



طراحان:
دکتر فرشاد هادیان فرد



نام:

نام خانوادگی:

کد داوطلبی:

الف

A

پایه دوازدهم

دفترچه‌ی پاسخ



با ما ماریج کنکور را آسان طی کنید...

گروه آموزشی ماز

دوپینگ شیمی ماز – مرحله‌ی بیست و یکم

شیمی پایه دوازدهم

فصل دوم

تعداد سوال: ۲۰

مدت زمان آزمون: ۲۰ دقیقه

www.biomaze.ir

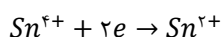
حق چاپ و تکثیر سؤالات به هر روش (الکترونیکی و...) پس از برگزاری آزمون برای تمامی اشخاص حقیقی و حقوقی تنها با مجوز «گروه ماز» مجاز می‌باشد و با متخلفین برابر مقررات رفتار می‌شود.



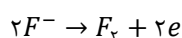
در نیم‌واکنش کاهش، الکترون در سمت چپ (واکنش‌دهنده‌ها) و در نیم‌واکنش اکسایش، الکترون در سمت راست (فراورده‌ها) قرار دارد. در واکنش‌های اکسایش-کاهش، ماده‌ای که با گرفتن الکترون کاهش پیدا کرده و سبب اکسایش گونه دیگر می‌شود، اکسند نام دارد. در این واکنش‌ها، ماده‌ای که با از دست دادن الکترون اکسایش پیدا کرده و سبب کاهش گونه دیگر می‌شود، کاهنده نام دارد. فلز آهن دارای ۸ الکترون با $l = 0$ (الکترون‌های موجود در زیرلایه S) بوده و فلز مس نیز دارای ۷ الکترون با $l = 0$ است. از طرفی، می‌دانیم که پتانسیل کاهشی مس بیشتر از آهن است و به همین خاطر، قدرت کاهندگی (تمایل به از دست دادن الکترون و اکسید شدن) مس کمتر از آهن خواهد بود. تصویر زیر، نمایی از جدول پتانسیل کاهشی و برخی از عناصر مهم موجود در آن را نشان می‌دهد:

نیم‌واکنش کاهش			$E^\circ (V)$
گونه اکسند	الکترون	گونه کاهنده	ولتاژ
$\text{Au}^{3+}(\text{aq})$	$+3e^- \rightarrow$	Au(s)	$+1/50$
$\text{Pt}^{2+}(\text{aq})$	$+2e^- \rightarrow$	Pt(s)	$+1/20$
$\text{Ag}^+(\text{aq})$	$+e^- \rightarrow$	Ag(s)	$+0/80$
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	$+2e^- \rightarrow$	Cu(s)	$+0/34$
$2\text{H}^+(\text{aq})$	$+2e^- \rightarrow$	$\text{H}_2(\text{g})$	$0/00$
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	$+2e^- \rightarrow$	Fe(s)	$-0/44$
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$	$+2e^- \rightarrow$	Zn(s)	$-0/76$
$\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$	$+2e^- \rightarrow$	Mn(s)	$-1/18$
$\text{Al}^{3+}(\text{aq})$	$+3e^- \rightarrow$	Al(s)	$-1/66$
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$	$+2e^- \rightarrow$	Mg(s)	$-2/37$

بررسی سایر گزینه‌ها:



(۱) نیم‌واکنش تبدیل یون Sn^{4+} به یون Sn^{2+} به صورت مقابل است:



نیم‌واکنش اکسایش یون F^- که منجر به تولید گاز فلوئور می‌شود نیز به صورت مقابل است:

همانطور که مشخص است، ضریب الکترون در این معادله‌ها برابر با یکدیگر بوده و معادل ۲ است.

(۲) روی و آهن، از جمله فلزهایی هستند که با محلول حاوی کاتیون مس (II) واکنش می‌دهند. چون روی در مقایسه با آهن کاهنده‌تر بوده و تمایل بیشتری به از دست دادن الکترون دارد، در شرایط یکسان یک تیغه‌ی روی، در مقایسه با یک تیغه‌ی آهنی، دمای محلول مس (II) سولفات را به مقدار بیشتری افزایش می‌دهد.

برای مقایسه تمایل فلزهای مختلف به از دست دادن الکترون، می‌توانیم از واکنش این عناصر با یک محلول خاص در شرایط یکسان استفاده کنیم. هر فلزی که با محلول موردنظر با شدت بیشتری واکنش داده و دمای محلول را به مقدار بیشتری افزایش دهد، تمایل بیشتری به از دست دادن الکترون خواهد داشت. به عنوان مثال، اگر تیغه‌های مجزایی از عناصر روی و منیزیم را وارد محلول‌های یکسانی از مس (II) سولفات با دمای 20°C کنیم، دمای محلولی که تیغه منیزیم به آن وارد شده است، به مقدار بیشتری افزایش پیدا می‌کند؛ پس می‌توان گفت تمایل اتم‌های منیزیم به اکسید شدن و از دست دادن الکترون، بیشتر از اتم‌های روی است.

(۳) چون قرار دادن آلومینیم در محلول روی سولفات موجب افزایش دمای محلول شده است، پس می‌توان گفت آلومینیم در مقایسه با روی تمایل بیشتری به از دست دادن الکترون داشته و بر این اساس، حتماً Al کاهنده‌تر از Zn خواهد بود.

معادله نیم‌واکنش انجام شده پس از موازنه به صورت زیر خواهد بود:



به ازای مبادله ۲ مول الکترون در این نیم‌واکنش، ۱ مول یون نیتрат و ۳ مول یون هیدروژن تولید می‌شود. در قدم اول، غلظت یون نیترات را در محلول ایجاد شده محاسبه می‌کنیم:

$$? \text{ mol NO}_3^- = 0.5 \text{ mol } e^- \times \frac{1 \text{ mol NO}_3^-}{2 \text{ mol } e^-} = 0.25 \text{ mol}$$

$$[\text{NO}_3^-] = \frac{\text{مول NO}_3^-}{\text{لیتر محلول}} = \frac{0.25 \text{ mol NO}_3^-}{0.25 \text{ L محلول}} = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

یون هیدروژن تولید شده در واکنش مورد نظر، بر اساس معادله $Ba(OH)_2(aq) + 2H^+(aq) \rightarrow 2H_2O(l) + Ba^{2+}(aq)$ با باریم هیدروکسید واکنش می‌دهد، پس داریم:

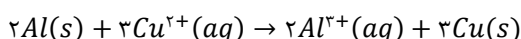
$$? g Ba(OH)_2 = 0.5 \text{ mol } e \times \frac{2 \text{ mol } H^+}{2 \text{ mol } e} \times \frac{1 \text{ mol } Ba(OH)_2}{2 \text{ mol } H^+} \times \frac{171 \text{ g } Ba(OH)_2}{1 \text{ mol } Ba(OH)_2} = 64/125 \text{ g}$$

با توجه به محاسبات بالا، جرم باریم هیدروکسید مصرف شده تقریباً برابر با ۶۴/۱ گرم می‌شود.

۳ گزینه ۳ (متوسط - مفهومی - ۱۲۲)

در سلول‌های الکترولیتی، همانند دستگاه اسمز معکوس، یک فرایند در خلاف جهت طبیعی خود و با استفاده از یک منبع نیروی خارجی به پیش رانده می‌شود. یک مولد الکتریکی، منبع ایجاد کننده نیروی مورد نیاز برای سلول الکترولیتی بوده و یک پمپ فشار نیز منبع ایجاد کننده نیرو برای انجام شدن فرایند اسمز معکوس است.

بررسی سایر گزینه‌ها:



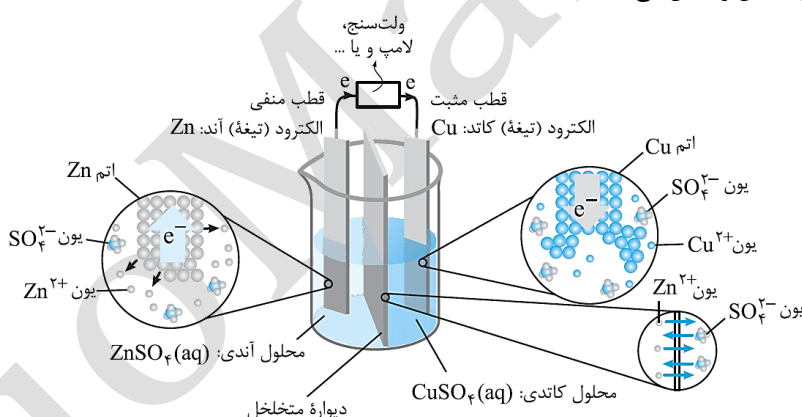
(۱) معادله واکنش انجام شده در سلول مورد نظر به صورت مقابل است:

بر این اساس، داریم:

$$? g Cu = 200 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1000 \text{ mL محلول}} \times \frac{0.3 \text{ mol } Cu^{2+}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{2 \text{ mol } Al}{3 \text{ mol } Cu^{2+}} \times \frac{27 \text{ g } Al}{1 \text{ mol } Al} = 1/0.8 \text{ g}$$

(۲) در کاتد سلول گالوانی حاصل از الکترودهای نقره و مس، نیم‌واکنش $Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$ انجام می‌شود. توجه داریم که در سلول گالوانی مورد نظر، نیم‌سلول نقره در نقش کاتد و نیم‌سلول مس در نقش آند است.

(۴) در سلول روی-مس، نیم‌سلول روی در نقش آند بوده و می‌دانیم که در سلول‌های گالوانی و الکترولیتی، آنیون‌ها به سمت تیغه آندی حرکت می‌کنند. بر این اساس، می‌توان گفت در سلول مورد نظر آنیون‌های موجود در الکترولیت از خلال دیواره‌ی متخلخل به سمت نیم‌سلول روی مهاجرت می‌کنند. تصویر زیر، نمایی از سلول گالوانی روی-مس را نشان می‌دهد:



واکنش انجام شده در سلول گالوانی روی-مس، مشابه همان واکنشی است که با وارد کردن تیغه‌ای از جنس فلز روی به محلول دارای یون‌های مس (II) انجام می‌شود. تنها تفاوت فرایندهای انجام شده در آن است که به کمک سلول گالوانی، واکنش مورد نظر در یک شرایط کنترل شده انجام می‌شود و از جریان الکتریکی ایجاد شده در آن می‌توانیم به عنوان منبع تولید الکتریسیته استفاده کنیم.

۴ گزینه ۴ (متوسط - مفهومی - ۱۲۲)

عبارت‌های (آ)، (ب)، (پ) و (ت) درست هستند.

بررسی چهار عبارت:

(آ) آن‌چه که شیمی و الکتریسیته را به یکدیگر پیوند داده و علم الکتروشیمی را ایجاد می‌کند، الکترون است. به عبارتی، الکتروشیمی علم استفاده از انرژی الکتریکی برای ایجاد یک تغییر شیمیایی و یا تولید انرژی الکتریکی به کمک انجام واکنش‌های شیمیایی است. تولید انرژی پاک و ارزان، دستاوردی از دانش الکتروشیمی است که در سایه فناوری‌های پیشرفته موجب افزایش سطح رفاه و آسایش مردم جهان شده است.

رشد دانش و پیشرفت فناوری، موجب آسان‌تر شدن انجام فعالیت‌های فردی، اقتصادی و صنعتی شده و افزایش سطح آسایش و رفاه در جامعه را به دنبال داشته است. تأمین روشنایی، گرمایش و سرمایش آسان‌تر، حمل و نقل سریع‌تر و ایمن‌تر، درمان و کاهش اثرات نقص عضو و انتقال ایمن آب آشامیدنی از

نقطه‌ای به نقطه دیگر، نمونه‌هایی از افزایش سطح رفاه و آسایش در جامعه را نشان می‌دهند. دو رکن اساسی در تحقق این فناوری‌ها، دستیابی به مواد مناسب و تأمین انرژی مورد نیاز است.

ب) اغلب فلزها در واکنش با نافلزها تمایل دارند یک یا چند الکترون خود را به اتم‌های نافلزی داده و ضمن اکسایش، به کاتیون تبدیل شوند. نافلزها نیز با گرفتن یک یا چند الکترون، کاهش یافته و به آنیون تبدیل می‌شوند. بر این اساس، فلزها اغلب کاهنده و نافلزها اغلب اکسند هستند. به عنوان مثال، فلز منیزیم در واکنش با اکسیژن هوا اکسید شده و الکترون‌های خود را به اتم‌های اکسیژن انتقال می‌دهد. معادله نیم‌واکنش‌های انجام شده در این واکنش شیمیایی به صورت زیر است:



واکنش انجام‌شده به صورت: $2\text{Mg}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{MgO}(s)$ است که در آن اتم‌های Mg و مولکول‌های اکسیژن به ترتیب در نقش گونه‌های کاهنده و اکسند ظاهر می‌شوند. فرآورده‌های تولید شده در این نیم‌واکنش‌ها، هر دو دارای ۱۰ الکترون بوده و آرایش الکترونی مشابهی دارند. همان‌طور که مشخص است، طی این واکنش هر اتم منیزیم دو الکترون از دست داده و یک لایه الکترونی از اتم‌های آن کاسته می‌شود و به همین خاطر، شعاع اتم‌های این عنصر طی فرایند اکسایش، کوچک‌تر می‌شود. در گذشته از واکنش سوختن منیزیم به عنوان منبع نور در هنگام عکاسی استفاده می‌شد. طی این فرایند، فلز منیزیم با تولید نور خیره‌کننده‌ای در حضور اکسیژن می‌سوزد و به منیزیم اکسید تبدیل می‌شد.

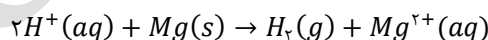
پ) یکی از کاربردهای واکنش‌های اکسایش-کاهش، استفاده از آن‌ها در ساختن انواع باتری‌ها است. باتری از فرآورده‌های مهم صنعتی است که در محل مورد نیاز، با انجام واکنش‌های شیمیایی، بخشی از انرژی شیمیایی ذخیره شده در خود را به انرژی الکتریکی تبدیل می‌کند. ساختار و ویژگی‌های هر باتری متناسب با کارکرد ویژه‌ای است که آن باتری دارد. با رشد و پیشرفت صنایع گوناگون، نیاز و تقاضا برای ساختن باتری‌هایی با ویژگی‌های گوناگون و کاربرد معین افزایش پیدا کرده است.

ت) معادله نیم‌واکنش کاهش در فرایند تولید نمک خوراکی از عناصر سازنده آن به صورت $2\text{Cl}^-(s) + 2e^- \rightarrow \text{Cl}_2(g)$ است. طی این فرایند، گاز کلر به یون کلرید جامد تبدیل می‌شود.

ث) معادله واکنش انجام شده به صورت $2\text{Zn}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{ZnO}(s)$ است. گونه‌ی کاهنده (گونه‌ای که اکسید شده و یک ماده دیگر را می‌کاهد) مصرف شده در این واکنش، معادل با فلز روی است. فلز روی دارای ۱۰ الکترون با $l = 2$ در هر اتم خود است.

۵ گزینه ۲ (متوسط - مساله - ۱۲۲)

به کمک سلول‌های گالوانی، می‌توان انرژی شیمیایی ذخیره‌شده در فلزهای مختلف را به انرژی الکتریکی تبدیل کرد. واکنش‌های انجام‌شده در این سلول‌ها با کاهش سطح انرژی واکنش‌دهنده‌ها همراه بوده و فرآورده‌های تولیدشده در این سلول‌ها پایداری بیشتری نسبت به واکنش‌دهنده‌های مصرف‌شده در آن‌ها دارند. برای ساختن سلول گالوانی منیزیم-هیدروژن، از نیم‌سلول‌های استاندارد منیزیم و هیدروژن استفاده شده است، پس در ابتدای این فرایند غلظت کاتیون در هر محلول برابر با ۱ مول بر لیتر بوده است. در یک سلول گالوانی، الکترودی که تمایل بیشتری به از دست دادن الکترون دارد (کاهنده‌تر است)، به عنوان آند و الکترودی که تمایل کم‌تری به از دست دادن الکترون دارد (اکسندتر است)، به عنوان کاتد ایفای نقش می‌کند، پس نیم‌سلول منیزیم در این سلول در نقش آند است. معادله واکنش انجام شده در این سلول به صورت زیر است:



در قدم اول، مقدار یون هیدروژن مصرف شده در این واکنش را محاسبه کرده و سرعت متوسط مصرف این یون را بدست می‌آوریم:

$$? \text{ mol H}^+ = 11/2 \text{ L H}_2 \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{22/4 \text{ L H}_2} \times \frac{2 \text{ mol H}^+}{1 \text{ mol H}_2} = 1 \text{ mol}$$

$$\bar{R}_{\text{H}^+} = \frac{\Delta n(\text{H}^+)}{\Delta t} = \frac{1 \text{ mol H}^+}{5 \text{ min} \times \frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}}} = 12 \text{ mol} \cdot \text{h}^{-1}$$

در قدم بعد، مقدار یون منیزیم تولید شده در این واکنش شیمیایی را محاسبه می‌کنیم:

$$? \text{ mol Mg}^{2+} = 11/2 \text{ L H}_2 \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{22/4 \text{ L H}_2} \times \frac{1 \text{ mol Mg}^{2+}}{1 \text{ mol H}_2} = 0.5 \text{ mol}$$

حجم محلول آندی اولیه برابر با ۲ لیتر بوده و غلظت یون منیزیم در این محلول نیز برابر با ۱ مول بر لیتر بوده است، پس در ابتدای واکنش ۲ مول یون منیزیم در این محلول وجود داشته است. با تولید ۰/۵ مول یون منیزیم، مقدار یون منیزیم موجود در محلول ۲ لیتری به ۲/۵ مول رسیده است، پس می‌توان گفت غلظت نهایی یون منیزیم در این محلول برابر با ۱/۲۵ مول بر لیتر می‌شود.

۶ گزینه ۳ (متوسط - مفهومی - ۱۲۲)

چون فلز مس E° بزرگتر از صفر دارد، در مجاورت با محلول‌های اسیدی با این محلول‌ها واکنش نمی‌دهد. این درحالی است که در سلول گالوانی هیدروژن مس، فلز مس در نقش کاتد بوده و کاتیون‌های حاصل از آن در نیم‌واکنش کاهش شرکت می‌کنند.

مقدار E° برای شش عنصر فلزی طلا، پلاتین، پالادیم، جیوه، نقره و مس، بزرگتر از صفر است. از میان این عناصر، مقدار E° برای عناصر طلا، پلاتین، نقره و مس در جدول پتانسیل کاهش کتاب درسی مطرح شده است و توصیه می‌کنیم که نام و ترتیب این چهار عنصر را به خاطر بسپارید. از آنجا که مقدار E° این عناصر فلزی بزرگتر از $E^\circ(H^+/H_2)$ است، محلول‌های اسیدی بر این فلزها اثری نداشته و آن‌ها را دچار خوردگی نمی‌کنند. به‌جز این عناصر، مقدار E° برای سایر فلزها منفی بوده و به همین خاطر است که سایر عناصر فلزی در واکنش با اسیدها دچار خوردگی می‌شوند.

بررسی سایر گزینه‌ها:

(۱) نیروی الکتروموتوری در یک سلول گالوانی، حداکثر اختلاف پتانسیلی است که یک سلول می‌تواند به وجود بیاورد. برای افزایش مقدار emf یک سلول گالوانی، باید از الکترودهایی استفاده کنیم که مقدار E° آن‌ها بیشترین مقدار تفاوت ممکن را با یکدیگر داشته باشد. در واقع هر چه قدر که E° کاتد سازنده یک سلول گالوانی بیشتر و E° آند سازنده آن کمتر باشد، مقدار emf آن سلول بیشتر می‌شود. با کاهش قدرت کاهندگی (افزایش مقدار E°) نیم‌سلول آندی در یک سلول، مقدار emf آن سلول کاهش پیدا می‌کند.

برای پیدا کردن مقدار emf یک سلول گالوانی، از روش‌های زیر می‌توان کمک گرفت:

۱- نیم‌سلول‌های سازنده سلول را به یکدیگر متصل کرده و مقدار emf را به کمک ولت‌سنج اندازه‌گیری می‌کنیم. مقدار emf بدست آمده از این روش، مقدار عملی emf سلول را نشان می‌دهد. در این رابطه داریم:

بازده درصدی سلول $\times$ نظری emf = عملی emf

۲- ابتدا آند و کاتد سلول گالوانی موردنظر را پیدا کرده و پس از آن E° آند (الکترودی که E° کوچک‌تری دارد) را از E° کاتد (الکترودی که E° بزرگ‌تری دارد) کم می‌کنیم. بر این اساس، داریم:

$$emf = E^\circ(\text{کاتد}) - E^\circ(\text{آند})$$

توجه داریم که مقدار emf برای سلول‌های گالوانی همواره مقداری مثبت است. چنانچه ولت‌سنج مقدار E° یک سلول را با عددی منفی نشان داد و یا این که پس از محاسبه emf سلول، یک عدد منفی به دست آوردید، فقط به این معناست که موقعیت آند و کاتد سلول را به اشتباه تشخیص داده و قطب‌های ناهم‌نام سلول گالوانی و ولت‌سنج را به یکدیگر وصل کرده‌اید.

(۲) در مولکول متیل آمین (CH_3NH_2)، یک اتم نیتروژن از یک سو به اتم کربن و از دو سمت دیگر به ۲ اتم هیدروژن متصل شده است. چون خاصیت نافلزی نیتروژن بیشتر از کربن و هیدروژن است، پس عدد اکسایش کربن در متیل آمین برابر با ۳- می‌شود. در رابطه با یون آمونیوم (NH_4^+) موجود در بلور آمونیوم سولفید نیز داریم:

$$-3 = \text{عدد اکسایش } N \implies (+1) \times 4 + \text{عدد اکسایش } N = +1$$

(۴) در سلول روی-مس، تیغه مسی در نقش کاتد و تیغه روی در نقش آند است. در این سلول، الکترون‌های موجود در مدار خارجی به سمت تیغه مس حرکت می‌کنند. اگر نیم‌سلول روی از سلول روی-مس را با نیم‌سلول نقره جایگزین کنیم، تیغه مس در نقش آند سلول جدید قرار گرفته و جهت جریان الکترون در مدار خارجی تغییر می‌کند.

۷ گزینه ۱ (سخت - مفهومی - ۱۲۲)

فقط عبارت (ب) درست است.

بررسی چهار عبارت:

(آ) بعد از فلز نقره، اکسیژن نافلزترین عنصر جدول تناوبی است؛ پس به‌جز فلز نقره، عدد اکسایش اتم‌های اکسیژن در ترکیب با سایر عناصر برابر ۲- است. جدول زیر، موارد استثنای عدد اکسایش اتم‌های اکسیژن را نشان می‌دهد.

گونه شیمیایی	OF_2	O_2F_2	HO_2	O_2^-	O_2^{2-}	H_2O_2
عدد اکسایش اکسیژن	+۲	+۱	۰	-۵/۰	-۱	-۱

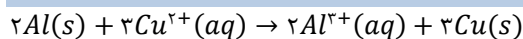
با توجه به توضیحات داده شده، در واکنش شیمیایی $OF_2 + H_2O \rightarrow O_2 + 2HF$ عدد اکسایش اکسیژن در OF_2 به اندازه ۲ واحد کاهش یافته و عدد اکسایش اتم این عنصر در آب به اندازه ۲ واحد افزایش یافته است.

(ب) از آنجا که در سلول‌های سوختی، انرژی شیمیایی سوخت‌ها به طور مستقیم به انرژی الکتریکی تبدیل شده و برخلاف نیروگاه‌ها، در این روش چند مرحله متوالی از تبدیل انرژی صورت نمی‌گیرد، اتلاف انرژی به صورت گرما کم‌تر است و درصد بیشتری از انرژی شیمیایی ذخیره‌شده در سوخت موردنظر به انرژی الکتریکی تبدیل می‌شود.

(پ) گوگرد، عنصری است که ۱۰ الکترون با $l = 1$ دارد. بازه تغییرات عدد اکسایش گوگرد در ترکیب‌های این عنصر به اندازه ۸ واحد (بازه بین ۲- تا ۶+) است. عدد اکسایش اتم منگنز در ساختار یون MnO_4^{2-} نیز برابر با ۶+ است.

ت) ساده‌ترین عضو خانواده آلکن‌ها، اتن با فرمول مولکولی C_2H_2 است. عدد اکسایش کربن در این ترکیب برابر با ۲- است، پس در واکنش سوختن اتن عدد اکسایش هر اتم کربن در این ماده از ۲- به ۴+ در گاز کربن دی‌اکسید رسیده و به اندازه ۶ واحد افزایش پیدا می‌کند. در این فرایند، عدد اکسایش هر اتم اکسیژن از صفر در مولکول O_2 به ۲- در فرآورده‌ها می‌رسد. با توجه به توضیحات داده شده، می‌توان گفت در واکنش سوختن ساده‌ترین آلکن، تغییر عدد اکسایش اتم‌های کربن ۳ برابر تغییر عدد اکسایش اتم‌های اکسیژن است.

۸ گزینه ۲ (متوسط - مساله - ۱۲۲)

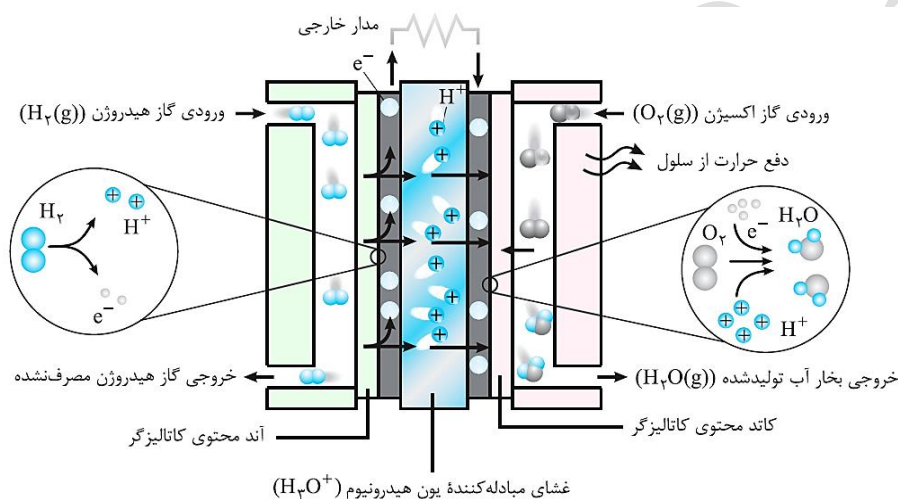


در سلول گالوانی آلومینیم-مس، واکنش مقابل انجام می‌شود:

در این سلول، تیغه آلومینیم در نقش آند است. بر این اساس، تعداد مول الکترون‌های مبادله شده را محاسبه می‌کنیم:

$$? mol e = \frac{2}{3} g Al \times \frac{1 mol Al}{27 g Al} \times \frac{3 mol e}{1 mol Al} = 0.14 mol$$

سلول سوختی، نوعی سلول گالوانی است که توسط شیمی‌دان‌ها و برای گذر از تنگنای تولید انرژی و کاهش آلودگی محیط زیست پیشنهاد می‌شود. رایج‌ترین سلول سوختی، سلول هیدروژن-اکسیژن است که در آن گاز هیدروژن به آرامی و تحت یک شرایط کنترل‌شده با گاز اکسیژن وارد واکنش شده و اکسید می‌شود. طی این فرایند، بخش زیادی از انرژی شیمیایی ذخیره‌شده در مولکول‌های هیدروژن به انرژی الکتریکی تبدیل می‌شود. ساختار این سلول به صورت زیر است:



غشای مبادله‌کننده یون هیدرونیوم (H_3O^+)

در بخش آندی سلول‌های سوختی، مولکول‌های هیدروژن براساس نیم‌واکنش: $H_2(g) \rightarrow 2H^+(aq) + 2e^-$ اکسایش پیدا کرده و الکترون‌های حاصل از این نیم‌واکنش از طریق مدار خارجی به سمت بخش کاتدی جریان پیدا می‌کنند. یون‌های هیدروژن تولیدشده در این نیم‌واکنش نیز از طریق غشای مبادله‌کننده پروتون به سمت بخش کاتدی حرکت می‌کنند. بر این اساس، داریم:

$$? mL H_2 = 0.14 mol e \times \frac{1 mol H_2}{2 mol e} \times \frac{22.4 L H_2}{1 mol H_2} \times \frac{1000 mL H_2}{1 L H_2} = 8960 mL$$

در سلول‌های سوختی، غشای مبادله‌کننده پروتون فقط به یون‌های هیدروژن اجازه عبور می‌دهد. این غشا، معادل با الکترولیت به کاررفته در سایر سلول‌های گالوانی بوده و همانند الکترولیت سایر سلول‌های گالوانی، یون‌های مثبت موجود در آن از سمت آند به سمت کاتد حرکت می‌کنند. در سلول‌های سوختی، همانند سایر سلول‌های گالوانی، الکترون‌ها در مدار خارجی از سمت آند به سمت کاتد جاری می‌شوند. توجه داریم که به ازای مصرف یک مقدار مشخص از سوخت، سلول‌های سوختی انرژی الکتریکی بیشتری نسبت به نیروگاه‌های حرارتی تولید می‌کنند؛ پس می‌توان گفت که کارایی سلول‌های سوختی بیشتر از نیروگاه‌های حرارتی و یا موتورهای درون‌سوز است.

۹ گزینه ۴ (متوسط - مفهومی - ۱۲۲)

واکنش شیمیایی انجام‌شده در سلول دانز (سلول مربوط به برقکافت سدیم کلرید مذاب)، همانند واکنش انجام‌شده در سایر سلول‌های الکتریکی، در خلاف جهت طبیعی به پیش رانده می‌شود. در آند سلول مربوط به برقکافت سدیم کلرید مذاب، گاز کلر تولید شده و در سمت کاتد این سلول نیز فلز سدیم تولید می‌شود. از آنجا که در هر تناوب با حرکت از چپ به راست، شعاع اتمی عناصر کاهش پیدا می‌کند، می‌توان گفت عنصر کلر بعد از آرگون، در مقایسه با سایر عناصر هم‌تناوب خود شعاع کوچک‌تری دارد.

بررسی سایر گزینه‌ها:

(۱) بخاطر رسانایی ناچیز آب خالص، برای برقکافت این ماده باید مقدار کمی از یک ماده‌ی الکترولیت مثل سدیم کلرید را به آن اضافه کرد. البته، باید توجه داشته باشیم که آنیون‌ها و کاتیون‌های موجود در الکترولیت موردنظر، نباید در رقابت‌های آندی و کاتدی بر آب پیروز شوند چرا که در این صورت، از فرایند برقکافت گازهای هیدروژن و اکسیژن تولید نشده و مولکول‌های آب تجزیه نمی‌شوند.

(۲) با افزودن کلسیم کلرید به سدیم کلرید، دمای ذوب این ماده از ۸۰۱ درجه‌ی سانتی‌گراد، به ۵۸۷ درجه‌ی سانتی‌گراد کاهش پیدا می‌کند. این فرایند سبب کاهش انرژی موردنیاز برای ذوب سدیم کلرید می‌شود. از آن‌جا که $E^\circ(Ca^{2+}/Ca)$ کم‌تر از $E^\circ(Na^+/Na)$ است، وجود یون‌های کلسیم در مخلوط واکنش مزاحمتی برای کاهش یون‌های سدیم ایجاد می‌شود.

(۳) آب دریا یکی از منابع مورد استفاده برای استخراج فلز منیزیم به حساب می‌آید. برای این منظور، یون منیزیم موجود در آب را ابتدا به صورت رسوب منیزیم هیدروکسید در می‌آورند و از سایر یون‌های موجود در آب جدا می‌کنند. پس از عبور رسوب منیزیم هیدروکسید از صافی، این ماده را بر اساس معادله‌ی $Mg(OH)_2(s) + 2HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2O(l)$ با هیدروکلریک اسید وارد واکنش کرده و در مرحله‌ی بعد، آب موجود در محلول حاصل را تبخیر می‌کنند. نمک خشک تولید شده را در مرحله بعد ذوب کرده و پس از آن، برقکافت می‌کنند.

۱۰ گزینه ۴ (آسان - مفهومی - ۱۲۲)

عبارت‌های (ب) و (ت) درست هستند.

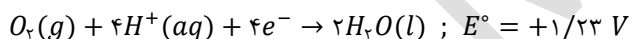
بررسی چهار عبارت:

(آ) رایج‌ترین سلول سوختی، سلول سوختی هیدروژن-اکسیژن است که در آن واکنش $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l)$ انجام می‌شود. در شرایط یکسان، حجم گاز هیدروژن مصرف شده در آند این سلول، ۲ برابر حجم گاز اکسیژن مصرف شده در کاتد آن است.

(ب) سالانه صدها میلیون تن از فلزهای گوناگون برای ساختن اسکله نفتی، اسکلت ساختمان‌ها و پل‌ها، کشتی، لوکوموتیو و راه‌آهن و ... مصرف می‌شود. هنگامی که فلزها در مجاورت با اکسیژن هوا قرار می‌گیرند، اغلب اکسایش یافته و به شکل اکسید درمی‌آیند. خوردگی به فرایند تردشدن، خوردشدن و فروریختن فلزها بر اثر واکنش‌های اکسایش-کاهش گفته می‌شود. زنگ‌زدن آهن، تیره‌شدن نقره و زنگار سبز ایجادشده بر سطح مس، نمونه‌هایی از فرایند خوردگی هستند.

(پ) اگر قدرت کاهندگی (تمایل به از دست دادن الکترون و اکسید شدن) Al بیشتر از Sn باشد، پس از ورود تیغه‌ی Sn به محلول آلومینیم سولفات، واکنشی انجام نشده و دمای محلول ثابت می‌ماند.

(ت) تمایل مولکول‌های اکسیژن به گرفتن الکترون، در محیط‌های اسیدی (محیط‌هایی با $pH < 7$ که رنگ کاغذ pH را سرخ می‌کنند)، بیشتر از محیط‌های خنثی است و به همین خاطر، فلز آهن در محیط‌های اسیدی در مقایسه با محیط‌های خنثی با سرعت بیشتری خورده می‌شود. نیم‌واکنش کاهش آب در محیط‌های اسیدی به صورت مقابل است:



۱۱ گزینه ۴ (متوسط - مساله - ۱۲۲)

گاز کلر در سمت آند این سلول الکترولیتی تولید می‌شود. معادله‌ی واکنش میان گازهای کلر و هیدروژن به صورت $Cl_2(g) + H_2(g) \rightarrow 2HCl(g)$ است. بر این اساس، داریم:

$$? \text{ mol } Cl_2 = 4 \text{ g } H_2 \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ g } H_2} \times \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{1 \text{ mol } H_2} = 2 \text{ mol}$$

برای محاسبه مقدار مول کلر مصرف شده با استفاده از تناسب، به روش زیر عمل می‌کنیم:

$$\frac{\text{جرم } H_2}{\text{ضریب } \times \text{جرم مولی}} = \frac{\text{مول } Cl_2}{\text{ضریب}} \Rightarrow \frac{4 \text{ g } H_2}{2 \times 1} = \frac{x \text{ mol } Cl_2}{1} \Rightarrow x = 2 \text{ mol } Cl_2$$

مس(II) کلرید مذاب موجود در سلول الکترولیتی بر اساس معادله‌ی $CuCl_2(l) \xrightarrow{2e^-} Cu(l) + Cl_2(g)$ برقکافت می‌شود. با توجه به معادله‌ی این واکنش، مقدار فلز مس تولید شده را محاسبه می‌کنیم:

$$? \text{ g } Cu = 2 \text{ mol } Cl_2 \times \frac{1 \text{ mol } Cu}{1 \text{ mol } Cl_2} \times \frac{64 \text{ g } Cu}{1 \text{ mol } Cu} = 128 \text{ g}$$

برای محاسبه جرم فلز مس تولید شده با استفاده از تناسب، به روش زیر عمل می‌کنیم:

$$\frac{\text{مول } Cl_2}{\text{ضریب}} = \frac{\text{جرم مس}}{\text{ضریب } \times \text{جرم مولی}} \Rightarrow \frac{2 \text{ mol } Cl_2}{1} = \frac{x \text{ g } Cu}{64 \times 1} \Rightarrow x = 128 \text{ g}$$

۱۲ گزینه ۱ (متوسط - مفهومی - ۱۲۲)

در فرایند خوردگی آهن، اتم آهن ابتدا به یون Fe^{2+} تبدیل شده و پس از آن، هر یون Fe^{2+} یک الکترون از زیرلایه $3d$ (الکترونی با $l = 2$) خود از دست داده و به یون Fe^{3+} اکسایش پیدا می‌کند. بررسی سایر گزینه‌ها:

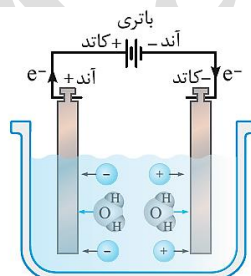
۲) وسایل آهنی در هوای مرطوب زنگ زده و پس از آن دچار خوردگی می‌شوند. این فرایند، یک واکنش اکسایش-کاهش نامطلوب و ناخواسته است که در شهرهای بندری و ساحلی به مقدار بیشتری انجام می‌شود. یکی از روش‌های جلوگیری از خوردگی آهن، محافظت کاتدی است. در این روش، فلزی که قرار است در برابر خوردگی محافظت شود را در تماس با یک فلز دیگری قرار می‌دهند که E° کوچک‌تر و تمایل بیشتری به از دست دادن الکترون داشته باشد. در این شرایط، فلزهای موردنظر برای از دست دادن الکترون و اکسایش یافتن با یکدیگر رقابت می‌کنند. در چنین شرایطی، فلزی که E° کوچک‌تر و تمایل بیشتری به از دست دادن الکترون داشته باشد در نقش آند اکسید می‌شود، اما فلزی که E° بزرگ‌تری دارد در نقش کاتد ظاهر شده و در برابر خوردگی محافظت می‌شود. چون پتانسیل کاهشی منیزیم کمتر از آهن است، با اتصال آهن و منیزیم به یکدیگر در هوای مرطوب، منیزیم نقش آند را ایفا کرده و اکسید می‌شود.

۳) یکی از راه‌های محافظت از آهن در مقابل خوردگی، پوشاندن سطح آن با فلزهای دیگر است. آهن گالوانیزه (آهن سفید) و ورقه‌های حلی، نمونه‌هایی از ورقه‌های آهنی پوشیده‌شده با سایر فلزات هستند. به ورقه‌های آهنی که سطح آن‌ها با لایه نازکی از فلز روی پوشیده شده باشد، آهن گالوانیزه یا آهن سفید گفته می‌شود. با ایجاد خراش در سطح آهن گالوانیزه، واکنش‌های اکسایش-کاهش انجام شده و فلز روی اکسید می‌شود. طی این فرایند، فلز روی در نقش آند فداکاری کرده و به همین خاطر، فلز آهن دچار خوردگی نمی‌شود.

۴) واکنش کلی انجام‌شده در هنگام زنگ‌زدن آهن به صورت $4Fe(s) + 3O_2(g) + 6H_2O(l) \rightarrow 4Fe(OH)_3(s)$ است. برای انجام شدن این واکنش، حضور مولکول‌های آب و اکسیژن الزامی است. توجه داریم در معادله‌ی واکنش کلی خوردگی آهن، تغییر عدد اکسایش گونه‌ی کاهنده (اتم آهن) برابر با ۳+ و تغییر عدد اکسایش گونه‌ی اکسنده (اتم اکسیژن) برابر با ۲- است.

۱۳ گزینه ۲ (متوسط - مفهومی - ۱۲۲)

تصویر زیر، ساختار یک سلول الکترولیتی را نشان می‌دهد:



در سلول گالوانی منیزیم-نقره، تیغه‌ی نقره در نقش کاتد (قطب مثبت) و تیغه‌ی منیزیم در نقش آند (قطب منفی) است. برای انجام شدن فرایند برقکافت، باید قطب منفی منبع جریان برق (باتری یا همان سلول گالوانی) را به کاتد سلول برقکافت و قطب مثبت آن را نیز به آند سلول برقکافت متصل کنیم. با اکسید شدن ۱ مول اتم فلزی در سمت آند سلول گالوانی (تیغه‌ی منیزیمی)، ۲ مول الکترون وارد مدار خارجی شده و به کاتد سلول برقکافت سدیم کلرید وارد می‌شود. در سمت آند سلول برقکافت نیز نیم‌واکنش $2Cl^- \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$ انجام می‌شود. با شرکت کردن ۲ مول الکترون در این نیم‌واکنش، ۱ مول گاز کلر در سلول برقکافت تولید می‌شود.

۱۴ گزینه ۲ (متوسط - مساله - ۱۲۲)

معادله‌ی واکنش برقکافت آب به صورت $2H_2O(l) \xrightarrow{4e^-} 2H_2(g) + O_2(g)$ است. در سمت کاتد این سلول الکترولیتی گاز هیدروژن آزاد می‌شود. بر این اساس، مقدار گاز هیدروژن تولید شده را محاسبه می‌کنیم:

$$? \text{ mol } H_2 = \frac{9/0.3 \times 10^{23} e^-}{6/0.2 \times 10^{23} e^-} \times \frac{2 \text{ mol } H_2}{4 \text{ mol } e^-} = 0.75 \text{ mol}$$

برای محاسبه مقدار گاز هیدروژن تولید شده به کمک تناسب، به روش زیر عمل می‌کنیم:

$$\frac{\text{تعداد الکترون}}{N_A \times \text{ضریب}} = \frac{\text{مول } H_2}{\text{ضریب}} \Rightarrow \frac{9/0.3 \times 10^{23} e^-}{6/0.2 \times 10^{23} e^- \times 4} = \frac{x \text{ mol } H_2}{2} \Rightarrow x = 0.75 \text{ mol } H_2$$

گاز هیدروژن بر اساس معادله ی $C_7H_8(g) + H_2(g) \rightarrow C_7H_6(g)$ با گاز اتن واکنش می دهد. بر این اساس، داریم:

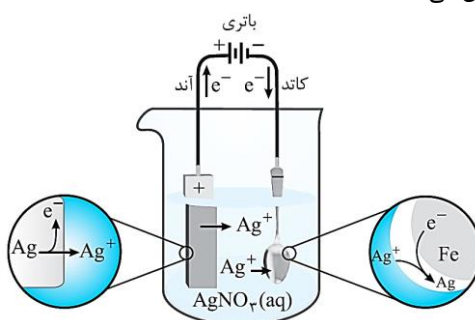
$$? g C_7H_8 \text{ ناخالص } = 0.75 \text{ mol } H_2 \times \frac{1 \text{ mol } C_7H_8}{1 \text{ mol } H_2} \times \frac{28 \text{ g } C_7H_8}{1 \text{ mol } C_7H_8} \times \frac{100 \text{ g } C_7H_8}{35 \text{ g } C_7H_8} = 60 \text{ g}$$

برای محاسبه مقدار گاز اتن مصرف شده در این فرایند، به روش زیر عمل می کنیم:

$$\frac{H_2 \text{ مول}}{\text{ضریب}} = \frac{C_7H_8 \text{ گرم} \times \frac{\text{درصد خلوص}}{100}}{\text{ضریب} \times \text{جرم مولی}} \Rightarrow \frac{0.75 \text{ mol } H_2}{1} = \frac{x \text{ g } C_7H_8 \times \frac{35}{100}}{28 \times 1} \Rightarrow x = 60 \text{ g } C_7H_8$$

۱۵ گزینه ۴ (سخت - مفهومی - ۱۲۲)

در سلول گالوانی روی-نقره، تیغه روی در نقش آند و تیغه نقره در نقش کاتد بوده و به همین خاطر، آنیون های موجود در الکترولیت به سمت تیغه روی حرکت می کنند. برخلاف این سلول، در سلول مربوط به آبکاری تیغه نقره در نقش آند بوده و آنیون های موجود در محلول الکترولیت به سمت آن حرکت می کنند. تصویر زیر، نمایی از سلول آبکاری را نشان می دهد:

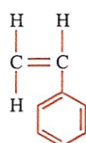


بررسی چهار عبارت:

(۱) حلبی، قطعه ای از آهن است که سطح آن با استفاده از یک لایه ی نازک فلز قلع پوشیده شده است. توجه داریم که در جدول دوره ای، سرب در خانه ی زیر قلع قرار دارد. چون قلع با مواد موجود در غذاها واکنش نشان نمی دهد، از ورقه های حلبی برای ساختن انواع قوطی های روغن نباتی و قوطی های کنسرو استفاده می شود.

(۲) به پوشاندن سطح یک فلز با لایه نازکی از فلزهای ارزشمند و مقاوم در برابر خوردگی توسط سلول های الکترولیتی، آبکاری گفته می شود. در سلول مورد استفاده برای آبکاری اجسام فلزی با نقره، جسم مورد نظر را باید به کاتد (قطب منفی) سلول الکترولیتی متصل کرد. توجه داریم که الکترولیت مورد استفاده در این سلول نیز باید حاوی یون های فلزی باشد که قرار است بر روی جسم مورد نظر بنشینند. به عبارت دیگر، محلول الکترولیت باید حاوی کاتیون های حاصل از فلز به کار رفته در آند باشد.

(۳) در ساختار ترکیب های آلی، اگر اتم کربنی وجود داشته باشد که فقط با سایر اتم های کربن در ارتباط بوده و به هیچ اتم دیگری متصل نباشد، عدد اکسایش آن برابر با صفر می شود. ساختار مولکول استیرن به صورت مقابل است:



در این مولکول، اتم کربنی از حلقه ی بنزنی که به گروه C_7H_8 متصل شده است، برابر با صفر می شود.

۱۶ گزینه ۲ (متوسط - مفهومی - ۱۲۲)

آلومینیم یک فلز فعال بوده و به راحتی اکسید شده و به Al_2O_3 تبدیل می شود. این فلز در برابر خوردگی مقاومت بالایی داشته و به همین خاطر، در ساختن وسایل فلزی کاربرد دارد.

رفتار همه عناصر فلزی در برابر مولکول های اکسیژن یکسان نبوده و برخی از این عناصر در برابر خوردگی با اکسیژن مقاوم هستند. به عنوان مثال، با این که فلز آلومینیم پتانسیل کاهشی بسیار کوچکی داشته و به سرعت با اکسیژن هوا واکنش می دهد و به Al_2O_3 تبدیل می شود، اما در برابر خوردگی مقاوم است. علت این موضوع آن است که آلومینیم اکسید تولید شده لایه ای چسبنده و متراکم را در سطح فلز باقی مانده ایجاد می کند که باعث جلوگیری از نفوذ اکسیژن و رطوبت به لایه های زیرین شده و از زنگ زدن لایه های درونی آلومینیم جلوگیری می کند.

بررسی سایر گزینه ها:

(۱) برای ساختن نیم سلول استاندارد نقره، باید از محلولی استفاده کنیم که غلظت یون Ag^+ در آن برابر با ۱ مولار باشد. چون نقره کلرید در آب نامحلول است، با ریختن ۱ مول از این ماده در ۱ لیتر آب، مقدار کمی از آن در آب حل شده و محلولی با غلظت کمتر ۱ مولار از یون نقره ایجاد می شود.

۳) باتری‌های روی-نقره، نوعی از باتری‌های دگمه‌ای هستند که در آن‌ها از فلز روی و نقره اکسید به ترتیب به عنوان آند و کاتد استفاده می‌شود. در باتری‌های روی-نقره، همه‌ی واکنش‌دهنده‌ها (فلز روی و نقره اکسید) حالت جامد دارند؛ درحالی که در سلول سوختی هیدروژن-اکسیژن (عناصر اکسیژن و هیدروژن)، همه‌ی واکنش‌دهنده‌ها حالت گاز دارند.

۴) سطح آهن گالوانیزه توسط روی پوشانده شده است. با قرار دادن یک ورقه آهن گالوانیزه‌ی در محلول مس (II) سولفات، اتم‌های روی موجود در سطح قطعه فلزی در مجاورت با یون‌های Cu^{2+} موجود در محلول قرار گرفته و الکترون‌های خود را به این یون‌ها می‌دهند. چون واکنش انجام شده گرماده است، دمای محلول افزایش می‌یابد. طی این فرایند، با مصرف شدن یون‌های Cu^{2+} ، رنگ از شدت رنگ ابی محلول نیز کاسته می‌شود.

۱۷ گزینه ۱ (سخت - مساله - ۱۲۲)

معادله‌ی واکنش خوردگی آهن به صورت مقابل است:
 $4Fe(s) + 3O_2(g) + 6H_2O(l) \rightarrow 4Fe(OH)_3(s)$
 با مصرف ۴ مول آهن (معادل با ۲۲۴ گرم آهن) در این واکنش، ۴ مول $Fe(OH)_3$ (معادل با ۴۲۸ گرم $Fe(OH)_3$) تولید می‌شود. بر این اساس، درصد تغییر جرم را محاسبه می‌کنیم:

$$\text{درصد تغییر جرم} = \frac{\text{جرم اولیه} - \text{جرم نهایی}}{\text{جرم اولیه}} \times 100 = \frac{428 - 224}{224} \times 100 = 91 \text{ درصد}$$

با توجه به معادله‌ی این واکنش، ابتدا مقدار مول‌های آهن (III) هیدروکسید را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ mol mol } Fe(OH)_3 = 56 \text{ g Fe} \times \frac{1 \text{ mol Fe}}{56 \text{ g Fe}} \times \frac{4 \text{ mol } Fe(OH)_3}{4 \text{ mol Fe}} = 1 \text{ mol}$$

برای محاسبه شمار مول‌های آهن (III) هیدروکسید با استفاده از روش تناسب، به صورت زیر عمل می‌کنیم:

$$\frac{\text{جرم آهن}}{\text{ضریب} \times \text{جرم مولی}} = \frac{\text{مول } Fe(OH)_3}{\text{ضریب}} \implies \frac{56 \text{ g Fe}}{56 \times 4} = \frac{x \text{ mol } Fe(OH)_3}{4} \implies x = 1 \text{ mol } Fe(OH)_3$$

رسوب تولید شده در مراحل خوردگی آهن، بر اساس معادله‌ی $2Fe(OH)_3(s) + 6HCl(aq) \rightarrow 2FeCl_3(aq) + 3H_2O(l)$ با هیدروکلریک اسید واکنش می‌دهد؛ پس داریم:

$$? \text{ L محلول} = 1 \text{ mol } Fe(OH)_3 \times \frac{3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } Fe(OH)_3} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{1/2 \text{ mol HCl}} = 2/5 \text{ L}$$

برای محاسبه حجم محلول هیدروکلریک اسید با استفاده از روش تناسب، به صورت زیر عمل می‌کنیم:

$$\frac{\text{مول } Fe(OH)_3}{\text{ضریب}} = \frac{\text{غلظت مولی} \times \text{لیتر محلول}}{\text{ضریب}} \implies \frac{1 \text{ mol } Fe(OH)_3}{2} = \frac{x \text{ L محلول} \times 1/2 \text{ mol. L}^{-1}}{6} \implies x = 2/5 \text{ L محلول}$$

۱۸ گزینه ۳ (متوسط - مفهومی - ۱۲۲)

عبارت‌های (آ)، (ب) و (پ) درست هستند.

بررسی چهار عبارت:

(آ) در فرایند هال، قطب منفی منبع تولید جریان برق را باید به بدنه‌ی ظرفی که الکترولیت در آن است متصل کرد. در این حالت، بدنه‌ی ظرف در نقش کاتد قرار می‌گیرد و نیم‌واکنش کاهش یون آلومینیم در مجاورت آن انجام می‌شود.

(ب) فلزهای موجود در تناوب سوم، شامل سدیم، منیزیم و آلومینیم می‌شوند. این عناصر، تنها عناصر چکش‌خوار موجود در تناوب سوم هستند. این فلزها در دسته‌ی فلزهای فعال قرار داشته و E° آن‌ها کوچک‌تر از صفر است.

(پ) در فرایند برق‌کافت سدیم کلرید مذاب، جرم تیغه‌های آندی و کاتدی بدون تغییر باقی می‌ماند؛ اما در فرایند هال، جرم تیغه‌های آندی گرافیتی کاهش پیدا می‌کند چراکه این تیغه‌ها در واکنش کلی انجام شده در سلول هال شرکت می‌کنند.

(ت) اگر فلز A به طور طبیعی با محلول فلز D واکنش بدهد، می‌توان گفت این فلز در مقایسه با فلز B کاهنده‌تر بوده و در جدول پتانسیل کاهش نیز در موقعیت پایین‌تر از فلز B قرار می‌گیرد.

۱۹ گزینه ۲ (سخت - مفهومی - ۱۲۲)

با برقکافت سرب (II) یدید مذاب در سلول الکترولیتی، متناسب با کاهش مقدار یون Pb^{2+} در الکترولیت، حجم الکترولیت نیز کاهش پیدا می‌کند. بر این اساس، غلظت یون Pb^{2+} در الکترولیت همواره ثابت باقی می‌ماند. به عنوان مثال، اگر نیمی از یون Pb^{2+} موجود در الکترولیت کاهش یافته و از آن خارج شود، به همان نسبت از حجم الکترولیت نیز کاسته می‌شود.

بررسی سایر گزینه‌ها:

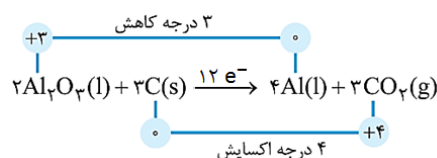
(۱) اگر فلز منیزیم کاهنده‌تر از مس باشد، یون مس (II)، اکسندۀ تر از یون منیزیم می‌شود. چون یون مس (II) قدرت اکسندگی (تمایل به جذب الکترون) بیشتری دارد، در سری الکتروشیمیایی در موقعیت بالاتری قرار گرفته و با برقکافت مخلوط مذابی از منیزیم کلرید و مس (II) کلرید، ابتدا فلز مس در سمت کاتد تولید می‌شود.

(۳) در کاتد سلول مربوط به برقکافت مس (II) کلرید، نیم‌واکنش کاهش کاتیون موجود در الکترولیت انجام می‌شود. به عبارت دیگر، در سمت کاتد این سلول، همانند کاتد سلول گالوانی روی-مس، نیم‌واکنش $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$ انجام می‌شود.

(۴) در سلول الکترولیتی، یون‌های مثبت به طرف کاتد (قطب منفی) و یون‌های منفی نیز به طرف آنُد (قطب مثبت) حرکت می‌کنند. در نقطه‌ی مقابل، در سلول گالوانی، یون‌های مثبت به طرف کاتد (قطب مثبت) و یون‌های منفی نیز به طرف آنُد (قطب منفی) حرکت می‌کنند.

۲۰ گزینه ۳ (متوسط - مساله - ۱۲۲)

معادله‌ی واکنش انجام شده به صورت زیر است:



با توجه به معادله‌ی نوشته شده، به ازای تولید ۳ مول گاز کربن دی‌اکسید، ۱۲ مول الکترون در این واکنش مبادله شده است. بر این اساس، شمار مول‌های گاز کربن دی‌اکسید تولید شده را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ mol CO}_2 = \frac{6/0.2 \times 10^{24} e^-}{6/0.2 \times 10^{23} e^-} \times \frac{3 \text{ mol CO}_2}{12 \text{ mol } e^-} = 2/5 \text{ mol}$$

برای محاسبه مقدار گاز کربن دی‌اکسید تولید شده به روش تناسب، به صورت زیر عمل می‌کنیم:

$$\frac{\text{تعداد الکترون}}{N_A \times \text{ضریب}} = \frac{\text{مول CO}_2}{\text{ضریب}} \Rightarrow \frac{6/0.2 \times 10^{24} e^-}{6/0.2 \times 10^{23} \times 12} = \frac{x \text{ mol CO}_2}{3} \Rightarrow x = 2/5 \text{ mol CO}_2$$

در مرحله‌ی بعد، جرم CaO مورد نیاز برای واکنش با ۲/۵ مول گاز CO_2 بر اساس معادله‌ی $CaO(s) + CO_2(g) \rightarrow CaCO_3(s)$ را محاسبه می‌کنیم.

$$? \text{ g CaO} = 2/5 \text{ mol CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CaO}}{1 \text{ mol CO}_2} \times \frac{56 \text{ g CaO}}{1 \text{ mol CaO}} \times \frac{100 \text{ g CaO}}{80 \text{ g CaO}} = 175 \text{ g}$$

برای محاسبه مقدار کلسیم اکسید مصرف شده به روش تناسب، به صورت زیر عمل می‌کنیم:

$$\frac{\text{مول CO}_2}{\text{ضریب}} = \frac{\text{جرم CaO} \times \frac{\text{درصد خلوص}}{100}}{\text{ضریب} \times \text{جرم مولی}} \Rightarrow \frac{2/5 \text{ mol CO}_2}{1} = \frac{x \text{ g CaO} \times \frac{80}{100}}{56 \times 1} \Rightarrow x = 175 \text{ g MgO}$$

خب، دوست‌های خوبم! این هم از مرحله ۲۱ آزمون دوپینگ ماز. الکترونیسم هم به خوبی و خوشی مرور شد و می‌فهمیم بریم واسه ۲ فصل پایانی شیمی دوازدهم!

یادتون باشه که ایام پایانی کنکور، دوران خیلی خیلی مهم هستن و متفان بعضی از بچه‌ها این بازه زمان رو با ناامید، ترس و افکار پراکنده هدر میدن! هر یک روز که به کنکور نزدیک‌تر میشیم، اهمیت زمان بیشتر و بیشتر میشه و اگر از این دوران خیلی خوب استفاده کنید، مطمئن باشید که نتایج خیلی مثبتی در نتیجه کنکورتون خواهد داشت. سعی کنید در طول این بازه با برنامه‌ریزی خیلی منظم پیش برید و برابر انجام هر کار، به زمان دقیق و حساب شده در نظر بگیرید...

امیدوارم که موفق باشید و خیلی زود، به اهداف خودتون برسید

دکتر فرشاد هادی‌نژاد - مسئول دبیرتیم شیمی ماز