



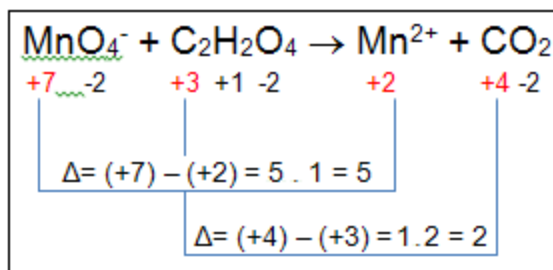
Balanceamento Íon-elétron – Células Combustíveis

Esse método deve ser utilizado para fazer o balanceamento das reações de óxido redução envolvidas na célula combustível.

1º Exemplo: Faça o balanceamento da reação abaixo em **meio ácido**.



Primeiro deveremos determinar o Nox dos elementos que sofreram oxidação e redução:



Agora vamos seguir o seguinte roteiro para fazer as semi-reações:

Semi-reação de redução

1º) Escrever a reação: $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$

2º) Balancear os elementos (exceto o H e O): $1\text{MnO}_4^- \rightarrow 1\text{Mn}^{2+}$

3º) Balancear o oxigênio adicionando H_2O no lado oposto: $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

4º) Balancear o hidrogênio adicionando H^+ no lado oposto: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

5º) Adicionar os elétrons envolvidos na reação: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

Com isso a semi-reação de redução ficou assim: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

Semi-reação de oxidação

1º) Escrever a reação: $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{CO}_2$

2º) Balancear os elementos (exceto o H e O): $1\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \rightarrow 2\text{CO}_2$

3º) Balancear o oxigênio (neste caso o oxigênio já está balanceado): $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \rightarrow 2\text{CO}_2$

4º) Balancear o hidrogênio adicionando H^+ no lado oposto: $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+$

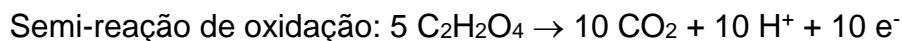
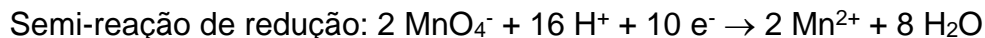
5º) Adicionar os elétrons envolvidos na reação: $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$

Com isso a semi-reação de redução ficou assim: $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$

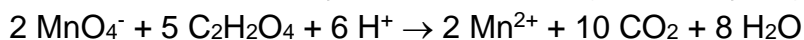
Igualando os elétrons envolvidos nas semi-reações, lembrando que:

Número de elétrons cedidos = Número de elétrons recebidos

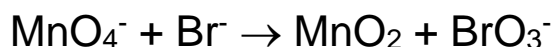
Neste caso deveremos multiplicar a semi-reação de redução por 2 e a semi-reação de oxidação por 5, para que tenhamos um total de 10 elétrons envolvidos nas duas semi-reações, e desta forma teremos:



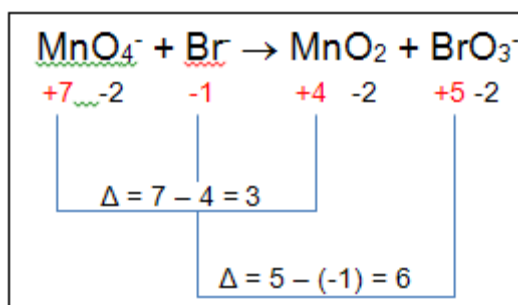
Somando as semi-reações teremos a seguinte reação global:



2º Exemplo: Faça a balanceamento da reação abaixo em **meio básico**.

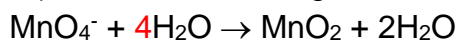
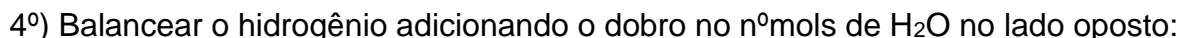
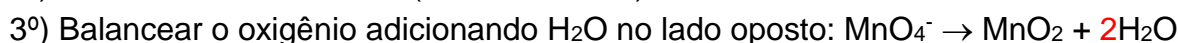


Primeiro deveremos determinar o Nox dos elementos que sofreram oxidação e redução:



Agora vamos seguir o seguinte roteiro para fazer as semi-reações:

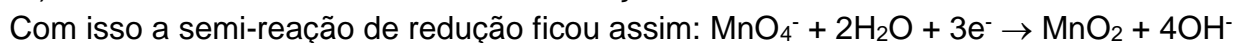
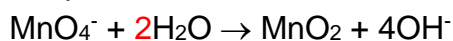
Semi-reação de redução



Em seguida adiciona-se o mesmo nºmols de OH^- no lado oposto:



Simplificando as moléculas de água envolvidas na reação ficamos com:



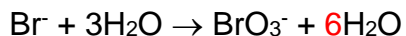
Semi-reação de oxidação

1º) Escrever a reação: $\text{Br}^- \rightarrow \text{BrO}_3^-$

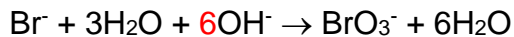
2º) Balancear os elementos (exceto o H e O): $1\text{Br}^- \rightarrow 1\text{BrO}_3^-$

3º) Balancear o oxigênio adicionando H_2O no lado oposto: $\text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{BrO}_3^-$

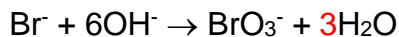
4º) Balancear o hidrogênio adicionando o dobro no nºmols de H_2O no lado oposto:



Em seguida adiciona-se o mesmo nºmols de OH^- no lado oposto:



Simplificando as moléculas de água envolvidas na reação ficamos com:



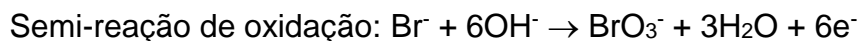
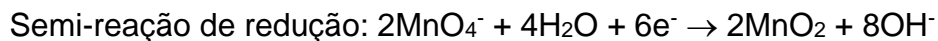
5º) Adicionar os elétrons envolvidos na reação: $\text{Br}^- + 6\text{OH}^- \rightarrow \text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^-$

Com isso a semi-reação de redução ficou assim: $\text{Br}^- + 6\text{OH}^- \rightarrow \text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^-$

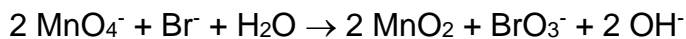
Igualando os elétrons envolvidos nas semi-reações, lembrando que:

Número de elétrons cedidos = Número de elétrons recebidos

Neste caso deveremos multiplicar a semi-reação de redução por 2, para que tenhamos um total de 6 elétrons envolvidos nas duas semi-reações, e desta forma teremos:



Somando as semi-reações teremos a seguinte reação global:



EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

01 Complete as reações de redox e faça o balanceamento. Escreva as semi-reações de oxidação e de redução. Indique os agentes oxidantes e redutores. *Obs: Todas as reações ocorrem em meio ácido.*

- $\text{Cl}_2 + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \underline{\hspace{1cm}} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{SO}_4^{2-} + \underline{\hspace{1cm}}$
- $\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{SO}_3 + \underline{\hspace{1cm}} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{HSO}_4^- + \underline{\hspace{1cm}}$
- $\text{Fe}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \underline{\hspace{1cm}} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Cr}^{3+} + \underline{\hspace{1cm}}$
- $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{MnO}_4^- + \underline{\hspace{1cm}} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{CH}_3\text{COOH} + \underline{\hspace{1cm}}$
- $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{NO}_3^- + \underline{\hspace{1cm}} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{S} + \text{NO} + \underline{\hspace{1cm}}$

02 Complete as reações de redox e faça o balanceamento. Escreva as semirreações de oxidação e de redução. Indique os agentes oxidantes e redutores. *Obs: Todas as reações ocorrem em meio básico.*

- $\text{Cl}_2 + \underline{\hspace{1cm}} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{ClO}^- + \underline{\hspace{1cm}}$
- $\text{Cr}^{3+} + \text{MnO}_2 + \underline{\hspace{1cm}} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} + \underline{\hspace{1cm}}$
- $\text{Pb}(\text{OH})_4^{2-} + \text{ClO}_3^- + \underline{\hspace{1cm}} \rightarrow \text{PbO}_2 + \text{Cl}^- + \underline{\hspace{1cm}}$
- $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}_2 + \underline{\hspace{1cm}} \rightarrow \text{ClO}_2^- + \text{O}_2 + \underline{\hspace{1cm}}$

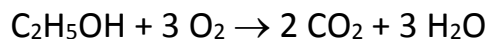
03 Permanganato de potássio é um excelente agente oxidante para uso em laboratório e para tratamento de esgoto. Ele reage com compostos orgânicos presentes nos dejetos para produzir gás carbônico e água. Escrevas as semirreações de oxidação e de redução e a equação global do processo de oxidação da glicose por permanganato em meio ácido.

04 O monóxido de nitrogênio pode ser produzido a partir de íons nitrito em solução ácida. Além do óxido, íons nitrato são formados no processo. Escrevas as semirreações de oxidação e de redução e a equação global representativa desse processo.

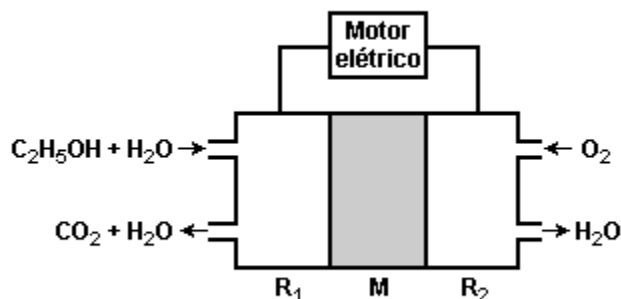
05 (UDESC-SC) Uma célula a combustível é um dispositivo de conversão eletroquímica que produz eletricidade a partir de um combustível e um oxidante, que reagem na presença de um eletrólito. Uma das possíveis aplicações desse tipo de células é o uso como fonte de energia para computadores portáteis ("laptops") e telefones celulares. Nesse caso, o combustível a ser utilizado seria o metanol (CH_3OH) reagindo com o oxigênio do ar.

- Escreva a equação que representa esta reação.
- Considerando que a entalpia de combustão do metanol é de -720 kJ/mol , qual é a quantidade de metanol, em gramas, necessária para manter um "laptop" que consome 10 W (ou 10 J/s) funcionando por 1 hora, considerando uma conversão energética hipotética de 50% (o restante é perdido na forma de calor).

06 (UFSCAR-SP) O Brasil é pioneiro na produção em escala comercial de veículos movidos por motor de combustão interna utilizando combustível renovável. Nesses veículos, a energia é fornecida pela reação de combustão do etanol, segundo a reação representada pela equação balanceada



que se processa com rendimento energético global de 30%. Em princípio, a mesma reação pode ser realizada numa célula de combustível, com a formação dos mesmos produtos. Na célula de combustível, a energia química armazenada no combustível é transformada diretamente em energia elétrica, com um rendimento energético de 50%. O esquema de uma célula de combustível baseada em membrana polimérica condutora de prótons é fornecido a seguir.



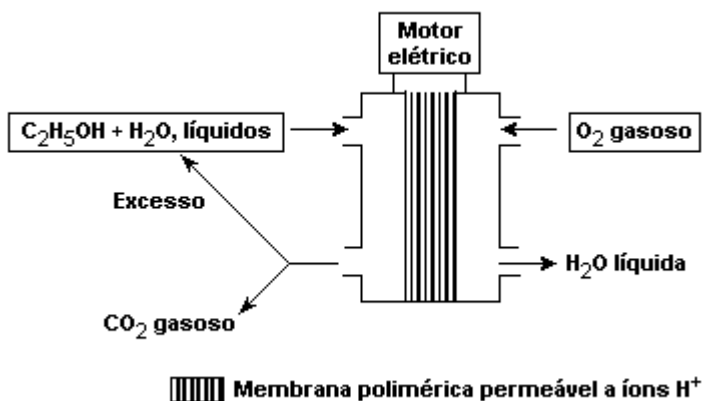
onde

M: membrana de eletrólito polimérico, permeável a íons H^+ ; R_1 e R_2 : recipientes contendo catalisadores adequados, onde se processam as semi-reações.

- Escreva as semi-reações balanceadas que ocorrem no ânodo e no cátodo da célula de combustível.
- Calcule a quantidade de CO_2 , expressa em mols, que será formada para a produção de uma mesma quantidade de energia a partir do etanol, utilizando um motor de combustão interna e uma célula de combustível.

Sugestão: tome como base de cálculo a quantidade teórica de energia fornecida por um mol de etanol reagindo com O_2 .

07 (UFSCAR-SP) Uma tecnologia promissora para a redução do uso de combustíveis fósseis como fonte de energia são as células de combustível, nas quais os reagentes são convertidos em produtos através de processos eletroquímicos, com produção de energia elétrica, que pode ser armazenada ou utilizada diretamente. A figura apresenta o esquema de uma célula de combustível formada por duas câmaras dotadas de catalisadores adequados, onde ocorrem as semi-reações envolvidas no processo.

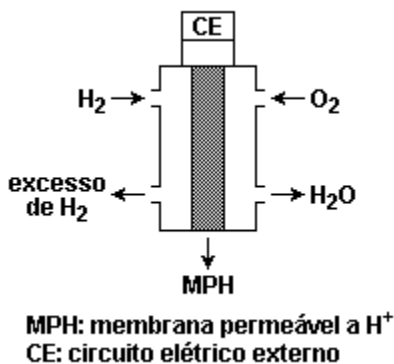


O contato elétrico entre as duas câmaras se dá através de uma membrana permeável a íons H^+ e do circuito elétrico externo, por onde os elétrons fluem e acionam, no exemplo da figura, um motor elétrico. Comparando-se um motor a explosão com outro movido a eletricidade gerada por uma célula de combustível, ambos utilizando etanol, os produtos finais serão os mesmos – CO_2 e H_2O –, mas a eficiência da célula de combustível é maior, além de operar em temperaturas mais baixas.

a) Sabendo que no processo estão envolvidos, além de reagentes e produtos finais, a água, íons H^+ e elétrons, escreva as equações químicas balanceadas para as semi-reações que ocorrem em cada câmara da célula de combustível apresentada na figura.

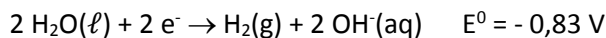
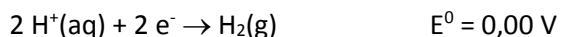
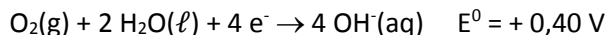
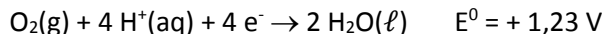
b) Determine o sentido do fluxo de elétrons pelo circuito elétrico externo (motor elétrico). Justifique sua resposta.

08 (VUNESP-SP) O hidrogênio molecular obtido na reforma a vapor do etanol pode ser usado como fonte de energia limpa em uma célula de combustível, esquematizada a seguir.

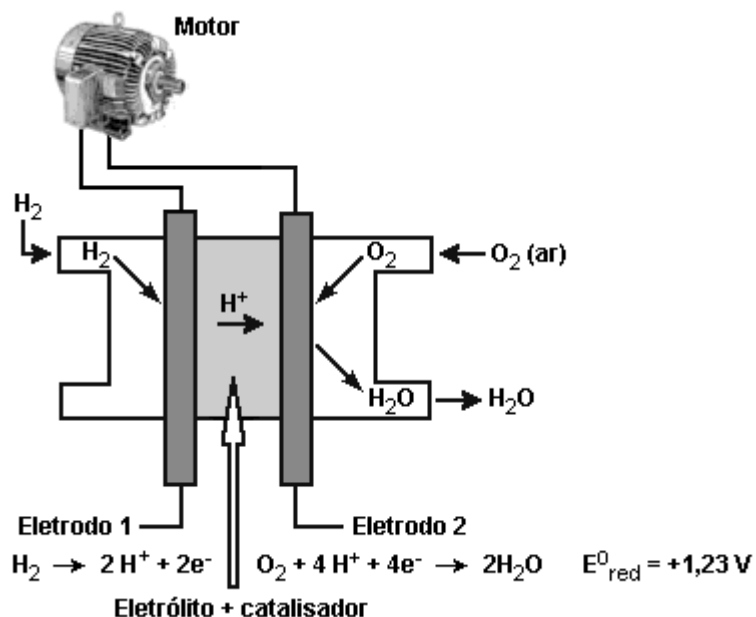


Neste tipo de dispositivo, ocorre a reação de hidrogênio com oxigênio do ar, formando água como único produto. Escreva as semi-reações que ocorrem no cátodo e ânodo, a reação global, o sentido do fluxo de elétrons e dos íons H^+ da célula de combustível.

09 (UFG-GO) Células a combustível geram eletricidade usando reagentes que são fornecidos continuamente. Veículos movidos com essas células são soluções promissoras para a emissão-zero, ou seja, não são produzidos gases poluentes, uma vez que o único produto é a água. Considere duas células a combustível, sendo uma alcalina, empregando $KOH(aq)$ como eletrólito, e uma de ácido fosfórico, empregando $H_3PO_4(aq)$ como eletrólito. Com base nas semi-reações a seguir, calcule o potencial-padrão de cada célula.



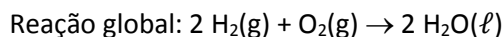
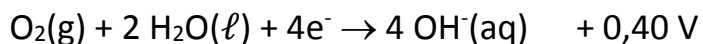
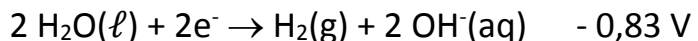
10 (UFRJ-RJ) Na busca por combustíveis mais "limpos", o hidrogênio tem-se mostrado uma alternativa muito promissora, pois sua utilização não gera emissões poluentes. O esquema a seguir mostra a utilização do hidrogênio em uma pilha eletroquímica, fornecendo energia elétrica a um motor.



Com base no esquema:

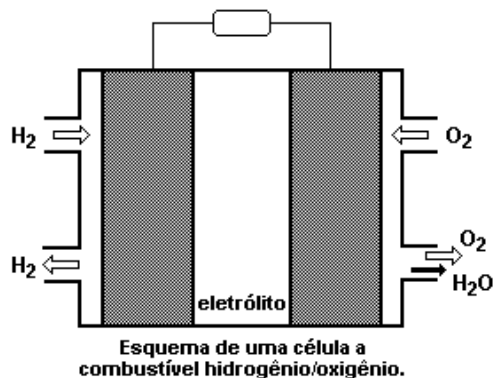
- Identifique o eletrodo positivo da pilha. Justifique sua resposta.
- Usando as semi-reações, apresente a equação da pilha e calcule sua força eletromotriz.

11 (PUC-RJ) A indústria automobilística está desenvolvendo, para a movimentação de veículos, novas tecnologias que são mais limpas e econômicas do que as usadas atualmente com os atuais combustíveis fósseis. Uma das possibilidades é uma pilha composta por dois terminais onde são injetados oxigênio e hidrogênio. Esses gases passam por um material poroso (níquel) para um meio rico em íons OH^- que catalisam o processo a 200°C . A seguir, são mostradas as meia reações-padrão de redução que ocorrem na pilha e os respectivos potenciais-padrão e a reação global da pilha.

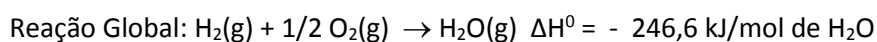
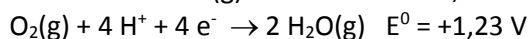


- Identifique o ânodo e o cátodo e calcule o potencial padrão da pilha.
- Considerando que durante 1 hora de operação dessa pilha foram gerados 54g de água como subproduto, calcule a quantidade de mols de $\text{O}_2(\text{g})$ injetado na pilha durante esse período.

12 (UEL-PR) Como uma alternativa menos poluidora e, também, em substituição ao petróleo estão sendo desenvolvidas células a combustível de hidrogênio. Nessas células, a energia química se transforma em energia elétrica, sendo a água o principal produto. A imagem a seguir mostra um esquema de uma célula a combustível de hidrogênio, com as respectivas reações.



Semi-reações:



Com base na imagem, nas equações e nos conhecimentos sobre o tema, considere as afirmativas a seguir.

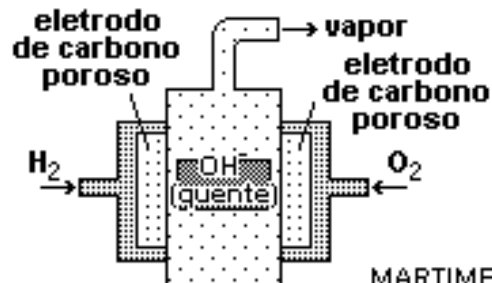
- I. No eletrólito, o fluxo dos íons H^+ e do eletrodo alimentado com o gás hidrogênio para o eletrodo alimentado com o gás oxigênio.
- II. Na célula a combustível de hidrogênio, a energia química é produzida por duas substâncias simples.
- III. Durante operação da célula, são consumidos 2 mol de $\text{O}_2(\text{g})$ para a formação de 108 g de água.
- IV. A quantidade de calor liberado na formação de 1 mol de água, no estado líquido, é maior que 246,6 kJ.

Estão corretas apenas as afirmativas:

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

13 (UFSC-SC) Uma pilha a combustível é um dispositivo eletroquímico no qual a reação de um combustível com oxigênio produz energia elétrica. Esse tipo de pilha tem por base as semi-reações apresentadas na tabela a seguir. A outra figura mostra o esquema de uma pilha a combustível.

Semi-reação	Potencial padrão de redução, E^0 (V)
$2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 2 e^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	-0,83
$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4 e^- \rightarrow 4 \text{OH}^-(\text{aq})$	+0,40



Adaptado de:
MARTIMER, E. F.; MACHADO, A. H.
Química para o Ensino Médio.

Volume único. São Paulo: Scipione, 2002, p. 307.

De acordo com as informações do enunciado e da figura acima, assinale a(s) proposição(ões) CORRETA(S).

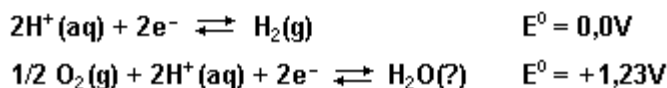
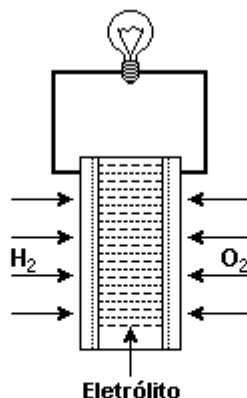
- (01) O gás hidrogênio atua na pilha como agente oxidante.
- (02) A diferença de potencial elétrico padrão da pilha é + 1,23 V.
- (04) O oxigênio sofre redução.
- (08) A obtenção de energia elétrica neste dispositivo é um processo espontâneo.
- (16) A equação global da pilha no estado padrão é $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$.
- (32) A diferença de potencial elétrico padrão da pilha é + 0,43 V.

Soma das alternativas corretas ()

14 (FGV-SP) Ao longo da história, as fontes não renováveis têm sido responsáveis pela maior parte do abastecimento mundial de energia. Como solução para a demanda energética, o hidrogênio representa a primeira fonte de energia universal, pois apesar de não existir na natureza na forma elementar, ele é o elemento mais abundante do universo e pode ser obtido de diversas matérias-primas, que são convertidas usando energia de fontes que vão desde a luz solar, força dos ventos, queda d'água ou mesmo energia nuclear.

O gás metano, CH₄, oriundo do gás natural ou de biogás, pode ser transformado em hidrogênio por um processo chamado reforma com vapor d'água, que consiste na reação do gás metano com vapor de água, na presença de um catalisador, produzindo os gases H₂ e CO₂.

O hidrogênio pode ser armazenado ou transportado para ser convertido em energia, a partir da reação com o oxigênio do ar, em dispositivos chamados células a combustível que geram, além de energia elétrica, água e calor. A figura representa um tipo de célula a combustível. As células a combustível já existem e são empregadas para fins móveis em automóveis e ônibus, para fins estacionários, como geradores elétricos para residências e também para fins portáteis, como baterias para telefones celulares.



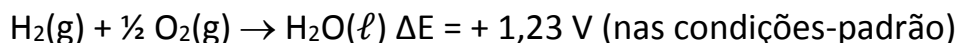
Sobre o funcionamento da célula a combustível, são feitas as seguintes afirmações:

- I. Forma-se água no ânodo.
- II. O gás oxigênio é o agente redutor.
- III. Os elétrons transitam do ânodo para o cátodo.
- IV. O hidrogênio é introduzido no pólo negativo.

É correto o que se afirma apenas em

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

15 A célula a combustível foi utilizada, inicialmente, como fonte de energia em cápsulas espaciais por ser eficiente e produzir água para os tripulantes. Durante o seu funcionamento, um fluxo de H_2 gasoso é disponibilizado em um dos eletrodos, e, no outro, propicia-se um fluxo de O_2 gasoso, ocorrendo a seguinte reação:



Como eletrólito, é utilizada solução aquosa concentrada de KOH. Dados: $d(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ g mL}^{-1}$; Massas atômicas: $\text{H} = 1$ e $\text{O} = 16$.

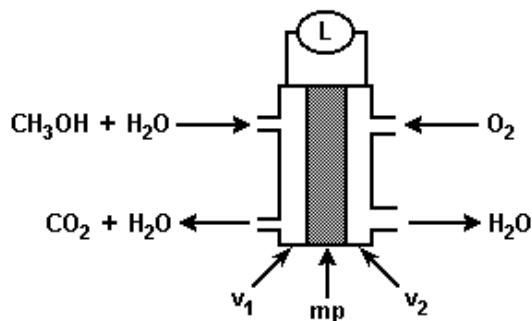
Com base nas informações sobre a célula a combustível, considere as afirmativas a seguir:

- I. No catodo dessa célula ocorre o processo de oxidação do O_2 gasoso.
- II. Durante a reação de óxido redução da célula, ocorre a transferência de 2 elétrons.
- III. Considerando que em uma missão espacial são consumidos cerca de 90 kg de hidrogênio gasoso por dia, em 7 dias a quantidade de água produzida é igual a 5670 L.
- IV. A célula a combustível é dispositivo eletroquímico, no qual ocorre uma reação química espontânea que produz energia elétrica.

Assinale a alternativa correta.

- a) Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
- b) Somente as afirmativas III e IV são verdadeiras.
- c) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
- d) Somente as afirmativas I, II e III são verdadeiras.
- e) Somente as afirmativas II, III e IV são verdadeiras.

16 (UNIFESP-SP) Numa célula de combustível, ao invés da combustão química usual, a reação ocorre eletroquimicamente, o que permite a conversão, com maior eficiência, da energia química, armazenada no combustível, diretamente para energia elétrica. Uma célula de combustível promissora é a que emprega metanol e oxigênio do ar como reagentes, cujo diagrama esquemático é fornecido a seguir.



onde:

mp = membrana de eletrólito polimérico, permeável a íons.

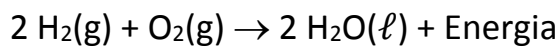
v_1 e v_2 = recipientes de grafite, contendo catalisador.

L = lâmpada ligada em circuito externo.

A reação global que ocorre no sistema é: $2 \text{CH}_3\text{OH} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

- a) Sabendo que, além dos reagentes e produtos da reação global, estão envolvidos íons H^+ no processo, escreva as semi-reações que ocorrem em v_1 e v_2 .
- b) Identifique a natureza e o sentido do deslocamento dos condutores de cargas elétricas no interior da célula de combustível, e no circuito elétrico externo que alimenta L.

17 (UFC-CE) As células a combustível, capazes de converter energia das reações de oxidação-redução de reagentes químicos gasosos diretamente em eletricidade, são consideradas tecnologias prontas para substituir combustíveis derivados do petróleo. A célula a combustível hidrogênio-oxigênio baseia-se na conhecida reação de formação de água, onde os gases são oxidados e reduzidos, em compartimentos de eletrodos separados por solução eletrolítica

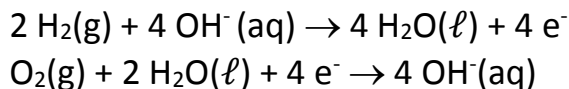


Assinale a alternativa correta.

- a) Hidrogênio é reduzido no ânodo, segundo a semi-reação $\text{H}_2(\text{g}) + 4 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow 4 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4\text{e}^-$
- b) Oxigênio é reduzido no cátodo, segundo a semi-reação $\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4\text{e}^- \rightarrow 4 \text{OH}^-(\text{aq})$
- c) Hidrogênio é oxidado no ânodo, segundo a semi-reação $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow 4 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4\text{e}^-$
- d) Oxigênio é oxidado no ânodo, segundo a semi-reação $\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4\text{e}^- \rightarrow 4 \text{OH}^-(\text{aq})$
- e) Oxigênio é reduzido no cátodo, segundo a semi-reação $2 \text{O}^-(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-(\text{aq})$

18 (UNIRIO-RJ) "(...) A função das pilhas ou células combustíveis é gerar a corrente elétrica que faz, por exemplo, o motor de um veículo funcionar. O tipo de célula que vem sendo mais desenvolvido é o da Membrana de Troca de Prótons (PEM). Trata-se de um conjunto de placas metálicas, geralmente feitas de platina, que recebe os gases e estimula (através de processos físicos e eletroquímicos) a transformação de suas moléculas. Nas células, são inseridos de um lado o hidrogênio (H₂), que possui dois átomos, e de outro o oxigênio (O₂), também com dois átomos". ("O Globo" / 2001)

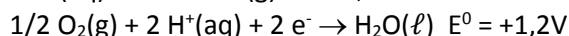
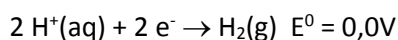
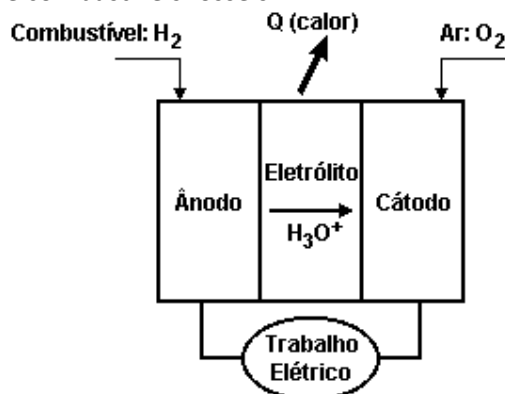
Uma pilha de combustível é um dispositivo eletroquímico de conversão de energia química em eletricidade. As reações envolvidas na reportagem acima estão descritas a seguir:



A partir das reações apresentadas, conclui-se que o:

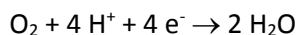
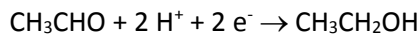
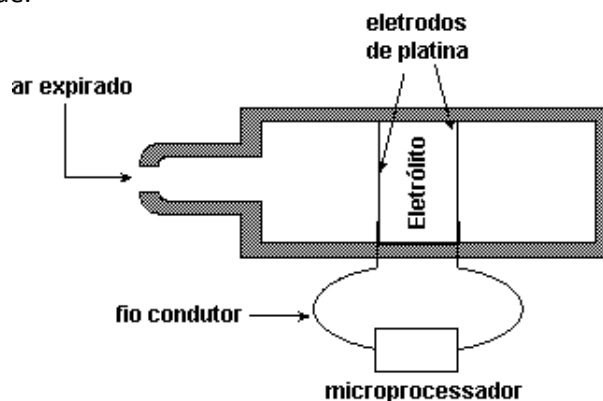
- a) oxigênio sofre oxidação no cátodo do sistema
- b) hidrogênio sofre oxidação no ânodo do sistema
- c) hidrogênio sofre oxidação no cátodo do sistema
- d) hidrogênio sofre redução no ânodo do sistema
- e) oxigênio sofre redução no ânodo do sistema

19 (UFSCAR-SP) A obtenção de novas fontes de energia tem sido um dos principais objetivos dos cientistas. Pesquisas com células a combustível para geração direta de energia elétrica vêm sendo realizadas, e dentre as células mais promissoras, destaca-se a do tipo PEMFC (Proton Exchange Membran Fuel Cell), representada na figura. Este tipo de célula utiliza como eletrólito um polímero sólido, o Nafion. A célula opera de forma contínua, onde os gases oxigênio e hidrogênio reagem produzindo água, convertendo a energia química em energia elétrica e térmica. O desenvolvimento dessa tecnologia tem recebido apoio mundial, uma vez que tais células poderão ser utilizadas em veículos muito menos poluentes que os atuais, sem o uso de combustíveis fósseis.



- a) Para a pilha em questão, escreva as semi-reações de oxidação e redução e a reação global. Calcule a diferença de potencial da pilha.
 b) Em qual compartimento se dá a formação de água?

20 (UNIFESP-SP) A "Lei Seca", de 19 de junho de 2008, tornou mais severas as punições para motoristas flagrados dirigindo após a ingestão de bebida alcoólica. A maioria dos etilômetros portáteis ("bafômetros", esquema representado na figura), utilizados pela autoridade policial, baseia-se em medidas eletroquímicas, usando células a combustível. A célula tem dois eletrodos de platina com um eletrólito colocado entre eles. A platina catalisa a reação de oxidação do álcool e os íons H^+ migram para o outro eletrodo através do eletrólito, reagindo com gás oxigênio. Quanto maior a quantidade de etanol no ar expirado pelo cidadão, maiores serão a quantidade de etanol oxidado e a intensidade de corrente elétrica, a qual é registrada por um microprocessador que, acoplado ao circuito externo, calcula a concentração de álcool no sangue.



(www.portal.mec.gov.br/seb/arquivos. Adaptado.)

- a) Transcreva o esquema do "bafômetro" e indique nele o sentido do fluxo dos elétrons e os compartimentos catódico e anódico.
 b) Escreva a equação da reação global da pilha.

21 (UFSC-SC) Uma notícia circula na Internet, por e-mails e fóruns, sobre como seria possível enganar o bafômetro ingerindo-se uma mistura de Coca-Cola e gelo momentos antes de passar pelo teste do assopro. Seria possível confundir o aparelho com esta ingestão já que a mistura promove a liberação de hidrogênio, confundindo o sistema. Mesmo que você tenha ingerido uma grande quantidade de bebida alcoólica, continua a notícia, o teste vai dar negativo ou abaixo dos 0,02 mg/L.

A explicação é a seguinte:

"Isto acontece pelo fato de o hidrogênio liberado pelo gelo anular a maior parte da associação do álcool no ar do seu pulmão. Esta dica é velha e foi descoberta por estudantes de química americanos que tiveram que enfrentar o mesmo tipo de punição nos anos 70 e 80. A Coca-Cola, para que serve? Poxa, você não vai querer ser parado com um copo de whisky com gelo. Então, bota qualquer refrigerante, menos água, pois demora mais para retirar o hidrogênio do gelo."

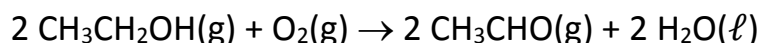
Disponível em: <http://www1.folha.uol.com.br/folha/ciencia/ult306u430605.shtml>. Acesso em: 07 ago. 2008.

Considerando os textos anteriores e de acordo com o seu conhecimento químico, assinale a(s) proposição(ões) CORRETA(S).

- (01) A informação é verdadeira porque, ao fundir, o gelo libera o hidrogênio presente na molécula de água.
(02) Na eletrólise da água acidulada, no eletrodo positivo, obtém-se um gás que apresenta como uma de suas propriedades ser combustível.
(04) O hidrogênio pode ser obtido quando se passa uma corrente elétrica (eletrólise) na água acidulada por ácido sulfúrico, através da seguinte equação global: $2 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$.
(08) 0,02 mg/L significa que a massa do etanol é de 0,02 mg em cada litro de ar expirado.
(16) O hidrogênio, por ser um comburente, poderá causar uma explosão quando a pessoa expirar próximo de uma chama.
(32) A informação é incorreta, pois é impossível liberar hidrogênio nas condições citadas acima.

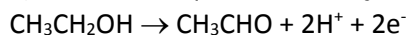
Somas das alternativas corretas ()

22 (FUVEST-SP) Um tipo de bafômetro usado pela polícia rodoviária para medir o grau de embriaguez dos motoristas consiste em uma pilha eletroquímica que gera corrente na presença de álcool (no ar expirado) devido à reação:



O "suspeito" sopra através de um tubo para dentro do aparelho onde ocorre, se o indivíduo estiver alcoolizado, a oxidação do etanol à etanal e a redução do oxigênio à água, em meio ácido e em presença de catalisador (platina).

a) Sabendo-se que a semi-reação que ocorre em um dos eletrodos é:



escreva a semi-reação que ocorre no outro eletrodo.

b) Sendo E°_1 e E°_2 , respectivamente, os potenciais padrão de redução, em meio ácido, dos eletrodos (CH_3CHO , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) e (O_2 , H_2O), para que a reação da pilha ocorra é necessário que E°_1 seja maior ou menor do que E°_2 ? Explique.

23 (UNICAMP-SP) Como o vigia estava sob forte suspeita, nossos heróis resolveram fazer um teste para verificar se ele se encontrava alcoolizado. Para isso usaram um bafômetro e encontraram resultado negativo. Os bafômetros são instrumentos que indicam a quantidade de etanol presente no sangue de um indivíduo, pela análise do ar expelido pelos pulmões. Acima de 35 microgramas ($7,6 \times 10^{-7}$ mol) de etanol por 100mL de ar dos pulmões, o indivíduo é considerado embriagado. Os modelos mais recentes de bafômetro fazem uso da reação de oxidação do etanol sobre um eletrodo de platina. A semi-reação de oxidação corresponde à reação do etanol com água, dando ácido acético e liberando prótons. A outra semi-reação é a redução do oxigênio, produzindo água.

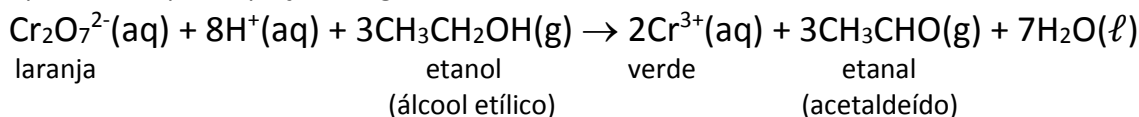
- a) Escreva as equações químicas que representam essas duas semi-reações.
b) Admitindo 35 microgramas de etanol, qual a corrente i (em amperes) medida no instrumento, se considerarmos que o tempo de medida (de reação) foi de 29 segundos?

Carga do elétron = $1,6 \times 10^{-19}$ coulombs;
Constante de Avogadro = 6×10^{23} mol $^{-1}$;
 $Q = i \times t$ (tempo em segundos e Q = carga em coulombs).

24 (PUC-SP) A pessoa alcoolizada não está apta a dirigir ou operar máquinas industriais, podendo causar graves acidentes.

É possível determinar a concentração de etanol no sangue a partir da quantidade dessa substância presente no ar expirado. Os aparelhos desenvolvidos com essa finalidade são conhecidos como bafômetros.

O bafômetro mais simples e descartável é baseado na reação entre o etanol e o dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$) em meio ácido, representada pela equação a seguir:



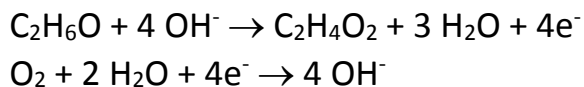
Sobre o funcionamento desse bafômetro foram feitas algumas considerações:

- I. Quanto maior a intensidade da cor verde, maior a concentração de álcool no sangue da pessoa testada.
II. A oxidação de um mol de etanol a acetaldeído envolve 2 mol de elétrons.
III. O ânion dicromato age como agente oxidante no processo.

Está correto o que se afirma apenas em

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

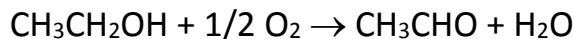
25 (PUC-RS) O bafômetro é um aparelho utilizado para medir a quantidade de álcool etílico na corrente sanguínea. A quantidade de álcool presente no ar expirado é proporcional a quantidade de álcool presente no sangue. Os bafômetros mais modernos funcionam com pilhas de combustível, e a corrente elétrica é proporcional à quantidade de álcool que reage. As reações estão representadas pelas equações:



Em relação às reações que ocorrem no bafômetro, é correto afirmar que:

- a) o oxigênio reage no ânodo.
b) o álcool é o agente redutor.
c) o álcool reage no polo positivo.
d) a redução ocorre no polo negativo.
e) o fluxo de elétrons é do cátodo para o ânodo.

26 (FGV-SP) O uso de táxi na cidade de São Paulo tem aumentado, principalmente depois do início da "lei seca", decretada em junho de 2008. O bafômetro é o equipamento utilizado pelas autoridades policiais para a detecção de etanol no organismo de motoristas. Esse equipamento é constituído de uma célula a combustível, onde ocorre a reação:



Pode-se afirmar que a célula a combustível descrita tem diferença de potencial:

- a) negativa e o etanol é reduzido.
- b) negativa e o etanol é oxidado.
- c) negativa e o oxigênio é reduzido.
- d) positiva e o etanol é reduzido.
- e) positiva e o etanol é oxidado.

27 (PUC-SP)

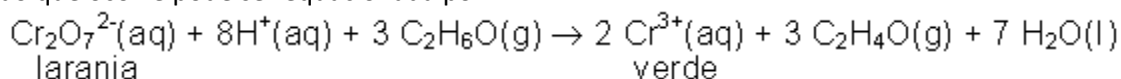
Violência Urbana e Alcoolismo

O último Conselho Nacional de Secretários de Saúde, realizado no dia 29 de abril, em Porto Alegre, RS, promoveu o "Seminário Nacional de Violência: Uma Epidemia Silenciosa", em cuja abertura estava o ministro da Saúde, José Gomes Temporão. Para o ministro, a área da saúde tem papel fundamental no controle da violência que assola o Brasil ao implementar políticas e ações específicas, como o incentivo à redução do consumo abusivo do álcool, por exemplo.

Além de provocar múltiplas lesões orgânicas, especialmente no fígado e no sistema nervoso, o abuso de bebidas alcoólicas é um fator de risco para diversas formas de violência, como maus tratos, homicídios e acidentes de trânsito. Uma evidência dessa associação está na redução, em mais de 50%, no número de homicídios em Diadema, cidade do ABC paulista, após um período de cinco anos a partir do decreto da Lei Seca. Na cidade de Recife, capital pernambucana, houve uma regressão da ordem de 40% nestes números, após a instituição da referida lei.

Especificamente no caso de acidentes de trânsito, a influência do álcool é surpreendente: um motorista adulto, com uma concentração alcoólica no sangue entre 0,5 e 0,9 g/L tem uma chance nove vezes maior de vir a morrer em um acidente de carro. Perante esse quadro, houve a necessidade de se estabelecer uma taxa legal máxima de álcool no sangue dos motoristas, taxa esta que varia conforme o país considerado. No Brasil, a taxa máxima é de 0,6 g/L, o que corresponde, aproximadamente, a duas latas de cerveja ingeridas por um indivíduo de 60 kg. Esta taxa pode ser inferida pelo uso do bafômetro, principal meio empregado pelas autoridades para comprovar o estado de embriaguez do motorista.

Existem dois tipos de bafômetro. O mais antigo, se baseia na reação do vapor de álcool etílico (etanol) contido no ar expirado pelo indivíduo com uma fase sólida embebida em solução de dicromato de potássio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) em ácido sulfúrico (H_2SO_4). O teor de álcool é determinado a partir de uma escala de variação de cores que vai do laranja ao verde. A reação que ocorre pode ser equacionada por:



O bafômetro mais moderno determina a concentração de etanol no sangue a partir da quantidade de elétrons envolvida na transformação do etanol em acetaldeído (etanal).

Com base em seus conhecimentos, responda:

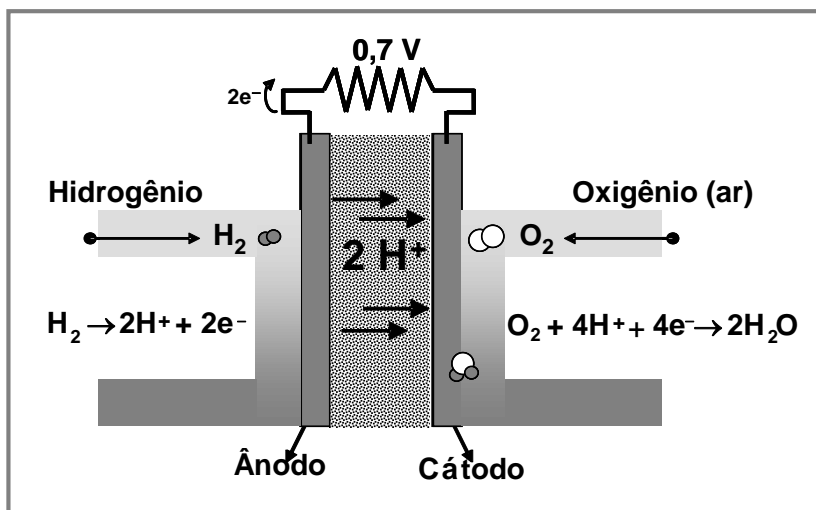
O funcionamento dos bafômetros está relacionado à formação do acetaldeído a partir do etanol. Represente a fórmula estrutural dessas duas substâncias e determine o número de oxidação (Nox) dos átomos de carbono de cada estrutura.

Na reação do dicromato de potássio e do etanol, identifique o agente redutor e o agente oxidante.

Quantos elétrons são envolvidos por molécula de acetaldeído formada?

28 (UFSC-SC) Uma célula combustível é um dispositivo eletroquímico constituído por dois eletrodos, denominados de cátodo e ânodo, sendo capaz de gerar eletricidade a partir de um combustível e de um comburente, segundo a reação global: $H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$. Igualmente, todas as células têm um eletrólito, onde ocorre o transporte dos íons produzidos, e uma fina camada de catalisador normalmente de platina ou de níquel que recobre o eletrodo.

O diagrama a seguir representa uma célula combustível de hidrogênio.



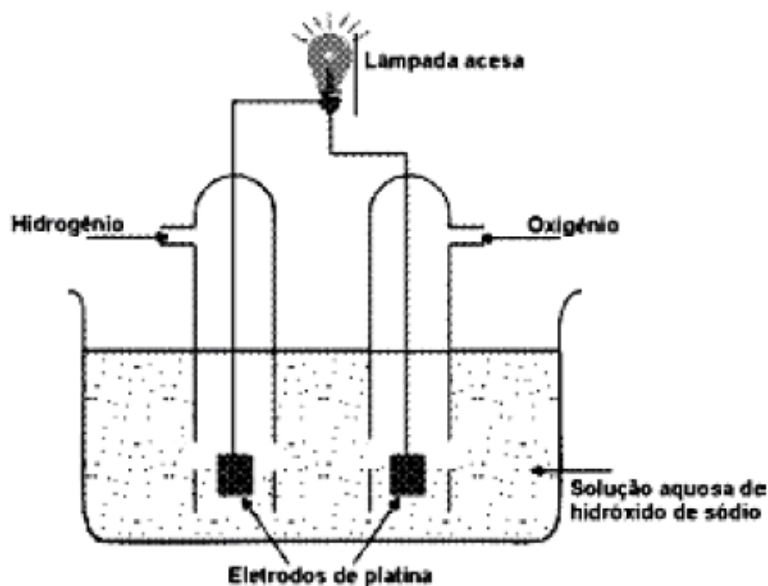
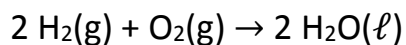
Assinale a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

- (01) Em uma célula de combustível de hidrogênio, o hidrogênio sofre redução e o oxigênio oxidação.
- (02) No ânodo, polo positivo, ocorre redução do hidrogênio.
- (04) O potencial gerado por uma célula combustível é negativo, assim podemos considerar que ocorre uma reação espontânea.
- (08) Para gerar uma maior ddp (diferença de potencial), seria necessário construir uma bateria contendo células combustíveis arranjadas em série.
- (16) Na célula combustível, os elétrons fluem do polo negativo para o polo positivo.
- (32) O catalisador acelera as reações químicas entre o oxigênio e o hidrogênio.
- (64) O hidrogênio é o comburente e necessita estar armazenado; o oxigênio é o combustível e vem do ar atmosférico.

Soma das alternativas corretas ()

29 (UFMG-MG) Pilhas a combustível são dispositivos eletroquímicos em que a reação de um combustível com oxigênio produz energia elétrica.

O diagrama representa, simplificada, uma pilha a combustível, que envolve a reação entre os gases hidrogênio e oxigênio, conforme a equação

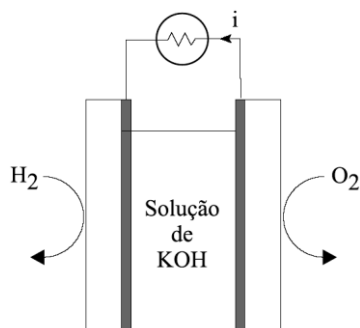


Com relação a essa pilha, todas as afirmativas a seguir estão corretas, EXCETO

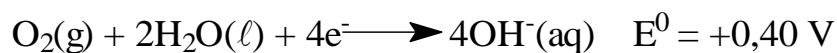
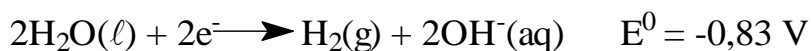
- a) O circuito externo transporta, para o oxigênio, elétrons retirados do hidrogênio.
- b) O transporte de carga através da solução é feito por íons.
- c) A reação torna iguais os números de oxidação do hidrogênio e do oxigênio.
- d) O hidrogênio atua na reação como o agente redutor

30 (UFTM-MG) A célula a combustível é um dispositivo cujo funcionamento se baseia na reação do oxigênio com o hidrogênio, formando água e liberando energia. O gás hidrogênio, combustível da célula, pode ser obtido, dentre outros métodos, a partir do álcool (metanol ou etanol) em um processo chamado reforma. A reforma do etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, consiste em seu aquecimento em um reator adequado, com a presença de vapor d'água e de um catalisador, formando-se como produtos o CO_2 e o H_2 .

A figura representa um esquema simplificado de uma célula a combustível, alcalina, usada para geração de energia elétrica.



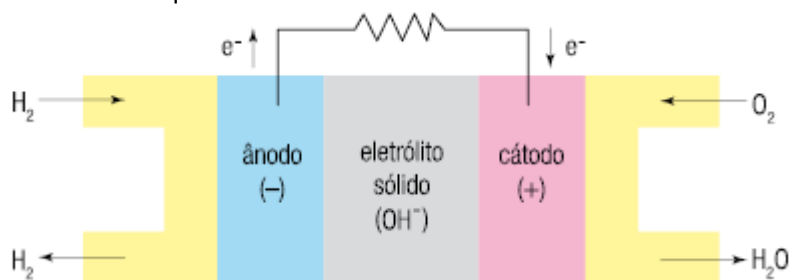
Para a célula alcalina são dadas as equações das semi-reações de redução:



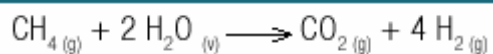
Com a crise do petróleo, fontes alternativas de energia vêm sendo estudadas por diversos países. No Brasil, a tecnologia de células a combustível vem sendo desenvolvida com o apoio do Ministério da Ciência e Tecnologia por meio do Programa Brasileiro de Sistemas de Células a Combustível. Num futuro não distante, elas poderão ser utilizadas em escala comercial para gerar energia para domicílios, hospitais e bancos, no funcionamento de telefones celulares e até mesmo em substituição aos combustíveis fósseis nas frotas de ônibus, automóveis, etc.

- Escreva a equação da reação global da célula a combustível alcalina e apresente os cálculos da diferença de potencial dessa pilha.
- Compare os produtos gerados na utilização de combustíveis derivados do petróleo e na célula a combustível. Com base nessa comparação, qual é a vantagem ambiental da utilização da célula a combustível na produção de energia?

31 A célula a combustível é um tipo de pilha que gera energia elétrica a partir da reação química entre os gases hidrogênio e oxigênio, como mostra o esquema:



Para seu funcionamento ininterrupto, a célula precisa ser continuamente alimentada com o oxigênio do ar e com o gás hidrogênio proveniente da seguinte reação química:



Considere os valores abaixo, relativos ao funcionamento da célula sob condições-padrão:

Potenciais de redução dos eletrodos (V)

$2 \text{H}_2\text{O}(l) + 2 e^- \longrightarrow \text{H}_2(g) + 2 \text{OH}^-(aq)$	- 0,83
$\text{O}_2(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(l) + 4 e^- \longrightarrow 4 \text{OH}^-(aq)$	0,40

Entalpias de formação (kJ.mol⁻¹)

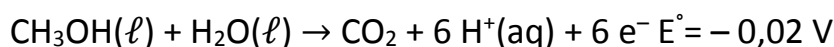
$\text{CH}_4(g)$	- 75
$\text{H}_2\text{O}(v)$	- 241
$\text{CO}_2(g)$	- 394

Calcule a força eletromotriz, em volts, da célula a combustível e a variação de entalpia, em kJ, da reação de obtenção do hidrogênio.

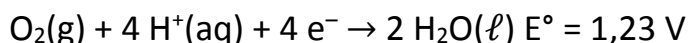
32 (PUC-SP) A célula combustível é um exemplo interessante de dispositivo para a obtenção de energia elétrica para veículos automotores, com uma eficiência superior aos motores de combustão interna.

Uma célula combustível que vem sendo desenvolvida utiliza o metanol como combustível. A reação ocorre na presença de água em meio ácido, contando com eletrodos de platina.

Para esse dispositivo, no eletrodo A ocorre a seguinte reação:



Enquanto que no eletrodo B ocorre o processo:

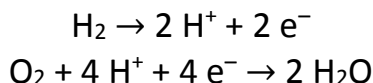


Para esse dispositivo, os polos dos eletrodos A e B, a ddp da pilha no estado padrão e a carga elétrica que percorre o circuito no consumo de 32 g de metanol são, respectivamente,

Dado: Constante de Faraday (F) = 96 500 C

- negativo, positivo, $\Delta E^\circ = 1,21 \text{ V}$, $Q = 579 000 \text{ C}$.
- negativo, positivo, $\Delta E^\circ = 1,21 \text{ V}$, $Q = 386 000 \text{ C}$.
- negativo, positivo, $\Delta E^\circ = 1,25 \text{ V}$, $Q = 96 500 \text{ C}$.
- positivo, negativo, $\Delta E^\circ = 1,25 \text{ V}$, $Q = 579 000 \text{ C}$.
- positivo, negativo, $\Delta E^\circ = 1,87 \text{ V}$, $Q = 96 500 \text{ C}$.

33 (UFMG-MG) As células a combustível constituem uma importante alternativa para a geração de energia limpa. Quando o combustível utilizado é o hidrogênio, o único produto da reação é o vapor de água. Nesse caso, as semirreações que ocorrem são:



Considerando-se essas informações, é CORRETO afirmar que a equação da reação global do processo descrito é

- a) $2 \text{H}^+ + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- b) $2 \text{H}^+ + 1/2 \text{O}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- c) $1/2 \text{H}_2 + 1/2 \text{O}_2 + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{H}_2 + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

34 (UEL-PR) Leia o texto a seguir:

Será lançado na próxima quarta-feira, 1º de julho, em São Bernardo do Campo (SP), o primeiro ônibus brasileiro a hidrogênio. [...] O projeto Ônibus Brasileiro à Célula Combustível a Hidrogênio é o ponto de partida para o desenvolvimento de uma solução mais limpa para o transporte público urbano no Brasil.

(Disponível em: <<http://www.redenoticia.com.br>; 28 junho, 2009.> Acesso em: 19 out. 2009.)

Quanto aos processos químicos envolvidos na produção de energia elétrica em células de combustíveis a partir do oxigênio e do hidrogênio, é correto afirmar:

- a) O estado de oxidação do oxigênio aumenta de zero para +2
- b) A equação balanceada para o processo global é $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
- c) O oxigênio é um agente redutor e o hidrogênio um oxidante.
- d) O hidrogênio é reduzido conforme a semi-reação $\text{H}_2 \rightarrow 2 \text{H}^+ + 2\text{e}^-$
- e) A reação que ocorre no cátodo é: $\frac{1}{2} \text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

35 (UFPB-PB) É antigo o desejo de substituir a energia oriunda de combustíveis fósseis por uma outra fonte, cuja forma de obtenção seja mais eficiente, mais barata e não cause danos ambientais. Uma boa alternativa vem da célula combustível do tipo hidrogênio-oxigênio (figura abaixo), que gera eletricidade através de um processo eletroquímico sem emissão de qualquer poluente, sem barulho ou vibração.



Semi-reações



Observação: repare que as semirreações que ocorrem nessa pilha se processam em meio básico.

(Adaptada de: CHANG, Raymond, *Chemistry 5ed. USA: Mcgraw-Hill, 1994, p. 787*).

De acordo com as informações sobre essa célula, é correto afirmar:

- A oxidação de $\text{O}_2(\text{g})$ ocorre no cátodo.
- A redução do $\text{H}_2(\text{g})$ ocorre no ânodo.
- O potencial padrão da célula é igual a $-0,43\text{V}$.
- A reação eletroquímica da célula é espontânea nas condições padrões.
- A reação global do processo eletroquímico é $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4\text{e}^-$.

GABARITO

01-

- a) $4Cl_2 + 1S_2O_3^{2-} + 5H_2O \rightarrow 8Cl^- + 2SO_4^{2-} + 10H^+$
b) $2MnO_4^- + 5H_2SO_3 + H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 5HSO_4^- + 3H_2O$
c) $6Fe^{2+} + 1Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ \rightarrow 6Fe^{3+} + 2Cr^{3+} + 7H_2O$
d) $5C_2H_5OH + 4MnO_4^- + 12H^+ \rightarrow 4Mn^{2+} + 5CH_3COOH + 11H_2O$
e) $3As_2S_3 + 10NO_3^- + 10H^+ + 4H_2O \rightarrow 6H_3AsO_4 + 9S + 10NO$

02-

- a) $2Cl_2 + 4OH^- \rightarrow 2Cl^- + 2ClO^- + 2H_2O$
b) $2Cr^{3+} + 3MnO_2 + 4OH^- \rightarrow 3Mn^{2+} + 2CrO_4^{2-} + 2H_2O$
c) $3Pb(OH)_4^{2-} + 1ClO_3^- \rightarrow 3PbO_2 + 1Cl^- + 3H_2O + 6OH^-$
d) $1Cl_2O_7 + 4H_2O_2 + 2OH^- \rightarrow 2ClO_2^- + 4O_2 + 5H_2O$

03-

Redução: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

Oxidação: $C_6H_{12}O_6 + 6H_2O \rightarrow 6CO_2 + 24H^+ + 24e^-$

Reação Global: $24MnO_4^- + 5C_6H_{12}O_6 + 72H^+ \rightarrow 24Mn^{2+} + 30CO_2 + 66H_2O$

04-

Redução: $NO_2^- + 2H^+ + e^- \rightarrow NO + H_2O$

Oxidação: $NO_2^- + H_2O \rightarrow NO_3^- + 2H^+ + 2e^-$

Reação Global: $3NO_2^- + 2H^+ \rightarrow 2NO + NO_3^- + H_2O$

05-

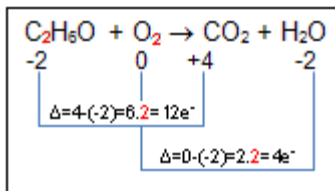
a) $CH_3OH + 2 O_2 \rightarrow 2 H_2O + CO_2$.

b) $1h \cdot \frac{60min}{1h} \cdot \frac{60s}{1min} \cdot \frac{10J}{1s} \cdot \frac{1mol\ CH_3OH}{720.000J} \cdot \frac{32g\ CH_3OH}{1mol\ CH_3OH} \cdot 0,5 = 0,8g\ CH_3OH$

06-

a) No balanceamento da reação pelo método do íon-elétron em meio ácido teremos:

Determine o número de oxidação (Nox) das espécies que oxidaram e reduziram:



Reação de oxidação (anódica):

1º) Escrever a reação: $C_2H_5OH \rightarrow CO_2$

2º) Balancear os elementos (exceto H e O): $1C_2H_5OH \rightarrow 2CO_2$

3º) Balancear o oxigênio acrescentando água no lado oposto: $1C_2H_5OH + 3H_2O \rightarrow 2CO_2$

4º) Balancear o hidrogênio acrescentando H^+ no lado oposto: $1C_2H_5OH + 3H_2O \rightarrow 2CO_2 + 12H^+$

5º) Acrescentar os elétrons, onde o Carbono oxidou de -2 para +4, com isso ficamos com $\Delta = 4 - (-2) = 6.2 = 12e^-$:

$1C_2H_5OH + 3H_2O \rightarrow 2CO_2 + 12H^+ + 12e^-$

Reação de redução (catódica):

1º) Escrever a reação: $O_2 \rightarrow H_2O$

2º) Balancear o oxigênio: $O_2 \rightarrow 2H_2O$

3º) Balancear o hidrogênio acrescentando H^+ no lado oposto: $O_2 + 4H^+ \rightarrow 2H_2O$

4º) Acrescentar os elétrons, onde o Oxigênio reduziu de 0 para -2, com isso ficamos com $\Delta=0-(-2)=2.2=4e^-$:

$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$

Igualando os elétrons, onde número de elétrons cedidos = número de elétrons recebidos, desta forma deveremos multiplicar a reação de redução por 3 e com isso teremos:

Semi-reação anódica: $1 C_2H_5OH + 3 H_2O \rightarrow 2 CO_2 + 12 H^+ + 12e^-$

Semi-reação catódica: $3 O_2 + 12 H^+ + 12e^- \rightarrow 6 H_2O$

Somando as equações, ficamos com a reação global: $C_2H_5OH + 3 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$

b) Para o motor de combustão interna e a célula combustível temos:

$C_2H_5OH + 3 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$ XKJ/mol para 100% de rendimento energético

Calculando o número de mols de CO_2 produzido pela célula combustível para um rendimento energético de 50% utilizando a mesma quantidade de energia (YKJ):

1 mol de etanol produz \rightarrow 2 mols de CO_2 libera $\rightarrow 0,5XKJ$

n mol de CO_2 libera $\rightarrow YKJ$

$$n = \frac{2Y}{0,5X} \text{ mol de } CO_2 \text{ (célula combustível)}$$

Calculando o número de mols de CO_2 produzido pelo motor de combustão interna para um rendimento energético de 30% utilizando a mesma quantidade de energia (YKJ):

1 mol de etanol produz \rightarrow 2 mols de CO_2 libera $\rightarrow 0,3XKJ$

n mol de CO_2 libera $\rightarrow YKJ$

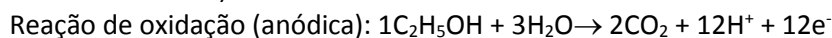
$$n = \frac{2Y}{0,3X} \text{ mol de } CO_2 \text{ (motor de combustão)}$$

Desta forma teremos:

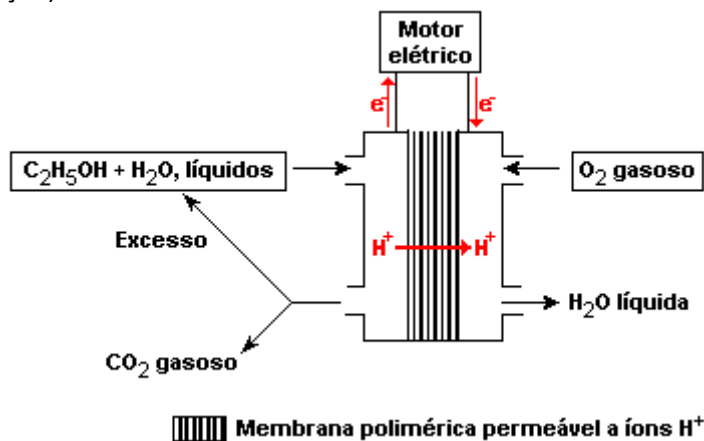
$$\frac{\text{N}^\circ \text{ mol } CO_2 \text{ produzido pelo motor a combustão}}{\text{N}^\circ \text{ mol } CO_2 \text{ produzido pela célula combustível}} = \frac{\frac{2Y}{0,3X}}{\frac{2Y}{0,5X}} = \frac{0,5}{0,3} = 1,67$$

07-

a) Fazendo as semi-reações de oxidação e redução pelo método do íon-elétron em meio ácido (vide resolução do exercício anterior) teremos:



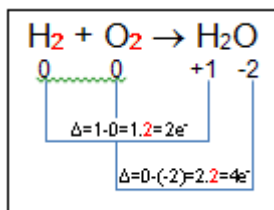
b) Os elétrons migram do polo onde ocorre oxidação (perda de elétrons) para o polo onde ocorre redução (ganho de elétrons) pelo circuito elétrico externo, enquanto os íons H^+ transitam através da membrana polimérica do ânodo (oxidação) para o cátodo (redução):



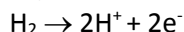
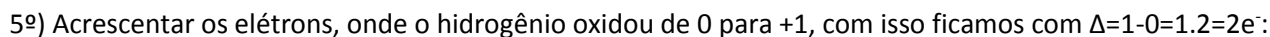
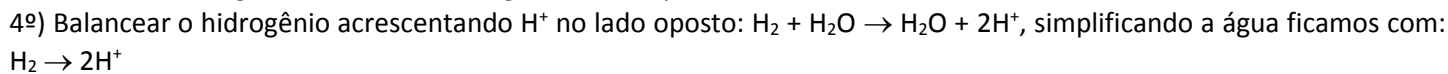
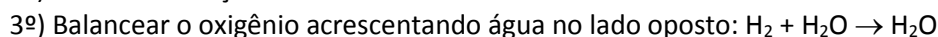
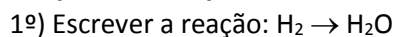
08-

No balanceamento da reação pelo método do íon-elétron em meio ácido teremos:

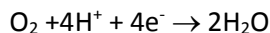
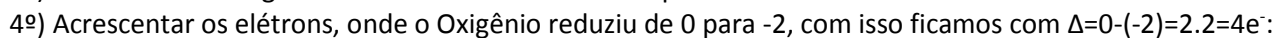
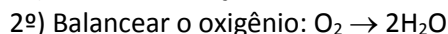
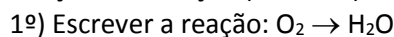
Determine o número de oxidação (Nox) das espécies que oxidaram e reduziram:



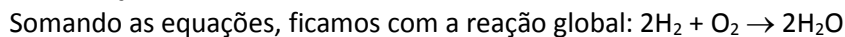
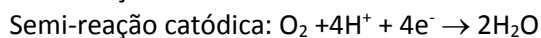
Reação de oxidação (anódica):



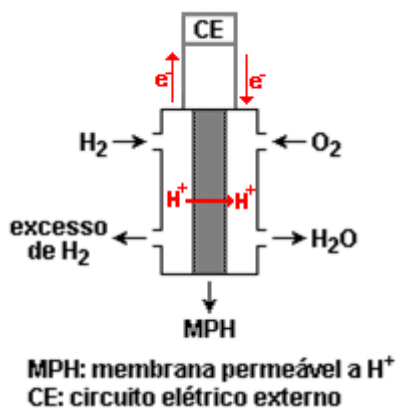
Reação de redução (catódica):



Igualando os elétrons, onde número de elétrons cedidos = número de elétrons recebidos, desta forma deveremos multiplicar a reação de oxidação por 2 e com isso teremos:

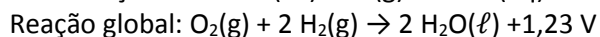
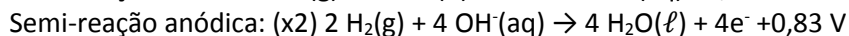
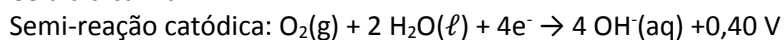


Os elétrons migram do polo onde ocorre oxidação (perda de elétrons) para o polo onde ocorre redução (ganho de elétrons) pelo circuito elétrico externo, enquanto os íons H^+ transitam através da membrana polimérica do ânodo (oxidação) para o cátodo (redução):

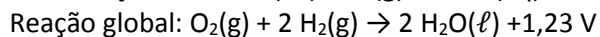
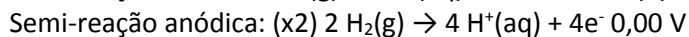
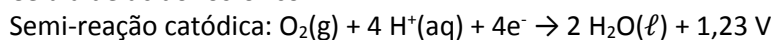


09-

Célula alcalina

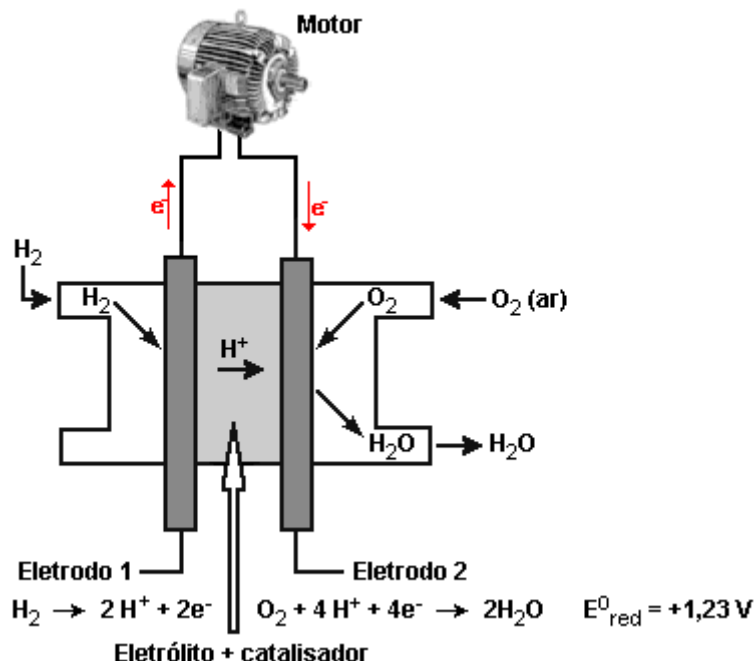


Célula de ácido fosfórico



10-

a) Pelo esquema de funcionamento da célula combustível indicada, observa-se que no eletrodo 1 ocorre a oxidação do hidrogênio com o fornecimento de elétrons, constituindo assim o ânodo da pilha (polo negativo). No eletrodo 2 ocorre a redução do oxigênio com o recebimento de elétrons, constituindo desta forma o cátodo da pilha (polo positivo).



b)

Semi-reação anódica (polo negativo): (x2) $2\text{H}_2 \rightarrow 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$ 0,00 V

Semi-reação catódica (polo positivo): $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ +1,23 V

Reação global: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ $\Delta E = +1,23\text{ V}$

11-

a)

Ânodo – polo negativo – oxidação – menor $E_{\text{redução}}$: (x2) $2\text{H}_2(\text{g}) + 4\text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow 4\text{H}_2\text{O}(\ell) + 4\text{e}^-$ $E_{\text{redução}} = -0,83\text{ V}$

Cátodo – polo positivo – redução – maior $E_{\text{redução}}$: $\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell) + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-(\text{aq})$ $E_{\text{redução}} = +0,40\text{ V}$

Reação global: $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$ $\Delta E = E_{\text{red maior}} - E_{\text{red menor}} = +0,40 - (-0,83) = +1,23\text{ V}$

$$\text{b) } 54\text{g H}_2\text{O} \cdot \frac{1\text{mol H}_2\text{O}}{18\text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1\text{mol O}_2}{2\text{mols H}_2\text{O}} = 1,5\text{mols O}_2$$

dado Massa Molar Estequiometria
da água

12- Alternativa D

Ânodo – polo negativo – oxidação – menor $E_{\text{redução}}$: $(x2) 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{H}^+ + 4\text{e}^-$ $E_{\text{redução}} = 0,00\text{V}$

Cátodo – polo positivo – redução – maior $E_{\text{redução}}$: $\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ $E_{\text{redução}} = +1,23\text{V}$

I. Verdadeiro

II. Verdadeiro

III. Falso $108\text{g H}_2\text{O} \cdot \frac{1\text{mol H}_2\text{O}}{18\text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1\text{mol O}_2}{2\text{mols H}_2\text{O}} = 3,0 \text{ mols O}_2$

 dato Massa Molar Estequiometria
 da água

IV. Verdadeiro

13-

$$02 + 04 + 08 + 16 = 30$$

Ânodo – polo negativo – oxidação (reductor) – menor $E_{\text{redução}}$: $(x2) 2 \text{H}_2(\text{g}) + 4 \text{OH}^- \rightarrow 4 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4\text{e}^-$ $E_{\text{redução}} = -0.83\text{V}$

Cátodo – polo positivo – redução (oxidante) – maior $E_{\text{redução}}$: $\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4\text{e}^- \rightarrow 4 \text{OH}^-(\ell)$ $E_{\text{redução}} = +0.40\text{V}$

Reação global: $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$ $\Delta E = E_{\text{red maior}} - E_{\text{red menor}} = +0,40 - (-0,83) = +1,23\text{V}$

(01) Falso. O H_2 sofre oxidação e, portanto atua como agente reductor.

(02) Verdadeiro.

(04) Verdadeiro.

(08) Verdadeiro (ΔE positivo)

(16) Verdadeiro.

(32) Falso.

14- Alternativa C

Ânodo – polo negativo – oxidação (reductor) – menor $E_{\text{redução}}$: $\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

Cátodo – polo positivo – redução (oxidante) – maior $E_{\text{redução}}$: $\frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$

Reação global: $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$

I. Falso. No ânodo forma-se H^+ e elétrons

II. Falso. O oxigênio sofre redução e, portanto atua como agente oxidante.

III. Verdadeiro.

IV. Verdadeiro.

15- Alternativa E

Cátodo: $2 \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$

Ânodo: $2 \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$

I. Falso. Reação do cátodo: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$

II. Verdadeiro.

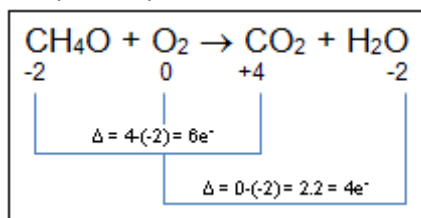
III. Verdadeiro.

$$7 \text{ dias} \cdot \frac{90 \text{ Kg H}_2}{1 \text{ dia}} \cdot \frac{1000 \text{ g H}_2}{1 \text{ Kg H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ L H}_2\text{O}}{1000 \text{ g H}_2\text{O}} = 5670 \text{ L H}_2\text{O}$$

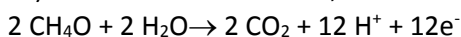
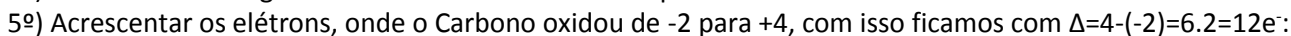
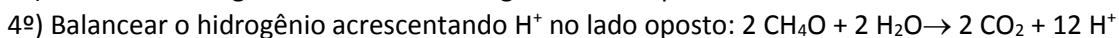
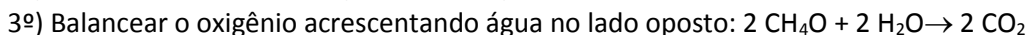
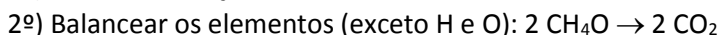
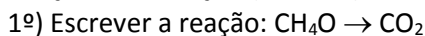
IV. Verdadeiro

16-

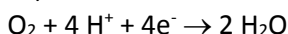
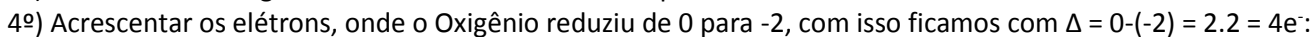
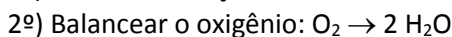
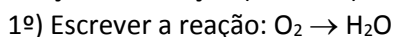
No balanceamento da reação pelo método do íon-elétron em meio ácido teremos:
Determine o número de oxidação (Nox) das espécies que oxidaram e reduziram:



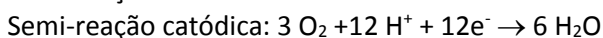
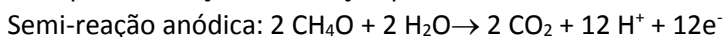
Reação de oxidação (anódica):



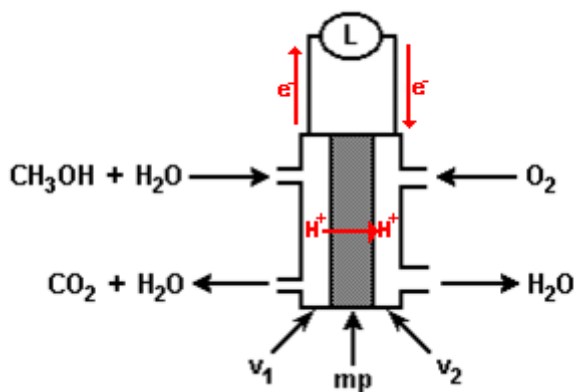
Reação de redução (catódica):



Igualando os elétrons, onde número de elétrons cedidos = número de elétrons recebidos, desta forma deveremos multiplicar a reação de redução por 3 e com isso teremos:



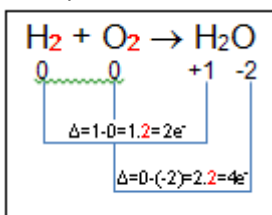
b) Os elétrons migram do polo onde ocorre oxidação – ânodo – v_1 (perda de elétrons) para o polo onde ocorre redução – cátodo – v_2 (ganho de elétrons) pelo circuito elétrico externo, enquanto os íons H^+ transitam através da membrana polimérica do ânodo – v_1 (oxidação) para o cátodo – v_2 (redução):



17- Alternativa B

No balanceamento da reação pelo método do íon-elétron em meio básico teremos:

Determine o número de oxidação (Nox) das espécies que oxidaram e reduziram:



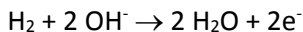
Reação de oxidação (anódica):

1º) Escrever a reação: $\text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

3º) Balancear o oxigênio acrescentando OH^- no lado oposto: $\text{H}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

4º) Balancear o hidrogênio acrescentando H_2O lado oposto do OH^- : $\text{H}_2 + 2 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

5º) Acrescentar os elétrons, onde o hidrogênio oxidou de 0 para +1, com isso ficamos com $\Delta = 1 - 0 = 1 \cdot 2 = 2e^-$:



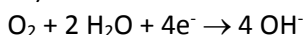
Reação de redução (catódica):

1º) Escrever a reação: $\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

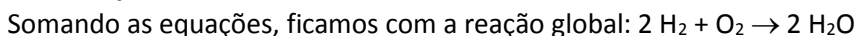
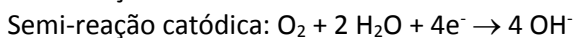
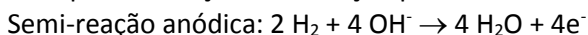
2º) Balancear o oxigênio acrescentando OH^- no lado oposto: $\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{OH}^-$

3º) Balancear o hidrogênio acrescentando H_2O no lado oposto do OH^- : $\text{O}_2 + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{OH}^-$, simplificando as moléculas de água: $\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{OH}^-$

4º) Acrescentar os elétrons, onde o Oxigênio reduziu de 0 para -2, com isso ficamos com $\Delta = 0 - (-2) = 2 \cdot 2 = 4e^-$:

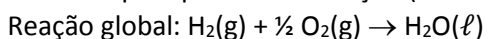
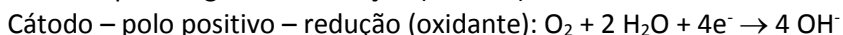
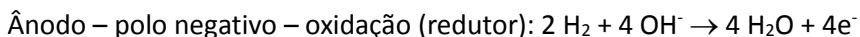


Igualando os elétrons, onde número de elétrons cedidos = número de elétrons recebidos, desta forma deveremos multiplicar a reação de oxidação por 2 e com isso teremos:



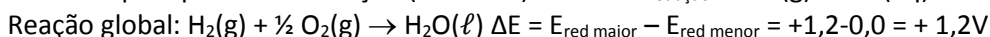
18- Alternativa B

Pelos dados fornecidos temos:



19-

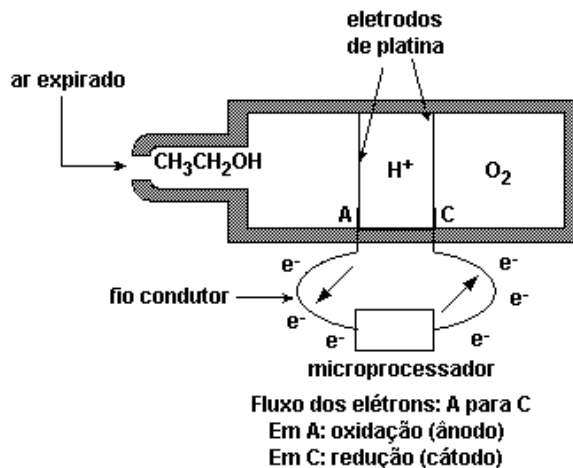
a) Pelos dados fornecidos ficamos com:



b) Ocorre formação de água no cátodo de acordo com as semi-reações de oxidação e redução indicadas no item anterior.

20-

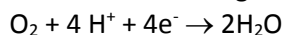
a) Observe o esquema indicado na figura abaixo:



b) De acordo com o enunciado, o etanol sofre uma oxidação de acordo com a equação:



Onde os íons H⁺ migram para o eletrodo reagindo com o oxigênio de acordo com a equação:



Com isso ficamos com a reação global: $2 \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CH}_3\text{CHO} + 2 \text{H}_2\text{O}$

21-

$$04 + 08 + 32 = 44$$

(01) Falso. A fusão do gelo é um processo físico de mudança de estado da água: $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$ e não implica na liberação de íons H⁺.

(02) Falso. Na eletrólise da água, no polo positivo, ocorre a oxidação dos íons OH⁻ que produzem O₂ cuja característica é alimentar a combustão, ou seja, comburente.

(04) Verdadeiro.

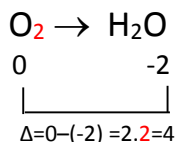
(08) Verdadeiro.

(16) Falso. O hidrogênio é um combustível e não comburente.

(32) Verdadeiro.

22-

a) Na reação global fornecida o etanol sofre uma oxidação e o oxigênio sofre uma redução:



Fazendo a semi-reação de redução do oxigênio em meio ácido pelo método do íon-elétron temos:

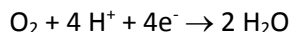
Reação de redução (catódica):

1º) Escrever a reação: $\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

2º) Balancear o oxigênio: $\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

3º) Balancear o hidrogênio acrescentando H⁺ no lado oposto: $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

4º) Acrescentar os elétrons, onde o Oxigênio reduziu de 0 para -2, com isso ficamos com $\Delta = 0 - (-2) = 2 \cdot 2 = 4\text{e}^-$:

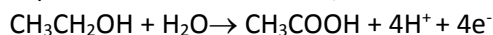
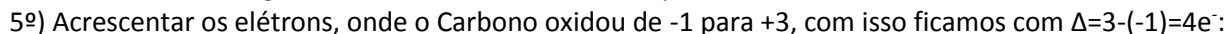
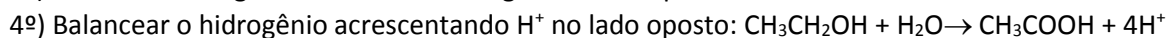
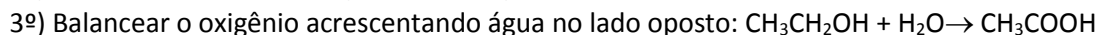
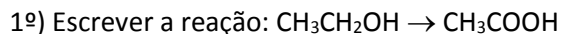


b) Em uma pilha, o eletrodo com maior potencial padrão de redução sofre REDUÇÃO. Na questão, é o que ocorre com o eletrodo (O₂, H₂O). Logo, o potencial padrão E°₁ será MENOR que E°₂.

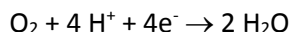
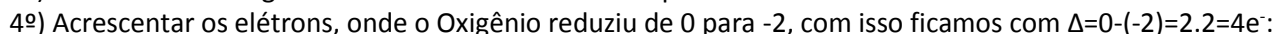
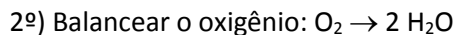
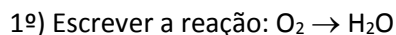
23-

a) Fazendo as semi-reações de oxidação do etanol e redução do oxigênio em meio ácido pelo método do íon-elétron temos:

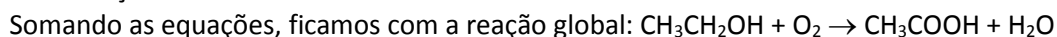
Reação de oxidação (anódica)



Reação de oxidação (catódica)



Igualando os elétrons, onde número de elétrons cedidos = número de elétrons recebidos, e com isso teremos:

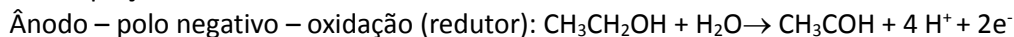


b)

$$\frac{7,6 \cdot 10^{-7} \text{ mol etanol}}{29 \text{ segundos}} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Ampère.segundos}}{1 \text{ elétron}} \cdot \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ elétrons}}{1 \text{ mol elétrons}} \cdot \frac{4 \text{ mols elétrons}}{1 \text{ mol etanol}} = 0,01 \text{ A}$$

24- Alternativa E

Pela equação fornecida temos:



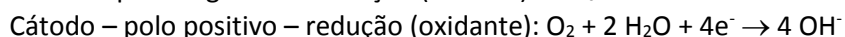
I. Verdadeiro

II. Verdadeiro

III. Verdadeiro

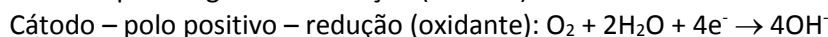
25- Alternativa B

Pelos dados fornecidos temos:



26- Alternativa E

Pela reação global que foi fornecida podemos concluir que:



27-

Número de oxidação (Nox) dos átomos de carbono do acetaldeído (figura 1).

Número de oxidação (Nox) dos átomos de carbono do etanol (figura 2)

Na reação do dicromato de potássio e do etanol, o agente redutor e o agente oxidante (figura 3)

Figura 1

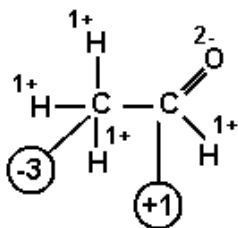


Figura 2

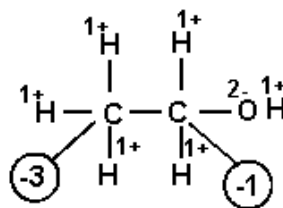
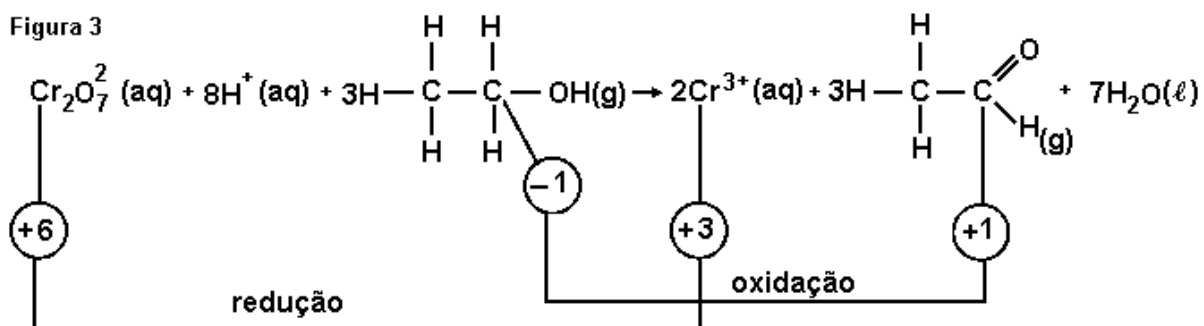


Figura 3



Agente redutor (sofre oxidação): etanol.

Agente oxidante (sofre redução): dicromato de potássio.

Quantidade de elétrons envolvidos por molécula de acetaldeído formada (oxidação):

- Redução: 3 elétrons envolvidos

- Oxidação: 2 elétrons envolvidos

28-

(01) Em uma célula de combustível de hidrogênio, o hidrogênio sofre redução e o oxigênio oxidação.

Falsa. Em uma célula de combustível de hidrogênio, o hidrogênio sofre oxidação e o oxigênio redução.

(02) No ânodo, polo positivo, ocorre redução do hidrogênio.

Falsa. O terminal negativo - ânodo - tem canais de fluxo que distribuem o gás hidrogênio sobre a superfície do catalisador. O ânodo é onde ocorre a oxidação.

(04) O potencial gerado por uma célula combustível é negativo, assim podemos considerar que ocorre uma reação espontânea.

Falsa. Quando a reação é espontânea o $\Delta E > 0$.

(08) Para gerar uma maior ddp (diferença de potencial), seria necessário construir uma bateria contendo células combustíveis arranjadas em série.

Verdadeira. Uma pilha de combustível é constituída por uma associação em série de células de combustível, uma vez que cada célula individual produz apenas uma tensão aproximada de 0,8 V.

(16) Na célula combustível, os elétrons fluem do polo negativo para o polo positivo.

Verdadeira. Numa pilha o fluxo de elétrons é do ânodo (onde ocorre a oxidação) para o cátodo (onde ocorre a redução). Origina-se uma corrente elétrica contínua.

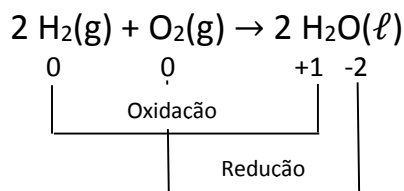
(32) O catalisador acelera as reações químicas entre o oxigênio e o hidrogênio.

Verdadeira. O catalisador recobre o eletrólito ou membrana. O catalisador é um metal, normalmente platina ou níquel, que acelera as reações químicas entre o oxigênio e o hidrogênio.

(64) O hidrogênio é o comburente e necessita estar armazenado; o oxigênio é o combustível e vem do ar atmosférico.

Falsa. O seu principal combustível, o hidrogênio, pode ser obtido a partir de diversas fontes renováveis e também a partir de recursos fósseis.

29- Alternativa C



Semi-reação da oxidação (reductor): $2 \text{H}_2 \rightarrow 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$ (ânodo)

Semi-reação da redução (oxidante): $\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ (cátodo)

Reação global: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

30-

a) $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$ $\Delta E = 1,23 \text{V}$

b) Os principais produtos gerados na combustão do petróleo são CO_2 , CO , C e SO_2 . Já na célula combustível é gerada a água, que confere maior vantagem sobre a combustão do petróleo.

31-

As semirreações que ocorrem na célula a combustível são:

Ânodo: $2 \text{H}_2(\text{g}) + 4 \text{OH}^-(\text{aq}) \longrightarrow 4 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4 \text{e}^-$ $E^\circ = 0,83 \text{V}$

Cátodo: $\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4 \text{e}^- \longrightarrow 4 \text{OH}^-(\text{aq})$ $E^\circ = 0,40 \text{V}$

A reação global e a força eletromotriz são obtidas a partir da soma dessas duas semirreações:

$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ $\Delta E^\circ = 1,23 \text{V}$

A variação de entalpia da reação de formação de hidrogênio é a diferença entre a entalpia dos produtos e a entalpia dos reagentes:

$\Delta H = H_f - H_i = H_{\text{CO}_2} + 4 \times H_{\text{H}_2} - H_{\text{C}_2\text{H}_6} - 2 \times H_{\text{H}_2\text{O}} = -394 + 4 \times 0 + 75 + 2 \times 241 = 163 \text{kJ}$

32- Alternativa A

A semirreação que ocorre no eletrodo A é de oxidação, portanto corresponde ao eletrodo negativo da pilha.

A semirreação que ocorre no eletrodo B é de redução, portanto corresponde ao eletrodo positivo da pilha.

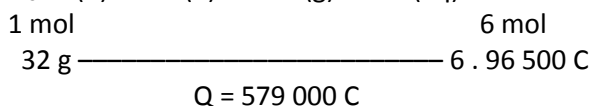
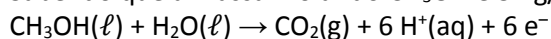
Para uma pilha, a ddp padrão pode ser calculada usando a seguinte fórmula:

$$\Delta E^\circ = E^\circ \text{ Bred} + E^\circ \text{ Aoxi}$$

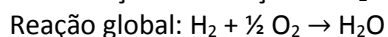
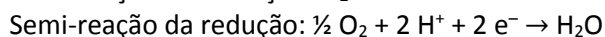
$$\Delta E^\circ = 1,23 \text{ V} - 0,02 \text{ V}$$

$$\Delta E^\circ = 1,21 \text{ V}$$

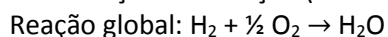
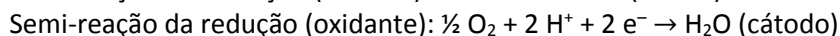
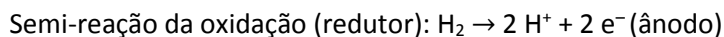
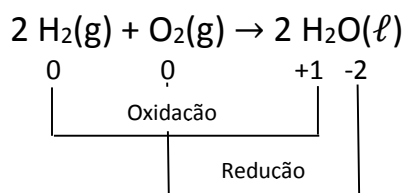
Sabendo que a massa molar do CH_3OH é 32 g/mol:



33- Alternativa D



34- Alternativa E



35- Alternativa D

