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 ـ 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

سؤالات 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 مقایسهٔ 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، نشان‌دهندهٔ 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.

چندنکته

- 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 شیرهٔ 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 قرمزرنگ می‌شود.

اگه یادتون باشه، از این ماده برای تولید پلی‌لاکتیک اسید استفاده می‌شه.

مفهوم pH محلول‌ها

برای سنجش میزان اسیدی‌بودن 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 گسترهٔ ۰ تا ۱۴ بیان می‌شود و به صورت زیر قابل محاسبه است:

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

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

$$\log a^n = n.\log a \qquad \log a.b = \log a + \log b \qquad \log\frac{a}{b} = \log a - \log b$$

طراحان محترم کنکور! مقدار لگاریتم اعداد مختلف را در سؤالات مربوط به محاسبهٔ pH محلول‌ها نمی‌دهند؛ پس حتماً مقدار لگاریتم عددهای زیر را به خاطر بسپارید:

$$\log ۲ = ۰/۳ \qquad \log ۳ = ۰/۵ \qquad \log ۵ = ۰/۷ \qquad \log ۷ = ۰/۸۵$$

چندنکته

- به کمک رابطهٔ روبه‌رو، می‌توان غلظت یون هیدروژن موجود در یک محلول را از روی مقدار pH آن محلول محاسبه کرد: $[H^+] = ۱۰^{-pH}$
- مقدار pH یک محلول، فاقد یکا 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 رابطهٔ عکس دارد.

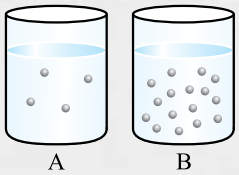
تست pH یک محلول برابر ۲ و pH محلول دیگری برابر ۸ است. غلظت یون H^+ در محلول دوم، چند برابر محلول اول است؟

۱) $۱۰^{-۶}$ ۲) ۴×۱۰^{۲} ۳) $۱۰^{+۶}$ ۴) $۲/۵\times۱۰^{-۲}$

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

$$[H^+] = ۱۰^{-pH} \begin{cases} \text{محلول اول}: [H^+] = ۱۰^{-۲} \\ \text{محلول دوم}: [H^+] = ۱۰^{-۸} \end{cases} \Rightarrow \frac{\text{غلظت } H^+ \text{ در محلول دوم}}{\text{غلظت } H^+ \text{ در محلول اول}} = \frac{۱۰^{-۸}}{۱۰^{-۲}} = ۱۰^{-۶}$$

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



۱) ۰/۳ ـ کم‌تر
۲) ۰/۶ ـ کم‌تر
۳) ۰/۳ ـ بیشتر
۴) ۰/۶ ـ بیشتر

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

محاسبهٔ 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 محاسبهٔ غلظت یون هیدروژن در محلولی از یک اسید تک‌پروتون‌دار با غلظت مولی M و درجهٔ یونش α، می‌توانیم از رابطهٔ مقابل استفاده کنیم: $[H^+] = M.\alpha$

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.

تست **۲ مول گاز هیدروژن کلرید را در مقداری آب حل کرده و حجم محلول حاصل را با اضافه‌کردن آب خالص، به ۱۰ L می‌رسانیم. pH محلول حاصل کدام است؟**

۱) ۰/۳
۲) ۱/۳
۳) ۰/۷
۴) ۰/۵

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

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

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

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

تست **در دمای معین، درجهٔ یونش اسید HA در محلول ۰/۴ مولار آن، برابر ۰/۰۲۵ است. pH این محلول در دمای موردنظر کدام است؟**

۱) ۱
۲) ۲
۳) ۳
۴) ۴

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

$$[H^+] = M.\alpha = 0/4\times 0/025 = 0/01\ mol.L^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 0/01 = 2$$

محاسبهٔ 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: $H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$ در آب تولید می‌شوند. ثابت تعادل این واکنش به صورت زیر محاسبه می‌شود:

$$H_2O(l) \rightleftharpoons OH^-(aq) + H^+(aq) \qquad K = K_W = [OH^-][H^+]$$

آزمایش‌های مختلف نشان می‌دهد که مقدار K_W در دمای اتاق $(25\ ^\circ C)$، برابر با $10^{-14}\ mol^2.L^{-2}$ 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:

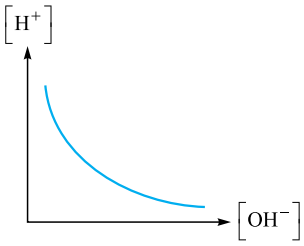
$$K_W = [H^+][OH^-] = ۱۰^{-۱۴} \xrightarrow{[H^+]=[OH^-]} ۱۰^{-۱۴} = [H^+]^۲ \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-۷}\,mol.L^{-۱}$$

با توجه به $[H^+]$ در آب خالص در دمای $۲۵^\circ C$، pH آن به صورت مقابل به دست می‌آید:

$$pH = -\log[H^+] = -\log ۱۰^{-۷} = ۷$$

چندنکته

- با توجه به رابطهٔ K_W، پی می‌بریم که غلظت یون‌های H^+ و OH^- در یک محلول، با هم رابطهٔ 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 رابطهٔ $[H^+][OH^-] = ۱۰^{-۱۴}$ 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 رابطهٔ $[H^+][OH^-] = ۱۰^{-۱۴}$، می‌توان غلظت هر یک از یون‌های H^+ یا OH^- را با داشتن غلظت مولی یون دیگر به دست آورد.

تست **در محلولی از هیدروکلریک اسید با $pH = ۲$ در دمای $۲۵^\circ C$، غلظت مولی یون H^+ چند برابر غلظت مولی یون OH^- است؟**

۱) $۱۰^{-۱۰}$ ۲) $۱۰^{۱۰}$ ۳) $۱۰^{-۱۲}$ ۴) $۱۰^{۱۲}$

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

$$[H^+] = ۱۰^{-pH} \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-۲}\,mol.L^{-۱}$$

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.

$$K_W = ۱۰^{-۱۴} = [H^+][OH^-] \Rightarrow ۱۰^{-۱۴} = ۱۰^{-۲} \times [OH^-] \Rightarrow [OH^-] = ۱۰^{-۱۲}\,mol.L^{-۱}$$

$$\frac{[H^+]}{[OH^-]} = \frac{۱۰^{-۲}\,mol.L^{-۱}}{۱۰^{-۱۲}\,mol.L^{-۱}} = ۱۰^{۱۰}$$

محاسبهٔ pH محلول‌های بازی

در محلول‌های بازی، غلظت یون هیدروکسید بیشتر از یون هیدرونیوم است ($[OH^-] > [H^+]$). برای محاسبهٔ pH این محلول‌ها، ابتدا باید غلظت یون OH^- موجود در محلول را به کمک رابطهٔ M.α به دست بیاوریم و پس از آن، به کمک رابطهٔ $[H^+][OH^-] = K_W = ۱۰^{-۱۴}$، غلظت یون هیدروژن را محاسبه کنیم. در مرحلهٔ آخر نیز با توجه به غلظت یون هیدروژن، pH محلول را محاسبه می‌کنیم.

چندنکته

- برای محاسبهٔ pH محلول‌های بازی می‌توانیم از رابطهٔ مقابل کمک بگیریم:

$$pH = -\log[H^+] = -\log\frac{۱۰^{-۱۴}}{[OH^-]} = \log\frac{[OH^-]}{۱۰^{-۱۴}}$$

- برای به دست آوردن غلظت یون هیدروکسید در محلول‌های بازی می‌توانیم از رابطهٔ مقابل استفاده کنیم: $[OH^-] = ۱۰^{pH-۱۴}$

تست **۴۰ گرم سدیم هیدروکسید جامد را در مقداری آب حل کرده و حجم محلول را با اضافه‌کردن آب خالص، به ۲ L می‌رسانیم. pH محلول حاصل از این فرایند کدام است؟ $(Na = ۲۳, O = ۱۶, H = ۱ : g.mol^{-۱})$**

۱) ۱۳/۳ ۲) ۱۳/۷ ۳) ۱۲/۳ ۴) ۱۲/۷

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

$$?\,mol\,NaOH = ۴۰\,g\,NaOH \times \frac{۱\,mol\,NaOH}{۴۰\,g\,NaOH} = ۱\,mol$$

$$\text{غلظت مولی محلول} = \frac{\text{مول NaOH}}{\text{لیتر محلول}} = \frac{۱\,mol}{۲\,L} = ۰/۵\,mol.L^{-۱} \xrightarrow{\alpha=۱} [OH^-] = [NaOH] = ۰/۵\,mol.L^{-۱}$$

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

$$K_W = [OH^-][H^+] = ۱۰^{-۱۴} \Rightarrow ۱۰^{-۱۴} = ۰/۵ \times [H^+] \Rightarrow [H^+] = ۲ \times ۱۰^{-۱۴}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log ۲ \times ۱۰^{-۱۴} = -(\log ۲ + \log(۱۰^{-۱۴})) = -(۰/۳ - ۱۴) = ۱۳/۷$$

یه راه دیگه: برای محاسبهٔ pH این محلول، از روش روبه‌رو هم می‌توانیم استفاده کنیم: $pH = \log\frac{[OH^-]}{۱۰^{-۱۴}} \Rightarrow pH = \log(\frac{۰/۵}{۱۰^{-۱۴}}) = ۱۳/۷$

تست **اگر درجهٔ یونش آمونیاک در محلولی از آن با $pH = ۱۰$، برابر با ۰/۱ باشد، غلظت مولی آمونیاک در محلول موردنظر برابر با چند $mol.L^{-۱}$ است؟**

۱) $۱۰^{-۵}$ ۲) $۱۰^{-۴}$ ۳) $۱۰^{-۳}$ ۴) $۱۰^{-۲}$

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

$$[H^+] = ۱۰^{-pH} = ۱۰^{-۱۰} mol.L^{-۱} \Rightarrow K_W = ۱۰^{-۱۴} = [H^+][OH^-] \Rightarrow ۱۰^{-۱۴} = ۱۰^{-۱۰} \times [OH^-] \Rightarrow [OH^-] = ۱۰^{-۴} mol.L^{-۱}$$

به راه دیگه: برای محاسبهٔ غلظت یون هیدروکسید، از روش زیر هم می‌توانیم استفاده کنیم:

$$[OH^-] = ۱۰^{pH-۱۴} \Rightarrow [OH^-] = ۱۰^{۱۰-۱۴} = ۱۰^{-۴} \ mol.L^{-۱}$$

گام دوم: معادلهٔ یونش آمونیاک، به صورت مقابل است: $NH_۳(aq) + H_۲O(l) \rightarrow NH_۴^+(aq) + OH^-(aq)$

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

$$[OH^-] = M.\alpha = \text{غلظت باز} \times \text{درجهٔ یونش} \Rightarrow ۱۰^{-۴} = \text{غلظت باز} \times ۰/۱ \Rightarrow \text{غلظت باز} = ۱۰^{-۳} mol.L^{-۱}$$

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 اضافه‌کردن 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.

چندنکته

- اگر محلول یک اسید قوی و یا یک باز قوی را n مرتبه رقیق کنیم (حجم محلول را با اضافه‌کردن آب خالص به آن، n برابر کنیم)، pH این محلول به اندازهٔ $\log n$ واحد به pH ناحیهٔ خنثی $(pH = ۷)$ 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 اندازهٔ $\log n$ واحد از pH ناحیهٔ خنثی $(pH = ۷)$ دورتر می‌شود.
- اگر محلول یک اسید ضعیف و یا یک باز ضعیف را n مرتبه رقیق کنیم، pH این محلول به اندازهٔ کم‌تر از $\log n$ واحد به pH ناحیهٔ خنثی $(pH = ۷)$ نزدیک‌تر می‌شود.
- اگر محلول یک اسید ضعیف و یا یک باز ضعیف را n مرتبه غلیظ کنیم، pH این محلول به اندازهٔ کم‌تر از $\log n$ واحد از pH ناحیهٔ خنثی $(pH = ۷)$ دورتر می‌شود.

تست **به ۱۰ mL محلول HCl با $pH = ۲$، ۹۰ mL آب خالص اضافه می‌کنیم. pH محلول حاصل از این فرایند کدام است؟**

۱) ۱ ۲) ۱/۷ ۳) ۲/۳ ۴) ۳

پاسخ **گزینهٔ «۴»** با افزودن ۹۰ mL آب به این محلول، حجم محلول ۱۰ برابر شده و غلظت اسید موجود در آن، ۱۰ مرتبه رقیق‌تر می‌شود؛ پس pH این محلول به اندازهٔ $\log ۱۰ = ۱$ واحد به pH ناحیهٔ خنثی نزدیک‌تر شده و از ۲ به ۳ می‌رسد.

به راه دیگه: برای محاسبهٔ 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 مرحلهٔ بعد، با گرفتن لگاریتم از غلظت یون هیدروژن، می‌توانیم pH محلول را محاسبه کنیم.

تست **به ۲۰ mL محلول سدیم هیدروکسید با غلظت $۰/۲ mol.L^{-۱}$، چند میلی‌لیتر آب خالص اضافه کنیم تا pH محلول به ۱۲ برسد؟**

۱) ۳۸۰ ۲) ۱۸۰ ۳) ۲۸۰ ۴) ۴۸۰

پاسخ **گزینهٔ «۱»** **گام اول:** ابتدا غلظت یون هیدروژن را محاسبه کرده و پس از آن، pH محلول را به دست می‌آوریم.

$$[OH^-] = M.\alpha = ۰/۲ \times ۱ = ۰/۲ \ mol.L^{-۱} \Rightarrow K_W = ۱۰^{-۱۴} = [OH^-] \times [H^+] \Rightarrow ۱۰^{-۱۴} = ۰/۲ \times [H^+] \Rightarrow [H^+] = ۵ \times ۱۰^{-۱۴}$$

$$pH = -\log [H^+] \Rightarrow pH = -\log (۵ \times ۱۰^{-۱۴}) = -(\log ۵ + \log ۱۰^{-۱۴}) = -(۰/۷ - ۱۴) = ۱۳/۳$$

گام دوم: برای آن‌که pH محلول از ۱۳/۳ به ۱۲ برسد، محلول موردنظر را باید به اندازهٔ $۱۰^{۱/۳}$ $(۱۰^{۱/۳} = ۱۰^{۱} \times ۱۰^{۰/۳} = ۱۰ \times ۲ = ۲۰)$ برابر رقیق کنیم. برای این منظور، باید ۳۸۰ mL آب خالص را به محلول اضافه کنیم تا حجم نهایی آن به ۴۰۰ mL برسد.

به راه دیگه: می‌توانستیم به جای استفاده از قوانین رقیق‌سازی محلول‌ها، ابتدا غلظت یون OH^- موجود در محلولی از NaOH با $pH = ۱۲$ را به دست بیاوریم و پس از آن، با توجه به غلظت اولیهٔ این یون، حجم آب مورد نیاز برای رقیق‌کردن محلول را محاسبه کنیم.

تست **اگر غلظت نیتریک اسید حل‌شده در یک محلول را ۴ برابر کنیم، pH این محلول به اندازهٔ چند واحد تغییر می‌کند؟**

۱) ۰/۳ ۲) ۰/۶ ۳) ۲ ۴) ۱/۲

پاسخ **گزینهٔ «۲»** طی این فرایند، محلول نیتریک اسید اولیه به اندازهٔ ۴ مرتبه غلیظ‌تر شده است؛ پس pH آن به اندازهٔ $\log ۴$ ($\log ۴ = \log ۲^۲ = ۲ \times ۰/۳ = ۰/۶$) واحد از pH منطقهٔ خنثی ($pH = ۷$) دورتر می‌شود.

پرسش‌های چهارگزینه‌ای

مفهوم pH محلول‌ها و راه‌های محاسبهٔ آن

۱۷۴- چه تعداد از مطالب زیر درست است؟

آ) از مقیاس pH برای مقایسهٔ 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، نشان‌دهندهٔ مقدار pH تقریبی آن محلول خواهد بود.

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

۱) ۱ ۲) ۲ ۳) ۳ ۴) ۴

۱۷۵- کدام‌یک 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 معدهٔ انسان، برخلاف pH محتویات موجود در رودهٔ کوچک، کم‌تر از ۷ است.

۳) مقدار pH نمونه‌ای از شیرهٔ معده که غلظت یون هیدرونیوم در آن برابر ۵×۱۰^{-۳} 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 عبارت‌های زیر درست است؟

آ) هیدرویدیک اسید، برخلاف نیترو 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 خورندگی نیز دارند.

۱) ۱ ۲) ۲ ۳) ۳ ۴) ۴

۱۷۷- کدام‌یک از مطالب زیر درست است؟

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

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

۳) در محلول فورمیک اسید، رابطهٔ $[HCOO^-] > [H^+] > [HCOOH]$ 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 عبارت‌های داده‌شده نادرست است؟

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

ب) رسانایی الکتریکی محلول ۱ مولار نیترو اسید، کم‌تر از رسانایی الکتریکی محلول ۱ مولار استیک اسید است.

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

ت) غلظت مولی یون هیدرونیوم در یک محلول بازی با $pH = ۱۱/۵$، برابر با ۳×۱۰^{-۱۱} مول بر لیتر است.

۱) ۱ ۲) ۲ ۳) ۳ ۴) ۴

محاسبهٔ pH محلول اسیدهای قوی و ضعیف

۱۷۹- حجم‌های برابری از گازهای دی‌نیتروژن پنتااکسید 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 اندازهٔ ..... واحد ..... از محلول دیگر است.

۱) ۱ ـ کم‌تر ۲) ۰/۳ ـ کم‌تر ۳) ۱ ـ بیشتر ۴) ۰/۳ ـ بیشتر

۱۸۰- ۸/۹۶ لیتر گاز هیدروژن برمید را در شرایط استاندارد در مقداری آب حل کرده و حجم محلول را با اضافه‌کردن آب خالص به ۱۶۰۰ میلی‌لیتر می‌رسانیم. pH محلول حاصل از این فرایند کدام است؟

۱) ۰/۱۶ ۲) ۰/۲ ۳) ۰/۴ ۴) ۰/۶

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

۱) ۰/۲۲۴ ۲) ۲/۲۴ ۳) ۰/۱۱۲ ۴) ۱/۱۲

۱۸۲- مقدار pH یک نمونه محلول هیدروفلوئوریک اسید با چگالی $1\,g.mL^{-1}$ که غلظت یون فلوئورید در آن برابر ۵۷۰ ppm می‌باشد، کدام است؟ $(F = 19\,g.mol^{-1})$

۱) ۱/۷ ۲) ۱/۵ ۳) ۲/۳ ۴) ۲/۵

۱۸۳- کدام‌یک از مطالب زیر درست است؟

۱) هر مادهٔ شیمیایی که در آب محلول باشد، نمی‌تواند در چربی‌ها حل بشود.

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

۳) اگر pH محلول ۰/۰۱ مولار اسید HA برابر با ۴ باشد، درجهٔ یونش این اسید برابر ۰/۰۱ می‌شود.

۴) گاز حاصل از واکنش میان مخلوط سدیم هیدروکسید و آلومینیم با آب، در واکنش تجزیهٔ آب‌اکسیژنه نیز تولید می‌شود.

۱۸۴- pH تقریبی محلول $0/1\,mol.L^{-1}$ اسید ضعیف HA با $K_a = 10^{-5}$، کدام است؟ *(سراسری ریاضی ۹۱)*

۱) ۴ ۲) ۳ ۳) ۲ ۴) ۵

۱۸۵- مقدار K_a برای بنزوئیک اسید، برابر با 5×10^{-5} است. برای تهیهٔ نیم لیتر محلول بنزوئیک اسید با $pH = 2/7$، به چند گرم از این اسید نیاز داریم؟ $(O = 16 , C = 12 , H = 1 : g.mol^{-1})$

۱) ۴/۸۸ ۲) ۴/۲۴ ۳) ۹/۷۶ ۴) ۸/۴۸

۱۸۶- نیم لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $pH = 5$ در اختیار داریم. در مرحلهٔ اول، با حل‌کردن m_1 گرم گاز هیدروژن کلرید در محلول، pH آن را به ۳ می‌رسانیم و پس از آن، در مرحلهٔ دوم با حل‌کردن m_2 گرم گاز هیدروژن کلرید در محلول، pH آن را به یک می‌رسانیم. چنان‌چه انحلال HCl(g)، تغییری در حجم محلول ایجاد نکرده باشد، مقدار m_1 چند برابر مقدار m_2 است؟ $(Cl = 35/5 , H = 1 : g.mol^{-1})$

۱) ۰/۱ ۲) ۰/۰۹ ۳) ۰/۱۱ ۴) ۰/۰۱

۱۸۷- pH محلول ۰/۰۱ مولار از اسید ضعیف HA در دمای $25\,^{\circ}C$ برابر ۲/۷ است. ثابت یونش اسید موردنظر در این دما برابر با چند $mol.L^{-1}$ است؟

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

۱۸۸- بر اثر حل‌شدن چند مول اسید HA که K_a آن برابر یک است، در یک لیتر آب مقطر، pH محلول به صفر می‌رسد؟ *(سراسری تجربی ۹۳)*

۱) ۱ ۲) ۲ ۳) ۳ ۴) ۴

۱۸۹- با توجه به داده‌های جدول زیر، دربارهٔ 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	٪۷/۲	b
HB	a + ۱	٪۱/۸	x

۱) ۰/۳ ۲) ۰/۶ ۳) ۰/۴ ۴) ۰/۵

۱۹۰- برای تهیهٔ محلولی از اسید ضعیف HA با $K_a = 5\times10^{-5}$ که pH آن با pH محلول ۰/۰۱ مولار هیدروکلریک اسید برابر باشد، غلظت مولی آن تقریباً باید چند برابر مولاریتهٔ محلول هیدروکلریک اسید باشد؟ *(سراسری تجربی ۹۰)*

۱) ۴۰ ۲) ۵۰ ۳) ۱۰۰ ۴) ۲۰۰

۱۹۱- گاز دی‌نیتروژن پنتااکسید، براساس معادلهٔ $N_2O_5(g) + H_2O(l) \rightarrow 2H^+(aq) + 2NO_3^-(aq) , \Delta H = -76\,kJ$، در آب حل می‌شود. مقداری از این گاز را در حجمی از آب حل کرده و پس از آن، حجم محلول موردنظر را در دمای $25\,^{\circ}C$ با اضافه‌کردن آب خالص به ۲ لیتر می‌رسانیم. اگر طی این فرایند، ۳۰/۴ kJ گرما آزاد شده باشد، pH محلول حاصل کدام است؟

۱) ۰/۴ ۲) ۰/۳ ۳) ۰/۷ ۴) ۱/۳

۱۹۲- ۰/۸۱ گرم از گازهای هیدروژن برمید و هیدروژن سیانید را به طور مجزا در یک لیتر از آب خالص حل می‌کنیم. چنان‌چه مقدار K_a برای محلول هیدروسیانیک اسید برابر $4/32\times10^{-10}$ باشد و انحلال این ترکیب‌ها تغییری در حجم محلول ایجاد نکند، مقدار pH این محلول‌ها تقریباً اندازهٔ چند واحد با هم فرق می‌کند؟ $(Br = 80 , N = 14 , C = 12 , H = 1 : g.mol^{-1})$

۱) ۴/۹ ۲) ۴/۴ ۳) ۳/۹ ۴) ۳/۴

۱۹۳- هیپوکلرو اسید، براساس معادلهٔ $Cl_2O(s) + H_2O(l) \rightarrow 2HClO(aq)$، تولید می‌شود. $130/5\ g$ 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؟ $(Cl = 35/5 , O = 16 : g.mol^{-1})$

۱) ۳/۴ ۲) ۴/۲ ۳) ۴/۶ ۴) ۳/۸

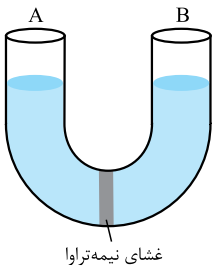
۱۹۴- در ۵ لیتر محلول هیدروبرمیک اسید با $pH = 2$، چند لیتر گاز هیدروژن فلوئورید با دمای $39\ ^\circ C$ و فشار ۱ اتمسفر را باید حل کنیم تا pH محلول به اندازهٔ ۰/۷ واحد تغییر کرده و درجهٔ یونش مولکول‌های HF نیز برابر با ۰/۰۲ باشد؟ (از تغییر حجم محلول صرف‌نظر کنید.)

۱) ۲۵۶ ۲) ۱۲۸ ۳) ۳۲۰ ۴) ۱۶۰

۱۹۵- اگر درصد یونش برای اسید HA برابر ۱۰٪ 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) 9×10^{-3}، $1/11\times10^{-6}$ ۲) 1×10^{-2}، $1/11\times10^{-6}$ ۳) 9×10^{-3}، $1/11\times10^{-4}$ ۴) 1×10^{-2}، $1/11\times10^{-4}$

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 اجازهٔ عبور بدهد، .....



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 $0/2\ mol.L^{-1}$ اسید HA که K_a آن برابر ۰/۱ می‌باشد، کدام است؟ *(سراسری تجربی ۹۱)*

۱) ۰/۷ ۲) ۱ ۳) ۱/۲۵ ۴) ۱/۷

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

۱) ۶۳ ۲) ۴۰/۵ ۳) ۲۷ ۴) ۵۹/۵

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، کدام‌یک از مطالب زیر در رابطه با این محلول‌ها نادرست است؟

۱) درجهٔ یونش اسید HA در محلول آن، ۱۰ برابر درجهٔ 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، ۱۰ برابر غلظت اسید HB در محلول آن است.
۴) مقایسهٔ قدرت اسیدی این ترکیب‌های شیمیایی به صورت $HB < HA$ 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 ۱/۶ بوده و درجهٔ یونش اسیدهای HA و HB در آن به ترتیب برابر ۰/۰۱ و ۰/۰۶ باشد، درصد حجمی گاز HA در مخلوط گازی اولیه کدام است؟

۱) ۲۰ ۲) ۲۵ ۳) ۸۰ ۴) ۷۵

۲۰۱- اگر pH دو محلول جداگانه از اتانوئیک اسید $(K_a \simeq 2\times10^{-5})$ و کلرواتانوئیک اسید $(K_a \simeq 2\times10^{-3})$، برابر ۳ باشد، نسبت غلظت مولار محلول اسید قوی‌تر به غلظت مولار محلول اسید ضعیف‌تر، به تقریب کدام است؟ *(سراسری تجربی خارج از کشور ۹۵)*

۱) ۰/۰۱ ۲) ۰/۰۳ ۳) ۰/۱ ۴) ۰/۳

۲۰۲- نمونه‌ای از محلول استیک اسید $(K_a = 2\times10^{-5})$ با $pH = 2/7$ و حجم $8\ L$ در اختیار داریم. از واکنش میان اسید موجود در این محلول با مقدار کافی اتانول، برای تولید چند گرم اتیل اتانوات می‌توان استفاده کرد؟ $(O = 16 , C = 12 , H = 1 : g.mol^{-1})$

۱) ۱۳۲ ۲) ۱۴۰/۸ ۳) ۸۸ ۴) ۱۷/۶

۲۰۳- مقدار K_a برای اسید HA برابر $2\times10^{-5}\ mol.L^{-1}$ است. اگر یک مول HA در یک لیتر محلول HCl با $pH = 1$ حل شود، $[A^-]$ به تقریب، به چند مول بر لیتر می‌رسد؟ *(سراسری تجربی خارج از کشور ۹۶)*

۱) 2×10^{-4} ۲) $4/5\times10^{-3}$ ۳) 2×10^{-3} ۴) $4/5\times10^{-2}$

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) ۲×۱۰^{-۳} ۲) $۱/۷۵\times۱۰^{-۲}$ ۳) ۵×۱۰^{-۳} ۴) $۱/۴\times۱۰^{-۲}$

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 اندازهٔ ..... واحد کم‌تر از محلول دیگر است. $(Br=۸۰, O=۱۶, N=۱۴, H=۱: g.mol^{-۱})$

۱) هیدروبرمیک اسید ـ ۰/۱۵ ۲) نیتریک اسید ـ ۰/۱۵ ۳) هیدروبرمیک اسید ـ ۰/۳ ۴) نیتریک اسید ـ ۰/۳

۲۰۶- از سوختن نیتروژن موجود در سوخت‌ها، گاز $NO_۲$ حاصل شده و این گاز براساس معادلهٔ موازنه‌نشدهٔ $NO_۲ + O_۲ + H_۲O \rightarrow HNO_۳$، 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 pH = ۳ و چگالی $۱ g.mL^{-۱}$ تولید می‌شود؟ $(N=۱۴ g.mol^{-۱})$

۱) ۳۰ ۲) ۶۰ ۳) ۳ ۴) ۶

۲۰۷- اگر pH محلولی از اسید HA با درجهٔ یونش ۰/۲، برابر با pH محلولی از اسید HB با درجهٔ 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

محاسبهٔ pH آب خالص

۲۰۸- چه تعداد از مطالب زیر درست هستند؟

آ) مقدار pH نوشابهٔ 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 $H_۳O^+$ بوده و رسانایی الکتریکی ناچیزی دارد.

ت) در یک محلول اسیدی با pH = ۰، 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 $۲۵^\circ C$، غلظت یون هیدرونیوم در یک نمونه از شیر ترش‌شده، بیشتر از $۱۰^{-۷} mol.L^{-۱}$ 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- کدام‌یک از مطالب زیر نادرست است؟

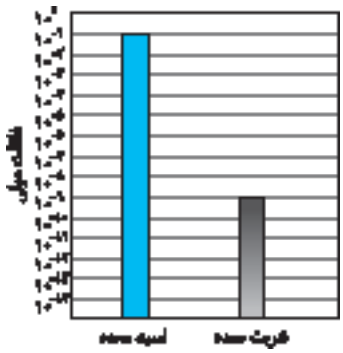
۱) در محلولی از یک اسید قوی با pH = ۴، غلظت مولی یون هیدرونیوم، $۱۰^۶$ برابر غلظت مولی یون هیدروکسید است.

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

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

۴) اگر درجهٔ یونش اسید HA برابر ۰/۰۸ باشد، pH محلول ۰/۵ مولار این اسید در دمای $۲۵^\circ C$ برابر با ۲/۴ می‌شود.

۲۱۱- نمودار مقابل، غلظت مولی یکی از یون‌های موجود در شربت معده و اسید معده را در دمای $۲۵^\circ C$ نشان می‌دهد. چه تعداد از مطالب زیر، در رابطه با این محلول‌ها درست است؟



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

ب) غلظت یون هیدروکسید در اسید معده، $۱۰^۸$ برابر غلظت این یون در شربت معده است.

پ) شربت معده، همانند محتویات رودهٔ 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 عصارهٔ 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 $pH = ۶/۵$، تقریباً به اندازهٔ ..... مول بر لیتر ..... از غلظت یون هیدروکسید در این محلول است.

۱) $۳/۳\times۱۰^{-۷}$ ـ کم‌تر ۲) $۲/۷\times۱۰^{-۷}$ ـ کم‌تر ۳) $۳/۳\times۱۰^{-۷}$ ـ بیشتر ۴) $۲/۷\times۱۰^{-۷}$ ـ بیشتر

۲۱۳- برای تهیهٔ ۲ لیتر محلول بنزوئیک اسید با $K_a = ۱/۶\times۱۰^{-۵}$ که در آن غلظت یون هیدرونیوم $۱/۶\times۱۰^{-۷}$ برابر غلظت یون هیدروکسید باشد، به چند گرم از این ترکیب شیمیایی نیاز داریم؟ $(O = ۱۶ , C = ۱۲ , H = ۱ : g.mol^{-۱})$

۱) ۲/۴۴ ۲) ۱/۲۲ ۳) ۳/۶۶ ۴) ۴/۸۸

۲۱۴- در محلولی از هیدروکلریک اسید با $pH = ۳$، غلظت مولی یون هیدروژن ..... برابر غلظت مولی یون هیدروکسید است و برای آن‌که pH هر لیتر از این محلول به نصف مقدار اولیهٔ آن کاهش پیدا کند، باید ..... میلی‌گرم $HCl(g)$ در این محلول حل شود. $(Cl = ۳۵/۵ , H = ۱ : g.mol^{-۱})$

۱) $۱۰۵۸/۵_۱۰^{۸}$ ۲) $۶۹۳/۵_۱۰^{۷}$ ۳) $۶۹۳/۵_۱۰^{۸}$ ۴) $۱۰۵۸/۵_۱۰^{۷}$

محاسبهٔ pH محلول بازهای قوی و ضعیف

۲۱۵- غلظت مولی یون کلرید در محلولی از هیدروکلریک اسید با $pH = ۲/۷$، چند برابر غلظت مولی یون سدیم در محلولی از سدیم هیدروکسید با $pH = ۹/۷$ است؟

۱) ۴۰ ۲) ۲۵ ۳) ۲۰ ۴) ۵

۲۱۶- برای تهیهٔ ۵۰۰ میلی‌لیتر محلول بازی با $pH = ۱۲/۶$، باید چند گرم باریم اکسید جامد را در مقدار کافی آب حل کنیم؟ $(Ba = ۱۳۷ , O = ۱۶ : g.mol^{-۱})$

۱) ۳/۰۶ ۲) ۲/۹۲ ۳) ۴/۵۹ ۴) ۱/۵۳

۲۱۷- کدام‌یک از مطالب زیر نادرست است؟

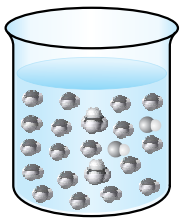
۱) محلول بازهای معروفی مثل سود سوزآور و پتاس سوزآور از جمله بازهای قوی هستند و موادی خورنده به شمار می‌روند.

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 $NH_۴^+$ در محلول آبی آمونیاک برقرار می‌شود.

۲۱۸- $۸۹/۶\ mL$ 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) ۱۰/۳
۲) ۹/۷
۳) ۱۰/۷
۴) ۱۱/۳

۲۱۹- pH محلولی از سدیم هیدروکسید که در هر گرم از آن، ۱۶ میلی‌گرم از این ماده وجود دارد، کدام است؟
$(Na = ۲۳ , O = ۱۶ , H = ۱ : g.mol^{-۱} , d_{\text{محلول}} = ۱/۲۵\ g.mL^{-۱})$

۱) ۱۳/۳ ۲) ۱۳/۵ ۳) ۱۳ ۴) ۱۳/۷

۲۲۰- اگر انحلال‌پذیری منیزیم هیدروکسید در دمای $۲۵\ ^\circ C$، برابر با $۶/۹۶\times۱۰^{-۴}\ g$ در $۱۰۰\ g$ آب باشد، pH محلول سیرشدهٔ این ترکیب در دمای $۲۵\ ^\circ C$ تقریباً چه‌قدر است؟

۱) ۹/۶ ۲) ۱۰/۴ ۳) ۱۰/۱ ۴) ۹/۹

۲۲۱- کدام‌یک 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 ۲×۱۰^{-۲} می‌شود.

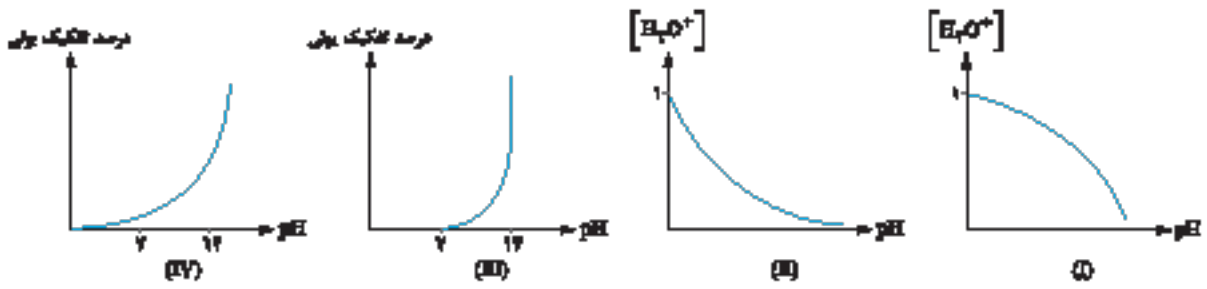
۳) هر لیتر محلول پتاسیم هیدروکسید که pH آن برابر ۱۲ باشد، تقریباً شامل $۱۰^{-۲}$ مول یون می‌شود.

۴) در یک نمونه از محلول نیترو اسید، غلظت مولی یون هیدرونیوم بیشتر از غلظت مولی ذرات اسید یونیده‌نشده است.

۲۲۲- معادلهٔ انحلال‌پذیری باز قوی BOH به صورت $S = ۲ + ۰/۲۵\theta$ است. دمای ۲۳۸ گرم از محلول سیرشدهٔ این ترکیب را از $۶۸\ ^\circ C$ تا $۳۶\ ^\circ C$ کاهش می‌دهیم. با استفاده از باز ته‌نشین‌شده در این فرایند، چند لیتر محلول بازی با $pH = ۱۳$ می‌توان تهیه کرد؟ $(BOH = ۴۰\ g.mol^{-۱})$

۱) ۲ ۲) ۲/۵ 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.



۱) IV ، I ۲) IV ، II ۳) III ، I ۴) III ، II

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

۱) ۱۲/۳ ۲) ۱۳/۱ ۳) ۱۴/۹ ۴) ۱۵/۲

۲۲۵- HA، یک اسید قوی با جرم مولی $m\ g.mol^{-1}$ و BOH نیز یک باز قوی با جرم مولی $10m\ g.mol^{-1}$ است. جرم‌های برابری از این اسید و باز را به صورت مجزا در مقداری آب حل کرده و حجم هر محلول را به ۲ لیتر می‌رسانیم. اگر تفاوت pH این محلول‌ها برابر با ۹/۶ واحد باشد، pH محلول اسیدی برابر با کدام‌یک از گزینه‌های زیر می‌شود و در هر لیتر از محلول باز BOH چند مول از این باز حل شده است؟

۱) 2×10^{-3} ـ ۱/۷ ۲) 2×10^{-2} ـ ۲/۷ ۳) 8×10^{-3} ـ ۲/۳ ۴) 8×10^{-4} ـ ۱/۳

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

۱) ۰/۶ ۲) ۱/۴ ۳) ۰/۸ ۴) ۱/۲

۲۲۷- ۱۰۰ g آهن (III) اکسید با خلوص ۸۰ درصد را با مقدار کافی فلز سدیم وارد واکنش کرده و سدیم اکسید حاصل از این فرایند را در ۶۰ 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؟ $(Fe = 56 , O = 16 : g.mol^{-1})$

۱) ۱۱/۳ ۲) ۱۱/۷ ۳) ۱۲/۳ ۴) ۱۲/۷

۲۲۸- در محلول منیزیم هیدروکسید در آب، غلظت یون‌ها از رابطهٔ $[Mg^{2+}][OH^-]^2 = 1/5\times10^{-11}\ mol^3.L^{-3}$، پیروی می‌کند. حداکثر غلظت منیزیم سولفات قابل حل در محلول سدیم هیدروکسید با $pH = 9$، برابر چند مول بر لیتر است؟ *(سراسری ریاضی خارج از کشور ۹۴)*

۱) $1/5\times10^{-6}$ ۲) 3×10^{-6} ۳) ۰/۳۰ ۴) ۰/۱۵

۲۲۹- ۴ گرم سدیم هیدروکسید و ۴ گرم گاز هیدروژن فلوئورید را به طور مجزا در یک لیتر آب خالص حل می‌کنیم. اگر pH محلول‌های حاصل از این فرایند به اندازهٔ ۱۰/۷ واحد با هم تفاوت داشته باشد، مقدار K_a برای هیدروفلوئوریک اسید در شرایط موردنظر کدام است؟ $(Na = 23 , F = 19 , O = 16 , H = 1 : g.mol^{-1})$

۱) 8×10^{-5} ۲) 5×10^{-4} ۳) $1/25\times10^{-4}$ ۴) 4×10^{-5}

تغییر غلظت محلول‌های اسیدی و بازی

۲۳۰- pH مناسب برای زنده‌ماندن ماهی‌های درون یک آکواریوم (آبزی‌دان)، بین ۶ تا ۸/۵ است. اگر حجم آب موجود در این آکواریوم برابر ۲۰ L باشد، افزودن کدام‌یک از نمونه‌های زیر به آب این آکواریوم، سبب مرگ ماهی‌ها می‌شود؟ $(Na = 23 , O = 16 , N = 14 , H = 1 : g.mol^{-1})$

۱) ۲ گرم سدیم هیدروکسید جامد با خلوص ۴۰ درصد
۲) ۴ میلی‌لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $pH = 2/7$
۳) ۰/۶۳ میلی‌گرم نیتریک اسید خالص
۴) ۲۰ میلی‌لیتر محلول پتاسیم هیدروکسید با $pH = 11$

۲۳۱- برای رساندن pH یک نمونه ۵۴۰ گرمی از آب خالص به ۲، باید چند میلی‌لیتر از محلول نیتریک اسید با $pH = 1$ را به این نمونهٔ آب اضافه کنیم؟

۱) ۱۰ ۲) ۷۵ ۳) ۶۰ ۴) ۴۰

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

۱) ۰/۵ ۲) ۰/۷ ۳) ۰/۸ ۴) ۱/۲

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

۱) ۵/۰۴ ۲) ۳/۳۶ ۳) ۱۰/۰۸ ۴) ۶/۷۲

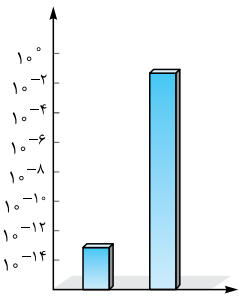
۲۳۴- به ۸۰ mL محلول هیدروکلریک اسید با pH = ۲، ۷۲۰ میلی‌لیتر آب خالص اضافه می‌کنیم. طی این فرایند، pH محلول به اندازهٔ ..... واحد تغییر می‌کند و غلظت یون هیدروکسید در این محلول نیز ..... برابر می‌شود.

۱) ۱ ـ ۱۰ ۲) ۲ ـ ۰/۱ ۳) ۱ ـ ۰/۱ ۴) ۲ ـ ۱۰

۲۳۵- به ۱۰۰ mL محلول سدیم هیدروکسید با pH = ۱۲/۷، به قدری آب خالص اضافه می‌کنیم تا pH محلول به ۱۱ برسد. طی این فرایند، شمار یون‌های هیدرونیوم موجود در محلول موردنظر چند برابر می‌شود؟

۱) ۰/۰۰۵ ۲) ۰/۰۲ ۳) ۵۰ ۴) ۲۵۰۰

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



آ) با افزودن مقداری آب خالص به این محلول، درجهٔ یونش اسید HA افزایش می‌یابد.

ب) اگر غلظت یون OH^- را در این محلول ۱۰۰ برابر کنیم، pH آن ۲ درجه افزایش پیدا می‌کند.

پ) این ترکیب اسیدی، همانند نیتریک اسید، در دستهٔ اسیدهای قوی قرار می‌گیرد.

ت) در صورت اضافه‌کردن ۸۰۰ mL آب خالص به این محلول، pH آن دو برابر می‌شود.

۱) ۱ ۲) ۲

۳) ۳ ۴) ۴

۲۳۷- یک نمونه محلول ۲۰ درصد جرمی سدیم هیدروکسید را به دو قسمت مجزا تقسیم کرده و در بشرهای A و B می‌ریزیم. در مرحلهٔ بعد، جرم سدیم هیدروکسید موجود در ظرف A و جرم آب موجود در ظرف B را دو برابر می‌کنیم. اگر چگالی محلول‌های حاصل از این فرایند با هم برابر باشد، pH محلول A به اندازهٔ ..... واحد ..... از pH محلول B است.

۱) ۰/۵ ـ بیشتر ۲) ۰/۵ ـ کم‌تر ۳) ۰/۷ ـ بیشتر ۴) ۰/۷ ـ کم‌تر

۲۳۸- در محلول سیرشده‌ای از نقره هیدروکسید، غلظت یون‌ها از رابطهٔ $[Ag^+][OH^-]=10^{-8}$ پیروی می‌کند. در این شرایط، مقدار pH یک نمونه محلول سیرشدهٔ نقره هیدروکسید در آب خالص برابر ..... بوده و حداکثر ..... میلی‌گرم نقره هیدروکسید را می‌توان در ده لیتر محلول سدیم هیدروکسید با pH = ۱۲ حل کرد. $(Ag=108, O=16, H=1: g.mol^{-1})$

۱) ۱۰ ـ ۱/۲۵ ۲) ۱۲ ـ ۰/۲۵ ۳) ۱۰ ـ ۰/۲۵ ۴) ۱۲ ـ ۱/۲۵

۲۳۹- ۸۰ میلی‌لیتر محلول سود سوزآور با pH = ۱۳/۳ را با ۱۲۰ میلی‌لیتر محلول پتاس سوزآور با pH = ۱۳/۸۵ مخلوط می‌کنیم. pH محلول حاصل از این فرایند کدام است؟

۱) ۱۳/۷ ۲) ۱۳/۵ ۳) ۱۳/۴ ۴) ۱۳/۶

۲۴۰- ۱۰ mL محلول اسید ضعیف HA با $K_a=10^{-5}$ و pH = ۳ در اختیار داریم. پس از افزودن ۹۹۰ میلی‌لیتر آب خالص به این محلول، pH آن چه‌قدر می‌شود؟

۱) ۵ ۲) ۳/۵ ۳) ۴ ۴) ۴/۵

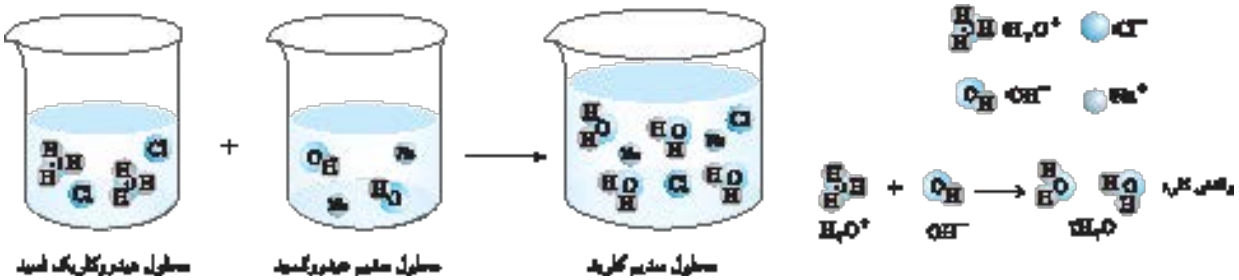
۲۴۱- برای تهیهٔ ۵ kg محلول نیتریک اسید با غلظت ۱۲۶۰ ppm، به چند میلی‌لیتر محلول نیتریک اسید با pH = ۰/۷ نیاز داریم؟ $(O=16, N=14, H=1: g.mol^{-1})$

۱) ۲۰۰ ۲) ۵۰۰ ۳) ۷۵۰ ۴) ۳۰۰

بخش ۶ واکنش اسیدها و بازها

واکنش خنثی‌شدن

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 خنثی‌شدن *یا همون تیتراسیون* گفته می‌شود. طی واکنش‌های خنثی‌شدن، یون‌های هیدروکسید حاصل از بازها با یون‌های هیدرونیوم حاصل از اسیدها براساس معادلهٔ: $OH^-(aq) + H_3O^+(aq) \rightarrow 2H_2O(l)$ وارد واکنش شده و مولکول‌های **آب** را تولید می‌کنند.
به عنوان مثال، محلول هیدروکلریک اسید، براساس معادلهٔ: $HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow H_2O(l) + NaCl(aq)$ با محلول سدیم هیدروکسید واکنش می‌دهد که فراوردهٔ آن، محلول همگنی از سدیم کلرید خواهد بود. تصویر زیر، مراحل انجام این واکنش را نشان می‌دهد:



برای محاسبهٔ مقدار اسید یا باز مورد نیاز برای خنثی‌کردن 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 خنثی‌کردن را به دست بیاورید.

یه راه دیگه: 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، رابطهٔ 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 خنثی‌کردن یک محلول را محاسبه کنیم.

یادآوری منظور از n_a (ظرفیت اسید) در رابطهٔ 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.

تست **برای خنثی‌کردن 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؟ $(O=16, C=12, H=1 : g.mol^{-1})$**

۱) ۲۵ ۲) ۲۰ ۳) ۴۰ ۴) ۵۰

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

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

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

$$M_a.V_a.n_a = M_b.V_b.n_b \Rightarrow 0/25 \times 500 \times 1 = 6/25 \times V_b \times 1 \Rightarrow V_b = 20 \ mL$$

تست **برای خنثی‌کردن ۵۰ mL محلول سدیم هیدروکسید با $pH = 12$، به چند میلی‌لیتر محلول نیتریک اسید ۰/۲ مولار نیاز است؟**

۱) ۱۲۵ ۲) ۲۵ ۳) ۱۲/۵ ۴) ۲/۵

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

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

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

$$M_a.V_a.n_a = M_b.V_b.n_b \Rightarrow 0/2 \times V_a \times 1 = 0/01 \times 50 \times 1 \Rightarrow V_a = 2/5 \ mL$$

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 معادلهٔ $2Na(s)+2HCl(aq) \rightarrow 2NaCl(aq)+H_2(g)$ با محلول هیدروکلریک اسید واکنش می‌دهد.

تست **$200\ mL$ محلول هیدروکلریک اسید با $pH=3$، با چند میلی‌گرم فلز روی به طور کامل واکنش می‌دهد؟ $(Zn=65\ g.mol^{-1})$**

۱) ۶/۵ ۲) ۱۳ ۳) ۶۵ ۴) ۱۳۰

پاسخ **گزینهٔ «۱»** **گام اول:** واکنش انجام‌شده را مشخص می‌کنیم:

$$Zn(s)+2HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq)+H_2(g)$$

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

$$[H_3O^+]=10^{-pH} \Rightarrow [H_3O^+]=10^{-3}\ mol.L^{-1}$$

$$?\,mol\ HCl=200\ mL\ \text{محلول} \times \frac{1\ L\ \text{محلول}}{1000\ mL\ \text{محلول}} \times \frac{10^{-3}\ mol\ HCl}{1\ L\ \text{محلول}} = 2\times10^{-4}\ mol$$

گام سوم: براساس معادلهٔ واکنش انجام‌شده، جرم فلز روی را به دست می‌آوریم:

$$?\,mg\ Zn=2\times10^{-4}\ mol\ HCl \times \frac{1\ mol\ Zn}{2\ mol\ HCl} \times \frac{65\ g\ Zn}{1\ mol\ Zn} \times \frac{1000\ mg\ Zn}{1\ g\ Zn} = 6/5\ mg$$

پاک‌کننده‌های خورنده

گروهی از پاک‌کننده‌ها هستند که بر مبنای **واکنش میان اسیدها و بازها** عمل می‌کنند. در هنگام استفاده از این مواد، شوینده‌ٔ 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 دستهٔ اسیدی و بازی تقسیم‌بندی کرد:

شوینده‌های خورندهٔ بازی

از این شوینده‌ها برای پاک‌کردن **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 بازکردن راه آن می‌توان از محلول غلیظ سدیم هیدروکسید به عنوان یک پاک‌کنندهٔ خورنده استفاده کرد. محلول سدیم هیدروکسید براساس معادلهٔ زیر با این آلودگی‌ها واکنش می‌دهد:

$$RCOOH(s)+NaOH(aq) \rightarrow RCOONa(aq)+H_2O(l)$$

نکته با دقت در معادلهٔ 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 خورندهٔ 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 بازکردن راه آن می‌توان از محلول هیدروکلریک اسید استفاده کرد. محلول هیدروکلریک اسید براساس معادلهٔ زیر با رسوب ایجادشده واکنش می‌دهد:

$$2HCl(aq)+CaCO_3(s) \rightarrow H_2O(l)+CO_2(g)+CaCl_2(aq)$$

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

داروهای ضداسید معده‌ای

با ورود غذا به معدهٔ انسان، غدد موجود در دیوارهٔ معده **برای از بین بردن میکروب‌های موجود در غذاها و فعال‌کردن آنزیم‌های گوارشی**، شروع به ترشح **هیدروکلریک اسید** می‌کنند. در بدن انسان بالغ، روزانه بین ۲ تا ۳ لیتر شیرهٔ معده تولید می‌شود که غلظت یون هیدرونیوم در آن حدوداً برابر با $0/03\ mol.L^{-1}$ است. *با به حساب سرانگشتی، متوجه می‌شیم که pH اسید ترشح‌شده 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.

دیوارهٔ داخلی معده، به طور طبیعی مقدار اندکی از یون‌های هیدرونیوم ترشح‌شده را مجدداً جذب می‌کند. این فرایند، سبب نابودی برخی از سلول‌های سازندهٔ دیوارهٔ معده می‌شود. در این شرایط، اگر مقدار اسید موجود در معده به هر دلیلی بیش از اندازه باشد، مقدار یون‌های هیدرونیوم جذب‌شده توسط دیوارهٔ معده بیشتر شده و مقدار بیشتری از سلول‌های دیوارهٔ معده آسیب می‌بینند. آسیب به سلول‌های دیوارهٔ 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 به‌جای داروهای اسیدی، از داروهای دیگری به عنوان جایگزین استفاده کنند. *پزشکان محترم* 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 خنثی‌کردن 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 (جوش‌شیرین یا $NaHCO_3$) می‌شود. این مواد براساس معادله‌های زیر با اسید معده واکنش می‌دهند:

مادهٔ مؤثر در ضداسیدها

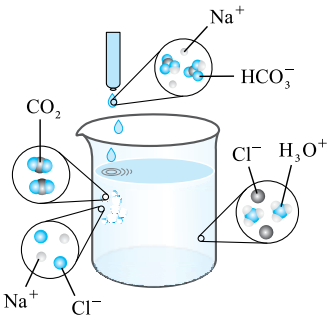
$$Mg(OH)_2 \xrightarrow{\text{واکنش}} Mg(OH)_2(aq) + 2HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + 2H_2O(l)$$

$$Al(OH)_3 \xrightarrow{\text{واکنش}} Al(OH)_3(aq) + 3HCl(aq) \rightarrow AlCl_3(aq) + 3H_2O(l)$$

$$NaHCO_3 \xrightarrow{\text{واکنش}} NaHCO_3(aq) + HCl(aq) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g) + NaCl(aq)$$

چندنکته

- pH شیرهٔ معده به قدری پایین است که سبب از بین رفتن حدود نیم میلیون یاخته از بافت دیوارهٔ معده در هر دقیقه می‌شود. برگشت شیرهٔ 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 وعدهٔ غذایی است.
- شیر منیزی، یکی از رایج‌ترین ضداسیدهای مورد استفاده به شمار می‌رود که مادهٔ مؤثر موجود در آن، **منیزیم هیدروکسید** است.
- شربت معده، یک داروی ضداسید است که محتوی $Al(OH)_3$ و $Mg(OH)_2$ 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 دستهٔ سوسپانسیون‌ها به حساب آورد.
- در زمان استراحت، pH محتویات معده حدوداً به اندازهٔ ۲ واحد افزایش پیدا کرده و به ۳/۶ می‌رسد. غلظت یون هیدرونیوم موجود در شیرهٔ معده در این شرایط برابر $2/5\times10^{-4}\ mol.L^{-1}$ 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 اضافه‌کردن 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 جوش‌شیرین *یا همون سدیم هیدروژن کربنات* می‌افزایند. اضافه‌کردن 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 شویندهٔ موردنظر با یون‌های منیزیم و کلسیم موجود در آب سخت تشکیل رسوب داده و این یون‌ها را از محلول خارج می‌کند.

پرسش‌های چهارگزینه‌ای

واکنش خنثی‌شدن

۲۴۲- چند میلی‌لیتر محلول پتاسیم هیدروکسید با $pH = 13$ برای واکنش کامل با ۲۵ میلی‌لیتر محلول $4\ mol.L^{-1}$ / ۰ 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 چه‌قدر است؟

۱) ۱۱/۷ ۲) ۱۱/۳ ۳) ۱۰/۷ ۴) ۱۰/۳

۲۴۴- برای خنثی‌کردن کامل ۱۰۰ میلی‌لیتر محلول پتاسیم هیدروکسید با $pH = 13/7$، به چند گرم هیدروژن یدید با خلوص ۶۴٪ نیاز است؟ $(I = 127 , H = 1 : g.mol^{-1})$

۱) ۲۰ ۲) ۱۰ ۳) ۱۶ ۴) ۸

۲۴۵- به ۲۰۰ میلی‌لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $pH = ۳$، مقداری محلول سدیم هیدروکسید با $pH = ۱۲$ اضافه می‌کنیم تا به طور کامل خنثی شود. طی این فرایند، شمار یون‌های هیدرونیوم موجود در محلول موردنظر چند برابر می‌شود؟

۱) $۱/۱\times۱۰^{-۴}$ ۲) $۱۰^{-۴}$ ۳) $۱/۱\times۱۰^{-۳}$ ۴) $۱۰^{-۳}$

۲۴۶- غلظت یون هیدروکسید در محلولی از کلسیم هیدروکسید با $pH = ۱۰$ و چگالی $۱\,g.mL^{-۱}$، برابر ..... قسمت در میلیون بوده و هر لیتر از این محلول، با ..... میلی‌لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $pH = ۲$ به طور کامل واکنش می‌دهد. $(O = ۱۶ , H = ۱ : g.mol^{-۱})$

۱) ۱۰ ـ ۱/۷ ۲) ۱۰۰ ـ ۱۷ ۳) ۱۰۰ ـ ۱/۷ ۴) ۱۰ ـ ۱۷

۲۴۷- یک ظرف محتوی ۵۰۰ میلی‌لیتر محلول سدیم هیدروکسید با $pH = ۱۲$ در اختیار داریم. با حل‌کردن چند میلی‌لیتر گاز هیدروژن کلرید در شرایط استاندارد در این محلول، pH آن به اندازهٔ 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 ..... ، $[OH^-]$ در آن، ..... برابر $[H^+]$ است و $۱۰\,mL$ از آن می‌تواند ..... mL محلول $۰/۰۰۲\,mol.L^{-۱}$ هیدروکلریک اسید را خنثی کند. $(Na = ۲۳ , O = ۱۶ , H = ۱ : g.mol^{-۱})$ *(سراسری ریاضی خارج از کشور ۹۰)*

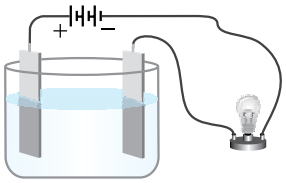
۱) $۱۲/۷$ ـ $۱۰^{-۸}$ ـ ۵۰ ۲) $۱۲/۷$ ـ $۱۰^{-۱۰}$ ـ ۴۰

۳) ۱۲ ـ $۱۰^{-۸}$ ـ ۴۰ ۴) ۱۲ ـ $۱۰^{-۱۰}$ ـ ۵۰

۲۴۹- $۱۰۰\,mL$ محلول ۰/۵ مولار اسید HA ($K_a = ۵\times۱۰^{-۳}$) تهیه شده است. pH این محلول به تقریب کدام است و برای خنثی‌کردن کامل آن، چند گرم سدیم هیدروکسید لازم است؟ $(NaOH = ۴۰\,g.mol^{-۱})$ *(سراسری تجربی خارج از کشور ۹۲)*

۱) ۱ ـ ۲/۶ ۲) ۲ ـ ۲/۶ ۳) ۱ ـ ۱/۳ ۴) ۲ ـ ۱/۳

۲۵۰- ظرف زیر، محتوی ۵۰۰ میلی‌لیتر محلول ۰/۵ مولار هیدروکلریک اسید است. در صورت اضافه‌کردن 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 افزایش‌یافتن 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 ۴×۱۰^{-۸} برابر غلظت یون هیدروژن است. برای خنثی‌کردن 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 $۲\times۱۰^{-۴}\,mol.L^{-۱}$ 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، حاصل‌ضرب غلظت یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید تغییری نمی‌کند.

ت) عصارهٔ گوجه‌فرنگی، خاصیت بازی داشته و با واردشدن آن به معدهٔ انسان، pH محتویات معده افزایش می‌یابد.

۱) ۱ ۲) ۲ ۳) ۳ ۴) ۴

۲۵۳- $۲۰۰\,mL$ محلول هیدروکلریک اسید با $pH = ۲$ در اختیار داریم. با افزودن ..... میلی‌گرم سدیم هیدروکسید به این محلول، محلولی حاصل می‌شود که خاصیت ..... دارد. $(Na = ۲۳ , O = ۱۶ , H = ۱ : g.mol^{-۱})$

۱) ۱۰۰ ـ اسیدی ۲) ۱۰۰ ـ بازی ۳) ۸۰ ـ اسیدی ۴) ۸۰ ـ بازی

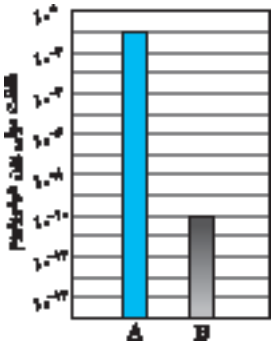
۲۵۴- $۳۰۰\,mL$ محلول هیدروکلریک اسید با $pH = ۲/۳$ را با $۵۰۰\,mL$ محلول نیتریک اسید با $pH = ۳$ مخلوط می‌کنیم. pH محلول حاصل از این فرایند کدام است؟

۱) ۲/۷ ۲) ۲/۶ ۳) ۲/۴ ۴) ۲/۵

۲۵۵- محلول ۰/۱ مولار اسید ضعیف HA ($K_a = ۱۰^{-۷}$) با اضافه‌کردن کلسیم هیدروکسید جامد در حال خنثی‌شدن است. pH این محلول، از آغاز واکنش تا خنثی‌شدن ۵۰ درصد از مقدار اسید، به تقریب چند واحد تغییر می‌کند؟ (نمک $CaA_۲$ نامحلول در آب است.) *(سراسری ریاضی خارج 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 $25\ ^\circ C$ 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، $6/02\times10^{19}$ 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 $pH=1$ را با مقدار کافی محلول سدیم هیدروکسید با $pH=12$ خنثی کرده و پس از اتمام فرایند خنثی‌سازی، ۰/۵۵ 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 همهٔ محلول‌ها را برابر با $1\ g.mL^{-1}$ در نظر بگیرید. $S=32, Mg=24, O=16 : g.mol^{-1}$)

۱) ۱۲۰۰ ۲) ۴۸۰۰ ۳) ۱۳۲۰ ۴) ۵۲۸۰

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 خنثی‌شدن هر لیتر از محلول غلیظ اولیهٔ این ترکیب اسیدی، چند گرم NaOH(s) لازم است؟ ($H=1, O=16, Na=23 : g.mol^{-1}$)

۱) ۱ ۲) ۴ ۳) ۱۰ ۴) ۴۰ *(سراسری تجربی ۹۷)*

۲۵۹- چند مورد از عبارت‌های داده‌شده درست هستند؟

آ) در محلول NaOH با $pH=11/3$، غلظت مولی یون هیدروکسید، 4×10^{-8} برابر غلظت مولی یون هیدرونیوم است.

ب) برای خنثی‌کردن ۱۰ لیتر محلول HCl با $pH=2$، به ۰/۱ مول سدیم هیدروکسید خالص نیاز داریم.

پ) رنگ گل‌های ادریسی که در خاک‌هایی با pH اسیدی می‌رویند، قرمزرنگ 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

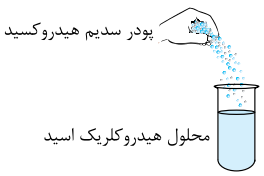
۲۶۰- pH فاضلاب خارج‌شده از یک کارخانهٔ صنعتی، برابر ۲/۷ است. اگر چگالی فاضلاب خروجی از این کارخانه برابر با $1/25\ kg.L^{-1}$ باشد، برای خنثی‌کردن هر تن از آن، به چند گرم سدیم هیدروکسید با خلوص ۴۰ درصد نیاز داریم؟ ($H=1, O=16, Na=23 : g.mol^{-1}$)

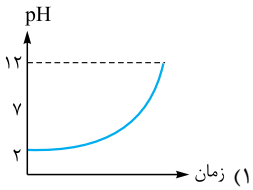
۱) ۱۶۰ ۲) ۸۰ ۳) ۱۲۸ ۴) ۱۲۰

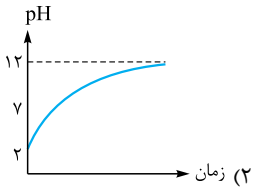
۲۶۱- اگر غلظت یون هیدرونیوم در محلول اسید قوی HA، 8×10^{-9} برابر غلظت یون هیدرونیوم در محلول باز قوی BOH باشد و هر میلی‌لیتر از محلول اسید HA توسط ۵ میلی‌لیتر از محلول باز BOH به طور کامل خنثی شود، pH محلول اسید HA کدام است؟

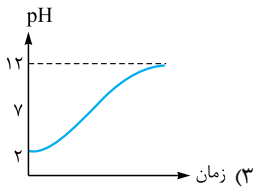
۱) ۲/۷ ۲) ۲/۳ ۳) ۱/۷ ۴) ۱/۳

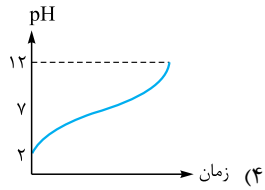
۲۶۲- محلولی از هیدروکلریک اسید با $pH=2$ را مطابق با تصویر مقابل، با پودر سدیم هیدروکسید مخلوط می‌کنیم. اگر سرعت ریختن پودر موردنظر ثابت باشد، نمودار تغییر pH محلول موجود در ظرف به چه صورت می‌شود؟



۱)


۲)


۳)


۴)


۲۶۳- pH دو لیتر محلول هیدروکلریک اسید ۰/۱ مولار، با افزودن چند گرم پتاسیم هیدروکسید با جرم مولی $56\ g.mol^{-1}$، به تقریب دو برابر می‌شود؟

۱) ۰/۵ ۲) ۰/۵۵ ۳) ۱ ۴) ۱/۱۱ *(سراسری ریاضی ۹۳)*

۲۶۴- کدام‌یک از مطالب زیر درست است؟

۱) مجموع غلظت یون هیدرونیوم و یون هیدروکسید در محلولی با $pH=8/5$، برابر غلظت این یون‌ها در یک نمونه آب خالص است.

۲) یک لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $pH=2$، با ۲۰۰ میلی‌لیتر محلول سدیم هیدروکسید با $pH=12/3$ خنثی می‌شود.

۳) استیک اسید، ساده‌ترین عضو خانوادهٔ کربوکسیلیک اسیدها بوده و همانند نیترو اسید، در دستهٔ اسیدهای تک‌پروتون قرار دارند.

۴) در صورت حل‌کردن $2/24\times10^{-3}$ میلی‌لیتر گاز هیدروژن برمید در ۱۰ لیتر آب خالص، pH محلول موردنظر کم‌تر از ۷ می‌شود.

۲۶۵- به ۲۰۰ mL از محلول $0/01\ mol.L^{-1}$ اسید ضعیف HA با $pH = 4$، مقداری محلول $0/005\ mol.L^{-1}$ سدیم هیدروکسید اضافه می‌کنیم. اگر طی این فرایند، pH محلول به اندازهٔ ۰/۳ 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 $[H^+][OH^-]$ در محلول موردنظر افزایش پیدا می‌کند.

ب) فرمول مولکولی یک صابون جامد که گروه R سیرشدهٔ آن دارای ۱۷ اتم کربن است، به صورت $C_{18}H_{36}O_2Na$ 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، کدام‌یک 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 خنثی‌کردن محلول HB، بیشتر از جرم NaOH مورد نیاز برای خنثی‌کردن 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 نمونهٔ خالص از آب نزدیک‌تر است.

۲۶۸- در صورتی که ۱ mL از محلول غلیظ اسید قوی HA با چگالی $2/5\ g.mL^{-1}$ تا ۱۰۰ mL رقیق و به آن ۰/۱۶ g سدیم هیدروکسید افزوده شود، محلولی با $pH = 2$ حاصل می‌شود. درصد جرمی محلول اسید اولیه کدام است؟ $(HA = 150 , NaOH = 40 : g.mol^{-1})$ *(سراسری تجربی ۹۳)*

۱) ۶ ۲) ۲۴ ۳) ۳۰ ۴) ۳۶

۲۶۹- دو محلول مجزا، یکی با $pH = 12$ و دیگری با $pH = 12/7$ در اختیار داریم. اگر حجم هیدروکلریک اسید مورد نیاز برای خنثی‌کردن کامل این محلول‌ها با یکدیگر برابر باشد، pH محلول حاصل از مخلوط‌کردن این دو محلول با یکدیگر تقریباً چه‌قدر می‌شود؟ $(\log 5 = 0/7 , \log 3 = 0/5)$

۱) ۱۲/۲ ۲) ۱۲/۳ ۳) ۱۲/۵ ۴) ۱۲/۶

واکنش اسیدها و بازها با سایر مواد

۲۷۰- هیدروکلریک اسید، براساس معادلهٔ موازنه‌نشدهٔ $MnO_2(s) + HCl(aq) \rightarrow MnCl_2(aq) + Cl_2(g) + H_2O(l)$، با منگنز (IV) اکسید وارد واکنش می‌شود. ۱۶ لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $pH = 0/7$، با چند گرم منگنز (IV) اکسید به طور کامل واکنش می‌دهد؟ $(Mn = 55 , O = 16 : g.mol^{-1})$

۱) ۴۶/۴ ۲) ۹۲/۸ ۳) ۶۹/۶ ۴) ۱۳۹/۲

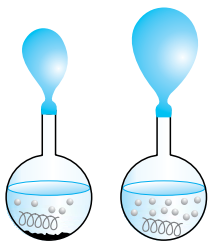
۲۷۱- دو لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $pH = 1/7$، با چند میلی‌لیتر محلول ۰/۵ مولار نقره نیترات به طور کامل واکنش می‌دهد و طی این فرایند، چند گرم رسوب تولید می‌شود؟ $(Ag = 108 , Cl = 35/5 : g.mol^{-1})$

۱) ۸۰ ـ ۵/۷۴ ۲) ۴۰ ـ ۵/۷۴ ۳) ۸۰ ـ ۲/۸۷ ۴) ۴۰ ـ ۲/۸۷

۲۷۲- به ۱۰ mL محلول ۲ مولار HCl، آب مقطر اضافه می‌کنیم تا حجم آن به یک لیتر برسد. ۱۰۰ میلی‌لیتر از این محلول، با چند میلی‌گرم کلسیم کربنات خنثی می‌شود؟ $(Ca = 40 , O = 16 , C = 12 , H = 1 : g.mol^{-1})$ *(سراسری تجربی خارج 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 میلی‌لیتر محلول ۰/۰۲ مولار هیدروکلریک اسید، ۲۵ میلی‌لیتر 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 میلی‌گرم سدیم هیدروکسید خنثی می‌شود؟ (رسوب خصلت اسیدی ندارد؛ $NaOH = 40\ g.mol^{-1}$) *(سراسری تجربی ۹۵)*

۱) ۳ ، ۴۰ ۲) ۲ ، ۴۰ ۳) ۳ ، ۲۰ ۴) ۲ ، ۲۰

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

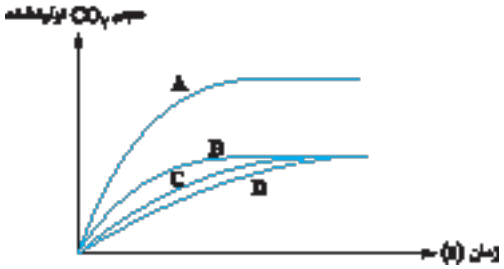
۱) ۱/۷ ، ۱
۲) ۱/۷ ، ۲
۳) ۱/۳ ، ۲
۴) ۱/۳ ، ۱

(سراسری ریاضی خارج از کشور ۹۵)

۲۷۶- ۲۰۰ mL محلول هیدروکلریک اسید با pH = ۲، با چند گرم کلسیم کربنات ۲۵٪ خالص به طور کامل واکنش می‌دهد و اگر بازده درصدی انجام این واکنش برابر ۲۵٪ باشد، چند mL گاز کربن دی‌اکسید در شرایط STP طی این فرایند تولید می‌شود؟ $(Ca = 40 , O = 16 , C = 12 : g.mol^{-1})$

۱) ۵/۶ ـ ۰/۴
۲) ۵/۶ ـ ۰/۱
۳) ۱۱/۲ ـ ۰/۴
۴) ۱۱/۲ ـ ۰/۱

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 محلول‌ها، می‌توان نمودار ..... را به واکنش با محلول ..... و نمودار ..... را به واکنش با محلول ..... نسبت داد.



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

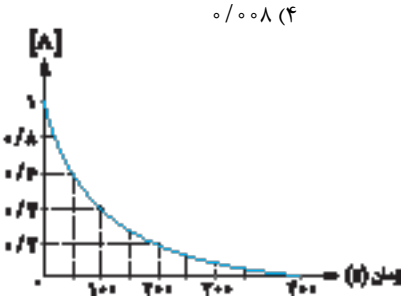
۱) II ـ A ـ I ـ B
۲) IV ـ D ـ II ـ B
۳) IV ـ C ـ III ـ A
۴) III ـ A ـ I ـ D

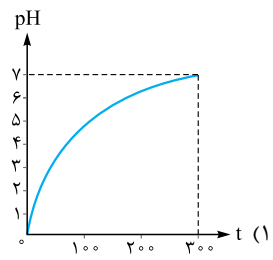
۲۷۸- یک قطعه کلسیم کربنات جامد را در شرایط استاندارد در ۵۰۰ میلی‌لیتر محلول هیدرویدیک اسید با pH = ۱ می‌اندازیم. اگر پس از گذشتن ۱۳۵ ثانیه از ابتدای واکنش، pH محلول موردنظر به اندازهٔ دو واحد افزایش پیدا کند، سرعت متوسط تولید گاز کربن دی‌اکسید در طول این بازهٔ زمانی برابر با چند مول بر دقیقه است؟

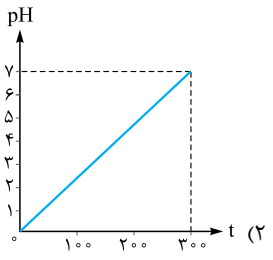
۱) ۰/۰۱۱
۲) ۰/۰۱۸
۳) ۰/۰۱
۴) ۰/۰۰۸

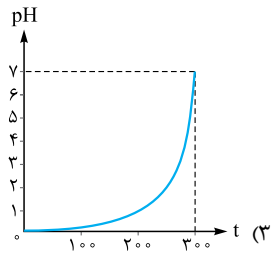
۲۷۹- تغییر غلظت A(aq) در واکنش $A(aq) + 2X(aq) + H^+(aq) \rightarrow D(aq)$ در محلول با غلظت ۱ مولار HCl، ۲ مولار X(aq) و ۱ مولار A(aq) به صورت شکل روبه‌رو است. نمودار تغییر pH این محلول، به کدام صورت است؟ (D خصلت اسیدی و بازی ندارد.)

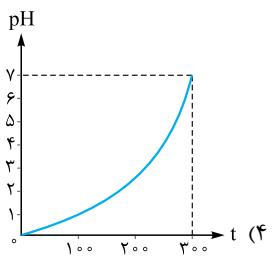
(سراسری ریاضی ۹۵)



۱)


۲)


۳)


۴)


۲۸۰- فلز کلسیم براساس معادلهٔ $2HCl(aq) + Ca(s) \rightarrow CaCl_2(aq) + H_2(g)$ با محلول هیدروکلریک اسید واکنش می‌دهد. یک قطعهٔ ۴۰ گرمی از فلز کلسیم را در ۴ لیتر محلول هیدروکلریک اسید با pH = ۱ می‌اندازیم. در لحظه‌ای که pH این محلول به ۲ می‌رسد، چند درصد از جرم قطعهٔ کلسیم کاسته شده است و تا این لحظه از واکنش، چند لیتر گاز هیدروژن با چگالی $0/08\ g.L^{-1}$ تولید شده است؟ $(Ca = 40\ g.mol^{-1})$

۱) ۳۶ ـ ۴/۵
۲) ۱۸ ـ ۹
۳) ۳۶ ـ ۹
۴) ۱۸ ـ ۴/۵

۲۸۱- پتاسیم پرمنگنات براساس واکنش موازنه‌نشدهٔ $KMnO_4(s) + HCl(aq) \rightarrow MnCl_2(aq) + Cl_2(g) + KCl(aq) + H_2O(l)$ با محلول هیدروکلریک اسید واکنش می‌دهد. مقداری پتاسیم پرمنگنات را در دو لیتر محلول هیدروکلریک اسید با pH = ۱ می‌اندازیم. اگر پس از گذشتن ۳۰ ثانیه، pH محلول به ۱/۷ برسد، سرعت متوسط تولید گاز کلر در طول این بازهٔ زمانی برابر چند $mol.min^{-1}$ است؟

۱) ۰/۰۵
۲) ۰/۱
۳) ۰/۱۵
۴) ۰/۲

۲۸۲- مقداری فلز آلومینیم در یک ظرف دارای ۲ لیتر محلول ۱ مولار سدیم هیدروکسید انداخته شده و طبق معادلهٔ (موازنه‌نشدهٔ) $Al(s) + H_2O(l) + OH^-(aq) \rightarrow Al(OH)_4^-(aq) + H_2(g)$، وارد واکنش شده است. اگر سرعت متوسط تولید گاز H_2 برابر $50\ mL.s^{-1}$ باشد، pH محلول در ثانیهٔ چندم پس از آغاز واکنش، به ۱۳ می‌رسد؟ (حجم مولی گازها در شرایط واکنش، برابر ۲۵ L است. فرض کنید فراوردهٔ محلول در آب، خاصیت بازی چندانی ندارد.) *(سراسری تجربی ۹۷)*

۱) ۱۵۰ ۲) ۶۷۵ ۳) ۱۱۰۰ ۴) ۱۳۵۰

پاک‌کننده‌های خورنده

۲۸۳- کدام‌یک 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 نظریهٔ آرنیوس، همهٔ موادی که خاصیت بازی دارند، در ساختار خود دارای یون‌های هیدروکسید هستند.

۱) صفر ۲) ۱ ۳) ۲ ۴) ۳

۲۸۵- کدام‌یک از عبارت‌های زیر نادرست است؟

۱) در هر میلی‌لیتر محلول آمونیاک با $pH = 9$، 10^{-8} مول یون هیدروکسید به صورت آب‌پوشیده وجود دارد.

۲) محلول سدیم هیدروژن کربنات طبق معادلهٔ $HCl(aq) + NaHCO_3(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2CO_3(s)$ با هیدروکلریک اسید واکنش می‌دهد.

۳) کاغذ pH در صورت آغشته‌شدن با محلول استیک اسید، تغییر رنگ داده و به رنگ قرمز درمی‌آید.

۴) فراوردهٔ حاصل از واکنش میان اسیدهای چرب و محلول سود سوزآور، خود نوعی مادهٔ پاک‌کننده محسوب می‌شود.

۲۸۶- ۲۰۰ میلی‌لیتر محلول سدیم هیدروکسید ۰/۰۱۵ مولار با ۸۰۰ میلی‌لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $pH = 2$ 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؟

۱) ۴۰ ۲) ۰/۰۲۵ ۳) ۴ ۴) ۰/۲۵

۲۸۷- کدام مورد از مطالب زیر درست است؟

۱) رسانایی الکتریکی محلول سدیم هیدروکسید با $pH = 11$، بیشتر از رسانایی الکتریکی محلول هیدروکلریک اسید با $pH = 2$ است.

۲) گاز دی‌نیتروژن پنتااکسید، 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 $0\ ^\circ C$، برابر با $10^{-14}\ mol^2.L^{-2}$ است.

۴) همهٔ 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 $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$ نشان داد.

ب) فراوردهٔ 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 دیوارهٔ کتری و دیگ‌های بخار، باید از پاک‌کننده‌های خورنده استفاده کرد.

۱) صفر ۲) ۱ ۳) ۲ ۴) ۳

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

۱) ۲۰۰ ـ ۶۹۵ ۲) ۴۰۰ ـ ۷۰۵ ۳) ۲۰۰ ـ ۷۰۵ ۴) ۴۰۰ ـ ۶۹۵

داروهای ضداسید معده‌ای

۲۹۰- کدام‌یک از عبارت‌های زیر نادرست است؟

۱) در صورت افزودن مقداری سدیم هیدروکسید به مخلوط ناهمگن آب و اسیدهای چرب، یک مخلوط همگن ایجاد می‌شود.

۲) دیوارهٔ معده، فقط توانایی تولید یون هیدرونیوم را دارد و قادر به جذب این یون‌ها از محتویات درون معده نیست.

۳) افزودن جوش‌شیرین به پاک‌کننده‌ها، قدرت زدودن چربی توسط این پاک‌کننده‌ها را افزایش می‌دهد.

۴) افزایش مقدار اسید موجود در معده، سبب درد، التهاب و گاهی خونریزی معدهٔ انسان می‌شود.

۲۹۱- چه تعداد از عبارت‌های زیر درست هستند؟

آ) در بدن یک انسان بالغ، روزانه بین ۲ تا ۳ لیتر شیرهٔ معده، توسط غدد موجود در دیوارهٔ معده تولید می‌شود.

ب) در شرایط یکسان، رسانایی الکتریکی محلول شیشه‌پاک‌کن بیشتر از محلول لوله‌بازکن است.

پ) pH اسید تولیدشده توسط غدد موجود در دیوارهٔ معده تقریباً برابر با ۳ است.

ت) طی واکنش محلول سدیم هیدروژن کربنات با شیرهٔ معده، مولکول‌های کربن دی‌اکسید تولید می‌شوند.

۱) ۱ ۲) ۲ ۳) ۳ ۴) ۴

۲۹۲- کدام‌یک از مطالب زیر درست است؟

۱) pH محتویات معده در هنگام استراحت، بیشتر از pH اسید تولیدشده توسط غده‌های معده‌ای در هنگام غذاخوردن است.

۲) آلومینیم هیدروکسید، همانند منیزیم هیدروکسید، سبب کاهش pH محتویات معدهٔ انسان می‌شود.

۳) سدیم هیدروژن کربنات، یک ترکیب اسیدی است و با انحلال در آب، سبب کاهش pH محلول موردنظر می‌شود.

۴) یک مادهٔ غذایی با $pH = ۴$، خاصیت اسیدی دارد و مصرف آن، سبب کاهش pH محتویات معدهٔ انسان می‌شود.

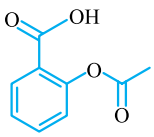
۲۹۳- غلظت یون سدیم در یک نمونه از محلول سدیم هیدروژن کربنات با چگالی $۱\,g.mL^{-۱}$، برابر ۴۶۰ ppm است. هر لیتر از این محلول با چند میلی‌لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $pH = ۱$ واکنش می‌دهد و طی این فرایند چند میلی‌لیتر فراورده گازی در شرایط استاندارد تولید می‌شود؟ $(Na = ۲۳ : g.mol^{-۱})$

۱) ۲۰۰ ـ ۲۲۴ ۲) ۱۰۰ ـ ۲۲۴ ۳) ۲۰۰ ـ ۴۴۸ ۴) ۱۰۰ ـ ۴۴۸

۲۹۴- هر میلی‌لیتر از یک نمونه ضداسید معده‌ای با چگالی $۱/۵\,g.mL^{-۱}$ که درصد جرمی آلومینیم هیدروکسید در آن برابر ۳۹٪ است، با چند میلی‌لیتر اسید معده با $pH = ۱/۵$ به طور کامل واکنش می‌دهد؟ $(Al = ۲۷ , O = ۱۶ , H = ۱ : g.mol^{-۱})$

۱) ۲۵۰ ۲) ۷۵۰ ۳) ۵۰۰ ۴) ۳۰۰

۲۹۵- آسپرین یک داروی اسیدی با ساختار مقابل است. pH یک نمونه از محلول آبی آسپرین با $K_a = ۴ \times ۱۰^{-۴}$، برابر ۴ است. در هر لیتر از این محلول، چند میلی‌گرم آسپرین حل شده است؟ $(O = ۱۶ , C = ۱۲ , H = ۱ : g.mol^{-۱})$



۱) ۴۵ ۲) ۶۷/۵

۳) ۹۰ ۴) ۲۲/۵

۲۹۶- معدهٔ یک فرد در حالت استراحت، محتوی ۰/۸ لیتر محلول اسیدی با $pH = ۲/۳$ است. با مصرف ۲۰۰ میلی‌لیتر از یک نمونه ضداسید معده‌ای با چگالی $۱\,g.mL^{-۱}$ که شامل منیزیم هیدروکسید می‌شود، pH محتویات معدهٔ این فرد به اندازهٔ ۰/۴ واحد افزایش می‌یابد. غلظت منیزیم هیدروکسید در این نمونه از ضداسید برابر چند ppm است؟ $(Mg = ۲۴ , O = ۱۶ , H = ۱ : g.mol^{-۱})$

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 $۱/۲\,g.mL^{-۱}$، برابر با ۳۰٪ است. اگر ۲۰ میلی‌لیتر از این ضداسید بتواند با ۳/۶ لیتر از اسید معده با $pH = ۱/۱۵$ به طور کامل واکنش بدهد، شمار مول‌های منیزیم هیدروکسید موجود در این ضداسید، چند برابر شمار مول‌های آلومینیم هیدروکسید موجود در آن است؟ $(Al = ۲۷ , Mg = ۲۴ , O = ۱۶ , H = ۱ : g.mol^{-۱})$

۱) ۲/۵ ۲) ۴ ۳) ۹ ۴) ۵

۲۹۸- چند مورد از عبارت‌های 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 لوله بازکن 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 لوله بازکن، کم‌تر از ۷ است.

۱) ۱ ۲) ۲ ۳) ۳ ۴) ۴

۴) در محلول‌هایی با غلظت برابر از این اسیدها، مولکول‌های HA به مقدار بیشتری نسبت به مولکول‌های HB یونیده می‌شوند و به همین خاطر، مقدار غلظت یون A^- در محلول اسید HA بیشتر از مقدار غلظت یون B^- در محلول اسید HB می‌شود.

۱۷۱- گزینهٔ ۱ در محلول تصویر موردنظر، ۷ مولکول HF و ۳ یون F^- و ۳ یون H_3O^+ 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 معادلهٔ $Mg(s)+2HF(aq) \rightarrow MgF_2(aq)+H_2(g)$ با فلز منیزیم واکنش می‌دهد. ابتدا شمار مول‌های گاز هیدروژن حاصل و پس از آن، حجم گاز تولیدشده را محاسبه می‌کنیم.

$$?\,mol\,H_2 = 0/25\,mol\,HF \times \frac{1\,mol\,H_2}{2\,mol\,HF} = 0/125\,mol$$

$$\frac{P_1.V_1}{n_1.T_1} = \frac{P_2.V_2}{n_2.T_2} \Rightarrow \frac{n_2}{n_1} = \frac{P_2.V_2.T_1}{P_1.V_1.T_2} \Rightarrow \frac{0/125}{1} = \frac{0/5 \times V_2 \times 273}{1 \times 22/4 \times (273+78)} \Rightarrow V_2 = 7/2\,L$$

۱۷۲- گزینهٔ ۳

یادآوری

فلزهای مختلف، میزان واکنش‌پذیری متفاوتی داشته و بسته به میزان واکنش‌پذیری خود، با محلول‌های اسیدی با شدت‌های متفاوتی واکنش می‌دهند. به عنوان مثال، واکنش‌پذیری آلومینیم بیشتر از روی است و به همین خاطر در شرایط یکسان، فلز آلومینیم با شدت بیشتری با محلول‌های اسیدی واکنش می‌دهد.

همان‌طور که مشخص است، در واکنش‌های شمارهٔ ۱ و ۵، غلظت اسید برابر ۲ مول بر لیتر است؛ در حالی که غلظت اسیدهای به کار رفته در سایر واکنش‌ها برابر با ۱ مول بر لیتر است؛ پس حجم نهایی این گاز تولیدشده در واکنش‌های ۱ و ۵ باید دو برابر حجم گاز تولیدشده در سایر واکنش‌ها باشد؛ بنابراین هر یک از نمودارهای A و B متعلق به یکی از واکنش‌های ۱ و ۵ هستند. از آن‌جا که واکنش‌پذیری آلومینیم بیشتر از واکنش‌پذیری 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 محلولِ ۱ نسبت می‌دهیم.

از میان واکنش‌های ۲، ۳ و ۴، فلز به کار رفته در واکنش ۳ واکنش‌پذیری بیشتری دارد و اسید به کار رفته در این واکنش نیز K_a بیشتری دارد؛ پس سرعت انجام‌شدن این فرایند بیشتر از سایر واکنش‌ها بوده و نمودار C متعلق به این واکنش است. در مقایسهٔ بین واکنش‌های ۲ و ۴، چون فلز به کار رفته در واکنش ۲ واکنش‌پذیری بیشتری دارد، پس نمودار D را به واکنش ۲ و نمودار E را به واکنش ۴ نسبت می‌دهیم.

۱۷۳- گزینهٔ ۴ با توجه به غلظت یون هیدرونیوم، غلظت استیک اسید حل‌شده در محلول (M) را محاسبه می‌کنیم.

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a.M} \Rightarrow 2\times10^{-4} = \sqrt{4\times10^{-6}\times M} \Rightarrow 4\times10^{-8} = 4\times10^{-6}\times M \Rightarrow M = 10^{-2}\,mol.L^{-1}$$

با توجه به غلظت مولی اسید در محلول، مشخص می‌شود که درجهٔ یونش استیک اسید برابر با ۰/۰۲ است.

معادلهٔ واکنش انجام‌شده به صورت مقابل است. $2CH_3COOH(aq)+Zn(s) \rightarrow H_2(g)+(CH_3COO)_2Zn(aq)$

براساس معادلهٔ واکنش، جرم فلز روی مورد نیاز را محاسبه می‌کنیم.

$$?\,mg\,Zn = 500\,mL\,محلول \times \frac{1\,L\,محلول}{1000\,mL\,محلول} \times \frac{10^{-2}\,mol\,اسید}{1\,L\,محلول} \times \frac{1\,mol\,Zn}{2\,mol\,اسید} \times \frac{65\,g\,Zn}{1\,mol\,Zn} \times \frac{1000\,mg\,Zn}{1\,g\,Zn} = 162/5\,mg$$

۱۷۴- گزینهٔ ۳ عبارت‌های آ، پ و ت درست است.

بررسی چهار عبارت:

آ) با استفاده از مقیاس pH می‌توان خاصیت اسیدی محلول‌های مختلف را با یکدیگر مقایسه کرد.

ب) باران‌های معمولی، دارای کربنیک اسید (H_2CO_3) هستند. این اسید طی انحلال گاز CO_2 موجود در هوا در آب باران حاصل می‌شود.

پ) به کمک رنگ کاغذ pH می‌توان مقدار pH تقریبی محلول‌های مختلف را مشخص کرد.

ت) شیر ترش‌شده محتوی لاکتیک اسید بوده و خاصیت اسیدی دارد. pH این محلول کم‌تر از ۷ است.

۱۷۵- گزینهٔ ۲ محتویات معدهٔ انسان خاصیت اسیدی داشته و pH آن‌ها بین ۱/۶ تا ۱/۸ است؛ در حالی که محتویات رودهٔ انسان خاصیت بازی دارند و pH تقریبی آن‌ها برابر ۸/۵ است.

بررسی سایر گزینه‌ها:

۱) گل‌های ادریسی در خاک‌های بازی به رنگ قرمز درمی‌آیند در حالی که رنگ کاغذ pH در این خاک‌ها آبی می‌شود.

۳) در رابطه با این محلول داریم: $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(5\times10^{-3}) = -(\log5+\log10^{-3}) = -(0/7-3) = 2/3$

۴) صابون‌ها خاصیت بازی دارند و با انحلال آن‌ها در آب خالص، pH محلول افزایش پیدا می‌کند.

۱۷۶- گزینه ۳ عبارت‌های ب، پ و ت درست هستند.

بررسی چهار عبارت:

ا هیدرویدیک اسید (HI) یک اسید قوی است و به هنگام انحلال در آب، طی یک واکنش یک‌طرفه و غیرتعادلی، یونش پیدا می‌کند؛ در حالی که نیترو اسید (HNO_2) یک اسید ضعیف است و پس از انحلال در آب، طی یک فرایند تعادلی یونش پیدا می‌کند.

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 غلظت‌های کم و یا خیلی کم یون هیدرونیوم در محلول‌ها استفاده می‌شود.

ت سفیدکننده‌ها در دستهٔ پاک‌کننده‌های خورنده قرار می‌گیرند. این مواد از نظر شیمیایی فعال بوده و خاصیت خورندگی دارند.

۱۷۷- گزینه ۴ هیدروسیانیک یک اسید ضعیف با $K_a = 4/9\times10^{-10}$ 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 گزینه‌ها:

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

$$pH_B - pH_A = -\log[H_B^+] - (-\log[H_A^+]) = \log[H_A^+] - \log[H_B^+] = \log\frac{[H_A^+]}{[H_B^+]} = \log(\frac{2M}{M}) = \log 2 = 0/3$$

۲ از آن‌جا 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 می‌دهد.

۳ غلظت یون هیدرونیوم با غلظت یون $HCOO^-$ در این محلول برابر بوده و از غلظت مولکول‌های HCOOH کم‌تر است.

۱۷۸- گزینه ۳ عبارت‌های ا، ب و ت نادرست هستند.

بررسی چهار عبارت:

ا صابون‌های مراغه فاقد افزودنی‌های شیمیایی هستند و به دلیل خاصیت بازی مناسب، از آن‌ها برای شستن موهای چرب استفاده می‌شود.

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

پ به هر اندازه که یک پاک‌کنندهٔ صابونی بتواند مقدار بیشتری از آلاینده‌ها را پاک کند، قدرت پاک‌کنندگی بیشتری دارد.

ت در رابطه با این محلول داریم: $[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-11/5} = 10^{0/5}\times10^{-12} = 3\times10^{-12}\ mol.L^{-1}$

۱۷۹- گزینه ۴ گازهای دی‌نیتروژن پنتااکسید و هیدروژن کلرید براساس معادله‌های زیر با آب واکنش می‌دهند:

$$HCl(g) \xrightarrow{H_2O} HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$$

$$N_2O_5(g) + H_2O(l) \rightarrow 2HNO_3(aq) \rightarrow 2NO_3^-(aq) + 2H^+(aq)$$

چون حجم‌های برابری از گازهای HCl و N_2O_5 در آب حل شده است، مقدار یون H^+ تولیدشده در محلول نیتریک اسید، دو برابر مقدار یون H^+ تولیدشده 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 می‌شود.

pH محلول نیتریک اسید - pH محلول هیدروکلریک اسید $= -\log M - (-\log 2M) = \log 2M - \log M = \log\frac{2M}{M} = \log 2 = 0/3$

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

۱۸۰- گزینه ۴ واکنش انجام‌شده در محلول به صورت مقابل است: $HBr(g) \xrightarrow{H_2O} H^+(aq) + Br^-(aq)$

$$?\ mol\,H^+ = 8/96\ L\,HBr \times \frac{1\ mol\,HBr}{22/4\ L\,HBr} \times \frac{1\ mol\,H^+}{1\ mol\,HBr} = 0/4\ mol \Rightarrow [H^+] = \frac{\text{مول } H^+}{\text{حجم محلول}} = \frac{0/4\ mol}{1/6\ L} = 0/25\ mol.L^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log(0/25) = -\log(\frac{1}{4}) = -\log 2^{-2} = 2\times\log 2 = 2\times0/3 = 0/6$$

۱۸۱- گزینه ۱ **گام اول:** غلظت یون هیدروژن را محاسبه می‌کنیم: $[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-3/7} = 2\times10^{-4}\ mol.L^{-1}$

گام دوم: با توجه به مقدار α غلظت اسید حل‌شده در محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+] = \alpha.M \Rightarrow 2\times10^{-4} = 0/04M \Rightarrow M = 5\times10^{-3}\ mol.L^{-1}$$

گام سوم: حجم گاز HA حل‌شده در این محلول را براساس غلظت اسید به دست می‌آوریم.

$$?\ L\,HA = 2\ L\ \text{محلول} \times \frac{5\times10^{-3}\ mol\,HA}{1\ L\ \text{محلول}} \times \frac{22/4\ L\,HA}{1\ mol\,HA} = 0/224\ L$$

۱۸۲- گزینهٔ ۲ ابتدا شمار مول‌های یون فلوئورید موجود در هر لیتر از این محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$?\,mol\,F^- = 1\,L\,\text{محلول} \times \frac{1000\,mL\,\text{محلول}}{1\,L\,\text{محلول}} \times \frac{1\,g\,\text{محلول}}{1\,mL\,\text{محلول}} \times \frac{570\,g\,F^-}{10^6\,g\,\text{محلول}} \times \frac{1\,mol\,F^-}{19\,g\,F^-} = 0/03\,mol$$

چون در هر لیتر از این محلول، ۰/۰۳ مول یون فلوئورید وجود دارد، پس غلظت مولی این یون برابر با ۰/۰۳ مول بر لیتر می‌شود. از طرفی، می‌دانیم که در محلول هیدروفلوئوریک اسید، غلظت یون فلوئورید با غلظت یون هیدروژن برابر است؛ پس داریم:

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log(0/03) = -\log(3\times10^{-2}) = -(\log 3 + \log 10^{-2}) = -(0/5 - 2) = 1/5$$

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

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-4}\ mol.L^{-1}$$

$$[H^+] = M\times\alpha \Rightarrow 10^{-4} = 0/01\times\alpha \Rightarrow \alpha = 0/01$$

بررسی سایر گزینه‌ها:

۱) صابون، یک ترکیب شیمیایی است که هم در آب، هم در چربی‌ها حل می‌شود.

۲) نسبت میان شمار اتم‌ها به شمار عناصر در منیزیم استات با فرمول مولکولی $Mg(CH_3COO)_2$ برابر با $\frac{15}{4} = 3/75$ است.

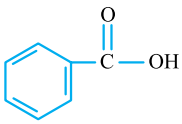
۴) در واکنش میان مخلوط سدیم هیدروکسید و آلومینیم با آب، گاز هیدروژن تولید می‌شود. در نقطهٔ مقابل، آب‌اکسیژنه (محلول هیدروژن پراکسید) در شرایط مناسب به آب و گاز اکسیژن تجزیه می‌شود.

۱۸۴- گزینهٔ ۲ ابتدا غلظت یون هیدروژن را به دست آورده و پس از آن، pH محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+] = \sqrt{K_a.M} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{10^{-5}\times 0/1} = \sqrt{10^{-6}} = 10^{-3}\ mol.L^{-1}$$

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

۱۸۵- گزینهٔ ۱ فرمول شیمیایی بنزوئیک اسید به صورت $C_7H_6O_2$ و فرمول ساختاری آن به شکل مقابل است:



ابتدا غلظت یون هیدروژن را در محلول نهایی به دست می‌آوریم.

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-2/7} = 2\times10^{-3}\ mol.L^{-1}$$

با توجه به مقدار K_a بنزوئیک اسید و غلظت یون هیدروژن موجود در محلول، غلظت بنزوئیک اسید حل‌شده در آن (M) را به دست می‌آوریم.

$$[H^+] = \sqrt{K_a.M} \Rightarrow 2\times10^{-3} = \sqrt{5\times10^{-5}\times M} \Rightarrow 4\times10^{-6} = 5\times10^{-5}\times M \Rightarrow M = 0/08\ mol.L^{-1}$$

در مرحلهٔ آخر، جرم بنزوئیک اسید مورد نیاز را محاسبه می‌کنیم.

$$?\,g\,C_7H_6O_2 = 500\,mL\,\text{محلول} \times \frac{1\,L\,\text{محلول}}{1000\,mL\,\text{محلول}} \times \frac{0/08\,mol\,C_7H_6O_2}{1\,L\,\text{محلول}} \times \frac{122\,g\,C_7H_6O_2}{1\,mol\,C_7H_6O_2} = 4/88\,g$$

۱۸۶- گزینهٔ ۴ با توجه به pH محلول در هر مرحله، مقدار یون هیدروژن موجود در محلول را در هر یک از مراحل به دست می‌آوریم.

محلول اولیه: $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-5}\ mol.L^{-1} \Rightarrow ?\,mol\,H^+ = 0/5\,L\,\text{محلول} \times \frac{10^{-5}\,mol\,H^+}{1\,L\,\text{محلول}} = 5\times10^{-6}\,mol$

$4/95\times10^{-4}\,mol$

مرحلهٔ اول: $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3}\ mol.L^{-1} \Rightarrow ?\,mol\,H^+ = 0/5\,L\,\text{محلول} \times \frac{10^{-3}\,mol\,H^+}{1\,L\,\text{محلول}} = 5\times10^{-4}\,mol$

$4/95\times10^{-2}\,mol$

مرحلهٔ دوم: $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-1}\ mol.L^{-1} \Rightarrow ?\,mol\,H^+ = 0/5\,L\,\text{محلول} \times \frac{10^{-1}\,mol\,H^+}{1\,L\,\text{محلول}} = 5\times10^{-2}\,mol$

بر اثر انحلال هر مولکول HCl در آب، یک یون H^+ تولید می‌شود؛ پس مقدار افزایش تعداد مول‌های یون H^+ را می‌توان هم‌ارز با مقدار HCl حل‌شده در محلول در نظر بگیریم.

$$\frac{\text{جرم HCl حل‌شده در محلول در مرحلهٔ اول}}{\text{جرم HCl حل‌شده در محلول در مرحلهٔ دوم}} = \frac{m_1}{m_2} = \frac{4/95\times10^{-4}\times36/5}{4/95\times10^{-2}\times36/5} = 0/01$$

۱۸۷- گزینهٔ ۳ با توجه به pH محلول، غلظت یون هیدروژن و درجهٔ یونش مولکول‌های اسید را محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-2/7} = 2\times10^{-3}\ mol.L^{-1} \Rightarrow [H^+] = M.\alpha \Rightarrow 2\times10^{-3} = 0/01\times\alpha \Rightarrow \alpha = 0/2$$

براساس مقدار α به دست آمده، ثابت یونش اسید موردنظر را در شرایط داده‌شده به دست می‌آوریم.

$$K_a = \frac{\alpha^2.M}{1-\alpha} \xrightarrow{\alpha > 0/05} K_a = \frac{(0/2)^2\times0/01}{1-0/2} = 5\times10^{-4}\ mol.L^{-1}$$

۱۸۸- گزینهٔ ۲ *همون‌طور 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.

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

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

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

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

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

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

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

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

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

۱۸۹- گزینهٔ ۳ pH محلول B به اندازهٔ یک واحد بیشتر از pH محلول A است؛ پس داریم:

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

$$\xrightarrow{[H^+]=\alpha.M} 1=\log(\alpha_A.M_A)-\log(\alpha_B.M_B) \Rightarrow 1=\log\left(\frac{\alpha_A.M_A}{\alpha_B.M_B}\right) \Rightarrow 10=\frac{\alpha_A.M_A}{\alpha_B.M_B} \Rightarrow 10=\frac{b\times 0/072}{x\times 0/018} \Rightarrow x=0/4b$$

۱۹۰- گزینهٔ ۴ چون درجهٔ 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 آن‌که 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.

$$[H^+]=\sqrt{K_a.M} \Rightarrow 0/01=\sqrt{5\times 10^{-5}\times M} \Rightarrow 10^{-4}=5\times 10^{-5}\times M \Rightarrow M=2\ mol.L^{-1}$$

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

$$?\ mol\,H^+=30/4\ kJ\times\frac{2\ mol\,H^+}{76\ kJ\ \text{انرژی}}=0/8\ mol$$

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

$$\text{غلظت مولی یون هیدروژن}=\frac{\text{مول یون هیدروژن}}{\text{حجم محلول}} \Rightarrow [H^+]=\frac{0/8\ mol}{2\ L}=0/4\ mol.L^{-1}$$

$$pH=-\log[H^+] \Rightarrow pH=-\log\frac{4}{10}=-(\log 4-\log 10)=-(0/6-1)=0/4$$

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

$$?\ mol\,H^+=0/81\ g\,HBr\times\frac{1\ mol\,HBr}{81\ g\,HBr}\times\frac{1\ mol\,H^+}{1\ mol\,HBr}=0/01\ mol$$

$$[H^+]=\frac{\text{مول یون هیدروژن}}{\text{حجم محلول}} \Rightarrow [H^+]=\frac{0/01\ mol}{1\ L}=0/01\ mol.L^{-1}$$

$$pH=-\log[H^+] \Rightarrow pH=-\log(0/01)=2$$

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

$$?\ mol\,HCN=0/81\ g\,HCN\times\frac{1\ mol\,HCN}{27\ g\,HCN}=0/03\ mol \qquad [HCN]=\frac{\text{مول HCN}}{\text{حجم محلول}}=\frac{0/03\ mol}{1\ L}=0/03\ mol.L^{-1}$$

$$[H^+]=\sqrt{K_a.M.(1-\alpha)} \xrightarrow{\frac{K_a}{M}<0/0025} [H^+]=\sqrt{K_a.M} \Rightarrow [H^+]=\sqrt{4/32\times 10^{-10}\times 0/03}=3/6\times 10^{-6}$$

$$pH=-\log[H^+] \Rightarrow pH=-\log(3/6\times 10^{-6})=-\log(36\times 10^{-7})=-(\log 6^2+\log 10^{-7})=-(1/6-7)=5/4$$

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

۱۹۳- گزینهٔ ۴ ابتدا شمار مول‌های هیپوکلرو اسید تولیدشده را محاسبه کرده و غلظت این اسید را به دست می‌آوریم.

$$?\,mol\,HClO = ۱۳۰/۵\,g\,Cl_۲O \times \frac{۱\,mol\,Cl_۲O}{۸۷\,g\,Cl_۲O} \times \frac{۲\,mol\,HClO}{۱\,mol\,Cl_۲O} = ۳\,mol$$

$$[HClO] = \frac{\text{مول } HClO}{\text{حجم محلول}} \Rightarrow [HClO] = \frac{۳\,mol}{۴\,L} = ۰/۷۵\,mol.L^{-۱}$$

با توجه به غلظت محلول، K_a اسید حل‌شده در آن، ابتدا غلظت یون هیدرونیوم و پس از آن، pH محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+] = \sqrt{K_a.M.(۱-\alpha)} \xrightarrow{\frac{K_a}{M}<۰/۰۰۲۵} [H^+] = \sqrt{K_a.M} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{۰/۷۵ \times ۳ \times ۱۰^{-۸}} = \frac{۳}{۲} \times ۱۰^{-۴}$$

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log(\frac{۳}{۲} \times ۱۰^{-۴}) = -(\log ۳ - \log ۲ + \log ۱۰^{-۴}) = ۳/۸$$

۱۹۴- گزینهٔ ۱ با انحلال $HF(g)$ در محلول، pH از ۲ به ۱/۳ می‌رسد. غلظت یون هیدروژن را در محلول اولیه و نهایی محاسبه می‌کنیم.

محلول اولیه: $[H^+] = ۱۰^{-pH} \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-۲}\ mol.L^{-۱}$

محلول نهایی: $[H^+] = ۱۰^{-pH} \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-۱/۳} = ۵ \times ۱۰^{-۲}\ mol.L^{-۱}$

با توجه به محاسبات انجام‌شده، برای کاهش pH این محلول به اندازهٔ ۰/۷ واحد، غلظت یون هیدروژن باید ۵ برابر شده و به اندازهٔ ۴×۱۰^{-۲} مول بر لیتر افزایش پیدا می‌کند. توجه داریم که این مقدار از یون هیدروژن، باید توسط یونش مولکول‌های HF تولید شود؛ پس داریم:

$$[H^+] = \alpha.M \Rightarrow ۴ \times ۱۰^{-۲} = ۰/۰۲ \times M \Rightarrow M = ۲\ mol.L^{-۱}$$

بر این اساس، برای آن‌که غلظت یون هیدروژن به ۵×۱۰^{-۲} مول بر لیتر برسد، باید دو مول HF در هر لیتر از این محلول حل شود. ابتدا مول‌های گاز HF را محاسبه کرده و پس از آن، حجم گاز را به دست می‌آوریم.

$$?\,mol\,HF = ۵\,L\,\text{محلول} \times \frac{۲\,mol\,HF}{۱\,L\,\text{محلول}} = ۱۰\,mol$$

$$\frac{P_۱.V_۱}{n_۱.T_۱} = \frac{P_۲.V_۲}{n_۲.T_۲} \Rightarrow \frac{V_۲}{V_۱} = \frac{P_۱.n_۲.T_۲}{P_۲.n_۱.T_۱} \Rightarrow \frac{V_۲}{۲۲/۴} = \frac{۱ \times ۱۰ \times (۲۷۳+۳۹)}{۱ \times ۱ \times ۲۷۳} \Rightarrow V_۲ = ۲۵۶\,L$$

۱۹۵- گزینهٔ ۴ ابتدا غلظت یون هیدروژن را در محلول محاسبه می‌کنیم و پس از آن، غلظت اسید مورد نیاز را به دست می‌آوریم.

$$[H^+] = ۱۰^{-pH} \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-۳}\ mol.L^{-۱}$$

$$[H^+] = \alpha.M \Rightarrow ۱۰^{-۳} = ۰/۱ \times M \Rightarrow M = ۰/۰۱\ mol.L^{-۱}$$

$$K_a = \frac{\alpha^۲.M}{۱-\alpha} \Rightarrow K_a = \frac{(۰/۱)^۲ \times ۰/۰۱}{۱-۰/۱} = \frac{۱ \times ۱۰^{-۴}}{۰/۹} = ۱/۱۱ \times ۱۰^{-۴}\ mol.L^{-۱}$$

۱۹۶- گزینهٔ ۲ حجم‌های برابر از گازهای HCl و HF، شامل مول‌های برابری از این مواد می‌شوند. پس از انحلال این گازها در محلول‌های موردنظر، مولکول‌های HCl به طور کامل یونیده شده و به یون‌های مثبت و منفی تبدیل می‌شوند؛ در حالی که مولکول‌های HF به طور جزئی یونیده می‌شوند و شمار زیادی از آن‌ها به طور دست‌نخورده در محلول باقی می‌مانند؛ بنابراین مجموع غلظت مولی مواد در محلول هیدروکلریک اسید (بازوی B) بیشتر از محلول دیگر (بازوی A) است و با مرور زمان، مولکول‌های آب از خلال غشا به سمت محلول موجود در بازوی B حرکت می‌کنند. با حرکت مولکول‌های آب به سمت بازوی B، مقدار آب موجود در این محلول بیشتر شده و غلظت یون‌های محلول در آن کاهش پیدا می‌کند و در نتیجه، رسانایی الکتریکی این محلول هم کاهش پیدا می‌کند.

بررسی سایر گزینه‌ها:

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

۳) در محلول موجود در بازوی A، به مرور زمان غلظت اسید افزایش پیدا کرده و به دنبال آن pH محلول کاهش پیدا می‌کند.

۴) با گذشت زمان، شمار یون‌های موجود در محلول ریخته‌شده در بازوی B تغییری نمی‌کند اما غلظت این یون‌ها کاهش پیدا می‌کند.

۱۹۷- گزینهٔ ۲ پس از محاسبهٔ غلظت یون هیدروژن در محلول، pH آن را به دست می‌آوریم.

$$K_a = \frac{\alpha^۲.M}{۱-\alpha} \xrightarrow{\frac{K_a}{M}>۰/۰۰۲۵} ۰/۱ = \frac{\alpha^۲ \times ۰/۲}{۱-\alpha} \Rightarrow ۰/۲\alpha^۲ + ۰/۱\alpha - ۰/۱ = ۰$$

اگه از درس ریاضی یادتون باشه، ریشه‌های یک معادلهٔ درجه دو که صورت آن به شکل $ax^۲ + bx + c = ۰$ است، از رابطهٔ $x = \frac{-b \pm \sqrt{b^۲ - ۴ac}}{۲a}$ به دست می‌آید. بر این اساس، ریشه‌های معادلهٔ موردنظر برابر با ۱− و ۰/۵ می‌شوند. *کاملاً واضحه که* مقدار α برای یک اسید نمی‌تواند منفی باشد؛ پس مقدار α اسید موردنظر برابر ۰/۵ می‌شود.

$$[H^+] = \alpha.M \Rightarrow [H^+] = ۰/۵ \times ۰/۲ = ۰/۱\ mol.L^{-۱} \Rightarrow pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log(۰/۱) = ۱$$

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 $۳۰-m$ 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.

$$[H^+]=۱۰^{-pH} \Rightarrow [H^+]=۱۰^{-۱}\ mol.L^{-۱}$$

$$?\ mol\,H^+ = ۷\ L\ \text{محلول} \times \frac{۰/۱\ mol\,H^+}{۱\ L\ \text{محلول}} = ۰/۷\ mol$$

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

$$\text{شمار مول‌های HBr + شمار مول‌های HCl} = ۰/۷ \Rightarrow ۰/۷ = \frac{\text{جرم HCl}}{\text{جرم مولی HCl}} + \frac{\text{جرم HBr}}{\text{جرم مولی HBr}} \Rightarrow ۰/۷ = \frac{m}{۳۶/۵} + \frac{(۳۰-m)}{۸۱} \Rightarrow m = ۲۱/۹\,g$$

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

$$\text{درصد جرمی HBr} = \frac{\text{جرم HBr}}{\text{جرم مخلوط}} \times ۱۰۰ = \frac{۸/۱}{۳۰} \times ۱۰۰ = ۲۷$$

۱۹۹- گزینه ۳ در رابطه با مقایسهٔ غلظت این مواد در محلول اسید HA (محلول A) و اسید HB (محلول B) داریم:

$$[H^+]=\sqrt{K_a.M} \xrightarrow{pH_A=pH_B} [H_A^+]=[H_B^+] \Rightarrow \sqrt{K_{a_{HA}} \times M_{HA}} = \sqrt{K_{a_{HB}} \times M_{HB}}$$

$$\Rightarrow ۱۰^{-۷} \times M_{HA} = ۱۰^{-۸} \times M_{HB} \Rightarrow \frac{M_{HB}}{M_{HA}} = ۱۰$$

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

بررسی سایر گزینه‌ها:

۱) در این رابطه داریم: $[H_A^+]=[H_B^+] \Rightarrow M_{HA}.\alpha_{HA} = M_{HB}.\alpha_{HB} \xrightarrow{۱۰M_{HA}=M_{HB}} \alpha_{HA} = ۱۰\alpha_{HB}$

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، مقایسهٔ قدرت اسیدی این محلول‌ها به صورت $HB < HA$ است.

۲۰۰- گزینه ۱ با توجه به حجم و pH محلول، شمار مول‌های یون هیدروژن موجود در آن را محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+]=۱۰^{-pH} \Rightarrow [H^+]=۱۰^{-۱/۶}=(۱۰^{-۰/۳})^۲ \times ۱۰^{-۱} = ۰/۲۵ \times ۱۰^{-۱} = ۰/۰۲۵\ mol.L^{-۱}$$

$$?\ mol\,H^+ = ۵\ L\ \text{محلول} \times \frac{۰/۰۲۵\ mol\,H^+}{۱\ L\ \text{محلول}} = ۰/۱۲۵\ mol$$

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:

$$\text{مول یون هیدرژن در محلول} = \text{مول یون هیدروژن حاصل از HA} + \text{مول یون هیدروژن حاصل از HB} \Rightarrow ۰/۱۲۵ = m \times \alpha_{HA} + n \times \alpha_{HB}$$

$$\Rightarrow ۰/۱۲۵ = ۰/۰۱\,m + ۰/۰۶n$$

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

$$\text{حجم مخلوط گازی} = \text{حجم HA} + \text{حجم HB} \Rightarrow ۵۶ = m \times ۲۲/۴ + n \times ۲۲/۴ \xrightarrow{\div ۲۲/۴} ۲/۵ = m + n$$

تا به این‌جای 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.

$$\begin{cases} ۰/۱۲۵ = ۰/۰۱m + ۰/۰۶n \\ ۲/۵ = m + n \end{cases} \Rightarrow m = ۰/۵\ mol, n = ۲\ mol$$

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 رابطهٔ با مقایسهٔ غلظت مولی اتانوئیک اسید (محلول A) و کلرو اتانوئیک اسید (محلول B) داریم:

$$[H^+]=\sqrt{K_a.M} \xrightarrow{pH_A=pH_B} [H_A^+]=[H_B^+] \Rightarrow \sqrt{K_{a_A} \times M_A} = \sqrt{K_{a_B} \times M_B}$$

$$\Rightarrow ۲\times ۱۰^{-۵} \times M_A = ۲\times ۱۰^{-۳} M_B \Rightarrow \frac{M_B}{M_A} = ۰/۰۱$$

۲۰۲- گزینه ۲ ابتدا باید غلظت مولی استیک اسید را در محلول این ماده به دست بیاوریم.

$$[H^+]=۱۰^{-pH} \Rightarrow [H_۳O^+]=۱۰^{-۲/۷}=۱۰^{۰/۳} \times ۱۰^{-۳} = ۲\times ۱۰^{-۳}\ mol.L^{-۱}$$

$$[H^+]=\sqrt{K_a.M} \Rightarrow ۲\times ۱۰^{-۳} = \sqrt{۲\times ۱۰^{-۵} \times M} \Rightarrow M = ۰/۲\ mol.L^{-۱}$$ غلظت مولی استیک اسید

واکنش انجام‌شدهٔ 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 معادلهٔ این واکنش، جرم استر (اتیل اتانوات) تولیدشده را محاسبه می‌کنیم.

$$?\,g\ \text{اتیل اتانوات} = 8\,L\ \text{محلول اسید} \times \frac{0/2\,mol\ \text{استیک اسید}}{1\,L\ \text{محلول اسید}} \times \frac{1\,mol\ \text{اتیل اتانوات}}{1\,mol\ \text{استیک اسید}} \times \frac{88\,g\ \text{اتیل اتانوات}}{1\,mol\ \text{اتیل اتانوات}} = 140/8\,g$$

۲۰۳- گزینهٔ ۱ ابتدا غلظت یون هیدروژن در محلول هیدروکلریک اسید اولیه را محاسبه می‌کنیم.

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

ثابت یونش اسید HA به صورت مقابل محاسبه می‌شود: $K_a=\frac{\alpha^2.M}{1-\alpha} \xrightarrow{\frac{K_a}{M}<0/0025} K_a=\alpha^2.M \xrightarrow{[H^+]=\alpha.M} K_a=\alpha.[H^+]$

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

$$K_a=\alpha.[H^+] \Rightarrow 2\times10^{-5}=\alpha\times10^{-1} \Rightarrow \alpha=2\times10^{-4} \Rightarrow [A^-]=\alpha.M_{HA} \Rightarrow [A^-]=2\times10^{-4}\times1=2\times10^{-4}\ mol.L^{-1}$$

۲۰۴- گزینهٔ ۲ ابتدا غلظت یون هیدروژن موجود در این محلول را با توجه به pH به دست می‌آوریم.

$$[H^+]=10^{-pH} \Rightarrow [H^+]=10^{-1/15}=10^{0/85}\times10^{-2}=7\times10^{-2}\ mol.L^{-1}$$

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

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

$$\Rightarrow 7\times10^{-2}=0/05\times1+0/1\times\alpha_{HB} \Rightarrow 0/07=0/05+0/1\times\alpha_{HB} \Rightarrow \alpha_{HB}=0/2$$

با توجه به مقدار α برای HB، از هر ۰/۱ مول HB حل‌شده در یک لیتر محلول، ۰/۰۲ مول از مولکول‌ها یونیده شده و ۰/۰۸ 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 محاسبهٔ K_a اسید HB، به روش زیر عمل می‌کنیم:

$$K_a=\frac{[H^+][B^-]}{[HB]} \Rightarrow K_a=\frac{(7\times10^{-2})\times(2\times10^{-2})}{8\times10^{-2}}=1/75\times10^{-2}\ mol.L^{-1}$$

۲۰۵- گزینهٔ ۲ با توجه به درصد جرمی محلول‌ها، غلظت مولی آن‌ها را مقایسه می‌کنیم.

$$M=\frac{10.a.d}{\text{جرم مولی}} \Rightarrow \frac{\text{غلظت مولی محلول HBr}}{\text{غلظت مولی محلول } HNO_3}=\frac{\frac{10.a.d}{\text{جرم مولی HBr}}}{\frac{10.a.d}{\text{جرم مولی } HNO_3}}=\frac{\frac{10.a.d}{81}}{\frac{10.a.d}{63}}=\frac{63}{81}=\frac{7}{9}$$

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.

$$pH_A-pH_B=-\log[H_A^+]-(-\log[H_B^+])=\log[H_B^+]-\log[H_A^+]=\log\frac{[H_B^+]}{[H_A^+]}=\log\frac{9}{7}=\log9-\log7\simeq0/15$$

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

۲۰۶- گزینهٔ ۳ واکنش‌های انجام‌شده به صورت مقابل هستند:

سوختن نیتروژن: $2N_2(g)+4O_2(g) \rightarrow 4NO_2(g)$

تولید نیتریک اسید: $4NO_2(g)+O_2(g)+2H_2O(l) \rightarrow 4HNO_3(aq)$

با توجه به هم‌ارزی این واکنش‌ها، به ازای مصرف‌شدن ۲ مول نیتروژن، ۴ مول نیتریک اسید تولید می‌شود: $2N_2 \sim 4HNO_3$

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

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

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

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

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

۲۰۷- گزینهٔ ۳ با توجه به برابربودن pH این محلول‌ها، غلظت یون هیدروژن باید در آن‌ها برابر باشد؛ پس داریم:

$$[H_{HA}^+]=[H_{HB}^+] \Rightarrow \alpha_{HA}.M_{HA}=\alpha_{HB}.M_{HB} \Rightarrow 0/2\times M_{HA}=0/25\,M_{HB} \Rightarrow \frac{M_{HA}}{M_{HB}}=\frac{5}{4}=1/25$$

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

$$K_a = \frac{\alpha^2.M}{1-\alpha} \xrightarrow{\alpha > 0/05} \frac{K_{a_{HA}}}{K_{a_{HB}}} = \frac{\frac{\alpha_{HA}^2 \times M_{HA}}{1-\alpha_{HA}}}{\frac{\alpha_{HB}^2 \times M_{HB}}{1-\alpha_{HB}}} = \frac{\frac{(0/2)^2 \times 1/25\, M_{HB}}{1-0/2}}{\frac{(0/25)^2 \times M_{HB}}{1-0/25}} = 0/75$$

۲۰۸- گزینهٔ ۲ فقط عبارت‌های ب و پ درست هستند.

بررسی چهار عبارت:

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

ب 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 OH^- و H_3O^+ در آب نسبت می‌دهند.

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

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

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

۲۰۹- گزینهٔ ۲ 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 ۰/۵ برابر می‌شود.

ب شیر ترش‌شده 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- گزینهٔ ۴ پس از محاسبهٔ غلظت یون هیدروژن، pH محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+] = \alpha.M \Rightarrow [H^+] = 0/08 \times 0/5 = 0/04\ mol.L^{-1} \Rightarrow pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log(0/04) = 1/4$$

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 معدهٔ 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 دستهٔ بازهای آرنیوس قرار داشته و محلول آن‌ها رسانای جریان الکتریکی است.

۲۱۱- گزینهٔ ۴ 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.

اسید معده: $K_W = [OH^-][H^+] \Rightarrow 10^{-14} = [OH^-] \times 10^{-1} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-13} mol.L^{-1}$

شربت معده: $K_W = [OH^-][H^+] \Rightarrow 10^{-14} = [OH^-] \times 10^{-9} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-5}\ mol.L^{-1}$

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

پ غلظت یون هیدرونیوم در شربت معده کم‌تر از 10^{-7} مول بر لیتر است؛ پس این محلول همانند محتویات رودهٔ 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 عصارهٔ گوجه‌فرنگی، خاصیت اسیدی داشته و غلظت یون هیدرونیوم در آن‌ها بیشتر از غلظت یون هیدروکسید است.

۲۱۲- گزینهٔ ۴ غلظت هر یک از یون‌های موجود در این محلول را با توجه به pH آن محاسبه می‌کنیم.

$$\left.\begin{array}{l} [H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-6/5} = 10^{0/5} \times 10^{-7} = 3 \times 10^{-7}\ mol.L^{-1} \\ K_W = [OH^-][H^+] \Rightarrow 10^{-14} = [OH^-] \times 3 \times 10^{-7} \Rightarrow [OH^-] = 0/33 \times 10^{-7}\ mol.L^{-1} \end{array}\right\} \Rightarrow [H^+] - [OH^-] = 2/7 \times 10^{-7}\ mol.L^{-1}$$

۲۱۳- گزینهٔ ۱ ابتدا باید غلظت یون هیدروژن را در محلول نهایی محاسبه کنیم.

$$K_W = [OH^-].[H^+] \Rightarrow 10^{-14} = [OH^-].[H^+] \xrightarrow{[H^+]=1/6\times10^{7}\times[OH^-]} 10^{-14} = [OH^-]\times 1/6\times10^{7}\times[OH^-]$$

$$\Rightarrow [OH^-] = 2/5\times10^{-11}\ mol.L^{-1}$$

$$K_W = [OH^-].[H^+] \Rightarrow 10^{-14} = 2/5\times10^{-11}\times[H^+] \Rightarrow [H^+] = 4\times10^{-4}\ mol.L^{-1}$$

در مرحلهٔ بعد، غلظت بنزوئیک اسید مورد نیاز برای تهیهٔ محلولی با این pH را محاسبه کرده و پس از آن، جرم بنزوئیک اسید مورد نیاز را به دست می‌آوریم.

$$[H^+] = \sqrt{K_a.M} \Rightarrow 4\times10^{-4} = \sqrt{1/6\times10^{-5}\times M} \Rightarrow 16\times10^{-8} = 1/6\times10^{-5}\times M \Rightarrow M = 10^{-2}\ mol.L^{-1}$$

فرمول شیمیایی بنزوئیک اسید به صورت $C_7H_6O_2$ و جرم مولی آن برابر با ۱۲۲ گرم بر مول است.

$$?\ g\ C_7H_6O_2 = 2\ L\ محلول \times \frac{10^{-2}\ mol\ C_7H_6O_2}{1\ L\ محلول} \times \frac{122\ g\ C_7H_6O_2}{1\ mol\ C_7H_6O_2} = 2/44\ g$$

۲۱۴- گزینهٔ ۱ ابتدا غلظت یون‌های موجود در این محلول را به دست می‌آوریم.

$$\left.\begin{array}{l} [H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-3}\ mol.L^{-1} \\ K_W = [OH^-][H^+] \Rightarrow 10^{-14} = [OH^-]\times10^{-3} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-11}\ mol.L^{-1} \end{array}\right\} \Rightarrow \frac{[H^+]}{[OH^-]} = \frac{10^{-3}}{10^{-11}} = 10^{8}$$

pH اولیهٔ 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، محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-1/5} = 10^{0/5}\times10^{-2} = 3\times10^{-2}\ mol.L^{-1}$$

$$\text{تفاوت غلظت یون هیدروژن} = \text{غلظت نهایی یون هیدروژن} - \text{غلظت اولیهٔ یون هیدروژن} = 3\times10^{-2} - 10^{-3} = 0/029\ mol.L^{-1}$$

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

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

۲۱۵- گزینهٔ ۱ در محلول هیدروکلریک است، غلظت مولی یون کلرید با غلظت مولی یون هیدرژن 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 می‌آوریم.

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-2/7} = 10^{0/3}\times10^{-3} = 2\times10^{-3}\ mol.L^{-1}$$

در مرحلهٔ بعد، غلظت یون هیدروکسید را در محلول سدیم هیدروکسید محاسبه می‌کنیم.

$$[OH^-] = 10^{pH-14} \Rightarrow [OH^-] = 10^{9/7-14} = 10^{-4/3} = 10^{0/7}\times10^{-5} = 5\times10^{-5}\ mol.L^{-1}$$

پس داریم:

$$\frac{\text{غلظت یون } Cl^- \text{ در محلول HCl}}{\text{غلظت یون } Na^+ \text{ در محلول NaOH}} = \frac{[H^+] \text{ در محلول HCl}}{[OH^-] \text{ در محلول NaOH}} = \frac{2\times10^{-3}}{5\times10^{-5}} = 40$$

۲۱۶- گزینهٔ ۴ باریم اکسید براساس معادلهٔ مقابل با آب واکنش می‌دهد: $BaO(s) + H_2O(l) \rightarrow Ba^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$

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

$$[OH^-] = 10^{pH-14} \Rightarrow [OH^-] = 10^{12/6-14} = 10^{-1/6} = 10^{0/6}\times10^{-2} = 4\times10^{-2}\ mol.L^{-1}$$

$$?\ g\ BaO = 500\ mL\ محلول \times \frac{1\ L\ محلول}{1000\ mL\ محلول} \times \frac{4\times10^{-2}\ mol\ OH^-}{1\ L\ محلول} \times \frac{1\ mol\ BaO}{2\ mol\ OH^-} \times \frac{153\ g\ BaO}{1\ mol\ BaO} = 1/53$$

۲۱۷- گزینهٔ ۳ در شرایط یکسان، هر چه‌قدر که K_b یک باز بزرگ‌تر باشد، قدرت بازی مادهٔ موردنظر بیشتر است و به هنگام انحلال در آب، به میزان بیشتری یونیده می‌شود. به عبارت دیگر، در شرایط یکسان از نظر دما و غلظت pH محلول بازی که K_b بزرگ‌تری دارد، بیشتر است.

بررسی سایر گزینه‌ها:

۱) سود سوزآور (NaOH) و پتاس سوزآور (KOH) از جمله بازهای قوی هستند که از آن‌ها به عنوان پاک‌کنندهٔ خورنده استفاده می‌شود.

۲) چون در مولکول‌های آمونیاک، اتم‌های هیدروژن متصل به نیتروژن وجود دارد، مولکول‌های این ماده با مولکول‌های H_2O پیوند هیدروژنی برقرار می‌کنند.

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

۲۱۸- گزینهٔ ۱ در محلول موردنظر، ۱۸ مولکول NH_3، ۲ یون NH_4^+ و ۲ یون OH^- وجود دارد؛ پس درجهٔ یونش آمونیاک در این محلول برابر ۰/۱ است، ابتدا غلظت آمونیاک را در محلول موردنظر به دست می‌آوریم:

$$?\ mol\ NH_3 = 89/6\ mL\ NH_3 \times \frac{1\ L\ NH_3}{1000\ mL\ NH_3} \times \frac{1\ mol\ NH_3}{22/44\ L\ NH_3} = 4\times10^{-3}\ mol$$

$$[NH_3] = \frac{\text{مول } NH_3}{\text{لیتر محلول}} \Rightarrow [NH_3] = \frac{0/004\ mol}{2\ L} = 2\times10^{-3}\ mol.L^{-1}$$

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

$$[OH^-] = \alpha.M \Rightarrow [OH^-] = ۰/۱ \times ۲ \times ۱۰^{-۳} = ۲ \times ۱۰^{-۴}\ mol.L^{-۱}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(\frac{۱۰^{-۱۴}}{[OH^-]}) \Rightarrow pH = -\log(\frac{۱۰^{-۱۴}}{۲ \times ۱۰^{-۴}}) = -\log(۵ \times ۱۰^{-۱۱}) = ۱۰/۳$$

۲۱۹- گزینهٔ ۴ یک نمونهٔ ۱۰۰۰ گرمی از این محلول را در نظر گرفته و پس از محاسبهٔ غلظت مولی آن، pH این محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$?\ mol\ NaOH = ۱۰۰۰\ g\ محلول \times \frac{۱۶\ mg\ NaOH}{۱\ g\ محلول} \times \frac{۱\ g\ NaOH}{۱۰۰۰\ mg\ NaOH} \times \frac{۱\ mol\ NaOH}{۴۰\ g\ NaOH} = ۰/۴\ mol$$

$$\text{غلظت مولی} = \frac{\text{مول حل‌شونده}}{\text{لیتر محلول}} = \frac{۰/۴}{۱۰۰۰\ g\ محلول \times \frac{۱\ mL\ محلول}{۱/۲۵\ g\ محلول} \times \frac{۱\ L\ محلول}{۱۰۰۰\ mL\ محلول}} = \frac{۰/۴}{۰/۸} = ۰/۵\ mol.L^{-۱}$$

$$pH = \log\frac{[OH^-]}{۱۰^{-۱۴}} = \log\frac{۰/۵}{۱۰^{-۱۴}} = \log(۵ \times ۱۰^{۱۳}) = \log ۵ + \log ۱۰^{۱۳} = ۰/۷ + ۱۳ = ۱۳/۷$$

۲۲۰- گزینهٔ ۲ با توجه به انحلال‌پذیری منیزیم هیدروکسید، مقدار مول‌های حل‌شده از این ترکیب را محاسبه می‌کنیم.

$$?\ g\ Mg(OH)_۲ = ۶/۹۶ \times ۱۰^{-۴}\ g\ Mg(OH)_۲ \times \frac{۱\ mol\ Mg(OH)_۲}{۵۸\ g\ Mg(OH)_۲} = ۱/۲ \times ۱۰^{-۵}\ mol$$

در هر ۱۰۰ گرم آب (که حجمی معادل با ۰/۱ لیتر دارد)، $۱/۲ \times ۱۰^{-۵}$ مول منیزیم هیدروکسید حل می‌شود. از آن‌جا که منیزیم هیدروکسید یک باز قوی است، تمام ذرات حل‌شده از آن به یون‌های OH^- و $Mg^{۲+}$ تفکیک می‌شوند. ابتدا غلظت یون هیدروکسید را به دست آورده و پس از آن pH محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$?\ mol\ OH^- = ۱/۲ \times ۱۰^{-۵}\ mol\ Mg(OH)_۲ \times \frac{۲\ mol\ OH^-}{۱\ mol\ Mg(OH)_۲} = ۲/۴ \times ۱۰^{-۵}\ mol$$

$$[OH^-] = \frac{\text{مول } OH^-}{\text{لیتر محلول}} \Rightarrow [OH^-] = \frac{۲/۴ \times ۱۰^{-۵}\ mol}{۰/۱\ L} = ۲/۴ \times ۱۰^{-۴}$$

$$pH = -\log(\frac{۱۰^{-۱۴}}{[OH^-]}) \Rightarrow pH = -\log(\frac{۱۰^{-۱۴}}{۲/۴ \times ۱۰^{-۴}}) = -\log(\frac{۱}{۲۴} \times ۱۰^{-۹}) = -\log(۲^{-۳} \times ۳^{-۱} \times ۱۰^{-۹}) = -(-۰/۹ - ۰/۵ - ۹) \simeq ۱۰/۴$$

۲۲۱- گزینهٔ ۱ 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 رابطهٔ عکس دارد؛ پس با کاهش غلظت یون هیدروژن در یک محلول، غلظت یون هیدروکسید در آن محلول افزایش پیدا می‌کند.

بررسی سایر گزینه‌ها:

۲) در رابطه با این اسید داریم: $K_a = \frac{\alpha^۲.M}{۱-\alpha} \xrightarrow{\alpha < ۰/۰۵} K_a = \alpha^۲.M = (۰/۰۲)^۲ \times ۱ = ۴ \times ۱۰^{-۴}\ mol.L^{-۱}$

۳) در هر لیتر از محلول پتاسیم هیدروکسید با pH = ۱۲، $۱۰^{-۲}$ مول یون هیدروکسید و $۱۰^{-۲}$ مول یون پتاسیم و $۱۰^{-۱۲}$ مول یون هیدروژن وجود دارد.

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

۲۲۲- گزینهٔ ۳ ابتدا تفاوت انحلال‌پذیری نمک موردنظر در دماهای داده‌شده را محاسبه می‌کنیم.

$$\begin{cases} ۶۸\ ^\circ C\ \text{دمای}: S = ۲ + ۰/۲۵ \times ۶۸ = ۱۹\ g \\ ۳۶\ ^\circ C\ \text{دمای}: S = ۲ + ۰/۲۵ \times ۳۶ = ۱۱\ g \end{cases} \Rightarrow \text{تفاوت مقدار انحلال‌پذیری در دماهای داده‌شده} = ۸\ g$$

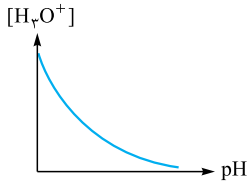
با توجه به محاسبات انجام‌شده، اگر دمای ۱۱۹ گرم از محلول سیرشدهٔ BOH را از ۶۸ °C تا ۳۶ °C کاهش بدهیم، ۸ گرم رسوب ایجاد می‌شود؛ پس داریم:

$$?\ mol\ BOH\ رسوب = ۲۳۸\ g\ محلول \times \frac{۸\ g\ BOH\ رسوب}{۱۱۹\ g\ محلول} \times \frac{۱\ mol\ BOH\ رسوب}{۴۰\ g\ BOH\ رسوب} = ۰/۴\ mol$$

در هر لیتر از محلول BOH با pH = ۱۳، ۰/۱ مول باز وجود دارد. بر این اساس، حداکثر حجم محلول قابل تولید را محاسبه می‌کنیم.

$$?\ L\ محلول = ۰/۴\ mol\ BOH \times \frac{۱\ L\ محلول}{۰/۱\ mol\ BOH} = ۴\ L$$

۲۲۳- گزینهٔ ۴ مقدار pH یک محلول از رابطهٔ لگاریتمی $pH = -\log[H_۳O^+]$ به دست می‌آید. نمودار این تابع لگاریتمی به صورت مقابل است:



همان‌طور که مشخص است، در نقطهٔ $[H_۳O^+] = ۱\ mol.L^{-۱}$، مقدار pH محلول برابر با صفر می‌شود و با رقیق‌شدن تدریجی غلظت یون هیدرونیوم در محلول، مقدار pH آن افزایش پیدا می‌کند.

تذکر 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 حل‌شده در آن محلول نیز توجه داریم که اگر درجهٔ 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 درجهٔ یونش باز برابر صفر است، pH محلول آن برابر ۷ می‌شود.

۲۲۴- گزینهٔ ۴ ابتدا غلظت مولی یون هیدروکسید را در محلول موردنظر محاسبه می‌کنیم و پس از آن pH را به دست می‌آوریم.

$$?\,mol\,NaOH = ۱۲۰\,g\,NaOH \times \frac{۱\,mol\,NaOH}{۴۰\,g\,NaOH} = ۳\,mol$$

$$\text{حجم محلول} = \text{جرم حل‌شونده} + \text{جرم حلال} = ۱۰۰\,g + ۱۲۰\,g = ۲۲۰\,g$$

$$\text{حجم محلول} = \frac{\text{جرم محلول}}{\text{چگالی}} \Rightarrow \text{حجم محلول} = \frac{۲۲۰}{۱/۱} = ۲۰۰\,mL$$

$$[NaOH] = \frac{\text{مول NaOH}}{\text{لیتر محلول}} = \frac{۳}{۰/۲} = ۱۵\,mol.L^{-۱}$$

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

$$pH = -\log(\frac{۱۰^{-۱۴}}{[OH^-]}) \Rightarrow pH = -\log(\frac{۱۰^{-۱۴}}{۱۵}) = -(\log(۱۰^{-۱۴}) - \log ۵ - \log ۳) = -(-۱۴ - ۰/۷ - ۰/۵) = ۱۵/۲$$

۲۲۵- گزینهٔ 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 حل‌شده 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:

$$pH_{BOH} - pH_{HA} = ۹/۶ \Rightarrow -\log\frac{۱۰^{-۱۴}}{[OH^-_{BOH}]} - (-\log[H^+_{HA}]) = ۹/۶ \Rightarrow -\log(\frac{۱۰^{-۱۴}}{M}) + \log(۱۰M) = ۹/۶$$

$$\Rightarrow \log ۱۰M - \log(\frac{۱۰^{-۱۴}}{M}) = ۹/۶ \Rightarrow \log ۱۰ + \log M - (\log ۱۰^{-۱۴} - \log M) = ۹/۶ \Rightarrow ۱ + \log M + ۱۴ + \log M = ۹/۶$$

$$\Rightarrow ۲\log M = -۵/۴ \Rightarrow \log M = -۲/۷$$

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

محلول اسید HA: $pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log ۱۰M = -(\log ۱۰ + \log M) = -(۱ - ۲/۷) = ۱/۷$

محلول اسید BOH: $pH = -\log(\frac{۱۰^{-۱۴}}{[OH^-]}) \Rightarrow pH = -\log(\frac{۱۰^{-۱۴}}{M}) \Rightarrow pH = -(\log ۱۰^{-۱۴} - \log M) = -(-۱۴ + ۲/۷) = ۱۱/۳$

و بالأخره در مرحلهٔ آخر، غلظت باز را در محلول BOH محاسبه می‌کنیم.

$$[OH^-] = [BOH] = ۱۰^{pH-۱۴} \Rightarrow [BOH] = ۱۰^{۱۱/۳-۱۴} = ۱۰^{-۲/۷} = ۲\times۱۰^{-۳}\,mol.L^{-۱}$$

۲۲۶- گزینهٔ ۳ باریم هیدروکسید مطابق معادلهٔ مقابل در آب حل می‌شود.

$$Ba(OH)_۲(s) \rightarrow Ba^{۲+}(aq) + ۲OH^-(aq)$$

ابتدا غلظت یون هیدروکسید را در محلول این باز به دست می‌آوریم.

$$[OH^-] = ۱۰^{pH-۱۴} \Rightarrow [OH^-] = ۱۰^{۱۳/۳-۱۴} = ۱۰^{-۰/۷} = ۲\times۱۰^{-۱}\,mol.L^{-۱}$$

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 حل‌شده 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.

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log(۰/۱۵) = -(\log ۵ + \log ۳ - \log ۱۰^{-۲}) = -(۰/۷ + ۰/۵ - ۲) = ۰/۸$$

۲۲۷- گزینهٔ ۴ واکنش میان آهن (II) اکسید و سدیم به صورت مقابل است:

$$Fe_۲O_۳(s) + ۶Na(s) \rightarrow ۳Na_۲O(s) + ۲Fe(s)$$

با توجه به معادلهٔ واکنش انجام‌شده، تعداد مول‌های سدیم اکسید تولیدشده را محاسبه می‌کنیم.

$$?\,mol\,Na_۲O = ۱۰۰\,g\,Fe_۲O_۳\,\text{ناخالص} \times \frac{۸۰\,g\,Fe_۲O_۳}{۱۰۰\,g\,Fe_۲O_۳\,\text{ناخالص}} \times \frac{۱\,mol\,Fe_۲O_۳}{۱۶۰\,g\,Fe_۲O_۳} \times \frac{۳\,mol\,Na_۲O}{۱\,mol\,Fe_۲O_۳} = ۱/۵\,mol$$

سدیم اکسید مطابق معادلهٔ مقابل با آب واکنش می‌دهد.

$$Na_۲O(s) + H_۲O(l) \rightarrow ۲NaOH(aq) \rightarrow ۲Na^+(aq) + ۲OH^-(aq)$$

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

$$[OH^-]=\frac{\text{مول } OH^-}{\text{لیتر محلول}} \Rightarrow [OH^-]=\frac{3\ mol}{60\ L}=0/05\ mol.L^{-1}$$

$$pH=-\log(\frac{10^{-14}}{[OH^-]}) \Rightarrow pH=-\log(\frac{10^{-14}}{0/05})=-(\log 10^{-14}-\log 0/05)=-(-14-(-1/3))=12/7$$

۲۲۸- گزینه ۴ ابتدا غلظت مولی یون هیدروکسید را در محلول اولیهٔ سدیم هیدروکسید محاسبه می‌کنیم.

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

با قراردادن غلظت مولی یون هیدروکسید در معادلهٔ مربوط به غلظت یون‌ها، حداکثر غلظت یون منیزیم را محاسبه می‌کنیم.

$$1/5\times10^{-11}=[Mg^{2+}][OH^-]^2 \Rightarrow 1/5\times10^{-11}=[Mg^{2+}]\times(10^{-5})^2 \Rightarrow [Mg^{2+}]=0/15\ mol.L^{-1}$$

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

۲۲۹- گزینه ۳ ابتدا pH محلول حاصل از انحلال سدیم هیدروکسید در آب را محاسبه می‌کنیم.

$$?\ mol\ NaOH=4\ g\ NaOH\times\frac{1\ mol\ NaOH}{40\ g\ NaOH}=0/1\ mol$$

$$[NaOH]=[OH^-]=\frac{\text{مول NaOH}}{\text{لیتر محلول}}=\frac{0/1}{1}=0/1\ mol.L^{-1}$$

$$pH=-\log(\frac{10^{-14}}{[OH^-]}) \Rightarrow pH=-\log(\frac{10^{-14}}{0/1})=13$$

pH محلول هیدروفلوئوریک اسید به اندازهٔ ۱۰/۷ واحد کم‌تر از محلول سدیم هیدروکسید و برابر با ۲/۳ است. ابتدا غلظت یون هیدروژن و غلظت اسید حل‌شده در محلول را به دست می‌آوریم و پس از آن، مقدار α برای این اسید را محاسبه می‌کنیم.

$$?\ mol\ HF=4\ g\ HF\times\frac{1\ mol\ HF}{20\ g\ HF}=0/2\ mol \Rightarrow [HF]=\frac{\text{مول HF}}{\text{لیتر محلول}}=\frac{0/2}{1}=0/2\ mol.L^{-1}$$

$$[H^+]=10^{-pH} \Rightarrow [H^+]=10^{-2/3}=10^{0/7}\times10^{-3}=5\times10^{-3}\ mol.L^{-1} \Rightarrow [H^+]=\alpha.M \Rightarrow 0/005=\alpha\times0/2 \Rightarrow \alpha=0/025$$

در مرحلهٔ آخر، با توجه به مقدار α و غلظت اسید حل‌شده در محلول، ثابت یونش اسید را محاسبه می‌کنیم.

$$K_a=\frac{\alpha^2.M}{1-\alpha} \xrightarrow{\alpha<0/05} K_a=\alpha^2.M \Rightarrow K_a=(0/025)^2\times0/2=1/25\times10^{-4}\ mol.L^{-1}$$

۲۳۰- گزینه ۱ تأثیر هر یک از نمونه‌های داده‌شده را بر pH آب درون آکواریوم بررسی می‌کنیم.

بررسی چهار گزینه:

۱) ابتدا شمار مول‌های سدیم هیدروکسید را به دست آورده و سپس از آن pH محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$?\ mol\ NaOH=2\ g\ NaOH_{\text{ناخالص}}\times\frac{40\ g\ NaOH}{100\ g\ NaOH_{\text{ناخالص}}}\times\frac{1\ mol\ NaOH}{40\ g\ NaOH}=0/02\ mol$$

$$[NaOH]=\frac{\text{مول NaOH}}{\text{لیتر محلول}} \Rightarrow [NaOH]=\frac{0/02}{20}=10^{-3}\ mol.L^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [OH^-]=[NaOH]=10^{-3}\ mol.L^{-1}$$

$$pH=-\log(\frac{10^{-14}}{[OH^-]}) \Rightarrow pH=-\log(\frac{10^{-14}}{10^{-3}})=11 \Rightarrow$$ ماهی‌های درون آکواریوم می‌میرند.

۲) طی این فرایند، حجم محلول هیدروکلریک اسید از ۴ mL به ۲۰ لیتر (معادل با ۲۰۰۰۰ میلی‌لیتر) رسیده و ۵۰۰۰ برابر شده است؛ پس مقدار pH آن به اندازهٔ $\log 5000=3/7$ واحد به pH ناحیهٔ خنثی نزدیک‌تر شده و به ۶/۴ می‌رسد. در نتیجه ماهی‌ها زنده می‌مانند.

۳) پس از محاسبهٔ تعداد مول‌های نیتریک اسید، pH محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$?\ mol\ HNO_3=0/63\ mg\ HNO_3\times\frac{1\ g\ HNO_3}{1000\ mg\ HNO_3}\times\frac{1\ mol\ HNO_3}{63\ g\ HNO_3}=10^{-5}\ mol$$

$$[HNO_3]=\frac{\text{مول } HNO_3}{\text{لیتر محلول}} \Rightarrow [HNO_3]=\frac{10^{-5}}{20}=5\times10^{-7}\ mol.L^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [H^+]=[HNO_3]=5\times10^{-7}\ mol.L^{-1}$$

$$pH=-\log[H^+]=pH=-\log(5\times10^{-7})=6/3 \Rightarrow$$ ماهی‌ها زنده می‌مانند.

۴ طی این فرایند، حجم محلول سدیم هیدروکسید از ۲۰ mL به ۲۰ L (معادل با ۲۰۰۰۰ mL) رسیده و به اندازهٔ ۱۰۰۰ بار رقیق شده است؛ پس pH آن به اندازهٔ $\log ۱۰۰۰ = ۳$ واحد به pH ناحیهٔ خنثی نزدیک‌تر شده و از ۱۱ به ۸ می‌رسد. ⟸ ماهی‌ها زنده می‌مانند.

۲۳۱- گزینه ۳ pH نهایی محلول برابر ۲ و pH اولیهٔ آن برابر ۱ است. به عبارت دیگر، محلول نهایی ۱۰ مرتبه رقیق‌تر از محلول نیتریک اسید اولیه است. اگر حجم محلول نیتریک اسید اولیه را برابر با V mL در نظر بگیریم، برای آن‌که این محلول ۱۰ مرتبه رقیق‌تر شود، باید ۹V mL آب خالص به آن اضافه کنیم. این ۹V mL آب خالص، دقیقاً معادل با همان ۵۴۰ mL آب مطرح‌شده 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 اندازهٔ ۶ مرتبه رقیق‌تر می‌شود و pH آن به اندازهٔ $\log ۶ = ۰/۸$ واحد به pH ناحیهٔ خنثی (pH = ۷) نزدیک‌تر شده و به ۲/۸ می‌رسد.

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

$$[OH^-] = ۱۰^{pH-۱۴} \Rightarrow [OH^-] = ۱۰^{۹-۱۴} = ۱۰^{-۵}\ mol.L^{-۱} \xrightarrow{\alpha=۱} [KOH] = [OH^-] = ۱۰^{-۵}\ mol.L^{-۱}$$

$$?\ mg\ KOH = ۲\ L\ محلول \times \frac{۱۰^{-۵}\ mol\ KOH}{۱\ L\ محلول} \times \frac{۵۶\ g\ KOH}{۱\ mol\ KOH} \times \frac{۱۰۰۰\ mg\ KOH}{۱\ g\ KOH} = ۱/۱۲\ mg$$

برای آن‌که pH محلول موردنظر از ۹ به ۱۰برسد، 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. جرم KOH اولیه × ۹ = جرم KOH مورد نیاز $= ۹ \times ۱/۱۲\ mg = ۱۰/۰۸\ mg$

۲۳۴- گزینه ۱ با اضافه‌کردن ۷۲۰ mL آب خالص به این محلول، حجم آن ۱۰ برابر شده و اسید موجود در آن ۱۰ مرتبه رقیق‌تر می‌شود؛ پس pH آن به اندازهٔ ۱ واحد به pH ناحیهٔ خنثی نزدیک‌تر می‌شود. از طرف مقابل، طی این فرایند غلظت یون هیدروژن موجود در این محلول ۰/۱ برابر می‌شود. براساس معادلهٔ $K_W = [OH^-][H^+]$، با ۰/۱ برابر شدن غلظت یون هیدروژن در یک محلول، غلظت یون هیدروکسید در آن ۱۰ برابر می‌شود.

۲۳۵- گزینه ۴ برای آن‌که pH محلول ۱/۷ واحد کم‌تر شده و به ۱۱ برسد، باید این محلول را n مرتبه رقیق کنیم، مقدار n به صورت زیر قابل محاسبه است:

$$\log n = \Delta pH \Rightarrow \log n = ۱۲/۷ - ۱۱ = ۱/۷ \Rightarrow n = ۱۰^{۱/۷} \Rightarrow n = ۵۰$$

براساس محاسبات انجام‌شده، حجم محلول نهایی ۵۰ برابر حجم محلول اولیه است. در قدم بعد، مقدار مول‌های یون هیدروژن را در هر محلول محاسبه می‌کنیم.

محلول اولیه: $[H^+] = ۱۰^{-pH} \Rightarrow [H^+] = ۲ \times ۱۰^{-۱۳}\ mol.L^{-۱} \Rightarrow ?\ mol\ H^+ = ۰/۱\ L\ محلول \times \frac{۲ \times ۱۰^{-۱۳}\ mol\ H^+}{۱\ L} = ۲ \times ۱۰^{-۱۴}$

محلول نهایی: $[H^+] = ۱۰^{-pH} \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-۱۱}\ mol.L^{-۱} \xrightarrow{V=۵L} ?\ mol\ H^+ = ۵\ L\ محلول \times \frac{۱۰^{-۱۱}\ mol\ H^+}{۱\ L\ محلول} = ۵ \times ۱۰^{-۱۱}$

$$\frac{\text{مقدار یون هیدروژن در محلول نهایی}}{\text{مقدار یون هیدروژن در محلول اولیه}} = \frac{۵ \times ۱۰^{-۱۱}\ mol}{۲ \times ۱۰^{-۱۴}\ mol} = ۲۵۰۰$$

همان‌طور 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 $۱۰^{-۱}$ مول بر لیتر و غلظت یون هیدروکسید در آن برابر با $۱۰^{-۱۳}$ مول بر لیتر است. از آن‌جا که غلظت یون هیدروژن در این محلول با غلظت اسید حل‌شده در آن برابر است؛ پس درجهٔ یونش این اسید در شرایط موردنظر برابر یک بوده و این اسید در دستهٔ اسیدهای قوی قرار می‌گیرد. با افزودن آب خالص به محلول اسیدهای قوی، تغییری در درجهٔ یونش آن‌ها ایجاد نشده و مقدار آن همواره برابر یک باقی می‌ماند.

اگر غلظت یون هیدروکسید در این محلول ۱۰۰ برابر شود، غلظت یون هیدروژن در آن ۰/۰۱ برابر شده و pH محلول به اندازهٔ ۲ واحد افزایش یافته و به pH ناحیهٔ خنثی نزدیک‌تر می‌شود.

با توجه به غلظت یون هیدروژن، pH محلول اولیه برابر ۱ است. با افزودن ۸۰۰ mL آب به این محلول، اسید حل‌شده در آن ۵ مرتبه رقیق‌تر می‌شود و مقدار pH آن به اندازهٔ $\log ۵ = ۰/۷$ واحد افزایش پیدا می‌کند؛ پس pH محلول نهایی برابر با ۱/۷ می‌شود.

۲۳۷- گزینه ۱ جرم محلول اولیه را برابر با ۲۰۰ g و جرم هر یک از محلول‌های داده‌شده به بشرهای A و B را برابر ۱۰۰ g در نظر می‌گیریم.

هر یک از این محلول‌ها شامل ۲۰ g سدیم هیدروکسید و ۸۰ g آب می‌شود. با توجه به اطلاعات داده‌شده در سؤال، درصد جرمی هر محلول را پس از اعمال تغییر به دست می‌آوریم.

$$\text{درصد جرمی نهایی محلول A} = \frac{\text{جرم NaOH اولیه} + \text{جرم NaOH اضافه‌شده}}{\text{جرم اولیهٔ محلول} + \text{جرم NaOH اضافه‌شده}} \times ۱۰۰ = \frac{۲۰+۲۰}{۱۰۰+۲۰} \times ۱۰۰ = \frac{۱۰۰}{۳}$$

$$\text{درصد جرمی نهایی محلول B} = \frac{\text{جرم NaOH اولیه}}{\text{جرم اولیهٔ محلول} + \text{جرم آب اضافه‌شده}} \times ۱۰۰ = \frac{۲۰}{۱۰۰+۸۰} \times ۱۰۰ = \frac{۱۰۰}{۹}$$

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

$$\text{غلظت مولی (M)} = \frac{۱۰.a.d}{\text{جرم مولی}} \Rightarrow \frac{M_A}{M_B} = \frac{\frac{۱۰.a_A.d_A}{\text{جرم مولی NaOH}}}{\frac{۱۰.a_B.d_B}{\text{جرم مولی NaOH}}} \xrightarrow{d_A = d_B} \frac{M_A}{M_B} = \frac{a_A}{a_B} = \frac{\frac{۱۰۰}{۳}}{\frac{۱۰۰}{۹}} = ۳$$

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

$$pH_A - pH_B = -\log\left(\frac{۱۰^{-۱۴}}{[OH^-_A]}\right) - \left(-\log\left(\frac{۱۰^{-۱۴}}{[OH^-_B]}\right)\right) \xrightarrow{[OH^-_A] = ۳\times[OH^-_B]} -(\log ۱۰^{-۱۴} - \log ۳\times[OH^-_B]) + (\log ۱۰^{-۱۴} - \log[OH^-_B])$$

$$= \log ۳\times[OH^-_B] - \log[OH^-_B] = \log\frac{۳\times[OH^-_B]}{[OH^-_B]} = \log ۳ = ۰/۵$$

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

$$[Ag^+] = [OH^-] = ۱۰^{-۸} \xrightarrow{[Ag^+] = [OH^-]} [OH^-]^۲ = ۱۰^{-۸} \Rightarrow [OH^-] = ۱۰^{-۴}\ mol.L^{-۱}$$

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

$$pH = -\log\frac{۱۰^{-۱۴}}{[OH^-]} \Rightarrow pH = -\log\frac{۱۰^{-۱۴}}{۱۰^{-۴}} = ۱۰$$

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

$$[OH^-] = ۱۰^{pH-۱۴} \Rightarrow [OH^-] = ۱۰^{۱۲-۱۴} = ۱۰^{-۲}\ mol.L^{-۱}$$

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

$$[Ag^+][OH^-] = ۱۰^{-۸} \xrightarrow{[OH^-] = ۱۰^{-۲}} [Ag^+]\times ۱۰^{-۲} = ۱۰^{-۸} \Rightarrow [Ag^+] = ۱۰^{-۶}\ mol.L^{-۱}$$

$$?\,mg\,AgOH = ۱۰\,L\,\text{محلول} \times \frac{۱۰^{-۶}\,mol\,Ag^+}{۱\,L\,\text{محلول}} \times \frac{۱\,mol\,AgOH}{۱\,mol\,Ag^+} \times \frac{۱۲۵\,g\,AgOH}{۱\,mol\,AgOH} \times \frac{۱۰۰۰\,mg\,AgOH}{۱\,g\,AgOH} = ۱/۲۵\ mg$$

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

محلول سود سوزآور:

$$[OH^-] = ۱۰^{pH-۱۴} \Rightarrow [OH^-] = ۱۰^{۱۳/۳-۱۴} = ۱۰^{-۰/۷} = ۲\times ۱۰^{-۱}\ mol.L^{-۱}$$

$$?\,mol\,OH^- = ۸۰\,mL\,\text{محلول} \times \frac{۱\,L\,\text{محلول}}{۱۰۰۰\,mL\,\text{محلول}} \times \frac{۰/۲\,mol\,OH^-}{۱\,L\,\text{محلول}} = ۰/۰۱۶\ mol$$

محلول پتاس سوزآور:

$$[OH^-] = ۱۰^{pH-۱۴} \Rightarrow [OH^-] = ۱۰^{۱۴/۸۵-۱۴} = ۱۰^{-۰/۱۵} = ۷\times ۱۰^{-۱}\ mol.L^{-۱}$$

$$?\,mol\,OH^- = ۱۲۰\,mL\,\text{محلول} \times \frac{۱\,L\,\text{محلول}}{۱۰۰۰\,mL\,\text{محلول}} \times \frac{۰/۷\,mol\,OH^-}{۱\,L\,\text{محلول}} = ۰/۰۸۴\ mol$$

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

$$[OH^-] = \frac{\text{مول } OH^-}{\text{لیتر محلول}} = \frac{\text{مول } OH^- \text{ حاصل از محلول اول} + \text{مول } OH^- \text{ حاصل از محلول دوم}}{\text{حجم محلول اول} + \text{حجم محلول دوم}} \Rightarrow [OH^-] = \frac{۰/۰۸۴ + ۰/۰۱۶}{۰/۱۲ + ۰/۰۸} = ۰/۵\ mol.L^{-۱}$$

$$pH = -\log\left(\frac{۱۰^{-۱۴}}{[OH^-]}\right) \Rightarrow pH = -\log\frac{۱۰^{-۱۴}}{۰/۵} = -(\log ۱۰^{-۱۴} - \log ۰/۵) = ۱۳/۷$$

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

$$[H^+] = ۱۰^{-pH} \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-۳}\ mol.L^{-۱} \xrightarrow{\text{محاسبهٔ M}} [H^+] = \sqrt{K_a.M} \Rightarrow ۱۰^{-۳} = \sqrt{۱۰^{-۵}\times M} \Rightarrow M = ۰/۱\ mol.L^{-۱}$$

با اضافه‌کردن 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 $۱۰^{-۳}$ مول بر لیتر است. با توجه به غلظت جدید اسید، pH محلول نهایی را محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+] = \sqrt{K_a.M} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{۱۰^{-۵}\times ۱۰^{-۳}} = ۱۰^{-۴}\ mol.L^{-۱} \Rightarrow pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log ۱۰^{-۴} = ۴$$

۲۴۱- گزینه ۲ با توجه به غلظت نیتریک اسید در محلول نهایی، مقدار مول HNO_3 حل‌شده در این محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$?\,mol\,HNO_3 = 5\,kg\,\text{محلول} \times \frac{1000\,g\,\text{محلول}}{1\,kg\,\text{محلول}} \times \frac{1260\,g\,HNO_3}{10^6\,g\,\text{محلول}} \times \frac{1\,mol\,HNO_3}{63\,g\,HNO_3} = 0/1\,mol$$

در محلول نیتریک اسید، غلظت اسید حل‌شده با غلظت یون هیدروژن برابر است. ابتدا غلظت محلول نیتریک اسید با $pH = 0/7$ را محاسبه می‌کنیم و پس از آن حجم مورد نیاز از این محلول، جهت تأمین ۰/۱ مول HNO_3 را به دست می‌آوریم.

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-0/7} = 0/2\,mol.L^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [HNO_3] = [H^+] = 0/2\,mol.L^{-1}$$

$$?\,mL\,\text{محلول نیتریک اسید} = 0/1\,mol\,HNO_3 \times \frac{1\,L\,\text{محلول نیتریک اسید}}{0/2\,mol\,HNO_3} \times \frac{1000\,mL\,\text{محلول نیتریک اسید}}{1\,L\,\text{محلول نیتریک اسید}} = 500\,mL$$

۲۴۲- گزینه ۳ با توجه به pH محلول پتاسیم هیدروکسید، غلظت مولی این محلول را محاسبه می‌کنیم.

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

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.

$$M_a.V_a.n_a = M_b.V_b.n_b \Rightarrow 0/4 \times 25 \times 2 = 0/1 \times V_b \times 1 \Rightarrow V_b = 200\,mL$$

۲۴۳- گزینه ۴ ابتدا غلظت مولی محلول هیدروکلریک اسید را محاسبه کرده و پس از آن غلظت محلول سدیم هیدروکسید را به دست می‌آوریم.

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-2/3} = 10^{0/7} \times 10^{-3} = 5 \times 10^{-3}\,mol.L^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [HCl] = [H^+] = 5 \times 10^{-3}\,mol.L^{-1}$$

$$M_a.V_a.n_a = M_b.V_b.n_b \Rightarrow 5 \times 10^{-3} \times 50 \times 1 = M_b \times 1250 \times 1 \Rightarrow M_b = 2 \times 10^{-4}\,mol.L^{-1}$$

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

$$pH = -\log\frac{10^{-14}}{[OH^-]} \Rightarrow pH = -\log\frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-4}} = -\log(5 \times 10^{-11}) = -(\log 5 + \log 10^{-11}) = -(0/7 - 11) = 10/3$$

۲۴۴- گزینه ۲ ابتدا غلظت پتاسیم هیدروکسید را محاسبه می‌کنیم.

$$[OH^-] = 10^{pH-14} \Rightarrow [OH^-] = 10^{13/7-14} = 5 \times 10^{-1}\,mol.L^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [KOH] = 5 \times 10^{-1}\,mol.L^{-1}$$

پتاسیم هیدروکسید براساس معادلهٔ $KOH(aq) + HI(g) \rightarrow H_2O(l) + KI(aq)$ خنثی می‌شود؛ پس داریم:

$$?\,g\,HI\,\text{ناخالص} = 100\,mL\,\text{محلول} \times \frac{1\,L\,\text{محلول}}{1000\,mL\,\text{محلول}} \times \frac{0/5\,mol\,KOH}{1\,L\,\text{محلول}} \times \frac{1\,mol\,HI}{1\,mol\,KOH} \times \frac{128\,g\,HI}{1\,mol\,HI} \times \frac{100\,g\,HI\,\text{ناخالص}}{64\,g\,HI} = 10\,g$$

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.

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

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

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

در ابتدای کار، ۲۰۰ mL محلول هیدروکلریک اسید با $pH = 3$ در اختیار داشته‌ایم. با افزودن ۲۰۰۰ mL محلول سدیم هیدروکسید به محلول اولیه، ۲۲۰۰ mL محلول خنثی با $pH = 7$ به دست می‌آید. توجه داریم که غلظت یون هیدرونیوم در محلول نهایی برابر با 10^{-7} مول بر لیتر می‌شود.

$$\frac{\text{مول } H^+ \text{ در محلول نهایی}}{\text{مول } H^+ \text{ در محلول اولیه}} = \frac{2/2\,L\,\text{محلول} \times \frac{10^{-7}\,mol\,H^+}{1\,L\,\text{محلول}}}{0/2\,L\,\text{محلول} \times \frac{10^{-3}\,mol\,H^+}{1\,L\,\text{محلول}}} = \frac{2/2 \times 10^{-7}}{0/2 \times 10^{-3}} = 1/1 \times 10^{-3}\ \text{برابر}$$

۲۴۶- گزینه ۱ هر لیتر محلول کلسیم هیدروکسید با $pH = 10$ و چگالی $1\,g.mL^{-1}$، شامل 10^{-4} مول یون هیدروکسید می‌شود و جرم آن نیز برابر با ۱۰۰۰ گرم است. بر این اساس، غلظت یون هیدروکسید را برحسب ppm محاسبه می‌کنیم.

$$?\,g\,OH^- = 1\,L\,\text{محلول} \times \frac{10^{-4}\,mol\,OH^-}{1\,L\,\text{محلول}} \times \frac{17\,g\,OH^-}{1\,mol\,OH^-} = 1/7 \times 10^{-3}\,g$$

$$ppm = \frac{\text{جرم حل‌شونده}}{\text{جرم حلال}} \times 10^6 \Rightarrow ppm = \frac{1/7 \times 10^{-3}}{1000} \times 10^6 = 1/7$$

کلسیم هیدروکسید ($Ca(OH)_2$) یک باز قوی و دوظرفیتی است. غلظت کلسیم هیدروکسید حل‌شده در محلولی که غلظت یون هیدروکسید در آن برابر با 10^{-4} مول بر لیتر است، برابر با $0/5 \times 10^{-4}$ مول بر لیتر می‌شود. بر این اساس، داریم:

$$M_a.V_a.n_a = M_b.V_b.n_b \Rightarrow 10^{-2} \times V_a \times 1 = 0/5 \times 10^{-4} \times 1 \times 2 \Rightarrow V_a = 0/01\,L \sim 10\,mL\ \text{حجم محلول اسیدی}$$

۲۴۷- گزینه ۲ در صورت خنثی‌شدن کل سدیم هیدروکسید حل‌شده در این محلول، pH آن ۵ واحد کاهش پیدا کرده و به ۷ می‌رسد. واکنش انجام‌شده طی این فرایند به صورت مقابل است:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow H_2O(l) + NaCl(aq)$$

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

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

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

۲۴۸- گزینه ۴ برای محاسبهٔ pH محلول داریم:

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

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

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

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

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

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

$$M_a.V_a.n_a = M_b.V_b.n_b \Rightarrow 0/002 \times V_a \times 1 = 0/01 \times 10 \times 1 \Rightarrow V_a = 50\ mL$$

۲۴۹- گزینه ۴ هر چند که مقدار $\frac{K_a}{M}$ برای این اسید بزرگ‌تر از ۰/۰۰۲۵ می‌شود، اما با توجه به دوربودن اعداد داده‌شده در گزینه‌های سؤال، می‌توانیم از مقدار $(1-\alpha)$ در گزینه‌ها صرف‌نظر کنیم. بر این اساس داریم:

$$[H^+] = \sqrt{K_a.M} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{5 \times 10^{-3} \times 0/5} = 0/05\ mol.L^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log(0/05) = -\log 5 \times 10^{-2} = -(\log 5 + \log 10^{-2}) = -(0/7 - 2) = 1/3$$

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

$$HA(aq) + NaOH(aq) \rightarrow H_2O(l) + NaA(aq)$$

$$?\ g\ NaOH = 1000\ mL\ محلول \times \frac{1\ L\ محلول}{1000\ mL\ محلول} \times \frac{0/5\ mol\ HA}{1\ L\ محلول} \times \frac{1\ mol\ NaOH}{1\ mol\ HA} \times \frac{40\ g\ NaOH}{1\ mol\ NaOH} = 2\ g$$

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

$$\frac{\text{گرم NaOH}}{\text{جرم مولی} \times \text{ضریب}} = \frac{\text{میلی‌لیتر محلول} \times \text{غلظت مولی}}{\text{ضریب} \times 1000} \Rightarrow \frac{x}{1 \times 40} = \frac{0/5 \times 100}{1 \times 1000} \Rightarrow x = 2\ g\ NaOH$$

۲۵۰- گزینه ۱ معادلهٔ واکنش انجام‌شده به صورت مقابل است:

$$HCl(g) + NaOH(aq) \rightarrow H_2O(l) + NaCl(aq)$$

غلظت هر یک از یون‌های هیدروژن و کلرید در محلول اولیه برابر با ۰/۵ مول بر لیتر و مقدار هر یک از این یون‌ها برابر با ۰/۲۵ مول است. با اضافه‌کردن ۰/۱ مول سدیم هیدروکسید به این محلول، ۰/۱ مول از یون‌های هیدروژن موجود در آن با یون‌های هیدروکسید واکنش داده و به مولکول‌های آب تبدیل می‌شود و ۰/۱۵ مول یون هیدروژن در محلول باقی می‌ماند. علاوه بر این، ۰/۱ مول یون سدیم نیز به محلول موردنظر اضافه می‌شود و جای یون‌های هیدروژن خارج‌شده 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 زیراست.

محلول اولیه: $[Cl^-] = 0/5 , [H^+] = 0/5 \xrightarrow{+0/1\ mol\ NaOH}$ محلول نهایی: $[Cl^-] = 0/5 , [H^+] = 0/3 , [Na^+] = 0/2$

بررسی سایر گزینه‌ها:

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

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

۴ طی این فرایند، غلظت یون هیدروژن در محلول ۰/۶ برابر شده و از $0/5\ mol.L^{-1}$ به $0/3\ mol.L^{-1}$ می‌رسد؛ پس با توجه به معادلهٔ مربوط به K_W، غلظت یون هیدروکسید در این محلول باید ۱/۶۶ برابر شود.

۲۵۱- گزینه ۲ ابتدا باید غلظت یون هیدروکسید موجود در این محلول را محاسبه کنیم.

$$[OH^-][H^+] = 10^{-14} \xrightarrow{4 \times 10^8 \times [H^+] = [OH^-]} 4 \times 10^8 \times [H^+]^2 = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = 0/5 \times 10^{-11} \Rightarrow [OH^-] = 2 \times 10^{-3}\ mol.L^{-1}$$

واکنش میان یون هیدروکسید موجود در این محلول با هیدروژن کلرید به صورت مقابل است: $HCl(g) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l) + Cl^-(aq)$

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

$$?\,mL\,HCl = ۲\,L\,\text{باز} \times \frac{۲\times۱۰^{-۳}\,mol\,OH^-}{۱\,L\,\text{باز}} \times \frac{۱\,mol\,HCl}{۱\,mol\,OH^-} \times \frac{۲۲/۴\,L\,HCl}{۱\,mol\,HCl} \times \frac{۱۰۰۰\,mL\,HCl}{۱\,L\,HCl} = ۸۹/۶\,L$$

۲۵۲- گزینهٔ ۱ فقط عبارت پ درست است.

بررسی چهار عبارت:

الف در رابطه با این محلول داریم: $pH = -\log\frac{۱۰^{-۱۴}}{[OH^-]} \Rightarrow pH = -\log\frac{۱۰^{-۱۴}}{۲\times۱۰^{-۴}} = -\log(۵\times۱۰^{-۱۱}) = ۱۰/۳$

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

پ مقدار K_W (ثابت تعادل مربوط به معادلهٔ یونش آب) معادل با حاصل‌ضرب 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 عبارهٔ گوجه‌فرنگی خاصیت اسیدی دارد. البته چون pH این محلول از pH محتویات معده بیشتر است، با واردشدن آن به معده، pH محتویات معده افزایش پیدا می‌کند.

۲۵۳- گزینهٔ ۲ سدیم هیدروکسید براساس معادلهٔ مقابل با HCl واکنش می‌دهد: $NaOH(aq) + HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$

ابتدا جرم سدیم هیدروکسید مورد نیاز برای خنثی‌کردن ۲۰۰ mL از محلول هیدروکلریک اسید با $pH = ۲$ ($[H^+] = ۰/۰۱\,mol.L^{-۱}$) را به دست می‌آوریم.

$$?\,mg\,NaOH = ۲۰۰\,mL\,\text{محلول} \times \frac{۱\,L\,\text{محلول}}{۱۰۰۰\,mL\,\text{محلول}} \times \frac{۰/۰۱\,mol\,HCl}{۱\,L\,\text{محلول}} \times \frac{۱\,mol\,NaOH}{۱\,mol\,HCl} \times \frac{۴۰\,g\,NaOH}{۱\,mol\,NaOH} \times \frac{۱۰۰۰\,mg\,NaOH}{۱\,g\,NaOH} = ۸۰\,mg$$

با انحلال ۸۰ میلی‌گرم سدیم هیدروکسید در این محلول، کل اسید موجود در آن خنثی شده و یک محلول با $pH = ۷$ به دست می‌آید که نه خاصیت بازی دارد و نه خاصیت اسیدی. در صورتی که جرم سدیم هیدروکسید حل‌شده در محلول از این مقدار کم‌تر باشد، کل اسید موجود در محلول خنثی نمی‌شود و محلول حاصل نیز خاصیت اسیدی خواهد داشت. در نقطهٔ مقابل، اگر جرم سدیم هیدروکسید حل‌شده در محلول از این مقدار بیشتر باشد، محلول حاصل خاصیت بازی پیدا می‌کند.

۲۵۴- گزینهٔ ۲ ابتدا تعداد مول‌های یون هیدروژن موجود در این محلول را به دست می‌آوریم.

محلول HCl: $[H^+] = ۱۰^{-pH} \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-۲/۳} = ۵\times۱۰^{-۳}\,mol.L^{-۱}$

$$?\,mol\,H^+ = ۰/۳\,L\,\text{محلول} \times \frac{۵\times۱۰^{-۳}\,mol\,H^+}{۱\,L\,\text{محلول}} = ۱/۵\times۱۰^{-۳}\,mol$$

محلول HNO_3: $[H^+] = ۱۰^{-pH} \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-۳}\,mol.L^{-۱}$

$$?\,mol\,H^+ = ۰/۵\,L\,\text{محلول} \times \frac{۱۰^{-۳}\,mol\,H^+}{۱\,L\,\text{محلول}} = ۰/۵\times۱۰^{-۳}\,mol$$

در مرحلهٔ بعد، غلظت یون هیدروژن را در محلول حاصل از این فرایند حساب کرده و pH این محلول را به دست می‌آوریم.

$$[H^+] = \frac{\text{مول یون هیدروژن}}{\text{لیتر محلول}} = \frac{\text{مول یون } H^+ \text{ در محلول } HCl + \text{مول یون } H^+ \text{ در محلول } HNO_3}{\text{لیتر محلول } HCl + \text{لیتر محلول } HNO_3} = \frac{۱/۵\times۱۰^{-۳} + ۰/۵\times۱۰^{-۳}}{۰/۳ + ۰/۵} = ۲/۵\times۱۰^{-۳}$$

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log(۲/۵\times۱۰^{-۳}) = -\log(۲۵\times۱۰^{-۴}) = -(\log۵^۲ + \log۱۰^{-۴}) = -(۲\times۰/۷ - ۴) = ۲/۶$$

به راه دیگه: برای محاسبهٔ غلظت یون هیدروژن در محلول نهایی، از رابطهٔ زیر هم می‌توانیم استفاده کنیم.

$$[H^+]\,\text{در محلول نهایی} = \frac{\text{حجم محلول دوم} \times [H^+]\,\text{در محلول دوم} + \text{حجم محلول اول} \times [H^+]\,\text{در محلول اول}}{\text{حجم محلول دوم} + \text{حجم محلول اول}}$$

$$[H^+]\,\text{در محلول نهایی} \xrightarrow{\text{جاگذاری اعداد}} \frac{۰/۰۰۵\times۳۰۰ + ۰/۰۰۱\times۵۰۰}{۳۰۰ + ۵۰۰} = ۲/۵\times۱۰^{-۳}\,mol.L^{-۱}$$

۲۵۵- گزینهٔ ۴ ابتدا pH اولیهٔ این محلول را قبل از اضافه‌کردن کلسیم هیدروکسید محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+] = \sqrt{K_a.M} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{۱۰^{-۷}\times۰/۱} = ۱۰^{-۴}\,mol.L^{-۱} \qquad pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log۱۰^{-۴} = ۴$$

با خنثی‌شدن نیمی از اسید حل‌شده در این محلول، غلظت اسید به ۰/۰۵ مول بر لیتر می‌رسد. برای محاسبهٔ pH این محلول داریم:

$$[H^+] = \sqrt{K_a.M} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{۱۰^{-۷}\times۰/۰۵} = \sqrt{\frac{۱}{۲}}\times۱۰^{-۴} \xrightarrow{\text{گویا کردن}} \frac{\sqrt{۲}}{۲}\times۱۰^{-۴} \xrightarrow{\sqrt{۲}=۱/۴} [H^+] = ۰/۷\times۱۰^{-۴}\,mol.L^{-۱}$$

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log(۰/۷\times۱۰^{-۴}) = -(\log۷ + \log۱۰^{-۵}) = -(۰/۸۵ - ۵) = ۴/۱۵$$

بر این اساس، pH محلول به اندازهٔ ۰/۱۵ واحد افزایش پیدا کرده و از ۴ به ۴/۱۵ رسیده است.

۲۵۶- گزینهٔ 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 [ا] و [پ] نادرست هستند.

بررسی پنج عبارت:

[ا] در این رابطه داریم: $M_A.V_A.n_A = M_B.V_B.n_B \Rightarrow 0/1 \times V_A \times 1 = 0/0001 \times 1 \times 1 \Rightarrow V_A = 0/001\ mL$

پس برای خنثی‌کردن هر میلی‌لیتر از محلول B، به ۰/۰۰۱ mL از محلول اسیدی A نیاز داریم.

[ب] 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.

[پ] 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: $?\,H^+ \text{ یون} = 1\ mL \text{ محلول} \times \frac{1\ L \text{ محلول}}{1000\ mL \text{ محلول}} \times \frac{0/1\ mol\ H^+}{1\ L \text{ محلول}} \times \frac{6/02 \times 10^{23}\ H^+ \text{ یون}}{1\ mol\ H^+} = 6/02 \times 10^{19} \text{ یون}$

[ث] با اضافه‌کردن 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 اضافه‌کردن 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- گزینهٔ ۱ *دیگه بعد این همه تمرین‌کردن، احتمالاً می‌دونید که* برای خنثی‌شدن 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 $1\ g.mL^{-1}$ است، پس جرم این محلول برابر با ۱۱۰۰۰ گرم می‌شود. بر این اساس، داریم:

$$?\,g\,MgSO_4 = 0/55\ mol\,MgSO_4 \times \frac{1\ mol\ Mg^{2+}}{1\ mol\,MgSO_4} \times \frac{24\ g\ Mg^{2+}}{1\ mol\ Mg^{2+}} = 13/2\ g$$

$$ppm = \frac{\text{جرم حل‌شونده}}{\text{جرم محلول}} \times 10^6 \Rightarrow ppm = \frac{13/2\ g}{11000\ g + 13/2\ g} \times 10^6 \simeq 1200$$

۲۵۸- گزینهٔ ۲ با اضافه‌کردن ۹۰ mL آب خالص به ۱۰ mL از محلول اسید HA، این محلول ۱۰ مرتبه رقیق‌تر شده و pH آن به اندازهٔ $\log 10 = 1$ واحد افزایش پیدا می‌کند؛ پس pH اولیهٔ این محلول برابر با ۱ بوده است. واکنش انجام‌شده به هنگام خنثی‌شدن این اسید به صورت $NaOH(aq) + HA(aq) \rightarrow H_2O(l) + NaA(aq)$ است.

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-1}\ mol.L^{-1} \xrightarrow{\alpha = 1} [HA] = [H^+] = 0/1\ mol.L^{-1}$$

$$?\,g\,NaOH = 1\ L \text{ محلول} \times \frac{0/1\ mol\,HA}{1\ L \text{ محلول}} \times \frac{1\ mol\,NaOH}{1\ mol\,HA} \times \frac{40\ g\,NaOH}{1\ mol\,NaOH} = 4\ g$$

۲۵۹- گزینهٔ ۳ عبارت‌های [ا]، [ب] و [ت] درست هستند.

بررسی چهار عبارت:

[ا] در رابطه با این محلول داریم: $[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-11/3} = 10^{0/7} \times 10^{-12} = 5 \times 10^{-12}\ mol.L^{-1}$

$$K_W = [OH^-][H^+] \Rightarrow 10^{-14} = [OH^-] = 5 \times 10^{-12} \Rightarrow [OH^-] = 2 \times 10^{-3}\ mol.L^{-1} \Rightarrow \frac{[OH^-]}{[H^+]} = \frac{2 \times 10^{-3}}{5 \times 10^{-12}} = 4 \times 10^8$$

[ب] در هر لیتر از محلول هیدروکلریک اسید با $pH = 2$، ۰/۰۱ مول هیدروکلریک اسید حل شده است؛ پس داریم:

$$?\,mol\,NaOH = 10\ L \text{ محلول} \times \frac{0/01\ mol\,HCl}{1\ L \text{ محلول}} \times \frac{1\ mol\,NaOH}{1\ mol\,HCl} = 0/1\ mol$$

[پ] خاک‌های اسیدی، pH کوچک‌تر از ۷ داشته و گل‌های ادریسی در آن‌ها به رنگ آبی می‌رویند.

[ت] برای محاسبهٔ pH این محلول داریم: $[H^+] = \sqrt{K_a.M} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{10^{-5} \times 0/4} = 2 \times 10^{-3}\ mol.L^{-1}$

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

۲۶۰- گزینهٔ ۱ با توجه به pH فاضلاب، غلظت یون هیدروژن را به دست می‌آوریم.

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

با توجه به چگالی داده‌شده، حجم هر تن (۱۰۰۰ کیلوگرم) از این محلول برابر با ۸۰۰ لیتر بوده و برای خنثی‌کردن هر مول از یون هیدروژن موجود در آن، به یک مول سدیم هیدروکسید نیاز است.

$$?\,g\,NaOH \text{ ناخالص} = 800\ L \text{ محلول} \times \frac{2 \times 10^{-3}\ mol\ H^+}{1\ L \text{ محلول}} \times \frac{1\ mol\,NaOH}{1\ mol\ H^+} \times \frac{40\ g\,NaOH}{1\ mol\,NaOH} \times \frac{100\ g\,NaOH \text{ ناخالص}}{40\ g\,NaOH} = 160\ g$$

۲۶۱- گزینهٔ ۳ از آن‌جا که هر میلی‌لیتر از محلول اسید HA توسط ۵ میلی‌لیتر از محلول باز BOH خنثی می‌شود، در نتیجه می‌توان 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 مرحلهٔ بعد، رابطهٔ مربوط به K_W را برای محلول باز BOH نوشته و به کمک تساوی بالا، حاصل‌ضرب غلظت یون هیدروژن موجود در این محلول‌ها را به دست می‌آوریم.

$$K_W = [OH^-].[H^+] \Rightarrow 10^{-14}[OH^-_{BOH}][H^+_{BOH}] \xrightarrow{[OH^-_{BOH}]=0/2\times[H^+_{HA}]} 10^{-14} = 0/2\times[H^+_{HA}]\times[H^+_{BOH}]$$

$$\Rightarrow 5\times10^{-14} = [H^+_{HA}][H^+_{BOH}]$$

از طرفی، طبق داده‌های سؤال، غلظت یون هیدرونیوم در محلول HA، 8×10^{9} برابر غلظت یون هیدرونیوم در محلول باز BOH است، پس داریم:

$$5\times10^{-14} = [H^+_{HA}][H^+_{BOH}] \xrightarrow{[H^+_{HA}]=8\times10^{9}\times[H^+_{BOH}]} 5\times10^{-14} = 8\times10^{9}\times[H^+_{BOH}]\times[H^+_{BOH}]$$

$$\Rightarrow [H^+_{BOH}] = 2/5\times10^{-12}\ mol.L^{-1}$$

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 می‌کنیم.

$$5\times10^{-14} = [H^+_{HA}][H^+_{BOH}] \Rightarrow 5\times10^{-14} = [H^+_{HA}]\times2/5\times10^{-12} \Rightarrow [H^+_{HA}] = 0/02\ mol.L^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log(2\times10^{-2}) = -(\log2 + \log10^{-2}) = -(0/3-2) = 1/7$$

۲۶۲- گزینهٔ ۳ در طول بازه‌ای که pH محلول از ۲ به ۷ می‌رسد، هر چه‌قدر که به ناحیهٔ خنثی نزدیک‌تر می‌شویم، برای افزایش pH محلول به اندازهٔ یک واحد، به جرم کم‌تری از سدیم هیدروکسید نیاز داریم. به عنوان مثال، اگر مدت‌زمان لازم برای رسیدن pH محلول از ۲ تا ۳ برابر با n ثانیه باشد، مدت‌زمان لازم برای رسیدن pH محلول از ۳ تا ۴ برابر با $0/1n$ ثانیه می‌شود. بر این اساس، ظاهر نمودار برای تغییر pH از ۲ تا ۷ به صورت ⌣ می‌شود. در نقطهٔ مقابل، در طول بازه‌ای که pH محلول از ۷ به ۱۲می‌رسد، هر چه‌قدر که از ناحیهٔ خنثی دورتر می‌شویم، برای افزایش pH محلول به اندازهٔ یک واحد، به جرم بیشتری از سدیم هیدروکسید نیاز داریم. بر این اساس، ظاهر نمودار برای تغییر pH از ۷ تا ۱۲ به صورت ⌢ می‌شود.

۲۶۳- گزینهٔ ۴ **گام اول:** pH محلول‌های اولیه و نهایی را محاسبه می‌کنیم.

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH_1 = -\log10^{-2} = 2 \Rightarrow pH_2 = 4$$

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 می‌کنیم.

$$[H^+] = 10^{-pH_2} \Rightarrow [H^+] = 10^{-4}\ mol.L^{-1}$$

غلظت نهایی اسید − غلظت اولیهٔ اسید = تغییر غلظت اسید $= 0/01 - 0/0001 = 0/0099\ mol.L^{-1}$

با توجه به محاسبات انجام‌شده، برای رساندن pH محلول از ۲ به ۴، باید ۰/۰۰۹۹ مول از یون هیدروژن موجود در هر لیتر از محلول خنثی شود.

گام سوم: واکنش بین پتاسیم هیدروکسید و محلول هیدروکلریک اسید به صورت $HCl(aq) + KOH(aq) \rightarrow H_2O(l) + KCl(aq)$ است. با توجه به معادلهٔ این واکنش، جرم پتاسیم هیدروکسید مورد نیاز را محاسبه می‌کنیم:

$$?\,g\,KOH = 2\,L\ محلول \times \frac{0/0099\ mol\,HCl}{1\,L\ محلول} \times \frac{1\,mol\,KOH}{1\,mol\,HCl} \times \frac{56\,g\,KOH}{1\,mol\,KOH} \simeq 1/11\,g$$

یه راه دیگه: برای محاسبهٔ جرم پتاسیم هیدروکسید مورد نیاز به کمک تناسب، به روش زیر عمل می‌کنیم:

$$\frac{\text{گرم KOH}}{\text{ضریب} \times \text{جرم مولی}} = \frac{\text{لیتر محلول} \times \text{غلظت مولی محلول}}{\text{ضریب}} \Rightarrow \frac{x}{1\times56} = \frac{0/0099\times2}{1} \Rightarrow x = 1/11\,g$$

۲۶۴- گزینهٔ ۴ *مستقل از انجام هر محاسبه‌ای، چون مقداری از یک اسید آرنیوس در محلول موردنظر حل شده است، پس قطعاً pH این محلول کاهش پیدا کرده و به زیر ۷ می‌رسد. برای این‌که دقیق‌تر متوجه بشین که پی به پی می‌شه،* ابتدا مقدار مول گاز HBr را محاسبه می‌کنیم:

$$?\,mol\,HBr = 2/24\times10^{-3}\ mL\ HBr \times \frac{1\,L\,HBr}{1000\,mL\,HBr} \times \frac{1\,mol\,HBr}{22/4\,L\,HBr} = 10^{-7}\ mol \xrightarrow{\text{حجم محلول}=10\,\text{لیتر}} [HBr] = 10^{-8}\ mol.L^{-1}$$

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 اندازهٔ 10^{-8} مول بر لیتر افزایش پیدا کرده و به دنبال آن، pH محلول به مقدار کمی کاهش پیدا می‌کند و به زیر ۷ می‌رسد.

بررسی سایر گزینه‌ها:

۱) در محلولی با $pH = 8$، غلظت مولی یون هیدروژن برابر با 10^{-8} مول بر لیتر و غلظت مولی یون هیدروکسید برابر 10^{-6} مول بر لیتر است، در حالی که در یک محلول خنثی با $pH = 7$، غلظت هر یک از این یون‌ها برابر 10^{-7} مول بر لیتر است.

$$\frac{\text{مجموع غلظت مولی یون‌ها در محلولی با } pH=8}{\text{مجموع غلظت مولی یون‌ها در محلولی با } pH=7} = \frac{10^{-8}+10^{-6}}{2\times10^{-7}} = 5/05$$

۲) غلظت این نمونه از محلول هیدروکلریک اسید برابر 10^{-2} مول بر لیتر و غلظت محلول سدیم هیدروکسید برابر با ۰/۰۲ مول بر لیتر است.

$$M_a.V_a.n_a = M_b.V_b.n_b \Rightarrow 10^{-2}\times1\times1 = 0/02\times V_b\times1 \Rightarrow V_b = 0/5\ L$$

۳) ساده‌ترین عضو از خانوادهٔ کربوکسیلیک اسیدها، فورمیک اسید با فرمول HCOOH است.

۲۶۵- گزینهٔ ۲ ابتدا باید با توجه به pH و غلظت محلول، مقدار K_a را برای اسید موردنظر محاسبه کنیم.

$$[H^+]=10^{-pH} \Rightarrow [H^+]=10^{-4}\ mol.L^{-1} \xrightarrow{[H^+]=\alpha.M} \alpha\times10^{-2}=10^{-4} \Rightarrow \alpha=0/01$$

$$K_a=\frac{\alpha^2.M}{1-\alpha} \xrightarrow{\alpha<0/05} K_a=\alpha^2.M \Rightarrow K_a=(0/01)^2\times0/01=10^{-6}\ mol.L^{-1}$$

با اضافه‌شدن محلول سدیم هیدروکسید، pH محلول ۳ / ۰ واحد افزایش پیدا کرده و به ۴ / ۳ می‌رسد. با توجه به pH و K_a، غلظت محلول نهایی را محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+]=10^{-pH} \Rightarrow [H^+]=10^{-4/3}=10^{0/7}\times10^{-5}=5\times10^{-5}\ mol.L^{-1}$$

غلظت اسید در محلول نهایی: $[H^+]=\sqrt{K_a.M} \Rightarrow 5\times10^{-5}=\sqrt{10^{-6}\times M} \Rightarrow 25\times10^{-10}=10^{-6}\times M \Rightarrow M=2/5\times10^{-3}\ mol.L^{-1}$

افزودن محلول سدیم هیدروکسید، از دو طریق سبب کاهش غلظت اسید در محلول می‌شود: ۱ افزایش حجم محلول ۲ خنثی‌شدن اسید

تعداد مول‌های اسید موجود در محلول اولیه را به صورت مقابل به دست می‌آوریم: $?\ mol\,HA=0/2\ L\ محلول\times\frac{0/01\ mol\,HA}{1\ L\ محلول}=2\times10^{-3}\ mol$

اگر حجم محلول سدیم هیدروکسید اضافه‌شده را برابر با V لیتر در نظر بگیریم، در آن $0/005\ V\ mol$ مول سدیم هیدروکسید وجود دارد که پس از واکنش با محلول اسید HA، $0/005\ V\ mol$ از اسید موجود در این محلول را خنثی کرده و حجم محلول را نیز به اندازهٔ V لیتر افزایش می‌دهد. در این شرایط داریم:

$$\text{غلظت اسید در محلول نهایی}=\frac{\text{تعداد مول‌های اسید موجود در محلول اولیه}-\text{تعداد مول‌های خنثی‌شده از اسید}}{\text{حجم اولیهٔ محلول}+\text{حجم محلول اضافه‌شده}}$$

$$\Rightarrow 2/5\times10^{-3}=\frac{(2\times10^{-3})-0/005\ V}{0/2+V} \Rightarrow V=0/2\ L$$

بسی رنج بردیم در راه‌حل این سؤال اما بالأخره متوجه شدیم که حجم محلول سدیم هیدروکسید اضافه‌شده برابر ۲۰۰ mL است.

۲۶۶- گزینهٔ ۲ عبارت‌های پ و ت درست است.

بررسی چهار عبارت:

ا با تغییر غلظت یون‌های موجود در یک محلول، مقدار $[H^+][OH^-]$ تغییری نمی‌کند. در واقع، مقدار این کمیت فقط وابسته به دما است.

ب یک صابون جامد که گروه R سیرشدهٔ آن دارای ۱۷ اتم کربن است، با فرمول مولکولی $C_{17}H_{35}COONa$ نشان داده می‌شود.

پ در محلول‌های اسیدی، با نزدیک‌ترشدن به pH ناحیهٔ خنثی، مقدار اسید مورد نیاز برای کاهش pH محلول به اندازهٔ یک واحد کاهش پیدا می‌کند.

ت 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- گزینهٔ ۳ در گروه هیدروهالیک اسیدها (اسیدهای حاصل از واکنش میان هیدروژن و هالوژن‌ها)، با افزایش عدد اتمی هالوژن، قدرت اسیدی ترکیب موردنظر 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 موردنظر با هم برابر است، پس جرم NaOH مورد نیاز برای خنثی‌کردن 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 نمونهٔ خالص از آب نزدیک‌تر است.

۲۶۸- گزینهٔ ۳ ابتدا مقدار اسید موجود در محلول نهایی را با توجه به pH و حجم آن محاسبه می‌کنیم.

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

$$?\ mol\,HA=100\ mL\ محلول\times\frac{1\ L\ محلول}{1000\ mL\ محلول}\times\frac{10^{-2}\ mol\,H^+}{1\ L\ محلول}=10^{-3}\ mol$$

سدیم هیدروکسید براساس معادلهٔ مقابل با محلول اولیه واکنش می‌دهد: $NaOH(aq)+HA(aq) \rightarrow NaA(aq)+H_2O(l)$

با توجه به معادلهٔ این واکنش، مقدار مول اسید خنثی‌شده توسط سدیم هیدروکسید را محاسبه می‌کنیم.

$$?\ mol\,HA=0/16\ g\,NaOH\times\frac{1\ mol\,NaOH}{40\ g\,NaOH}\times\frac{1\ mol\,HA}{1\ mol\,NaOH}=4\times10^{-3}\ mol$$

بر این اساس، پس از خنثی‌شدن $4\times10^{-3}\ mol$ از اسید موردنظر توسط سدیم هیدروکسید، هنوز هم $10^{-3}\ mol$ اسید در محلول باقی مانده است؛ پس در محلول اولیه $5\times10^{-3}\ mol$ اسید وجود داشته است.

مول اسید موجود در محلول اولیه = مول اسید خنثی‌شده - $10^{-3}=m-4\times10^{-3} \Rightarrow m=5\times10^{-3}\ mol$

با توجه به شمار مول‌های اسید موجود در محلول اولیه، درصد جرمی اسید را در این محلول محاسبه می‌کنیم.

$$?\,g\,HA = ۵\times۱۰^{-۳}\,mol\,HA \times \frac{۱۵۰\,g\,HA}{۱\,mol\,HA} = ۰/۷۵\,g$$

$$\text{جرم محلول} = \text{حجم محلول} \times \text{چگالی} = ۱\,mL \times ۲/۵\,g.mL^{-۱} = ۲/۵\,g$$

$$\text{درصد جرمی اسید} = \frac{\text{گرم اسید}}{\text{گرم محلول}} \times ۱۰۰ = \frac{۰/۷۵}{۲/۵} \times ۱۰۰ = ۳۰$$

۲۶۹- گزینهٔ 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.

$$\text{محلول A}: [OH^-] = ۱۰^{pH-۱۴} \Rightarrow [OH^-] = ۱۰^{۱۲-۱۴} = ۱۰^{-۲}\,mol.L^{-۱}$$

$$\text{محلول B}: [OH^-] = ۱۰^{pH-۱۴} \Rightarrow [OH^-] = ۱۰^{۱۲/۷-۱۴} = ۵\times۱۰^{-۲}\,mol.L^{-۱}$$

غلظت یون هیدروکسید در محلول B، ۵ برابر محلول دیگر است اما حجم هیدروکلریک اسید مورد نیاز برای خنثی‌کردن 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 مخلوط‌کردن این محلول‌ها را محاسبه می‌کنیم.

$$\text{غلظت نهایی} = \frac{\text{حجم محلول A} \times \text{غلظت محلول A} + \text{حجم محلول B} \times \text{غلظت محلول B}}{\text{حجم محلول A} + \text{حجم محلول B}} = \frac{۱۰^{-۲}\times ۵V + ۵\times۱۰^{-۲}\times V}{۵V + V} = \frac{۱}{۶}\times۱۰^{-۱}\,mol.L^{-۱}$$

بر این اساس، غلظت OH^- در محلول موردنظر برابر با $\frac{۱}{۳}\times۱۰^{-۱}$ است. با توجه به غلظت یون هیدروکسید، pH محلول موردنظر را محاسبه می‌کنیم.

$$pH = \log\frac{[OH^-]}{۱۰^{-۱۴}} = \log\frac{\frac{۱}{۶}\times۱۰^{-۱}}{۱۰^{-۱۴}} = \log\frac{۱}{۶}\times۱۰^{۱۳} = -\log۶ + \log۱۰^{۱۳} = -\log۲ - \log۳ + \log۱۰^{۱۳} = -۰/۳ - ۰/۵ + ۱۳ = ۱۲/۲$$

۲۷۰- گزینهٔ ۳ معادلهٔ موازنه‌شدهٔ واکنش موردنظر به صورت مقابل است:

$$MnO_۲(s) + ۴HCl(aq) \rightarrow Cl_۲(g) + MnCl_۲(aq) + ۲H_۲O(l)$$

ابتدا غلظت محلول هیدروکلریک اسید را به دست می‌آوریم و پس از آن، جرم منگنز (IV) اکسید را محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+] = ۱۰^{-pH} \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-۰/۷} = ۱۰^{۰/۳}\times۱۰^{-۱} = ۲\times۱۰^{-۱}\,mol.L^{-۱} \xrightarrow{\alpha=۱} [HCl] = [H^+] = ۰/۲\,mol.L^{-۱}$$

$$?\,g\,MnO_۲ = ۱۶\,L\,\text{محلول} \times \frac{۰/۲\,mol\,HCl}{۱\,L\,\text{محلول}} \times \frac{۱\,mol\,MnO_۲}{۴\,mol\,HCl} \times \frac{۸۷\,g\,MnO_۲}{۱\,mol\,MnO_۲} = ۶۹/۶\,g$$

۲۷۱- گزینهٔ ۱ معادلهٔ واکنش انجام‌شده به صورت مقابل است:

$$HCl(aq) + AgNO_۳(aq) \rightarrow AgCl(s) + HNO_۳(aq)$$

با توجه به pH محلول هیدروکلریک اسید، غلظت اسید حل‌شده در این محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+] = ۱۰^{-pH} \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-۱/۷} = ۱۰^{۰/۳}\times۱۰^{-۲} = ۲\times۱۰^{-۲}\,mol.L^{-۱} \xrightarrow{\alpha=۱} [HCl] = [H^+] = ۲\times۱۰^{-۲}\,mol.L^{-۱}$$

در مرحلهٔ بعد، جرم رسوب تولیدشده و حجم محلول نقره نیترات مصرف‌شده را محاسبه می‌کنیم.

$$?\,g\,AgCl = ۲\,mL\,HCl\,\text{محلول} \times \frac{۲\times۱۰^{-۲}\,mol\,HCl}{۱\,L\,\text{محلول}} \times \frac{۱\,mol\,AgCl}{۱\,mol\,HCl} \times \frac{۱۴۳/۵\,g\,AgCl}{۱\,mol\,AgCl} = ۵/۷۴\,g$$

$$?\,L\,AgNO_۳\,\text{محلول} = ۲\,L\,HCl\,\text{محلول} \times \frac{۲\times۱۰^{-۲}\,mol\,HCl}{۱\,L\,HCl\,\text{محلول}} \times \frac{۱\,mol\,AgNO_۳}{۱\,mol\,HCl} \times \frac{۱\,L\,AgNO_۳\,\text{محلول}}{۰/۵\,mol\,AgNO_۳} = ۰/۰۸\,L \sim ۸۰\,mL$$

۲۷۲- گزینهٔ ۳ 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.

معادلهٔ واکنش انجام‌شده به صورت مقابل است:

$$۲HCl(aq) + CaCO_۳(s) \rightarrow H_۲O(l) + CO_۲(g) + CaCl_۲(aq)$$

$$?\,mg\,CaCO_۳ = ۱۰۰\,mL\,\text{محلول} \times \frac{۱\,L\,\text{محلول}}{۱۰۰۰\,mL\,\text{محلول}} \times \frac{۰/۰۲\,mol\,HCl}{۱\,L\,\text{محلول}} \times \frac{۱\,mol\,CaCO_۳}{۲\,mol\,HCl} \times \frac{۱۰۰\,g\,CaCO_۳}{۱\,mol\,CaCO_۳} \times \frac{۱۰۰۰\,mg\,CaCO_۳}{۱\,g\,CaCO_۳} = ۱۰۰\,mg$$

۲۷۳- گزینهٔ ۲ 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:

ا واکنش انجام‌شده به صورت $Mg(s) + ۲H^+(aq) \rightarrow Mg^{۲+}(aq) + H_۲(g)$ است. همان‌طور که مشخص است، طی این واکنش گاز $H_۲$ آزاد می‌شود.

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 آن‌جا که اسیدهای موجود در این نوع باران قدرت اسیدی بیشتر و K_a بزرگ‌تری نسبت به اسید موجود در باران معمولی دارند، غلظت مولی یون‌ها در این نوع باران بیشتر است و محلول آن، رسانایی الکتریکی بیشتری دارد.

ت واکنش انجام‌شده در ظرف A به صورت $Mg + H_2CO_3 \rightarrow H_2 + MgCO_3$ است. رسوب تولیدشده در این محلول، منیزیم کربنات است؛ در حالی که از منیزیم اکسید برای به دام انداختن گاز CO_2 در نیروگاه‌ها استفاده می‌شود.

ث باران‌های اسیدی بر اثر انحلال اکسیدهای گوگرد و نیتروژن که طی سوختن سوخت‌های فسیلی و فعالیت‌های آتشفشانی تولید می‌شوند، در آب تولید می‌شوند و محتوی نیتریک اسید و سولفوریک اسید هستند.

۲۷۴- گزینه ۴ واکنش انجام‌شده به صورت مقابل است: $HCl(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow AgCl(s) + HNO_3(aq)$

افزودن محلول نقره نیترات به این محلول، تأثیری در مقدار یون هیدروژن موجود در آن ندارد؛ چرا که یون‌های هیدروژن در واکنش انجام‌شده شرکت نمی‌کنند.

با افزودن محلول نقره نیترات به محلول هیدروکلریک اسید، حجم این محلول ۲ برابر شده و غلظت یون هیدروژن موجود در آن نیز نصف می‌شود؛ غلظت یون هیدروژن در محلول نهایی، نصف غلظت آن در محلول اولیه و برابر با ۰/۰۱ مول بر لیتر است. $pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log(0/01) = 2$

یون‌های هیدروژن موجود در محلول نهایی براساس معادلهٔ $OH^-(aq) + H^+(aq) \rightarrow H_2O(l)$ با یون‌های هیدروکسید حاصل از سدیم هیدروکسید خنثی می‌شوند، پس داریم:

$$?\,g\,NaOH = 50\,mL\,\text{محلول} \times \frac{1\,L\,\text{محلول}}{1000\,mL\,\text{محلول}} \times \frac{10^{-2}\,mol\,H^+}{1\,L\,\text{محلول}} \times \frac{1\,mol\,OH^-}{1\,mol\,H^+} \times \frac{1\,mol\,NaOH}{1\,mol\,OH^-} \times \frac{40\,g\,NaOH}{1\,mol\,NaOH} = 0/02\,g \sim 20\,mg$$

۲۷۵- گزینه ۱ ابتدا شمار مول‌های گاز HCl را به دست می‌آوریم:

$$?\,mL\,HCl = 11/2\,mL\,HCl \times \frac{1\,L\,HCl}{1000\,mL\,HCl} \times \frac{1\,mol\,HCl}{22/4\,L\,HCl} = 5 \times 10^{-4}\,mol$$

در مرحلهٔ بعد، غلظت محلول حاصل از انحلال این گاز در آب و pH این محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$[HCl] = \frac{\text{مول HCl}}{\text{لیتر محلول}} \Rightarrow [HCl] = \frac{5 \times 10^{-4}\,mol}{0/025\,L} = 0/02\,mol.L^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [H^+] = [HCl] = 0/02\,mol.L^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log(0/02) = -(\log 2 + \log 10^{-2}) = 1/7$$

واکنش انجام‌شده بین این محلول و کلسیم‌کربنات به صورت مقابل است: $2HCl(aq) + CaCO_3(s) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l) + CaCl_2(aq)$

$$?\,g\,CaCO_3 = 1\,mL\,\text{محلول} \times \frac{1\,L\,\text{محلول}}{1000\,mL\,\text{محلول}} \times \frac{0/02\,mol\,HCl}{1\,L\,\text{محلول}} \times \frac{1\,mol\,CaCO_3}{2\,mol\,HCl} \times \frac{100\,g\,CaCO_3}{1\,mol\,CaCO_3} = 10^{-3}\,g \sim 1\,mg$$

۲۷۶- گزینه ۱ واکنش انجام‌شده به صورت مقابل است: $2HCl(aq) + CaCO_3(s) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g) + CaCl_2(aq)$

ابتدا غلظت محلول هیدروکلریک اسید را به دست آورده و پس از آن سایر محاسبات استوکیومتری را انجام می‌دهیم:

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-2}\,mol.L^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [HCl] = [H^+] = 10^{-2}\,mol.L^{-1}$$

$$?\,g\,CaCO_3\,\text{ناخالص} = 0/2\,L\,\text{محلول} \times \frac{10^{-2}\,mol\,HCl}{1\,L\,\text{محلول}} \times \frac{1\,mol\,CaCO_3}{2\,mol\,HCl} \times \frac{100\,g\,CaCO_3}{1\,mol\,CaCO_3} \times \frac{100\,g\,CaCO_3\,\text{ناخالص}}{25\,g\,CaCO_3} = 0/4\,g$$

مقدار نظری:

$$?\,mL\,CO_2 = 0/2\,L\,\text{محلول} \times \frac{10^{-2}\,mol\,HCl}{1\,L\,\text{محلول}} \times \frac{1\,mol\,CO_2}{2\,mol\,HCl} \times \frac{22/4\,L\,CO_2}{1\,mol\,CO_2} \times \frac{1000\,ml\,CO_2}{1\,L\,CO_2} = 22/4\,mL$$

با توجه به بازده واکنش، مقدار عملی گاز CO_2 را به دست می‌آوریم: $\text{بازده درصدی} = \frac{\text{مقدار عملی}}{\text{مقدار نظری}} \times 100 \Rightarrow 25 = \frac{x}{22/4} \times 100 \Rightarrow x = 5/6\,mL$

۲۷۷- گزینه ۳ واکنش انجام‌شده به صورت $HCl(aq) + CaCO_3(g) \rightarrow CaCl_2(aq) + H_2O(g) + CO_2(g)$ است. براساس صورت سؤال و معادلهٔ این واکنش، حجم گاز CO_2 تولیدشده، تابع مقدار مول HCl حل‌شده در محلول است. تعداد مول‌های HCl موجود در هر محلول به شرح زیر است:

I (محلول ۰/۰۱ mol) II (محلول ۰/۰۱ mol) III (محلول ۰/۰۲ mol) IV (محلول ۰/۰۱ mol)

چون مقدار مول‌های یون هیدروژن موجود در محلول III بیشتر از سایر محلول‌ها است، پس طی واکنش این محلول حجم بیشتری از گاز کربن دی‌اکسید نسبت به سایر محلول‌ها آزاد می‌شود. در نتیجه، نمودار A مربوط به واکنش کلسیم‌کربنات با محلول III است.

برای مقایسهٔ بین سایر محلول‌ها، باید به غلظت یون هیدروژن موجود در آن‌ها (که با pH محلول رابطهٔ عکس دارد) و دمای محلول‌ها توجه کنیم. هر محلولی که pH کم‌تر و دمای بالاتری داشته باشد، با سرعت بیشتری نسبت به سایر محلول‌ها با کلسیم‌کربنات واکنش می‌دهد. چون محلول I از میان محلول‌های II، I و IV دارای بیشترین دما و کم‌ترین pH است، پس این محلول با سرعت بیشتری نسبت به سایر محلول‌ها با کلسیم‌کربنات واکنش داده و نمودار B متعلق به این محلول است.

از میان محلول‌های II و IV نیز که دمای برابری دارند، محلول IV با سرعت بیشتری با کلسیم‌کربنات واکنش می‌دهد؛ چرا که pH کم‌تری دارد؛ پس نمودار C متعلق به این محلول و نمودار D نیز متعلق به محلول II است.

۲۷۸- گزینهٔ ۱ واکنش انجام‌شده به صورت مقابل است: $2HI(aq)+CaCO_3(s) \rightarrow CO_2(g)+H_2O(l)+CaI_2(aq)$

بنابر pH ابتدایی و نهایی محلول هیدرویدیک اسید، مقدار مول‌های یون هیدروژن موجود در این محلول را در هر حالت محاسبه می‌کنیم.

$$[H_1^+]=10^{-pH_1} \Rightarrow [H_1^+]=10^{-1}\ mol.L^{-1} \xrightarrow{[HI]=[H^+]} ?\ mol\ HI=0/5\ L\ محلول \times \frac{0/1\ mol\ HI}{1\ L\ محلول}=0/05\ mol$$

$$[H_2^+]=10^{-pH_2} \Rightarrow [H_2^+]=10^{-3}\ mol.L^{-1} \xrightarrow{[HI]=[H^+]} ?\ mol\ HI=0/5\ L\ محلول \times \frac{0/001\ mol\ HI}{1\ L\ محلول}=0/0005\ mol$$

در طول بازهٔ ۱۳۵ ثانیه (معادل با ۲/۲۵ دقیقه)، ۰/۰۴۹۵ مول هیدرویدیک اسید مصرف شده است. بر این اساس، مقدار مول‌های گاز کربن دی‌اکسید تولیدشده را محاسبه کرده و پس از آن سرعت متوسط تولید این گاز را به دست می‌آوریم.

$$?\ mol\ CO_2=0/0495\ mol\ HI \times \frac{1\ mol\ CO_2}{2\ mol\ HI}=\frac{99}{4000}\ mol$$

$$\bar{R}_{CO_2}=\frac{\Delta n_{CO_2}}{\Delta t} \Rightarrow \bar{R}_{CO_2}=\frac{\frac{99}{4000}\ mol}{2/25\ min}=0/011\ mol.min^{-1}$$

۲۷۹- گزینهٔ ۳ در لحظهٔ $t=0\ (s)$، غلظت یون هیدروژن در محلول موردنظر برابر $1\ mol.L^{-1}$ است؛ پس pH محلول در لحظهٔ $t=0\ (s)$ باید برابر با صفر باشد. *با دونستن این قضیه، هیچ‌کدوم از گزینه‌ها حذف نمی‌شن؛ چون pH اولیه در هر چهار نمودار برابر صفره.*

تا لحظهٔ $t=100\ (s)$، غلظت مادهٔ A به اندازهٔ ۰/۶ مول بر لیتر تغییر کرده و به ۰/۴ مول بر لیتر می‌رسد. از آن‌جا که ضریب استوکیومتری یون هیدروژن با ضریب استوکیومتری مادهٔ A برابر است، پس در این لحظه غلظت یون هیدروژن هم برابر ۰/۴ مول بر لیتر است. بر این اساس، pH محلول را در لحظهٔ $t=100\ (s)$ محاسبه می‌کنیم.

$$pH=-\log[H^+] \Rightarrow pH=-\log 0/4=-(\log 4-\log 10^{-1})=-(0/6-1)=0/4$$

کار همین‌ها تموم. چون تنها نموداری که در لحظهٔ $t=100\ (s)$، pH محلول را در بازهٔ صفر و یک نشان می‌دهد، نمودار موجود در ۳ است. البته، به کمک تعیین pH در لحظهٔ $t=200\ (s)$ هم می‌توانیم نمودار درست را پیدا کنیم. در این لحظه غلظت یون هیدروژن در محلول برابر ۰/۲ مول بر لیتر بوده و pH محلول برابر ۰/۷ است که این مقدار مجدداً فقط در نمودار موجود در ۳ نشان داده شده است.

۲۸۰- گزینهٔ ۴ مقدار HCl موجود در این محلول را در حالت اولیه (pH = ۱) و نهایی (pH = ۲) محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+]=10^{-pH} \Rightarrow [H_1^+]=10^{-1}\ mol.L^{-1} \xrightarrow{[HCl]=[H^+]} ?\ mol\ HCl=4\ L\ محلول \times \frac{0/1\ mol\ HCl}{1\ L\ محلول}=0/4\ mol$$

$$[H^+]=10^{-pH} \Rightarrow [H_2^+]=10^{-2}\ mol.L^{-1} \xrightarrow{[HCl]=[H^+]} ?\ mol\ HCl=4\ L\ محلول \times \frac{0/01\ mol\ HCl}{1\ L\ محلول}=0/04\ mol$$

واکنش انجام‌شده به صورت: $2HCl(aq)+Ca(s) \rightarrow CaCl_2(aq)+H_2(g)$ است. همان‌طور که مشخص است، با انجام‌شدن این واکنش، مقدار هیدروکلریک اسید موجود در محلول از ۰/۴ به ۰/۰۴ مول رسیده و به اندازهٔ ۰/۳۶ مول کاهش پیدا کرده است. بر این اساس، جرم کلسیم مصرف‌شده را محاسبه می‌کنیم:

$$?\ g\ Ca=0/36\ mol\ HCl \times \frac{1\ mol\ Ca}{2\ mol\ HCl} \times \frac{40\ g\ Ca}{1\ mol\ Ca}=7/2\ g$$

$$درصد\ جرم\ کلسیم\ مصرف‌شده=\frac{جرم\ کلسیم\ مصرف‌شده}{جرم\ اولیهٔ\ کلسیم} \times 100=\frac{7/2}{40} \times 100=18\ درصد$$

در مرحلهٔ آخر نیز، حجم گاز هیدروژن تولیدشده را محاسبه می‌کنیم.

$$?\ L\ H_2=0/36\ mol\ HCl \times \frac{1\ mol\ H_2}{2\ mol\ HCl} \times \frac{2\ g\ H_2}{1\ mol\ H_2} \times \frac{1\ L\ H_2}{0/08\ g\ H_2}=4/5\ L$$

۲۸۱- گزینهٔ ۲ معادلهٔ موازنه‌شدهٔ واکنش به صورت مقابل است: $2KMnO_4+16HCl \rightarrow 2KCl+2MnCl_2+8H_2O+5Cl_2$

ابتدا مقدار HCl موجود در این محلول را در حالت اولیه (pH = ۱) و نهایی (pH = ۱/۷) به دست می‌آوریم:

$$[H^+]=10^{-pH} \Rightarrow [H_1^+]=10^{-1}\ mol.L^{-1} \xrightarrow{[HCl]=[H^+]} ?\ mol\ HCl=2\ L\ محلول \times \frac{0/1\ mol\ HCl}{1\ L\ محلول}=0/2\ mol$$

$$[H^+]=10^{-pH} \Rightarrow [H_2^+]=10^{-1/7}=0/02\ mol.L^{-1} \xrightarrow{[HCl]=[H^+]} ?\ mol\ HCl=2\ L\ محلول \times \frac{0/02\ mol\ HCl}{1\ L\ محلول}=0/04\ mol$$

همان‌طور که مشخص است، طی این فرایند ۰/۱۶ مول از HCl موجود در محلول مصرف شده و pH محلول به ۱/۷ رسیده است. ابتدا شمار مول‌های گاز کلر (Cl_2) تولیدشده را محاسبه می‌کنیم و پس از آن، سرعت متوسط تولید این گاز را به دست می‌آوریم.

$$?\ mol\ Cl_2=0/16\ mol\ HCl \times \frac{5\ mol\ Cl_2}{16\ mol\ HCl}=0/05\ mol \xrightarrow{\Delta t=0/5\ min} \bar{R}_{Cl_2}=\frac{\Delta n_{Cl_2}}{\Delta t} \Rightarrow \bar{R}_{Cl_2}=\frac{0/05\ mol}{0/5\ min}=0/1\ mol.min^{-1}$$

۲۸۲- گزینه ۴ معادلهٔ واکنش انجام‌شده به صورت مقابل است: $2Al(s)+6H_2O(l)+2OH^-(aq) \rightarrow 2Al(OH)_4(aq)+3H_2(g)$

ابتدا مقدار اولیه و نهایی یون هیدروکسید موجود در این محلول را محاسبه می‌کنیم:

$$[OH_1^-]=1\,mol.L^{-1} \Rightarrow ?\,mol\,OH^- = 2\,L_{محلول}\times\frac{1\,mol\,OH^-}{1\,L_{محلول}}=2\,mol$$

$$[OH_2^-]=10^{pH-14} \Rightarrow [OH_2^-]=10^{13-14}=0/1\,mol.L^{-1} \Rightarrow ?\,mol\,OH^- = 2\,L_{محلول}\times\frac{0/1\,mol\,OH^-}{1\,L_{محلول}}=0/2\,mol$$

براساس محاسبات انجام‌شده، برای آن‌که pH محلول به ۱۳ برسد، باید ۱/۸ مول از یون هیدروکسید موجود در محلول مصرف شود با توجه به معادلهٔ واکنش، حجم گاز هیدروژن تولیدشده طی این فرایند را محاسبه می‌کنیم.

$$?\,mL\,H_2 = 1/8\,mol\,OH^-\times\frac{3\,mol\,H_2}{2\,mol\,OH^-}\times\frac{25\,L\,H_2}{1\,mol\,H_2}\times\frac{1000\,ml\,H_2}{1\,L\,H_2}=67500\,mL$$

از طرفی، سرعت متوسط تولید گاز هیدروژن طی این واکنش برابر با ۵۰ میلی‌لیتر بر ثانیه است، پس داریم:

$$\bar{R}_{H_2}=\frac{\Delta V(H_2)}{\Delta t} \Rightarrow 50\,mL.s^{-1}=\frac{67500\,mL}{\Delta t} \Rightarrow \Delta t=1350\,(s)$$

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 رسوب‌کرده 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 فراوردهٔ گازی تولید نمی‌شود.

۳) pH محلول شیشه‌پاک‌کن حدوداً برابر ۱۰/۷ و pH محلول لوله‌بازکن تقریباً برابر ۱۳/۴ است؛ پس محلول لوله‌بازکن خاصیت بازی بیشتری دارد.

۲۸۴- گزینه ۴ عبارت‌های آ، ب و پ درست هستند.

بررسی چهار عبارت:

آ) هیدروسیانیک اسید (HCN) یک اسید ضعیف بوده و در محلول آن شمار اندکی از یون‌های آب‌پوشیده با شمار زیادی از مولکول‌های HCN در تعادل قرار می‌گیرند.

ب) پتاس سوزآور یک پاک‌کنندهٔ خورندهٔ بازی است و از آن برای زدودن آلودگی‌هایی با خاصیت اسیدی استفاده می‌شود.

پ) گل‌های ادریسی در خاک‌های بازی ($pH>7$) به رنگ قرمز می‌رویند.

ت) برخی از بازهای آرنیوس مثل آمونیاک و اکسیدهای فلزی، در ساختار خود یون هیدروکسید (OH^-) ندارند.

۲۸۵- گزینه ۲ در واکنش موردنظر، کربنیک اسید ($H_2CO_3(aq)$) تولید می‌شود. این اسید ناپایدار بوده و به آب و کربن دی‌اکسید تجزیه می‌شود.

بررسی سایر گزینه‌ها:

۱) غلظت یون هیدروکسید در محلولی با $pH=9$، برابر 10^{-5} مول بر لیتر است، پس داریم:

$$?\,mol\,OH^- = 1\,mL_{محلول}\times\frac{1\,L_{محلول}}{1000\,mL_{محلول}}\times\frac{10^{-5}\,mol\,OH^-}{1\,L_{محلول}}=10^{-8}\,mol$$

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 ۴ ابتدا مقدار یون هیدروژن موجود در محلول اسیدی و مقدار یون هیدروکسید موجود در محلول بازی را محاسبه می‌کنیم.

محلول اسیدی: $[H^+]=10^{-pH} \Rightarrow [H^+]=10^{-2}\,mol.L^{-1} \Rightarrow ?\,mol\,H^+ = 0/8\,L_{محلول}\times\frac{10^{-2}\,mol\,H^+}{1\,L_{محلول}}=8\times10^{-3}\,mol$

محلول بازی: $?\,mol\,OH^- = 0/2\,L_{محلول}\times\frac{0/015\,mol\,OH^-}{1\,L_{محلول}}=3\times10^{-3}\,mol$

از آن‌جا که مقدار یون هیدروژن بیشتر از مقدار یون هیدروکسید است، پس محلول حاصل از مخلوط‌کردن این دو محلول، خاصیت اسیدی خواهد داشت. در واقع، با اضافه‌کردن محلول سدیم هیدروکسید به محلول هیدروکلریک اسید، ۰/۰۰۳ مول از یون‌های هیدروژن موجود در این محلول خنثی می‌شوند و ۰/۰۰۵ مول از آن‌ها در محلول باقی می‌ماند. حجم محلول حاصل نیز برابر با مجموع حجم محلول‌های سازندهٔ آن و برابر ۱ لیتر می‌شود. ابتدا غلظت یون هیدروژن و پس از آن، غلظت یون هیدروکسید موجود در محلول نهایی را محاسبه می‌کنیم:

$$\left.\begin{array}{l}[H^+]=\frac{H^+\,مول}{لیتر\,محلول} \Rightarrow [H_2^+]=\frac{0/005}{1}=5\times10^{-3}\,mol.L^{-1}\\ K_W=[OH^-].[H^+] \Rightarrow 10^{-14}=[OH_2^-]\times5\times10^{-3} \Rightarrow [OH_2^-]=2\times10^{-12}\,mol.L^{-1}\end{array}\right\} \Rightarrow \frac{[H_2^+]}{[OH_2^-]}=\frac{5\times10^{-3}}{2\times10^{-12}}=2/5\times10^{9}$$

در محلول هیدروکلریک اسید اولیه نیز غلظت یون هیدروژن برابر با ۰/۰۱ مول بر لیتر بوده است؛ پس داریم:

$$K_W = [OH^-].[H^+] \Rightarrow 10^{-14} = [OH_1^-] \times 0/01 \Rightarrow [OH_1^-] = 10^{-12} \Rightarrow \frac{[H_1^+]}{[OH_1^-]} = \frac{10^{-2}}{10^{-12}} = 10^{10}$$

پس:

$$\frac{\text{نسبت غلظت یون هیدروژن به هیدروکسید در محلول نهایی}}{\text{نسبت غلظت یون هیدروژن به هیدروکسید در محلول اسید اولیه}} = \frac{2/5 \times 10^9}{10^{10}} = 0/25$$

۲۸۷- گزینهٔ ۲ دی‌نیتروژن پنتااکسید 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 پنتااکسید 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 بیشتربودن غلظت مولی یون‌ها در محلول هیدروکلریک اسید، این محلول رسانایی الکتریکی بیشتری دارد.

۳) حاصل‌ضرب غلظت مولی یون‌های هیدروژن و هیدروکسید در یک محلول در دمای ۲۵ °C برابر با $10^{-14}\ mol^2.L^{-2}$ می‌شود.

۴) برخی از شوینده‌های خورنده از جمله محلول جوهرنمک، خاصیت اسیدی دارند.

۲۸۸- گزینهٔ ۱ همهٔ عبارت‌های داده‌شده درست هستند.

بررسی چهار عبارت:

آ) 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 باقی‌می‌مانند.

ب) از واکنش میان سدیم هیدروکسید و اسیدهای چرب جامد (RCOOH) پاک‌کننده‌های صابونی (RCOONa) حاصل می‌شوند. این پاک‌کننده‌ها همانند محلول سدیم هیدروکسید خاصیت بازی دارند.

پ) از صابون‌های گوگرددار برای از بین بردن جوش‌های پوستی و مقابله با قارچ‌های پوستی استفاده می‌شود.

ت) رسوب تشکیل‌شده بر روی دیوارهٔ کتری‌ها و دیگ‌های بخار، آن‌چنان به این سطوح می‌چسبند که برای زدودن آن‌ها باید از مواد خورنده استفاده کرد.

۲۸۹- گزینهٔ ۴ فرمول شیمیایی اسید چرب موردنظر به صورت $C_{16}H_{32}O_2$ و جرم مولی آن برابر با ۲۵۶ گرم بر مول است. این ماده براساس معادلهٔ زیر با سدیم هیدروکسید واکنش می‌دهد:

$$C_{15}H_{31}COOH(s) + NaOH(aq) \rightarrow C_{15}H_{31}COONa(aq) + H_2O(l)$$

با توجه به معادلهٔ این واکنش، حجم محلول سدیم‌هیدروکسید مورد نیاز برای حل‌کردن رسوب ایجادشده را محاسبه می‌کنیم.

$$?\,g\,NaOH = 64\,g\,C_{16}H_{32}O_2 \times \frac{1\,mol\,C_{16}H_{32}O_2}{256\,g\,C_{16}H_{32}O_2} \times \frac{1\,mol\,NaOH}{1\,mol\,C_{16}H_{32}O_2} \times \frac{40\,g\,NaOH}{1\,mol\,NaOH} = 10\,g$$

$$?\,mL\,\text{محلول}\,NaOH = 10\,g\,NaOH \times \frac{100\,g\,NaOH\,\text{محلول}}{20\,g\,NaOH} \times \frac{1\,mL\,NaOH\,\text{محلول}}{1/25\,g\,NaOH\,\text{محلول}} = 400\,mL$$

فرمول شیمیایی پاک‌کنندهٔ حاصل از این فرایند به صورت $C_{15}H_{31}COONa$ و جرم مولی آن برابر ۲۷۸ گرم بر مول است.

$$?\,g\,\text{پاک‌کنندهٔ صابونی} = 64\,g\,C_{16}H_{32}O_2 \times \frac{1\,mol\,C_{16}H_{32}O_2}{256\,g\,C_{16}H_{32}O_2} \times \frac{1\,mol\,\text{پاک‌کنندهٔ صابونی}}{1\,mol\,C_{16}H_{32}O_2} \times \frac{278\,g\,\text{پاک‌کنندهٔ صابونی}}{1\,mol\,\text{پاک‌کنندهٔ صابونی}} = 69/5\,g$$

۲۹۰- گزینهٔ ۲ سلول‌های پوششی موجود در دیوارهٔ معده، علاوه بر قدرت ترشح یون‌های هیدروژن، توانایی جذب این یون‌ها را نیز دارند.

بررسی سایر گزینه‌ها:

۱) با افزودن سدیم‌هیدروکسید 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 دیوارهٔ معده بیشتر شده و مقدار بیشتری از این سلول‌ها می‌میرند. با افزایش میزان مرگ‌ومیر این سلول‌ها، التهاب و خونریزی در معده ایجاد می‌شود.

۲۹۱- گزینهٔ ۲ عبارت‌های آ) و ت) درست هستند.

بررسی چهار عبارت:

آ) حجم اسید تولیدشده توسط غدد دیوارهٔ معده در طول یک روز بین ۲ تا ۳ لیتر است.

ب) 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.

پ) غلظت یون‌هیدروژن در اسید تولیدشده در معده برابر با ۰/۰۳ مول بر لیتر بوده و pH این اسید تقریباً برابر ۱/۵ است.

ت) واکنش انجام‌شده به صورت مقابل است: $NaHCO_3(aq) + HCl(aq) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g) + NaCl(aq)$

۲۹۲- گزینه ۱ در زمان غذاخوردن، pH اسید تولیدشده توسط غده‌های دیوارهٔ معده برابر ۱/۵ است، در حالی که در زمان استراحت از میزان اسیدی‌بودن محتویات معده کاسته می‌شود و pH این محتویات به ۳/۷ می‌رسد.

بررسی سایر گزینه‌ها:

۲) مواد گفته‌شده خاصیت بازی دارند و با خنثی‌کردن 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 شیرهٔ معده در بدن انسان‌های بالغ تقریباً برابر ۱/۵ بوده و غلظت یون هیدروژن در آن برابر ۰/۰۳ مول بر لیتر است. با مصرف هر مادهٔ غذایی که pH آن بزرگ‌تر از pH اسید معده باشد، اسید معده رقیق‌تر شده و pH آن افزایش پیدا می‌کند.

۲۹۳- گزینه ۳ واکنش انجام‌شده به صورت مقابل است: $HCl(aq) + NaHCO_3(aq) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g) + NaCl(aq)$

ابتدا شمار مول‌های سدیم هیدروژن کربنات موجود در محلول سدیم هیدروژن کربنات را محاسبه می‌کنیم.

$$?\,mol\,NaHCO_3 = 1\,L\,\text{محلول} \times \frac{1000\,mL\,\text{محلول}}{1\,L\,\text{محلول}} \times \frac{1\,g\,\text{محلول}}{1\,mL\,\text{محلول}} \times \frac{460\,g\,Na^+}{10^6\,g\,\text{محلول}} \times \frac{1\,mol\,Na^+}{23\,g\,Na^+} \times \frac{1\,mol\,NaHCO_3}{1\,mol\,Na^+} = 0/02\,mol$$

در مرحلهٔ بعد، غلظت هیدروکلریک اسید را در محلول این ماده به دست می‌آوریم:

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-1}\,mol.L^{-1} \xrightarrow{\alpha=1} [HCl] = [H^+] = 0/1\,mol.L^{-1}$$

با توجه به غلظت محلول هیدروکلریک اسید، حجم محلول مورد نیاز و حجم گاز تولید شده را محاسبه می‌کنیم.

$$?\,mL\,HCl\,\text{محلول} = 0/02\,mol\,NaHCO_3 \times \frac{1\,mol\,HCl}{1\,mol\,NaHCO_3} \times \frac{1\,L\,HCl\,\text{محلول}}{0/1\,mol\,HCl} \times \frac{1000\,mL\,HCl\,\text{محلول}}{1\,L\,HCl\,\text{محلول}} = 200\,mL$$

$$?\,mL\,CO_2 = 0/02\,mol\,NaHCO_3 \times \frac{1\,mol\,CO_2}{1\,mol\,NaHCO_3} \times \frac{22/4\,L\,CO_2}{1\,mol\,CO_2} \times \frac{1000\,mL\,CO_2}{1\,L\,CO_2} = 448\,mL$$

۲۹۴- گزینه ۲ معادلهٔ واکنش انجام‌شده به صورت مقابل است: $3HCl(aq) + Al(OH)_3 \rightarrow 3H_2O(l) + AlCl_3(aq)$

ابتدا شمار مول‌های آلومینیم هیدروکسید موجود در هر میلی‌لیتر از این ضداسید را محاسبه می‌کنیم.

$$?\,mol\,Al(OH)_3 = 1\,mL\,\text{ضداسید} \times \frac{1/5\,g\,\text{ضداسید}}{1\,mL\,\text{ضداسید}} \times \frac{39\,g\,Al(OH)_3}{100\,g\,\text{ضداسید}} \times \frac{1\,mol\,Al(OH)_3}{78\,g\,Al(OH)_3} = 7/5 \times 10^{-3}\,mol$$

در مرحلهٔ بعد، غلظت هیدروکلریک اسید موجود در شیرهٔ معده را محاسبه می‌کنیم.

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

در انتها نیز حجم شیرهٔ معدهٔ مورد نیاز برای واکنش با ضداسید را محاسبه می‌کنیم.

$$?\,mL\,\text{اسید معده} = 7/5 \times 10^{-3}\,mol\,Al(OH)_3 \times \frac{3\,mol\,HCl}{1\,mol\,Al(OH)_3} \times \frac{1\,L\,\text{اسید معده}}{3 \times 10^{-2}\,mol\,HCl} \times \frac{1000\,mL}{1\,L\,\text{اسید معده}} = 750\,mL$$

۲۹۵- گزینه ۴ با توجه به pH محلول، ابتدا غلظت یون هیدروژن و پس از آن غلظت آسپرین حل‌شده در محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-4}\,mol.L^{-1} \xrightarrow{[H^+]=\alpha.M} \alpha.M = [H^+] = 10^{-4}$$

$$[H^+] = \sqrt{K_a.M(1-\alpha)} \Rightarrow 10^{-4} = \sqrt{K_a.M - K_a.M.\alpha} \xrightarrow{\alpha.M=10^{-4}} 10^{-4} = \sqrt{4 \times 10^{-4} \times M - 4 \times 10^{-4} \times 10^{-4}}$$

$$\xrightarrow{\text{طرفین را به توان ۲ می‌رسانیم.}} 10^{-8} = 4 \times 10^{-4} \times M - 4 \times 10^{-8} \Rightarrow 5 \times 10^{-8} = 4 \times 10^{-4} \times M \Rightarrow M = 1/25 \times 10^{-4}\,mol.L^{-1}$$

با توجه به غلظت آسپرین، جرم آسپرین حل‌شده در هر لیتر از محلول را به دست می‌آوریم:

$$?\,mg\,C_9H_8O_4 = 1\,L\,\text{محلول} \times \frac{1/25 \times 10^{-4}\,mol\,\text{آسپرین}}{1\,L\,\text{محلول}} \times \frac{180\,g\,\text{آسپرین}}{1\,mol\,\text{آسپرین}} \times \frac{1000\,mg\,\text{آسپرین}}{1\,g\,\text{آسپرین}} = 22/5\,mg$$

۲۹۶- گزینه ۱ با مصرف این ضداسید، حجم محتویات معده از ۰/۸ 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.

اولیه: $[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-2/3} = 5 \times 10^{-3}\,mol.L^{-1} \Rightarrow ?\,mol\,H^+ = 0/8\,L\,\text{محلول} \times \frac{5 \times 10^{-3}\,mol\,H^+}{1\,L\,\text{محلول}} = 4 \times 10^{-3}\,mol$

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

معادلهٔ واکنش انجام‌شده به صورت مقابل است: $Mg(OH)_2(aq) + 2HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + 2H_2O(l)$

طی این واکنش، 2×10^{-3} مول از اسید موجود در معده خنثی شده است. با توجه به شمار مول‌های اسید خنثی‌شده، جرم $Mg(OH)_2$ موجود در این ضداسید را به دست آورده و پس از آن، غلظت این ماده را برحسب ppm محاسبه می‌کنیم.

$$?\,g\,Mg(OH)_2 = 2\times10^{-3}\,mol\,HCl \times \frac{1\,mol\,Mg(OH)_2}{2\,mol\,HCl} \times \frac{58\,g\,Mg(OH)_2}{1\,mol\,Mg(OH)_2} = 0/058\,g$$

$$ppm = \frac{\text{جرم حل‌شونده}}{\text{جرم محلول}} \times 10^6 \Rightarrow ppm = \frac{0/058}{200} \times 10^6 = 290$$

۲۹۷- گزینه ۳ معادلهٔ واکنش‌های انجام‌شده به صورت مقابل است:

$$Al(OH)_3(aq) + 3HCl(aq) \rightarrow 3H_2O(l) + AlCl_3(aq)$$

$$Mg(OH)_2(aq) + 2HCl(aq) \rightarrow 2H_2O(l) + MgCl_2(aq)$$

ابتدا مجموع جرم منیزیم هیدروکسید و آلومینیم هیدروکسید موجود در این نمونهٔ ۲۰ میلی‌لیتری از ضداسید را محاسبه می‌کنیم.

$$?\,g = \text{جرم مواد موثر} = 20\,mL\,\text{ضداسید} \times \frac{1/2\,g\,\text{ضداسید}}{1\,mL\,\text{ضداسید}} \times \frac{30\,g\,\text{جرم مواد موثر}}{100\,g\,\text{ضداسید}} = 7/2\,g$$

شمار مول‌های منیزیم هیدروکسید موجود در این نمونه را برابر با m مول و شمار مول‌های آلومینیم هیدروکسید موجود در آن را برابر n مول در نظر می‌گیریم.

با توجه به جرم مواد مؤثر موجود در این نمونه از ضداسید، داریم:

$$\text{مجموع جرم مواد مؤثر} = \text{جرم } Mg(OH)_2 + \text{جرم } Al(OH)_3 \Rightarrow 7/2\,g = m\,mol \times 58\frac{g}{mol} + n\,mol \times 78\frac{g}{mol}$$

$$\Rightarrow 7/2 = 58m + 78n$$

در مرحلهٔ بعد، شمار مول‌های یون هیدروژن موجود در اسید معده را محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-1/5} = 7\times10^{-2}\,mol.L^{-1} \xrightarrow{[HCl]=[H^+]} ?\,mol\,HCl = 3/6\,L\,\text{اسید معده} \times \frac{7\times10^{-2}\,mol\,H^+}{1\,L\,\text{اسید معده}}$$

$$= 0/252\,mol$$

هر مول منیزیم هیدروکسید، ۲ مول HCl را خنثی می‌کند؛ پس m مول از این ماده، 2m مول HCl را خنثی می‌کند. هر مول آلومینیم هیدروکسید نیز ۳ مول HCl را خنثی می‌کند؛ پس n مول از این ماده، 3n مول HCl را خنثی می‌کند. با استفاده از این ضداسید معده‌ای، ۰/۲۵۲ مول هیدروکلریک اسید خنثی شده است؛ پس داریم:

$$0/252\,mol = 3n\,mol + 2m\,mol \Rightarrow 0/252 = 3n + 2m$$

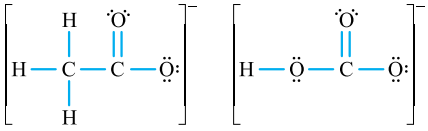
دو معادله داریم و دو مجهول! با قراردادن این معادله‌ها در یک دستگاه دو معادله و دو مجهول، مقدار m و n را به دست می‌آوریم.

$$\begin{cases} 58m + 78n = 7/2 \\ 2m + 3n = 0/252 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} m = 0/108 \\ n = 0/012 \end{cases} \Rightarrow \frac{m}{n} = 9$$

۲۹۸- گزینه ۲ عبارت‌های ب و ت درست هستند.

بررسی پنج عبارت:

ا ساختار لوویس این یون‌ها به صورت مقابل است:



همان‌طور که مشخص است، در یون استات ۷ پیوند اشتراکی و در یون هیدروژن کربنات، ۵ پیوند اشتراکی وجود دارد.

ب با استفاده از ضداسیدها، می‌توان از عوارض جانبی ایجادشده توسط داروهای اسیدی جلوگیری کرد.

پ محلول‌های شیشه‌پاک‌کن، pH کم‌تری نسبت به محلول‌های لوله‌بازکن دارند. از آن‌جا که غلظت یون هیدروژن در یک محلول با pH آن محلول رابطهٔ عکس دارد، پس می‌توان گفت غلظت یون هیدروژن در محلول شیشه‌پاک‌کن بیشتر از محلول دیگر است.

ت شیر ترش‌شده خاصیت اسیدی داشته و pH آن کم‌تر از ۷ است. با افزودن آب خالص به این ماده، محلول رقیق‌تر شده و غلظت یون هیدروژن در آن کاهش پیدا می‌کند. به دنبال کاهش غلظت یون هیدروژن در یک محلول، غلظت یون هیدروکسید افزایش پیدا می‌کند.

ث محلول سدیم هیدروژن کربنات، همانند محلول لوله‌بازکن و محلول آمونیاک، خاصیت بازی داشته و pH آن بیشتر از ۷ است.

۲۹۹- گزینه ۲ دو رکن اساسی برای تحقق فناوری‌های مختلف، دستیابی به مواد مناسب و تأمین انرژی است. پرکاربردترین شکل انرژی در به‌کارگیری فناوری‌های مختلف نیز انرژی الکتریکی است.

بررسی سایر گزینه‌ها:

۱ در هنگام وقوع آذرخش و تندر، بخشی از انرژی تولیدشده در قالب انرژی الکتریکی میان سامانهٔ واکنش و محیط پیرامون جاری می‌شود.

۳ تولید انرژی الکتریکی پاک و ارزان، دستاوردی از دانش الکتروشیمی است که در سایهٔ فناوری‌های پیشرفته، افزایش سطح رفاه و آسایش را در جهان به دنبال داشته است.

۴ تأمین روشنایی، گرمایش و سرمایش آسان‌تر، حمل‌ونقل سریع‌تر و ایمن‌تر و انتقال ایمن آب آشامیدنی، نیم‌رخ‌هایی از افزایش سطح رفاه هستند.