همان‌طور که مشخص است، در نقطه $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ ، مقدار pH محلول برابر با صفر می‌شود و با رقیق‌شدن تدریجی غلظت یون هیدرونیوم در محلول، مقدار pH آن افزایش پیدا می‌کند.

با افزایش pH محلول، غلظت یون هیدروژن کاهش پیدا می‌کند اما می‌دانیم که غلظت یون هیدروژن در یک محلول هرگز به صفر نمی‌رسد. این در حالی است که براساس نمودار (I)، با افزایش pH محلول، غلظت یون هیدروژن به صفر رسیده است.

در رابطه با نمودار وابستگی pH یک محلول به درصد تفکیک باز حل شده در آن محلول نیز توجه داریم که اگر درجه یونش (α) برای یک باز برابر با صفر باشد، مولکول‌های این ماده به صورت کاملاً مولکولی در آب حل شده و pH محلول را تغییر نمی‌دهند. به عبارت دیگر، مطابق نمودار (III) در نقطه‌ای که درجه یونش باز برابر صفر است، pH محلول آن برابر ۷ می‌شود.

۲۲۴- **گزینه ۴**

ابتدا غلظت مولی یون هیدروکسید را در محلول موردنظر محاسبه می‌کنیم و پس از آن pH را به دست می‌آوریم.

$$? \text{ mol NaOH} = 120 \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 3 \text{ mol}$$

$$\text{جرم محلول} = \text{جرم حل‌شونده} + \text{جرم حلال} = 100 \text{ g} + 120 \text{ g} = 220 \text{ g}$$

$$\text{جرم محلول} = \frac{\text{جرم محلول}}{\text{چگالی}} \Rightarrow \text{حجم محلول} = \frac{220}{1/1} = 220 \text{ mL}$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{\text{مول NaOH}}{\text{لیتر محلول}} = \frac{3}{0.2} = 15 \text{ mol.L}^{-1}$$

چون سدیم هیدروکسید یک باز قوی است، غلظت یون هیدروکسید در محلول آن با غلظت باز حل شده در محلول برابر می‌شود.

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}\right) \Rightarrow \text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-14}}{15}\right) = -(\log(10^{-14}) - \log 15) = -(-14 - 0.176) = 14.176 \approx 14.2$$

۲۲۵- **گزینه ۱**

جرم مولی باز BOH، ۱۰ برابر جرم مولی اسید HA است؛ پس در نمونه‌هایی به جرم برابر از این دو ماده، شمار مول‌های اسید HA، ده برابر شمار مول‌های باز BOH می‌شود. از آنجا که اسید HA یک اسید قوی و باز BOH یک باز قوی است، غلظت یون‌های حاصل از این مواد در محلول آن‌ها با غلظت اسید یا باز حل شده در محلول برابر می‌شود. بر این اساس، می‌توان گفت غلظت یون هیدروژن در محلول اسید HA، ۱۰ برابر غلظت یون هیدروکسید در محلول باز BOH است. در این شرایط، اگر غلظت یون هیدروژن در محلول HA برابر ۱۰M مولار باشد، غلظت یون هیدروکسید در محلول BOH برابر M مولار می‌شود؛ پس داریم:

$$\begin{aligned} \text{pH}_{\text{BOH}} - \text{pH}_{\text{HA}} &= 9/6 \Rightarrow -\log\left(\frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]_{\text{BOH}}}\right) - (-\log[\text{H}^+]_{\text{HA}}) = 9/6 \Rightarrow -\log\left(\frac{10^{-14}}{M}\right) + \log(10M) = 9/6 \\ \Rightarrow \log 10M - \log\left(\frac{10^{-14}}{M}\right) &= 9/6 \Rightarrow \log 10 + \log M - (\log 10^{-14} - \log M) = 9/6 \Rightarrow 1 + \log M + 14 + \log M = 9/6 \\ \Rightarrow 2 \log M &= -5/4 \Rightarrow \log M = -2/7 \end{aligned}$$

حالا که مقدار $\log M$ را داریم، می‌توانیم pH محلول‌های اسیدی و بازی را به دست بیاوریم.

$$\text{HA اسید: } \text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 10M = -(\log 10 + \log M) = -(1 - 2/7) = 1/7$$

$$\text{BOH اسید: } \text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}\right) \Rightarrow \text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-14}}{M}\right) \Rightarrow \text{pH} = -(\log 10^{-14} - \log M) = -(-14 + 2/7) = 11/3$$

و بالاخره در مرحله آخر، غلظت باز را در محلول BOH محاسبه می‌کنیم.

$$[\text{OH}^-] = [\text{BOH}] = 10^{\text{pH}-14} \Rightarrow [\text{BOH}] = 10^{11/3-14} = 10^{-2/3} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

۲۲۶- **گزینه ۳**

باریم هیدروکسید مطابق معادله مقابل در آب حل می‌شود. ابتدا غلظت یون هیدروکسید را در محلول این باز به دست می‌آوریم.

$$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{13/2-14} = 10^{-5/2} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

در محلول باریم هیدروکسید، به ازای هر دو یون هیدروکسید، یک یون باریم نیز وجود دارد؛ پس مجموع غلظت مولی یون‌های موجود در این محلول، ۱/۵ برابر غلظت مولی یون هیدروکسید حل شده در آن است؛ بنابراین مجموع غلظت مولی یون‌ها در محلول موردنظر برابر ۰/۳ مول بر لیتر می‌شود. در محلول هیدروکلریک اسید نیز به ازای هر یون هیدروژن، یک یون کلرید وجود دارد؛ پس اگر مجموع غلظت مولی یون‌ها در این محلول برابر با ۰/۳ مول بر لیتر باشد، غلظت یون هیدروژن موجود در آن برابر ۰/۱۵ مول بر لیتر می‌شود. بر این اساس، pH محلول HCl را محاسبه می‌کنیم.

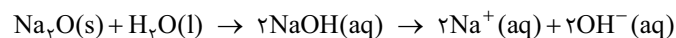
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log(0.15) = -(\log 15 - \log 100) = -(0.176 + 2) = 2.176 \approx 2.2$$

۲۲۷- **گزینه ۲**

واکنش میان آهن (II) اکسید و سدیم به صورت مقابل است: سدیم اکسید تولید شده را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ mol Na}_2\text{O} = 100 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \times \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{3 \text{ mol Na}_2\text{O}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 1.875 \text{ mol}$$

سدیم اکسید مطابق معادله مقابل با آب واکنش می‌دهد.





همان طور که مشخص است، طی انحلال هر مول از این ماده، دو مول یون هیدروکسید در محلول تولید می شود؛ پس از انحلال ۱/۵ مول از این ترکیب در آب، ۳ مول یون هیدروکسید تولید می شود. ابتدا غلظت این یون و پس از آن، pH محلول را محاسبه می کنیم.

$$[\text{OH}^-] = \frac{\text{مول OH}^-}{\text{لیتر محلول}} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{3 \text{ mol}}{6 \text{ L}} = 0.5 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}\right) \Rightarrow \text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-14}}{0.5}\right) = -(\log 10^{-14} - \log 0.5) = -(-14 - (-1/3)) = 12.7$$

ابتدا غلظت مولی یون هیدروکسید را در محلول اولیه سدیم هیدروکسید محاسبه می کنیم. **گزینه ۴** - ۲۲۸

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

با قراردادن غلظت مولی یون هیدروکسید در معادله مربوط به غلظت یون ها، حداکثر غلظت یون منیزیم را محاسبه می کنیم.

$$1/5 \times 10^{-11} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 \Rightarrow 1/5 \times 10^{-11} = [\text{Mg}^{2+}] \times (10^{-5})^2 \Rightarrow [\text{Mg}^{2+}] = 0.15 \text{ mol.L}^{-1}$$

از انحلال هر مول منیزیم سولفات (MgSO_4) در آب، یک مول یون منیزیم در آب آزاد می شود؛ پس حداکثر غلظت منیزیم سولفات قابل حل در این محلول، برابر با حداکثر غلظت یون منیزیم در آن است.

ابتدا pH محلول حاصل از انحلال سدیم هیدروکسید در آب را محاسبه می کنیم. **گزینه ۴** - ۲۲۹

$$? \text{ mol NaOH} = 4 \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0.1 \text{ mol}$$

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

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}\right) \Rightarrow \text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-14}}{0.1}\right) = 13$$

pH محلول هیدروفلوئوریک اسید به اندازه ۱۰/۷ واحد کمتر از محلول سدیم هیدروکسید و برابر با ۲/۳ است. ابتدا غلظت یون هیدروژن و غلظت اسید حل شده در محلول را به دست می آوریم و پس از آن، مقدار α برای این اسید را محاسبه می کنیم.

$$? \text{ mol HF} = 4 \text{ g HF} \times \frac{1 \text{ mol HF}}{20 \text{ g HF}} = 0.2 \text{ mol} \Rightarrow [\text{HF}] = \frac{\text{مول HF}}{\text{لیتر محلول}} = \frac{0.2}{1} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-2/3} = 10^{0.7} \times 10^{-3} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [\text{H}^+] = \alpha.M \Rightarrow 0.005 = \alpha \times 0.2 \Rightarrow \alpha = 0.025$$

در مرحله آخر، با توجه به مقدار α و غلظت اسید حل شده در محلول، ثابت یونش اسید را محاسبه می کنیم.

$$K_a = \frac{\alpha^2.M}{1-\alpha} \xrightarrow{\alpha < 0.05} K_a = \alpha^2.M \Rightarrow K_a = (0.025)^2 \times 0.2 = 1/25 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

تأثیر هر یک از نمونه های داده شده را بر pH آب درون آکواریوم بررسی می کنیم. **گزینه ۱** - ۲۳۰

بررسی چهار گزینه:

۱) ابتدا شمار مول های سدیم هیدروکسید را به دست آورده و سپس از آن pH محلول را محاسبه می کنیم.

$$? \text{ mol NaOH} = 2 \text{ g NaOH} \times \frac{40 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g NaOH}} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0.02 \text{ mol}$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{\text{مول NaOH}}{\text{لیتر محلول}} \Rightarrow [\text{NaOH}] = \frac{0.02}{2} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}\right) \Rightarrow \text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-14}}{10^{-3}}\right) = 11 \Rightarrow \text{ماهی های درون آکواریوم می میرند.}$$

۲) طی این فرایند، حجم محلول هیدروکلریک اسید از ۴ mL به ۲۰ لیتر (معادل با ۲۰۰۰۰ میلی لیتر) رسیده و ۵۰۰۰ برابر شده است؛ پس مقدار pH آن به اندازه $\log 5000 = 3.7$ واحد به pH ناحیه خنثی نزدیک تر شده و به ۶/۴ می رسد. در نتیجه ماهی ها زنده می مانند. **گزینه ۲**

۳) پس از محاسبه تعداد مول های نیتریک اسید، pH محلول را محاسبه می کنیم. **گزینه ۳**

$$? \text{ mol HNO}_3 = 0.63 \text{ mg HNO}_3 \times \frac{1 \text{ g HNO}_3}{1000 \text{ mg HNO}_3} \times \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 10^{-5} \text{ mol}$$

$$[\text{HNO}_3] = \frac{\text{مول HNO}_3}{\text{لیتر محلول}} \Rightarrow [\text{HNO}_3] = \frac{10^{-5}}{2} = 5 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [\text{H}^+] = [\text{HNO}_3] = 5 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = \text{pH} = -\log(5 \times 10^{-6}) = 6/3 \Rightarrow \text{ماهی ها زنده می مانند.}$$

۴ طی این فرایند، حجم محلول سدیم هیدروکسید از ۲۰ mL به ۲۰ L (معادل با ۲۰۰۰۰ mL) رسیده و به اندازه ۱۰۰۰ بار رقیق شده است؛ پس pH آن به اندازه $3 = \log 1000$ واحد به pH ناحیه خنثی نزدیک تر شده و از ۱۱ به ۸ می رسد. ← ماهی ها زنده می مانند.

۲۳۱- [گزینه ۳] pH نهایی محلول برابر ۲ و pH اولیه آن برابر ۱ است. به عبارت دیگر، محلول نهایی ۱۰ مرتبه رقیق تر از محلول نیتریک اسید اولیه است. اگر حجم محلول نیتریک اسید اولیه را برابر با V mL در نظر بگیریم، برای آن که این محلول ۱۰ مرتبه رقیق تر شود، باید ۹V mL آب خالص به آن اضافه کنیم. این ۹V mL آب خالص، دقیقاً معادل با همان ۵۴۰ mL آب مطرح شده در صورت سؤال است.

حجم محلول نیتریک اسید مورد نیاز = ۶۰ mL = V ⇒ آب خالص ۵۴۰ mL = آب خالص ۹V mL

۲۳۲- [گزینه ۳] با افزودن ۵۰۰ mL آب خالص به ۱۰۰ mL از یک محلول اسیدی، محلول موردنظر به اندازه ۶ مرتبه رقیق تر می شود و pH آن به اندازه $0.8 = \log 6$ واحد به pH ناحیه خنثی (pH = ۷) نزدیک تر شده و به ۲/۸ می رسد.

۲۳۳- [گزینه ۳] ابتدا جرم پتاسیم هیدروکسید موجود در محلولی از این ترکیب با pH = ۹ را محاسبه می کنیم.

$$[OH^-] = 10^{pH-14} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-5} = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [KOH] = [OH^-] = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$? \text{ mg KOH} = 2 \text{ L محلول} \times \frac{10^{-5} \text{ mol KOH}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{56 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} \times \frac{1000 \text{ mg KOH}}{1 \text{ g KOH}} = 112 \text{ mg}$$

برای آن که pH محلول موردنظر از ۹ به ۱۰ برسد، غلظت پتاسیم هیدروکسید موجود در این محلول باید ۱۰ برابر شود. جرم پتاسیم هیدروکسید مورد نیاز برای این منظور، ۹ برابر جرم پتاسیم هیدروکسید موجود در محلول اولیه است. $9 \times 112 \text{ mg} = 1008 \text{ mg}$ جرم KOH اولیه = ۹ × جرم KOH مورد نیاز

۲۳۴- [گزینه ۱] با اضافه کردن ۷۲۰ mL آب خالص به این محلول، حجم آن ۱۰ برابر شده و اسید موجود در آن ۱۰ مرتبه رقیق تر می شود؛ پس pH آن به اندازه ۱ واحد به pH ناحیه خنثی نزدیک تر می شود. از طرف مقابل، طی این فرایند غلظت یون هیدروژن موجود در این محلول ۰/۱ برابر می شود. براساس معادله $K_w = [OH^-][H^+] = 10^{-14}$ ، با ۰/۱ برابر شدن غلظت یون هیدروژن در یک محلول، غلظت یون هیدروکسید در آن ۱۰ برابر می شود.

۲۳۵- [گزینه ۴] برای آن که pH محلول ۱/۷ واحد کم تر شده و به ۱۱ برسد، باید این محلول را n مرتبه رقیق کنیم، مقدار n به صورت زیر قابل محاسبه است: $\log n = \Delta pH \Rightarrow \log n = 12/7 - 11 = 1/7 \Rightarrow n = 10^{1/7} \Rightarrow n = 5$

براساس محاسبات انجام شده، حجم محلول نهایی ۵۰ برابر حجم محلول اولیه است. در قدم بعد، مقدار مول های یون هیدروژن را در هر محلول محاسبه می کنیم.

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 2 \times 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow ? \text{ mol H}^+ = 0.1 \text{ L محلول} \times \frac{2 \times 10^{-13} \text{ mol H}^+}{1 \text{ L}} = 2 \times 10^{-14}$$

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{V=5L} ? \text{ mol H}^+ = 5 \text{ L محلول} \times \frac{10^{-11} \text{ mol H}^+}{1 \text{ L محلول}} = 5 \times 10^{-11}$$

$$\frac{\text{مقدار یون هیدروژن در محلول نهایی}}{\text{مقدار یون هیدروژن در محلول اولیه}} = \frac{5 \times 10^{-11} \text{ mol}}{2 \times 10^{-14} \text{ mol}} = 2500$$

همان طور که مشخص است، مقدار یون هیدروژن موجود در محلول ۲۵۰۰ برابر شده است.

۲۳۶- [گزینه ۲] عبارتهای [ب] و [پ] درست هستند. غلظت یون هیدروژن در این محلول برابر با 10^{-1} مول بر لیتر و غلظت یون هیدروکسید در آن برابر با 10^{-13} مول بر لیتر است. از آن جا که غلظت یون هیدروژن در این محلول با غلظت اسید حل شده در آن برابر است؛ پس درجه یونش این اسید در شرایط موردنظر برابر یک بوده و این اسید در دسته اسیدهای قوی قرار می گیرد. با افزودن آب خالص به محلول اسیدهای قوی، تغییری در درجه یونش آن ها ایجاد نشده و مقدار آن همواره برابر یک باقی می ماند.

اگر غلظت یون هیدروکسید در این محلول ۱۰۰ برابر شود، غلظت یون هیدروژن در آن ۰/۱ برابر شده و pH محلول به اندازه ۲ واحد افزایش یافته و به pH ناحیه خنثی نزدیک تر می شود.

با توجه به غلظت یون هیدروژن، pH محلول اولیه برابر ۱ است. با افزودن ۸۰۰ mL آب به این محلول، اسید حل شده در آن ۵ مرتبه رقیق تر می شود و مقدار pH آن به اندازه $0.7 = \log 5$ واحد افزایش پیدا می کند؛ پس pH محلول نهایی برابر با ۱/۷ می شود.

۲۳۷- [گزینه ۱] جرم محلول اولیه را برابر با ۲۰۰ g و جرم هر یک از محلول های داده شده به بشرهای A و B را برابر ۱۰۰ g در نظر می گیریم. هر یک از این محلول ها شامل ۲۰ g سدیم هیدروکسید و ۸۰ g آب می شود. با توجه به اطلاعات داده شده در سؤال، درصد جرمی هر محلول را پس از اعمال تغییر به دست می آوریم.

$$A \text{ درصد جرمی نهایی محلول} = \frac{\text{جرم NaOH اضافه شده} + \text{جرم NaOH اولیه}}{\text{جرم NaOH اضافه شده} + \text{جرم اولیه محلول}} \times 100 = \frac{20 + 20}{100 + 20} \times 100 = \frac{100}{3}$$

$$B \text{ درصد جرمی نهایی محلول} = \frac{\text{جرم NaOH اولیه}}{\text{جرم آب اضافه شده} + \text{جرم اولیه محلول}} \times 100 = \frac{20}{100 + 80} \times 100 = \frac{100}{9}$$

در مرحله بعد، نسبت میان غلظت مولی هر یک از این محلول‌ها را با توجه به درصد جرمی آن‌ها مقایسه می‌کنیم.

$$(M) \text{ غلظت مولی} = \frac{10 \cdot a \cdot d}{\text{جرم مولی}} \Rightarrow \frac{M_A}{M_B} = \frac{\frac{10 \cdot a_A \cdot d_A}{\text{جرم مولی NaOH}}}{\frac{10 \cdot a_B \cdot d_B}{\text{جرم مولی NaOH}}} \xrightarrow{d_A = d_B} \frac{M_A}{M_B} = \frac{a_A}{a_B} = \frac{100}{9} = 3$$

بر این اساس، غلظت مولی NaOH و به دنبال آن، غلظت مولی یون هیدروکسید در محلول A، ۳ برابر محلول B است؛ پس داریم.

$$\begin{aligned} \text{pH}_A - \text{pH}_B &= -\log\left(\frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]_A}\right) - \left(-\log\left(\frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]_B}\right)\right) \xrightarrow{[\text{OH}^-]_A = 3 \times [\text{OH}^-]_B} -(\log 10^{-14} - \log 3 \times [\text{OH}^-]_B) + (\log 10^{-14} - \log [\text{OH}^-]_B) \\ &= \log 3 \times [\text{OH}^-]_B - \log [\text{OH}^-]_B = \log \frac{3 \times [\text{OH}^-]_B}{[\text{OH}^-]_B} = \log 3 = 0.5 \end{aligned}$$

۲۳۸- گزینه ۱ در محلول نقره هیدروکسید، غلظت یون‌های نقره و هیدروکسید با یکدیگر برابر هستند؛ پس داریم:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-8} \xrightarrow{[\text{Ag}^+] = [\text{OH}^-]} [\text{OH}^-]^2 = 10^{-8} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

با توجه به غلظت یون هیدروکسید، pH محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$\text{pH} = -\log \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} \Rightarrow \text{pH} = -\log \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10$$

برای به دست آوردن پاسخ قسمت دوم سؤال، ابتدا باید غلظت یون هیدروکسید را در محلول سدیم هیدروکسید با pH = ۱۲ به دست بیاوریم.

$$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{12-14} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

از آن‌جا که فقط مقدار کمی نقره هیدروکسید در این محلول حل می‌شود، از تأثیر یون‌های هیدروکسید آزاد شده طی انحلال این ماده صرف‌نظر می‌کنیم و بر این اساس، حداکثر غلظت یون نقره قابل حل در این محلول را محاسبه می‌کنیم. در مرحله بعد نیز به کمک حداکثر غلظت یون نقره، حداکثر جرم نقره هیدروکسید قابل حل در محلول را به دست می‌آوریم.

$$[\text{Ag}^+][\text{OH}^-] = 10^{-8} \xrightarrow{[\text{OH}^-] = 10^{-2}} [\text{Ag}^+] \times 10^{-2} = 10^{-8} \Rightarrow [\text{Ag}^+] = 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$? \text{ mg AgOH} = 10 \text{ L محلول} \times \frac{10^{-6} \text{ mol Ag}^+}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol AgOH}}{1 \text{ mol Ag}^+} \times \frac{125 \text{ g AgOH}}{1 \text{ mol AgOH}} \times \frac{1000 \text{ mg AgOH}}{1 \text{ g AgOH}} = 125 \text{ mg}$$

۲۳۹- گزینه ۱ ابتدا مقدار یون هیدروکسید موجود در هر یک از این محلول‌ها را به دست می‌آوریم.

$$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{13/2-14} = 10^{-0.5} = 2 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

محلول سود سوزآور:

$$? \text{ mol OH}^- = 80 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1000 \text{ mL محلول}} \times \frac{0.2 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ L محلول}} = 0.016 \text{ mol}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{14/85-14} = 10^{-0.15} = 7 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

محلول پتاس سوزآور:

$$? \text{ mol OH}^- = 120 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1000 \text{ mL محلول}} \times \frac{0.7 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ L محلول}} = 0.084 \text{ mol}$$

در مرحله بعد، غلظت یون هیدروکسید را در محلول نهایی به دست می‌آوریم و پس از آن، pH این محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$[\text{OH}^-] = \frac{\text{مول OH}^- \text{ حاصل از محلول اول} + \text{مول OH}^- \text{ حاصل از محلول دوم}}{\text{حجم محلول اول} + \text{حجم محلول دوم}} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{0.084 + 0.016}{0.12 + 0.08} = 0.5 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}\right) \Rightarrow \text{pH} = -\log \frac{10^{-14}}{0.5} = -(\log 10^{-14} - \log 0.5) = 13.7$$

۲۴۰- گزینه ۳ چون اسید موردنظر ضعیف است، با تغییر غلظت محلول (M) درجه یونش آن تغییر می‌کند. با توجه به K_a اسید و pH محلول اولیه، غلظت اسید حل‌شده در این محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{\text{محاسبه M}} [\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot M} \Rightarrow 10^{-3} = \sqrt{10^{-5} \times M} \Rightarrow M = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$$

با اضافه کردن ۹۹۰ mL آب خالص به این محلول، حجم آن ۱۰۰ برابر شده و غلظت اسید موجود در آن نیز ۰/۰۱ برابر می‌شود؛ پس غلظت اسید (M) در محلول نهایی برابر با 10^{-3} مول بر لیتر است. با توجه به غلظت جدید اسید، pH محلول نهایی را محاسبه می‌کنیم.

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot M} \Rightarrow [\text{H}^+] = \sqrt{10^{-5} \times 10^{-3}} = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-4} = 4$$

۲۴۱- گزینه ۲

با توجه به غلظت نیتریک اسید در محلول نهایی، مقدار مول HNO_3 حل شده در این محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ mol HNO}_3 = 5 \text{ kg محلول} \times \frac{1000 \text{ g محلول}}{1 \text{ kg محلول}} \times \frac{1260 \text{ g HNO}_3}{10^6 \text{ g محلول}} \times \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 0.1 \text{ mol}$$

در محلول نیتریک اسید، غلظت اسید حل شده با غلظت یون هیدروژن برابر است. ابتدا غلظت محلول نیتریک اسید با $\text{pH} = 0.7$ را محاسبه می‌کنیم و پس از آن حجم مورد نیاز از این محلول، جهت تأمین 0.1 mol HNO_3 را به دست می‌آوریم.

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-0.7} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [\text{HNO}_3] = [\text{H}^+] = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$? \text{ mL محلول نیتریک اسید} = 0.1 \text{ mol HNO}_3 \times \frac{1 \text{ L محلول نیتریک اسید}}{0.2 \text{ mol HNO}_3} \times \frac{1000 \text{ mL محلول نیتریک اسید}}{1 \text{ L محلول نیتریک اسید}} = 500 \text{ mL}$$

۲۴۲- گزینه ۲

با توجه به pH محلول پتاسیم هیدروکسید، غلظت مولی این محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{13-14} = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [\text{KOH}] = [\text{OH}^-] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

سولفوریک اسید (H_2SO_4) یک اسید دوظرفیتی ($n_a = 2$) است. با توجه به غلظت و حجم این محلول، حجم محلول پتاسیم هیدروکسید را محاسبه می‌کنیم.

$$M_a \cdot V_a \cdot n_a = M_b \cdot V_b \cdot n_b \Rightarrow 0.4 \times 25 \times 2 = 0.1 \times V_b \times 1 \Rightarrow V_b = 200 \text{ mL}$$

۲۴۳- گزینه ۳

ابتدا غلظت مولی محلول هیدروکلریک اسید را محاسبه کرده و پس از آن غلظت محلول سدیم هیدروکسید را به دست می‌آوریم.

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

$$M_a \cdot V_a \cdot n_a = M_b \cdot V_b \cdot n_b \Rightarrow 5 \times 10^{-3} \times 50 \times 1 = M_b \times 125 \times 1 \Rightarrow M_b = 2 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

با توجه به غلظت مولی محلول سدیم هیدروکسید، pH این محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$\text{pH} = -\log \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} \Rightarrow \text{pH} = -\log \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-4}} = -\log(5 \times 10^{-11}) = -(\log 5 + \log 10^{-11}) = -(0.7 - 11) = 10.3$$

۲۴۴- گزینه ۲

ابتدا غلظت پتاسیم هیدروکسید را محاسبه می‌کنیم.

$$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{13/2-14} = 5 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [\text{KOH}] = 5 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

پتاسیم هیدروکسید براساس معادله $\text{KOH(aq)} + \text{HI(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(l)} + \text{KI(aq)}$ خنثی می‌شود؛ پس داریم:

$$? \text{ g HI} = 100 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1000 \text{ mL محلول}} \times \frac{0.5 \text{ mol KOH}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol HI}}{1 \text{ mol KOH}} \times \frac{128 \text{ g HI}}{1 \text{ mol HI}} \times \frac{100 \text{ g HI}}{64 \text{ g HI}} = 10 \text{ g}$$

۲۴۵- گزینه ۳

ابتدا غلظت مولی محلول‌های سدیم هیدروکسید و هیدروکلریک اسید را محاسبه کرده و پس از آن، حجم محلول بازی مورد نیاز را محاسبه می‌کنیم.

$$\text{HCl محلول: } [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [\text{HCl}] = [\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{NaOH محلول: } [\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{12-14} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$M_a \cdot V_a \cdot n_a = M_b \cdot V_b \cdot n_b \Rightarrow 10^{-3} \times 200 \times 1 = 10^{-2} \times V_b \times 1 \Rightarrow V_b = 2000 \text{ mL}$$

در ابتدای کار، 200 mL محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 3$ در اختیار داشته‌ایم. با افزودن 2000 mL محلول سدیم هیدروکسید به محلول اولیه،

2200 mL محلول خنثی با $\text{pH} = 7$ به دست می‌آید. توجه داریم که غلظت یون هیدرونیوم در محلول نهایی برابر با 10^{-7} مول بر لیتر می‌شود.

$$\frac{\text{مول } \text{H}^+ \text{ در محلول نهایی}}{\text{مول } \text{H}^+ \text{ در محلول اولیه}} = \frac{2/2 \text{ L محلول} \times \frac{10^{-7} \text{ mol H}^+}{1 \text{ L محلول}}}{0.2 \text{ L محلول} \times \frac{10^{-3} \text{ mol H}^+}{1 \text{ L محلول}}} = \frac{2/2 \times 10^{-7}}{0.2 \times 10^{-3}} = 1/1 \times 10^{-3}$$

۲۴۶- گزینه ۱

هر لیتر محلول کلسیم هیدروکسید با $\text{pH} = 10$ و چگالی 1 g.mL^{-1} ، شامل 10^{-4} مول یون هیدروکسید می‌شود و جرم آن نیز برابر با 1000 گرم است. بر این اساس، غلظت یون هیدروکسید را برحسب ppm محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ g OH}^- = 1 \text{ L محلول} \times \frac{10^{-4} \text{ mol OH}^-}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{17 \text{ g OH}^-}{1 \text{ mol OH}^-} = 1.7 \times 10^{-3} \text{ g}$$

$$\text{ppm} = \frac{\text{جرم حل‌شونده}}{\text{جرم حلال}} \times 10^6 \Rightarrow \text{ppm} = \frac{1.7 \times 10^{-3}}{1000} \times 10^6 = 1.7$$

کلسیم هیدروکسید (Ca(OH)_2) یک باز قوی و دوظرفیتی است. غلظت کلسیم هیدروکسید حل شده در محلولی که غلظت یون هیدروکسید در آن برابر با 10^{-4} مول بر لیتر است، برابر با 5×10^{-4} مول بر لیتر می‌شود. بر این اساس، داریم:

$$M_a \cdot V_a \cdot n_a = M_b \cdot V_b \cdot n_b \Rightarrow 10^{-2} \times V_a \times 1 = 5 \times 10^{-4} \times 1 \times 2 \Rightarrow V_a = 0.01 \text{ L} \sim 10 \text{ mL}$$



۲۴۷- گزینه ۲

در صورت خنثی شدن کل سدیم هیدروکسید حل شده در این محلول، pH آن ۵ واحد کاهش پیدا کرده و به ۷ می‌رسد. واکنش انجام شده طی این فرایند به صورت مقابل است:

$$\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(l)} + \text{NaCl(aq)}$$

ابتدا غلظت سدیم هیدروکسید را در این محلول محاسبه می‌کنیم و پس از آن، حجم گاز HCl مورد نیاز را به دست می‌آوریم.

$$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{12-14} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$? \text{ mL HCl} = 500 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1000 \text{ mL محلول}} \times \frac{10^{-2} \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} \times \frac{22400 \text{ mL HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 112 \text{ mL}$$

۲۴۸- گزینه ۴

برای محاسبه pH محلول داریم:

$$? \text{ mol NaOH} = 80 \text{ mg NaOH} \times \frac{1 \text{ g NaOH}}{1000 \text{ mg NaOH}} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{\text{مول NaOH}}{\text{لیتر محلول}} \Rightarrow [\text{NaOH}] = \frac{2 \times 10^{-3}}{0.2} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} \Rightarrow \text{pH} = -\log \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = -\log 10^{-12} = 12$$

در مرحله بعد، نسبت میان غلظت یون هیدروژن به یون هیدروکسید را به دست می‌آوریم.

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-12} \Rightarrow \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-2}}{10^{-12}} = 10^{10}$$

در نهایت نیز حجم محلول هیدروکلریک اسید مورد نیاز برای خنثی کردن ۱۰ mL از این محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$M_a \cdot V_a \cdot n_a = M_b \cdot V_b \cdot n_b \Rightarrow 0.002 \times V_a \times 1 = 0.01 \times 10 \times 1 \Rightarrow V_a = 50 \text{ mL}$$

۲۴۹- گزینه ۴

هر چند که مقدار $\frac{K_a}{M}$ برای این اسید بزرگ‌تر از ۰.۰۲۵ می‌شود، اما با توجه به دور بودن اعداد داده شده در گزینه‌های سؤال، می‌توانیم از مقدار $(1-\alpha)$ در گزینه‌ها صرف‌نظر کنیم. بر این اساس داریم:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot M} \Rightarrow [\text{H}^+] = \sqrt{5 \times 10^{-3} \times 0.5} = 0.05 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log(0.05) = -\log 5 \times 10^{-2} = -(\log 5 + \log 10^{-2}) = -(0.7 - 2) = 1.3$$

محلول اسید HA براساس معادله مقابل با محلول سدیم هیدروکسید واکنش می‌دهد:

$$\text{HA(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(l)} + \text{NaA(aq)}$$

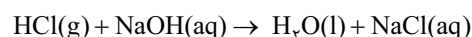
$$? \text{ g NaOH} = 1000 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1000 \text{ mL محلول}} \times \frac{0.5 \text{ mol HA}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HA}} \times \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 2 \text{ g}$$

به راه دیگه: برای محاسبه جرم سدیم هیدروکسید مورد نیاز به روش تناسب، مطابق راه حل زیر عمل می‌کنیم.

$$\frac{\text{جرم NaOH}}{\text{جرم مولی} \times \text{ضرب}} = \frac{\text{میلی لیتر محلول} \times \text{غلظت مولی}}{1000 \times \text{ضرب}} \Rightarrow \frac{x}{1 \times 40} = \frac{0.5 \times 100}{1 \times 1000} \Rightarrow x = 2 \text{ g NaOH}$$

۲۵۰- گزینه ۱

معادله واکنش انجام شده به صورت مقابل است:



غلظت هر یک از یون‌های هیدروژن و کلرید در محلول اولیه برابر با ۵/۵ مول بر لیتر و مقدار هر یک از این یون‌ها برابر با ۲۵/۵ مول است. با اضافه کردن ۱/۵ مول سدیم هیدروکسید به این محلول، ۱/۵ مول از یون‌های هیدروژن موجود در آن با یون‌های هیدروکسید واکنش داده و به مولکول‌های آب تبدیل می‌شود و ۱۵/۵ مول یون هیدروژن در محلول باقی می‌ماند. علاوه بر این، ۱/۵ مول یون سدیم نیز به محلول موردنظر اضافه می‌شود و جای یون‌های هیدروژن خارج شده از محلول را می‌گیرد. از آن‌جا که طی این فرایند، مجموع غلظت مولی یون‌های موجود در محلول ثابت می‌ماند، رسانایی الکتریکی محلول موردنظر تغییر محسوسی نمی‌کند. روند تغییر غلظت مولی یون‌ها در این محلول به صورت زیر است.

$$\text{محلول اولیه: } [\text{Cl}^-] = 0.5, [\text{H}^+] = 0.5 \xrightarrow{+0.1 \text{ mol NaOH}} \text{محلول نهایی: } [\text{Cl}^-] = 0.5, [\text{H}^+] = 0.3, [\text{Na}^+] = 0.2$$

بررسی سایر گزینه‌ها:

۲۵۱- گزینه ۲

هر چند که pH محلول افزایش پیدا می‌کند، اما چون مقدار مول‌های NaOH اضافه شده به محلول کمتر از مقدار مول‌های اسید موجود در محلول است، pH این محلول همواره کم‌تر از ۷ باقی می‌ماند.

۲۵۲- گزینه ۳

طی این واکنش، هیچ فراورده‌ای به حالت گازی تولید نمی‌شود.

۲۵۳- گزینه ۴

طی این فرایند، غلظت یون هیدروژن در محلول ۶/۵ برابر شده و از ۵/۵ mol.L⁻¹ به ۳/۳۰ mol.L⁻¹ می‌رسد؛ پس با توجه به معادله مربوط به K_W، غلظت یون هیدروکسید در این محلول باید ۶۶/۱ برابر شود.

۲۵۴- گزینه ۲

ابتدا باید غلظت یون هیدروکسید موجود در این محلول را محاسبه کنیم.

$$[\text{OH}^-][\text{H}^+] = 10^{-14} \xrightarrow{4 \times 10^8 \times [\text{H}^+] = [\text{OH}^-]} 4 \times 10^8 \times [\text{H}^+]^2 = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}^+] = 0.5 \times 10^{-11} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

واکنش میان یون هیدروکسید موجود در این محلول با هیدروژن کلرید به صورت مقابل است:

$$\text{HCl(g)} + \text{OH}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O(l)} + \text{Cl}^{-}(\text{aq})$$

با توجه به معادله این واکنش، حجم گاز هیدروژن کلرید مورد نیاز را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ mL HCl} = 2 \text{ L} \times \frac{2 \times 10^{-3} \text{ mol OH}^{-}}{1 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol OH}^{-}} \times \frac{22.4 \text{ L HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \times \frac{1000 \text{ mL HCl}}{1 \text{ L HCl}} = 89.6 \text{ L}$$

۲۵۲- فقط عبارت **پ** درست است.

بررسی چهار عبارت:

۱ در رابطه با این محلول داریم:

$$\text{pH} = -\log \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^{-}]} \Rightarrow \text{pH} = -\log \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-4}} = -\log(5 \times 10^{-11}) = 10.3$$

ب با دو برابر شدن حجم محلول یک اسید قوی، این محلول به اندازه ۲ مرتبه رقیق شده و pH آن به اندازه ۰/۳ $\log 2 = 0.3$ واحد افزایش پیدا می‌کند.

پ مقدار K_W (ثابت تعادل مربوط به معادله یونش آب) معادل با حاصل ضرب غلظت یون‌های هیدروکسید و هیدرونیوم بوده و با تغییر حجم محلول، تغییری در مقدار آن به وجود نمی‌آید. توجه داریم که مقدار K_W فقط و فقط تابع دما است.

ت عصاره گوجه‌فرنگی خاصیت اسیدی دارد. البته چون pH این محلول از pH محتویات معده بیشتر است، با وارد شدن آن به معده، pH محتویات معده افزایش پیدا می‌کند.

۲۵۳- سدیم هیدروکسید براساس معادله مقابل با HCl واکنش می‌دهد:

$$\text{NaOH(aq)} + \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$$

ابتدا جرم سدیم هیدروکسید مورد نیاز برای خنثی کردن ۲۰۰ mL از محلول هیدروکلریک اسید با $\text{pH} = 2$ ($[\text{H}^{+}] = 0.01 \text{ mol.L}^{-1}$) را به دست می‌آوریم.

$$? \text{ mg NaOH} = 200 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1000 \text{ mL محلول}} \times \frac{0.01 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} \times \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \times \frac{1000 \text{ mg NaOH}}{1 \text{ g NaOH}} = 80 \text{ mg}$$

با انحلال ۸۰ میلی‌گرم سدیم هیدروکسید در این محلول، کل اسید موجود در آن خنثی شده و یک محلول با $\text{pH} = 7$ به دست می‌آید که نه خاصیت بازی دارد و نه خاصیت اسیدی. در صورتی که جرم سدیم هیدروکسید حل شده در محلول از این مقدار کمتر باشد، کل اسید موجود در محلول خنثی نمی‌شود و محلول حاصل نیز خاصیت اسیدی خواهد داشت. در نقطه مقابل، اگر جرم سدیم هیدروکسید حل شده در محلول از این مقدار بیشتر باشد، محلول حاصل خاصیت بازی پیدا می‌کند.

۲۵۴- ابتدا تعداد مول‌های یون هیدروژن موجود در این محلول را به دست می‌آوریم.

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

$$? \text{ mol H}^{+} = 0.3 \text{ L محلول} \times \frac{5 \times 10^{-3} \text{ mol H}^{+}}{1 \text{ L محلول}} = 1.5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{HNO}_3 \text{ محلول: } [\text{H}^{+}] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}^{+}] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$? \text{ mol H}^{+} = 0.5 \text{ L محلول} \times \frac{10^{-3} \text{ mol H}^{+}}{1 \text{ L محلول}} = 0.5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

در مرحله بعد، غلظت یون هیدروژن را در محلول حاصل از این فرایند حساب کرده و pH این محلول را به دست می‌آوریم.

$$[\text{H}^{+}] = \frac{\text{مول یون H}^{+} \text{ در محلول HNO}_3 + \text{مول یون H}^{+} \text{ در محلول HCl}}{\text{لیتر محلول HNO}_3 + \text{لیتر محلول HCl}} = \frac{1.5 \times 10^{-3} + 0.5 \times 10^{-3}}{0.3 + 0.5} = 2.5 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^{+}] \Rightarrow \text{pH} = -\log(2.5 \times 10^{-3}) = -(\log 2.5 + \log 10^{-3}) = -(\log 2.5 - 3) = 3 - \log 2.5 = 2.6$$

به راه دیگه: برای محاسبه غلظت یون هیدروژن در محلول نهایی، از رابطه زیر هم می‌توانیم استفاده کنیم.

$$[\text{H}^{+}] = \frac{\text{حجم محلول دوم} \times [\text{H}^{+}] + \text{حجم محلول اول} \times [\text{H}^{+}]}{\text{حجم محلول دوم} + \text{حجم محلول اول}}$$

$$\xrightarrow{\text{جگنداری اعداد}} [\text{H}^{+}] = \frac{0.5 \times 5 \times 10^{-3} + 0.3 \times 10^{-3}}{0.5 + 0.3} = 2.5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

۲۵۵- ابتدا pH اولیه این محلول را قبل از اضافه کردن کلسیم هیدروکسید محاسبه می‌کنیم.

$$[\text{H}^{+}] = \sqrt{K_a \cdot M} \Rightarrow [\text{H}^{+}] = \sqrt{10^{-7} \times 0.1} = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \quad \text{pH} = -\log[\text{H}^{+}] \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-4} = 4$$

با خنثی شدن نیمی از اسید حل شده در این محلول، غلظت اسید به ۰/۰۵ مول بر لیتر می‌رسد. برای محاسبه pH این محلول داریم:

$$[\text{H}^{+}] = \sqrt{K_a \cdot M} \Rightarrow [\text{H}^{+}] = \sqrt{10^{-7} \times 0.05} = \sqrt{\frac{1}{2} \times 10^{-4}} \xrightarrow{\text{گویا کردن}} \frac{\sqrt{2}}{2} \times 10^{-4} \xrightarrow{\sqrt{2} = 1/4} [\text{H}^{+}] = 0.7 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^{+}] \Rightarrow \text{pH} = -\log(0.7 \times 10^{-4}) = -(\log 0.7 + \log 10^{-4}) = -(\log 0.7 - 4) = 4 - \log 0.7$$

بر این اساس، pH محلول به اندازه ۰/۱۵ واحد افزایش پیدا کرده و از ۴ به ۴/۱۵ رسیده است.



۲۵۶- **گزینه ۲** غلظت یون هیدرونیوم در محلول A برابر با 10^{-1} مول بر لیتر است (پس pH این محلول برابر ۱ است) و غلظت یون هیدرونیوم در محلول B برابر با 10^{-10} مول است (پس pH این محلول برابر ۱۰ بوده و $[OH^-]$ در آن برابر 10^{-4} مول بر لیتر است). بر این اساس، عبارت‌های **۱** و **۲** نادرست هستند.

بررسی پنج عبارت:

۱ در این رابطه داریم:

$$M_A \cdot V_A \cdot n_A = M_B \cdot V_B \cdot n_B \Rightarrow 0.1 \times V_A \times 1 = 0.0001 \times 1 \times 1 \Rightarrow V_A = 0.001 \text{ mL}$$

پس برای خنثی کردن هر میلی‌لیتر از محلول B، به 0.001 mL از محلول اسیدی A نیاز داریم.

۲ در محلول A غلظت یون هیدروژن برابر 10^{-1} مول بر لیتر است؛ پس غلظت یون هیدروکسید در آن برابر 10^{-13} مول بر لیتر می‌شود.

۳ در محلول B، غلظت یون هیدرونیوم کم‌تر از 10^{-7} مول بر لیتر است؛ پس این محلول خاصیت بازی داشته و pH آن بیشتر از ۷ است.

ت در این رابطه داریم:

$$? H^+ = \text{یون } H^+ \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1000 \text{ mL محلول}} \times \frac{0.1 \text{ mol } H^+}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{6.02 \times 10^{23} H^+}{1 \text{ mol } H^+} = 6.02 \times 10^{19} \text{ یون}$$

ث با اضافه کردن آب مقطر به محلول A، اسید موجود در آن رقیق‌تر شده و غلظت یون هیدروژن در آن کاهش پیدا می‌کند. در محلول B نیز با اضافه کردن آب مقطر به محلول، غلظت باز و به دنبال آن، غلظت یون هیدروکسید کاهش پیدا می‌کند. کاهش غلظت یون هیدروکسید در این محلول، باعث افزایش غلظت یون هیدروژن می‌شود. با کاهش غلظت یون هیدروژن در محلول A و افزایش غلظت یون هیدروژن در محلول B، تفاوت غلظت این یون در محلول‌ها کاهش پیدا می‌کند.

۲۵۷- **گزینه ۱** *دیگه بعد این همه تمرین کردن، احتمالاً می‌دونید که* برای خنثی شدن ۱ لیتر محلول اسیدی با $pH = 1$ ، به ۱۰ لیتر محلول سدیم هیدروکسید با $pH = 12$ نیاز داریم؛ پس حجم نهایی محلول موردنظر برابر با ۱۱ لیتر می‌شود. از طرفی، چون چگالی محلول موردنظر برابر با $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ است، پس جرم این محلول برابر با ۱۱۰۰۰ گرم می‌شود. بر این اساس، داریم:

$$? \text{ g } MgSO_4 = 0.55 \text{ mol } MgSO_4 \times \frac{1 \text{ mol } Mg^{2+}}{1 \text{ mol } MgSO_4} \times \frac{24 \text{ g } Mg^{2+}}{1 \text{ mol } Mg^{2+}} = 13.2 \text{ g}$$

$$\text{ppm} = \frac{\text{جرم حل‌شونده}}{\text{جرم محلول}} \times 10^6 \Rightarrow \text{ppm} = \frac{13.2 \text{ g}}{11000 \text{ g} + 13.2 \text{ g}} \times 10^6 \approx 1200$$

۲۵۸- **گزینه ۲** با اضافه کردن ۹۰ mL آب خالص به ۱۰ mL از محلول اسید HA، این محلول ۱۰ مرتبه رقیق‌تر شده و pH آن به اندازه $\log 10 = 1$ واحد افزایش پیدا می‌کند؛ پس pH اولیه این محلول برابر با ۱ بوده است. واکنش انجام‌شده به هنگام خنثی شدن این اسید به صورت $NaOH(aq) + HA(aq) \rightarrow H_2O(l) + NaA(aq)$ است.

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [HA] = [H^+] = 0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$? \text{ g } NaOH = 1 \text{ L محلول} \times \frac{0.1 \text{ mol } HA}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol } NaOH}{1 \text{ mol } HA} \times \frac{40 \text{ g } NaOH}{1 \text{ mol } NaOH} = 4 \text{ g}$$

۲۵۹- **گزینه ۳** عبارت‌های **۱**، **۲** و **ت** درست هستند.

بررسی چهار عبارت:

۱ در رابطه با این محلول داریم:

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-11/3} = 10^{-3.67} \times 10^{-12} = 5 \times 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_W = [OH^-][H^+] \Rightarrow 10^{-14} = [OH^-] = 5 \times 10^{-12} \Rightarrow [OH^-] = 2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow \frac{[OH^-]}{[H^+]} = \frac{2 \times 10^{-3}}{5 \times 10^{-12}} = 4 \times 10^8$$

۲ در هر لیتر از محلول هیدروکلریک اسید با $pH = 2$ ، 0.01 مول هیدروکلریک اسید حل شده است؛ پس داریم:

$$? \text{ mol } NaOH = 10 \text{ L محلول} \times \frac{0.01 \text{ mol } HCl}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol } NaOH}{1 \text{ mol } HCl} = 0.1 \text{ mol}$$

۳ خاک‌های اسیدی، pH کوچک‌تر از ۷ داشته و گل‌های ادیسی در آن‌ها به رنگ آبی می‌رویند.

ت برای محاسبه pH این محلول داریم:

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot M} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{10^{-5} \times 0.4} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log(2 \times 10^{-3}) = -(\log 2 + \log 10^{-3}) = -(0.3 - 3) = 2.7$$

۲۶۰- **گزینه ۱** با توجه به pH فاضلاب، غلظت یون هیدروژن را به دست می‌آوریم.

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-2/7} = 10^{-0.286} \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

با توجه به چگالی داده‌شده، حجم هر تن (۱۰۰۰ کیلوگرم) از این محلول برابر با ۸۰۰ لیتر بوده و برای خنثی کردن هر مول از یون هیدروژن موجود در آن، به یک مول سدیم هیدروکسید نیاز است.

$$? \text{ g } NaOH \text{ ناخالص} = 800 \text{ L محلول} \times \frac{2 \times 10^{-3} \text{ mol } H^+}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol } NaOH}{1 \text{ mol } H^+} \times \frac{40 \text{ g } NaOH}{1 \text{ mol } NaOH} \times \frac{100 \text{ g } NaOH \text{ ناخالص}}{40 \text{ g } NaOH} = 160 \text{ g}$$

۲۶۱- گزینه ۳

از آنجا که هر میلی لیتر از محلول اسید HA توسط ۵ میلی لیتر از محلول باز BOH خنثی می شود، در نتیجه می توان گفت غلظت یون هیدروژن در محلول اسید HA، پنج برابر غلظت مولی یون هیدروکسید در محلول BOH است؛ پس داریم:

$$[H^+]_{HA} = 5 \times [OH^-]_{BOH}$$

در مرحله بعد، رابطه مربوط به K_W را برای محلول باز BOH نوشته و به کمک تساوی بالا، حاصل ضرب غلظت یون هیدروژن موجود در این محلول ها را به دست می آوریم.

$$K_W = [OH^-] \cdot [H^+] \Rightarrow 10^{-14} [OH^-]_{BOH} [H^+]_{BOH} \xrightarrow{[OH^-]_{BOH} = 0.2 \times [H^+]_{HA}} 10^{-14} = 0.2 \times [H^+]_{HA} \times [H^+]_{BOH}$$

$$\Rightarrow 5 \times 10^{-14} = [H^+]_{HA} [H^+]_{BOH}$$

از طرفی، طبق داده های سؤال، غلظت یون هیدرونیوم در محلول HA، 8×10^{-9} برابر غلظت یون هیدرونیوم در محلول باز BOH است، پس داریم:

$$5 \times 10^{-14} = [H^+]_{HA} [H^+]_{BOH} \xrightarrow{[H^+]_{HA} = 8 \times 10^{-9} \times [H^+]_{BOH}} 5 \times 10^{-14} = 8 \times 10^{-9} \times [H^+]_{BOH} \times [H^+]_{BOH}$$

$$\Rightarrow [H^+]_{BOH} = 2.5 \times 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

با توجه به غلظت به دست آمده از یون هیدروژن در محلول باز BOH، غلظت یون هیدروژن در محلول اسید HA و pH این محلول را محاسبه می کنیم.

$$5 \times 10^{-14} = [H^+]_{HA} [H^+]_{BOH} \Rightarrow 5 \times 10^{-14} = [H^+]_{HA} \times 2.5 \times 10^{-12} \Rightarrow [H^+]_{HA} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log(2 \times 10^{-2}) = -(\log 2 + \log 10^{-2}) = -(0.3 - 2) = 1.7$$

۲۶۲- گزینه ۳

در طول بازه ای که pH محلول از ۲ به ۷ می رسد، هر چه قدر که به ناحیه خنثی نزدیک تر می شویم، برای افزایش pH محلول به اندازه یک واحد، به جرم کمتری از سدیم هیدروکسید نیاز داریم. به عنوان مثال، اگر مدت زمان لازم برای رسیدن pH محلول از ۲ تا ۳ برابر با n ثانیه باشد، مدت زمان لازم برای رسیدن pH محلول از ۳ تا ۴ برابر با $0.1n$ ثانیه می شود. بر این اساس، ظاهر نمودار برای تغییر pH از ۲ تا ۷ به صورت $\sqrt{\quad}$ می شود. در نقطه مقابل، در طول بازه ای که pH محلول از ۷ به ۱۲ می رسد، هر چه قدر که از ناحیه خنثی دورتر می شویم، برای افزایش pH محلول به اندازه یک واحد، به جرم بیشتری از سدیم هیدروکسید نیاز داریم. بر این اساس، ظاهر نمودار برای تغییر pH از ۷ تا ۱۲ به صورت $\sqrt{\quad}$ می شود.

۲۶۳- گزینه ۴

گام اول: pH محلول های اولیه و نهایی را محاسبه می کنیم.

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH_1 = -\log 10^{-2} = 2 \Rightarrow pH_2 = 4$$

گام دوم: غلظت یون هیدروژن را در محلول نهایی به دست آورده و تفاوت غلظت یون هیدروژن در این محلول با محلول اولیه را محاسبه می کنیم.

$$[H^+] = 10^{-pH_2} \Rightarrow [H^+] = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$10^{-4} - 10^{-2} = 0.01 - 0.0001 = 0.0099 \text{ mol.L}^{-1}$$

با توجه به محاسبات انجام شده، برای رساندن pH محلول از ۲ به ۴، باید 0.0099 مول از یون هیدروژن موجود در هر لیتر از محلول خنثی شود.

گام سوم: واکنش بین پتاسیم هیدروکسید و محلول هیدروکلریک اسید به صورت $H_2O(l) + KCl(aq) \rightarrow HCl(aq) + KOH(aq)$ است. با توجه به معادله این واکنش، جرم پتاسیم هیدروکسید مورد نیاز را محاسبه می کنیم:

$$? \text{ g KOH} = 2 \text{ L محلول} \times \frac{0.0099 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol HCl}} \times \frac{56 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 1.11 \text{ g}$$

به راه دیگر: برای محاسبه جرم پتاسیم هیدروکسید مورد نیاز به کمک تناسب، به روش زیر عمل می کنیم:

$$\frac{\text{جرم مولی} \times \text{ضرب}}{\text{جرم مولی} \times \text{ضرب}} = \frac{\text{لیتر محلول} \times \text{غلظت مولی محلول}}{1 \times 56} \Rightarrow \frac{x}{1 \times 56} = \frac{0.0099 \times 2}{1} \Rightarrow x = 1.11 \text{ g}$$

۲۶۴- گزینه ۴

مستقل از انعام هر ماده ای، چون مقداری از یک اسید آرنیوس در محلول مورد نظر حل شده است، پس قطعاً pH این محلول کاهش پیدا کرده و به زیر ۷ می رسد. برای این که دقیق تر متوجه بشویم که پی به پی می شه، ابتدا مقدار مول گاز HBr را محاسبه می کنیم:

$$? \text{ mol HBr} = 2 / 24 \times 10^{-3} \text{ mL HBr} \times \frac{1 \text{ L HBr}}{1000 \text{ mL HBr}} \times \frac{1 \text{ mol HBr}}{22.4 \text{ L HBr}} = 10^{-7} \text{ mol} \xrightarrow{\text{حجم محلول} = 10 \text{ لیتر}} [HBr] = 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$$

قبل از انحلال گاز HBr در این محلول، غلظت یون هیدروژن در آن برابر با 10^{-7} مول بر لیتر بوده است. با انحلال گاز HBr در این محلول، غلظت یون هیدروژن تقریباً به اندازه 10^{-8} مول بر لیتر افزایش پیدا کرده و به دنبال آن، pH محلول به مقدار کمی کاهش پیدا می کند و به زیر ۷ می رسد.

بررسی سایر گزینه ها:

۱) در محلولی با $pH = 8$ ، غلظت مولی یون هیدروژن برابر با 10^{-8} مول بر لیتر و غلظت مولی یون هیدروکسید برابر با 10^{-6} مول بر لیتر است، در حالی که در یک محلول خنثی با $pH = 7$ ، غلظت هر یک از این یون ها برابر با 10^{-7} مول بر لیتر است.

$$\frac{pH = 8}{pH = 7} = \frac{\text{مجموع غلظت مولی یون ها در محلولی با } pH = 8}{\text{مجموع غلظت مولی یون ها در محلولی با } pH = 7} = \frac{10^{-8} + 10^{-6}}{2 \times 10^{-7}} = 5/0.5$$

۲) غلظت این نمونه از محلول هیدروکلریک اسید برابر با 10^{-7} مول بر لیتر و غلظت محلول سدیم هیدروکسید برابر با 0.2 مول بر لیتر است.

$$M_a \cdot V_a \cdot n_a = M_b \cdot V_b \cdot n_b \Rightarrow 10^{-2} \times 1 \times 1 = 0.2 \times V_b \times 1 \Rightarrow V_b = 0.5 \text{ L}$$

۳) ساده ترین عضو از خانواده کربوکسیلیک اسیدها، فورمیک اسید با فرمول HCOOH است.



۲۶۵ - گزینه ۲

ابتدا باید با توجه به pH و غلظت محلول، مقدار K_a را برای اسید مورد نظر محاسبه کنیم.

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{[H^+] = \alpha \cdot M} \alpha \times 10^{-2} = 10^{-4} \Rightarrow \alpha = 0.01$$

$$K_a = \frac{\alpha \cdot M}{1 - \alpha} \xrightarrow{\alpha < 0.05} K_a = \alpha \cdot M \Rightarrow K_a = (0.01)^2 \times 0.1 = 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

با اضافه شدن محلول سدیم هیدروکسید، pH محلول ۰/۳ واحد افزایش پیدا کرده و به ۴/۳ می‌رسد. با توجه به pH و K_a ، غلظت محلول نهایی را محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-4/3} = 10^{-1.33} \times 10^{-5} = 5 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot M} \Rightarrow 5 \times 10^{-6} = \sqrt{10^{-6} \times M} \Rightarrow 25 \times 10^{-12} = 10^{-6} \times M \Rightarrow M = 2.5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

غلظت اسید در محلول نهایی:

افزودن محلول سدیم هیدروکسید، از دو طریق سبب کاهش غلظت اسید در محلول می‌شود: ۱ افزایش حجم محلول ۲ خنثی شدن اسید

$$\text{تعداد مول‌های اسید موجود در محلول اولیه را به صورت مقابل به دست می‌آوریم:} \quad \frac{0.01 \text{ mol HA}}{1 \text{ L محلول}} \times 0.2 \text{ L محلول} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

اگر حجم محلول سدیم هیدروکسید اضافه شده را برابر با V لیتر در نظر بگیریم، در آن 0.05 V mol مول سدیم هیدروکسید وجود دارد که پس از واکنش با محلول اسید HA، 0.05 V mol از اسید موجود در این محلول را خنثی کرده و حجم محلول را نیز به اندازه V لیتر افزایش می‌دهد. در این شرایط داریم:

$$\frac{\text{تعداد مول‌های خنثی شده از اسید} - \text{تعداد مول‌های اسید موجود در محلول اولیه}}{\text{حجم محلول اضافه شده} + \text{حجم اولیه محلول}} = \text{غلظت اسید در محلول نهایی}$$

$$\Rightarrow \frac{2 \times 10^{-3} - (2 \times 10^{-3}) - 0.05 \text{ V}}{0.2 + V} = 0 \Rightarrow V = 0.2 \text{ L}$$

پس رنج بردیم در راه حل این سؤال اما بالآخر متوجه شدیم که حجم محلول سدیم هیدروکسید اضافه شده برابر ۲۰۰ mL است.

۲۶۶ - عبارت‌های پ و ت درست است.

بررسی چهار عبارت:

۱ با تغییر غلظت یون‌های موجود در یک محلول، مقدار $[OH^-]$ یا $[H^+]$ تغییری نمی‌کند. در واقع، مقدار این کمیت فقط وابسته به دما است.۲ یک صابون جامد که گروه R سیر شده آن دارای ۱۷ اتم کربن است، با فرمول مولکولی $C_{17}H_{35}COONa$ نشان داده می‌شود.

۳ در محلول‌های اسیدی، با نزدیک تر شدن به pH ناحیه خنثی، مقدار اسید مورد نیاز برای کاهش pH محلول به اندازه یک واحد کاهش پیدا می‌کند.

۴ چون جرم مولی سدیم هیدروکسید کم‌تر از پتاسیم هیدروکسید است، پس شمار مول‌های سدیم هیدروکسید در یک گرم از این ماده، بیشتر از شمار مول‌های پتاسیم هیدروکسید در یک گرم از آن است. بر این اساس، هر گرم سدیم هیدروکسید، در مقایسه با هر گرم پتاسیم هیدروکسید، مقدار بیشتری از اسید را خنثی کرده و تأثیر بیشتری بر افزایش pH یک محلول اسیدی خاص دارد.

۲۶۷ - گروه هیدروکسیلیک اسیدها (اسیدهای حاصل از واکنش میان هیدروژن و هالوژن‌ها)، با افزایش عدد اتمی هالوژن، قدرت اسیدی ترکیب مورد نظر افزایش می‌یابد. بر این اساس، اگر عناصر A و B هالوژن باشند، عنصر A در مقایسه با عنصر B در جدول تناوبی در موقعیت بالاتری وجود داشته و خاصیت نافلزی آن بیشتر است.

بررسی سایر گزینه‌ها:

۱ با افزودن مول‌های برابر از هر ماده به محلول خودش، غلظت این محلول‌ها افزایش می‌یابد اما مقدار K_a آن‌ها تغییری نمی‌کند.

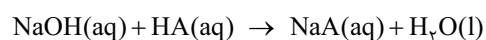
۲ چون غلظت مولی محلول‌های مورد نظر با هم برابر است، پس جرم NaOH مورد نیاز برای خنثی کردن آن‌ها نیز با یکدیگر برابر خواهد بود.

۴ چون HB قدرت اسیدی بیشتری دارد، در محلول این ماده غلظت یون هیدروژن بیشتر بوده و در نتیجه، pH این محلول کم‌تر از pH محلول HA می‌شود. بر این اساس، می‌توان گفت pH محلول اسید HA در مقایسه با pH محلول HB به pH یک نمونه خالص از آب نزدیک‌تر است.

۲۶۸ - ابتدا مقدار اسید موجود در محلول نهایی را با توجه به pH و حجم آن محاسبه می‌کنیم.

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

$$? \text{ mol HA} = 100 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1000 \text{ mL محلول}} \times \frac{10^{-2} \text{ mol H}^+}{1 \text{ L محلول}} = 10^{-3} \text{ mol}$$



سدیم هیدروکسید بر اساس معادله مقابل با محلول اولیه واکنش می‌دهد:

با توجه به معادله این واکنش، مقدار مول اسید خنثی شده توسط سدیم هیدروکسید را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ mol HA} = 0.16 \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} \times \frac{1 \text{ mol HA}}{1 \text{ mol NaOH}} = 4 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

بر این اساس، پس از خنثی شدن $4 \times 10^{-3} \text{ mol}$ از اسید مورد نظر توسط سدیم هیدروکسید، هنوز هم 10^{-3} mol اسید در محلول باقی مانده است؛ پس در محلول اولیه $5 \times 10^{-3} \text{ mol}$ اسید وجود داشته است.

$$10^{-3} = m - 4 \times 10^{-3} \Rightarrow m = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

با توجه به شمار مول‌های اسید موجود در محلول اولیه، درصد جرمی اسید را در این محلول محاسبه می‌کنیم.

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

$$\text{محلول} = \text{جرم محلول} \times \text{چگالی} = 1 \text{ mL} \times 2/5 \text{ g.mL}^{-1} = 2/5 \text{ g}$$

$$\text{درصد جرمی اسید} = \frac{\text{جرم اسید}}{\text{جرم محلول}} \times 100 = \frac{0.75}{2/5} \times 100 = 30\%$$

۲۶۹- **گزینه ۱** محلولی با pH = ۱۲ را محلول A و محلولی با pH = ۱۲/۷ را محلول B نامیده و غلظت OH⁻ را در هر محلول محاسبه می‌کنیم.

$$\text{محلول A: } [\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{12-14} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{محلول B: } [\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{12/7-14} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

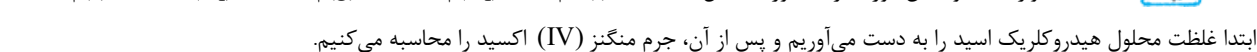
غلظت یون هیدروکسید در محلول B، ۵ برابر محلول دیگر است اما حجم هیدروکلریک اسید مورد نیاز برای خنثی کردن این محلول‌ها برابر با یکدیگر است؛ پس می‌توان گفت حجم محلول A، ۵ برابر حجم محلول B خواهد بود. بر این اساس، حجم محلول‌های A و B را به ترتیب برابر با ۵V و V لیتر در نظر گرفته و غلظت مولی محلول حاصل از مخلوط کردن این محلول‌ها را محاسبه می‌کنیم.

$$\text{غلظت نهایی} = \frac{\text{حجم محلول B} \times \text{غلظت محلول B} + \text{حجم محلول A} \times \text{غلظت محلول A}}{\text{حجم محلول B} + \text{حجم محلول A}} = \frac{10^{-2} \times 5V + 5 \times 10^{-2} \times V}{5V + V} = \frac{1}{6} \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

بر این اساس، غلظت OH⁻ در محلول موردنظر برابر با $\frac{1}{3} \times 10^{-1}$ است. با توجه به غلظت یون هیدروکسید، pH محلول موردنظر را محاسبه می‌کنیم.

$$\text{pH} = \log \frac{[\text{OH}^-]}{10^{-14}} = \log \frac{\frac{1}{3} \times 10^{-1}}{10^{-14}} = \log \frac{1}{3} \times 10^{13} = -\log 3 + \log 10^{13} = -\log 3 - \log 2 + \log 10^{13} = -0.5 - 0.3 + 13 = 12.2$$

۲۷۰- **گزینه ۳** معادله موازنه‌شده واکنش موردنظر به صورت مقابل است:

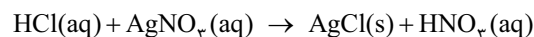


ابتدا غلظت محلول هیدروکلریک اسید را به دست می‌آوریم و پس از آن، جرم منگنز (IV) اکسید را محاسبه می‌کنیم.

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-0.7} = 10^{-0.7} \times 10^{-1} = 2 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [\text{HCl}] = [\text{H}^+] = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$? g \text{ MnO}_2 = 16 \text{ L محلول} \times \frac{0.2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{4 \text{ mol HCl}} \times \frac{87 \text{ g MnO}_2}{1 \text{ mol MnO}_2} = 69.6 \text{ g}$$

۲۷۱- **گزینه ۳** معادله واکنش انجام‌شده به صورت مقابل است:



با توجه به pH محلول هیدروکلریک اسید، غلظت اسید حل‌شده در این محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-1.7} = 10^{-1.7} \times 10^{-2} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [\text{HCl}] = [\text{H}^+] = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

در مرحله بعد، جرم رسوب تولیدشده و حجم محلول نقره نیترات مصرف‌شده را محاسبه می‌کنیم.

$$? g \text{ AgCl} = 2 \text{ mL HCl محلول} \times \frac{2 \times 10^{-2} \text{ mol HCl}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol HCl}} \times \frac{143.5 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 0.574 \text{ g}$$

$$? \text{ L AgNO}_3 = 2 \text{ L HCl محلول} \times \frac{2 \times 10^{-2} \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl محلول}} \times \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol HCl}} \times \frac{1 \text{ L AgNO}_3}{0.5 \text{ mol AgNO}_3} = 0.8 \text{ L} \sim 80 \text{ mL}$$

۲۷۲- **گزینه ۲** با رسیدن حجم محلول HCl به یک لیتر، اسید حل‌شده در این محلول ۱۰۰ مرتبه رقیق‌تر شده و غلظت آن به ۰.۰۲ مول بر لیتر می‌رسد.



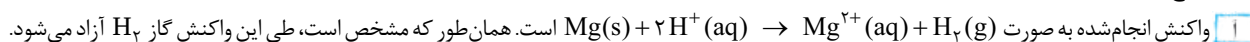
معادله واکنش انجام‌شده به صورت مقابل است:

$$? \text{ mg CaCO}_3 = 100 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1000 \text{ mL محلول}} \times \frac{0.02 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ mol HCl}} \times \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} \times \frac{1000 \text{ mg CaCO}_3}{1 \text{ g CaCO}_3} = 100 \text{ mg}$$

۲۷۳- **گزینه ۳** خاصیت اسیدی باران‌های اسیدی بیشتر از خاصیت اسیدی باران‌های معمولی است؛ پس باران‌های اسیدی با سرعت و شدت بیشتری با

عناصر فلزی واکنش می‌دهند. از آن‌جا که سرعت واکنش انجام‌شده در ظرف B بیشتر است، پس محلول موجود در این ظرف باران اسیدی و محلول موجود در ظرف A نیز باران معمولی است. بر این اساس، عبارت‌های **ب** و **ث** درست هستند.

بررسی پنج عبارت:



ب چون غلظت یون هیدروژن در باران‌های اسیدی بیشتر است، این محلول با سرعت بیشتری با فلز منیزیم واکنش می‌دهد.

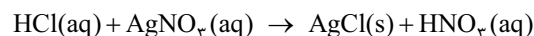


پ ظرف B محتوی باران اسیدی است. از آن جا که اسیدهای موجود در این نوع باران قدرت اسیدی بیشتر و K_a بزرگتری نسبت به اسید موجود در باران معمولی دارند، غلظت مولی یون ها در این نوع باران بیشتر است و محلول آن، رسانایی الکتریکی بیشتری دارد.

ت واکنش انجام شده در ظرف A به صورت $Mg + H_2CO_3 \rightarrow H_2 + MgCO_3$ است. رسوب تولید شده در این محلول، منیزیم کربنات است؛ در حالی که از منیزیم اکسید برای به دام انداختن گاز CO_2 در نیروگاه ها استفاده می شود.

ث باران های اسیدی بر اثر انحلال اکسیدهای گوگرد و نیتروژن که طی سوختن سوخت های فسیلی و فعالیت های آتشفشانی تولید می شوند، در آب تولید می شوند و محتوی نیتریک اسید و سولفوریک اسید هستند.

۲۷۴ - نکته ۴ واکنش انجام شده به صورت مقابل است:



افزودن محلول نقره نیترات به این محلول، تأثیری در مقدار یون هیدروژن موجود در آن ندارد؛ چرا که یون های هیدروژن در واکنش انجام شده شرکت نمی کنند. با افزودن محلول نقره نیترات به محلول هیدروکلریک اسید، حجم این محلول ۲ برابر شده و غلظت یون هیدروژن موجود در آن نیز نصف می شود؛ غلظت یون هیدروژن در محلول نهایی، نصف غلظت آن در محلول اولیه و برابر با 0.01 مول بر لیتر است. $pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log(0.01) = 2$ یون های هیدروژن موجود در محلول نهایی براساس معادله $H_2O(l) + OH^-(aq) + H^+(aq) \rightarrow H_2O(l)$ با یون های هیدروکسید حاصل از سدیم هیدروکسید خنثی می شوند، پس داریم:

$$? g NaOH = 50 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1000 \text{ mL محلول}} \times \frac{10^{-2} \text{ mol H}^+}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol H}^+} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol OH}^-} \times \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 0.02 \text{ g} \sim 20 \text{ mg}$$

۲۷۵ - نکته ۴ ابتدا شمار مول های گاز HCl را به دست می آوریم:

$$? \text{ mL HCl} = 11/2 \text{ mL HCl} \times \frac{1 \text{ L HCl}}{1000 \text{ mL HCl}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{22/4 \text{ L HCl}} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

در مرحله بعد، غلظت محلول حاصل از انحلال این گاز در آب و pH این محلول را محاسبه می کنیم. $[HCl] = \frac{\text{مول HCl}}{\text{لیتر محلول}} \Rightarrow [HCl] = \frac{5 \times 10^{-4} \text{ mol}}{0.025 \text{ L}} = 0.02 \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [H^+] = [HCl] = 0.02 \text{ mol.L}^{-1}$

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log(0.02) = -(\log 2 + \log 10^{-2}) = 1/7$$

واکنش انجام شده بین این محلول و کلسیم کربنات به صورت مقابل است:



$$? g CaCO_3 = 1 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1000 \text{ mL محلول}} \times \frac{0.02 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ mol HCl}} \times \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 10^{-3} \text{ g} \sim 1 \text{ mg}$$

۲۷۶ - نکته ۴ واکنش انجام شده به صورت مقابل است:



ابتدا غلظت محلول هیدروکلریک اسید را به دست آورده و پس از آن سایر محاسبات استوکیومتری را انجام می دهیم:

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

$$? g CaCO_3 = 0.02 \text{ L محلول} \times \frac{10^{-2} \text{ mol HCl}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ mol HCl}} \times \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} \times \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{25 \text{ g CaCO}_3} = 0.04 \text{ g}$$

$$? \text{ mL CO}_2 = 0.02 \text{ L محلول} \times \frac{10^{-2} \text{ mol HCl}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol HCl}} \times \frac{22/4 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \times \frac{1000 \text{ mL CO}_2}{1 \text{ L CO}_2} = 22/4 \text{ mL}$$

مقدار نظری:

با توجه به بازده واکنش، مقدار عملی گاز CO_2 را به دست می آوریم: $25 = \frac{x}{22/4} \times 100 \Rightarrow x = 5/6 \text{ mL}$

۲۷۷ - نکته ۴ واکنش انجام شده به صورت $HCl(aq) + CaCO_3(g) \rightarrow CaCl_2(aq) + H_2O(g) + CO_2(g)$ است. براساس صورت سؤال و

معادله این واکنش، حجم گاز CO_2 تولید شده، تابع مقدار مول HCl حل شده در محلول است. تعداد مول های HCl موجود در هر محلول به شرح زیر است:

$$\text{I (محلول)} \quad 0.01 \text{ mol} \quad \text{II (محلول)} \quad 0.01 \text{ mol} \quad \text{III (محلول)} \quad 0.02 \text{ mol} \quad \text{IV (محلول)} \quad 0.01 \text{ mol}$$

چون مقدار مول های یون هیدروژن موجود در محلول III بیشتر از سایر محلول ها است، پس طی واکنش این محلول حجم بیشتری از گاز کربن دی اکسید نسبت به سایر محلول ها آزاد می شود. در نتیجه، نمودار A مربوط به واکنش کلسیم کربنات با محلول III است.

برای مقایسه بین سایر محلول ها، باید به غلظت یون هیدروژن موجود در آن ها (که با pH محلول رابطه عکس دارد) و دمای محلول ها توجه کنیم. هر محلولی که pH کم تر و دمای بالاتری داشته باشد، با سرعت بیشتری نسبت به سایر محلول ها با کلسیم کربنات واکنش می دهد. چون محلول I از میان محلول های I، II و IV دارای بیشترین دما و کم ترین pH است، پس این محلول با سرعت بیشتری نسبت به سایر محلول ها با کلسیم کربنات واکنش داده و نمودار B متعلق به این محلول است. از میان محلول های II و IV نیز که دمای برابری دارند، محلول IV با سرعت بیشتری با کلسیم کربنات واکنش می دهد؛ چرا که pH کم تری دارد؛ پس نمودار C متعلق به این محلول و نمودار D نیز متعلق به محلول II است.

۲۷۸- گزینه ۱ واکنش انجام شده به صورت مقابل است:



بنابر pH ابتدایی و نهایی محلول هیدرویدیک اسید، مقدار مول‌های یون هیدروژن موجود در این محلول را در هر حالت محاسبه می‌کنیم.

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}_1} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{[\text{HI}]=[\text{H}^+]} ? \text{ mol HI} = 0.5 \text{ L محلول} \times \frac{0.1 \text{ mol HI}}{1 \text{ L محلول}} = 0.05 \text{ mol}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}_2} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{[\text{HI}]=[\text{H}^+]} ? \text{ mol HI} = 0.5 \text{ L محلول} \times \frac{0.001 \text{ mol HI}}{1 \text{ L محلول}} = 0.0005 \text{ mol}$$

در طول بازه ۱۳۵ ثانیه (معادل با ۲/۲۵ دقیقه)، ۰/۰۴۹۵ مول هیدرویدیک اسید مصرف شده است. بر این اساس، مقدار مول‌های گاز کربن دی‌اکسید تولید شده را محاسبه کرده و پس از آن سرعت متوسط تولید این گاز را به دست می‌آوریم.

$$? \text{ mol CO}_2 = 0.0495 \text{ mol HI} \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol HI}} = \frac{99}{4000} \text{ mol}$$

$$\bar{R}_{\text{CO}_2} = \frac{\Delta n_{\text{CO}_2}}{\Delta t} \Rightarrow \bar{R}_{\text{CO}_2} = \frac{\frac{99}{4000} \text{ mol}}{2/25 \text{ min}} = 0.11 \text{ mol.min}^{-1}$$

۲۷۹- گزینه ۲ در لحظه $t = 0$ (s)، غلظت یون هیدروژن در محلول مورد نظر برابر 1 mol.L^{-1} است؛ پس pH محلول در لحظه $t = 0$ (s) باید برابر با

صفر باشد. با درونستن این قفیه، هیچ کدوم از گزینه‌ها عَرَف نمی‌شن؛ چون pH اولیه در هر چهار نمودار برابر صفره.

تا لحظه $t = 100$ (s)، غلظت ماده A به اندازه 0.6 مول بر لیتر تغییر کرده و به 0.4 مول بر لیتر می‌رسد. از آنجا که ضریب استوکیومتری یون هیدروژن با ضریب استوکیومتری ماده A برابر است، پس در این لحظه غلظت یون هیدروژن هم برابر 0.4 مول بر لیتر است. بر این اساس، pH محلول را در لحظه $t = 100$ (s) محاسبه می‌کنیم.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 0.4 = -(\log 4 - \log 10^{-1}) = -(-1 - 0.6) = 0.4$$

کار همین‌ها تمومه. چون تنها نموداری که در لحظه $t = 100$ (s)، pH محلول را در بازه صفر و یک نشان می‌دهد، نمودار موجود در ۳ است. البته، به کمک

تعیین pH در لحظه $t = 200$ (s) هم می‌توانیم نمودار درست را پیدا کنیم. در این لحظه غلظت یون هیدروژن در محلول برابر 0.2 مول بر لیتر بوده و pH محلول برابر 0.7 است که این مقدار مجدداً فقط در نمودار موجود در ۲ نشان داده شده است.

۲۸۰- گزینه ۳ مقدار HCl موجود در این محلول را در حالت اولیه ($\text{pH} = 1$) و نهایی ($\text{pH} = 2$) محاسبه می‌کنیم.

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{[\text{HCl}]=[\text{H}^+]} ? \text{ mol HCl} = 4 \text{ L محلول} \times \frac{0.1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L محلول}} = 0.4 \text{ mol}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{[\text{HCl}]=[\text{H}^+]} ? \text{ mol HCl} = 4 \text{ L محلول} \times \frac{0.01 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L محلول}} = 0.04 \text{ mol}$$

واکنش انجام شده به صورت: $2\text{HCl(aq)} + \text{Ca(s)} \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$ است. همان‌طور که مشخص است، با انجام شدن این واکنش، مقدار هیدروکلریک اسید موجود در محلول از 0.4 به 0.04 مول رسیده و به اندازه 0.36 مول کاهش پیدا کرده است. بر این اساس، جرم کلسیم مصرف شده را محاسبه می‌کنیم:

$$? \text{ g Ca} = 0.36 \text{ mol HCl} \times \frac{1 \text{ mol Ca}}{2 \text{ mol HCl}} \times \frac{40 \text{ g Ca}}{1 \text{ mol Ca}} = 7.2 \text{ g}$$

$$\text{جرم کلسیم مصرف شده} = \frac{7.2}{40} \times 100 = 18\% \quad \text{جرم اولیه کلسیم} = 100\%$$

در مرحله آخر نیز، حجم گاز هیدروژن تولید شده را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ L H}_2 = 0.36 \text{ mol HCl} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol HCl}} \times \frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} \times \frac{1 \text{ L H}_2}{0.08 \text{ g H}_2} = 4.5 \text{ L}$$

۲۸۱- گزینه ۲ معادله موازنه شده واکنش به صورت مقابل است:



ابتدا مقدار HCl موجود در این محلول را در حالت اولیه ($\text{pH} = 1$) و نهایی ($\text{pH} = 1/7$) به دست می‌آوریم:

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{[\text{HCl}]=[\text{H}^+]} ? \text{ mol HCl} = 2 \text{ L محلول} \times \frac{0.1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L محلول}} = 0.2 \text{ mol}$$

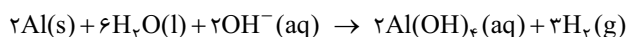
$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-1/7} = 0.02 \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{[\text{HCl}]=[\text{H}^+]} ? \text{ mol HCl} = 2 \text{ L محلول} \times \frac{0.02 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L محلول}} = 0.04 \text{ mol}$$

همان‌طور که مشخص است، طی این فرایند 0.16 مول از HCl موجود در محلول مصرف شده و pH محلول به $1/7$ رسیده است. ابتدا شمار مول‌های گاز کلر (Cl_2) تولید شده را محاسبه می‌کنیم و پس از آن، سرعت متوسط تولید این گاز را به دست می‌آوریم.

$$? \text{ mol Cl}_2 = 0.16 \text{ mol HCl} \times \frac{5 \text{ mol Cl}_2}{16 \text{ mol HCl}} = 0.05 \text{ mol} \xrightarrow{\Delta t = 0.5 \text{ min}} \bar{R}_{\text{Cl}_2} = \frac{\Delta n_{\text{Cl}_2}}{\Delta t} \Rightarrow \bar{R}_{\text{Cl}_2} = \frac{0.05 \text{ mol}}{0.5 \text{ min}} = 0.1 \text{ mol.min}^{-1}$$



۲۸۲- **گزینه ۴** معادله واکنش انجام شده به صورت مقابل است:



ابتدا مقدار اولیه و نهایی یون هیدروکسید موجود در این محلول را محاسبه می‌کنیم:

$$[\text{OH}^-] = 1 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow ? \text{ mol OH}^- = 2 \text{ L محلول} \times \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ L محلول}} = 2 \text{ mol}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{13-14} = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow ? \text{ mol OH}^- = 2 \text{ L محلول} \times \frac{10^{-1} \text{ mol OH}^-}{1 \text{ L محلول}} = 0.2 \text{ mol}$$

براساس محاسبات انجام شده، برای آن که pH محلول به ۱۳ برسد، باید ۱/۸ مول از یون هیدروکسید موجود در محلول مصرف شود با توجه به معادله واکنش، حجم گاز هیدروژن تولید شده طی این فرایند را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ mL H}_2 = 1/8 \text{ mol OH}^- \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol OH}^-} \times \frac{22.4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} \times \frac{1000 \text{ mL H}_2}{1 \text{ L H}_2} = 67200 \text{ mL}$$

از طرفی، سرعت متوسط تولید گاز هیدروژن طی این واکنش برابر با ۵۰ میلی لیتر بر ثانیه است، پس داریم:

$$\bar{R}_{\text{H}_2} = \frac{\Delta V(\text{H}_2)}{\Delta t} \Rightarrow 50 \text{ mL.s}^{-1} = \frac{67200 \text{ mL}}{\Delta t} \Rightarrow \Delta t = 1344 \text{ (s)}$$

۲۸۳- **گزینه ۴** آمونیاک یک باز ضعیف با K_b کوچک است در حالی که پتاس سوزآور (KOH) یک باز قوی با K_b بسیار بزرگ است. از آنجا که K_b

محلول پتاس سوزآور بیشتر است، در شرایط یکسان مجموع غلظت مولی یون‌ها در محلول این ماده بیشتر بوده و این محلول رسانایی الکتریکی بیشتری دارد.

بررسی سایر گزینه‌ها:

۱) برای زدودن اسیدهای چرب رسوب کرده در لوله‌ها، باید از پاک‌کننده‌های خورنده با خاصیت بازی، مثل محلول سود سوزآور استفاده کنیم.

۲) طی واکنش محلول هیدروکلریک اسید با محلول سدیم هیدروکسید، هیچ فرآورده گازی تولید نمی‌شود.

۳) pH محلول شیشه پاک‌کن حدوداً برابر ۱۰/۷ و pH محلول لوله‌بازکن تقریباً برابر ۱۳/۴ است؛ پس محلول لوله‌بازکن خاصیت بازی بیشتری دارد.

۲۸۴- **گزینه ۴** عبارت‌های ۱، ۲، ۳ و ۴ درست هستند.

بررسی چهار عبارت:

۱) هیدروسیانیک اسید (HCN) یک اسید ضعیف بوده و در محلول آن شمار اندکی از یون‌های آب پوشیده با شمار زیادی از مولکول‌های HCN در تعادل قرار می‌گیرند.

۲) پتاس سوزآور یک پاک‌کننده خورنده بازی است و از آن برای زدودن آلودگی‌هایی با خاصیت اسیدی استفاده می‌شود.

۳) گل‌های ادریسی در خاک‌های بازی (pH > ۷) به رنگ قرمز می‌رویند.

۴) برخی از بازهای آرنیوس مثل آمونیاک و اکسیدهای فلزی، در ساختار خود یون هیدروکسید (OH^-) ندارند.

۲۸۵- **گزینه ۲** در واکنش موردنظر، کربنیک اسید ($\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$) تولید می‌شود. این اسید ناپایدار بوده و به آب و کربن دی‌اکسید تجزیه می‌شود.

بررسی سایر گزینه‌ها:

۱) غلظت یون هیدروکسید در محلولی با pH = ۹، برابر 10^{-5} مول بر لیتر است، پس داریم:

$$? \text{ mol OH}^- = 1 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1000 \text{ mL محلول}} \times \frac{10^{-5} \text{ mol OH}^-}{1 \text{ L محلول}} = 10^{-8} \text{ mol}$$

۳) کاغذ pH در محلول‌های اسیدی به رنگ قرمز و در محلول‌های بازی به رنگ آبی درمی‌آید.

۴) از واکنش میان اسیدهای چرب و محلول‌های بازی، پاک‌کننده‌های صابونی با فرمول RCOONa تولید می‌شوند.

۲۸۶- **گزینه ۲** ابتدا مقدار یون هیدروژن موجود در محلول اسیدی و مقدار یون هیدروکسید موجود در محلول بازی را محاسبه می‌کنیم.

$$\text{محلول اسیدی: } [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow ? \text{ mol H}^+ = 10 \text{ L محلول} \times \frac{10^{-2} \text{ mol H}^+}{1 \text{ L محلول}} = 1 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

$$\text{محلول بازی: } ? \text{ mol OH}^- = 10 \text{ L محلول} \times \frac{10^{-1} \text{ mol OH}^-}{1 \text{ L محلول}} = 1 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

از آنجا که مقدار یون هیدروژن بیشتر از مقدار یون هیدروکسید است، پس محلول حاصل از مخلوط کردن این دو محلول، خاصیت اسیدی خواهد داشت. در واقع، با اضافه کردن محلول سدیم هیدروکسید به محلول هیدروکلریک اسید، ۰/۰۳ مول از یون‌های هیدروژن موجود در این محلول خنثی می‌شوند و ۰/۰۵ مول از آن‌ها در محلول باقی می‌ماند. حجم محلول حاصل نیز برابر با مجموع حجم محلول‌های سازنده آن و برابر ۱ لیتر می‌شود. ابتدا غلظت یون هیدروژن و پس از آن، غلظت یون هیدروکسید موجود در محلول نهایی را محاسبه می‌کنیم:

$$\left. \begin{aligned} [\text{H}^+] &= \frac{\text{مول H}^+}{\text{لیتر محلول}} \Rightarrow [\text{H}^+] = \frac{0.03}{1} = 3 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \\ K_w &= [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+] \Rightarrow 10^{-14} = [\text{OH}^-] \times 3 \times 10^{-2} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{3 \times 10^{-2}} = 3.33 \times 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1} \end{aligned} \right\} \Rightarrow \frac{[\text{H}^+]}{[\text{OH}^-]} = \frac{3 \times 10^{-2}}{3.33 \times 10^{-13}} = 9 \times 10^{10}$$

در محلول هیدروکلریک اسید اولیه نیز غلظت یون هیدروژن برابر با 10^{-1} مول بر لیتر بوده است؛ پس داریم:

$$K_W = [OH^-].[H^+] \Rightarrow 10^{-14} = [OH^-] \times 10^{-1} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-13} \Rightarrow \frac{[H^+]}{[OH^-]} = \frac{10^{-2}}{10^{-13}} = 10^{11}$$

$$\frac{\text{نسبت غلظت یون هیدروژن به هیدروکسید در محلول نهایی}}{\text{نسبت غلظت یون هیدروژن به هیدروکسید در محلول اسید اولیه}} = \frac{2/5 \times 10^9}{10^{11}} = 0/25$$

پس:

۲۸۷- **گزینه ۲** دی‌نیتروژن پنتاکسید با مولکول‌های آب واکنش داده و نیتریک اسید تولید می‌کند. از آن‌جا که طی انحلال این ماده در آب، یون هیدروژن در محلول تولید می‌شود، دی‌نیتروژن پنتاکسید را می‌توان یک اسید آرنیوس به حساب آورد.

بررسی سایر گزینه‌ها:

۱- غلظت یون هیدروکسید در محلولی از سدیم هیدروکسید با $pH = 11$ ، برابر با 10^{-3} مول بر لیتر است. علاوه بر یون هیدروکسید، غلظت مولی یون سدیم نیز در این محلول برابر 10^{-3} مول بر لیتر است؛ پس مجموع غلظت مولی یون‌ها در محلول موردنظر برابر با 2×10^{-11} مول بر لیتر می‌باشد.

از طرف مقابل، در محلول هیدروکلریک اسید غلظت یون‌های هیدروژن و کلرید برابر با یکدیگر و معادل با 10^{-2} مول بر لیتر بوده و مجموع غلظت مولی یون‌ها برابر با 2×10^{-2} مول بر لیتر می‌شود. با توجه به بیشتر بودن غلظت مولی یون‌ها در محلول هیدروکلریک اسید، این محلول رسانایی الکتریکی بیشتری دارد.

۳- حاصل ضرب غلظت مولی یون‌های هیدروژن و هیدروکسید در یک محلول در دمای $25^\circ C$ برابر با $10^{-14} \text{ mol}^2.L^{-2}$ می‌شود.

۴- برخی از شوینده‌های خورنده از جمله محلول جوهرنمک، خاصیت اسیدی دارند.

۲۸۸- **گزینه ۱** همه عبارت‌های داده‌شده درست هستند.

بررسی چهار عبارت:

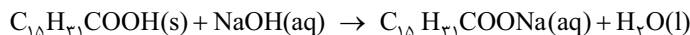
۱- واکنش خنثی‌شدن اسیدها و بازها را می‌توان به صورت: $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$ نشان داد، چرا که سایر یون‌های موجود در محلول در واکنش موردنظر شرکت نمی‌کنند و دست‌نخورده باقی می‌مانند.

۲- از واکنش میان سدیم هیدروکسید و اسیدهای چرب جامد $(RCOOH)$ پاک‌کننده‌های صابونی $(RCOONa)$ حاصل می‌شوند. این پاک‌کننده‌ها همانند محلول سدیم هیدروکسید خاصیت بازی دارند.

۳- از صابون‌های گوگرددار برای از بین بردن جوش‌های پوستی و مقابله با قارچ‌های پوستی استفاده می‌شود.

۴- رسوب تشکیل‌شده بر روی دیواره کتری‌ها و دیگ‌های بخار، آن‌چنان به این سطوح می‌چسبند که برای زدودن آن‌ها باید از مواد خورنده استفاده کرد.

۲۸۹- **گزینه ۴** فرمول شیمیایی اسید چرب موردنظر به صورت $C_{16}H_{33}O_2$ و جرم مولی آن برابر با 256 گرم بر مول است. این ماده براساس معادله زیر با سدیم هیدروکسید واکنش می‌دهد:



با توجه به معادله این واکنش، حجم محلول سدیم هیدروکسید مورد نیاز برای حل کردن رسوب ایجادشده را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ g NaOH} = 640 \text{ g } C_{16}H_{33}O_2 \times \frac{1 \text{ mol } C_{16}H_{33}O_2}{256 \text{ g } C_{16}H_{33}O_2} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol } C_{16}H_{33}O_2} \times \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 100 \text{ g}$$

$$? \text{ mL NaOH} = 100 \text{ g NaOH} \times \frac{100 \text{ g NaOH}}{20 \text{ g NaOH}} \times \frac{1 \text{ mL NaOH}}{1/25 \text{ g NaOH}} = 400 \text{ mL}$$

فرمول شیمیایی پاک‌کننده حاصل از این فرایند به صورت $C_{15}H_{31}COONa$ و جرم مولی آن برابر 278 گرم بر مول است.

$$? \text{ g} = 640 \text{ g } C_{16}H_{33}O_2 \times \frac{1 \text{ mol } C_{16}H_{33}O_2}{256 \text{ g } C_{16}H_{33}O_2} \times \frac{1 \text{ mol پاک‌کننده صابونی}}{1 \text{ mol } C_{16}H_{33}O_2} \times \frac{278 \text{ g پاک‌کننده صابونی}}{1 \text{ mol پاک‌کننده صابونی}} = 695 \text{ g}$$

۲۹۰- **گزینه ۲** سلول‌های پوششی موجود در دیواره معده، علاوه بر قدرت ترشح یون‌های هیدروژن، توانایی جذب این یون‌ها را نیز دارند.

بررسی سایر گزینه‌ها:

۱- با افزودن سدیم هیدروکسید به مخلوط ناهمگن آب و اسیدهای چرب، ذرات این ماده با اسیدهای چرب واکنش داده و موجب تولید صابون می‌شوند. مولکول‌های صابون حاصل از این فرایند، در آب حل می‌شوند و یک مخلوط همگن را ایجاد می‌کنند.

۳- با افزودن جوش شیرین به پاک‌کننده‌ها، خاصیت بازی آن‌ها بیشتر شده و قدرت پاک‌کنندگی آن‌ها افزایش پیدا می‌کند.

۴- با افزایش مقدار اسید موجود در معده، مقدار یون‌های هیدروژن جذب‌شده توسط سلول‌های پوششی دیواره معده بیشتر شده و مقدار بیشتری از این سلول‌ها می‌میرند. با افزایش میزان مرگ‌ومیر این سلول‌ها، التهاب و خونریزی در معده ایجاد می‌شود.

۲۹۱- **گزینه ۲** عبارت‌های ۱ و ۳ درست هستند.

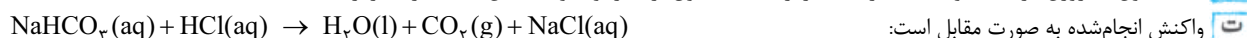
بررسی چهار عبارت:

۱- حجم اسید تولیدشده توسط غدد دیواره معده در طول یک روز بین ۲ تا ۳ لیتر است.

۲- محلول لوله‌بازکن pH بیشتری داشته و مجموع غلظت مولی یون‌های موجود در آن بیشتر است؛ پس این محلول رسانایی الکتریکی بیشتری نسبت به محلول شیشه‌پاک‌کن دارد و توجه داریم که محلول شیشه‌پاک‌کن حاوی آمونیاک و محلول لوله‌بازکن حاوی سدیم هیدروکسید است.



غلظت یون هیدروژن در اسید تولیدشده در معده برابر با 10^{-3} مول بر لیتر بوده و pH این اسید تقریباً برابر ۱/۵ است.



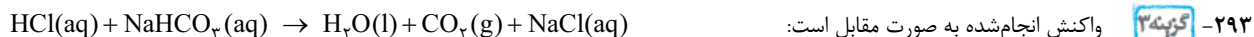
۲۹۲- کپشه در زمان غذاخوردن، pH اسید تولیدشده توسط غده‌های دیواره معده برابر ۱/۵ است، در حالی که در زمان استراحت از میزان اسیدی بودن محتویات معده کاسته می‌شود و pH این محتویات به ۳/۷ می‌رسد.

بررسی سایر گزینه‌ها:

۲) مواد گفته شده خاصیت بازی دارند و با خنثی کردن اسید معده، سبب افزایش pH محتویات معده می‌شوند.

۳) جوش شیرین یا سدیم هیدروژن کربنات با فرمول NaHCO_3 ، یک ترکیب بازی بوده و pH محلول آن بزرگ‌تر از ۷ است.

۴) pH شیره معده در بدن انسان‌های بالغ تقریباً برابر ۱/۵ بوده و غلظت یون هیدروژن در آن برابر 10^{-3} مول بر لیتر است. با مصرف هر ماده غذایی که pH آن بزرگ‌تر از pH اسید معده باشد، اسید معده رقیق‌تر شده و pH آن افزایش پیدا می‌کند.



ابتدا شمار مول‌های سدیم هیدروژن کربنات موجود در محلول سدیم هیدروژن کربنات را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ mol NaHCO}_3 = 1 \text{ L محلول} \times \frac{1000 \text{ mL محلول}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ g محلول}}{1 \text{ mL محلول}} \times \frac{46 \text{ g Na}^+}{100 \text{ g محلول}} \times \frac{1 \text{ mol Na}^+}{23 \text{ g Na}^+} \times \frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{1 \text{ mol Na}^+} = 0.2 \text{ mol}$$

در مرحله بعد، غلظت هیدروکلریک اسید را در محلول این ماده به دست می‌آوریم:

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [\text{HCl}] = [\text{H}^+] = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$$

با توجه به غلظت محلول هیدروکلریک اسید، حجم محلول مورد نیاز و حجم گاز تولید شده را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ mL HCl} = 0.2 \text{ mol NaHCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaHCO}_3} \times \frac{1 \text{ L HCl محلول}}{0.1 \text{ mol HCl}} \times \frac{1000 \text{ mL HCl محلول}}{1 \text{ L HCl محلول}} = 200 \text{ mL}$$

$$? \text{ mL CO}_2 = 0.2 \text{ mol NaHCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol NaHCO}_3} \times \frac{22.4 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \times \frac{1000 \text{ mL CO}_2}{1 \text{ L CO}_2} = 448 \text{ mL}$$



ابتدا شمار مول‌های آلومینیم هیدروکسید موجود در هر میلی لیتر از این ضداسید را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ mol Al}(\text{OH})_3 = 1 \text{ mL ضداسید} \times \frac{1/5 \text{ g ضداسید}}{1 \text{ mL ضداسید}} \times \frac{39 \text{ g Al}(\text{OH})_3}{100 \text{ g ضداسید}} \times \frac{1 \text{ mol Al}(\text{OH})_3}{78 \text{ g Al}(\text{OH})_3} = 7/5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

در مرحله بعد، غلظت هیدروکلریک اسید موجود در شیره معده را محاسبه می‌کنیم.

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

در انتها نیز حجم شیره معده مورد نیاز برای واکنش با ضداسید را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ mL اسید معده} = 7/5 \times 10^{-3} \text{ mol Al}(\text{OH})_3 \times \frac{3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Al}(\text{OH})_3} \times \frac{1 \text{ L اسید معده}}{3 \times 10^{-2} \text{ mol HCl}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L اسید معده}} = 750 \text{ mL}$$

۲۹۵- کپشه با توجه به pH محلول، ابتدا غلظت یون هیدروژن و پس از آن غلظت آسپرین حل شده در محلول را محاسبه می‌کنیم.

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

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot M(1-\alpha)} \Rightarrow 10^{-4} = \sqrt{K_a \cdot M - K_a \cdot M \cdot \alpha} \xrightarrow{\alpha.M = 10^{-4}} 10^{-4} = \sqrt{4 \times 10^{-4} \times M - 4 \times 10^{-4} \times 10^{-4}}$$

$$\xrightarrow{\text{طرفین را به توان ۲ می‌رسانیم}} 10^{-8} = 4 \times 10^{-4} \times M - 4 \times 10^{-8} \Rightarrow 5 \times 10^{-8} = 4 \times 10^{-4} \times M \Rightarrow M = 1/25 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

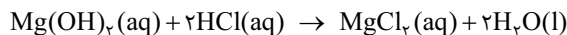
با توجه به غلظت آسپرین، جرم آسپرین حل شده در هر لیتر از محلول را به دست می‌آوریم:

$$? \text{ mg C}_9\text{H}_8\text{O}_4 = 1 \text{ L محلول} \times \frac{1/25 \times 10^{-4} \text{ mol آسپرین}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{180 \text{ g آسپرین}}{1 \text{ mol آسپرین}} \times \frac{1000 \text{ mg آسپرین}}{1 \text{ g آسپرین}} = 22/5 \text{ mg}$$

۲۹۶- کپشه با مصرف این ضداسید، حجم محتویات معده از ۸/۱۰ L به ۱ L و pH آن‌ها نیز از ۲/۳ به ۲/۷ رسیده است. مقدار یون هیدروژن موجود در محتویات معده را در هر حالت محاسبه می‌کنیم.

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-2/3} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow ? \text{ mol H}^+ = 0.8 \text{ L محلول} \times \frac{5 \times 10^{-3} \text{ mol H}^+}{1 \text{ L محلول}} = 4 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

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

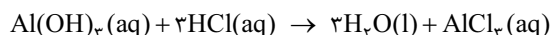


معادله واکنش انجام شده به صورت مقابل است:

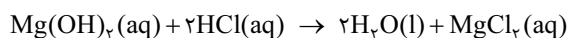
طی این واکنش، 2×10^{-3} مول از اسید موجود در معده خنثی شده است. با توجه به شمار مول های اسید خنثی شده، جرم Mg(OH)_2 موجود در این ضداسید را به دست آورده و پس از آن، غلظت این ماده را برحسب ppm محاسبه می کنیم.

$$? \text{ g Mg(OH)}_2 = 2 \times 10^{-3} \text{ mol HCl} \times \frac{1 \text{ mol Mg(OH)}_2}{2 \text{ mol HCl}} \times \frac{58 \text{ g Mg(OH)}_2}{1 \text{ mol Mg(OH)}_2} = 0.058 \text{ g}$$

$$\text{ppm} = \frac{\text{جرم حل شونده}}{\text{جرم محلول}} \times 10^6 \Rightarrow \text{ppm} = \frac{0.058}{200} \times 10^6 = 290$$



معادله واکنش های انجام شده به صورت مقابل است:



ابتدا مجموع جرم منیزیم هیدروکسید و آلومینیم هیدروکسید موجود در این نمونه 20 میلی لیتری از ضداسید را محاسبه می کنیم.

$$? \text{ g} = \frac{\text{جرم مواد مؤثر}}{\text{ضداسید}} \times \frac{\text{ضداسید}}{\text{جرم مواد مؤثر}} = \frac{3 \text{ g}}{100 \text{ g}} \times \frac{1/2 \text{ g ضداسید}}{1 \text{ mL ضداسید}} \times 20 \text{ mL} = 7/2 \text{ g}$$

شمار مول های منیزیم هیدروکسید موجود در این نمونه را برابر با m مول و شمار مول های آلومینیم هیدروکسید موجود در آن را برابر n مول در نظر می گیریم. با توجه به جرم مواد مؤثر موجود در این نمونه از ضداسید، داریم:

$$\text{مجموع جرم مواد مؤثر} = \text{Mg(OH)}_2 + \text{Al(OH)}_3 \Rightarrow 7/2 \text{ g} = m \text{ mol} \times 58 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + n \text{ mol} \times 78 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\Rightarrow 7/2 = 58m + 78n$$

در مرحله بعد، شمار مول های یون هیدروژن موجود در اسید معده را محاسبه می کنیم.

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-1/5} = 7 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \xrightarrow{[\text{HCl}] = [\text{H}^+]} ? \text{ mol HCl} = 3/6 \text{ L اسید معده} \times \frac{7 \times 10^{-2} \text{ mol H}^+}{1 \text{ L اسید معده}}$$

$$= 0.252 \text{ mol}$$

هر مول منیزیم هیدروکسید، 2 مول HCl را خنثی می کند؛ پس m مول از این ماده، $2m$ مول HCl را خنثی می کند. هر مول آلومینیم هیدروکسید نیز 3 مول HCl را خنثی می کند؛ پس n مول از این ماده، $3n$ مول HCl را خنثی می کند. با استفاده از این ضداسید معده ای، 0.252 مول هیدروکلریک اسید خنثی شده است؛ پس داریم:

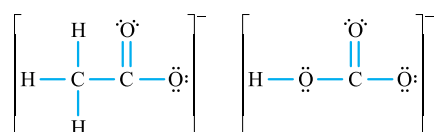
دو معادله داریم و دو مجهول! با قراردادن این معادله ها در یک دستگاه دو معادله و دو مجهول، مقدار m و n را به دست می آوریم.

$$\begin{cases} 58m + 78n = 7/2 \\ 2m + 3n = 0.252 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} m = 0.108 \\ n = 0.12 \end{cases} \Rightarrow \frac{m}{n} = 9$$

۲۹۸- گزینه های **ب** و **ت** درست هستند.

بررسی پنج عبارت:

ا ساختار لوویس این یون ها به صورت مقابل است:



همان طور که مشخص است، در یون استات 7 پیوند اشتراکی و در یون هیدروژن کربنات، 5 پیوند اشتراکی وجود دارد.

ب با استفاده از ضداسیدها، می توان از عوارض جانبی ایجاد شده توسط داروهای اسیدی جلوگیری کرد.

پ محلول های شیشه پاک کن، pH کمتری نسبت به محلول های لوله بازکن دارند. از آن جا که غلظت یون هیدروژن در یک محلول با pH آن محلول رابطه عکس دارد، پس می توان گفت غلظت یون هیدروژن در محلول شیشه پاک کن بیشتر از محلول دیگر است.

ت شیر ترش شده خاصیت اسیدی داشته و pH آن کمتر از 7 است. با افزودن آب خالص به این ماده، محلول رقیق تر شده و غلظت یون هیدروژن در آن کاهش پیدا می کند. به دنبال کاهش غلظت یون هیدروژن در یک محلول، غلظت یون هیدروکسید افزایش پیدا می کند.

ث محلول سدیم هیدروژن کربنات، همانند محلول لوله بازکن و محلول آمونیاک، خاصیت بازی داشته و pH آن بیشتر از 7 است.

۲۹۹- گزینه های مختلف نیز انرژی الکتریکی است. دو رکن اساسی برای تحقق فناوری های مختلف، دستیابی به مواد مناسب و تأمین انرژی است. پرکاربردترین شکل انرژی در به کارگیری فناوری های مختلف نیز انرژی الکتریکی است.

بررسی سایر گزینه ها:

۱ در هنگام وقوع آذرخش و تندر، بخشی از انرژی تولید شده در قالب انرژی الکتریکی میان سامانه واکنش و محیط پیرامون جاری می شود.

۳ تولید انرژی الکتریکی پاک و ارزان، دستاوردی از دانش الکتروشیمی است که در سایه فناوری های پیشرفته، افزایش سطح رفاه و آسایش را در جهان به دنبال داشته است.

۴ تأمین روشنائی، گرمایش و سرمایش آسان تر، حمل و نقل سریع تر و ایمن تر و انتقال ایمن آب آشامیدنی، نیم رخ هایی از افزایش سطح رفاه هستند.