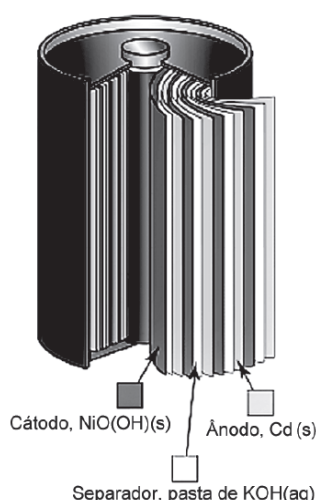


Questão 01 - (UEFS BA/2017)

A bateria de Ni-Cd (níquel-cádmio), em verdade, é uma única célula galvânica e foi uma das primeiras baterias recarregáveis a ser desenvolvida. O descarregamento dessa bateria constitui o processo espontâneo de produção de eletricidade, enquanto o carregamento é o processo eletrolítico inverso. Apesar de ser possível recarregá-la até quatro mil vezes, as baterias Ni-Cd vêm sendo substituídas pelas baterias de íon lítio, devido à alta toxicidade do cádmio, cujo descarte é muito nocivo ao meio ambiente, se não for feito de forma adequada. Analisando-se o esquema da célula galvânica de Ni-Cd, vê-se que os componentes estão dispostos em camadas, de modo a permitir maior superfície de contato entre os eletrodos.



Pela observação aprofundada da representação da bateria Ni-Cd, chega-se à correta conclusão de que

01. $\text{Cd(s)} + 2\text{NiO(OH)(s)} + 2\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\text{Ni(OH)}_2\text{(s)} + \text{Cd(OH)}_2\text{(s)}$ representa a equação química total balanceada durante o carregamento da bateria.
02. $2\text{NiO(OH)(s)} + 2\text{H}_2\text{O(l)} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ni(OH)}_2\text{(s)} + 2\text{OH}^-\text{(aq)}$ representa a semirreação de oxidação do níquel que ocorre no ânodo, durante o descarregamento da bateria.
03. $\text{Cd(s)} + 2\text{OH}^-\text{(aq)} \rightarrow \text{Cd(OH)}_2\text{(s)}$ representa a semirreação de oxidação do cádmio que ocorre no ânodo, durante o carregamento da bateria.
04. a pasta de eletrólitos à base de água constituída por hidróxido de potássio atua como ponte salina entre os eletrodos, permitindo o fluxo de cargas durante o carregamento e o descarregamento da bateria.
05. uma grande diferença de potencial entre os eletrodos implica menor energia gerada, durante a transferência de elétrons, no descarregamento da bateria.

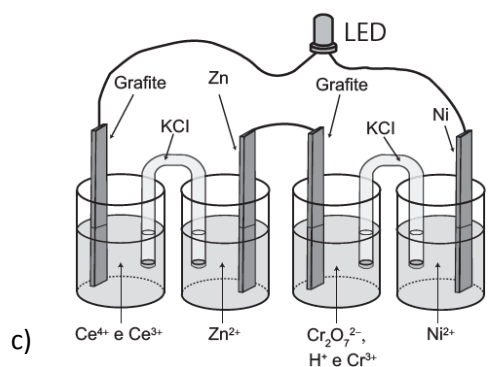
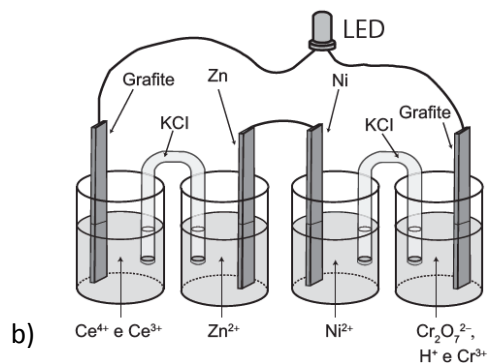
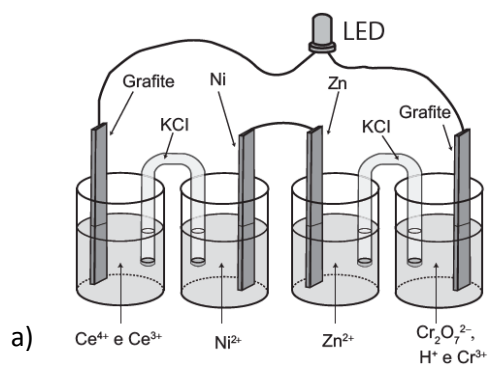
Questão 02 - (ENEM/2017)

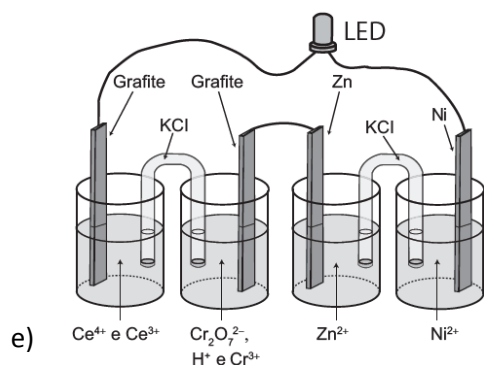
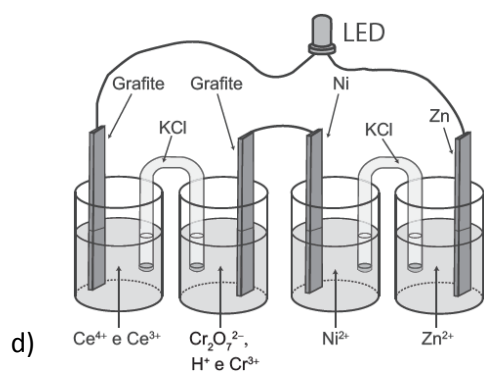
A invenção do LED azul, que permite a geração de outras cores para compor a luz branca, permitiu a construção de lâmpadas energeticamente mais eficientes e mais duráveis do que as incandescentes e fluorescentes. Em um experimento de laboratório, pretende-se associar duas pilhas em série para acender um LED azul

que requer 3,6 volts para o seu funcionamento. Considere as semirreações de redução e seus respectivos potenciais mostrados no quadro.

Semirreação de redução	E° (V)
$\text{Ce}^{4+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ce}^{3+}(\text{aq})$	+1,61
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{H}^+(\text{aq}) + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1,33
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0,25
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,76

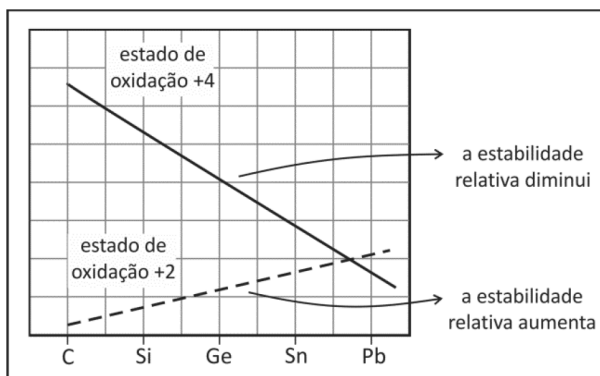
Qual associação em série de pilhas fornece diferença de potencial, nas condições-padrão, suficiente para acender o LED azul?



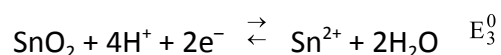
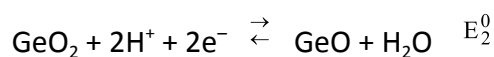
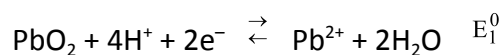


Questão 03 - (FUVEST SP/2015)

A figura abaixo ilustra as estabilidades relativas das espécies que apresentam estado de oxidação +2 e +4 dos elementos da mesma família: carbono, silício, germânio, estanho e chumbo.



As estabilidades relativas podem ser interpretadas pela comparação entre potenciais padrão de redução das espécies +4 formando as espécies +2, como representado a seguir para os elementos chumbo (Pb), germânio (Ge) e estanho (Sn):



Os potenciais padrão de redução dessas três semirreações, E_1^0 , E_2^0 e E_3^0 , foram determinados experimentalmente, obtendo-se os valores $-0,12 \text{ V}$, $-0,094 \text{ V}$ e $1,5 \text{ V}$, não necessariamente nessa ordem.

Sabe-se que, quanto maior o valor do potencial padrão de redução, maior o caráter oxidante da espécie química.

- a) Considerando as informações da figura, atribua, na tabela abaixo, os valores experimentais aos potenciais padrão de redução E_1^0 , E_2^0 e E_3^0 .

	E_1^0	E_2^0	E_3^0
Valor experimental em volt			

- b) O elemento carbono pode formar óxidos, nos quais a proporção entre carbono e oxigênio está relacionada ao estado de oxidação do carbono. Comparando os óxidos CO e CO₂, qual seria o mais estável? Explique, com base na figura apresentada acima.

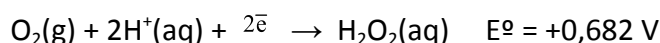
Questão 04 - (UECE/2015)

Está sendo construído novo carro-conceito híbrido usando energia solar. Painéis solares montados no teto do veículo são utilizados para carregar uma bateria de íons de lítio, que abastece o carro para viagens de até 34 km. Depois disso, o motor a gasolina do híbrido entra em funcionamento, até um novo carregamento da bateria. O sistema permite que o carro carregue até 8 vezes mais rápido do que se fosse simplesmente estacionado na luz solar. Pela importância do uso do lítio em baterias, assinale a alternativa correta.

- a) O carbonato de lítio, Li₂CO₃, é a matéria prima para fabricação de baterias cuja produção tem aumentado nos últimos anos.
- b) Geralmente os eletrólitos utilizados em baterias de lítio são os sais: hexafluorofosfato de lítio (LiPF₆), perclorato de lítio (LiClO₄) e hexafluoroarseniato de lítio (LiAsF₆).
- c) Em uma bateria de lítio, que usa o LiPF₆ como eletrólito, os cátions Li⁺ se movimentam na solução do eletrólito migrando do cátodo para o ânodo, e os ânions PF₆⁻ da solução buscarão migrar na direção oposta, em direção ao cátodo.
- d) A equação: $6C + LiCo_2O_4 \rightarrow LiC_6 + 2CoO_2$ mostra as reações químicas básicas ocorridas durante a carga e a descarga das baterias de lítio-íon, em que o carbono, C, é o agente redutor.

Questão 05 - (UEPA/2015)

A água oxigenada comercial é bastante utilizada para assepsia de ferimentos e descolorir cabelos, dependendo da concentração na qual é vendida. Para fins de controle de qualidade, esta solução é investigada através da reação do peróxido de hidrogênio (H₂O₂) com o permanganato de potássio (KMnO₄) em meio ácido. As semi reações que descrevem este processo são dadas abaixo:



Em relação a este processo, é correto afirmar que:

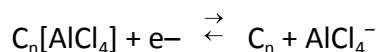
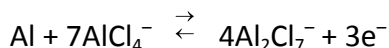
- a) o permanganato é o agente redutor.
- b) a reação libera 2 mols de oxigênio gasoso.
- c) a água oxigenada é um agente oxidante.
- d) o potencial padrão da reação é igual a + 0,828V.
- e) o potencial padrão da reação é igual a + 2,19V.

Questão 06 - (PUC RS/2015)

Analise as informações a seguir.

A revista Nature publicou, em 6 de abril de 2015, o artigo “Uma bateria recarregável de íons de alumínio ultrarrápida”, no qual apresenta uma bateria flexível recarregável que usa uma placa de alumínio como ânodo e um cátodo de grafite-espuma tridimensional. A bateria opera por deposição eletroquímica e dissolução de alumínio no ânodo, com formação de ânions cloroaluminato no grafite, usando como eletrólito um líquido iônico não inflamável. Cada pilha produz tensão aproximada de 2 volts, e a estrutura da bateria possibilita a recarga em aproximadamente um minuto, podendo resistir a mais de 7.500 ciclos de recarga.

As equações propostas para a pilha pelos autores são:

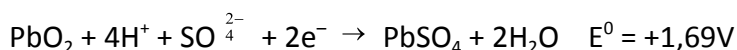
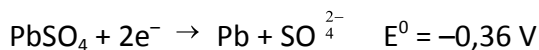


Sobre o tema e o texto, é correto afirmar que

- a) o alumínio se oxida e seu estado de oxidação se eleva de zero a +3.
- b) o ânodo de alumínio é o eletrodo onde ocorre a redução.
- c) há formação de cátions AlCl_4^- no cátodo.
- d) uma pilha eletroquímica funciona quando o potencial da reação global é negativo.
- e) ocorre a oxidação do metal alumínio na recarga da bateria.

Questão 07 - (UEM PR/2015)

Seis pilhas podem ser associadas para constituírem uma bateria de resistência interna nula. As semicelas empregadas em cada pilha têm os seguintes valores de potencial padrão:

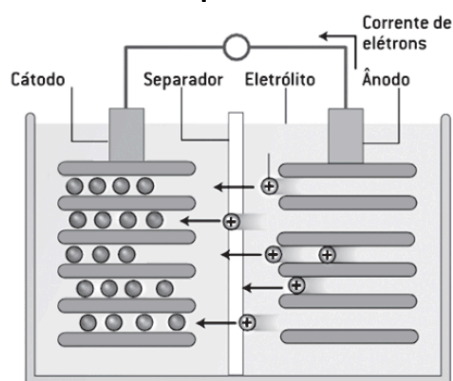


Com base nessas informações, assinale o que for correto.

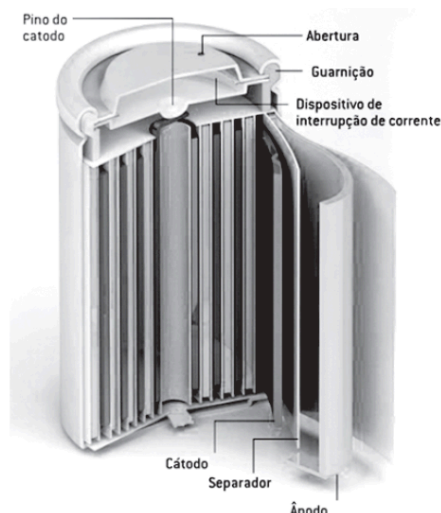
01. A força eletromotriz fornecida por uma única semicela da bateria é de 1,33 V.

02. Quando associadas em paralelo, essas pilhas constituem uma bateria que fornece uma força eletromotriz de 1,33 V.
04. A equação global de cada pilha da bateria é dada por:
- $$\text{Pb} + \text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{SO}_4^{2-} \rightarrow 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$
08. Quando associadas em série, essas pilhas constituem uma bateria que fornece uma força eletromotriz de 12,3 V.
16. O polo negativo dessas pilhas é constituído de Pb metálico, e nele ocorre a semirreação do ânodo.

TEXTO: 1 - Comum à questão: 8



A reação química gera a energia da bateria. O lítio mantido no ânodo ioniza no eletrólito (um sal de lítio) e migra para o cátodo através do separador plástico poroso. A reação libera elétrons, que fluem como uma corrente externa. Aplicando uma voltagem externa ao cátodo, os íons são “empurrados” de volta ao ânodo, recarregando a bateria.



FISCHETTI, Mark. Energia explosiva. **Scientific American Brasil** – Aula Aberta, ano II, n. 15, 2013.

Grandes recalls de fabricantes de baterias de íons de lítio para notebooks suscitaram questões sobre como essas fontes de energia podem aquecer a ponto de pegar fogo. Igualmente válida é a dúvida sobre por que os acidentes não são mais frequentes: são poucos proporcionalmente às centenas de milhões de baterias vendidas anualmente.

As células eletroquímicas de íons de lítio empregam vários materiais, mas quase todas são recarregáveis, como as usadas em câmeras fotográficas e telefones celulares, que utilizam óxido de lítio-cobalto no cátodo e grafite no ânodo. Embora essa formulação seja “de certo modo inerentemente insegura”, a fabricação cuidadosa e os dispositivos de segurança embutidos limitaram os acidentes a poucas ocorrências. Mesmo assim, os fabricantes de baterias têm aumentado a capacidade de carga em determinada célula devido à demanda dos fabricantes de eletrônicos por maior durabilidade. Portanto, agora a margem de erros é ainda menor. Aumentando o número de íons na célula, os fabricantes quadruplicaram a capacidade energética desde seu lançamento comercial em 1991. (FISCHETTI. 2013. p. 10-11).

Questão 08 - (UNEB BA/2014)

O cátodo da célula eletroquímica é formado por óxido de lítio e de cobalto, $\text{LiCoO}_2(\text{s})$, e o ânodo, por grafite, quando a bateria está descarregada. Durante a

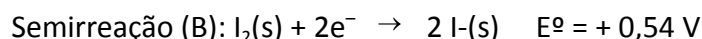
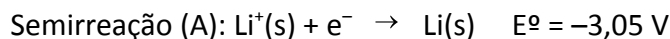
recarga, a corrente elétrica é invertida, e os íons de lítio são reduzidos no eletrodo do grafite. Na descarga, os íons de lítio, Li^+ , deixam o grafite, após reação e voltam a formar óxido de lítio e de cobalto.

Com base nas informações do texto, das figuras e considerando-se o funcionamento de célula eletroquímica e a força eletromotriz de célula igual a 3,7V, é correto afirmar:

01. O eletrólito é uma solução aquosa de sal de lítio.
02. O óxido de LiCoO_2 é oxidado a CoO_2 , na recarga da pilha.
03. A oxidação e a redução ocorrem, respectivamente, no cátodo e no ânodo, durante a descarga da pilha.
04. A voltagem de bateria, formada a partir da ligação em paralelo de quatro células eletroquímicas de óxido de lítio-cobalto, é, aproximadamente, 15V.
05. A ligação entre o cátodo e o ânodo através do separador, por meio de partículas metálicas, desvia o fluxo de corrente elétrica e causa resfriamento da célula eletroquímica.

Questão 09 - (UDESC SC/2014)

As baterias de lítio-iodo foram desenvolvidas principalmente para serem utilizadas em marcapassos cardíacos, por serem leves, seguras (não liberam gases, pois são fechadas hermeticamente), possuem boa durabilidade (estimada em 8 a 10 anos), e fornecem uma alta densidade de carga ($0,8 \text{ Wh/cm}^3$). Com relação à bateria de lítio-iodo, abaixo estão apresentadas as semirreações, juntamente com seus potenciais padrões.



Assinale a alternativa **correta** em relação às semirreações acima.

- a) A semirreação (A) acontece no cátodo, a semirreação (B) acontece no ânodo. Desta maneira, na semirreação (A) ocorre oxidação e na semirreação (B) ocorre redução.
- b) O lítio metálico é o agente redutor, e o potencial padrão para a bateria vale -3,59 V.
- c) A reação global é: $2 \text{Li}(\text{s}) + 2 \text{I}_2(\text{s}) \rightarrow 2 \text{LiI}(\text{s})$, com potencial padrão de + 2,51 V.
- d) Conforme os potenciais padrões apresentados para as semirreações, a diferença de potencial desta bateria é, em condições padrão, $E^\circ = -2,51 \text{ V}$.
- e) No sentido espontâneo, a semirreação (A) acontece no ânodo, a semirreação (B) acontece no cátodo. Desta maneira, na semirreação (A) ocorre oxidação e na semirreação (B) ocorre redução.

Questão 10 - (UNIFOR CE/2014)

Ao tentar ligar seu carro pela manhã, Paulo verificou que sua bateria estava em pane. Verificou a referência para poder comprar uma nova e na etiqueta constava 45 Ah. Esta medida se refere à:

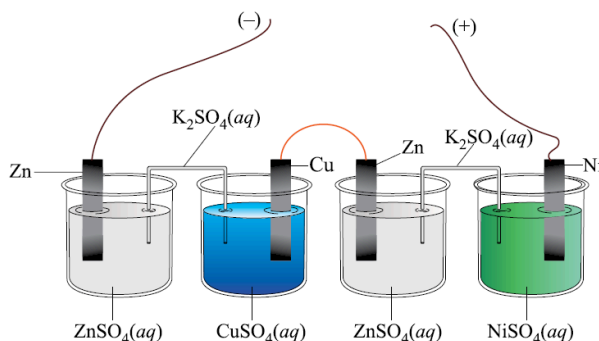


(Fonte: <http://novoemelhor.com/wp-content/uploads/2011/07/bateria-carro.jpg>)

- a) Energia Armazenada;
- b) Potência de Partida;
- c) Carga Armazenada;
- d) Corrente Máxima;
- e) Diferença de Potencial.

Questão 11 - (UEA AM/2014)

A imagem ilustra a bateria construída por um estudante, formada por duas pilhas ligadas em série. Todas as soluções aquosas utilizadas nessas pilhas estão a 25 °C e apresentam concentração de 1,0 mol/L.



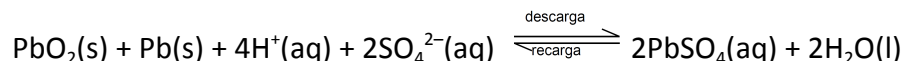
Nas condições-padrão, a diferença de potencial produzida por essa bateria, em volt, foi próxima de

- a) 0,48.
- b) 1,10.
- c) 1,61.
- d) 2,78.
- e) 3,01.

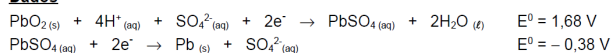
Questão 12 - (UCS RS/2013)

A bateria de armazenamento de chumbo usada em automóveis consiste de placas de chumbo metálico e óxido de chumbo IV, imersas em uma solução aquosa de

ácido sulfúrico. O funcionamento de cada placa pode ser descrito pela equação da reação global representada abaixo.



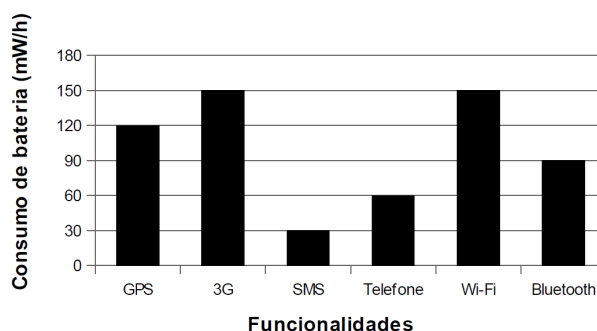
Dados



Com base nessas informações, é correto afirmar que, na bateria automotiva,

- ocorre a oxidação do PbO_2 durante o processo de descarga.
- são produzidos aproximadamente 2 V em cada placa, durante o processo de descarga.
- ocorre a redução do chumbo metálico durante o processo de recarga.
- durante o processo de recarga, em cada placa, estão envolvidos 4 elétrons.
- ocorre a redução do íon H^+ durante o processo de descarga.

Questão 13 - (UFG GO/2013) As baterias recarregáveis de íons lítio são utilizadas nos aparelhos celulares modernos, por apresentarem uma capacidade de centenas de ciclos de carga e descarga. O potencial da célula de uma bateria de lítio é de 3,7 V e apresenta capacidade de carga de 1500 mAh. Essas características permitem a inclusão de várias funcionalidades tecnológicas nos celulares, como GPS, bluetooth, 3G, Wi-Fi, SMS, além da função de telefone. O gráfico a seguir apresenta o consumo estimado de bateria para uso de cada uma dessas funcionalidades.

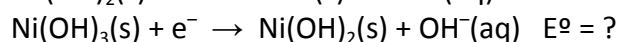
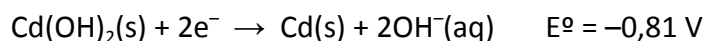


Com base nas informações fornecidas,

- calcule o número de mol de elétrons envolvidos na descarga total da bateria. Considere a carga do elétron igual a $1,6 \times 10^{-19}$ e o número de Avogadro igual a 6×10^{23} ;
- supondo-se que todas as funcionalidades representadas no gráfico estejam ativadas simultaneamente no celular, calcule o tempo de vida aproximado de um ciclo de carga da bateria.

Questão 14 - (UEPA/2013)

A bateria de Níquel-Cádmio, a qual é muito utilizada nos equipamentos eletrônicos atuais, possui as seguintes semi-reações:



Sabendo-se que a força eletromotriz (FEM) da reação global é igual a + 1,30 V, é correto afirmar que o valor do potencial padrão (E°) da semi-célula de Níquel é:

- a) + 0,81 V
- b) -2,60 V
- c) + 1,30 V
- d) -0,49 V
- e) + 0,49 V

TEXTO: 2 - Comum à questão: 15

Para determinar a quantidade de O_2 (g) constituinte do ar atmosférico, um grupo de estudantes desenvolveu este experimento:

Um chumaço de palha de aço, embebido em vinagre, foi colocado no fundo de uma proveta. Em seguida, a proveta foi emborcada em um béquer contendo água, como indicado na figura 1.

Alguns minutos depois, a palha de aço apresentava sinais de oxidação e o nível da água no interior da proveta havia subido como representado na figura 2.

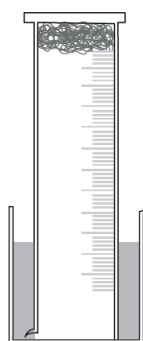


Figura 1

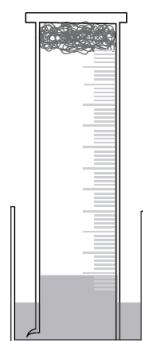


Figura 2

Questão 15 - (UFMG/2013)

O mesmo experimento pode ser realizado utilizando-se um pedaço de palha de aço umedecida somente com água. Nesse caso, o processo levará alguns dias para ocorrer completamente.

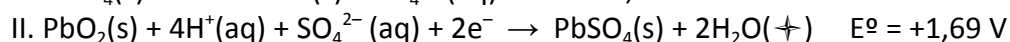
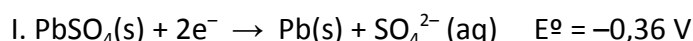
Neste quadro estão apresentados os potenciais padrão de redução de três semirreações.

Semirreações	E° (V)
$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+ 1,23
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-(\text{aq})$	+ 0,40
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	- 0,44

A partir dos dados desse quadro e de informações anteriormente fornecidas, **ESCREVA** a equação química que representa a reação de oxidação do ferro *sem a presença do ácido*.

CALCULE a diferença de potencial dessa reação.

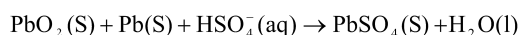
Questão 16 - (UDESC SC/2012) As baterias classificadas como células secundárias são aquelas em que a reação química é reversível, possibilitando a recarga da bateria. Até pouco tempo atrás, a célula secundária mais comum foi a bateria de chumbo/ácido, que ainda é empregada em carros e outros veículos. As semirreações padrões que ocorrem nesta bateria são descritas abaixo:



Considerando a reação de célula espontânea, assinale a alternativa que apresenta a direção da semirreação I e seu eletrodo; a direção da semirreação II e seu eletrodo; e o potencial-padrão da bateria, respectivamente.

- a) direção direta no ânodo; direção inversa no cátodo; +1,33 V
- b) direção inversa no ânodo; direção direta no cátodo; +2,05V
- c) direção inversa no cátodo; direção direta no ânodo; +2,05 V
- d) direção direta no ânodo; direção inversa no cátodo; +2,05 V
- e) direção inversa no ânodo; direção direta no cátodo; +1,33V

Questão 17 - (UEFS BA/2012)



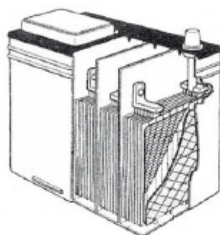
A equação química, não balanceada, representa a reação global da pilha de chumbo e ácido que produz energia utilizada em veículos automotivos.

A partir dessa equação química balanceada com os menores coeficientes estequiométricos inteiros, é correto afirmar:

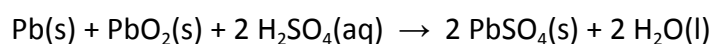
- a) O $\text{Pb}(\text{s})$ é oxidado pelo hidrogeno-sulfato.
- b) O $\text{PbO}_2(\text{s})$ é o agente redutor na equação química.
- c) A soma dos elétrons recebidos e doados durante a reação química representada é igual a zero.
- d) A soma das cargas elétricas no primeiro membro é diferente daquela no segundo membro da equação química.
- e) A quantidade de matéria de átomos, no primeiro e no segundo membros da equação química, é igual, de acordo com o princípio de conservação de massa.

Questão 18 - (UNIFOR CE/2011) Uma bateria chumbo-ácido é, basicamente, constituída de grades de chumbo preenchidas com chumbo esponjoso e de placas

de chumbo preenchidas com óxido de chumbo(IV), PbO_2 , em uma solução aquosa de ácido sulfúrico, H_2SO_4 .



A reação global que ocorre durante o processo de descarga de uma bateria chumbo-ácido pode ser descrita como

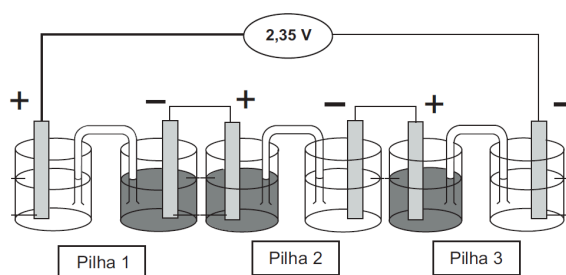


Considerando-se estas informações, é CORRETO afirmar que

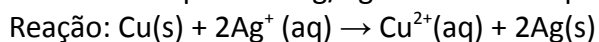
- a) a densidade da solução de ácido sulfúrico diminui no processo de recarga da bateria.
- b) o óxido de chumbo (IV), PbO_2 , sofre oxidação no processo de descarga da bateria.
- c) o pH da solução da bateria diminui durante o processo de descarga.
- d) no processo de recarga os elétrons migram do eletrodo que contém PbO_2 para o eletrodo que contém Pb esponjoso.
- e) a concentração do eletrólito aumenta no processo de descarga da bateria.

TEXTO: 3 - Comum à questão: 19 Aparelhos, como rádios portáteis, alimentados com pilha só funcionam porque as pilhas são geradoras de eletricidade, e o uso de mais de uma pilha, em série, resulta na soma de suas voltagens.

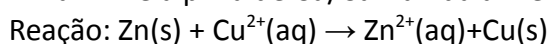
Considere as três pilhas abaixo, ligadas em série:



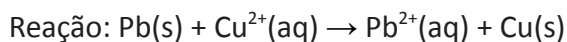
Pilha 1: meia pilha de Ag/Ag^+ unida a meia pilha Cu/Cu^{2+} .



Pilha 2: meia pilha de Cu/Cu^{2+} unida a meia pilha de Zn/Zn^{2+} .



Pilha 3: meia pilha de Cu/Cu^{2+} unida a meia pilha de Pb/Pb^{2+} .

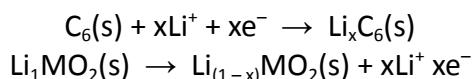


Questão 19 - (PUC RJ/2011) Quem fez o experimento mostrado na figura, mediu a diferença de potencial das três pilhas ligadas em série e o valor acusado no voltímetro foi 2,35 V. Antes, foram medidas as diferenças de potenciais da pilha 1 e da pilha 2, tendo-se encontrado os valores 0,54 V e 1,16 V, respectivamente. Esqueceu-se de medir a diferença de potencial gerado na pilha 3. Com esses dados, é correto afirmar que, nesse experimento, o valor que mais se aproxima da diferença de potencial da pilha 3 é:

- a) 0,64 V
- b) 0,98 V
- c) 1,43 V
- d) 1,70 V
- e) 1,82 V

Questão 20 - (UECE/2011)

As baterias da nova geração, desenvolvidas com íon-lítio são utilizadas em celulares, iPods e notebooks. Suas semirreações eletroquímicas são:



A respeito dessas semirreações pode-se afirmar corretamente que

- a) o carbono é reduzido.
- b) o íon Li^+ é o agente oxidante.
- c) o estado de oxidação do Li no composto Li_xMO_2 é zero.
- d) o composto $\text{Li}_{(1-x)}\text{MO}_2$ é o agente redutor.

Questão 21 - (UFAL/2010) Uma bateria de carro é, basicamente, constituída de placas de chumbo metálico e placas de chumbo recobertas com óxido de chumbo (IV) em uma solução de H_2SO_4 . A reação global de descarga dessa bateria pode ser representada por: $\text{PbO}_2(\text{s}) + \text{Pb(s)} + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{HSO}_4^-(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O(l)}$

A partir da análise dessa equação, é correto afirmar que:

- a) o pH da solução de uma bateria que está descarregando diminui.
- b) o íon chumbo no PbO_2 sofre oxidação e, portanto, é o ânodo.
- c) o chumbo metálico é o agente oxidante.
- d) 1 mol de Pb(s) libera 2 mol de elétrons.
- e) há transferência de elétrons do $\text{PbO}_2(\text{s})$ para o Pb(s) .

Questão 22 - (UEM PR/2010) Uma bateria é composta de 6 compartimentos, física e quimicamente idênticos, ligados em série e preenchidos com $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$. Cada compartimento produz uma força eletromotriz de 2,0 V, e a resistência interna total da bateria é $1,5\Omega$. Considerando que o anodo da bateria é constituído de Pb e o catodo, de PbO_2 , analise as afirmativas abaixo e assinale o que for **correto**.

01. A força eletromotriz da bateria é o somatório das forças eletromotrizes de cada compartimento.
02. A resistência interna de cada compartimento é $0,25\Omega$.
04. Ocorre a reação $\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{e}^-$ no polo positivo da bateria.
08. Quando a bateria é percorrida por uma corrente de 2,0 A, a diferença de potencial entre seus polos é 12 V.
16. A reação química global na bateria pode ser escrita na forma: $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.

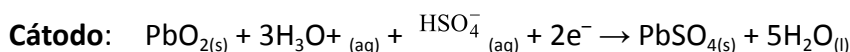
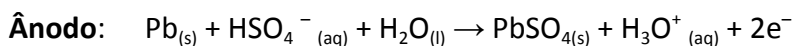
Questão 23 - (Unimontes MG/2010) A bateria de óxido de prata é um dispositivo usado, atualmente, em relógios de pulso e calculadoras. Ela tem a vantagem de gerar uma voltagem relativamente alta, em torno de 1,5 V. A reação geral que ocorre na célula é dada pela equação: $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Ag}_2\text{O}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2\text{Ag}(\text{s})$

De acordo com a equação dada, sobre o anodo da pilha, é **INCORRETO** afirmar que

- a) o hidróxido de zinco é formado no anodo.
- b) o eletrodo é constituído de zinco metálico.
- c) a prata metálica é depositada nesse eletrodo.
- d) os elétrons são transferidos para o óxido de prata.

Questão 24 - (Mackenzie SP/2010) A bateria de chumbo é uma associação de pilhas ligadas em série, constituída por um eletrodo de chumbo e por outro eletrodo de PbO_2 , ambos mergulhados em uma solução de ácido sulfúrico, 30% em massa, com densidade aproximada de 1,30 g/mL a 25°C , que, quando derramada, pode ser neutralizada por uma solução de caráter básico.

As reações que acontecem no interior da bateria estão representadas abaixo.



A respeito das baterias de chumbo, considere as afirmações I, II, III e IV.

- I. A concentração da solução de ácido sulfúrico utilizada na bateria é de aproximadamente 390 g/L.

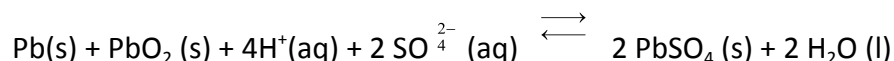
- II. Um derramamento da solução de bateria pode ser neutralizado com uma solução de cloreto de amônio.
- III. Uma solução de bateria pode ser preparada a partir da diluição de 100 mL de ácido sulfúrico, 18 mol/L, com água pura, até volume final de 1 L.
- IV. A equação $\text{Pb}_{(s)} + \text{PbO}_{2(s)} + 2\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + 2\text{HSO}_4^-_{(aq)} \rightarrow 2\text{PbSO}_{4(s)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ representa a reação global que ocorre na bateria.

Dado: massa molar do $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$.

Dessas afirmações, estão corretas, apenas

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

Questão 25 - (UEPG PR/2010) As baterias de chumbo utilizadas nos automóveis fornecem corrente elétrica a partir da reação representada abaixo.



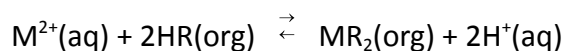
Nesse contexto, assinale o que for correto.

- 01. No óxido de chumbo presente na reação, o Pb tem nox igual a -2.
- 02. Para cada mol de Pb(s) oxidado são necessários 2 elétrons.
- 04. Cada mol de ácido sulfúrico presente na bateria fornece 2 mols de íons H^+ reagente.
- 08. A reação do chumbo em meio ácido só ocorre devido à hidrólise da água.
- 16. O nox do Pb varia de zero no Pb(s) para + 2 no $\text{PbSO}_4\text{(s)}$.

Questão 26 - (ENEM/2010)

As baterias de Ni-Cd muito utilizadas no nosso cotidiano não devem ser descartadas em lixos comuns uma vez que uma considerável quantidade de cádmio é volatilizada e emitida para o meio ambiente quando as baterias gastas são incineradas como componente do lixo. Com o objetivo de evitar a emissão de cádmio para a atmosfera durante a combustão é indicado que seja feita a reciclagem dos materiais dessas baterias.

Uma maneira de separar o cádmio dos demais compostos presentes na bateria é realizar o processo de lixiviação ácida. Nela, tanto os metais (Cd, Ni e eventualmente Co) como os hidróxidos de íons metálicos $\text{Cd(OH)}_2\text{(s)}$, $\text{Ni(OH)}_2\text{(s)}$, $\text{Co(OH)}_2\text{(s)}$ presentes na bateria, reagem com uma mistura ácida e são solubilizados. Em função da baixa seletividade (todos os íons metálicos são solubilizados), após a digestão ácida, é realizada uma etapa de extração dos metais com solventes orgânicos de acordo com a reação:



Onde:

$M^{2+} = Cd^{2+}, Ni^{2+}$ ou Co^{2+}

$HR = C_{16}H_{34} - PO_2H$: identificado no gráfico por **X**

$HR = C_{12}H_{12} - PO_2H$: identificado no gráfico por **Y**

O gráfico mostra resultado da extração utilizando os solventes orgânicos **X** e **Y** em diferentes pH.

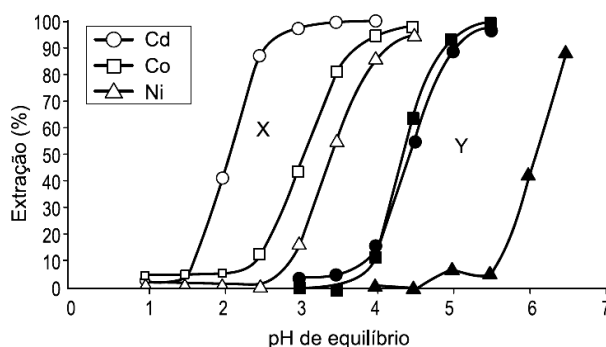


Figura 1: Extração de níquel, cádmio e cobalto em função do pH da solução utilizando solventes orgânicos **X** e **Y**.

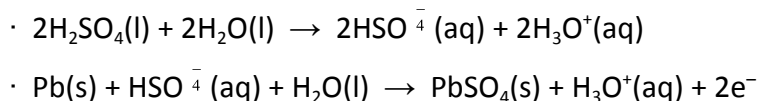
Disponível em: <http://www.scielo.br>. Acesso em 28 abr. 2010.

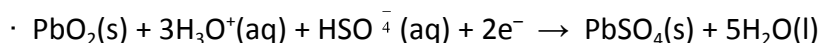
A reação descrita no texto mostra o processo de extração dos metais por meio da reação com moléculas orgânicas, X e Y. Considerando-se as estruturas de X e Y e o processo de separação descrito, pode-se afirmar que

- as moléculas X e Y atuam como extratores catiônicos uma vez que a parte polar da molécula troca o íon H^+ pelo cátion do metal.
- as moléculas X e Y atuam como extratores aniônicos uma vez que a parte polar da molécula troca o íon H^+ pelo cátion do metal.
- as moléculas X e Y atuam como extratores catiônicos uma vez que a parte apolar da molécula troca o íon PO_2^{2-} pelo cátion do metal.
- as moléculas X e Y atuam como extratores aniônicos uma vez que a parte polar da molécula troca o íon PO_2^{2-} pelo cátion do metal.
- as moléculas X e Y fazem ligações com os íons metálicos resultando em compostos com caráter apolar o que justifica a eficácia da extração.

Questão 27 - (UECE/2009)

Em que pese o risco acarretado pela utilização do chumbo, que é tóxico, a bateria usada em automóveis, inventada pelo francês Gaston Pianté em 1860, ainda é considerada bastante segura e economicamente viável. Ela é uma associação de pilhas ligadas em série em cujo interior ocorrem as reações:





Sobre a bateria de automóvel um estudante escreveu as seguintes considerações:

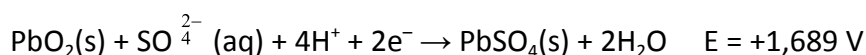
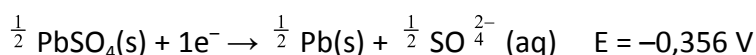
- I. O ânodo é o chumbo e o cátodo é o dióxido de chumbo.
- II. Quando a bateria descarrega, a densidade da solução aumenta.
- III. No ânodo ocorre a redução do chumbo.
- IV. Ao ser carregada, o sulfato de chumbo se transforma em chumbo e dióxido de chumbo.

É correto o que se afirma apenas em

- a) I e II.
- b) II e III.
- c) II e IV.
- d) I e IV.

Questão 28 - (UFG GO/2009)

A bateria recarregável mais comum, utilizada atualmente em automóveis, é a bateria de chumbo. Esta bateria pode ser representada pelas seguintes semireações de redução:



Considerando o exposto, para se gerar um potencial de aproximadamente 12 V, deve-se utilizar

- a) 5 células galvânicas ligadas de forma mista.
- b) 6 células galvânicas ligadas em paralelo.
- c) 6 células galvânicas ligadas em série.
- d) 9 células galvânicas ligadas em paralelo.
- e) 9 células galvânicas ligadas em série.

Questão 29 - (UEM PR/2008) Recentemente, a imprensa noticiou o caso do envenenamento por polônio-210 de um ex-agente secreto soviético.

Sabe-se, em relação a esse isótopo, que:

- ao se desintegrar, emite uma partícula alfa;
- em 420 dias, uma amostra de 200 mg decai para 25 mg;
- o isótopo formado nesse decaimento forma um íon divalente.

Admita que o sulfato desse íon divalente tenha sido submetido, em solução aquosa, ao processo de eletrólise com eletrodos inertes.

Calcule o tempo de meia-vida do polônio-210 e escreva a equação global que representa o processo eletrolítico descrito.

Questão 30 - (UNESP SP/2003)

As baterias dos automóveis são cheias com solução aquosa de ácido sulfúrico. Sabendo-se que essa solução contém 38% de ácido sulfúrico em massa e densidade igual a 1,29 g/cm³, pergunta-se:

- a) Qual é a concentração do ácido sulfúrico em mol por litro [massa molar do $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$]
- b) Uma bateria é formada pela ligação em série de 6 pilhas eletroquímicas internas, onde ocorrem as semireações representadas a seguir:
- pólo negativo (–): $\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{e}^-$ $E = +0,34 \text{ V}$
- pólo positivo (+): $\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^-$ $E = -1,66 \text{ V}$
- Qual a diferença de potencial (voltagem) dessa bateria?

Questão 31 - (ITA SP/2002)

Um elemento galvânico é constituído pelos eletrodos abaixo especificados e separados por uma ponte salina.

ELETRODO I: placa de chumbo metálico mergulhada em uma solução aquosa 1 mol/L de nitrato de chumbo.

ELETRODO II: sulfato de chumbo sólido prensado contra uma “peneira” de chumbo metálico mergulhada em uma solução aquosa 1 mol/L de ácido sulfúrico. Nas condições-padrão, o potencial de cada um destes eletrodos, em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio, é

$$E_{\text{Pb/Pb}^{2+}}^0 = -1264 \text{ V} \quad \text{Eletrodo I}$$

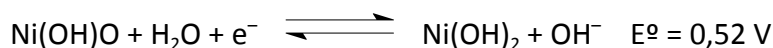
$$E_{\text{Pb/PbSO}_4, \text{SO}_4^{2-}}^0 = -3546 \text{ V} \quad \text{Eletrodo II}$$

Assinale a opção que contém a afirmação **CORRETA** sobre as alterações ocorridas neste elemento galvânico quando os dois eletrodos são conectados por um fio de baixa resistência elétrica e circular corrente elétrica no elemento.

- A massa de sulfato de chumbo sólido na superfície do ELETRODO II aumenta.
- A concentração de íons sulfato na solução aquosa do ELETRODO II aumenta.
- O ELETRODO I é o pólo negativo.
- O ELETRODO I é o anodo.
- A concentração de íons chumbo na solução aquosa do ELETRODO I aumenta.

Questão 32 - (UFG GO/2002)

Em baterias de níquel/hidretos metálicos utilizadas em computadores, telefones celulares e outros aparelhos portáteis, durante a descarga, o níquel III é reduzido a níquel II, cuja equação que representa a semi-reação que ocorre no eletrodo positivo é:



No eletrodo negativo, o hidreto metálico (MH) é oxidado para regenerar a liga metálica (M), com um potencial padrão de oxidação de 0,83 V.

Considerando que durante um ciclo completo (carga e descarga) da bateria não há consumo nem formação de água ou hidroxila, responda às perguntas:

- qual a semi-equação que representa a reação que ocorre no eletrodo negativo, no processo de descarga?
- qual a equação global da pilha e sua ddp na descarga?
- quais as semi-equações catódicas e anódicas que ocorrem no processo de carga da bateria?
- qual a equação global da pilha e sua ddp no processo de carga da bateria?

Questão 33 - (UFPR/1999)

As baterias chumbo-ácido são amplamente utilizadas como armazenadores de energia. Nestes dispositivos, eletrodos de Pb e PbO₂ são imersos em solução aquosa de ácido sulfúrico; durante a descarga da bateria, as semi-reações que ocorrem estão mostradas nas equações abaixo:

- I. $\text{Pb(s)} + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + x\text{e}^-$ $E^\circ = +0,36\text{V}$
II. $\text{PbO}_2(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + y\text{e}^- + 4\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$ $E^\circ = ?\text{V}$

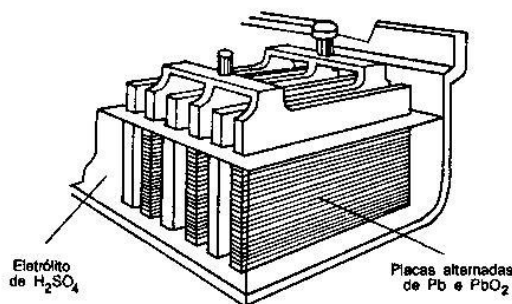
Dados: densidade / (g mL⁻¹): água = 1,00; ácido sulfúrico = 1,84

Com base nas informações acima, é correto afirmar:

01. Na equação I, o Pb_(s) sofre oxidação.
02. A soma dos coeficientes x e y é igual a 4.
04. À medida que a reação de descarga prossegue, ocorre consumo de ácido sulfúrico e produção de água.
08. Considerar a força eletromotriz da pilha como 2,00 V implica dizer que o potencial da reação II é +2,36 V.
16. À medida que a bateria produz energia elétrica, ocorre o aumento da densidade da solução eletrolítica.

Questão 34 - (UFRJ/1993)

Nas baterias de chumbo, usadas nos automóveis, os eletrodos são placas de chumbo e de óxido de chumbo (**PbO₂**) imersas em solução de ácido sulfúrico concentrado, com densidade da ordem de **1,280**.



As reações que ocorrem durante a descarga da bateria são as seguintes:

- I. $\text{Pb(s)} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{e}^-$
II. $\text{PbO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O(l)}$
a) Qual das duas reações ocorre no polo negativo (anodo) da bateria? Justifique sua resposta.
b) Explique o que acontece com a densidade da solução da bateria durante sua descarga.

Questão 35 - (UNESP SP/)

O eletrólito empregado em baterias de automóvel é uma solução aquosa de ácido sulfúrico. Uma amostra de 7,50 mililitros da solução de uma bateria requer 40,0 mililitros de hidróxido de sódio 0,75 M para sua neutralização completa.

- a) Calcule a concentração molar ácido na solução da bateria.
- b) Escreva as equações balanceadas das reações de neutralização total e parcial do ácido, fornecendo os nomes dos produtos formados em cada uma delas.

GABARITO:

1) Gab: 04

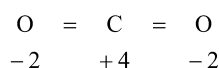
2) Gab: C

3) Gab:

	E_1^0	E_2^0	E_3^0
Valor experimental em volt	1,5V	-0,12V	-0,094V

a)

b)



O gráfico mostra que a estabilidade do estado (+4) do carbono é maior que a do estado (+2). Portanto, nesse critério, CO_2 é mais estável que CO .

4) Gab: A

5) Gab: D

6) Gab: A

7) Gab: 28

8) Gab: 02

9) Gab: E

10) Gab: C

11) Gab: C

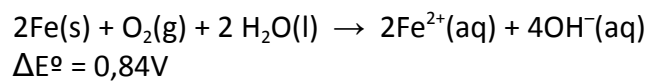
12) Gab: B

13) Gab:

- a) 0,057 mol de elétrons.
- b) Se a potência total é de 5,55 W, o tempo necessário para descarregar completamente a bateria será de **9,25h** (considerando o consumo de 0,600 W/h).

14) Gab: E

15) Gab:



16) Gab: B

17) Gab: E

18) Gab: D

19) Gab: A

20) Gab: A

21) Gab: D

22) Gab: 19

23) Gab: C

24) Gab: E

25) Gab: 20

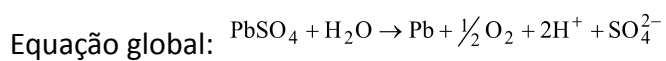
26) Gab: A

27) Gab: D

28) Gab: C

29) Gab:

140 dias



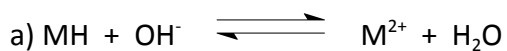
30) Gab:

a) 5,00 mol/L

b) $x = 12,00\text{V}$

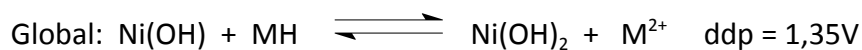
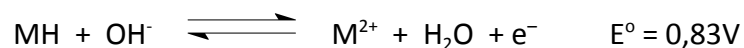
31) Gab: A

32) Gab:

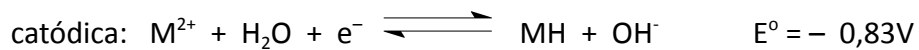


b)

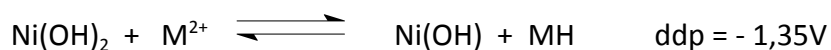




c) Carga da bateria



d) equação global:



33) Gab: V-V-V-F-F

34) Gab:

a) a reação I, por ser de oxidação.

b) a densidade diminui, pois ocorre consumo do ácido sulfúrico durante as reações.

35) Gab: a) 2,0 mol/L

