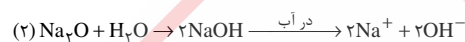
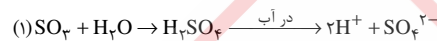


شیمی

۱- گزینه «۱» - مطابق نظریه آرنیوس، با حل شدن اسید در آب، $[H^+]$ و با حل شدن باز در

آب، $[OH^-]$ افزایش می‌یابد. (یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - اسید و باز آرنیوس) (آسان)

۲- گزینه «۲» - عبارتهای دوم و چهارم درست هستند. واکنش کامل شده (۱) و (۲) به صورت زیر است:



بررسی عبارتهای:

عبارت اول: در واکنش (۱) به ازای انحلال ۱ مول SO_3 ، ۳ مول یون تولید شده و در واکنش (۲) به ازای انحلال ۱ مول Na_2O ، ۴ مول یون تولید می‌شود.

عبارت دوم: Na_2O پس از انحلال در آب یون OH^- و SO_3 پس از انحلال در آب یون H^+ تولید می‌کنند. بنابراین Na_2O و SO_3 به ترتیب باز و اسید آرنیوس محسوب می‌شوند.

عبارت سوم: SO_3 اسید آرنیوس و Na_2O باز آرنیوس است، بنابراین غلظت $[OH^-]$ در محلول حاصل از واکنش (۱) کمتر از غلظت $[OH^-]$ در محلول حاصل از واکنش (۲) است. عبارت چهارم: SO_3 یک ماده مولکولی است، فرآورده واکنش (۱) هم H_2SO_4 است که جز مواد مولکولی محسوب می‌شود. (یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - اسید و باز آرنیوس) (متوسط)

۳- گزینه «۳» - حاصل $[H_3O^+][OH^-]$ در دمای ثابت برای آب خالص و محلول‌های آبی، مقدار ثابت و یکسانی است. بررسی سایر گزینه‌ها:

گزینه «۱»: با افزودن ماده (۱) به آب خالص، $[OH^-]$ در آب بیش‌تر شده بنابراین ماده (۱) باز آرنیوس است. هم‌چنین با افزودن ماده (۲)، $[H_3O^+]$ در آب بیش‌تر شده پس ماده (۲) اسید آرنیوس است.

گزینه «۲»: pH آب خالص برابر با ۷ است.

$$pH_{(۱)} = -\log[H^+] = -\log(10^{-11}) = 11 \Rightarrow 11 + 4 = 15 \neq (2 \times 7) \\ pH_{(۲)} = -\log[H^+] = -\log(10^{-4}) = 4$$

گزینه «۴»: غلظت $[H_3O^+]$ در محلول (۲)، 10^{-4} مول بر لیتر است، در حالی که نیتر و اسید یک اسید ضعیف بوده و غلظت $[H_3O^+]$ در محلول 10^{-4} مولار آن، کمتر از

10^{-4} مول بر لیتر است. (یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - مسائل pH) (متوسط)

۴- گزینه «۳» - با افزودن آب به اسید pH ناحیه خنثی نزدیک‌تر می‌شود، پس pH افزایش می‌یابد.

$$pH \text{ در محلول اولیه اسید: } 2 = -\log[H^+] = -\log 10^{-2} \text{ اولیه}$$

ابتدا مول H^+ را در محلول اولیه محاسبه می‌کنیم. HI اسید قوی است بنابراین غلظت H^+ با غلظت HI برابر است.

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n(H^+) = M \times V = 1 \times 10^{-2} \times 2 \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

حال غلظت H^+ را پس از افزودن آب (در محلول جدید) محاسبه می‌نماییم:

$$M = \frac{n(H^+)}{V_{\text{جدید}}} = \frac{2 \times 10^{-4}}{(20 + 30) \times 10^{-3}} = 4 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$pH \text{ جدید} = -\log[H^+]_{\text{جدید}} = -\log 4 \times 10^{-3} = -\log 4 + 3 = 2/4$$

$$\Delta pH = 2/4 - 2 = 0/4$$

pH محلول جدید ۴/۰ افزایش می‌یابد. (یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - مسائل pH) (متوسط)

۵- گزینه «۲» -

$$(۱) pH = 1/1, V = 100 \text{ mL}$$

$$pH_{(۱)} = 1/1 \Rightarrow [H_1^+] = 10^{-1/1} = 10^{-2} \times 10^{+0/9} = 8 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$\text{mol}H_1^+ = 8 \times 10^{-2} \times 10^{-1} = 8 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$(۲) pH = 1/7, V = 400 \text{ mL}$$

$$pH_{(۲)} = 1/7 \Rightarrow [H_2^+] = 10^{-1/7} = 10^{-2} \times 10^{+0/7} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$\text{mol}H^+ = 2 \times 10^{-2} \times 4 \times 10^{-1} = 8 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

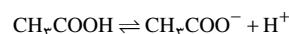
$$[H^+]_{\text{نهایی}} = \frac{\text{mol}H^+_{\text{نهایی}}}{\text{حجم محلول نهایی}} = \frac{(8 + 8) \times 10^{-3}}{(400 + 100) \times 10^{-3}} = 32 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$pH_{\text{نهایی}} = -\log 32 \times 10^{-3} = -\log 2^5 + 3 = -5 \log 2 + 3$$

$$= (-5 \times 10^{-3}) + 3 = 1/5$$

(یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - مسائل pH) (دشوار)

۶- گزینه «۳» - اتانئوئیک اسید، اسیدی ضعیف است و به طور جزئی یونیده می‌شود.



در محلول این اسید $[OH^-]$ از همه گونه‌ها کم‌تر و $[CH_3COOH]$ از همه گونه‌ها

بیش‌تر است. از آنجا که به ازای یونیده شدن هر مول اسید یک مول H^+ و یک

$$\text{مول } CH_3COO^- \text{ تولید می‌شود، بنابراین } [H^+] = [CH_3COO^-].$$

(یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - معادله یونش اسیدهای ضعیف) (متوسط)

۷- گزینه «۱» - ابتدا غلظت H^+ را در محلول هر دو اسید محاسبه نموده و سپس pH آن را محاسبه می‌کنیم:

$$HX \text{ محلول } [H^+] = \frac{0/1}{0/1} = 0/1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

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

$$HY \text{ محلول } [H^+] = \alpha \cdot M = 0/2 \times \frac{0/1}{0/1} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

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

$$\frac{pH_{HY}}{pH_{HX}} = 2/7$$

(یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - مسائل pH) (متوسط)

۸- گزینه «۳» - روابط مربوط به «درجه یونش» و «غلظت آنیون حاصل از یونش اسیدی» درست هستند. بررسی موارد:

- قدرت اسیدی: pH محلول دو اسید با هم برابر است پس غلظت H^+ در هر محلول یکسان می باشد. اسید HB با این که غلظت کمتری دارد اما به اندازه HA یون هیدرونیوم تولید کرده است پس قطعاً اسید قوی تر بوده که بیش تر یونیده شده است.

HB > HA : قدرت اسیدی

- درجه یونش: با توجه به این که $[H^+]$ در هر دو محلول یکسان است، شمار مول های یونیده شده دو اسید یکسان می باشد، پس هر چه غلظت اسید (کل مول های حل شده) کم تر باشد، درجه یونش بیشتر است.

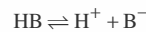
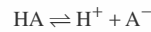
HB > HA درجه یونش $\rightarrow [HB] = 0.2 < [HA] = 2 \Rightarrow [H^+] = \frac{[H^+]}{[اسید]}$ درجه یونش

- میزان اسیدی بودن: $[H^+]$ در هر دو محلول یکسان است، بنابراین میزان اسیدی بودن دو محلول یکسان می باشد.

- غلظت آنیون حاصل از یونش: با توجه به معادله یونش این دو اسید، می توان گفت در

محلول اسید HA، $[A^-] = [H^+]$ و در محلول HB، $[B^-] = [H^+]$ است. از

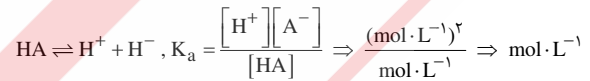
طرفی $[H^+]$ هر دو محلول با هم برابر است، بنابراین داریم: $[A^-] = [B^-]$



(یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - ترکیبی (اسیدها)) (متوسط)

۹- گزینه «۳» - عبارت های اول، دوم و سوم درست هستند. بررسی عبارت ها:

عبارت اول:



عبارت دوم: کاملاً درست.

عبارت سوم: واکنش خنثی شدن اسید و باز، مبنایی برای کاربرد برخی شوینده ها و پاک کننده ها است.

عبارت چهارم: فقط واکنش های برگشت پذیر می توانند به حالت تعادل برسند.

(یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - ترکیبی) (متوسط)

۱۰- گزینه «۱» - ابتدا ثابت یونش و درجه یونش هر دو اسید را محاسبه می کنیم. در ظرف (۱)

از هر ۶ مولکول اسید، ۱ مولکول یونیده شده پس درجه یونش اسید HA برابر است با:

$$\alpha = \frac{\text{تعداد مولکول های یونیده شده}}{\text{تعداد کل مولکول های حل شده}} = \frac{1}{6}$$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{\frac{1 \times 0.01}{0.5} \times \frac{1 \times 0.01}{0.5}}{\frac{5 \times 0.01}{0.5}} = \frac{1}{250} = 4 \times 10^{-3}$$

در ظرف (۲) از هر ۵ مولکول اسید، ۱ مولکول یونیده شده، پس درجه یونش اسید HB برابر است با:

$$\alpha = \frac{\text{تعداد مولکول های یونیده شده}}{\text{تعداد کل مولکول های حل شده}} = \frac{1}{5}$$

$$K_a = \frac{[H^+][B^-]}{[HB]} = \frac{\frac{1 \times 0.01}{4 \times 0.01} \times \frac{1 \times 0.01}{4 \times 0.01}}{\frac{1}{4 \times 0.01}} = \frac{1}{400} = 2.5 \times 10^{-3}$$

بنابراین خواهیم داشت: $K_a(HA) > K_a(HB)$, $\alpha_{HB} > \alpha_{HA}$

در دمای یکسان هر چه ثابت یونش یک اسید بیش تر باشد، آن اسید قوی تر است پس HA در مقایسه با HB، اسید قوی تر است.

(یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - ثابت تعادل و درجه یونش اسیدها) (متوسط)

۱۱- گزینه «۲» - محلولی دارای رسانایی الکتریکی بیشتری است که غلظت یون ها در آن بیش تر باشد. از هر مول NaF، ۲ مول یون و از هر مول $MgCl_2$ ، ۳ مول یون پدید می آید. بنابراین خواهیم داشت:

$$NaF \Rightarrow \text{غلظت یون ها} = 0.4 \times 2 = 0.8 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$MgCl_2 \Rightarrow \text{غلظت یون ها} = 0.3 \times 3 = 0.9 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

آمونیاک باز ضعیفی است و به صورت بسیار جزئی در آب یونش می یابد. پس رسانایی الکتریکی محلول ۰/۳ مولار آن خیلی کم تر از رسانایی الکتریکی محلول های NaF و $MgCl_2$ است.

شکر هم کاملاً مولکولی در آب حل می شود و محلول آن رسانای الکتریسته نیست.

(یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - رسانایی الکتریکی محلول) (آسان)

۱۲- گزینه «۳» - عبارت های اول، سوم و چهارم درست هستند. بررسی عبارت ها:

عبارت اول: یکای ثابت تعادل هر سه اسید $mol \cdot L^{-1}$ است.

عبارت دوم: HB در مقایسه با HA اسید ضعیفتری است، بنابراین سرعت واکنش محلول اسید HB با فلز منیزیم از سرعت واکنش محلول اسید HA با فلز منیزیم کم تر است.

عبارت سوم: HB ($K_a = 10^{-9}$) اسید بسیار ضعیفی است به همین دلیل به صورت بسیار جزئی در آب یونیده می شود. از این رو غلظت [HB] در محلول آن بسیار بیش تر از غلظت $[H_3O^+]$ است.

عبارت چهارم: HC ($K_a = 10^{-6}$) اسید بسیار قوی است ($\alpha \approx 1$) به همین دلیل در آب به صورت کامل یونیده می شود، به همین دلیل غلظت [HC] در محلول آن بسیار ناچیز و تقریباً برابر با صفر است. (یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - ثابت تعادل اسیدها) (متوسط)

۱۳- گزینه «۴» - ابتدا به کمک pH، غلظت NaOH را در محلول نهایی محاسبه می کنیم:

$$pH = 10.7 \Rightarrow [H^+] = 10^{-10.7} = 10^{-11} \times 10^{0.3} = 2 \times 10^{-11} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

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

NaOH یک باز قوی است بنابراین خواهیم داشت:

$$[OH^-] = [NaOH] = 5 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

ما می خواهیم ۴ لیتر محلول NaOH با غلظت 5×10^{-4} مولار تهیه کنیم.

خب حالا باید غلظت مولار محلول اولیه را هم محاسبه کنیم:

$$1 \text{ mol NaOH} = 40 \text{ g}$$

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

$$M_1 V_1 = M_2 V_2 \Rightarrow 6 / 25 \times V_1 = 5 \times 10^{-4} \times 4 \times 10^3 \Rightarrow V_1 = 0.32 \text{ ml}$$

(یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - مسائل pH) (دشوار)

۱۴- گزینه «۲» - عبارت های اول، سوم و چهارم درست هستند. بررسی عبارت دوم: دیواره معده به طور طبیعی مقدار کمی از یون های هیدرونیوم را به خود جذب می کند. این جذب باعث نابودی سلول های دیواره معده می شود. (یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - اسید معده و ضد اسیدها) (آسان)

۱۵- گزینه «۳» - ابتدا باید $[OH^-]$ را در محلول آمونیاک محاسبه کنیم.

$$[OH^-] = M \cdot \alpha \Rightarrow [OH^-] = 2 / 5 \times 10^{-4} \times 2 \times 10^{-2} = 5 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{5 \times 10^{-6}} = 2 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 2 \times 10^{-9} = -\log 2 + 9 = 8.7$$

رنگ گل ادریسی در خاک با خاصیت بازی به رنگ قرمز در می آید.

(یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - مسائل pH) (متوسط)

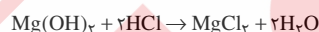
۱۶- گزینه «۳» - به جز عبارت سوم بقیه عبارت‌های داده شده درست هستند. بررسی عبارت دوم:

از انحلال ۱ مول Li_2O در آب ۲ مول OH^- تولید می‌شود. هم‌چنین از انحلال ۱ مول N_2O_5 در آب ۲ مول H^+ تولید می‌شود. با توجه به برابر بودن حجم محلول‌های Li_2O و N_2O_5 غلظت یون هیدرونیوم در محلول N_2O_5 با غلظت یون هیدروکسید در محلول Li_2O برابر است بنابراین پس از مخلوط شدن این دو محلول، محلولی با pH خنثی ($\text{pH} = 7$) تولید می‌شود.

بررسی عبارت سوم: متانول در آب به صورت مولکولی حل شده و غیر الکترولیت است اما فرمیک اسید در آب به طور جزئی یونیده می‌شود. به همین دلیل جز الکترولیت‌ها محسوب می‌شود. (یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - ترکیبی) (متوسط)

۱۷- گزینه «۱» - ابتدا باید حساب کنیم در طول یک شبانه روز چه مقدار اسید تولید می‌شود:

$\frac{1}{8} \text{ L} = 125 \text{ mL} = 0.125 \text{ L}$
حجم اسید تولید شده در طول یک شبانه روز
معادله موازنه شده واکنش اسید معده (HCl) با شیر منیزی ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) به صورت زیر است:



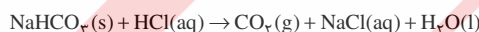
$$1 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2 = 58 \text{ g}$$

$$? \text{ g Mg}(\text{OH})_2 = \frac{1}{8} \text{ L HCl} \times \frac{25}{100} \times \frac{0.2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol HCl}} \times$$

$$\frac{58 \text{ g Mg}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2} = 0.261 \text{ g Mg}(\text{OH})_2$$

(یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - مسائل خنثی شدن اسید و باز) (متوسط)

۱۸- گزینه «۳» - معادله موازنه شده واکنش HCl با جوش شیرین به صورت زیر است:



در اثر انجام این واکنش علاوه بر آب و سدیم کلرید، گاز کربن دی اکسید نیز تولید می‌شود.

بررسی سایر گزینه‌ها:

گزینه «۱»: نام دیگر جوش شیرین (NaHCO_3)، سدیم هیدروژن کربنات است.

گزینه «۲»: برای از بین بردن بهتر چربی‌ها به شوینده‌ها جوش شیرین می‌افزایند.

گزینه «۴»: هر مول سدیم هیدروژن کربنات یک مول اسید معده (HCl) را به طور کامل خنثی می‌کند. (یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - ضد اسیدها - جوش شیرین) (متوسط)

۱۹- گزینه «۲» - انحلال پذیری گازها در آب با فشار گاز رابطه مستقیم و با دمای محلول رابطه وارونه دارد. بنابراین هر چه فشار گاز بیشتر و دمای محلول کمتر باشد، انحلال پذیری گاز در آب بیشتر است. (یوسفی) (پایه دهم - فصل سوم - انحلال پذیری گازها در آب) (آسان)

۲۰- گزینه «۴» - بررسی گزینه‌های نادرست:

گزینه «۱»: حدود ۹۷ درصد آب‌های کره زمین آب دریاها و اقیانوس‌ها (غیر آشامیدنی) بوده و ۳ درصد باقی‌مانده را هم آب شیرین و هم آب شور تشکیل می‌دهد.

گزینه «۲»: جرم کل مواد حل شده در آب‌های کره زمین به تقریب ثابت است.

گزینه «۳»: آب دریاها و اقیانوس‌ها مخلوطی همگن است.

(یوسفی) (پایه دهم - فصل سوم - مقدمه فصل) (آسان)

۲۱- گزینه «۱» - شرط سوال همان شرط انحلال است، به عبارت بهتر سوال از ما می‌خواهد تعداد ترکیب‌هایی که در آب حل می‌شوند را مشخص کنیم. در بین ترکیب‌های داده شده، مس (II) سولفات، آمونیوم نیترات، باریم کلرید و آهن (III) کلرید در آب حل شده و دو ترکیب باقی مانده در آب حل نمی‌شوند.

(یوسفی) (پایه دهم - فصل سوم - شرط انحلال حل شونده در حلال) (متوسط)

۲۲- گزینه «۴» - بنزین و هگزان ناقطبی بوده ($\mu = 0$) اما اتانول و استون قطبی هستند.

($\mu > 0$) . بررسی سایر گزینه‌ها:

گزینه «۱»: اتانول و استون به هر نسبتی در آب حل می‌شوند از این رو نمی‌توان محلول سیرشده‌ای از آن‌ها تهیه کرد.

گزینه «۲»: ابتدا باید حساب کنیم در ۷۰ گرم آب 25°C چند گرم شکر حل می‌شود.

$$25^\circ\text{C} = 95 - 30 = 65^\circ\text{C} = \text{انحلال پذیری شکر در } 100 \text{ گرم آب}$$

$$\frac{100 \text{ g آب}}{205 \text{ g شکر}} \Rightarrow x = 142/5 \text{ g شکر} \quad \text{آب } 70 \text{ g}$$

مقدار ۹۵ گرم شکر از میزان انحلال پذیری شکر در ۷۰ گرم آب با دمای 25°C کمتر است، بنابراین محلول سیر نشده حاصل می‌شود.

گزینه «۳»: نیروی بین مولکولی در بین مولکول‌های اتانول و بین مولکول‌های آمونیاک از نوع پیوند هیدروژنی است. (یوسفی) (پایه دهم - فصل سوم - انحلال پذیری) (متوسط)

۲۳- گزینه «۴» - باید در هر مورد غلظت ppm یون F^- را محاسبه نموده و با غلظت مجاز آن مقایسه کنیم.

$$\text{مورد آ) بیش از حد مجاز: } \text{ppm} = \frac{61 \times 10^{-3}}{4 \times 10^{-3}} \times 10^6 = 15/25 \text{ ppm}$$

$$\text{مورد ب) در محدوده مجاز: } \text{ppm} = \frac{7 \times 10^{-4}}{10^{-3}} \times 10^6 = 0/7 \text{ ppm}$$

$$\text{مورد پ) کمتر از حد مجاز: } \text{ppm} = \frac{7 \times 10^{-3}}{10 \times 10^{-6}} \times 10^6 = 7 \times 10^{-4} \text{ ppm}$$

$$\text{مورد ت) در محدوده مجاز: } \text{ppm} = \frac{1/22 \times 10^{-4}}{10^{-2}} \times 10^6 = 1/22 \text{ ppm}$$

(یوسفی) (پایه دهم - فصل سوم - غلظت ppm) (متوسط)

۲۴- گزینه «۴» - در ترکیب‌های هیدروژن دار عنصرهای گروه ۱۷ جدول دوره‌ای، به دلیل وجود نیروی پیوند هیدروژنی بین مولکول‌های HF ، نقطه جوش این ماده از دو ترکیب دیگر بالاتر است. HCl و HBr هر دو قطبی بوده و $\mu > 0$ دارند. بنابراین برای مقایسه نقطه جوش این دو ترکیب کافی است جرم مولی آن‌ها را با هم مقایسه کنیم. هر چه جرم مولی ترکیب بیشتر باشد نقطه جوش آن بیشتر است. بریم در مقایسه با کلر اتم سنگین‌تری است. از این رو جرم مولی HBr از HCl بیشتر بوده و نقطه جوش بالاتری دارد.

(یوسفی) (پایه دهم - فصل سوم - مقایسه نقطه جوش ترکیبات هیدروژن دار) (متوسط)

۲۵- گزینه «۴» - ابتدا غلظت مولار در محلول‌ها را محاسبه می‌کنیم:

$$1 \text{ mol KNO}_3 = 101 \text{ g}, 1 \text{ mol KCl} = 74/5 \text{ g}$$

$$\text{mol KNO}_3 = \frac{10/1}{101} = 0/1 \text{ mol}, \text{ mol KCl} = \frac{7/45}{74/5} = 0/1 \text{ mol}$$

$$M(\text{KNO}_3) = \frac{0/1}{2 \times 10^{-1}} = 0/5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}, M(\text{KCl}) = \frac{0/1}{10^{-1}} = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

غلظت محلول KCl (سمت راست) بیشتر از غلظت محلول KNO_3 (سمت چپ) است.

بنابراین حرکت مولکول‌های آب از سمت محلول رقیق (سمت چپ) به سمت محلول غلیظ (سمت راست) است. (درستی گزینه «۱»). با افزایش حجم محلول سمت راست (باتوجه به ثابت بودن مقدار مول یون‌ها، غلظت یون‌ها، هم K^+ و هم Cl^- به مرور کاهش می‌یابد (درستی گزینه «۲» و «۳»). فرایند اسمز و جابه‌جایی مولکول‌های آب فقط تا رسیدن به تعادل و یکسان شدن غلظت در دو طرف غشاء ادامه می‌یابد و نیازی به انتقال کامل مولکول آب از سمت چپ به سمت راست نیست. (یوسفی) (پایه دهم - فصل سوم - پدیده اسمز) (متوسط)

۲۶- گزینه «۲» - با سرد کردن محلول لیتیم سولفات، انحلال‌پذیری لیتیم سولفات در آب افزایش می‌یابد. به همین دلیل رسوبی تشکیل نمی‌شود بلکه محلول سیرنشده به دست می‌آید. (یوسفی) (پایه دهم - فصل سوم - انحلال‌پذیری) (متوسط)

۲۷- گزینه «۲» - با توجه به تعداد آنیون‌ها و کاتیون‌ها در هر شکل فرمول ترکیب حل شده را

می‌نویسیم.

A: ۶ کاتیون با بار $1+$ و ۶ آنیون با بار $1-$ $XY \leftarrow$

B: ۶ کاتیون با بار $1+$ و ۳ آنیون با بار $2-$ $M_3Q \leftarrow$

C: ۴ کاتیون با بار $2+$ و ۸ آنیون با بار $1-$ $WZ_4 \leftarrow$

بررسی گزینه‌ها:

گزینه «۱»: لیتیم سولفات با فرمول Li_2SO_4 پس از انحلال در آب ۲ یون Li^+ و ۱

یون SO_4^{2-} تولید می‌کند. شکل B با انحلال لیتیم سولفات در آب هم‌خوانی دارد.

گزینه «۲»: محاسبه غلظت مولی محلول A:

$$[XY] = [X^+] = [Y^-] = \frac{6 \times 0.01}{100 \times 10^{-3}} = 0.6 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

محاسبه غلظت مولی محلول C:

$$[WZ_4] = [W^{2+}] = \frac{[Z^-]}{4} = \frac{4 \times 0.01}{100 \times 10^{-3}} = 0.4 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

گزینه «۳»: در محلول B، $0.6/0.01 \times 6 \times 10^{-3}$ مول کاتیون وجود دارد.

$$[M^+] = \frac{0.06}{(50 + 25) \times 10^{-3}} = 0.8 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

گزینه «۴»:

$$B \text{ محلول: } [Q^{2-}] = \frac{3 \times 0.01}{50 \times 10^{-3}} = 0.6 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$C \text{ محلول: } [Z^-] = \frac{8 \times 0.01}{100 \times 10^{-3}} = 0.8 \text{ mol} \cdot L^{-1} \Rightarrow$$

$$\frac{[Q^{2-}]}{[Z^-]} \times 100 = \frac{0.6}{0.8} \times 100 = 75\%$$

(یوسفی) (پایه دهم - فصل سوم - غلظت مولار) (متوسط)

۲۸- گزینه «۳» - مقایسه گشتاور دو قطبی، قدرت نیروی بین مولکولی و نقطه جوش این مواد به

صورت مقابل است: $A < B < C$. بررسی عبارت‌ها:

عبارت اول: ماده A همانند CO_2 ناقطبی است.

عبارت دوم: ماده C همانند آب H_2O قطبی است.

عبارت سوم: دمای جوش ماده B کمتر از $25^\circ C$ (کمتر از $-23^\circ C$) یعنی کمتر از

دمای اتاق است. به همین دلیل این ماده در دمای اتاق به حالت گاز وجود دارد.

عبارت چهارم: کاملاً درست است.

(یوسفی) (پایه دهم - فصل سوم - رفتار مولکول‌ها در میدان الکتریکی) (متوسط)

۲۹- گزینه «۳» - فقط عبارت سوم نادرست است. آب فراوان‌ترین و رایج‌ترین حلال در طبیعت

است که می‌تواند اغلب ترکیبات یونی را در خود حل کند.

(یوسفی) (پایه دهم - فصل سوم - حالت‌های فیزیکی آب) (آسان)

۳۰- گزینه «۱» - بررسی عبارت‌ها:

عبارت (آ) انحلال سدیم کلرید در آب، یک انحلال یونی است. در انحلال یونی حل‌شونده

ویژگی ساختاری خود را حفظ نمی‌کند.

عبارت (ب) انحلال سدیم کلرید در آب از نوع انحلال یونی اما انحلال ید در هگزان از نوع

انحلال مولکولی است.

عبارت (پ) کاملاً درست است.

عبارت (ت) اکسیژن سر منفی مولکول‌های آب را تشکیل می‌دهد و درون محلول،

مولکول‌های آب از سر اکسیژن، یون با بار مخالف یعنی Na^+ را احاطه می‌کند.

(یوسفی) (پایه دهم - فصل سوم - انحلال یونی) (متوسط)