۲۳۰- ۹/۳ گرم از ساده‌ترین عضو خانوادهٔ آمین‌ها را در مقداری آب حل کرده و حجم این محلول را با اضافه کردن آب خالص، به ۶۰۰ میلی‌لیتر می‌رسانیم. اگر درصد یونش مولکول‌های این ماده در محلول حاصل برابر ۳٪ باشد، مقدار K_b ترکیب مورد نظر برابر با چند $mol.L^{-1}$ می‌شود؟ (+ فصل ۳ یازدهم)

$(N=14, C=12, H=1 : g.mol^{-1})$

۱) $4/5\times10^{-3}$ ۲) 9×10^{-3} ۳) $4/5\times10^{-4}$ ۴) 9×10^{-4}

۲۳۱- ثابت یونش باز BOH در دمای مشخص، برابر با 8×10^{-5} است. غلظت ppm یون هیدروکسید در محلول ۰/۲ مولار این باز چقدر می‌شود؟ (چگالی محلول باز برابر با ۱ گرم بر میلی‌لیتر است. $O=16, H=1 : g.mol^{-1}$) (+ فصل ۳ دهم)

۱) ۶۸۰ ۲) ۳۴۰ ۳) ۶۸ ۴) ۳۴

• قسمت هفتم

مفهوم pH

۱) عدد pH یک محلول، مقیاسی برای تعیین میزان اسیدی یا بازی بودن یک محلول است و به صورت زیر تعریف می‌شود:

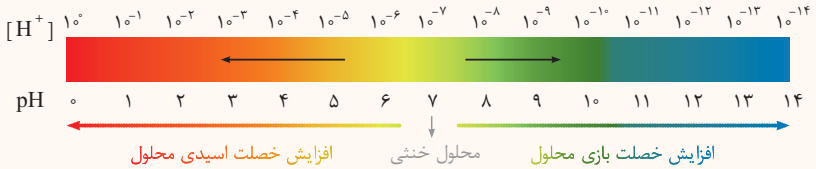
$$pH = -\log[H^+]$$

۲) مزیت بزرگ لگاریتم آن است که به کمک آن می‌توان عددهای بسیار کوچک یا بسیار بزرگ را که درک و به‌کارگیری آن‌ها دشوار است به عددهایی قابل لمس و قابل فهم تبدیل کرد.

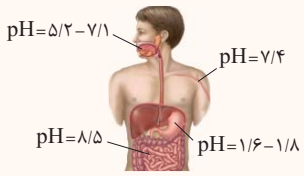
۳) با توجه به روابط مربوط به لگاریتم، می‌توانیم برای تعیین $[H^+]$ رابطهٔ زیر را بنویسیم.[۱]

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

۴) مقدار pH برای محلول‌های آبی در دمای اتاق با اعدادی در گستره ۰ تا ۱۴ بیان می‌شود.



۵) در شکل زیر pH موجود در چند سامانه آورده شده است.



۶) برای تعیین pH، به روابط لگاریتمی زیر توجه کنید.

$\log\frac{a}{b} = \log a - \log b$ $\log ab = \log a + \log b$ $\log 10^y = y$ $\log x = \log_{10}^x$ $\log_a^x = b \Leftrightarrow x = a^b$

$10^{x+y} = 10^x \times 10^y$ $\log a^n = n\log a$

۷) هم‌چنین لگاریتم عددهای مهم (۲، ۳، ۵ و ۷) را حتماً به خاطر بسپارید.

$\log 7 \simeq 0/85$ $\log 5 \simeq 0/7$ $\log 3 = 0/48 \simeq 0/5$ $\log 2 = 0/3$

مثال با توجه به مطالب گفته شده، مقادیر زیر را حساب می‌کنیم.

آ) $\log 8$ ب) $\log 0/16$ پ) $\log 0/027$ ت) $\log 2/5$

ث) $10^{3/3}$ ج) $10^{1/5}$ چ) $10^{2/85}$ ح) $10^{-1/7}$

پاسخ

آ) $\log 8 = \log 2^3 = 3\log 2 = 3(0/3) = 0/9$

ب) $\log 0/16 = \log(16\times10^{-2}) = \log 16 + \log 10^{-2} = \log 2^4 + \log 10^{-2} = 4\log 2 + (-2) = 4(0/3) - 2 = -0/8$

پ) $\log 0/027 = \log(27\times10^{-3}) = \log 27 + \log 10^{-3} = \log 3^3 + \log 10^{-3} = 3\log 3 + (-3) = 3(0/5) - 3 = -1/5$

ت) $\log 2/5 = \log\frac{5}{2} = \log 5 - \log 2 = 0/7 - 0/3 = 0/4$

ث) $10^{3/3} = 10^3 \times 10^{0/3} = 10^3 \times 2 = 2\times10^3$

ج) $10^{1/5} = 10^1 \times 10^{0/5} = 10\times3 = 30$

چ) $10^{2/85} = 10^2 \times 10^{0/85} = 10^2 \times 7 = 7\times10^2$

ح) $10^{-1/7} = 10^{-2} \times 10^{0/3} = 10^{-2} \times 2 = 2\times10^{-2}$

۱- برای بررسی غلظت یون OH^-، از pOH استفاده می‌شود. $pOH = -\log[OH^-]$ و $[OH^-] = 10^{-pOH}$

محاسبهٔ pH محلول اسیدهای قوی

در محلول اسیدهای **قوی تک پروتون‌دار** غلظت یون H^+ برابر با غلظت اولیهٔ اسید است.

$$[H^+]=M_{\text{اسید}}$$

مثال **pH محلول حاصل از انحلال ۷/۳ گرم هیدروژن کلرید در ۵۰۰ میلی‌لیتر آب خالص کدام است؟** $(H=1, Cl=35/5: g.mol^{-1})$

۱) ۰/۲ ۲) ۰/۴ ۳) ۰/۷ ۴) ۱/۴

پاسخ ابتدا غلظت مولی محلول HCl در آب را تعیین می‌کنیم.

$$n(\text{مول})=\frac{\text{گرم HCl}}{\text{جرم مولی}}=\frac{7/3}{36/5}=0/2\,mol$$

$$\text{غلظت مولی}\,(M)=\frac{\text{مول HCl}}{\text{لیتر محلول}}=\frac{0/2\,mol}{0/5L}=0/4\,mol.L^{-1}\Rightarrow[H^+]=[HCl]_{\text{اولیه}}=0/4\,mol.L^{-1}\Rightarrow pH=-\log 0/4=-\log(4\times10^{-1})=-\log(2^2\times10^{-1})$$

$$=-2\log2-\log10^{-1}=-2(0/3)-(-1)=1-0/6=0/4$$

محاسبهٔ pH محلول اسیدهای ضعیف

برای تعیین غلظت یون H^+ در محلول اسیدهای ضعیف تک پروتون‌دار، از روابط زیر استفاده می‌کنیم.

۱) تعیین غلظت یون H^+ برحسب **غلظت اولیهٔ اسید (M) و درجه یونش اسید (α)**

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

$$pH=-\log(M.\alpha)$$

۲) تعیین غلظت یون H^+ برحسب **ثابت یونش اسید (K_a)**

$$[H^+]=10^{-pH}=\sqrt{K_a.M.(1-\alpha)}$$

اگر $\alpha\le0/05$ یا $\frac{K_a}{M}<0/002$ باشد از α چشم‌پوشی می‌کنیم.

$$[H^+]=10^{-pH}=\sqrt{K_a.M}$$

مثال۱ **pH محلول ۰/۲ مولار اسید ضعیف HX با درصد یونش ۱۰٪، کدام است؟**

۱) ۱/۳ ۲) ۱/۷ ۳) ۲/۳ ۴) ۲/۷

پاسخ $[H^+]=M.\alpha=0/2\times0/1=0/02=2\times10^{-2}\,mol.L^{-1}$ $\quad\%\alpha=\%10\Rightarrow\alpha=0/1$

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

مثال۲ **اگر ثابت یونش اسیدی (K_a) برای اسید ضعیف HA برابر $1/6\times10^{-4}\,mol.L^{-1}$ باشد، pH محلول ۰/۱ مولار آن چند است؟**

۱) ۰/۸ ۲) ۱/۷ ۳) ۲/۴ ۴) ۳/۸

پاسخ با توجه به نسبت $\frac{K_a}{M}$ که برابر $\frac{1/6\times10^{-4}}{0/1}=1/6\times10^{-3}$ و کوچک‌تر از ۰/۰۰۲ است، از مقدار α چشم‌پوشی می‌کنیم.

$$\Rightarrow[H^+]=\sqrt{K_a.M}=\sqrt{1/6\times10^{-4}\times0/1}=\sqrt{16\times10^{-6}}=4\times10^{-3}$$

$$pH=-\log(4\times10^{-3})=-\log(2\times2\times10^{-3})=-\log2-\log2-\log10^{-3}=-0/3-0/3-(-3)=3-0/6=2/4$$

مثال۳ **pH تقریبی محلول $0/1\,mol.L^{-1}$ اسید ضعیف HA با $K_a=10^{-5}$، کدام است؟** (ریاضی داخل ۹۱)

۱) ۴ ۲) ۳ ۳) ۲ ۴) ۵

پاسخ ابتدا باید مقدار عددی α یا $\frac{K_a}{M}$ را به‌دست آوریم. داده‌های مسأله به گونه‌ای است که محاسبهٔ $\frac{K_a}{M}$ آسان‌تر است.

$\frac{K_a}{M}=\frac{10^{-5}}{0/1}=10^{-4}<0/002\Rightarrow$ عبارت $(1-\alpha)$ حذف می‌شود.

$$[H^+]=10^{-pH}=\sqrt{M.K_a}=\sqrt{10^{-5}\times0/1}=10^{-3}\Rightarrow pH=3$$

مثال۴ **اگر محلول ۰/۰۵ مولار اسید HA، دارای pH=۲ باشد، ثابت یونش آن در دمای آزمایش کدام است؟**

۱) 2×10^{-3} ۲) 4×10^{-1} ۳) $3/2\times10^{-4}$ ۴) $2/5\times10^{-3}$

پاسخ برای محاسبهٔ ثابت یونش (K_a)، ابتدا باید درجهٔ یونش (α) را به‌دست آوریم:

$$[H^+]=10^{-pH}=M\times\alpha\Rightarrow0/05\times\alpha=10^{-2}\Rightarrow\alpha=\frac{0/01}{0/05}=0/2>0/05$$

$\alpha>0/05$ می‌باشد، بنابراین K_a را با رابطهٔ زیر محاسبه می‌کنیم.

$$K_a=\frac{M.\alpha^2}{1-\alpha}=\frac{0/05\times0/2^2}{1-0/2}=2/5\times10^{-3}$$

مفهوم pH

۲۳۲- کدام‌یک از عبارت‌های زیر درست هستند؟

۱) با استفاده از تغییر رنگ کاغذ pH، می‌توان مقدار pH دقیق محلول‌های آبی را به‌دست آورد.

۲) محتویات موجود در رودهٔ انسان، همانند محلولی از صابون در آب، خاصیت بازی دارند.

۳) در محلول هیدروفلوئوریک اسید، غلظت یون فلوئورید بیشتر از غلظت مولکول‌های HF است.

۴) فورمیک اسید طی فرایند یونش خود، به یون‌های H^+ و CH_3COO^- تبدیل می‌شود.

☆ **۲۳۳- چه تعداد از عبارت‌های زیر درست است؟**

آ) تغییر رنگ کاغذ pH، معیاری برای تشخیص اسیدی یا بازی بودن محلول‌ها است. **ب) pH یک محلول، با غلظت یون هیدرونیوم در آن محلول رابطهٔ مستقیم دارد.**

پ) محلولی با $[H^+]=10^{-9}\ mol.L^{-1}$، همانند محلول سود، خاصیت بازی دارد. **ت) محتویات معدهٔ انسان، برخلاف خون موجود در رگ‌ها، خاصیت اسیدی دارند.**

۱) ۱ ۲) ۲ ۳) ۳ ۴) ۴

☆ **۲۳۴- کدام‌یک از عبارت‌های داده شده نادرست است؟**

۱) غلظت یون هیدرونیوم در خون، کمتر از غلظت این یون در محتویات رودهٔ انسان است.

۲) در شرایط یکسان، غلظت یون H^+ در محلول استیک اسید کمتر از محلول فورمیک اسید است.

۳) غلظت یون هیدرونیوم در باران‌های اسیدی، بیشتر از غلظت این یون در باران‌های معمولی است.

۴) کمیت pH برای محلول‌های آبی در دمای اتاق، با اعدادی در گسترهٔ صفر تا ۱۴ بیان می‌شود.

☆ **۲۳۵- غلظت یون هیدروژن در یک محلول اسیدی برابر با $3\times10^{-3}\ mol.L^{-1}$ است. pH محلول مورد نظر چقدر می‌شود؟**

۱) ۴ ۲) ۳/۵ ۳) ۳ ۴) ۲/۵

۲۳۶- چند مورد از مطالب زیر، درست است؟ (تجربی خارج ۹۹)

آ) بیشتر اسیدها و بازهای شناخته شده، ضعیف‌اند.

ب) در محلول ۰/۱ مولار HCN در دمای اتاق، $[CN^-]=0/1$ است.

پ) pH محلول ۰/۰۲ مولار فرمیک اسید از pH محلول ۰/۰۲ مولار استیک اسید، کوچک‌تر است.

ت) آمونیاک با تشکیل پیوند هیدروژنی به خوبی در آب حل می‌شود و محلول الکترولیت قوی تولید می‌کند.

۱) ۱ ۲) ۲ ۳) ۳ ۴) ۴

۲۳۷- چند مورد از عبارت‌های زیر درست هستند؟

آ) pH شیر ترش شده، همانند محلول جوهر نمک، کوچک‌تر از ۷ است.

ب) اسید موجود در ریواس، همانند اسید موجود در سرکه، یک اسید ضعیف و خورا کی است.

پ) برای پرهیز از بیان غلظت‌های کم و بسیار کم یون هیدرونیوم، می‌توان از کمیت pH استفاده کرد.

ت) محلولی که $[H^+]$ در آن برابر $10^{-8}\ mol.L^{-1}$ است، برخلاف محلولی با $pH=6$، خاصیت بازی دارد.

۱) ۱ ۲) ۲ ۳) ۳ ۴) ۴

☆ **۲۳۸- همهٔ عبارت‌های زیر درست هستند؛ به‌جز ..... .**

۱) غلظت یون هیدرونیوم در محلولی با $pH=5$، دو برابر غلظت این یون در محلولی با $pH=2/5$ است.

۲) رسانایی الکتریکی محلول ۱ مولار هیدروکلریک اسید بیشتر از محلول ۱ مولار هیدروفلوئوریک اسید است.

۳) در هر میلی‌لیتر از یک محلول اسیدی با $pH=2$، 10^{-5} مول یون هیدرونیوم وجود دارد.

۴) استیک اسید، بر اساس یک واکنش تعادلی در محلول آبی خود یونیده می‌شود.

۲۳۹- در یک محلول اسیدی به حجم ۲ لیتر، $6/02\times10^{22}$ یون هیدروژن وجود دارد. pH این محلول چقدر می‌شود؟

۱) ۰/۳ ۲) ۱ ۳) ۱/۳ ۴) ۲

۲۴۰- در ۲ لیتر محلول اسیدی با $pH=2/7$، چند یون هیدرونیوم وجود دارد؟

۱) $2/408\times10^{21}$ ۲) $1/204\times10^{21}$ ۳) $2/408\times10^{20}$ ۴) $1/204\times10^{20}$

۲۴۱- شمار یون‌های هیدرونیوم موجود در ۲ لیتر از یک محلول اسیدی، با شمار این یون‌ها در ۵ لیتر از یک محول اسیدی دیگر برابر است. تفاوت pH این دو محلول تقریبا چقدر است؟

۱) ۰/۲ ۲) ۰/۴ ۳) ۰/۷ ۴) ۱

۲۴۲- اگر غلظت یون هیدرونیوم در محلول A، چهار برابر غلظت این یون در محلول B باشد، pH این محلول به اندازه ..... واحد ..... از محلول B می‌شود.

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

محاسبه pH محلول اسیدهای قوی

۲۴۳- کدام‌یک از عبارت‌های زیر درست است؟

۱) کربوکسیلیک اسیدها، از جمله اسیدهای قوی به شمار می‌روند.

۲) اسیدهای قوی بر اساس یک واکنش تعادلی در آب یونش پیدا می‌کنند.

۳) نیتریک اسید، نیترواسید و هیدروسیانیک اسید، از جمله اسیدهای قوی به شمار می‌روند.

۴) در محلول اسیدهای قوی، همهٔ مولکول‌های اسید به یون‌های مثبت و منفی تبدیل می‌شوند.

۲۴۴- غلظت یون هیدرونیوم در محلولی از هیدرویدیک اسید با pH = ۳/۷، برابر با چند مول بر لیتر است؟

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

۲۴۵- در شرایط استاندارد، ۳۳/۶ لیتر گاز هیدروژن کلرید را در مقداری آب حل کرده و حجم محلول را با افزودن آب خالص، به ۳۰ لیتر می‌رسانیم. pH محلول حاصل از این فرایند چقدر می‌شود؟

۱) ۱/۷ ۲) ۱/۵ ۳) ۱/۳ ۴) ۱

۲۴۶- در ۲۰ میلی‌لیتر محلول هیدرویدیک اسید با pH = ۲/۳، چند میلی‌گرم اسید حل شده است؟ ($I=۱۲۷, H=۱: g.mol^{-۱}$)

۱) ۲۵۶ ۲) ۱۲۸ ۳) ۲۵/۶ ۴) ۱۲/۸

۲۴۷- pH محلولی که طی انحلال ۱۶/۲ میلی‌گرم گاز هیدروژن برمید در ۱۰۰ میلی‌لیتر آب خالص به‌دست آمده چقدر است؟ ($Br=۸۰, H=۱: g.mol^{-۱}$)

۱) ۳ ۲) ۲/۷ ۳) ۳/۳ ۴) ۳/۷

۲۴۸- یک نمونهٔ ناخالص از دی‌نیتروژن پنتاکسید به جرم ۶۰ گرم را در مقداری آب حل کرده و حجم محلول را با افزودن آب خالص، به ۱۰ لیتر می‌رسانیم. اگر pH محلول حاصل از این فرایند برابر با ۱ باشد، درصد خلوص نمونهٔ دی‌نیتروژن پنتاکسید چقدر می‌شود؟ ($O=۱۶, N=۱۴: g.mol^{-۱}$)

۱) ۷۵ ۲) ۴۵ ۳) ۶۰ ۴) ۹۰

۲۴۹- ۱۴/۲ گرم گاز کلر را در شرایط مناسب با مقداری گاز هیدروژن وارد واکنش کرده و فراوردهٔ حاصل را در مقداری آب حل می‌کنیم. اگر pH محلول حاصل از این فرایند برابر با ۱ باشد، حجم محلول نهایی برابر با چند لیتر است؟ ($Cl=۳۵/۵ g.mol^{-۱}$)

۱) ۲ ۲) ۴ ۳) ۶ ۴) ۸

۲۵۰- غلظت مولی یون نیترات در محلولی از نیتریک اسید، با غلظت این یون در محلولی از منیزیم نیترات با درصد جرمی ۳/۷٪ و چگالی $۱/۲ g.mL^{-۱}$ برابر است. pH این محلول اسیدی تقریباً چقدر است؟ ($Mg=۲۴, O=۱۶, N=۱۴: g.mol^{-۱}$) (+ فصل ۳ دهم)

۱) ۱ ۲) ۰/۷ ۳) ۰/۵ ۴) ۰/۲

۲۵۱- ۸ گرم گاز اکسیژن را با مقدار کافی گاز گوگرد دی‌اکسید وارد واکنش کرده و فراوردهٔ حاصل را در ۲۰ لیتر آب حل می‌کنیم. اگر در شرایط آزمایش طی انحلال هر مول سولفوریک اسید در آب دو مول یون هیدرونیوم تولید شود، pH این محلول چقدر می‌شود؟ ($O=۱۶ g.mol^{-۱}$)

۱) ۲ ۲) ۱/۷ ۳) ۱/۳ ۴) ۱

۲۵۲- غلظت گوگرد در یک نمونه گازوئیل برابر ۶۴۰۰ppm است. با فرض سوختن کامل گوگرد در موتور و تبدیل گاز حاصل به سولفوریک اسید در آب، اسید حاصل از سوختن یک کیلوگرم از این سوخت می‌تواند pH آب خالص یک مخزن ۱۰۰۰ لیتری را به تقریب چند واحد کاهش دهد؟ (در شرایط آزمایش، از انحلال هر مول سولفوریک اسید در آب، دو مول یون هیدرونیوم تولید می‌شود.) ($S=۳۲, O=۱۶, H=۱: g.mol^{-۱}$) (ریاضی داخل ۹۶)

۱) ۳/۶ ۲) ۴/۲ ۳) ۳ ۴) ۴

۲۵۳- غلظت یون کلرید در محلولی از هیدرروکلریک اسید با چگالی $۱/۲۵ g.mL^{-۱}$، برابر با ۸۵۲ppm است. pH این محلول اسیدی تقریبا چقدر است؟

۱) ۱/۳ ۲) ۱/۵ ۳) ۲ ۴) ۲/۳

۲۵۴- جرم‌های برابر از گازهای اکسیژن و هیدروژن را با یک‌دیگر وارد واکنش کرده و گاز هیدروژن باقیمانده در این فرایند را با مقدار کافی گاز کلر وارد واکنش می‌کنیم. اگر در واکنش اول ۳۶ گرم آب تولید شده باشد، پس از حل کردن فراورده‌ی حاصل از واکنش دوم در ۱۴۰۰ لیتر آب خالص، pH آب چند واحد کاهش پیدا می‌کند؟ ($O=۱۶, H=۱: g\cdot mol^{-۱}$)

۱) ۱/۷ ۲) ۵/۳ ۳) ۲/۳ ۴) ۴/۷

۲۵۵- گاز هیدروژن کلرید بر اساس معادلهٔ $HCl(g) \xrightarrow{\text{آب}} H^+(aq)+Cl^-(aq)+75kJ$ در آب حل می‌شود. در مراحل تهیهٔ ۵ لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $pH=0/3$، چند کیلوژول گرما آزاد می‌شود؟ (+ فصل ۲ یازدهم)

۱) ۱۵۰ ۲) ۱۸۷/۵ ۳) ۷۵ ۴) ۲۲۵

۲۵۶- جرم‌های برابر از گازهای گوگرد تری‌اکسید و هیدروژن یدید را به طور مجزا در حجم‌های برابر از آب حل می‌کنیم. تفاوت pH این دو محلول تقریبا چقدر است؟ (در شرایط آزمایش، فرض کنید طی انحلال هر مول گوگرد تری‌اکسید در آب دو مول یون هیدرونیوم تولید می‌شود) $(I=127, S=32, O=16, H=1: g.mol^{-1})$

۱) ۰/۷ ۲) ۱ ۳) ۰/۵ ۴) ۰/۳

محاسبه pH محلول اسیدهای ضعیف

۲۵۷- چند مورد از عبارت‌های زیر درست هستند؟

آ) در محلولی از فورمیک اسید، با تغییر غلظت اسید حل شده در محلول، مقدار ثابت یونش تغییر نمی‌کند.

ب) با حل کردن ۰/۱ مول استیک اسید در ۱۰ لیتر آب، یک محلول اسیدی با pH بیشتر از ۲ ایجاد می‌شود.

پ) اگر درصد یونش در محلول ۰/۱ مولار اسید HA برابر ۲٪ باشد، K_a این اسید برابر 4×10^{-4} می‌شود.

ت) pH یک نمونه از محلول ۱ مولار نیترواسید، کمتر از pH محلول ۱ مولار نیتریک اسید می‌شود.

۱) ۱ ۲) ۲ ۳) ۳ ۴) ۴

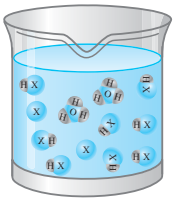
۲۵۸- درصد یونش اسید HX در محلول ۰/۲ مولار این ماده، برابر با ۳٪ است. pH این محلول اسیدی چقدر است؟

۱) ۳ ۲) ۲/۷ ۳) ۲/۲ ۴) ۲

۲۵۹- اگر pH محلول اسید ضعیف HA که در هر میلی‌لیتر آن $2/5\times10^{-7}$ مول از آن وجود دارد، برابر ۵ باشد، درصد یونش آن در شرایط آزمایش، کدام است؟ (ریاضی داخل ۹۵)

۱) ۰/۴ ۲) ۰/۲ ۳) ۴ ۴) ۲

۲۶۰- تصویر مقابل، نمایی از محلول ۰/۵ مولار یک اسید ضعیف را نشان می‌دهد. pH این محلول کدام است؟



۱) ۱/۳
۲) ۱
۳) ۲
۴) ۱/۷

۲۶۱- مقدار pH محلول ۰/۲ مولار اسید HA با ثابت یونش 2×10^{-5} مول بر لیتر، کدام است؟

۱) ۳/۷ ۲) ۲/۷ ۳) ۳/۳ ۴) ۲/۳

۲۶۲- در هر میلی‌لیتر از محلول هیدروفلوئوریک اسید، ۲ میلی‌گرم از این اسید وجود دارد. اگر درصد یونش مولکول‌های اسید در این محلول برابر ۲٪ باشد، pH این محلول چقدر می‌شود؟ $(F=19, H=1: g.mol^{-1})$

۱) ۲/۳ ۲) ۲/۷ ۳) ۳/۳ ۴) ۳/۷

۲۶۳- اگر در محلول ۰/۱ مولار یک اسید ضعیف، غلظت یون هیدرونیوم برابر 4×10^{-3} مول بر لیتر باشد، درصد یونش اسید و pH محلول، به تقریب کدام است؟ (ریاضی داخل ۹۸)
$(\log 4=0/6)$

۱) ۲/۴, ۱/۲ ۲) ۲/۶, ۱/۲ ۳) ۲/۴, ۴ ۴) ۲/۶, ۴

۲۶۴- در شرایط استاندارد، ۲۶/۸۸ لیتر گاز هیدروژن فلوئورید را در مقداری آب حل کرده و حجم محلول مورد نظر را با افزودن آب خالص، به ۶ لیتر می‌رسانیم. اگر به ازای هر یون F^-، ۴۹ مولکول اسید یونیده نشده در این محلول وجود داشته باشد، pH این محلول اسیدی چقدر می‌شود؟

۱) ۲/۷ ۲) ۲/۴ ۳) ۳/۷ ۴) ۳/۴

۲۶۵- اگر درصد یونش یک اسید ضعیف (HA) در محلولی از آن با $pH=4/7$ برابر ۱ درصد باشد، ۱۰۰ میلی‌لیتر از آن شامل چند مول از این اسید است؟

۱) ۰/۰۰۱ ۲) ۰/۰۰۰۱ ۳) ۰/۰۰۲ ۴) ۰/۰۰۰۲ (تجربی خارج ۸۸)

۲۶۶- pH محلولی از اسید HX با غلظت $0/25 mol.L^{-1}$، برابر با ۱/۳ است. ثابت یونش این اسید در شرایط مورد نظر کدام است؟

۱) $1/25\times10^{-3}$ ۲) 10^{-2} ۳) $1/25\times10^{-2}$ ۴) 10^{-3}

۲۶۷- اگر pH محلولی از اسید ضعیف HA با درصد یونش ۷٪، برابر با pH محلولی از اسید ضعیف HB با درصد یونش ۱/۴٪ باشد، غلظت مولی محلول اسید HB، چند برابر غلظت مولی محلول اسید HA است؟ (تجربی خارج ۸۹)

۱) ۱/۵ ۲) ۵ ۳) ۲/۵ ۴) ۳

۲۶۸- ترکیب‌های HY و HX، دو اسید ضعیف هستند. اگر ۱۲گرم از HX و ۸ گرم HY را به صورت جداگانه در ۱ لیتر آب حل کنیم، محلول‌هایی با pH برابر به‌دست می‌آید. در این شرایط، درجهٔ یونش و ثابت یونش HX به ترتیب چند برابر درجهٔ یونش و ثابت یونش HY است؟ $(HX=۱۵۰, HY=۵۰: g.mol^{-1})$

۱) ۲ - ۰/۲۵ ۲) ۲ - ۲ ۳) ۴ - ۲ ۴) ۴ - ۰/۲۵

۲۶۹- درصد یونش مولکول‌های HA در محلولی از این اسید با pH = ۳، برابر با ۰/۲٪ است. برای تهیهٔ ۱۵ لیتر محلول ۰/۰۲ مولار از این اسید، چند میلی‌لیتر از محلول مورد نظر را باید با مقدار کافی آب مخلوط کنیم؟

۱) ۶۰۰ ۲) ۱۲۰۰ ۳) ۶۰ ۴) ۱۲۰

۲۷۰- HX و HY به ترتیب اسید قوی و ضعیف ($\alpha = ٪۲$) هستند. اگر ۰/۰۱ مول از هر یک، در دو ظرف دارای ۱۰۰mL آب مقطر حل شوند، نسبت pH محلول HY به HX، به تقریب کدام است؟ (از تغییر حجم چشم‌پوشی شود، $\log ۲ = ۰/۳$) (ریاضی خارج ۹۸)

۱) ۲/۳ ۲) ۲/۷ ۳) ۳/۳ ۴) ۳/۷

۲۷۱- درصد یونش مولکول‌های HF در محلولی از هیدروفلوئوریک اسید با غلظت ۰/۴ مول بر لیتر، برابر با ۲/۵٪ است. pH محلول مورد نظر چقدر بوده و ثابت یونش این اسید در دمای مورد نظر برابر با چند مول بر لیتر است؟

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

۲۷۲- برای تهیهٔ محلولی از اسید ضعیف HA با $K_a = ۵\times۱۰^{-۵}$ که pH آن با pH محلول ۰/۰۱ مولار هیدروکلریک اسید برابر باشد، غلظت مولی آن تقریباً باید چند برابر غلظت مولی محلول هیدروکلریک اسید باشد؟ (تجربی داخل ۹۰)

۱) ۴۰ ۲) ۵۰ ۳) ۱۰۰ ۴) ۲۰۰

۲۷۳- ثابت یونش اسید HA در محلول ۰/۲ مولار آن برابر ۰/۱ است، pH این محلول کدام و با pH محلول چند گرم بر لیتر نیتریک اسید برابر است؟ (گزینه‌ها را از راست به چپ بخوانید، $H=۱, N=۱۴, O=۱۶: g.mol^{-1}$) (ریاضی خارج ۹۹)

۱) ۲، ۶/۳ ۲) ۲، ۳/۶ ۳) ۱، ۳/۶ ۴) ۱، ۶/۳

۲۷۴- مقدار pH محلول ۰/۵ مولار استیک اسید با ثابت یونش $۰/۲\times۱۰^{-۵}$ مول بر لیتر، ۲ برابر مقدار pH یک نمونه از محلول هیدرویدیک اسید است. در این شرایط، غلظت مولی محلول هیدرویدیک اسید برابر با چند $mol.L^{-1}$ است؟

۱) ۰/۰۲ ۲) ۰/۰۳ ۳) ۰/۰۵ ۴) ۰/۰۷

۲۷۵- با توجه به داده‌های جدول زیر دربارهٔ اسیدهای ضعیف HA و HB، مقدار x چند برابر b است؟ (ریاضی خارج ۹۱)

اسید ضعیف	pH	درصد یونش	غلظت مولی
HA	a	٪۷/۲	b
HB	a+۱	٪۱/۸	x

۱) ۰/۳
۲) ۰/۶
۳) ۰/۴
۴) ۰/۵

۲۷۶- محلولی از هیدروفلوئوریک اسید با درصد جرمی ۰/۸٪ و چگالی $۱/۲۵ g.mL^{-1}$ در اختیار داریم. اگر ثابت یونش اسید مورد نظر برابر با ۲×۱۰^{-۴} باشد، pH این محلول اسیدی چقدر می‌شود؟ $(F=۱۹, H=۱: g.mol^{-1})$

۱) ۲/۳ ۲) ۲ ۳) ۱/۷ ۴) ۱/۳

۲۷۷- اگر مقدار α برای اسید HA برابر ۱۰٪ باشد، pH محلول چند مولار آن، برابر ۳ است و مقدار K_a آن، به تقریب کدام است؟ (ریاضی داخل ۹۶)

۱) $۱/۱۱\times۱۰^{-۶}, ۹\times۱۰^{-۳}$ ۲) $۱/۱۱\times۱۰^{-۶}, ۱\times۱۰^{-۲}$ ۳) $۱/۱۱\times۱۰^{-۴}, ۹\times۱۰^{-۳}$ ۴) $۱/۱۱\times۱۰^{-۴}, ۱\times۱۰^{-۲}$

۲۷۸- pH یک نمونه محلول ۰/۲ گرم بر لیتر اسید ضعیف HA با جرم مولی ۲۰ گرم، برابر ۴/۲۲ است. ثابت یونش اسیدی آن در دمای آزمایش به تقریب کدام است و چند درصد آن یونیده شده است؟ (گزینه‌ها را از راست به چپ بخوانید، $\frac{۱}{۱۰^{۰/۲۲}} = ۰/۶$) (ریاضی داخل ۹۹)

۱) $۰/۶ ، ۳/۶\times۱۰^{-۷}$ ۲) $۰/۴ ، ۳/۶\times۱۰^{-۷}$ ۳) $۰/۷ ، ۴/۹\times۱۰^{-۷}$ ۴) $۰/۵ ، ۴/۹\times۱۰^{-۷}$

۲۷۹- محلول‌هایی با مشخصات زیر را در نظر بگیرید:

A: محلول ۰/۰۱ مولار هیدرویدیک اسید **B: محلول ۱ مولار هیدروفلوئوریک اسید با درصد یونش ۲٪**

با توجه به این دو محلول، کدام‌یک از مطالب زیر درست است؟

۱) محلول A در مقایسه با محلول B رسانایی الکتریکی بیشتری دارد.
۲) تفاوت pH محلول‌های A و B برابر با ۰/۷ واحد می‌شود.
۳) محلول A نسبت به محلول B با شدت کمتری با فلزها واکنش می‌دهد.
۴) ثابت یونش اسید موجود در محلول B بیشتر از اسید موجود در محلول A است.

۲۸۰- در محلولی از هیدروفلوئوریک اسید، غلظت یون هیدروژن برابر با ۲×۱۰^{-۳} مول بر لیتر است. اگر درصد یونش این اسید برابر ۰/۲٪ باشد، در هر میلی‌لیتر از این محلول چند میلی‌گرم اسید حل شده و pH این محلول چند برابر pH محلول ۰/۵ مولار هیدروکلریک اسید می‌شود؟ $(F=۱۹, H=۱: g.mol^{-1})$

۱) ۲۰ - ۹ ۲) ۱۰ - ۹ ۳) ۲۰ - ۳/۸ ۴) ۱۰ - ۳/۸

۲۸۱- در یک نوشیدنی گازدار با $pH = ۳/۵$، از بنزوئیک اسید به عنوان مادهٔ نگهدارنده استفاده می‌شود. اگر غلظت مولکول‌های بنزوئیک اسید یونیده نشده در این محلول برابر با $۰/۰۸ mol.L^{-۱}$ باشد، در هر لیتر آن چند گرم بنزوئیک اسید حل شده است؟ (ثابت یونش بنزوئیک اسید برابر با $۷/۵ \times ۱۰^{-۵}$ است.)
$(O=۱۶, C=۱۲, H=۱ : g.mol^{-۱})$

۱) ۶/۱ ۲) ۱۲/۲ ۳) ۰/۶۱ ۴) ۱/۲۲

☆ **۲۸۲**- بر اثر حل شدن چند مول از یک اسید HA که K_a آن برابر یک است، در یک لیتر آب مقطر، pH محلول به صفر می‌رسد؟ (تجربی داخل ۹۳ ـ با کمی تغییر)

۱) ۱ ۲) ۲ ۳) ۳ ۴) ۴

۲۸۳- pH محلول $۰/۲ mol.L^{-۱}$ اسید ضعیف HA که K_a آن برابر ۰/۱ است، کدام است؟ (تجربی داخل ۹۱ ـ با کمی تغییر)

۱) ۰/۷ ۲) ۱ ۳) ۱/۲۵ ۴) ۱/۷

☆ **۲۸۴**- در شرایط استاندارد، مخلوطی از گازهای $N_۲$ و HF به حجم ۴۴/۸ لیتر را در مقداری آب حل کرده و حجم محلول را به ۲/۵ لیتر می‌رسانیم. اگر pH محلول حاصل از این فرایند برابر با ۱/۷ شده باشد، درصد حجمی گاز نیتروژن در مخلوط اولیه چقدر بوده است؟ (ثابت یونش هیدروفلوئوریک اسید برابر با ۲×۱۰^{-۳} است.)

۱) ۵۵ ۲) ۷۲/۵ ۳) ۲۲/۵ ۴) ۴۵

۲۸۵- مقدار K_a اسید HA برابر $۲ \times ۱۰^{-۵} mol.L^{-۱}$ است. اگر یک مول HA در یک لیتر محلول HCl با $pH = ۱$ حل شود، $[A^-]$ به تقریب، به چند مول بر لیتر می‌رسد؟ (تجربی خارج ۹۶)

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

۲۸۶- HX و HY دو اسید ضعیف‌اند. اگر ۱۸ گرم از اولی و ۱۰ گرم از دومی را در دو ظرف جداگانه دارای دو لیتر آب حل کنیم، pH دو محلول، برابر می‌شود. چند مورد از مطالب زیر دربارهٔ آن‌ها درست است؟ $(HX=۶۰ , HY=۵۰ : g.mol^{-۱})$ (تجربی داخل ۹۹)

آ) شمار یون‌های موجود در دو محلول، برابر است.

ب) شمار گونه‌های موجود در دو محلول، نابرابر است.

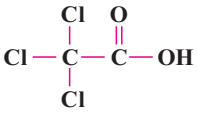
پ) K_a اسید HX بزرگ‌تر از K_a اسید HY است.

ت) درجهٔ یونش اسید HY، ۱/۴ برابر درجهٔ یونش اسید HX است.

ث) درجهٔ یونش اسید HX، به تقریب نصف درجهٔ یونش اسید HY است.

۱) ۱ ۲) ۲ ۳) ۳ ۴) ۴

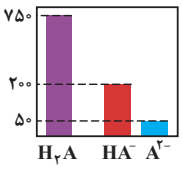
☆ **۲۸۷**- چند گرم تری‌کلرواتانوئیک اسید $(K_a \simeq ۲/۵ \times ۱۰^{-۱} mol.L^{-۱})$ با ساختار زیر را باید در یک لیتر آب حل کرد تا pH محلول به ۱ برسد؟ (تجربی داخل ۹۶)



$(Cl=۳۵/۵, O=۱۶, C=۱۲, H=۱ : g.mol^{-۱})$

۱) ۶/۵۴ ۲) ۸/۱۷ ۳) ۱۶/۳۵ ۴) ۲۲/۸۹

۲۸۸- نمودار مقابل، تعداد نسبی ذره‌ها را در محلولی به غلظت ۱ مولار از اسید $H_۲A$ نشان می‌دهد. با توجه به داده‌های موجود در این نمودار، pH این محلول اسیدی تقریبا چقدر است؟



۱) ۰/۵ ۲) ۰/۳ ۳) ۰/۶ ۴) ۰/۸۵

۲۸۹- اگر pH دو محلول جداگانه از اتانوئیک اسید $(K_a \simeq ۲ \times ۱۰^{-۵})$ و کلرواتانوئیک اسید $(K_a \simeq ۲ \times ۱۰^{-۳})$ برابر ۳ باشد، نسبت غلظت مولار محلول اسید قوی‌تر به غلظت مولار محلول اسید ضعیف‌تر، به تقریب کدام است؟ (تجربی خارج ۹۵)

۱) ۰/۰۱ ۲) ۰/۰۳ ۳) ۰/۱ ۴) ۰/۳

۲۹۰- محلولی از اتانوئیک اسید با غلظت ۰/۰۵ مولار و $K_a = ۲ \times ۱۰^{-۵}$ در اختیار داریم. با تغییر دمای این محلول، مقدار ثابت یونش اسید حل شده در آن ۴ برابر می‌شود. طی این فرایند، pH محلول به اندازهٔ چند واحد تغییر می‌کند؟

۱) ۱ ۲) ۰/۷ ۳) ۰/۵ ۴) ۰/۳

☆ **۲۹۱**- اگر از انحلال ۰/۲۵۸ گرم از اسید آلی (AH) در ۱۰۰ میلی‌لیتر آب، محلولی با $pH = ۲$ به دست آید، جرم مولی این اسید چند گرم است؟ (از تغییر حجم محلول چشم‌پوشی شود، $K_a = ۱۰^{-۲}$) (تجربی داخل ۹۹)

۱) ۱۷۲ ۲) ۱۲۹ ۳) ۹۶ ۴) ۶۴

۲۹۲- ۱۹/۲ گرم گاز اکسیژن را در واکنش موازنه نشدهٔ $CH_۴(g) + NH_۳(g) + O_۲(g) \rightarrow HCN(g) + H_۲O(g)$ شرکت داده و گاز هیدروژن سیانید تولید شده را در ۱۰ لیتر آب خالص حل می‌کنیم. اگر درجهٔ یونش مولکول‌های HCN در محلول حاصل از این فرایند برابر با ۰/۰۵ باشد، pH این محلول چقدر می‌شود؟ $(O=۱۶ g.mol^{-۱})$

۱) ۳/۷ ۲) ۳/۳ ۳) ۲/۷ ۴) ۲/۳

۲۲۴ | ۳ ابتدا غلظت اسید HA را حساب می‌کنیم:

$$M=\frac{n}{V}\Rightarrow M=\frac{۰/۱}{۱}=۰/۱\,mol.L^{-۱}$$

غلظت اولیه H^+ در این محلول برابر غلظت HCl است، پس داریم:

	A^-	+	H^+	⇌	HA
غلظت اولیه	۰		۰/۲		۰/۱
تغییر غلظت	+x		+x		−x
غلظت تعادلی	x		۰/۲+x		۰/۱−x

با توجه به جدول و غلظت تعادلی A^-، x برابر ۰/۰۵ مول بر لیتر بوده و غلظت تعادلی A^-، H^+ و HA به ترتیب برابر ۰/۰۵، ۰/۲۵ و ۰/۰۵ مول بر لیتر است.

در نهایت ثابت یونش اسید را به دست می‌آوریم:

$$K_a=\frac{[H^+]\times[A^-]}{[HA]}\Rightarrow K_a=\frac{۰/۲۵\times۰/۰۵}{۰/۰۵}=۰/۲۵\,mol.L^{-۱}$$

۲۲۵ | ۲ تعداد ذرات $NH_۳$، $NH_۴^+$ و OH^- به ترتیب برابر ۹، ۳ و ۳ بوده و با توجه به غلظت یون هیدروکسید، غلظت یون آمونیوم و آمونیاک به ترتیب برابر ۰/۰۹ و ۰/۲۷ مولار است، پس ثابت تعادل این واکنش را به دست می‌آوریم:

$$K_b=\frac{[NH_۴^+]\times[OH^-]}{[NH_۳]}\Rightarrow K_b=\frac{۰/۰۹\times۰/۰۹}{۰/۲۷}=۰/۰۳\,mol.L^{-۱}$$

۲۲۶ | ۴ هرچه K_b یک باز بیشتر باشد آن باز قوی‌تر بوده و مقدار بیشتری از مولکول‌های آن‌ها یونش می‌یابند. بنابراین در محلول B′OH، غلظت مولکول‌های یونش نیافته بیشتر از محلول BOH است.

بررسی سایر گزینه‌ها

۱) رسانایی الکتریکی محلول باز قوی‌تر BOH بیشتر از باز ضعیف‌تر است.

۲) هرچه K_b یک باز بیشتر باشد، فرایند یونش آن باز بیشتر پیشرفت کرده و یون‌های بیشتری تولید می‌کند.

۳) غلظت یون OH^- در محلول باز قوی‌تر بیشتر است.

۲۲۷ | ۳ ابتدا غلظت باز را در این محلول حساب می‌کنیم:

$$M=\frac{n}{V}\Rightarrow M=\frac{۰/۲}{۰/۵}=۰/۴$$

مجموع غلظت دو گونه OH^- و BOH در این محلول برابر غلظت باز است؛ پس غلظت BOH را در این محلول به دست می‌آوریم:

$$[OH^-]+[BOH]=M\Rightarrow ۰/۰۸+[BOH]=۰/۴$$

$$\Rightarrow[BOH]=۰/۳۲\,mol.L^{-۱}$$

پس ثابت یونش این باز برابر است با:

$$K_b=\frac{[OH^-]\times[B^+]}{[BOH]}\Rightarrow K_b=\frac{۰/۰۸\times۰/۰۸}{۰/۳۲}=۰/۰۲\,mol.L^{-۱}$$

۲۲۸ | ۲ در یک محلول باز ضعیف با توجه به رابطهٔ $K_b=M.\alpha^۲$ و ثابت ماندن ثابت تعادل، با افزایش غلظت محلول، درجه یونش باز کاهش می‌یابد.

۲۲۹ | ۲ با توجه به ثابت یونش این باز داریم:

$$K_b=\frac{[OH^-]\times[B^+]}{[BOH]}\xrightarrow[[B^+]=[OH^-]]{[BOH]=M-[OH^-]}۱۰^{-۳}=\frac{[OH^-]^۲}{۰/۰۲-[OH^-]}$$

$$\Rightarrow[OH^-]=۰/۰۰۴\,mol.L^{-۱}$$

پس غلظت OH^-، B^+ و BOH در این محلول به ترتیب برابر ۰/۰۰۴، ۰/۰۰۴ و ۰/۰۱۶ مول بر لیتر می‌باشد؛ بنابراین مقدار خواسته شده در سؤال برابر است با:

$$A=[BOH]-([OH^-]+[B^+])\Rightarrow A=۰/۰۱۶-(۰/۰۰۴+۰/۰۰۴)$$

$$=۰/۰۰۸\,mol.L^{-۱}$$

۲۳۰ | ۳ ساده‌ترین عضو خانوادهٔ آمین‌ها، متیل‌آمین بوده و غلظت آن در این محلول برابر است با:

$$?\,molCH_۳NH_۲=۹/۳\,gCH_۳NH_۲\times\frac{۱\,molCH_۳NH_۲}{۳۱\,gCH_۳NH_۲}$$

$$=۰/۳\,molCH_۳NH_۲$$

$$M=\frac{n}{V}\Rightarrow M=\frac{۰/۳}{۰/۶}=۰/۵\,mol.L^{-۱}$$

ثابت تعادل یک باز ضعیف از رابطهٔ زیر به دست می‌آید، پس داریم:

$$K_b=M\alpha^۲\Rightarrow K_b=M\left(\frac{\text{درصد یونش}}{۱۰۰}\right)^۲$$

$$\Rightarrow K_b=\left(\frac{۳}{۱۰۰}\right)^۲\times۰/۵=۴/۵\times۱۰^{-۴}\,mol.L^{-۱}$$

۲۳۱ | ۳ ابتدا غلظت مولی یون OH^- را حساب می‌کنیم:

$$K_b=\frac{[OH^-]^۲}{M-[OH^-]}\simeq\frac{[OH^-]^۲}{M}\Rightarrow ۸\times۱۰^{-۵}=\frac{[OH^-]^۲}{۰/۲}$$

$$\Rightarrow[OH^-]=۴\times۱۰^{-۳}\,mol.L^{-۱}$$

حال درصد جرمی OH^- را به دست می‌آوریم:

$$M=\frac{\text{چگالی}\times\text{درصد جرمی}\times۱۰}{\text{جرم مولی}}\Rightarrow ۴\times۱۰^{-۳}=\frac{۱۰\times x\times۱}{۱۷}\Rightarrow x=۶/۸\times۱۰^{-۳}$$

و در انتها غلظت ppm این یون را حساب می‌کنیم:

$$ppm=\text{درصد جرمی}\times۱۰^۴\Rightarrow ppm=۶/۸\times۱۰^{-۳}\times۱۰^۴=۶۸$$

۲۳۲ | ۲ محتویات موجود در رودهٔ انسان و محلول صابون در آب، pH بالاتر از ۷ داشته و بازی هستند.

بررسی سایر گزینه‌ها

۱) رنگ کاغذ pH، مقدار تقریبی pH محلول مورد نظر را نشان می‌دهد.

۳) HF یک اسید ضعیف بوده و در محلول آن مقدار مولکول‌های یونش نیافته بیشتر از مقدار مولکول‌های یونش یافته است.

۴) معادلهٔ یونش فورمیک اسید در آب به صورت:

$HCOOH(aq)\rightleftharpoons H^+(aq)+HCOO^-(aq)$ است.

۲۳۳ | ۳ عبارت‌های (آ)، (پ) و (ت) درست هستند.

بررسی چهار عبارت

آ) از تغییر رنگ کاغذ pH، برای تشخیص اسیدی یا بازی بودن محلول استفاده می‌شود.

ب) pH یک محلول با غلظت یون $H_۳O^+$، رابطهٔ عکس دارد؛ به گونه‌ای که هرچه غلظت $H_۳O^+$ در محلولی بیشتر باشد، آن محلول pH کمتری دارد.

پ) محلولی که غلظت یون H^+ در آن کمتر از $۱۰^{-۷}\,mol.L^{-۱}$ باشد، باز است. محلول سود (NaOH) نیز یک باز محسوب می‌شود.

ت) مواد موجود در معدهٔ انسان pH کمتر از ۷ داشته و اسیدی هستند. pH خون انسان برابر ۷/۴ بوده و خاصیت بازی دارد.

۲۳۴ | ۱ pH خون برابر ۷/۴ و pH محتویات روده برابر ۸/۵ است. هرچه pH یک محلول کمتر باشد، غلظت یون هیدرونیوم در آن محلول بیشتر می‌باشد؛ پس غلظت $H_۳O^+$ در خون بیشتر است.

بررسی سایر گزینه‌ها

۲) $HCOOH$ نسبت به CH_3COOH، اسیدی قوی‌تر بوده و غلظت یون H^+ در محلول آن بیشتر است.

۳) اسیدهای موجود در باران اسیدی قوی بوده و غلظت یون H_3O^+ در این باران‌ها بیشتر از باران‌های معمولی که حاوی یک اسید ضعیف (کربنیک اسید) هستند، می‌باشد.

۴) در دمای اتاق مقدار pH محلول‌های آبی در گسترهٔ ۰ تا ۱۴ است.

۲۳۵ | ۴ مقدار pH این محلول برابر است با:

$$pH=-\log[H^+]\Rightarrow pH=-\log ۳\times ۱۰^{-۳}$$

$$=-(\log ۳+\log ۱۰^{-۳})=-(۰/۵-۳)=۲/۵$$

۲۳۶ | ۲ عبارت‌های (آ) و (پ) درست هستند.

بررسی چهار عبارت

آ) در زندگی روزانه با انواع اسیدها سر و کار داریم که برخی قوی و اغلب آنها ضعیف هستند.

ب) چون هیدروسیانیک اسید به صورت جزئی یونش پیدا می‌کند، غلظت یون CN^- در محلول ۰/۱ مولار آن، حتماً کمتر از ۰/۱ مول بر لیتر خواهد بود.

پ) فورمیک اسید در مقایسه با استیک اسید، قدرت اسیدی بیشتری دارد. بر این اساس، می‌توان گفت در محلول‌هایی با غلظت برابر از این دو اسید، pH محلول فورمیک اسید کمتر از pH محلول استیک اسید می‌شود.

ت) هرچند که آمونیاک به خوبی در آب حل می‌شود، اما این ماده به طور جزئی یونیده شده و قسمت عمدهٔ آن به صورت مولکولی در آب حل می‌شود و به همین خاطر، محلول آبی آمونیاک یک الکترولیت قوی نیست.

۲۳۷ | ۴ همهٔ عبارت‌ها درست هستند.

بررسی چهار عبارت

آ) شیر ترش و محلول HCl هر دو خاصیت اسیدی داشته و pH کمتر از ۷ دارند.

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

پ) برای مقایسه غلظت یون هیدرونیوم به جای اعداد کوچک و بسیار کوچک، می‌توان از کمیت pH استفاده کرد.

ت) محلولی که غلظت H_3O^+ در آن به ترتیب کمتر و بیشتر از $۱۰^{-۷}$ مولار باشد، خاصیت بازی و اسیدی دارد. غلظت H_3O^+ در محلولی با $pH=۶$، برابر $۱۰^{-۶}\ mol.L^{-۱}$ است.

۲۳۸ | ۱ غلظت یون هیدرونیوم در دو محلول با pH، ۲/۵ و ۵ به ترتیب برابر ۳×۱۰^{-۳} و $۱۰^{-۵}$ مول بر لیتر بوده و غلظت این یون در محلول با $pH=۵$، $\frac{۱}{۳۰۰}$ برابر غلظت این یون در محلول با $pH=۲/۵$ است.

بررسی سایر گزینه‌ها

۲) HCl برخلاف HF یک اسید قوی است. در شرایط یکسان، یون‌های موجود در محلول اسید قوی بیشتر از محلول اسید ضعیف بوده و رسانایی الکتریکی آن بیشتر است.

۳) غلظت یون H_3O^+ در محلولی با $pH=۲$ برابر $۱۰^{-۲}\ mol.L^{-۱}$ است؛ پس در هر میلی‌لیتر از آن مقدار یون هیدرونیوم برابر است با:

$$M=\frac{n}{V}\Rightarrow ۱۰^{-۲}=\frac{n}{۱۰^{-۳}}\Rightarrow n=۱۰^{-۵}\ mol$$

۴) استیک اسید یک اسید ضعیف بوده و این اسید در آب به صورت جزئی و طی یک واکنش تعادلی یونش می‌یابد.

۲۳۹ | ۳ ابتدا مقدار غلظت یون H^+ را حساب می‌کنیم:

$$?molH^+=۶/۰۲\times ۱۰^{۲۲}\ H^+_{\text{یون}}\times\frac{۱molH^+}{۶/۰۲\times ۱۰^{۲۳}\ H^+_{\text{یون}}}=۱۰^{-۱}molH^+$$

$$M=\frac{n}{V}\Rightarrow M=\frac{۱۰^{-۱}}{۲}=۵\times ۱۰^{-۲}\ mol.L^{-۱}$$

بر این اساس مقدار pH این محلول برابر است با:

$$pH=-\log[H^+]\Rightarrow pH=-\log ۵\times ۱۰^{-۲}=-(\log ۵+\log ۱۰^{-۲})=۱/۳$$

۲۴۰ | ۱ ابتدا غلظت یون H_3O^+ را به دست می‌آوریم:

$$[H^+]=۱۰^{-pH}\Rightarrow[H^+]=۱۰^{-۲/۷}=۱۰^{-۳+۰/۳}$$

$$=۱۰^{۰/۳}\times ۱۰^{-۳}=۲\times ۱۰^{-۳}\ mol.L^{-۱}$$

پس، تعداد این یون را در محلول حساب می‌کنیم:

$$?H^+_{\text{یون}}=۲L_{\text{محلول}}\times\frac{۲\times ۱۰^{-۳}\ mol\ H^+}{۱L_{\text{محلول}}}\times$$

$$\frac{۶/۰۲\times ۱۰^{۲۳}\ H^+_{\text{یون}}}{۱mol\ H^+}=۲/۴۰۸\times ۱۰^{۲۱}\ H^+_{\text{یون}}$$

۲۴۱ | ۲ اگر شمار یون‌های هیدرونیوم دو محلول را برابر x مول در نظر بگیریم، غلظت این یون و pH هر دو محلول را حساب می‌کنیم:

ابتدا محلول ۲ لیتری:

$$M=\frac{n}{V}\Rightarrow M=\frac{x}{۲}$$

$$pH=-\log[H_3O^+]\Rightarrow pH=-\log\frac{x}{۲}=-(\log x-\log ۲)=۰/۳-\log x$$

سپس محلول ۵ لیتری:

$$M=\frac{n}{V}\Rightarrow M=\frac{x}{۵}$$

$$pH=-\log[H_3O^+]\Rightarrow pH=-\log\frac{x}{۵}=-(\log x-\log ۵)=۰/۷-\log x$$

در مرحلهٔ آخر، مقدار خواسته شده را حساب می‌کنیم:

$$pH_۲-pH_۱=(۰/۷-\log x)-(۰/۳-\log x)=۰/۴$$

۲۴۲ | ۱ اگر غلظت یون هیدرونیوم را در محلول B برابر x مولار در نظر بگیریم، غلظت این یون در محلول A برابر ۴x مولار است. مقدار pH این دو محلول را حساب می‌کنیم:

محلول A:

$$pH=-\log[H^+]\Rightarrow pH=-\log ۴x=-(\log ۴+\log x)=-\log x-۰/۶$$

محلول B:

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

پس pH محلول A، به اندازهٔ ۰/۶ واحد کمتر از pH محلول B است.

۲۴۳ | ۴ اسید قوی در آب به طور کامل یونیده می‌شود و تمامی مولکول‌های آن به یون‌های مثبت و منفی تبدیل می‌شوند.

بررسی سایر گزینه‌ها

۱) کربوکسیلیک اسیدها، از اسیدهای ضعیف محسوب می‌شوند.

۲) اسیدهای قوی در آب طی یک واکنش به طور کامل یونش می‌یابند.

۳) $HNO_۲$ و HCN اسید ضعیف هستند.

۲۴۴ | ۳ غلظت یون هیدرونیوم در محلولی با $pH=۳/۷$ برابر است با:

$$[H^+]=۱۰^{-pH}\Rightarrow[H^+]=۱۰^{-۳/۷}=۱۰^{۰/۳}\times ۱۰^{-۴}=۲\times ۱۰^{-۴}\ mol.L^{-۱}$$

۲۴۵ | ۳ HCl یک اسید قوی بوده و غلظت یون H^+ در این محلول برابر غلظت اسید است؛ پس مقدار و غلظت اسید را حساب می‌کنیم:

$$?molHCl = ۳۳/۶LHCl \times \frac{۱molHCl}{۲۲/۴LHCl} = ۱/۵molHCl$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{۱/۵}{۳۰} = ۵\times۱۰^{-۲}\ mol.L^{-۱}$$

در نهایت، pH این محلول برابر است با:

$$pH = -\log[H^+] \xrightarrow{[H^+]=M} pH = -\log ۵\times۱۰^{-۲}$$

$$= -(\log ۵ + \log ۱۰^{-۲}) = ۱/۳$$

۲۴۶ | ۴ از آن‌جاکه HI یک اسید قوی بوده، غلظت H^+ در این محلول با غلظت اسید برابر است. ابتدا غلظت یون H^+ را حساب می‌کنیم:

$$[H^+] = ۱۰^{-pH} \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-۲/۳} = ۱۰^{۰/۷} \times ۱۰^{-۳} = ۵\times۱۰^{-۳}\ mol.L^{-۱}$$

حال، جرم HI را به دست می‌آوریم:

$$?mgHI = ۲۰ml\ محلول \times \frac{۱L}{۱۰^۳mL} \times \frac{۵\times۱۰^{-۳}\ molHI}{۱L\ محلول} \times$$

$$\frac{۱۲۸gHI}{۱molHI} \times \frac{۱۰^۳mg}{۱g} = ۱۲/۸mg$$

۲۴۷ | ۲ HBr یک اسید قوی بوده و غلظت H^+ با غلظت اسید برابر است. ابتدا مقدار و غلظت یون H^+ را حساب می‌کنیم:

$$?mgHBr = ۱۶/۲mg\ HBr \times \frac{۱g}{۱۰^۳mg} \times \frac{۱molHBr}{۸۱gHBr} = ۲\times۱۰^{-۴}\ mol$$

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow M = \frac{۲\times۱۰^{-۴}}{۱۰۰mL \times \frac{۱L}{۱۰^۳mL}} = ۲\times۱۰^{-۳}\ mol.L^{-۱}$$

مقدار pH این محلول برابر است با:

$$pH = -\log[H^+] \xrightarrow{[H^+]=M} pH = -\log ۲\times۱۰^{-۳}$$

$$= -(\log ۲ + \log ۱۰^{-۳}) = ۲/۷$$

۲۴۸ | ۴ دی‌نیتروژن پنتاکسید مطابق واکنش $N_۲O_۵ + H_۲O \rightarrow ۲NO_۳^- + ۲H^+$ یونش می‌یابد. غلظت یون H^+ در محلولی با $pH=۱$ برابر $۱۰^{-۱}\ mol\cdot L^{-۱}$ است. پس، مقدار خالص $N_۲O_۵$ برابر است با:

$$?gN_۲O_۵ = ۱۰L\ محلول \times \frac{۱۰^{-۱}molH^+}{۱L\ محلول} \times \frac{۱molN_۲O_۵}{۲molH^+} \times$$

$$\frac{۱۰۸gN_۲O_۵}{۱molN_۲O_۵} = ۵۴gN_۲O_۵$$

درصد خلوص این نمونه از $N_۲O_۵$ برابر است با:

$$\text{درصد خلوص} = \frac{\text{جرم خالص}}{\text{جرم ناخالص}} \times ۱۰۰ \Rightarrow A = \frac{۵۴}{۶۰} \times ۱۰۰ = ۹۰\ \text{درصد}$$

۲۴۹ | ۲ واکنش گاز هیدروژن و گاز کلر به صورت $Cl_۲(g) + H_۲(g) \rightarrow ۲HCl(g)$ است. مقدار HCl تولید شده را به دست می‌آوریم:

$$\frac{\text{گرم } Cl_۲}{\text{جرم مولی} \times \text{ضریب}} = \frac{\text{مول } HCl}{\text{ضریب}} \Rightarrow \frac{۱۴/۲gCl_۲}{۱\times۷۱} = \frac{xmolHCl}{۲}$$

$$\Rightarrow x = ۰/۴molHCl$$

غلظت یون H^+ در محلول HCl که یک اسید قوی است برابر غلظت اسید می‌باشد؛ پس غلظت H^+ را حساب می‌کنیم:

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

در نهایت حجم محلول برابر است با:

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow ۱۰^{-۱} = \frac{۰/۴}{V} \Rightarrow V = ۴L$$

۲۵۰ | ۴ ابتدا غلظت $Mg(NO_۳)_۲$ را حساب می‌کنیم:

$$M = \frac{\text{درصد جرمی} \times \text{چگالی} \times ۱۰}{\text{جرم مولی}} \Rightarrow M = \frac{۱۰\times۳/۷\times۱/۲}{۱۴۸} = ۰/۳mol\cdot L^{-۱}$$

در هر مول $Mg(NO_۳)_۲$، ۲ مول یون $NO_۳^-$ وجود دارد، پس غلظت یون نیترات در این محلول برابر ۰/۶ مول بر لیتر است.

در محلول اسیدی، غلظت یون مثبت و منفی برابر می‌باشد؛ پس غلظت یون H^+ با غلظت یون $NO_۳^-$ یکسان و برابر $۰/۶mol\cdot L^{-۱}$ است. مقدار pH این محلول را حساب می‌کنیم:

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log ۶\times۱۰^{-۱} = -(\log ۲ + \log ۳ + \log ۱۰^{-۱}) = ۰/۲$$

۲۵۱ | ۳ واکنش انجام شده به صورت $۲SO_۲(g) + O_۲(g) \rightarrow ۲SO_۳(g)$ است.

مقدار گاز $SO_۳$ تولید شده را حساب می‌کنیم:

$$\frac{\text{گرم } O_۲}{\text{جرم مولی} \times \text{ضریب}} = \frac{\text{مول } SO_۳}{\text{ضریب}} \Rightarrow \frac{۸gO_۲}{۱\times۳۲} = \frac{xmolSO_۳}{۲} \Rightarrow x = ۰/۵molSO_۳$$

از انحلال هر مول $SO_۳$ در آب یک مول $H_۲SO_۴$ تولید شده که با توجه به صورت سؤال، ۲ مول یون هیدرونیوم ایجاد می‌شود؛ پس مقدار و غلظت یون هیدرونیوم در این محلول برابر است با:

$$?molH_۳O^+ = ۰/۵molSO_۳ \times \frac{۲molH_۳O^+}{۱molSO_۳} = ۱molH_۳O^+$$

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow M = \frac{۱}{۲۰} = ۵\times۱۰^{-۲}\ mol\cdot L^{-۱}$$

مقدار pH این محلول را به دست می‌آوریم:

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log ۵\times۱۰^{-۲} = -(\log ۵ + \log ۱۰^{-۲}) = ۱/۳$$

۲۵۲ | ۱ تمام گوگرد موجود در گازوئیل به $H_۲SO_۴$ تبدیل می‌شود، پس داریم:

$$?molH_۲SO_۴ = ۱kg\ گازوئیل \times \frac{۱۰^۳g}{۱kg} \times \frac{۶۴۰۰gS}{۱۰^۶g\ گازوئیل} \times \frac{۱molS}{۳۲gS} \times$$

$$\frac{۱molH_۲SO_۴}{۱molS} = ۰/۲mol$$

پس با توجه به صورت سؤال، ۰/۴ مول یون هیدرونیوم از انحلال این مقدار سولفوریک اسید در آب تولید می‌شود پس غلظت H^+ و مقدار pH در محلول حاصل حساب می‌کنیم:

$$[H^+] = \frac{n}{V} \Rightarrow [H^+] = \frac{۰/۴}{۱۰۰۰} = ۴\times۱۰^{-۴}\ mol\cdot L^{-۱}$$

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log ۴\times۱۰^{-۴} = -(\log ۴ + \log ۱۰^{-۴}) = ۳/۴$$

بنابراین pH آب از ۷ به ۳/۴ رسیده و ۳/۶ کاهش می‌یابد.

۲۵۳ | ۲ غلظت یون Cl^- و غلظت یون H^+ در محلول HCl برابر هستند. ابتدا درصد جرمی و غلظت مولی یون کلرید را حساب می‌کنیم:

$$ppm = \text{درصد جرمی} \times ۱۰^۴ \Rightarrow ۸۵۲ = \text{درصد جرمی} \times ۱۰^۴$$

$$\Rightarrow \text{درصد جرمی} = ۸/۵۲\times۱۰^{-۲}$$

$$M = \frac{\text{درصد جرمی} \times \text{چگالی} \times ۱۰}{\text{جرم مولی}} \Rightarrow M = \frac{۱۰\times۸/۵۲\times۱۰^{-۲}\times۱/۲}{۳۵/۵}$$

$$= ۳\times۱۰^{-۲}\ mol\cdot L^{-۱}$$

در این محلول، غلظت یون‌های H^+ و Cl^- برابر می‌شود؛ پس مقدار pH محلول برابر است با:

$$pH=-\log[H^+]\Rightarrow pH=-\log(۳\times۱۰^{-۲})=-(\log۳+\log۱۰^{-۲})=۱/۵$$

۲۵۴ | ۲ به منظور تولید ۳۶ گرم آب در واکنش $۲H_۲(g)+O_۲(g)\rightarrow ۲H_۲O(l)$، جرم گازهای اکسیژن و هیدروژن مصرف شده به ترتیب برابر با ۳۲ و ۴ گرم می‌شود. بر این اساس، می‌توان گفت در ابتدای کار ۳۲ گرم گاز هیدروژن وجود داشته است که با مصرف شدن ۴ گرم از این گاز در واکنش اول، ۲۸ گرم آن باقی مانده و در واکنش دوم شرکت کرده است. معادلهٔ واکنش دوم به صورت زیر است:

$$H_۲(g)+Cl_۲(g)\rightarrow ۲HCl(g)$$

با توجه به معادلهٔ این واکنش، مقدار گاز هیدروژن کلرید تولید شده و غلظت این ماده در محلول نهایی را محاسبه می‌کنیم.

$$?molHCl=۲۸gH_۲\times\frac{۱molH_۲}{۲gH_۲}\times\frac{۲molHCl}{۱molH_۲}=۲۸molHCl$$

$$[HCl]=\frac{\text{مول HCl}}{\text{لیتر محلول}}=\frac{۲۸molHCl}{۱۴۰۰L\text{ محلول}}=۰/۰۲mol\cdot L^{-۱}$$

هیدروکلریک اسید در محلول خود به طور کامل یونش پیدا می‌کند. بر این اساس، غلظت یون هیدروژن در محلول حاصل از این فرایند برابر با ۰/۰۲ مول بر لیتر می‌شود؛ پس، داریم:

$$pH=-\log[H^+]=-\log(۰/۰۲)=۱/۷$$

با انحلال گاز HCl در آب، pH آن از ۷ به ۱/۷ رسیده است، پس می‌توان گفت طی این فرایند pH آب به اندازه ۵/۳ واحد تغییر کرده است.

۲۵۵ | ۲ ابتدا غلظت H^+ را حساب می‌کنیم:

$$[H^+]=۱۰^{-pH}\Rightarrow[H^+]=۱۰^{-۰/۳}=۱۰^{۰/۷}\times۱۰^{-۱}=۰/۵mol\cdot L^{-۱}$$

حال با توجه به مقدار حجم محلول، میزان گرمای آزاد شده را به دست می‌آوریم:

$$?kJ=\text{گرما}=۵L\text{ محلول}\times\frac{۰/۵molH^+}{۱L\text{ محلول}}\times\frac{۷۵kJ\text{ گرما}}{۱molH^+}=۱۸۷/۵kJ$$

۲۵۶ | ۳ اگر جرم هر یک از گازها را برابر x گرم در نظر بگیریم، غلظت H^+ و مقدار pH را در دو محلول حساب می‌کنیم:

ابتدا گاز $SO_۳$:

$$?molH^+=xgSO_۳\times\frac{۱molSO_۳}{۸۰gSO_۳}\times\frac{۲molH^+}{۱molSO_۳}=\frac{x}{۴۰}mol$$

$$[H^+]=\frac{n}{V}=\frac{\frac{x}{۴۰}}{V}=\frac{x}{۴۰V}mol\cdot L^{-۱}$$

$$pH=-\log[H^+]\Rightarrow pH=-\log\frac{x}{۴۰V}=-\left(\log\frac{x}{V}+\log\frac{۱}{۴۰}\right)$$

$$=(\log۴\times۱۰)-\log\frac{x}{V}=۱/۶-\log\frac{x}{V}$$

حال گاز HI:

$$?molHI=xgHI\times\frac{۱molHI}{۱۲۸gHI}=\frac{x}{۱۲۸}mol$$

$$M=\frac{n}{V}\Rightarrow M=\frac{\frac{x}{۱۲۸}}{V}=\frac{x}{۱۲۸V}mol.L^{-۱}$$

$$pH=-\log[H_۳O^+]\xrightarrow{[H_۳O^+]=M}pH=-\log\frac{x}{۱۲۸V}$$

$$=-\left(\log\frac{x}{V}+\log\frac{۱}{۲^۷}\right)=\log۲^۷-\log\frac{x}{V}=۲/۱-\log\frac{x}{V}$$

پس تفاوت pH در محلول برابر است با:

$$A=\left(۲/۱-\log\frac{x}{V}\right)-\left(۱/۶-\log\frac{x}{V}\right)=۲/۱-۱/۶=۰/۵$$

۲۵۷ | ۲ عبارت‌های (آ) و (ب) درست هستند.

بررسی چهارعبارت

آ) ثابت تعادل یک واکنش در دمای مشخص، مقداری ثابت بوده و با تغییر غلظت مواد شرکت‌کننده تغییری نمی‌کند.

ب) با حل کردن ۰/۱ مول استیک اسید در ۱۰ لیتر آب، محلول ۰/۰۱ مولار استیک اسید حاصل می‌شود. استیک اسید در آب به طور جزئی یونش می‌یابد و غلظت یون H^+ در این محلول کمتر از ۰/۰۱ مول بر لیتر است؛ پس pH این محلول بیشتر از ۲ است.

پ) K_a این اسید ضعیف برابر است با:

$$K_a=M\alpha^۲\Rightarrow K_a=۰/۱\times(۰/۰۲)^۲=۴\times۱۰^{-۵}mol\cdot L^{-۱}$$

ت) در شرایط یکسان، غلظت یون هیدرونیوم در محلول یک اسید قوی (نیتریک اسید) بیشتر از غلظت این یون در محلول یک اسید ضعیف (نیترو اسید) بوده و مقدار pH آن کمتر است.

۲۵۸ | ۳ ابتدا غلظت یون H^+ را به دست می‌آوریم:

$$\text{درصد یونش}=\frac{[H^+]}{M}\times۱۰۰\Rightarrow۳=\frac{[H^+]}{۰/۲}\times۱۰۰\Rightarrow[H^+]=۶\times۱۰^{-۳}mol\cdot L^{-۱}$$

سپس مقدار pH را حساب می‌کنیم:

$$pH=-\log[H^+]\Rightarrow pH=-\log۶\times۱۰^{-۳}$$

$$=-(\log۲+\log۳+\log۱۰^{-۳})=۲/۲$$

۲۵۹ | ۳ غلظت یون H^+ در محلول مورد نظر برابر $۱۰^{-۵}mol\cdot L^{-۱}$ است. ابتدا غلظت اسید را حساب می‌کنیم:

$$M=\frac{n}{V}\Rightarrow M=\frac{۲/۵\times۱۰^{-۷}}{۱۰^{-۳}}=۲/۵\times۱۰^{-۴}$$

درصد یونش این محلول برابر است با:

$$\text{درصد یونش}=\frac{[H^+]}{M}\times۱۰^۲\Rightarrow\text{درصد یونش}=\frac{۱۰^{-۵}}{۲/۵\times۱۰^{-۴}}\times۱۰۰=۴\text{ درصد}$$

۲۶۰ | ۲ با توجه به تصویر، درجه یونش محلول برابر است با:

$$\alpha=\frac{\text{تعداد }X^-}{\text{تعداد }X^-+\text{تعداد }HX}\Rightarrow\alpha=\frac{۲}{۲+۸}=۰/۲$$

غلظت یون هیدرونیوم و سپس pH محلول را حساب می‌کنیم:

$$[H^+]=M\cdot\alpha\Rightarrow[H^+]=۰/۵\times۰/۲=۰/۱mol\cdot L^{-۱}$$

$$pH=-\log[H^+]\Rightarrow pH=-\log۱۰^{-۱}=۱$$

۲۶۱ | ۲ ابتدا غلظت H^+ را در این محلول اسید ضعیف محاسبه می‌کنیم:

$$[H^+]=\sqrt{K_a\times M}\Rightarrow[H^+]=\sqrt{۲\times۱۰^{-۵}\times۰/۲}=۲\times۱۰^{-۳}mol\cdot L^{-۱}$$

pH این محلول برابر است با:

$$pH=-\log[H^+]\Rightarrow pH=-\log۲\times۱۰^{-۳}=-(\log۲+\log۱۰^{-۳})=۲/۷$$

۲۶۲ | ۲ ابتدا مقدار HF و غلظت آن را در ۱ میلی‌لیتر از محلول این اسید حساب می‌کنیم:

$$?molHF=۲mgHF\times\frac{۱g}{۱۰^۳mg}\times\frac{۱molHF}{۲۰gHF}=۱۰^{-۴}mol$$

$$M=\frac{n}{V}\Rightarrow M=\frac{۱۰^{-۴}molHF}{۱۰^{-۳}L\text{ محلول}}=۱۰^{-۱}mol\cdot L^{-۱}$$

حال غلظت H^+ را به دست می‌آوریم:

$$\text{درصد یونش}=\frac{[H^+]}{M}\times۱۰۰\Rightarrow۲=\frac{[H^+]}{۱۰^{-۱}}\times۱۰۰\Rightarrow[H^+]=۲\times۱۰^{-۳}mol\cdot L^{-۱}$$

pH این محلول برابر است با:

$$pH=-\log[H^+]\Rightarrow pH=-\log۲\times۱۰^{-۳}=-(\log۲+\log۱۰^{-۳})=۲/۷$$

۲۶۳ | ۳ ابتدا درصد یونش این محلول را حساب می‌کنیم:

$$\text{درصد یونش} = \frac{[H^+]}{M}\times 100 \Rightarrow \text{درصد یونش} = \frac{4\times 10^{-3}}{0/1}\times 100 = 4$$

حال، pH محلول را به دست می‌آوریم:

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log 4\times 10^{-3}$$

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

۲۶۴ | ۲ ابتدا مقدار HF و سپس غلظت اسید را حساب می‌کنیم:

$$?\,molHF = 26/88\,LHF \times \frac{1\,molHF}{22/4\,LHF} = 1/2\,mol$$

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow M = \frac{1/2}{6} = 0/2\,mol\cdot L^{-1}$$

حال درجهٔ یونش HF را حساب می‌کنیم:

$$\alpha = \frac{\text{تعداد } F^-}{\text{تعداد HF یونش نیافته} + \text{تعداد } F^-} \Rightarrow \alpha = \frac{1}{1+49} = 0/02$$

پس، غلظت یون H^+ و مقدار pH برابر است با:

$$[H^+] = M\cdot\alpha \Rightarrow [H^+] = 0/2\times 0/02 = 4\times 10^{-3}$$

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log 4\times 10^{-3}$$

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

۲۶۵ | ۴ ابتدا غلظت H^+ را حساب می‌کنیم:

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-4/7} = 10^{0/3}\times 10^{-5} = 2\times 10^{-5}\,mol\cdot L^{-1}$$

در قدم بعد، غلظت اسید را محاسبه می‌کنیم:

$$\text{درصد یونش} = \frac{[H^+]}{M}\times 100 \Rightarrow 1 = \frac{2\times 10^{-5}}{M}\times 100 \Rightarrow M = 2\times 10^{-3}\,mol\cdot L^{-1}$$

در نهایت، مقدار این اسید در ۰/۱ لیتر از این محلول را به دست می‌آوریم:

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow 2\times 10^{-3} = \frac{n}{0/1} \Rightarrow n = 0/0002\,mol$$

۲۶۶ | ۳ ابتدا غلظت H^+ را در محلول مورد نظر حساب می‌کنیم:

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

پس، ثابت یونش این محلول برابر است با:

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{M - [H^+]} \Rightarrow K_a = \frac{(0/05)^2}{0/25 - 0/05} = 1/25\times 10^{-2}\,mol\cdot L^{-1}$$

۲۶۷ | ۲ چون pH دو محلول با هم برابر بوده، بنابراین غلظت یون H^+ نیز در این دو محلول برابر است. پس داریم:

$$\frac{\text{درصد یونش HA}}{\text{درصد یونش HB}} = \frac{\frac{[H^+]_{HA}}{M_{HA}}\times 100}{\frac{[H^+]_{HB}}{M_{HB}}\times 100} \xrightarrow{[H^+]_{HA} = [H^+]_{HB}}$$

$$\frac{M_{HB}}{M_{HA}} = \frac{\text{درصد یونش HA}}{\text{درصد یونش HB}} = \frac{7}{1/4} = 5$$

۲۶۸ | ۲ غلظت دو اسید را حساب می‌کنیم:

اول، HX:

$$?\,molHX = 12\,gHX \times \frac{1\,molHX}{150\,gHX} = 0/08\,mol$$

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow M = \frac{0/08}{1} = 0/08\,mol\cdot L^{-1}$$

دوم، HY:

$$?\,molHY = 8\,gHY \times \frac{1\,molHY}{50\,gHY} = 0/16\,mol$$

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow M = \frac{0/16}{1} = 0/16\,mol\cdot L^{-1}$$

حال، با توجه به یکسان بودن غلظت H^+ در این دو محلول (به علت برابر بودن pH دو محلول)، نسبت درجه یونش HX به HY را حساب می‌کنیم:

$$\frac{\alpha_{HX}}{\alpha_{HY}} = \frac{\frac{[H^+]_{HX}}{M_{HX}}}{\frac{[H^+]_{HY}}{M_{HY}}} \xrightarrow{[H^+]_{HX} = [H^+]_{HY}} \frac{\alpha_{HX}}{\alpha_{HY}} = \frac{M_{HY}}{M_{HX}} \Rightarrow A = \frac{0/16}{0/08} = 2$$

نسبت ثابت یونش HX به ثابت یونش HY نیز برابر است با:

$$\frac{Ka_{HX}}{Ka_{HY}} = \frac{M_{HX}\times\alpha_{HX}^2}{M_{HY}\times\alpha_{HY}^2} = \frac{M_{HX}}{M_{HY}}\times\left(\frac{\alpha_{HX}}{\alpha_{HY}}\right)^2 \Rightarrow B = \frac{0/08}{0/16}\times(2)^2 = 2$$

۲۶۹ | ۱ ابتدا مقدار اسید HA را در محلول نهایی حساب می‌کنیم:

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow 0/02 = \frac{n}{15} \Rightarrow n = 0/3\,mol$$

حال غلظت اسید را در محلول اولیه حساب می‌کنیم:

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

$$\text{درصد یونش} = \frac{[H^+]}{M}\times 100 \Rightarrow 0/2 = \frac{10^{-3}}{M}\times 100 \Rightarrow M = 0/5\,mol\cdot L^{-1}$$

در نهایت، حجم محلول اولیه مورد نیاز را با توجه به مقدار اسید مورد نیاز، به دست می‌آوریم:

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow 0/5 = \frac{0/3}{V} \Rightarrow V = 0/6\,L\times\frac{10^3\,mL}{1\,L} = 600\,mL$$

۲۷۰ | ۲ غلظت اسید، یون H^+ و pH را در دو محلول حساب می‌کنیم:

اول، HX:

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow M = \frac{0/01}{0/1} = 0/1\,mol\cdot L^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] \xrightarrow{[H^+]=M} pH = -\log 10^{-1} = 1$$

حال، HY:

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow M = \frac{0/01}{0/1} = 0/1\,mol\cdot L^{-1}$$

$$\text{درصد یونش} = \frac{[H^+]}{M}\times 100 \Rightarrow 2 = \frac{[H^+]}{0/1}\times 100 \Rightarrow [H^+] = 2\times 10^{-3}\,mol\cdot L^{-1}$$

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

پس نسبت pH محلول HY به pH محلول HX برابر ۲/۷ است.

۲۷۱ | ۳ ابتدا غلظت یون H^+ را حساب می‌کنیم:

$$\text{درصد یونش} = \frac{[H^+]}{M}\times 100 \Rightarrow 2/5 = \frac{[H^+]}{0/4}\times 100 \Rightarrow [H^+] = 0/01\,mol\cdot L^{-1}$$

pH این محلول را به دست می‌آوریم:

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

حال ثابت یونش اسید را محاسبه می‌کنیم:

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{M - [H^+]} \Rightarrow K_a = \frac{(10^{-2})^2}{0/4 - 10^{-2}} \simeq \frac{10^{-4}}{0/4} = 2/5\times 10^{-4}\,mol\cdot L^{-1}$$

۲۷۲ | ۴ از آن‌جاکه pH دو محلول یکسان است، غلظت یون H^+ در دو محلول یکسان می‌باشد. پس غلظت اسید ضعیف HA را از طریق ثابت یونش این اسید به دست می‌آوریم:

$$K_a=\frac{[H^+]^2}{M-[H^+]}\simeq\frac{[H^+]^2}{M}\Rightarrow 5\times10^{-5}=\frac{(10^{-2})^2}{M}\Rightarrow M=2\,mol\cdot L^{-1}$$

نسبت غلظت HA به HCl در محلول هر کدام برابر است با:

$$\frac{M_{HA}}{M_{HCl}}=\frac{2}{0/01}=200$$

۲۷۳ | ۴ در رابطه با این محلول، داریم:

$$Ka=\frac{\alpha^2\cdot M}{1-\alpha}\Rightarrow 0/1=\frac{\alpha^2\times 0/2}{1-\alpha}\Rightarrow 1-\alpha=2\alpha^2\Rightarrow 2\alpha^2+\alpha-1=0$$

$$\Rightarrow\alpha=\begin{cases}-1 \text{ غیرقابل قبول}\\ 0/5 \text{ قابل قبول}\end{cases}$$

بر این اساس، مقدار pH محلول مورد نظر را محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+]=M\alpha\Rightarrow[H^+]=0/2\times0/5=0/1\,mol.L^{-1}$$

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

برای اینکه pH محلولی از نیتریک اسید برابر با ۱ شود، باشد غلظت اسید حل شده در این محلول برابر با ۰/۱ مول بر لیتر باشد، پس می‌توان گفت در هر لیتر از این محلول، ۰/۱ مول نیتریک اسید (معادل با ۶/۳ گرم نیتریک اسید) حل شده است.

۲۷۴ | ۲ ابتدا pH محلول استیک اسید را حساب می‌کنیم:

$$[H^+]=\sqrt{M\times K_a}\Rightarrow[H^+]=\sqrt{0/5\times2\times10^{-6}}=10^{-3}\,mol\cdot L^{-1}$$

$$pH=-\log[H^+]=-\log10^{-3}=3$$

پس pH محلول HI برابر ۱/۵ بوده و غلظت H^+ در محلول این اسید قوی برابر است با:

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

غلظت اسید و یون H^+ در محلول یک اسید قوی برابر هستند؛ پس غلظت محلول HI برابر ۰/۰۳ مولار می‌باشد.

۲۷۵ | ۳ با توجه به جدول، pH محلول HA، یک واحد کمتر از pH محلول HB است، پس غلظت H^+ در محلول HA، ده برابر غلظت این یون در محلول HB می‌باشد، بنابراین داریم:

$$\frac{[H^+]_{HA}}{[H^+]_{HB}}=\frac{M_{HA}\times\frac{\text{درصد یونش}_{HA}}{100}}{M_{HB}\times\frac{\text{درصد یونش}_{HB}}{100}}=\frac{M_{HA}}{M_{HB}}\times\frac{\text{درصد یونش}_{HA}}{\text{درصد یونش}_{HB}}$$

$$\Rightarrow10=\frac{b}{x}\times\frac{7/2}{1/8}\Rightarrow\frac{x}{b}=0/4$$

۲۷۶ | ۲ ابتدا غلظت مولی اسید را حساب می‌کنیم:

$$M=\frac{\text{چگالی}\times\text{درصد جرمی}\times10}{\text{جرم مولی}}\Rightarrow M=\frac{10\times1/25\times0/8}{20}=0/5\,mol\cdot L^{-1}$$

حال غلظت H^+ و pH را به دست می‌آوریم:

$$[H^+]=\sqrt{M\times K_a}\Rightarrow[H^+]=\sqrt{0/5\times2\times10^{-4}}=10^{-2}\,mol\cdot L^{-1}$$

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

۲۷۷ | ۴ غلظت یون H^+ در محلولی با $pH=3$ برابر $10^{-3}\,mol\cdot L^{-1}$ است؛ پس غلظت اسید در این محلول را به دست می‌آوریم:

$$[H^+]=M\times\frac{\text{درصد یونش}}{100}\Rightarrow10^{-3}=M\times\frac{10}{100}\Rightarrow M=10^{-2}\,mol\cdot L^{-1}$$

حال ثابت یونش اسید را حساب می‌کنیم:

$$K_a=\frac{[H^+]^2}{M-[H^+]}\Rightarrow K_a=\frac{(10^{-3})^2}{10^{-2}-10^{-3}}=\frac{10^{-6}}{9\times10^{-3}}=1/11\times10^{-4}\,mol\cdot L^{-1}$$

۲۷۸ | ۱ ابتدا غلظت اسید را محاسبه می‌کنیم. در هر لیتر از این محلول، ۰/۲ گرم اسید (معادل با ۰/۰۱ مول اسید) وجود دارد، پس داریم:

$$\text{غلظت مولی اسید}=\frac{\text{مول اسید}}{\text{لیتر محلول}}=\frac{0/01\,mol\,HA}{1\,L\text{ محلول}}=0/01\,mol.L^{-1}$$

غلظت این اسید برابر با ۰/۰۱ مول بر لیتر می‌شود. در قدم بعد، با توجه به pH محلول، غلظت یون هیدروژن را محاسبه می‌کنیم.

$$\text{مولار}\quad[H^+]=10^{-pH}=10^{-4/22}=10^{-0/22}\times10^{-4}=6\times10^{-5}$$

با توجه به غلظت یون هیدروژن، درجهٔ یونش اسید را محاسبه می‌کنیم.

$$\text{درصد یونش}=\frac{\text{غلظت یون هیدروژن}}{\text{غلظت اسید}}\times100=\frac{6\times10^{-5}}{0/01}\times100=0/6$$

در قدم آخر، ثابت یونش این اسید را محاسبه می‌کنیم.

$$Ka=M.\alpha^2=0/1\times(0/006)^2=3/6\times10^{-7}$$

۲۷۹ | ۳ غلظت یون H_3O^+ را در دو محلول حساب می‌کنیم:

محلول HI: هیدرویدیک اسید، یک اسید قوی است. پس داریم:

$$[H^+]=M\Rightarrow[H^+]=10^{-2}\,mol\cdot L^{-1}$$

محلول HF:

$$[H^+]=M\times\frac{\text{درصد یونش}}{100}\Rightarrow[H^+]=1\times\frac{2}{100}=2\times10^{-2}\,mol\cdot L^{-1}$$

هرچه غلظت یون هیدرونیوم در یک محلول اسیدی بیشتر باشد، آن محلول با شدت و سرعت بیشتری با فلزها واکنش می‌دهد. غلظت یون هیدرونیوم در محلول HI کمتر بوده و این محلول با شدت کمتری با فلزها واکنش می‌دهد.

بررسی سایر گزینه‌ها

۱) مجموع غلظت یون‌های موجود در محلول HF برابر ۰/۰۴ مولار (هر دو یون H_3O^+ و F^-) و در محلول HI برابر ۰/۰۲ مولار (هر دو یون H_3O^+ و I^-) است؛ مجموع غلظت یون‌ها در محلول HF بیشتر از HI بوده و این محلول رسانایی الکتریکی بیشتری نیز دارد.

۲) pH دو محلول را به دست می‌آوریم. اول، محلول HI:

$$pH=-\log[H_3O^+]\Rightarrow pH=-\log10^{-2}=2$$

حال، محلول HF:

$$pH=-\log[H_3O^+]\Rightarrow pH=-\log2\times10^{-2}=-(\log2+\log10^{-2})=1/7$$

۴) HF یک اسید ضعیف بوده و ثابت یونش آن از ثابت یونش یک اسید قوی (HI) کمتر است.

۲۸۰ | ۱ در قدم اول، غلظت مولی اسید حل شده در محلول را محاسبه می‌کنیم.

$$[H^+]=M.\alpha\Rightarrow22\times10^{-3}=M\times\frac{0/2}{100}\Rightarrow M=1\,mol\cdot L^{-1}$$

در هر لیتر از این محلول، ۱ مول هیدروفلوئوریک اسید حل شده است، پس داریم:

$$?\,mg\,HF=1\,mL\text{ محلول}\times\frac{1\,L\text{ محلول}}{1000\,mL\text{ محلول}}\times\frac{1\,mol\,HF}{1\,L\text{ محلول}}$$

$$\times\frac{20\,g\,HF}{1\,mol\,HF}\times\frac{1000\,mg\,HF}{1\,g\,HF}=20\,mg$$

در قدم بعد، pH محلول هیدروفلوئوریک اسید و محلول هیدروکلریک اسید را محاسبه می‌کنیم.

هیدروفلوئوریک اسید: $pH=-\log[H^+]=-\log(۰/۰۰۲)=۲/۷$

هیدروکلریک اسید: $pH=-\log[H^+]=-\log(۰/۵)=۰/۳$

بر این اساس، می‌توان گفت محلول هیدروفلوئوریک اسید، ۹ برابر محلول دیگر است. pH

۲۸۱ | ۲ ابتدا غلظت یون H^+ را حساب می‌کنیم:

$$[H^+]=۱۰^{-pH}\Rightarrow[H^+]=۱۰^{-۳/۵}=۱۰^{۰/۵}\times۱۰^{-۴}=۳\times۱۰^{-۴}\,mol\cdot L^{-۱}$$

واکنش یونش بنزوئیک اسید به صورت:

$$C_۶H_۵COOH(aq)\rightleftharpoons H^+(aq)+C_۶H_۵COO^-(aq)$$

است. پس ثابت یونش آن برابر است با:

$$K_a=\frac{[H^+]\times[C_۶H_۵COO^-]}{[C_۶H_۵COOH]}\Rightarrow ۶/۵\times۱۰^{-۵}=\frac{۳\times۱۰^{-۴}\times[C_۶H_۵COO^-]}{۰/۰۸}$$

$$\Rightarrow[C_۶H_۵COO^-]=۰/۰۲\,mol\cdot L^{-۱}$$

حال، غلظت بنزوئیک اسید را به دست می‌آوریم:

$$M=[C_۶H_۵COOH]+[C_۶H_۵COO^-]\Rightarrow M=۰/۰۸+۰/۰۲=۰/۱\,mol\cdot L^{-۱}$$

و در نهایت با توجه به غلظت، جرم بنزوئیک اسید حل شده را به دست می‌آوریم:

$$?g\,C_۶H_۵COOH=۱L\,\text{نوشابه}\times\frac{۰/۱mol\,C_۶H_۵COOH}{۱L\,\text{نوشابه}}\times\frac{۱۲۲g\,C_۶H_۵COOH}{۱mol\,C_۶H_۵COOH}=۱۲/۲g$$

نکته در محلول‌هایی که بیش از یک حل‌شونده وجود دارد، غلظت یون‌ها ممکن است با هم رابطه‌ای نداشته باشند و چندین حل‌شونده موجب به وجود آمدن غلظت یک یون شوند. به عنوان مثال، در محلولی که شامل اسید HA و باز BOH می‌شود، غلظت دو یون A^- و H^+ و یا غلظت دو یون OH^- و B^+ با هم برابر نیستند.

۲۸۲ | ۲ غلظت یون H^+ در محلولی با $pH=۰$ برابر $۱mol\cdot L^{-۱}$ است. پس داریم:

$$K_a=\frac{[H^+]^۲}{M-[H^+]}\Rightarrow ۱=\frac{(۱)^۲}{M-۱}\Rightarrow M=۲\,mol\cdot L^{-۱}$$

بنابراین در هر لیتر از این محلول، ۲ مول اسید حل شده است.

۲۸۳ | ۲ ابتدا غلظت یون H^+ را حساب می‌کنیم:

$$K_a=\frac{[H^+]^۲}{M-[H^+]}\Rightarrow ۰/۱=\frac{[H^+]^۲}{۰/۲-[H^+]}\Rightarrow[H^+]=۰/۱\,mol\cdot L^{-۱}$$

pH این محلول برابر است با: $pH=-\log[H^+]\Rightarrow pH=-\log۱۰^{-۱}=۱$

۲۸۴ | ۲ غلظت یون H^+ در محلولی با $pH=۱/۷$ برابر است با:

$$[H^+]=۱۰^{-pH}\Rightarrow[H^+]=۱۰^{-۱/۷}=۱۰^{۰/۳}\times۱۰^{-۲}=۲\times۱۰^{-۲}\,mol\cdot L^{-۱}$$

حال غلظت اسید HF را حساب می‌کنیم:

$$K_a=\frac{[H^+]^۲}{M-[H^+]}\Rightarrow ۲\times۱۰^{-۳}=\frac{(۲\times۱۰^{-۲})^۲}{M-۲\times۱۰^{-۲}}\Rightarrow M=۰/۲۲\,mol\cdot L^{-۱}$$

حجم گاز HF حل شده را به دست می‌آوریم:

$$?LHF=۲/۵L\,\text{محلول}\times\frac{۰/۲۲molHF}{۱L\,\text{محلول}}\times\frac{۲۲/۴LHF}{۱molHF}=۱۲/۳۲L$$

پس حجم گاز $N_۲$ در مخلوط گازی برابر ۳۲/۴۸ لیتر بوده و درصد حجمی آن برابر است با: درصد حجمی $=\frac{\text{حجم }N_۲}{\text{حجم کل گاز}}\times۱۰۰\Rightarrow A=\frac{۳۲/۴۸}{۴۴/۸}=۷۲/۵$

۲۸۵ | ۱ با توجه به ثابت یونش کوچک اسید HA، از مقدار یون H^+ تولید شده بر اثر یونش این اسید صرف نظر می‌کنیم. غلظت یون H^+ در محلولی با $pH=۱$ برابر $۱۰^{-۱}mol\cdot L^{-۱}$ است؛ پس با توجه به ثابت یونش این اسید داریم:

$$K_a=\frac{[H^+]\times[A^-]}{[HA]}\Rightarrow K_a=\frac{[H^+]\times[A^-]}{M-[A^-]}\simeq\frac{[H^+]\times[A^-]}{M}$$

$$\Rightarrow ۲\times۱۰^{-۵}=\frac{۱۰^{-۱}\times[A^-]}{۱}\Rightarrow[A^-]=۲\times۱۰^{-۴}$$

۲۸۶ | ۲ شمار مول‌های HX و HY حل شده در آب به ترتیب برابر با ۰/۳ و ۰/۲ مول است. چون حجم محلول‌های نهایی برابر است، می‌توان گفت غلظت اسید HX در محلول خود، ۱/۵ برابر غلظت اسید HY در محلول دیگر است. با توجه به نسبت میان غلظت‌ها و برابری pH دو محلول، پی می‌بریم که درجهٔ یونش اسید HY، ۱/۵ برابر درجهٔ یونش اسید HX می‌شود. بر این اساس، عبارت‌های (آ) و (ب) درست هستند.

بررسی عبارت‌ها

آ) چون pH این دو محلول برابر است، مقدار یون‌های موجود در این دو محلول نیز برابر می‌شود.

ب) با توجه به غلظت بیشتر محلول اسید HX در مقایسه با اسید HY، می‌توان گفت شمار گونه‌های موجود در محلول اسید HX بیشتر است.

پ) اسید HY درجهٔ یونش بالاتری داشته و به همین خاطر، می‌توان گفت این اسید ثابت یونش بیشتری نیز دارد.

ت) درجهٔ یونش HY، ۱/۵ برابر درجهٔ یونش اسید HX می‌شود.

ث) درجهٔ یونش اسید HY در محلول این ماده، ۱/۵ برابر درجهٔ یونش اسید HX می‌شود.

۲۸۷ | ۴ فرمول مولکولی این اسید به صورت $CCl_۳COOH$ است. غلظت یون H^+ در محلولی با $pH=۱$ برابر ۰/۱ مول بر لیتر است. ابتدا غلظت این اسید را با استفاده از ثابت یونش محاسبه می‌کنیم:

$$K_a=\frac{[H^+]^۲}{M-[H^+]}\Rightarrow ۰/۲۵=\frac{(۰/۱)^۲}{M-۰/۱}\Rightarrow M=۰/۱۴\,mol\cdot L^{-۱}$$

حال، جرم $CCl_۳COOH$ حل شده را حساب می‌کنیم:

$$?g\,CCl_۳COOH=۱L\,\text{محلول}\times\frac{۰/۱۴molCCl_۳COOH}{۱L\,\text{محلول}}\times\frac{۱۶۳/۵gCCl_۳COOH}{۱mol\,CCl_۳COOH}=۲۲/۸۹g$$

۲۸۸ | ۱ با توجه به نمودار از ۱۰۰۰ ذرهٔ $H_۲A$، ۲۰۰ ذره به HA^- و ۵۰ ذره به $A^{۲-}$ تبدیل شده‌اند، بنابراین ۰/۲ ذره‌ها به HA^- و ۰/۰۵ ذره‌ها به $A^{۲-}$ تبدیل شده‌اند. پس در محلول ۱ مولار $H_۲A$، ۰/۲ مولار HA^- و ۰/۰۵ مولار $A^{۲-}$ تولید می‌شود.

به ازای تولید هر ذرهٔ HA^- مطابق واکنش $H_۲A\rightleftharpoons H^+ + HA^-$، یک یون H^+ و به ازای تولید هر یون $A^{۲-}$ مطابق واکنش $H_۲A\rightleftharpoons ۲H^+ + A^{۲-}$، دو یون H^+ تولید می‌گردد. پس در این محلول به‌خاطر تولید HA^- و $A^{۲-}$، به ترتیب ۰/۲ و ۰/۱ مولار یون H^+ تولید شده است؛ بنابراین غلظت یون H^+ در این محلول برابر $۰/۳mol\cdot L^{-۱}$ بوده و pH این محلول برابر است با:

$$pH=-\log[H^+]\Rightarrow pH=-\log۳\times۱۰^{-۱}=-(\log۳+\log۱۰^{-۱})=۰/۵$$

۲۸۹ | ۲ غلظت یون H^+ در محلولی با $pH=۳$ برابر $۱۰^{-۳}\ mol\cdot L^{-۱}$ است. ابتدا غلظت دو اسید را حساب می‌کنیم:

اتانوئیک اسید:

$$K_a=\frac{[H^+]^۲}{M-[H^+]}\Rightarrow ۲\times ۱۰^{-۵}=\frac{(۱۰^{-۳})^۲}{M-۱۰^{-۳}}\simeq\frac{۱۰^{-۶}}{M}\Rightarrow M=۰/۰۵\ mol\cdot L^{-۱}$$

کلرواتانوئیک اسید:

$$K_a=\frac{[H^+]^۲}{M-[H^+]}\Rightarrow ۲\times ۱۰^{-۳}=\frac{(۱۰^{-۳})^۲}{M-۱۰^{-۳}}\Rightarrow M=۱/۵\times ۱۰^{-۳}\ mol\cdot L^{-۱}$$

K_a کلرواتانوئیک اسید بیشتر بوده و این اسید قوی‌تر است. نسبت خواسته شده در سؤال را حساب می‌کنیم:

$$\frac{M_{\text{کلرواتانوئیک اسید}}}{M_{\text{اتانوئیک اسید}}}=\frac{۱/۵\times ۱۰^{-۳}}{۵\times ۱۰^{-۲}}=۰/۰۳$$

۲۹۰ | ۴ غلظت H^+ و مقدار pH محلول پیش و پس از تغییر دما را حساب می‌کنیم:

پیش از تغییر دما $(K_a=۲\times ۱۰^{-۵}\ mol\cdot L^{-۱})$

$$[H^+]=\sqrt{M\times K_a}\Rightarrow [H^+]=\sqrt{۰/۰۵\times ۲\times ۱۰^{-۵}}=۱۰^{-۳}\ mol\cdot L^{-۱}$$

$$pH=-\log[H^+]\Rightarrow pH=-\log ۱۰^{-۳}=۳$$

پس از تغییر دما $(K_a=۸\times ۱۰^{-۵}\ mol\cdot L^{-۱})$

$$[H^+]=\sqrt{M\times K_a}\Rightarrow [H^+]=\sqrt{۰/۰۵\times ۸\times ۱۰^{-۵}}=۲\times ۱۰^{-۳}\ mol\cdot L^{-۱}$$

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

پس pH محلول ۰/۳ واحد تغییر می‌کند.

۲۹۱ | ۲ با توجه به pH محلول، غلظت یون هیدروژن در محلول مورد نظر برابر با ۰/۰۱ مول بر لیتر است. بر این اساس، داریم:

$$K_a=\frac{M\alpha^۲}{۱-\alpha}\Rightarrow K_a=\frac{[H^+]\times\alpha}{۱-\alpha}\Rightarrow ۰/۰۱=\frac{۰/۰۱\times\alpha}{۱-\alpha}$$

$$\Rightarrow ۱=\frac{\alpha}{۱-\alpha}\Rightarrow\alpha=۰/۵$$

بر این اساس، می‌توان گفت غلظت اسید در محلول مورد نظر برابر با ۰/۰۲ مول بر لیتر بوده است. با توجه به اطلاعات داده شده، جرم مولی اسید را محاسبه می‌کنیم.

$$\text{غلظت اسید}=\frac{\frac{\text{جرم اسید}}{\text{جرم مولی اسید}}}{\text{لیتر محلول}}\Rightarrow ۰/۰۲=\frac{\frac{۰/۲۵۸}{\text{جرم مولی اسید}}}{۰/۱}\Rightarrow$$

$$\text{جرم مولی اسید}=۱۲۹\ g.mol^{-۱}$$

۲۹۲ | ۳ ابتدا مقدار HCN تولید شده در واکنش $۲CH_۴(g)+۲NH_۳(g)+۳O_۲(g)\rightarrow ۲HCN(g)+۶H_۲O(g)$ را حساب می‌کنیم:

$$\frac{\text{گرم } O_۲}{\text{ضریب}\times\text{جرم مولی}}=\frac{\text{مول HCN}}{\text{ضریب}}\Rightarrow\frac{۱۹/۲g\,O_۲}{۳۲\times ۳}=\frac{x\,mol\,HCN}{۲}$$

$$\Rightarrow x=۰/۴\,mol\,HCN$$

بنابراین غلظت اسید HCN در محلول تولید شده برابر است با:

$$M=\frac{n}{V}\Rightarrow M=\frac{۰/۴}{۱۰}=۴\times ۱۰^{-۲}\ mol\cdot L^{-۱}$$

حال غلظت یون H^+ و pH محلول را به دست می‌آوریم:

$$[H^+]=M\cdot\alpha\Rightarrow [H^+]=۴\times ۱۰^{-۲}\times ۵\times ۱۰^{-۲}=۲\times ۱۰^{-۳}\ mol\cdot L^{-۱}$$

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

۲۹۳ | ۲ عبارت‌های (آ) و (پ) درست هستند.

بررسی چهار عبارت

آ) در آب خالص و محلول‌های آبی تعادل $H_۲O(l)\rightleftharpoons H^+(aq)+OH^-(aq)$ برقرار بوده و همواره یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید وجود دارد.

ب) در دمای $۲۵^\circ C$ حاصل عبارت $[H^+]\times[OH^-]$ برابر $۱۰^{-۱۴}$ است، این در حالی است که شرایط استاندارد به معنای دمای صفر درجه سانتی‌گراد و فشار یک اتمسفر می‌باشد.

پ) محلولی که غلظت دو یون H^+ و OH^- در آن برابر باشد، خنثی بوده و رنگ کاغذ pH در این محلول، تغییر نمی‌کند.

ت) آب خالص رسانایی الکتریکی ناچیز دارد.

۲۹۴ | ۱ غلظت یون OH^- در یک محلول با $pH=۲$ برابر است با:

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

حال، مقدار یون OH^- را در هر میلی‌لیتر (معادل $۱۰^{-۳}$ لیتر) از این محلول به‌دست می‌آوریم:

$$M=\frac{n}{V}\Rightarrow ۱۰^{-۱۲}=\frac{n}{۱۰^{-۳}}\Rightarrow n=۱۰^{-۱۵}\ mol$$

۲۹۵ | ۲ غلظت دو یون H^+ و OH^- را حساب می‌کنیم:

$$[H^+]=۱۰^{-pH}\Rightarrow [H^+]=۱۰^{-۳/۷}=۱۰^{۰/۳}\times ۱۰^{-۴}=۲\times ۱۰^{-۴}\ mol\cdot L^{-۱}$$

$$[OH^-]=۱۰^{pH-۱۴}\Rightarrow [OH^-]=۱۰^{۳/۷-۱۴}=۱۰^{-۱۰/۳}=۱۰^{۰/۷}\times ۱۰^{-۱۱}$$

$$=۵\times ۱۰^{-۱۱}\ mol\cdot L^{-۱}$$

نسبت خواسته شده در سؤال برابر است با:

$$\frac{[H^+]}{[OH^-]}=\frac{۲\times ۱۰^{-۴}}{۵\times ۱۰^{-۱۱}}=۴\times ۱۰^{۶}$$

۲۹۶ | ۴ با توجه به شکل، درجه یونش این اسید برابر است با:

$$\alpha=\frac{\text{تعداد } A^-}{\text{تعداد } A^-+\text{تعداد } HA}\Rightarrow\alpha=\frac{۴}{۴+۴}=۰/۵$$

پس غلظت $H_۳O^+$ و OH^- در این محلول را حساب می‌کنیم:

$$[H_۳O^+]=M\times\alpha\Rightarrow [H_۳O^+]=۰/۴\times ۰/۵=۰/۲\ mol\cdot L^{-۱}$$

$$[H_۳O^+]\times[OH^-]=۱۰^{-۱۴}\Rightarrow ۰/۲\times[OH^-]=۱۰^{-۱۴}$$

$$\Rightarrow [OH^-]=۵\times ۱۰^{-۱۴}\ mol\cdot L^{-۱}$$

۲۹۷ | ۴ با توجه به بیشتر بودن ثابت یونش نیتروواسید نسبت به استیک اسید، $HNO_۲$ قوی‌تر است. به علت قوی‌تر بودن نیتروواسید، در شرایط یکسان، مقدار بیشتری از این اسید در آب یونیده شده و درجه یونش و غلظت یون‌ها در محلول این اسید بیشتر می‌باشد و این محلول رسانایی الکتریکی بیشتری دارد.

بررسی سایر گزینه‌ها

۱) غلظت یون H^+ در محلول اسید قوی‌تر بیشتر بوده، بنابراین غلظت یون OH^- در این محلول کمتر است.

۲) برای برابر شدن pH و در نتیجه غلظت یون H^+ در این دو محلول، باید غلظت اسید در محلول اسید ضعیف بیشتر باشد تا کم بودن مقدار یونش را جبران کند.

۳) در دمای ثابت، ثابت تعادل یک واکنش ثابت بوده و با تغییر غلظت گونه‌های شرکت‌کننده در واکنش، تغییر نمی‌کند.