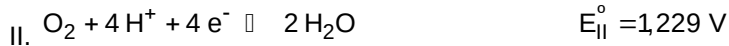
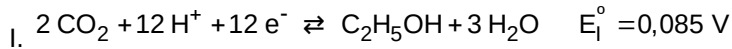


Eletroquímica: Equação de Nernst

Vinícius Ferreira Medrado

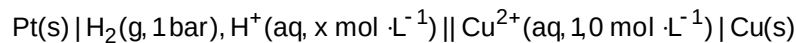
1. (Ita 2018) Considere as seguintes semirreações de oxirredução e seus respectivos potenciais padrão na escala do eletrodo padrão de hidrogênio (EPH):



Assinale a opção que apresenta a afirmação ERRADA sobre uma célula eletroquímica em que a semirreação I ocorre no anodo e a semirreação II, no catodo.

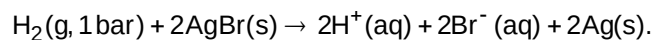
- a) A reação global é exotérmica.
- b) Trata-se de uma célula a combustível.
- c) O potencial padrão da célula é de 1,144 V.
- d) O trabalho máximo que pode ser obtido é, em módulo, de 4.171 kJ por mol de etanol.
- e) A célula converte energia livre da reação de combustão do etanol em trabalho elétrico.

2. (Ita 2017) A 25°C , o potencial da pilha descrita abaixo é de 0,56 V. Sendo $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$, assinale a opção que indica aproximadamente o valor do pH da solução.



- a) 6,5
- b) 5,7
- c) 3,7
- d) 2,0
- e) 1,5

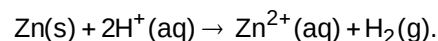
3. (Ita 2016) Considere a reação descrita pela seguinte equação química:



Se X o potencial padrão (E°) da reação, o pH da solução a 25°C quando o potencial da reação (E) for Y será dada por

- a) $(X - Y)/0,059$.
- b) $(Y - X)/0,059$.
- c) $(X - Y)/0,118$.
- d) $(Y - X)/0,118$.
- e) $2(X - Y)/0,059$.

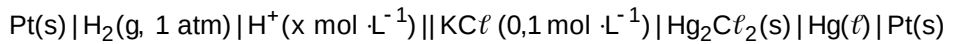
4. (Ita 2015) É de $0,76 \text{ V}$ a força eletromotriz padrão, E° , de uma célula eletroquímica, conforme a reação



Na concentração da espécie de Zn^{2+} igual a $1,0 \text{ molL}^{-1}$ e pressão de H_2 de 1,0 bar, a 25°C , foi verificado que a força eletromotriz da célula eletroquímica é de 0,64 V. Nestas condições, assinale a concentração de íons H^+ em molL^{-1} .

- a) $1,0 \times 10^{-12}$
- b) $4,2 \times 10^{-4}$
- c) $1,0 \times 10^{-4}$
- d) $1,0 \times 10^{-2}$
- e) $2,0 \times 10^{-2}$

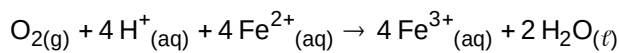
5. (Ita 2012) A 25°C , a força eletromotriz da seguinte célula eletroquímica é de 0,45 V:



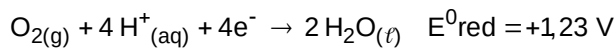
Sendo o potencial do eletrodo de calomelano – $\text{KCl} (0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}) | \text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) | \text{Hg}(\ell)$ – nas condições-padrão igual a 0,28 V e o valor numérico da concentração dos íons H^+ , assinale a opção com o valor aproximado do pH da solução.

- a) 1,0
- b) 1,4
- c) 2,9
- d) 5,1
- e) 7,5

6. (Ime 2017) Com base nos potenciais-padrão de redução (E^{red}) disponíveis abaixo, determine a constante de equilíbrio para a oxidação do íon Fe^{2+} por oxigênio, a 25°C , em meio ácido, de acordo com a reação:



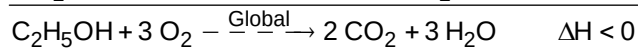
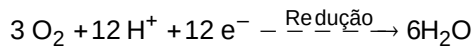
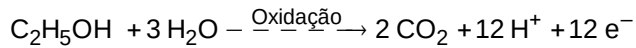
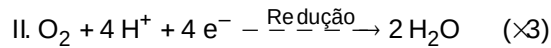
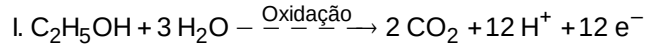
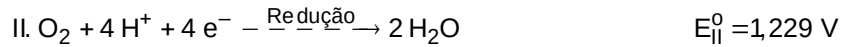
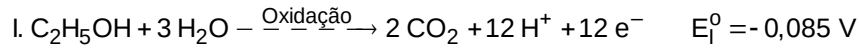
Dados:



Equação de Nernst:
$$E = E^0 - \frac{0,0592}{n} \times \log K$$

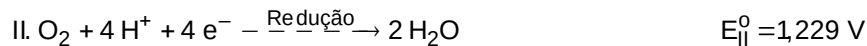
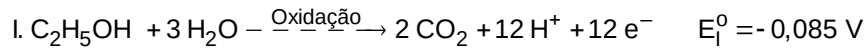
Gabarito:**Resposta da questão 1:**

[D]



A reação global é exotérmica e trata-se de uma célula de combustível.

A célula converte energia livre da reação de combustão do etanol em trabalho elétrico.



$$\Delta E = E_{\text{oxidação}} + E_{\text{redução}}$$

$$\Delta E = -0,085 \text{ V} + 1,229 \text{ V}$$

$$\Delta E = +1,144 \text{ V}$$

$n = 12$ mol de elétrons transferidos

$$1F = 9,65 \times 10^4 \text{ J} \cdot \text{V}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$W = -n \times F \times \Delta E$$

$$W = -12 \text{ mol} \times 9,65 \times 10^4 \text{ J V}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 1,144 \text{ V}$$

$$W = -132,4752 \times 10^4 \text{ J}$$

$$|W| = |-132,4752 \times 10^4 \text{ J}|$$

$$|W| = 1.324,752 \text{ kJ}$$

$$|W| \approx 1.325 \text{ kJ}$$

Resposta da questão 2:

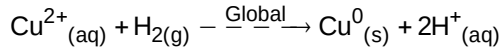
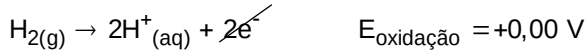
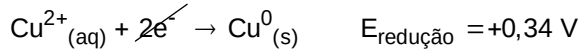
[C]

$$E^{\circ}(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$$

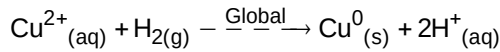
$$E_{\text{pilha descrita}} = +0,56 \text{ V}$$

Então,

$$+0,34 \text{ V} > 0,00 \text{ V}$$



$$\Delta E = E_{\text{redução}} + E_{\text{oxidação}} = +0,34 \text{ V} + 0,00 \text{ V} = +0,34 \text{ V}$$



$$Q = \frac{[\text{H}^{+}]^2}{[\text{Cu}^{2+}] \times [\text{H}_2]}$$

De acordo com o enunciado:

$\text{Pt}(\text{s}) | \text{H}_2(\text{g}, 1 \text{ bar}), \text{H}^{+}(\text{aq}, x \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}) || \text{Cu}^{2+}(\text{aq}, 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}) | \text{Cu}(\text{s})$, ou seja,

$p_{\text{H}_2} = 1 \text{ bar} \approx 1 \text{ atm}$; $[\text{Cu}^{2+}] = 1,0 \text{ mol/L}$ e $\Delta E = +0,56 \text{ V}$; $\Delta E^0 = +0,34 \text{ V}$.

A partir da aplicação destes dados na equação de Nernst, vem:

Número de mols de elétrons transferidos $(n) = 2$.

$$Q = \frac{[\text{H}^{+}]^2}{[\text{Cu}^{2+}] \times [\text{H}_2]}$$

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,059}{n} \times \log Q$$

$$+0,56 \text{ V} = +0,34 \text{ V} - \frac{0,059}{2} \times \log \frac{[\text{H}^{+}]^2}{1 \times 1}$$

$$-7,4576 = \log[\text{H}^{+}]^2 \Rightarrow 7,4576 = 2 \times \log[\text{H}^{+}]$$

$$\log[\text{H}^{+}] = \frac{-7,4576}{2}$$

$$\log[\text{H}^{+}] = -3,7288$$

$$-\log[\text{H}^{+}] = 3,7288$$

pH

$$\text{pH} \approx 3,7$$

Resposta da questão 3:

[D]

De acordo com a equação de Nernst:

$$E = E^0 - \frac{0,059}{n} \times \log Q$$

Na qual:

E = potencial de redução (25°C ; solução de qualquer concentração molar).

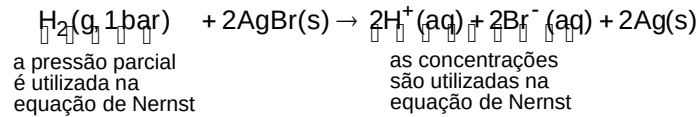
E^0 = potencial de redução (25°C ; solução de concentração 1 molar ou 1 mol/L).

0,059 = valor constante a 25°C , se a temperatura mudar este valor sofrerá alteração.

n = número de mols de elétrons transferidos durante o processo eletroquímico.

Q = quociente entre concentrações que sofrem alteração durante o funcionamento da pilha.

Então,



$$n = 2 \text{ mols de } e^-$$

$$Q = \frac{[\text{H}^+]^2 [\text{Br}^-]^2}{p_{\text{H}_2}}$$

$$p_{\text{H}_2} = 1 \text{ atm (1 bar)}$$

$$Q = [\text{H}^+]^2 [\text{Br}^-]^2$$

$$[\text{H}^+]^2 = [\text{Br}^-]^2$$

$$Q = [\text{H}^+]^2 \times [[\text{H}^+]^2] = [\text{H}^+]^4$$

$$E = Y$$

$$E^0 = X$$

$$Y = X - \frac{0,059}{2} \times \log[\text{H}^+]^4 \Rightarrow Y = X - \frac{0,059}{2} \times 4 \log[\text{H}^+]$$

$$Y = X + 0,059 \times 2(-\log[\text{H}^+])$$

$$-\log[\text{H}^+] = \text{pH}$$

$$Y = X + 0,059 \times 2\text{pH}$$

$$\text{pH} = \frac{Y - X}{0,059 \times 2}$$

$$\text{pH} = \frac{Y - X}{0,118}$$

Resposta da questão 4:

[D]

A ddp de uma pilha pode mudar se alterarmos a quantidade de soluto nas cubas eletrolíticas, ou seja, se alterarmos as concentrações molares das soluções eletrolíticas. Existe uma equação matemática, denominada equação de Nernst que relaciona a ddp com as concentrações molares das soluções.

A equação de Nernst é dada por:

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,059}{n} \log Q$$

Na qual:

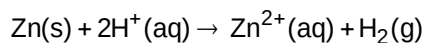
$$\Delta E = \text{ddp da pilha (25°C; solução de qualquer concentração molar)} = 0,64 \text{ V.}$$

$$\Delta E^0 = \text{ddp da pilha (25°C; solução de concentração 1 molar ou 1 mol/L)} = 0,76 \text{ V.}$$

0,059 = valor constante a 25°C, se a temperatura mudar este valor sofrerá alteração.

n = número de mols de elétrons transferidos durante o processo eletroquímico = 2 mols.

Q = quociente entre concentrações que sofrem alteração durante o funcionamento da pilha.



$$Q = \frac{[\text{Zn}^{2+}] \times p_{\text{H}_2}}{[\text{H}^+]^2} = \frac{1 \times 1}{[\text{H}^+]^2}$$

$$Q = \frac{1}{[\text{H}^+]^2}$$

Aplicando a equação de Nernst, teremos:

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,059}{n} \log Q$$

$$0,64 = 0,76 - \frac{0,059}{2} \times \log \frac{1}{[H^+]^2}$$

$$-0,12 = -0,0295 \times \log \frac{1}{[H^+]^2}$$

$$\log \frac{1}{[H^+]^2} = \frac{0,12}{0,0295} = 4,068$$

$$\frac{1}{[H^+]^2} = 10^{4,068}$$

Fazendo $4,068 \approx 4$, vem:

$$\frac{1}{[H^+]^2} = 10^4$$

$$[H^+]^2 = 10^{-4}$$

$$\sqrt{[H^+]^2} = \sqrt{10^{-4}}$$

$$[H^+] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

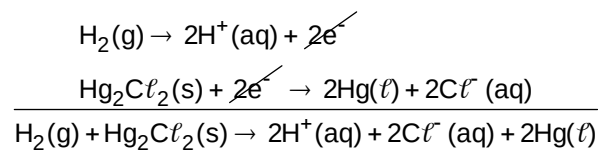
Resposta da questão 5:

[C]

Dados:

$$\varepsilon_{H_2}^0 = 0,00 \text{ V}; \quad \varepsilon_{Hg_2Cl_2}^0 = 0,28 \text{ V}$$

Teremos as seguintes reações de óxido-redução:



$$\varepsilon_{\text{célula}} = \varepsilon_{H_2} + \varepsilon_{Hg_2Cl_2} \quad (I)$$

Equação de Nernst para o eletrodo de H_2 :

$$\varepsilon_{H_2} = \varepsilon_{H_2}^0 - \frac{0,059}{n} \times \log \frac{[H^+]^2}{p_{H_2}}$$

Para $p_{H_2} = 1 \text{ atm}$ e $n = 2$ mols de elétrons, vem:

$$\varepsilon_{H_2} = 0,00 - \frac{0,059}{2} \times \log \frac{[H^+]^2}{1}$$

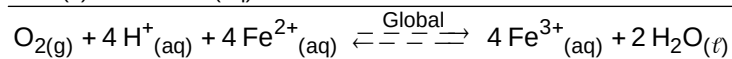
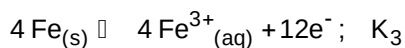
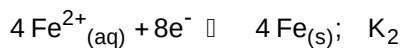
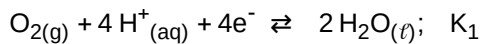
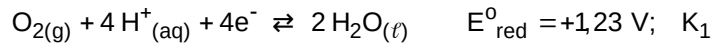
$$\varepsilon_{H_2} = 2 \left(- \frac{0,059}{2} \right) \times \log [H^+] \quad (II)$$

Substituindo (II) em (I):

$$\varepsilon_{\text{célula}} = 0,059 \times (-\log[\text{H}^+]) + \varepsilon_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2}$$

$$0,45 = 0,059 \times \text{pH} + 0,28$$

$$\text{pH} = \frac{0,45 - 0,28}{0,059} = 2,88 \approx 2,9$$

Resposta da questão 6:

$$K_{\text{eq}} = K_1 \times K_2 \times K_3$$

Potencial-padrão (E) para a comparação = 0 V (25 °C)

A partir da equação de Nernst fornecida no enunciado da questão, temos:

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \times \log K$$

n = número de mols de elétrons transferidos.

Para K_1 :

$$0 = +1,23 - \frac{0,0592}{4} \times \log K_1$$

$$\log K_1 = 83,108108 \Rightarrow K_1 = 10^{83,108108}$$

Para K_2 :

$$0 = -0,450 - \frac{0,0592}{8} \times \log K_2$$

$$\log K_2 = -60,81081 \Rightarrow K_2 = 10^{-60,81081}$$

Para K_3 :

$$0 = +0,0430 - \frac{0,0592}{12} \times \log K_3$$

$$\log K_3 = +8,712162 \Rightarrow K_3 = 10^{8,712162}$$

$$K_{\text{eq}} = K_1 \times K_2 \times K_3 = 10^{83,108108} \times 10^{-60,81081} \times 10^{8,712162}$$

$$K_{\text{eq}} = 10^{31,013514} \approx 10^{31,01}$$

Resumo das questões selecionadas nesta atividade

Data de elaboração: 10/06/2020 às 09:57

Nome do arquivo: ITA-IME

Legenda:

Q/Prova = número da questão na prova

Q/DB = número da questão no banco de dados do SuperPro®

Q/prova	Q/DB	Grau/Dif.	Matéria	Fonte	Tipo
1	176337	Elevada	Química	Ita/2018	Múltipla escolha
2	166702	Elevada	Química	Ita/2017	Múltipla escolha
3	153003	Elevada	Química	Ita/2016	Múltipla escolha
4	137200	Elevada	Química	Ita/2015	Múltipla escolha
5	110999	Elevada	Química	Ita/2012	Múltipla escolha
6	164866	Elevada	Química	Ime/2017	Análítica