خرید کتاب های کنکور
با تخفیف ویژه
و
ارسال رایگان
Medabook.com

دریافت برنامه ریزی و مشاوره
از مشاوران رتبه برتر
موسسه کنکوری آیدی نوین
۰۲۱ ۲۸۴۲۵۴

فهرست

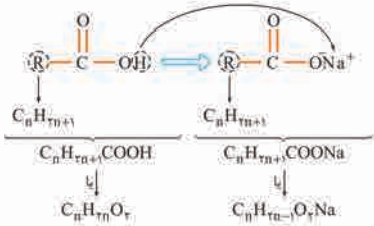
فصل ۱: رابطهٔ انیشتین ۸
فصل ۲: مشخصات اتم ۱۳
فصل ۳: جرم اتمی و جرم ... ۱۸
فصل ۴: عدد آووگادرو و مول ۲۱
فصل ۵: معادلهٔ موازنه و ... ۲۷
فصل ۶: قوانین گازها ۴۳
فصل ۷: غلظت محلول‌ها ۵۵
فصل ۸: انحلال‌پذیری ۶۹
فصل ۹: ظرفیت گرمایی ۷۸
فصل ۱۰: مسائل آنتالپی، ... ۸۴
فصل ۱۱: قانون هس ۹۶
فصل ۱۲: سینتیک ۱۰۵
فصل ۱۳: صابونی‌شدن ۱۱۷
فصل ۱۴: درجه یونش و ... ۱۲۲
فصل ۱۵: مسائل pH ۱۲۸
فصل ۱۶: سلول‌های گالوانی ۱۴۰
فصل ۱۷: سلول‌های الکتروشیمی و ... ۱۴۹
فصل ۱۸: خوردگی و آبکاری ۱۵۸
فصل ۱۹: تغییر عدد اکسایش ۱۶۱
فصل ۲۰: انواع جامدها ۱۶۹
فصل ۲۱: آنتالپی فروپاشی ۱۷۶
فصل ۲۲: مسائل ثابت تعادل ۱۷۹
فصل ۲۳: مسائل لوشاتلیه ۱۸۷

پرسش‌های چهارگزینه‌ای ۱۹۵
پاسخ‌های تشریحی ۲۲۹

صابونی شدن

به اسیدهای آلی ($R-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH$) که دارای زنجیرهٔ کربنی (R) بلند و طولانی هستند، اسید چرب گفته می‌شود. نمک اسیدهای چرب نیز صابون نام دارد.

صابون‌های سدیم یکی از انواع صابون‌هایی هستند که دارای حالت فیزیکی جامد بوده و فرمول کلی آن‌ها به صورت RCOONa است. در این فرمول، R نشان‌دهندهٔ زنجیر هیدروکربنی بلند است.



به عبارت دیگر، اگر هیدروژن موجود در گروه کربوکسیل یک اسید چرب را با Na^+ جایگزین کنیم، صابون سدیم به دست می‌آید.

هر صابون دارای یک جزء کاتیونی (Na^+) و یک جزء آنیونی ($R-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O^-$) است که جزء آنیونی صابون خود از دو بخش تشکیل شده است که در شکل زیر آن را مشاهده می‌کنید:

نکته صابون‌های مایع، نمک پتاسیم یا آمونیوم اسید چرب هستند.

تست

جرم مولی صابون به دست آمده از کربوکسیلیک اسیدی که در آن گروه R، ۱۸ اتم کربن دارد، برابر چند گرم بر مول است؟

$(Na = ۲۳ , O = ۱۶ , C = ۱۲ , H = ۱ : g.mol^{-۱})$

۱) ۳۲۰ ۲) ۳۴۱ ۳) ۳۵۸ ۴) ۳۶۴

پاسخ| گزینهٔ ۱ فرمول کلی کربوکسیلیک اسیدها را به صورت زیر در نظر می‌گیریم: $C_nH_{۲n+۱}COOH \xrightarrow{n=۱۸} C_{۱۸}H_{۳۷}COOH$

بنابراین فرمول صابون به دست آمده به صورت زیر خواهد بود:

$C_{۱۸}H_{۳۷}COONa$ یا $C_{۱۹}H_{۳۷}O_۲Na$

جرم مولی $= (۱۹\times ۱۲)+(۳۷\times ۱)+(۲\times ۱۶)+(۱\times ۲۳) = ۳۲۰ g.mol^{-۱}$

تست

کربوکسیلیک اسیدی دارای ۳۴ اتم هیدروژن است. درصدجرمی کربن در صابون جامد حاصل از این کربوکسیلیک اسید، به تقریب کدام است؟

$(Na = ۲۳ , O = ۱۶ , C = ۱۲ , H = ۱ : g.mol^{-۱})$

۱) ۳۰ ۲) ۱۱ ۳) ۷۰ ۴) ۸۵

پاسخ| گزینهٔ ۳ فرمول کلی کربوکسیلیک اسیدها به صورت روبه‌رو است: $C_nH_{۲n}O_۲$

از آن‌جایی که تعداد هیدروژن اسید داده‌شده برابر ۳۴ است، پس خواهیم داشت: $۲n = ۳۴ \Rightarrow n = ۱۷$

با توجه به این که فرمول کلی صابون‌های جامد به صورت $C_nH_{2n-1}O_2Na$ می‌باشد، پس فرمول صابون حاصل $C_{17}H_{33}O_2Na$ است.

$$\text{درصد جرمی C} = \frac{\text{جرم C موجود در صابون}}{\text{جرم مولکولی صابون}} \times 100$$

$$= \frac{17\times12}{(17\times12)+(33\times1)+(2\times16)+(1\times23)} \times 100 = \frac{204}{292} \times 100 \simeq \%70$$

آب سخت

به آب‌هایی که حاوی مقادیر چشمگیری از یون‌های کلسیم و منیزیم هستند، آب سخت می‌گویند.

صابون در آب سخت به خوبی کف نمی‌کند و قدرت پاک‌کنندگی آن کاهش می‌یابد. زیرا تعدادی از ذره‌های صابون با یون‌های Ca^{2+} و Mg^{2+} واکنش داده و رسوب می‌دهند.

$$2RCOONa(aq)+CaCl_2(aq) \rightarrow (RCOO)_2Ca(s)+2NaCl(aq)$$

$$2RCOONa(aq)+MgCl_2(aq) \rightarrow (RCOO)_2Mg(s)+2NaCl(aq)$$

تست

۲/۶۴ گرم از یک صابون جامد که در ساختار گروه R آن ۱۴ کربن وجود دارد، با مقدار کافی کلسیم کلرید واکنش می‌دهد. جرم رسوب تشکیل‌شده چند گرم خواهد بود؟

$(Ca = 40 , Na = 23 , O = 16 , C = 12 , H = 1 : g.mol^{-1})$

۱) ۱/۳۱ ۲) ۲/۶۱

۳) ۵/۲ ۴) ۰/۶۵

پاسخ | گزینهٔ ۲ فرمول کلی صابون جامد را به صورت $C_nH_{2n+1}COONa$ در نظر گرفته و از آن‌جایی که n برابر ۱۴ است، فرمول شیمیایی آن را به دست می‌آوریم: $C_{14}H_{29}COONa$

پس معادلهٔ شیمیایی واکنش به صورت زیر خواهد بود:

$$2C_{14}H_{29}COONa(aq)+CaCl_2(aq)\rightarrow(C_{14}H_{29}COO)_2Ca(s)+2NaCl(aq)$$

جرم مولی صابون را هم حساب می‌کنیم:

$$\text{جرم مولی}=(14\times12)+(29\times1)+(1\times12)+(2\times16)+(1\times23)$$
$$=264\ g.mol^{-1}$$

جرم مولی رسوب با فرمول شیمیایی $(C_{14}H_{29}COO)_2Ca$ را هم به دست می‌آوریم:

$$[(14\times12)+(29\times1)+(1\times12)+(2\times16)]\times2+40=522 g.mol^{-1}$$

روش کسر تبدیل

$$2/64\ g\ \text{صابون}\times\frac{1\ mol\ \text{صابون}}{264\ g\ \text{صابون}}\times\frac{1\ mol\ \text{رسوب}}{2\ mol\ \text{صابون}}\times\frac{522\ g\ \text{رسوب}}{1\ mol\ \text{رسوب}}$$
$$=2/61\ g\ \text{رسوب}$$

روش تناسب

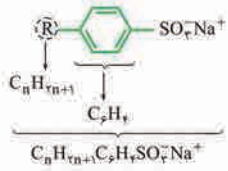
گرم صابون		گرم رسوب
2×264	$\rightarrow$	1×522
$2/64$	$\rightarrow$	x

$$\Rightarrow x=\frac{2/64\times522}{2\times264}=2/6$$

پاک‌کننده‌های غیرصابونی

این مواد، ساختاری مشابه صابون دارند، بنابراین در آب و چربی‌ها حل شده و لکه‌های روغن را پاک می‌کنند.

این پاک‌کننده‌ها نیز از یک بخش آنیونی و یک بخش کاتیونی به وجود آمده‌اند. بخش آنیونی خود شامل بخش قطبی (آب‌دوست) و بخش ناقطبی (آب‌گریز) است.



در ساختار این پاک‌کننده‌ها یک زنجیر هیدروکربنی (R) متصل به حلقهٔ بنزن وجود دارد که تشکیل دهندهٔ بخش ناقطبی (آب‌گریز) در قسمت آنیونی می‌باشد.

تست

اگر زنجیر هیدروکربنی R در یک پاک‌کنندهٔ غیرصابونی، دارای ۱۴ اتم کربن باشد. درصدجرمی هیدروژن در بخش آنیونی پاک‌کننده به تقریب کدام است؟ $(S=32, Na=23, O=16, C=12, H=1: g.mol^{-1})$

۱) ۸/۲۱ ۲) ۹/۳۵ ۳) ۱/۱۱ ۴) ۸/۷۸

پاسخ | گزینهٔ ۲ فرمول کلی پاک‌کنندهٔ غیرصابونی را به صورت $C_nH_{2n+1}C_6H_4SO_3Na$ در نظر می‌گیریم. از آن‌جایی که $n=14$ می‌باشد، پس فرمول شیمیایی پاک‌کننده به صورت $C_{14}H_{29}C_6H_4SO_3Na$ است. یعنی فرمول شیمیایی بخش آنیونی به صورت $C_{14}H_{29}C_6H_4SO_3^-$ می‌باشد.

$$\text{درصدجرمی هیدروژن در بخش آنیونی} = \frac{\text{جرم هیدروژن موجود در بخش آنیونی}}{\text{جرم مولی بخش آنیونی}} \times 100$$

$$= \frac{(29\times1)+(4\times1)}{(14\times12)+(29\times1)+(6\times12)\times(4\times1)+(1\times32)+(3\times16)} \times 100$$

$$= \frac{33}{353} \times 100 \simeq \%9/35$$

سایر تست‌های این فصل را در صفحهٔ ۲۱۶ ببینید.

فصل ۱۴

درجه یونش و ثابت اسیدها و بازها

درجه یونش اسیدها

میزان یونش اسیدهای مختلف هنگام حل‌شدن در آب، یکسان نیست. برای مقایسهٔ میزان یونش بین اسیدهای مختلف از کمیت درجه یونش (α) استفاده می‌کنیم:

$$\alpha = \frac{\text{شمار مول‌های یونیده‌شده}}{\text{شمار کل مول‌های حل‌شده}} \quad (\text{درجه یونش})$$

مقدار α برای اسیدهای مختلف، عددی بین صفر تا یک است. $(0 < \alpha \leq 1)$

با ضرب‌کردن درجه یونش (α) در عدد ۱۰۰، درصد یونش ($\alpha\%$) به دست می‌آید.

$$\text{درصد یونش}(\alpha\%) = \text{درجه یونش}\ (\alpha) \times 100$$

مقدار درصد یونش برای تمام اسیدها عددی بین صفر تا صد است.

مثال

در دمای اتاق در محلول $1\ mol.L^{-1}$ هیدروفلوئوریک اسید (HF) در آب، از هر ۱۰۰۰ مولکول HF حل‌شده، ۲۴ مولکول آن یونیده می‌شود، پس داریم:

$$HF(aq) \rightarrow H^+(aq) + F^-(aq)$$

$$\text{درجه یونش}(\alpha) = \frac{\text{مولکول یونیده شده } ۲۴}{\text{مولکول حل شده } ۱۰۰۰} = ۰/۰۲۴$$

$$\text{درصد یونش}(\alpha\%) = \alpha \times 100 = ۰/۰۲۴ \times 100 = ٪۲/۴$$

نکته از آن‌جایی که هر محلول دارای حجمی معین است، می‌توانیم رابطهٔ محاسبهٔ درجه یونش را به صورت زیر نیز در نظر بگیریم:

$$\text{درجه یونش}(\alpha) = \frac{\text{غلظت مولی مولکول‌های یونیده‌شده}}{\text{غلظت مولی اولیهٔ مادهٔ حل‌شونده}}$$

در اسیدهای تک‌پروتون‌دار مانند HA، شمار مول‌های یونیده‌شده با شمار مول H^+ یا A^- تشکیل‌شده، برابر است. پس می‌توانیم رابطهٔ محاسبهٔ درجه یونش را به صورت زیر نیز بنویسیم:

$$\alpha = \frac{\text{غلظت مولی هر یک از یون‌های تشکیل‌شده}}{\text{غلظت مولی اولیه مادهٔ حل‌شونده}} = \frac{[H^+]}{M_{\text{اسید}}} = \frac{[A^-]}{M_{\text{اسید}}}$$

غلظت مولی اسید

نکته

اسید

قوی: $\alpha = 1$ یا $\alpha = 100\,\%$ مثال: HCl، HBr، HI، HNO_3 ، H_2SO_4 و ...

ضعیف: $0 < \alpha < 1$ یا $0\,\% < \alpha < 100\,\%$ مثال: HF، HCN، HNO_2 و HCOOH

بنابراین هر چه اسید ضعیف‌تر باشد، درجه یونش (α) آن کوچک‌تر بوده و به صفر نزدیک‌تر است.

تیپ ۱ از بین سه کمیت α ، $[H^+]$ و $M_{\text{اسید}}$ ، مقدار دو کمیت در سؤال بیان شده و مقدار کمیت دیگر مورد پرسش قرار می‌گیرد.

تست

غلظت مولی یون هیدرونیوم در محلول ۰/۵ مولار اسید ضعیف HA برابر $2\times10^{-4}\ mol.L^{-1}$ است. درصد یونش اسید HA در این محلول کدام است؟

۱) ۰/۰۴ ۲) ۴ ۳) ۰/۰۲ ۴) ۲

پاسخ | گزینهٔ ۱

$$\alpha = \frac{[H^+]}{M_{\text{اسید}}} = \frac{2\times10^{-4}}{0/5} = 4\times10^{-4}$$

$$\%\alpha = \alpha\times100 = 4\times10^{-4}\times100 = 4\times10^{-2} = \%0/04$$

تیپ ۲ در برخی از سؤالات، شمار مولکول‌های یونیده‌شده و یا تعداد یون‌های تولیدشده مورد پرسش قرار می‌گیرد.

تست

اگر درصد یونش هیدروفلوئوریک اسید در دمای $25\ ^\circ C$ برابر ۲/۴٪ در نظر گرفته شود، مجموع شمار مولکول‌های HF و یون‌های حاصل از انحلال آن، در صورت حل‌کردن 3×10^{4} مولکول HF در آب، کدام است؟

۱) ۲۹۲۸۰ ۲) ۳۰۷۲۰ ۳) ۳۱۴۴۰ ۴) ۲۸۵۶۰

پاسخ | گزینهٔ ۲ از آن‌جایی که درصد یونش مولکول‌های HF برابر ۲/۴٪ در نظر گرفته شده است. شمار مولکول‌های یونیده‌شده را به صورت زیر محاسبه می‌کنیم:

$$\text{شمار مولکول‌های یونیده‌شده} = 3\times10^{4}\times\frac{2/4}{100} = 720 \text{ مولکول}$$

$$\text{شمار مولکول‌های یونیده نشده} = 30000-720 = 29280 \text{ مولکول}$$

دقت کنید، با یونیده‌شدن هر مولکول HF، ۲ یون H^+ و F^- تولید می‌شوند. بنابراین تعداد یون‌های تولیدشده، دو برابر تعداد مولکول‌های یونیده‌شده خواهد بود.

$$\text{شمار یون‌های ایجادشده} = 720\times2 = 1440$$

$$\text{مجموع شمار مولکول‌ها و یون‌ها} = \text{شمار یون‌های ایجادشده} + \text{شمار مولکول‌های HF باقی‌مانده} = 29280+1440 = 30720$$

تست

درصد یونش محلول اسید ضعیف HA با غلظت مولی $0/03\ mol.L^{-1}$، برابر ۱۲/۰٪ است. در ۲۰۰ میلی‌لیتر از این محلول چند مول یون وجود دارد؟

۱) $7/2\times10^{-5}$ ۲) $14/4\times10^{-5}$

۳) $7/2\times10^{-3}$ ۴) $14/4\times10^{-3}$

پاسخ | گزینهٔ ۲

$$۲۰۰\,mL \times \frac{۱\,L}{۱۰۰۰\,mL} = ۰/۲\,L$$

$$\text{غلظت مولی} = \frac{\text{مول حل‌شونده}}{\text{لیتر محلول}} \Rightarrow ۰/۳ = \frac{\text{مول حل‌شونده}}{۰/۲\,L}$$

$$\Rightarrow \text{مول اولیه HA} = ۰/۰۶\,mol$$

$$\alpha\% = \alpha \times ۱۰۰ \Rightarrow ۰/۱۲ = \alpha \times ۱۰۰ \Rightarrow \alpha = ۱/۲ \times ۱۰^{-۳}$$

$$\alpha = \frac{\text{شمار مول‌های یونیده‌شده}}{\text{شمار مول‌های حل‌شده}} \Rightarrow ۱/۲ \times ۱۰^{-۳} = \frac{\text{شمار مول‌های یونیده‌شده}}{۰/۰۶\,mol}$$

$$\Rightarrow \text{شمار مول‌های یونیده‌شده} = ۷/۲ \times ۱۰^{-۵}\,mol$$

به ازای یونش هر مولکول HA، ۲ یون H^+ و A^- تولید می‌شود، بنابراین:

$$\text{شمار یون‌های تولیدشده} = ۷/۲ \times ۱۰^{-۵} \times ۲ = ۱۴/۴ \times ۱۰^{-۵}\,mol$$

ثابت یونش اسیدها

تیپ ۳ واکنش یونش اسیدها و بازهای ضعیف در آب، یک واکنش تعادلی است. به ثابت تعادل واکنش یونش اسیدها در آب، ثابت یونش اسیدی می‌گویند و آن را با نماد K_a نمایش می‌دهند.

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

ثابت یونش اسید برابر با نسبت حاصل‌ضرب غلظت تعادلی یون‌های موجود در فراورده‌ها به غلظت تعادلی آن اسید است.

نکته ۱ یکای K_a برای اسیدها با یکای غلظت محلول‌ها، یعنی مول بر لیتر برابر است.

۲ مقدار ثابت تعادل هر واکنش، فقط و فقط به دما بستگی دارد.

هر چه K_a بزرگ‌تر باشد ⟵ اسید قوی‌تر است و با فرض یکسان‌بودن غلظت‌های اولیه

- $[H^+]$ در آن محلول بیشتر
- رسانایی الکتریکی محلول بیشتر

۴ به مقایسهٔ زیر در مورد قدرت اسیدهای قوی و ضعیف، دقت کنید:

اسید قوی: $HI > HBr > HCl > H_2SO_4 > HNO_3$

اسید ضعیف: $HF > HNO_2 > HCOOH > CH_3COOH > H_2CO_3 > HCN$

اسید ضعیف HA با غلظت مولی اولیهٔ M مولار و درجهٔ یونش α به اندازهٔ $M\alpha$ یونیده شده و به همین میزان از یون‌های H^+ و A^- تولید می‌کند.

	HA	$\rightleftharpoons$	H^+	+	A^-	
غلظت اولیه	M		0		0	
تغییرات غلظت	$-M\alpha$		$+M\alpha$		$+M\alpha$	
غلظت تعادلی	$M-M\alpha$		$M\alpha$		$M\alpha$	

ثابت یونش (K_a)، برای واکنش تعادلی بالا به صورت زیر به دست می‌آید:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{M\alpha.M\alpha}{M-M\alpha} = \frac{M^2\alpha^2}{M(1-\alpha)} = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha}$$

بنابراین برای اسیدهای ضعیف تک پروتون‌دار با مشخصات گفته‌شده، ثابت یونش (α) از رابطهٔ مقابل محاسبه می‌شود:

$$K_\alpha = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha}$$

برای یک اسید ضعیف تک‌پروتون‌دار، مقدار $[H^+]$ را از رابطهٔ زیر نیز می‌توان به دست آورد:

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

نکته در سؤالاتی که مقدار $\alpha < 0/05$ یا $K_a \leq 10^{-4}$ باشد و یا در متن سؤال به تقریبی‌بودن پاسخ تأکید شده باشد، با تقریب قابل‌قبولی می‌توانیم $1-\alpha$ را برابر ۱ در نظر بگیریم. در این صورت روابط بالا به صورت مقابل خواهند بود: $[H^+] \simeq \sqrt{K_a.M}$ $K_a \simeq M\alpha^2$

نکته در دمای ثابت که K_a برای هر اسیدی ثابت است، با زیادشدن مقدار M، مقدار α کم می‌شود. (کم می‌شود ↑)

$K_a \simeq M\alpha^2$ (ثابت ↓ — زیاد شود. ↓)

بدیهی است که اگر مقدار M کم شود، مقدار α زیاد می‌شود.

تست

ثابت یونش اسید HA، با غلظت مولی ۰/۸ مولار و درصد یونش ۰/۲ درصد، کدام است؟

۱) 4×10^{-6} ۲) 8×10^{-6} ۳) $3/2\times10^{-6}$ ۴) 6×10^{-6}

پاسخ | گزینهٔ ۳ $\alpha\% = \alpha\times100 \Rightarrow 0/2 = \alpha\times100 \Rightarrow \alpha = 2\times10^{-3}$

از آن‌جایی که α کوچک‌تر از ۰/۰۵ است، داریم:

$K_a \simeq M\alpha^2 = 0/8\times(2\times10^{-3})^2 = 3/2\times10^{-6}$

تست

اگر $[H^+]$ در محلول ۰/۵ مولار اسید ضعیف HA، برابر 5×10^{-4} باشد. ثابت یونش این اسید به تقریب چه‌قدر است؟ (دما را ثابت در نظر بگیرید.)

۱) 10^{-3} ۲) 5×10^{-3} ۳) 10^{-7} ۴) 5×10^{-7}

پاسخ | گزینهٔ ۴ $[H^+] = M.\alpha \Rightarrow 5\times10^{-4} = 0/5\times\alpha \Rightarrow \alpha = 10^{-3}$

چون $\alpha < 0/05$ است، می‌توانیم از رابطهٔ زیر استفاده کنیم:

$K_a \simeq M\alpha^2 = 0/5\times(10^{-3})^2 = 0/5\times10^{-6} = 5\times10^{-7}$

سایر تست‌های این فصل را در صفحهٔ ۲۱۶ ببینید.

فصل ۱۵

مسائل pH

برای این‌که مسائل pH را سریع و راحت‌تر حل کنید، لازم است قوانین لگاریتم را خوب یاد بگیرید و در محاسبات به کار برید:

$\log_{۱۰} a = b \xrightarrow{a>۰} ۱۰^{b} = a$ $\quad\quad$ $\log(a \times b) = \log a + \log b$

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

$\log_{۱۰} ۱۰^{n} = n$ $\quad\quad$ $\log_{۱۰} ۲ = ۰/۳ \Rightarrow ۱۰^{۰/۳} = ۲$

$\log_{۱۰} ۳ = ۰/۴۸ \Rightarrow ۱۰^{۰/۴۸} = ۳$ $\quad\quad$ $\log_{۱۰} ۵ = ۰/۷ \Rightarrow ۱۰^{۰/۷} = ۵$

$\log_{۱۰} ۷ = ۰/۸۵ \Rightarrow ۱۰^{۰/۸۵} = ۷$

نکته هرگاه در محاسبات، با عدد ۱۰ به توان یک عدد اعشاری منفی مواجه شدیم، با روش مقابل آن را ساده می‌کنیم: $۱۰^{-۲/۷} = ۱۰^{-۳} \times ۱۰^{۰/۳} = ۲ \times ۱۰^{-۳}$

$۱۰^{-۱/۳} = ۱۰^{-۲} \times ۱۰^{۰/۷} = ۵ \times ۱۰^{-۲}$

به کمک معیار pH می‌توان میزان اسیدی‌بودن دو محلول را با یکدیگر مقایسه کرد. برای محاسبهٔ pH یک محلول از رابطهٔ مقابل استفاده می‌کنیم: $pH = -\log_{۱۰}[H^{+}]$

تیپ ۱ اگر در سؤالی مقدار pH محلول بیان شده بود، برای محاسبهٔ $[H^{+}]$، می‌توانیم از رابطهٔ زیر نیز استفاده کنیم:

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

تست

رنگ گل ادریسی به میزان اسیدی‌بودن خاک بستگی دارد. این گل در خاکی که غلظت یون هیدرونیوم آن ۲×۱۰^{-۵} mol.L$^{-۱}$ است، به رنگ آبی اما در خاک دیگری که در آن غلظت یون هیدرونیوم ۴×۱۰^{-۹} mol.L$^{-۱}$ است، به رنگ سرخ شکوفا می‌شود. نسبت pH نمونهٔ خاک دوم به خاک اول به تقریب کدام است؟

۱) ۰/۵۶ $\quad$ ۲) ۱/۷۹ $\quad$ ۳) ۱/۹۸ $\quad$ ۴) ۰/۴۵

پاسخ | گزینهٔ ۲

نمونهٔ خاک اول: $[H^+] = ۲\times۱۰^{-۵}\ mol.L^{-۱}$

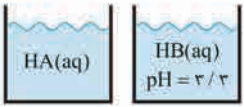
$$pH = -\log[H^+] = -\log ۲\times۱۰^{-۵} = -(\log ۲ + \log ۱۰^{-۵})$$
$$= -(۰/۳ - ۵) = -(-۴/۷) = ۴/۷$$

نمونهٔ خاک دوم: $[H^+] = ۴\times۱۰^{-۹}\ mol.L^{-۱} \Rightarrow pH = -\log[H^+]$

$$\Rightarrow pH = -\log ۴\times۱۰^{-۹} = -(\log ۴ + \log ۱۰^{-۹})$$
$$= -(\log ۲^۲ + \log ۱۰^{-۹}) = -(۲\times \log ۲ + \log ۱۰^{-۹})$$
$$= -(۲\times۰/۳ - ۹) = ۸/۴$$
$$\frac{\text{pH نمونهٔ خاک دوم}}{\text{pH نمونهٔ خاک اول}} = \frac{۸/۴}{۴/۷} \simeq ۱/۷۹$$

تست

در محلول اسید HA غلظت یون هیدرونیوم دو برابر غلظت این یون در محلول HB است. pH محلول HA کدام است؟



۱) ۱/۶۵
۲) ۳
۳) ۳/۶
۴) ۶/۶

پاسخ | گزینهٔ ۲

$$[H^+]_{HB} = ۱۰^{-pH} = ۱۰^{-۳/۳} = ۱۰^{-۴}\times۱۰^{۰/۷} = ۵\times۱۰^{-۴}\ mol.L^{-۱}$$
$$[H^+]_{HA} = ۲\times[H^+]_{HB} = ۲\times۵\times۱۰^{-۴} = ۱۰\times۱۰^{-۴} = ۱۰^{-۳}\ mol.L^{-۱}$$

محلول HA: $pH = -\log[H^+]_{HA} = -\log ۱۰^{-۳} = -(-۳) = ۳$

تیپ ۲ در دمای معین، حاصل‌ضرب $[H^+][OH^-]$، عددی ثابت است. حاصل این عبارت در دمای اتاق $(\theta = 25\ ^\circ C)$، برابر 10^{-14} می‌باشد.

$$\theta = 25\ ^\circ C : [H^+][OH^-] = 10^{-14} \begin{cases} [H^+] = \dfrac{10^{-14}}{[OH^-]} \\ [OH^-] = \dfrac{10^{-14}}{[H^+]} \end{cases}$$

تست

اگر در محلول هیدروکلریک اسید، غلظت مولی یون هیدرونیوم 4×10^{-8} برابر غلظت مولی یون هیدروکسید باشد، pH این محلول کدام است؟ (ریاضی ۹۲)

۱) ۲/۳ ۲) ۲/۷ ۳) ۳/۳ ۴) ۳/۷

پاسخ | گزینهٔ ۲

$$\frac{[H^+]}{[OH^-]} = 4\times10^{8} \Rightarrow [H^+] = 4\times10^{8}[OH^-]$$

$$\left.\begin{matrix}[H^+][OH^-] = 10^{-14} \\ [H^+] = 4\times10^{8}[OH^-]\end{matrix}\right\} \Rightarrow 4\times10^{8}[OH^-]\times[OH^-] = 10^{-14}$$

$$\Rightarrow [OH^-]^2 = \frac{10^{-14}}{4\times10^{8}} = 0/25\times10^{-22}$$

$$\Rightarrow [OH^-] = 0/5\times10^{-11} = 5\times10^{-12}\ mol.L^{-1}$$

$$[H^+] = 4\times10^{8}\times[OH^-] = 4\times10^{8}\times5\times10^{-12} = 2\times10^{-3}\ mol.L^{-1}$$

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

$$= -(0/3 - 3) = -(-2/7) = 2/7$$

نکته اسیدها و بازهای قوی به طور کامل در آب یونیده می‌شوند. دقت کنید در اسیدها و بازهای قوی و تک‌ظرفیتی، $[H^+]$ یا $[OH^-]$ با غلظت مولی اولیهٔ اسید یا باز برابر است.

تست

pH محلول ۰/۰۱ مولار هیدروکلریک اسید، چند برابر pH محلول ۰/۰۰۰۱ مولار سدیم هیدروکسید است؟

۱) ۰/۲ ۲) ۵ ۳) ۰/۵ ۴) ۲

پاسخ| گزینهٔ ۱

$$HCl\,(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$$

غلظت قبل از یونش	۰/۰۱	۰	۰
غلظت بعد از یونش	۰	۰/۰۱	۰/۰۱

در محلول HCl: $[H^+] = ۱۰^{-۲}\ mol.L^{-۱}$

$$pH = -\log ۱۰^{-۲} = -(-۲) = ۲$$

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

غلظت قبل از یونش	۰/۰۰۰۱	۰	۰
غلظت بعد از یونش	۰	۰/۰۰۰۱	۰/۰۰۰۱

در محلول NaOH: $[OH^-] = ۱۰^{-۴}\ mol.L^{-۱}$

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

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

$$\frac{\text{pH محلول HCl}}{\text{pH محلول NaOH}} = \frac{۲}{۱۰} = ۰/۲$$

تیپ ۳ در برخی مسائل pH، با اضافه‌کردن مقداری اسید یا باز به آب خالص، pH آن از ۷ به مقدار جدیدی می‌رسد. در این موارد می‌توان فرض کرد که قصد ساخت محلولی با pH جدید را داریم و سپس مشخصات آن محلول را به دست می‌آوریم.

تست

برای آن‌که pH آب خالص از ۷ به ۴ برسد، به هر لیتر آن چند میلی‌گرم نیتریک اسید باید افزود؟ (از تغییر حجم ظرف صرف‌نظر شود.)

$(O=16, N=14, H=1: g.mol^{-1})$

۱) ۶/۳ ۲) ۱/۸۹ ۳) ۱/۲۶ ۴) ۰/۶۳

پاسخ | گزینهٔ ۱ در حقیقت طبق گفتهٔ سؤال، ما قصد داریم محلولی با $pH=4$ از نیتریک اسید تهیه کنیم: $[H^+]=10^{-pH}=10^{-4}\ mol.L^{-1}$

همان‌طور که قبلاً اشاره شد در اسیدهای قوی تک‌ظرفیتی مانند HNO_3، $[H^+]$ با غلظت مولی اولیهٔ اسید برابر است. پس خواهیم داشت:

$$[H^+]=[HNO_3]=10^{-4}\ mol.L^{-1}$$

بنابراین در هر لیتر آب باید 10^{-4} مول HNO_3 وجود داشته باشد. اکنون جرم 10^{-4} مول HNO_3 را برحسب میلی‌گرم به دست می‌آوریم:

$$10^{-4}\ mol HNO_3 \times \frac{63\ g HNO_3}{1\ mol HNO_3} \times \frac{10^3\ mg HNO_3}{1\ g HNO_3} = 6/3\ mg HNO_3$$

اسید و باز ضعیف ($\alpha<<1$)

تیپ ۴ در اسیدها و بازهای ضعیف یک‌ظرفیتی، $[H^+]$ یا $[OH^-]$ با غلظت مولی اسید یا باز اولیه برابر **نیست**.

اگر غلظت اولیهٔ اسید یا باز ضعیف را برابر M و درجه یونش آن‌ها را برابر α در نظر بگیریم، $[H^+]$ یا $[OH^-]$ در اسیدها و بازهای ضعیف یک‌ظرفیتی از رابطهٔ $M.\alpha$ به دست می‌آید.

در محلول اسید ضعیف HA: $[H^+]=M_{اسید}.\alpha_{اسید}$

در محلول باز ضعیف BOH: $[OH^-]=M_{باز}.\alpha_{باز}$

تست

اگر pH محلول اسید ضعیف HA که در هر میلی‌لیتر آن $۲/۵\times۱۰^{-۷}$ مول از آن وجود دارد، برابر ۵ باشد، درصد یونش آن در شرایط آزمایش کدام است؟ (ریاضی۹۵)

۱) ۰/۴ ۲) ۰/۲ ۳) ۴ ۴) ۲

پاسخ | گزینهٔ ۳ ابتدا غلظت مولی اسید HA را محاسبه می‌کنیم:

$$[HA]=\frac{\text{مول حل‌شونده}}{\text{حجم محلول (لیتر)}}=\frac{۲/۵\times۱۰^{-۷}\ mol}{۱۰^{-۳}\ L}=۲/۵\times۱۰^{-۴}\ \frac{mol}{L}$$

$$pH=۵ \Rightarrow [H^+]=۱۰^{-pH}=۱۰^{-۵}\ mol.L^{-۱}$$

$$[H^+]=M_{\text{اسید}}.\alpha \Rightarrow ۱۰^{-۵}=۲/۵\times۱۰^{-۴}\times\alpha$$

$$\Rightarrow \alpha=\frac{۱۰^{-۵}}{۲/۵\times۱۰^{-۴}}=۴\times۱۰^{-۲}$$

$$\text{درصد یونش}=\alpha\times۱۰۰=۴\times۱۰^{-۲}\times۱۰۰=٪۴$$

تست

اگر مقدار α برای اسید HA برابر ۱۰٪ باشد، pH محلول چند مولار آن، برابر ۳ است و مقدار K_a آن با یکای $mol.L^{-۱}$ به تقریب کدام است؟ (ریاضی۹۶)

۱) ۹×۱۰^{-۳} و $۱/۱۱\times۱۰^{-۶}$ ۲) ۱×۱۰^{-۲} و $۱/۱۱\times۱۰^{-۶}$

۳) ۹×۱۰^{-۳} و $۱/۱۱\times۱۰^{-۴}$ ۴) ۱×۱۰^{-۲} و $۱/۱۱\times۱۰^{-۴}$

پاسخ | گزینهٔ ۴

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

$$[H^+]=M_{\text{اسید}}.\alpha \Rightarrow ۱۰^{-۳}=M_{\text{اسید}}\times(\frac{۱۰}{۱۰۰}) \Rightarrow M_{\text{اسید}}=۱۰^{-۲}\ \frac{mol}{L}$$

برای محاسبهٔ K_a در اسیدهای تک‌پروتونهٔ ضعیف می‌توانیم از رابطهٔ زیر کمک بگیریم:

$$K_a=\frac{M.\alpha^۲}{۱-\alpha}=\frac{۱۰^{-۲}\times(\frac{۱۰}{۱۰۰})^۲}{۱-\frac{۱۰}{۱۰۰}} \Rightarrow K_a=\frac{۱۰^{-۴}}{۰/۹}=۱/۱۱\times۱۰^{-۴}\ \frac{mol}{L}$$

تیپ ۵ رقیق‌کردن محلول یک اسید یا باز به کمک آب

اگر به وسیلهٔ افزایش آب به یک محلول اسیدی، حجم آن را n برابر کنیم، pH محلول به صورت مقابل تغییر خواهد کرد: $pH_2 = pH_1 + \log n$

اگر با اضافه‌کردن آب به یک محلول بازی، حجم آن را n برابر کنیم، pH محلول به صورت مقابل تغییر می‌کند: $pH_2 = pH_1 - \log n$

نکته به طور کلی می‌توان گفت اگر یک محلول را n برابر رقیق کنیم، pH آن به اندازهٔ $\log n$ به ۷ نزدیک می‌شود.

تست

به ۲۰ میلی‌لیتر محلول نیتریک اسید با pH = ۰ چند میلی‌لیتر آب مقطر اضافه کنیم تا pH آن به ۲ برسد؟

۱) ۱۸۰ ۲) ۹۸۰ ۳) ۱۹۸۰ ۴) ۱۸۰۰

پاسخ | گزینهٔ ۳

رقیق‌کردن محلول اسیدی: $pH_2 = pH_1 + \log n$ ($pH_2 = 2$، $pH_1 = 0$)

$\Rightarrow \log n = 2 \Rightarrow n = 10^2$

بنابراین باید حجم محلول، 10^2 برابر شود.

حجم نهایی $= 20 \times 10^2 = 2000\ mL$

حجم آب‌مقطر اضافه‌شده = تغییرات حجم $= 2000 - 20 = 1980\ mL$

تست

در دمای $25\ ^\circ C$ به $20\ mL$ محلول سدیم هیدروکسید $0/01\ mol.L^{-1}$، ۱۸۰ میلی‌لیتر آب می‌افزاییم. pH این محلول به چه عددی می‌رسد؟

۱) ۳ ۲) ۱۱ ۳) ۱۲ ۴) ۱۳

پاسخ | گزینهٔ ۲ ابتدا pH محلول اولیه را قبل از اضافه‌کردن آب‌مقطر محاسبه می‌کنیم. سدیم هیدروکسید باز قوی یک‌ظرفیتی است و $[OH^-]$ با غلظت مولی اولیهٔ باز برابر است:

$[OH^-] = M_{باز} = ۱۰^{-۲}\ mol.L^{-۱}$

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

$pH_۱ = -\log[H^+] = -\log ۱۰^{-۱۲} = -(-۱۲) = ۱۲$

اگر به محلولی با حجم ۲۰ mL، به اندازهٔ ۱۸۰ mL آب‌مقطر اضافه کنیم، حجم محلول به ۲۰۰ mL می‌رسد که ۱۰ برابر حجم اولیه خواهد بود (حجم محلول ۱۰ برابر شده است).

رقیق‌کردن محلول بازی: $pH_۲ = pH_۱ - \log n = ۱۲ - \log ۱۰$

$\Rightarrow pH_۲ = ۱۲ - ۱ = ۱۱$

خنثی‌شدن اسید و باز

تیپ ۶ در سؤالاتی که اسید و باز با یکدیگر وارد واکنش شده و خنثی می‌شوند، می‌توانیم از رابطهٔ زیر کمک بگیریم:

غلظت مولی اسید — غلظت مولی باز

$$M_{اسید} \times V_{اسید} \times n_{اسید} = M_{باز} \times V_{باز} \times n_{باز}$$

نکته یکای حجم اسید و باز در دو طرف تساوی باید یکسان باشد.

نکته ظرفیت اسید و باز ($n_{اسید}, n_{باز}$)، تعداد H^+ یا OH^- است که اسید و باز در واکنش خنثی‌شدن، آزاد یا تولید می‌کنند.

($n_{اسید} = ۱$) اسید یک‌پروتونه: $HI\ ,\ HBr\ ,\ HCl\ ,\ HNO_۳\ ,\ HNO_۲\ ,$ $HCOOH\ ,\ CH_۳COOH\ ,\ HCN\ ,\ ...$

($n_{اسید} = ۲$) اسید دوپروتونه: $H_۲SO_۴$

($n_{باز} = ۱$) باز یک‌ظرفیتی: $NH_۳\ ,\ KOH\ ,\ NaOH\ ,\ ...$

($n_{باز} = ۲$) باز دوظرفیتی: $Ca(OH)_۲\ ,\ Ba(OH)_۲\ ,\ Sr(OH)_۲$

تست

چند میلی‌لیتر محلول پتاسیم هیدروکسید با $pH = ۱۳$ برای واکنش کامل با ۲۵ میلی‌لیتر محلول $۰/۴\ mol.L^{-۱}$ سولفوریک اسید نیاز است؟ (ریاضی ۹۲)

۱) ۵۰ ۲) ۱۰۰ ۳) ۲۰۰ ۴) ۲۵۰

پاسخ | گزینهٔ ۳

محلول KOH: $pH = ۱۳ \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-pH} = ۱۰^{-۱۳}\ mol.L^{-۱}$

$$[OH^-] = \frac{۱۰^{-۱۴}}{[H^+]} = \frac{۱۰^{-۱۴}}{۱۰^{-۱۳}} = ۱۰^{-۱} mol.L^{-۱}$$

KOH باز قوی یک‌ظرفیتی است؛ پس $[OH^-]$ با غلظت مولی باز برابر است.

سولفوریک اسید ($H_۲SO_۴$) هم که یک اسید دوظرفیتی است.

$$[OH^-] = M_{KOH} = ۱۰^{-۱}\ mol.L^{-۱}$$

$$M_{اسید} \times V_{اسید} \times n_{اسید} = M_{باز} \times V_{باز} \times n_{باز}$$

$$\Rightarrow ۰/۴ \times ۲۵ \times ۲ = ۱۰^{-۱} \times V_{باز} \times ۱ \Rightarrow V_{باز} = ۲۰۰\ mL$$

تست

اگر ۴۰ میلی‌لیتر محلول ۰/۰۲۵ مولار اسید چندظرفیتی H_nA با ۷۵ mL محلول ۰/۰۲ مولار یک باز دوظرفیتی $M(OH)_۲$ خنثی شود، n کدام است؟ (ریاضی ۸۸)

۱) ۲ ۲) ۱ ۳) ۳ ۴) ۴

پاسخ | گزینهٔ ۳

$$M_{اسید} \times V_{اسید} \times n_{اسید} = M_{باز} \times V_{باز} \times n_{باز}$$

$$\Rightarrow ۰/۰۲۵ \times ۴۰ \times n_{اسید} = ۰/۰۲ \times ۷۵ \times ۲ \Rightarrow n_{اسید} = ۳$$

تست

اگر درصد یونش محلول اتانوئیک اسید برابر ۲ درصد و pH آن برابر ۲/۷ باشد، ۲۵ میلی‌لیتر از آن با چند میلی‌لیتر محلول ۰/۰۵ مولار آمونیاک واکنش می‌دهد؟

۱) ۱۵ ۲) ۲۰ ۳) ۲۵ ۴) ۵۰

پاسخ | گزینهٔ ۴

محلول اتانوئیک اسید: $pH = ۲/۷ \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-pH} = ۱۰^{-۲/۷}$

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

$$[H^+] = M_{\text{اسید}}.\alpha \Rightarrow ۲ \times ۱۰^{-۳} = M_{\text{اسید}} \times (\frac{۲}{۱۰۰})$$

$$\Rightarrow M_{\text{اسید}} = ۱۰^{-۱}\ mol.L^{-۱}$$

$$M_{\text{اسید}} \times V_{\text{اسید}} \times n_{\text{اسید}} = M_{\text{باز}} \times V_{\text{باز}} \times n_{\text{باز}}$$

می‌دانیم آمونیاک ($NH_۳$) باز یک‌ظرفیتی است، پس داریم:

$$\Rightarrow ۱۰^{-۱} \times ۲۵ \times ۱ = ۰/۰۵ \times V_{\text{باز}} \times ۱ \Rightarrow V_{\text{باز}} = \frac{۲۵ \times ۱۰^{-۱}}{۵ \times ۱۰^{-۲}} = ۵۰\ mL$$

نکته در برخی از سؤالات خنثی‌شدن اسید و باز، حجم معینی از یک اسید یا یک باز با جرم معینی از یک اسید یا باز خنثی می‌شود. در حل این تیپ از سؤالات در سمتی که از جرم ماده صحبت به میان آمده (چه اسید باشد و چه باز!!!)، به جای M.V در رابطهٔ بالا، مول آن ماده را قرار می‌دهیم. دقت کنید در این صورت یکای حجم در سمت دیگر را حتماً باید لیتر قرار دهید.

بنابراین اگر در سؤالات از جرم اسید صحبت شده باشد، داریم:

$$n_{\text{باز}} \times \overbrace{V_{\text{باز}}}^{\text{برحسب لیتر}} \times M_{\text{باز}} = n_{\text{اسید}} \times \text{مول اسید}$$

اگر در سؤالات از جرم باز صحبت شده باشد:

$$\text{مول باز} \times n_{\text{اسید}} \times \overbrace{V_{\text{اسید}}}^{\text{برحسب لیتر}} \times M_{\text{اسید}} = n_{\text{باز}}$$

تست

اگر نسبت غلظت مولار یون هیدروکسید به یون هیدرونیوم در محلول باز قوی BOH برابر 10^{10} باشد، برای خنثی‌کردن ۱۰۰ mL از این محلول، چند مول HCl نیاز است؟ (ریاضی ۹۶ با تغییر)

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

پاسخ | گزینهٔ ۳

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

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

$$\Rightarrow [H^+]^2 = 10^{-24} \Rightarrow [H^+] = 10^{-12}\ mol.L^{-1}$$

$$[OH^-] = 10^{10}\times[H^+] = 10^{10}\times10^{-12} = 10^{-2}\ mol.L^{-1}$$

باز قوی یک‌ظرفیتی: $[OH^-] = M_{\text{باز}} = 10^{-2}\ mol.L^{-1}$

$$n_{\text{باز}} \times \overbrace{V_{\text{باز}}}^{\text{برحسب لیتر}} \times M_{\text{باز}} = n_{\text{اسید}} \times \text{مول اسید}$$

$$\Rightarrow \text{مول HCl} \times 1 = 10^{-2}\times10^{-1}\times1 \Rightarrow \text{مول HCl} = 10^{-3}\ mol$$

تست

چند میلی‌گرم سدیم کربنات برای خنثی‌کردن پنج لیتر محلول اسید قوی با $pH = ۵$، لازم است؟ $(Na = ۲۳, O = ۱۶, C = ۱۲ : g.mol^{-۱})$ (ریاضی خارج از کشور ۹۶)

۱) ۲/۶۵ ۲) ۴/۲۵

۳) ۵/۳ ۴) ۱۰/۶

پاسخ | گزینهٔ ۱

محلول اسید: $pH = ۵ \Rightarrow [H^+] = ۱۰^{-pH} = ۱۰^{-۵}\ mol.L^{-۱}$

اسید قوی تک‌پروتونه: $[H^+] = M_{اسید} = ۱۰^{-۵}\ mol.L^{-۱}$

نمک سدیم کربنات $(Na_۲CO_۳)$ از یون‌های Na^+ و $CO_۳^{۲-}$ تشکیل شده است و در واکنش با اسید قوی، نقش باز را ایفا کرده و از آن‌جایی که $CO_۳^{۲-}$ ظرفیت گرفتن دو H^+ را دارد، پس ظرفیت بازی $(n_{باز})$ را برای آن ۲ در نظر می‌گیریم.

$$M_{اسید} \times V_{اسید} \times n_{اسید} = \text{مول سدیم کربنات} \times n_{باز}$$

$$\Rightarrow ۱۰^{-۵} \times ۵ \times ۱ = \text{مول سدیم کربنات} \times ۲$$

$$\Rightarrow \text{مول سدیم کربنات} = ۲/۵ \times ۱۰^{-۵}\ mol$$

$$۲/۵ \times ۱۰^{-۵}\ mol\, Na_۲CO_۳ \times \frac{۱۰۶\ g\, Na_۲CO_۳}{۱\ mol\, Na_۲CO_۳} \times \frac{۱۰^۳\ mg\, Na_۲CO_۳}{۱\ g\, Na_۲CO_۳} = ۲/۶۵\ mg\, Na_۲CO_۳$$

سایر تست‌های این فصل را در صفحهٔ ۲۱۷ ببینید.

...فصل ۱۳: صابونی شدن...

۸۱- جرم مولی صابون جامد به دست آمده از کربوکسیلیک اسیدی که در آن گروه R شامل ۱۴ اتم کربن است، برابر چند گرم بر مول است؟ $(Na = ۲۳ , O = ۱۶ , C = ۱۲ , H = ۱ : g.mol^{-۱})$ (ریاضی خارج از کشور ۹۶)

۱) ۲۲۰ ۲) ۲۴۱ ۳) ۲۵۸ ۴) ۲۶۴

۸۲- از واکنش ۱۳/۲ گرم صابون جامد که حاوی زنجیرهٔ هیدروکربنی ۱۴کربنه است با منیزیم کلرید کافی، به تقریب چند گرم رسوب به تقریب تشکیل می‌شود؟ $(Mg = ۲۴ , Na = ۲۳ , O = ۱۶ , C = ۱۲ , H = ۱ : g.mol^{-۱})$

۱) ۱۲/۷ ۲) ۱۲ ۳) ۱۳/۳ ۴) ۱۰/۴

۸۳- A یک کربوکسیلیک اسید زنجیری و سیرشده است. اگر ۱۲/۷۵ گرم از این ماده با ۳ گرم سود برای تولید صابون واکنش دهد، جرم مولی مادهٔ A چند گرم است؟ $(Na = ۲۳ , C = ۱۲ , O = ۱۶ , H = ۱ : g.mol^{-۱})$

۱) ۱۲۰ ۲) ۱۶۰ ۳) ۱۲۷/۵ ۴) ۱۷۰

۸۴- برای تهیهٔ صابون ویژه، نخست استئاریک اسید $CH_۳(CH_۲)_{۱۶}COOH$ $(M = ۲۸۴ g.mol^{-۱})$ را با سدیم هیدروکسید خنثی کرده و سپس ۱۰ درصد سدیم هیدروکسید اضافی نیز به آن می‌افزایند. حدود چند گرم سدیم هیدروکسید به ازای ۱/۴۲ کیلوگرم استئاریک اسید لازم است؟ $(Na = ۲۳ , O = ۱۶ , H = ۱ : g.mol^{-۱})$ (تجربی ۹۲)

۱) ۱۸۰ ۲) ۱۴۰ ۳) ۴۴۰ ۴) ۲۲۰

...فصل ۱۴: درجه یونش و ثابت اسیدها و بازها...

۸۵- اگر درصد یونش محلول ۱ مولار اسید ضعیف HA، برابر با ۲۰ درصد باشد، درجه یونش و ثابت یونش اسید HA در محلول ۰/۶ مولار آن به ترتیب چه‌قدر است؟ (دما را ثابت در نظر بگیرید.)

۱) ۰/۲ و ۵×۱۰^{-۲} ۲) ۰/۲۵ و ۵×۱۰^{-۲}

۳) ۰/۲۵ و ۵×۱۰^{-۳} ۴) ۰/۲ و ۵×۱۰^{-۳}

۸۶- به محلول اسیدی به حجم ۲ لیتر که غلظت یون هیدرونیوم در آن $0/1\,mol.L^{-1}$ است، $0/02$ مول از اسیدی ضعیف با ثابت یونش 10^{-3} اضافه می‌کنیم. غلظت اسید ضعیف پس از برقراری تعادل به تقریب چند مولار است؟

۱) $9/9\times10^{-5}$ ۲) $2/7\times10^{-3}$ ۳) $9/9\times10^{-3}$ ۴) $7/3\times10^{-3}$

۸۷- غلظت یون هیدرونیوم در محلول $0/05$ مولار سولفوریک اسید که درصد یونش مرحله دوم آن برابر ۲۰٪ است، چند مول بر لیتر است؟

۱) $0/1$ ۲) $0/05$ ۳) $0/06$ ۴) $0/15$

۸۸- در محلول ۲۰٪ هیدروفلوئوریک اسید با چگالی $1\,g.mL^{-1}$ و درجه یونش ۵٪، مقدار K_a به تقریب کدام است؟ $(F=19, H=1: g.mol^{-1})$

۱) $0/053$ ۲) $0/0263$ ۳) $0/045$ ۴) $0/09$

۸۹- اگر در محلول اسید تک‌پروتونی HA، درجه یونش برابر با $0/8$ باشد، ثابت یونش چند برابر غلظت یون هیدرونیوم است؟

۱) ۲ ۲) ۴ ۳) ۸ ۴) ۱۶

۹۰- $2/4$ گرم استیک اسید (CH_3COOH) در $0/5$ لیتر آب، مطابق واکنش زیر حل شده است. اگر مجموع غلظت مولی یون هیدرونیوم و $[CH_3COO^-]$ در محلول، برابر $7/2\times10^{-3}\ mol.L^{-1}$ باشد، درصد یونش استیک اسید در شرایط آزمایش چند است؟ $(O=16, C=12, H=1: g.mol^{-1})$

۱) $7/20$ ۲) $2/25$ ۳) $4/50$ ۴) $6/00$

...فصل ۱۵: مسائل pH...

۹۱- pH دو لیتر محلول هیدروکلریک اسید $0/01$ مولار با افزودن چند گرم پتاسیم هیدروکسید $(M=56\ g.mol^{-1})$، به تقریب دو برابر می‌شود؟ (ریاضی ۹۳)

۱) $0/5$ ۲) $0/55$ ۳) $1/00$ ۴) $1/11$

۹۲- بر اثر حل‌شدن چند مول از یک اسید HA که K_a آن برابر یک است، در یک لیتر آب‌مقطر pH محلول به صفر می‌رسد؟ (تجربی ۹۳)

۱) ۱ ۲) ۲ ۳) ۳ ۴) ۴

۹۳- اگر ۱۱/۲ میلی‌لیتر گاز هیدروژن کلرید در شرایط STP در ۲۵ میلی‌لیتر آب حل شود، pH محلول به تقریب کدام است و هر میلی‌لیتر از این محلول با چند میلی‌گرم کلسیم‌کربنات واکنش کامل می‌دهد؟ (حجم محلول ثابت و برابر حجم آب فرض شود و $(Ca = 40 , O = 16 , C = 12 : g.mol^{-1})$ (ریاضی خارج از کشور ۹۵)

۱) ۱/۷ و ۱ ۲) ۱/۷ و ۲ ۳) ۱/۳ و ۲ ۴) ۱/۳ و ۱

۹۴- چند گرم تری‌کلرو اتانوئیک اسید $(K_a \approx 2/5 \times 10^{-1} \, mol.L^{-1})$ را باید در یک لیتر آب حل کرد تا pH محلول به ۱ برسد؟ (تجربی ۹۶)

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

۱) ۶/۵۴ ۲) ۸/۱۷ ۳) ۱۶/۳۵ ۴) ۲۲/۸۹

۹۵- اگر pH دو محلول جداگانه از اتانوئیک اسید $(K_a \approx 2 \times 10^{-5})$ و کلرو اتانوئیک اسید $(K_a \approx 2 \times 10^{-3})$ برابر ۳ باشد. نسبت غلظت مولار محلول اسید قوی‌تر به غلظت مولار محلول اسید ضعیف، به تقریب کدام است؟ (تجربی خارج از کشور ۹۵)

۱) ۰/۰۱ ۲) ۰/۰۳

۳) ۰/۱ ۴) ۰/۳

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

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

۹۷- با افزودن ۱۰ میلی‌لیتر از محلول یک ترکیب با خاصیت اسیدی قوی (HA) به ۹۰ میلی‌لیتر آب‌مقطر، pH محلول به ۲ کاهش می‌یابد. برای خنثی‌شدن کامل هر لیتر از محلول غلیظ اولیهٔ این ترکیب اسیدی، چند گرم $NaOH(s)$ لازم است؟ $(Na = 23 , O = 16 , H = 1 : g.mol^{-1})$ (تجربی ۹۷)

۱) ۱ ۲) ۴ ۳) ۱۰ ۴) ۴۰

۹۸- غلظت گوگرد در یک نمونهٔ گازوئیل برابر ppm ۶۴۰۰ 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 هر دو مرحلهٔ یونش اسید را کامل فرض کنید.) (ریاضی ۹۶)
$(S = ۳۲ , O = ۱۶ , H = ۱ : g.mol^{-۱})$

۱) ۳/۶ ۲) ۴/۲ ۳) ۳ ۴) ۴

۹۹- محلول ۰/۱ مولار اسید ضعیف HA $(K_a = ۱۰^{-۷})$، با اضافه‌کردن سدیم 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؟
$(\sqrt{۲} \simeq ۱/۴ , \log ۷ = ۰/۸۵)$ (ریاضی خارج از کشور ۹۲)

۱) ۰/۳ ۲) ۰/۲ ۳) ۰/۴ ۴) ۰/۱۵

۱۰۰- ۵ لیتر محلول هیدروکلریک اسید با pH = ۱ با افزودن NaClO(aq) طبق معادلهٔ موازنه‌نشدهٔ زیر، به طور کامل واکنش داده است. اگر بازده درصدی واکنش، ۸۰٪ و حجم مولی گازها ۲۵ لیتر باشد، حجم گاز کلر به دست آمده چند لیتر است؟ (تجربی خارج از کشور ۹۶)

$$NaClO + HCl \rightarrow NaCl + Cl_۲ + H_۲O$$

۱) ۱۲/۵ ۲) ۱۰ ۳) ۶/۲۵ ۴) ۵

...فصل ۱۶: سلول‌های گالوانی...

۱۰۱- ۲۰ گرم از آلیاژ نقره و روی، در مقدار کافی از محلول هیدروکلریک اسید انداخته شده است، اگر در پایان واکنش، ۲ لیتر گاز در شرایطی که چگالی گاز حاصل برابر ۰/۰۸ گرم بر لیتر است، آزاد شود، چند درصد جرم این آلیاژ را نقره تشکیل می‌دهد؟ $(Ag = ۱۰۸ , Zn = ۶۵ : g.mol^{-۱})$ (تجربی خارج از کشور ۹۶)

۱) ۷۰ ۲) ۷۴ ۳) ۸۰ ۴) ۸۴

$$۱/۴۲\,kg\,C_{۱۸}H_{۳۶}O_۲ \times \frac{۱۰۰۰\,g\,C_{۱۸}H_{۳۶}O_۲}{۱\,kg\,C_{۱۸}H_{۳۶}O_۲} \times \frac{۱\,mol\,C_{۱۸}H_{۳۶}O_۲}{۲۸۴\,g\,C_{۱۸}H_{۳۶}O_۲}$$

$$\times \frac{۱\,mol\,NaOH}{۱\,mol\,C_{۱۸}H_{۳۶}O_۲} \times \frac{۴۰\,g\,NaOH}{۱\,mol\,NaOH} = ۲۰۰\,g\,NaOH$$

همان‌طور که در صورت تست گفته شده، ۱۰ درصد سدیم هیدروکسید اضافی نیز به مخلوط اضافه می‌شود. پس:

$$\text{جرم سدیم هیدروکسید اضافی} = ۲۰۰ \times \frac{۱۰}{۱۰۰} = ۲۰\,g$$

$$\text{کل جرم سدیم هیدروکسید مصرفی} = ۲۰۰ + ۲۰ = ۲۲۰\,g$$

۸۵- گزینهٔ «۲» ثابت یونش اسیدها در دمای ثابت همواره یکسان است. اما درجه یونش اسید متناسب با غلظت مولار آن متفاوت است.

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

غلظت اولیه	۱	۰	۰
تغییر غلظت	$-۰/۲$	$+۰/۲$	$+۰/۲$
غلظت نهایی	$۰/۸$	$۰/۲$	$۰/۲$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \Rightarrow K_a = \frac{۰/۲ \times ۰/۲}{۰/۸} = ۵ \times ۱۰^{-۲}\ mol.L^{-۱}$$

حالا درجه یونش اسید را در حالتی که غلظت اولیهٔ اسید ۰/۶ مولار باشد، حساب می‌کنیم:

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

غلظت اولیه	$۰/۶$	۰	۰
تغییر غلظت	$-۰/۶\alpha$	$+۰/۶\alpha$	$+۰/۶\alpha$
غلظت نهایی	$۰/۶(۱-\alpha)$	$۰/۶\alpha$	$۰/۶\alpha$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \Rightarrow ۵\times۱۰^{-۲} = \frac{(۰/۶\alpha)\times(۰/۶\alpha)}{۰/۶(۱-\alpha)}$$

$$\Rightarrow ۰/۶\alpha^۲ + ۰/۰۵\alpha - ۰/۰۵ = ۰ \Rightarrow \begin{cases} \alpha = ۰/۲۵ \text{ ق ق} \\ \alpha \simeq -۰/۳۳ \text{ غ ق ق} \end{cases}$$

پس درجه یونش اسید HA، در حالت دوم، برابر ۰/۲۵ است.

۸۶- گزینهٔ «۳» غلظت اولیهٔ اسید ضعیف معادل $\frac{۰/۰۲}{۲} = ۰/۰۱$ مولار است.

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

غلظت نهایی	$۰/۰۱ - x$	$۰/۱ + x$	x

$$K_{a_{(HA)}} = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \Rightarrow ۱۰^{-۳} = \frac{(۰/۱+x)(x)}{(۰/۰۱-x)}$$

برای حل معادله می‌توانیم از x در مقابل ۰/۱ و ۰/۰۱ صرف نظر کنیم.

$$۱۰^{-۳} = \frac{(۰/۱)(x)}{(۰/۰۱)} \Rightarrow x = ۱۰^{-۴} \text{ mol.L}^{-۱}$$

$$\text{غلظت نهایی HA} = (۰/۰۱ - ۱۰^{-۴}) = ۹/۹\times۱۰^{-۳} \text{ mol.L}^{-۱}$$

۸۷- گزینهٔ «۳» مرحلهٔ اول به طول کامل یونش می‌یابد:

$$\underset{۰/۰۵ \text{ mol.L}^{-۱}}{H_۲SO_۴} \xrightarrow{\text{آب}} \underset{۰/۰۵ \text{ mol.L}^{-۱}}{H^+(aq)} + \underset{۰/۰۵ \text{ mol.L}^{-۱}}{HSO_۴^-(aq)}$$

مرحلهٔ دوم به صورت ناقص یونش می‌یابد:

$$HSO_۴^- \underset{\text{در آب}}{\rightleftharpoons} H^+(aq) + SO_۴^{۲-}(aq)$$

غلظت اولیه	$۰/۰۵ \text{ mol.L}^{-۱}$	$۰/۰۵$	۰
غلظت نهایی	$۰/۰۵ - x$	$۰/۰۵ + x$	x

در معادلهٔ صفحهٔ قبل به میزان $M\alpha$ از اسید وارد واکنش یونش می‌شود.
پس x از رابطهٔ مقابل به دست می‌آید: $x = M.\alpha$

بنابراین خواهیم داشت: $x = M.\alpha = ۰/۰۵ \times \frac{۲}{۱۰} = ۰/۰۱ \, mol.L^{-۱}$

$[H^+] = ۰/۰۵ + x = ۰/۰۵ + ۰/۰۱ = ۰/۰۶ \, mol.L^{-۱}$

۸۸- گزینهٔ «۲» ابتدا غلظت مولار هیدروفلوئوریک اسید را به دست می‌آوریم:

$[HF]_{\text{اولیه}} = \frac{۱۰.a.d}{M} = \frac{۱۰ \times ۲۰ \times ۱}{۲۰} = ۱۰$ مولار

$$HF(aq) + H_۲O(l) \rightleftharpoons H_۳O^+(aq) + F^-(aq)$$

مقدار اولیه	۱۰	۰	۰
مقدار تعادلی	۱۰ − x	x	x

$x = M\alpha = \frac{۵}{۱۰۰} \times ۱۰ = ۰/۵ \, mol.L^{-۱}$

$K_a = \frac{[H_۳O^+][F^-]}{[HF]} = \frac{۰/۵ \times ۰/۵}{۹/۵} \simeq ۰/۰۲۶۳$

۸۹- گزینهٔ «۲»

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

غلظت اولیه	M	۰	۰
غلظت نهایی	M − x	x	x

$\alpha = ۰/۸ \Rightarrow x = ۰/۸M$

$K_a = \frac{۰/۸M \times ۰/۸M}{۰/۲M} = ۳/۲M$

$\frac{K_a}{[H^+]} = \frac{۳/۲M}{۰/۸M} = ۴$

۹۰- گزینهٔ «۳» ابتدا مول استیک اسید را حساب می‌کنیم:

$$۲/۴\ g CH_۳COOH \times \frac{۱\ mol CH_۳COOH}{۶۰\ g CH_۳COOH} = ۰/۰۴\ mol CH_۳COOH$$

حالا غلظت مولی استیک اسید را حساب می‌کنیم:

$$[CH_۳COOH]_{\text{اولیه}} = \frac{\text{مول}}{\text{حجم محلول}} = \frac{۰/۰۴\ mol}{۰/۵\ L} = ۰/۰۸\ mol.L^{-۱}$$

معادلهٔ یونش این اسید به صورت زیر انجام می‌شود.

$$CH_۳COOH(aq) + H_۲O(l) \rightleftharpoons CH_۳COO^-(aq) + H_۳O^+(aq)$$

ضریب استوکیومتری $H_۳O^+$ و $CH_۳COOH$ با هم برابر است. بنابراین به ازای هر مول $CH_۳COOH$ که یونش می‌یابد، یک مول $H_۳O^+$ تولید می‌شود. در نتیجه غلظت $[CH_۳COO^-]$ با غلظت $[H_۳O^+]$ تولیدشده برابر است.

$$[H_۳O^+] + [CH_۳COO^-] = ۷/۲ \times ۱۰^{-۳}\ mol.L^{-۱}$$

$$[H_۳O^+] = [CH_۳COO^-] = \frac{۷/۲ \times ۱۰^{-۳}}{۲} = ۳/۶ \times ۱۰^{-۳}\ mol.L^{-۱}$$

$$\alpha = \frac{\text{غلظت مولی یونیده شده}}{\text{غلظت مولی اولیه حل‌شده}} = \frac{۳/۶ \times ۱۰^{-۳}}{۰/۰۸} = ۴/۵ \times ۱۰^{-۲}$$

درصد یونش: $\alpha \times ۱۰۰ = ۴/۵ \times ۱۰^{-۲} \times ۱۰۰ = ٪۴/۵$

۹۱- گزینهٔ «۴» با توجه به این‌که HCl اسید قوی است، مقدار α را برای این اسید برابر ۱ در نظر می‌گیریم:

$$\text{غلظت } H^+ \text{ اولیه} = [H^+]_{\text{اولیه}} = M.\alpha = ۱۰^{-۲} \times ۱ = ۱۰^{-۲}\ mol/L$$

$$pH_۱ = -\log[H^+] = -\log ۱۰^{-۲} = ۲$$

pH ثانویه:

$$pH_۲ = ۲pH_۱ = ۲ \times ۲ = ۴$$

غلظت در $[H^+]$ محلول، پس از افزودن KOH به صورت زیر محاسبه می‌شود:

$[H^+]_{\text{ثانویه}} = ۱۰^{-pH} = ۱۰^{-۴} = ۰/۰۰۰۱ \text{ mol.L}^{-۱}$

$[H^+]$ تغییر غلظت $= ۰/۰۱ - ۰/۰۰۰۱ = ۰/۰۰۹۹ \text{ mol.L}^{-۱}$

اکنون جرم KOH موردنیاز برای خنثی کردن دو لیتر محلول ۰/۰۰۹۹ مولار $[H^+]$ را به دست می‌آوریم: $KOH(s) + HCl(aq) \rightarrow KCl(aq) + H_۲O(l)$

$$۰/۰۰۹۹ \frac{\text{mol HCl}}{۱\text{ L}} \times ۲\text{ L} \times \frac{۱\text{ mol KOH}}{۱\text{ mol HCl}} \times \frac{۵۶\text{ g KOH}}{۱\text{ mol KOH}}$$

$$= ۱/۱۰۸۸\text{ g} \simeq ۱/۱\text{ g KOH}$$

۹۲- گزینهٔ «۲» $۱۰^{-pH} = [H^+] \Rightarrow ۱۰^{۰} = [H^+] \Rightarrow [H^+] = ۱$

$[H^+] = ۱ = M \times \alpha$

$$K_a = \frac{M.\alpha^۲}{۱-\alpha} \Rightarrow K_a = \frac{(M.\alpha)\times\alpha}{۱-\alpha} \xrightarrow{M\times\alpha=۱} ۱ = \frac{\alpha}{۱-\alpha}$$

$$\Rightarrow ۲\alpha = ۱ \Rightarrow \alpha = ۰/۵$$

$$[H^+] = ۱ = M\times\alpha \xrightarrow{\alpha=۰/۵} ۱ = M\times ۰/۵ \Rightarrow M = ۲\text{ mol/L}$$

$$M\text{ (غلظت مولی)} = \frac{\text{مول حل‌شونده}}{\text{لیتر محلول}} \Rightarrow ۲\frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{\text{مول حل‌شونده}}{۱\text{ L}}$$

$$\Rightarrow \text{مول حل‌شونده} = ۲\text{ mol HA}$$

۹۳- گزینهٔ «۱» با حل کردن گاز هیدروژن کلرید در آب، محلول هیدروکلریک اسید حاصل می‌شود. ابتدا تعداد مول گاز هیدروژن کلرید حل‌شده را به دست می‌آوریم. در شرایط STP حجم مولی گازها برابر ۲۲/۴ است:

$$۱۱/۲\text{ mL} \times \frac{۱\text{ L}}{۱۰۰۰\text{ mL}} \times \frac{۱\text{ mol}}{۲۲/۴\text{ L}} = ۵\times۱۰^{-۴}\text{ mol HCl}$$

$$\text{(غلظت مولی)}\ M=\frac{\text{مول حل‌شونده}}{\text{لیتر محلول}}=\frac{۵\times۱۰^{-۴}\ mol}{۰/۰۲۵\ L}=۰/۰۲\ mol.L^{-۱}$$

$$[H^+]=M.\alpha=۰/۰۲\times۱=۰/۰۲\ mol/L$$

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

$$=-\log۲+۲=-۰/۳+۲=۱/۷$$

معادلهٔ واکنش انجام‌شده به صورت زیر است:

$$۲HCl(aq)+CaCO_۳(s)\ \rightarrow\ CaCl_۲(aq)+CO_۲(g)+H_۲O(l)$$

$$\frac{\text{لیتر محلول}\times\text{غلظت مولی}}{\text{ضریب}}=\frac{\text{گرم}}{\text{ضریب}\times\text{جرم مولی}}$$

$$=\frac{۰/۰۲\ mol.L^{-۱}\times۱۰^{-۳}\ L\ HCl}{۲\times۱}=\frac{x\ g\ CaCO_۳}{۱۰۰\times۱}$$

$$x=۰/۰۰۱\ g=۱\ mg\ CaCO_۳$$

۹۴- گزینهٔ «۴» فرمول مولکولی تری‌کلرو اتانوئیک اسید به صورت $CCl_۳COOH$ است. ابتدا مقدار $\frac{K_a}{M}$ را محاسبه می‌کنیم:

$$[H^+]=۱۰^{-pH}\xrightarrow{pH=۱}[H^+]=۱۰^{-۱}=M\alpha\ \Rightarrow\ M.\alpha=۰/۱$$

$$K_a=\frac{M.\alpha^۲}{۱-\alpha}\ \Rightarrow\ ۲/۵\times۱۰^{-۱}=\frac{\overbrace{(M.\alpha)}^{۰/۱}.\alpha}{۱-\alpha}$$

$$\Rightarrow\ ۲/۵-۲/۵\alpha=\alpha\ \Rightarrow\ ۲/۵=۳/۵\alpha\ \Rightarrow\ \alpha=\frac{۵}{۷}$$

$$M\times\alpha=۰/۱\xrightarrow{\alpha=\frac{۵}{۷}}M\times\frac{۵}{۷}=۰/۱\Rightarrow M=۰/۱۴\ mol.L^{-۱}$$

$$\text{(غلظت مولی)}\ M=\frac{\text{مول حل‌شونده}}{\text{لیتر محلول}}\ \Rightarrow\ ۰/۱۴\ mol.L^{-۱}=\frac{n\ mol}{۱\ L}$$

$$\Rightarrow\ n=۰/۱۴\ mol$$

جرم مولی CCl_3COOH برابر $163/5\ g.mol^{-1}$ است:

$$0/14\ mol\,CCl_3COOH \times \frac{163/5\ g\,CCl_3COOH}{1\ mol\,CCl_3COOH}$$
$$= 22/89\ g\,CCl_3COOH$$

۹۵- گزینهٔ «۴»

کلرو اتانوئیک اسید: $[H^+]=10^{-pH} \xrightarrow{pH=3} [H^+]=10^{-3}\ mol/L$

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

$$K_a=\frac{M\alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow K_a=\frac{\overbrace{(M\times\alpha)}^{10^{-3}}\times\alpha}{1-\alpha} \Rightarrow 2\times10^{-3}=\frac{10^{-3}\times\alpha}{1-\alpha}$$

$$\Rightarrow 2=\frac{\alpha}{1-\alpha} \Rightarrow 2-2\alpha=\alpha \Rightarrow 2=3\alpha \Rightarrow \alpha=\frac{2}{3}$$

$$[H^+]=M\times\alpha \xrightarrow{\alpha=\frac{2}{3}} 10^{-3}=M\times\frac{2}{3} \Rightarrow M=1/5\times10^{-3}$$

اتانوئیک اسید: $[H^+]=10^{-pH}=10^{-3}\ mol.L^{-1}$

$$[H^+]=M\times\alpha=10^{-3}$$

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

چون مقدار K_a از 10^{-4} کوچک‌تر است می‌توانیم از مخرج در عبارت بالا صرف‌نظر کنیم.

$$K_a=2\times10^{-5}\simeq M\alpha^2=\overbrace{(M\times\alpha)}^{10^{-3}}\times\alpha$$

$$\Rightarrow 2\times10^{-5}\simeq10^{-3}\times\alpha \Rightarrow \alpha\simeq2\times10^{-2}$$

$$[H^+]=M.\alpha \xrightarrow{\alpha=2\times10^{-2}} 10^{-3}=M\times2\times10^{-2}$$

$$\Rightarrow M=\frac{10^{-3}}{2\times10^{-2}}=5\times10^{-2}\ mol.L^{-1}$$

با توجه به این‌که K_a برای اسید کلرواتانوئیک اسید بزرگ‌تر است، پس از اتانوئیک اسید قوی‌تر می‌باشد. $\frac{\text{غلظت اسید قوی}}{\text{غلظت اسید ضعیف}} = \frac{۱/۵\times۱۰^{-۳}}{۵\times۱۰^{-۲}} \simeq ۰/۳$

۹۶- گزینهٔ «۴» به کمک pH داده‌شده می‌توانیم غلظت یون OH^- موجود در محلول را محاسبه کنیم:

$$[H^+] = ۱۰^{-pH} = ۱۰^{-۹}\ mol.L^{-۱}$$

$$[H^+][OH^-] = ۱۰^{-۱۴} \Rightarrow [OH^-] = \frac{۱۰^{-۱۴}}{۱۰^{-۹}} = ۱۰^{-۵}\ mol.L^{-۱}$$

حالا به کمک رابطهٔ داده‌شده، حداکثر غلظت یون منیزیم را محاسبه می‌کنیم:

$$[Mg^{۲+}][OH^-]^۲ = ۱/۵\times۱۰^{-۱۱}$$

$$\Rightarrow [Mg^{۲+}](۱۰^{-۵})^۲ = ۱/۵\times۱۰^{-۱۱}$$

$$\Rightarrow [Mg^{۲+}] = \frac{۱/۵\times۱۰^{-۱۱}}{۱۰^{-۱۰}} = ۰/۱۵\ mol.L^{-۱}$$

با توجه به این‌که به ازای انحلال هر ۱ مول منیزیم سولفات، ۱ مول یون منیزیم به دست می‌آید:

$$MgSO_۴ \rightarrow Mg^{۲+} + SO_۴^{۲-}$$

حداکثر غلظت منیزیم سولفات قابل حل، برابر با غلظت یون منیزیم و همان ۰/۱۵ مولار است.

۹۷- گزینهٔ «۲» **روش اول** اسید HA قوی است، پس داریم $\alpha = ۱$:

$$pH_۲ = ۲ \Rightarrow ۱۰^{-pH_۲} = [H^+]_{\text{ثانویه}} = M_۲.\alpha \Rightarrow ۱۰^{-۲} = M_۲\times۱$$

$$\Rightarrow M_۲ = ۰/۰۱\ mol.L^{-۱}$$ غلظت ثانویه

$$M_۱V_۱ = M_۲(\overbrace{V_۱ + A}^{V_۲})$$ حجم آب

$$M_۱\times۱۰ = ۱۰^{-۲}\times(۱۰+۹۰) \Rightarrow M_۱ = ۰/۱\ mol.L^{-۱}$$ غلظت اولیه:

روش دوم می‌دانیم که اگر با اضافه‌کردن آب به یک محلول اسیدی، حجم آن را n برابر کنیم، pH محلول به صورت زیر تغییر می‌کند: $pH_2 = pH_1 + \log n$

در این سؤال، با افزودن ۱۰ میلی‌لیتر از محلول اسید قوی (HA) به ۹۰ میلی‌لیتر آب مقطر، حجم محلول ۱۰ برابر شده و برابر ۱۰۰ میلی‌لیتر می‌شود. $(n = ۱۰)$

$$pH_2 = pH_1 + \log ۱۰ \xrightarrow{pH_2 = ۲} ۲ = pH_1 + ۱ \Rightarrow pH_1 = ۱$$

$$\left[H^+\right]_{\text{اولیه}} = ۱۰^{-pH_1} = ۱۰^{-۱} = ۰/۱ \frac{mol}{L}$$

با توجه به این‌که HA اسید قوی است، پس α آن برابر ۱ است.

$$\left[H^+\right]_{\text{اولیه}} = M_1 \times \alpha \Rightarrow ۰/۱ = M_1 \times ۱ \rightarrow M_1 = ۰/۱ \frac{mol}{L}$$

معادلهٔ واکنش انجام‌شده به صورت زیر است:

$$HA + NaOH \rightarrow NaA + H_2O$$

مقدار گرم NaOH به ازای خنثی‌کردن ۱ لیتر از محلول غلیظ اولیه خواسته شده است، پس داریم:

$$۱\,L \times \frac{۰/۱\,mol\,HA}{L} \times \frac{۱\,mol\,NaOH}{۱\,mol\,HA} \times \frac{۴۰\,g\,NaOH}{۱\,mol\,NaOH} = ۴\,g\,NaOH$$

۹۸- گزینهٔ «۱» یک تُن $(۱۰^۶\ g)$ از این سوخت، شامل ۶۴۰۰ گرم گوگرد است:

گرم سوخت		گرم S
$۱۰^۶$	$\rightarrow$	۶۴۰۰
$۱۰^۳$	$\rightarrow$	x

$$\Rightarrow x = ۶/۴\,g\,S$$

دقت کنید!!! طی مراحل واکنش، تمام گوگرد به H_2SO_4 تبدیل شده است.

$$2S \sim 2SO_2 \sim 2SO_3 \sim 2H_2SO_4$$

$$6/4\,gS \times \frac{1\,molS}{32\,gS} \times \frac{2\,mol\,H_2SO_4}{2\,molS} = 0/2\,mol\,H_2SO_4$$

مخزن داده‌شده دارای ۱۰۰۰ لیتر آب است و پس از افزودن ۰/۲ مول سولفوریک اسید به این مقدار آب، غلظت محلول سولفوریک اسید برابر می‌شود با:

$$[H_2SO_4] = \frac{\text{مول حل‌شونده}}{\text{لیتر محلول}} = \frac{0/2\,mol}{1000\,L} = 2\times10^{-4}\ mol.L^{-1}$$

با توجه به فرض سؤال، سولفوریک اسید یک اسید قوی ($\alpha = 1$) با $n = 2$ است.

$$[H^+] = M.n.\alpha = 2\times10^{-4}\times2\times1 = 4\times10^{-4}\ mol.L^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(4\times10^{-4}) = -\log4 - \log10^{-4}$$

$$= -2\log2 + 4 = -2(0/3) + 4 = 3/4$$

pH آب خالص برابر ۷ است، با اضافه‌کردن محلول سولفوریک اسید، pH محلول به ۳/۴ می‌رسد؛ بنابراین میزان کاهش pH برابر است با:

$$\text{میزان کاهش pH} = 7 - 3/4 = 3/6$$

۹۹- گزینهٔ «۴»

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

از آن‌جایی که مقدار K_a از 10^{-4} کوچک‌تر است، می‌توانیم از مخرج کسر بالا صرف‌نظر کنیم و K_a را از رابطهٔ زیر به دست می‌آوریم:

$$K_a = M.\alpha^2 \Rightarrow 10^{-7} = 0/1\alpha^2 \Rightarrow \alpha^2 = 10^{-6} \Rightarrow \alpha = 10^{-3}$$

$$pH_1 = -\log[H^+] = -\log(M.\alpha) = -\log(0/1\times10^{-3})$$

$$= -\log10^{-4} = 4$$

همان‌طور که در صورت سؤال گفته شده است، با اضافه‌کردن سدیم هیدروکسید، ۵۰ درصد اسید خنثی می‌شود؛ پس غلظت اسید ضعیف HA از ۰/۱ مولار به ۰/۰۵ مولار می‌رسد. اکنون pH اسید ضعیف HA را پس از خنثی‌شدن ۵۰ درصد آن به دست می‌آوریم:

$$K_a = M.\alpha^2 \Rightarrow 10^{-7} = 0/05\alpha^2 \Rightarrow \alpha^2 = \frac{10^{-7}}{5\times10^{-2}}$$

$$\Rightarrow \alpha = 2\times10^{-6} \Rightarrow \alpha = \sqrt{2\times10^{-6}} \simeq 1/4\times10^{-3}$$

$$pH_2 == -\log[H^+] = -\log(M.\alpha) = -\log(0/05\times1/4\times10^{-3})$$

$$= -\log(7\times10^{-5}) = 5 - \log 7 = 5 - 0/85 = 4/15$$

حالا تغییرات pH محلول را به دست می‌آوریم:

$$\text{تغییر pH محلول} = pH_2 - pH_1 = 4/15 - 4 = 0/15$$

۱۰۰- گزینهٔ «۴» معادلهٔ موازنه‌شدهٔ واکنش به صورت زیر است:

$$NaClO + 2HCl \rightarrow NaCl + Cl_2 + H_2O$$

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

$$\Rightarrow [HCl] = 0/1\ mol.L^{-1}$$

$$\frac{\text{لیتر محلول} \times \text{غلظت مولی محلول} \times \frac{R}{100}}{\text{ضریب}} = \frac{\text{لیتر گاز (غیر STP)}}{\text{ضریب} \times 25}$$

$$\Rightarrow \frac{5\ L\times0/1\ mol.L^{-1}\ HCl\times\frac{80}{100}}{2} = \frac{x\ L\ Cl_2}{1\times25} \Rightarrow x = 5\ L\ Cl_2$$

۱۰۱- گزینهٔ «۲» نقره در سری الکتروشیمیایی، بالاتر از هیدروژن است؛ بنابراین با HCl واکنش نمی‌دهد. به این ترتیب داریم:

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