Allan Rodrigues
27.07.2015

Eletroquímica - Pilha

1. As latas de conserva de alimento são feitas de aço. Para não enferrujar em contato com o ar e não estragar os alimentos, o aço nelas contido é revestido por uma fina camada de estanho. Não se deve comprar latas amassadas, pois com o impacto, a proteção de estanho pode romper-se, o que leva à formação de uma pilha, de modo que a conserva acaba sendo contaminada. De acordo com esse fenômeno, é correto afirmar que

a) o ferro serve como metal de sacrifício.
b) o polo positivo da pilha formada é o estanho.
c) ao amassar a lata, o estanho passa a perder elétrons.
d) quando a lata é amassada, o ferro torna-se o cátodo da reação.

2. Uma pilha de zinco e prata pode ser montada com eletrodos de zinco e prata e representada, segundo a *União Internacional de Química Pura e Aplicada* (IUPAC), pela notação

$Zn_{(s)} / Zn^{2+}{}_{(aq)}\, 1\,mol \cdot L^{-1} // Ag^{+}{}_{(aq)}\, 1\,mol \cdot L^{-1} / Ag_{(s)}$.

As equações que representam as semirreações de cada espécie e os respectivos potenciais padrão de redução $(25°C$ e $1\,atm)$ são apresentadas a seguir.

$Zn^{2+}{}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow Zn_{(s)}$ $\quad E° = -0,76\ V$

$Ag^{+}{}_{(aq)} + 1e^{-} \rightarrow Ag_{(s)}$ $\quad E° = +0,80\ V$

Com base nas informações apresentadas são feitas as afirmativas abaixo.
I. No eletrodo de zinco ocorre o processo químico de oxidação.
II. O cátodo da pilha será o eletrodo de prata.
III. Ocorre o desgaste da placa de zinco devido ao processo químico de redução do zinco.
IV. O sentido espontâneo do processo será $Zn^{+2} + 2Ag° \rightarrow Zn° + 2Ag^{+}$
V. Entre os eletrodos de zinco e prata existe uma diferença de potencial padrão de $1,56\ V$.

Estão corretas apenas as afirmativas

a) I e III.
b) II, III e IV.
c) I, II e V.
d) III, IV e V.
e) IV e V.

3. A estocagem de solução de sulfato de zinco em recipientes metálicos exige conhecimentos sobre possíveis processos de oxidação do zinco com o metal do recipiente, de modo a não danificá-lo. A semirreação de redução do zinco pode ser descrita como segue:

$Zn^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Zn(s)$ $\quad E^{0}_{red} = -0,76V$

Para auxiliar na decisão por diferentes recipientes que pudessem armazenar a referida solução,

Este conteúdo pertence ao Descomplica. Está vedada a cópia ou a reprodução não autorizada previamente por escrito.
Todos os direitos reservados.

um químico utilizou os dados da tabela a seguir.

Espécie química a ser reduzida	Número de elétrons envolvidos	Espécie formada	Potencial de redução padrão/V
Fe^{2+}	2	Fe	$-0,44$
Ni^{2+}	2	Ni	$-0,25$
Cu^{2+}	2	Cu	$+0,34$

Assim, o químico concluiu que, para a armazenagem do sulfato de zinco, deverá utilizar um recipiente formado por

a) material que não sofra oxidação.
b) níquel que sofrerá oxidação na presença de Zn^{2+}.
c) ferro cuja reação com o Zn^{2+} possui potencial negativo.
d) metais que se oxidam enquanto o íon zinco sofrer redução.

Este conteúdo pertence ao Descomplica. Está vedada a cópia ou a reprodução não autorizada previamente por escrito.
Todos os direitos reservados.

Gabarito

1. B
O potencial de redução do estanho $(-0{,}14V)$ é maior do que o do ferro $(-0{,}44V)$, logo o ferro sofrerá oxidação (perda de elétrons).
Conclusão: o ferro será o polo negativo e o estanho será o polo positivo.

2. C
Teremos:

$$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Zn_{(s)} \qquad E° = -0{,}76\ V$$
$$Ag^{+}_{(aq)} + 1e^- \rightarrow Ag_{(s)} \qquad E° = +0{,}80\ V$$
$$\Delta E = E_{maior} - E_{menor}$$
$$\Delta E = +0{,}80 - (-0{,}76) = +1{,}56\ V$$

$$Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + \cancel{2e^-} \quad (\text{oxidação} - \text{ânodo} - \text{desgaste})$$
$$2Ag^{+}_{(aq)} + \cancel{2e^-} \rightarrow 2Ag_{(s)} \quad (\text{redução} - \text{cátodo})$$
$$Zn_{(s)} + 2Ag^{+}_{(aq)} \xrightarrow{\text{Global}} Zn^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$$

$$\text{Sentido espontâneo}: Zn_{(s)} + 2Ag^{+}_{(aq)} \xrightarrow{\text{Global}} Zn^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}.$$

3. C
Para a armazenagem do sulfato de zinco, deverá ser utilizado um recipiente formado por um metal que apresente maior potencial de redução do que o zinco.

$$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Zn(s) \qquad E^0_{red} = -0{,}76\ V$$
$$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Fe(s) \qquad E^0_{red} = -0{,}44\ V$$
$$-0{,}44\ V > -0{,}76\ V$$
$$Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^- \quad (\text{oxidação})$$
$$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Fe(s) \quad (\text{redução})$$
$$Zn(s) + Fe^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + \underset{\substack{\text{o recipiente} \\ \text{é mantido intacto}}}{Fe(s)}$$

$$Zn(s) + Fe^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Fe(s) \qquad \Delta E = -0{,}44 - (-0{,}76) = +0{,}32\ V$$
$$Fe(s) + Zn^{2+}(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + Zn(s) \qquad \Delta E = -0{,}32\ V \ \ (\text{potencial negativo})$$

Este conteúdo pertence ao Descomplica. Está vedada a cópia ou a reprodução não autorizada previamente por escrito.
Todos os direitos reservados.