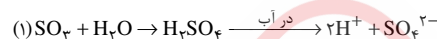


۱- گزینه «۱» - مطابق نظریه آرنیوس، با حل شدن اسید در آب، $[H^+]$ و با حل شدن باز در

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 عبارت‌ها:

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 $[H_3O^+] \times [OH^-]$ 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 نیترو 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 به 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 ۰/۴ افزایش می‌یابد. (یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - مسائل pH) (متوسط)

۵- گزینه «۲» -

$$(۱) pH = 1/1, V = 100 \text{ mL}$$

$$pH_{(۱)} = 1/1 \Rightarrow [H_1^+] = 10^{-1/1} = 10^{-2} \times 10^{+0.9} = 8 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

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

$$(۲) pH = 1/7, V = 400 \text{ mL}$$

$$pH_{(۲)} = 1/7 \Rightarrow [H_2^+] = 10^{-1/7} = 10^{-2} \times 10^{+0.7} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

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

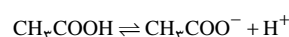
$$[H^+]_{\text{نهایی}} = \frac{\text{mol}H^+_{\text{نهایی}}}{\text{حجم محلول نهایی}} = \frac{(8 + 8) \times 10^{-3}}{(400 + 100) \times 10^{-3}} = 32 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

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

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

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

۶- گزینه «۳» - اتانویک 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:

$$HX \text{ محلول } [H^+] = \frac{0.01}{0.1} = 0.1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 0.1 = 1$$

$$HY \text{ محلول } [H^+] = \alpha \cdot M = 0.2 \times \frac{0.01}{0.1} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 2 \times 10^{-3} = -\log 2 + 3 = 2.7$$

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

(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

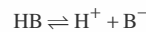
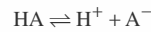
- درجه یونش: با توجه به این که $[H^+]$ در هر دو محلول یکسان است، شمار مول های یونیده شده دو اسید یکسان می باشد، پس هر چه غلظت اسید (کل مول های حل شده) کم تر باشد، درجه یونش بیشتر است.

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

- 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:

$$HA \rightleftharpoons H^+ + H^-, K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \Rightarrow \frac{(mol \cdot L^{-1})^2}{mol \cdot L^{-1}} \Rightarrow mol \cdot L^{-1}$$

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:

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

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

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

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

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

NaOH یک باز قوی است بنابراین خواهیم داشت:

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

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:

$$1 mol NaOH = 40 g$$

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

$$M_1 V_1 = M_2 V_2 \Rightarrow 6 / 25 \times V_1 = 5 \times 10^{-4} \times 4 \times 10^3 \Rightarrow V_1 = 0.33 ml$$

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

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

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

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

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

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

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

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

از انحلال ۱ مول Li_2O در آب ۲ مول OH^- تولید می شود. هم چنین از انحلال ۱

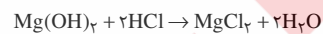
مول N_2O_5 در آب ۲ مول H^+ تولید می شود. با توجه به برابر بودن حجم محلول های Li_2O و N_2O_5 غلظت یون هیدرونیوم در محلول N_2O_5 با غلظت یون هیدروکسید در محلول Li_2O برابر است بنابراین پس از مخلوط شدن این دو محلول، محلولی با pH خنثی ($pH = 7$) تولید می شود.

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

۱۴- گزینه «۱» - ابتدا باید حساب کنیم در طول یک شبانه روز چه مقدار اسید تولید می شود:

$$1 / 8 L = 180 mL = 180 \times 10^{-3} L = 0.18 L$$

معادله موازنه شده واکنش اسید معده (HCl) با شیر منیزی ($Mg(OH)_2$) به صورت زیر است:



$$1 mol Mg(OH)_2 = 58 g$$

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

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

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

۱۵- 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 می شود.

بررسی سایر گزینه ها:

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

گزینه «۲»: برای از بین بردن بهتر چربی ها به شوینده ها جوش شیرین می افزایند.

گزینه «۴»: هر مول سدیم هیدروژن کربنات یک مول اسید معده (HCl) را به طور کامل

خنثی می کند. (یوسفی) (پایه دوازدهم - فصل اول - ضد اسیدها - جوش شیرین) (متوسط)

۱۶- 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)

۱۷- گزینه «۱» - شرط سوال همان شرط انحلال است، به عبارت بهتر سوال از ما می خواهد تعداد ترکیب هایی که در آب حل می شوند را مشخص کنیم. در بین ترکیب های 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 نمی شوند.

(یوسفی) (پایه دهم - فصل سوم - شرط انحلال حل شونده در حلال) (متوسط)
۱۸- گزینه «۴» - بنزین و هگزان ناقطبی بوده ($\mu \approx 0$) اما اتانول و استون قطبی هستند. ($\mu > 0$). بررسی سایر گزینه ها:

گزینه «۱»: اتانول و استون به هر نسبتی در آب حل می شوند از این رو نمی توان محلول سیر شده ای از آن ها تهیه کرد.

گزینه «۲»: ابتدا باید حساب کنیم در ۷۰ گرم آب 25°C چند گرم شکر حل می شود.
 25°C $95 = 30 - 95 = 30$ انحلال پذیری شکر در ۱۰۰ گرم آب 25°C
 $100\text{g آب} \Rightarrow x = 143 / 5\text{g شکر}$
مقدار ۹۵ گرم شکر از میزان انحلال پذیری شکر در ۷۰ گرم آب با دمای 25°C کمتر است، بنابراین محلول سیر نشده حاصل می شود.

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

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

مورد آ) بیش از حد مجاز: $\text{ppm} = \frac{61 \times 10^{-3}}{4 \times 10^{-3}} \times 10^6 = 15 / 25 \text{ppm}$
مورد ب) در محدوده مجاز: $\text{ppm} = \frac{7 \times 10^{-4}}{10^{-3}} \times 10^6 = 7 \text{ppm}$
مورد پ) کمتر از حد مجاز: $\text{ppm} = \frac{7 \times 10^{-3}}{10 \times 10^{-6}} \times 10^6 = 7 \times 10^{-4} \text{ppm}$
مورد ت) در محدوده مجاز: $\text{ppm} = \frac{1 / 22 \times 10^{-4}}{10^{-3}} \times 10^6 = 1 / 22 \text{ppm}$
(یوسفی) (پایه دهم - فصل سوم - غلظت ppm) (متوسط)

۲۰- گزینه «۴» - در ترکیب های هیدروژن دار عنصرهای گروه ۱۷ جدول دوره ای، به دلیل وجود نیروی پیوند هیدروژنی بین مولکول های 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 آن ها را با هم مقایسه کنیم. هر چه جرم مولی ترکیب بیشتر باشد نقطه جوش آن بیشتر است. برم در مقایسه با کلر اتم سنگین تری 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)

۲۱- گزینه «۴» - ابتدا غلظت مولار در محلول ها را محاسبه می کنیم:

$$1 \text{ mol KNO}_3 = 101 \text{ g}, 1 \text{ mol KCl} = 74.5 \text{ g}$$

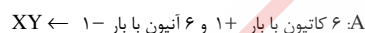
$$\text{mol KNO}_3 = \frac{10/1}{101} = 0.099 \text{ mol}, \text{mol KCl} = \frac{7/45}{74.5} = 0.0094 \text{ mol}$$

$$M(\text{KNO}_3) = \frac{0.099}{2 \times 10^{-1}} = 0.495 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}, M(\text{KCl}) = \frac{0.0094}{10^{-1}} = 0.094 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

غلظت محلول KCl (سمت راست) بیشتر از غلظت محلول KNO_3 (سمت چپ) است. بنابراین حرکت مولکول های 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 یون ها) غلظت یون ها، هم K^+ و هم Cl^- به مرور کاهش می یابد (درستی گزینه «۲» و «۳»). فرایند اسمز و جابه جایی مولکول های آب فقط تا رسیدن به تعادل و یکسان شدن غلظت در دو طرف غشاء ادامه می یابد و نیازی به انتقال کامل مولکول آب از سمت چپ به سمت راست نیست. (یوسفی) (پایه دهم - فصل سوم - پدیده اسمز) (متوسط)

۲۲- گزینه «۲» - با سرد کردن محلول لیتیم سولفات، انحلال پذیری لیتیم سولفات در آب افزایش می یابد. به همین دلیل رسوبی تشکیل نمی شود بلکه محلول سیر نشده به دست می آید. (یوسفی) (پایه دهم - فصل سوم - انحلال پذیری) (متوسط)

۲۳- گزینه «۲» - با توجه به تعداد آنیون ها و کاتیون ها در هر شکل فرمول ترکیب حل شده را می نویسیم.



بررسی گزینه ها:

گزینه «۱»: لیتیم سولفات با فرمول Li_2SO_4 پس از انحلال در آب ۲ یون Li^+ و ۱ یون SO_4^{2-} تولید می کند. شکل B با انحلال لیتیم سولفات در آب هم خوانی دارد. گزینه «۲»: محاسبه غلظت مولی محلول A:

$$[\text{XY}] = [\text{X}^+] = [\text{Y}^-] = \frac{6 \times 0.01}{100 \times 10^{-3}} = 0.06 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

محاسبه غلظت مولی محلول C:

$$[\text{WZ}_4] = [\text{W}^{2+}] = \frac{[\text{Z}^-]}{4} = \frac{4 \times 0.01}{100 \times 10^{-3}} = 0.04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

گزینه «۳»: در محلول B، $0.06 = 0.06 \times 0.01 = 6 \times 10^{-3}$ مول کاتیون وجود دارد.

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

گزینه «۴»:

$$\text{محلول B: } [\text{Q}^{2-}] = \frac{3 \times 0.01}{50 \times 10^{-3}} = 0.06 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

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

$$\frac{[\text{Q}^{2-}]}{[\text{Z}^-]} \times 100 = \frac{0.06}{0.8} \times 100 = 7.5\%$$

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

۲۴- گزینه «۳» - مقایسه گشتاور دو قطبی، قدرت نیروی بین مولکولی و نقطه جوش این مواد به صورت مقابل است: $A < B < C$. بررسی عبارت ها:

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°C (کمتر از -23°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 مولکول ها در میدان الکتریکی) (متوسط)

۲۵- 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)