

Questão 01 – (Olimpíada Norte/Nordeste de Química) Suponha que se tenha atribuído o potencial de redução zero para a reação: $I_2 + 2e^- \leftrightarrow 2I^-$, cujo potencial normal em referencia ao hidrogênio é de -0,53V.

- O que ocorreria com a tabela de potencial de redução dos demais elementos?
- Particularmente, qual seria o potencial padrão da semi-reação: $Na^+ + 1e^- \leftrightarrow Na^0$, cujo valor referente ao hidrogênio é de -2,71V?
- Qual seria o potencial da reação: $2Na^0 + I_2 \leftrightarrow 2Na^+ + 2I^-$?

Questão 02 - (IME-1993) Calcule a intensidade da corrente elétrica que deve ser utilizada para depositar $2,54 \times 10^{-4}$ kg de cobre, de uma solução de sulfato de cobre, no tempo, no tempo de 3 minutos e 20 segundos.

Questão 03 – (ALGUMAS DISCURSIVAS DO IME – 1965)

A - (IME – 1965) O ácido clorídrico puro, no estado líquido, pode ser eletrólizado? Por que?

B - (IME – 1965) As reações eletrolíticas são, sempre, reações de oxidação e redução? Por que?

Questão 04 – (IME) Em duas cubas eletrolíticas, ligadas em série, ocorrem as reações, cujas equações mostradas a seguir, pela passagem de uma corrente de 1,0 ampere:

Cuba A: $Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag^0(s)$

Cuba B: $2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$

Dado: $1A = 1 C/s$

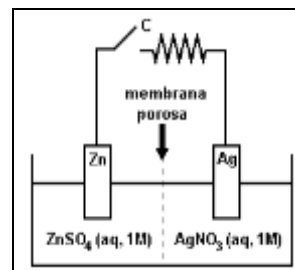
Pede-se:

- O tipo de reação que está acontecendo;
- A denominação do eletrodo onde ocorrem essas reações;
- O tempo necessário para que ocorra a deposição de 1,08 gramas de prata;
- O volume, em litros, nas CNTP, de hidrogênio produzido durante o tempo determinado na letra c.

Questão 05 – (ITA) Uma célula eletrolítica foi construída utilizando-se 200 mL de uma solução aquosa 1,0 mol/L em NaCl com pH igual a 7 a 25 °C, duas chapas de platina de mesmas dimensões e uma fonte estabilizada de corrente elétrica. Antes de iniciar a eletrólise, a temperatura da solução foi aumentada e mantida num valor constante igual a 60 °C. Nesta temperatura, foi permitido que corrente elétrica fluísse pelo circuito elétrico num certo intervalo de tempo. Decorrido esse intervalo de tempo, o pH da solução, ainda a 60 °C, foi medido novamente e um valor igual a 7 foi encontrado. Levando em consideração os fatos mencionados neste enunciado e sabendo que o valor numérico da constante de ionização da água (K_w) para a temperatura de 60 °C é igual a $9,6 \times 10^{-14}$, é **CORRETO** afirmar que:

- o caráter ácido-base da solução eletrolítica após a eletrólise é neutro.
- o caráter ácido-base da solução eletrolítica após a eletrólise é alcalino.
- a reação anódica predominante é aquela representada pela meia-equação:
 $4 OH^-(aq) \rightarrow 2H_2O(l) + O_2(g) + 4e^-$ (CM)
- A reação catódica, durante a eletrólise, é aquela representada pela meia-equação:
 $Cl_2(g) + 2e^-$ (CM) $\rightarrow 2Cl^-(aq)$.
- A reação anódica, durante a eletrólise, é aquela representada pela meia-equação: $H_2(g) + 2 OH^-(aq) \rightarrow 2 H_2O(l) + 2e^-$ (CM)

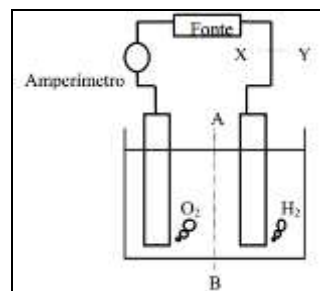
Questão 06 – (ITA) Escreva as equações químicas das meia-reações que irão ocorrer em cada um dos eletrodos do elemento galvânico esquematizado adiante e justifique porque a frase a seguir está CERTA ou está ERRADA: "A concentração de $ZnSO_4$ do lado esquerdo vai aumentar."



Questão 07 – (ITA) Durante uma eletrólise, a única reação que ocorreu no catodo foi a deposição de certo metal. Observou-se que a deposição de 8,81 gramas de metal correspondeu à passagem de 0,300mols de elétrons pelo circuito. Qual das opções a seguir contém o metal que pode ter sido depositado? Dados: Massas atômicas: Ni = 58,71; Zn = 65,37; Ag = 107,87; Sn = 118,69; Pb = 207,19.

- Ni.
- Zn.
- Ag.
- Sn.
- Pb.

Questão 08 – (ITA) A corrente elétrica que passou através dos fios conectores de cobre do circuito durante a eletrólise foi igual a $1,6 \cdot 10^{-2}$ ampère. Qual das opções abaixo contém a conclusão correta sobre o número de elétrons que passou, por segundo, através da secção (X-Y) do fio de cobre, conforme assinalado na figura?

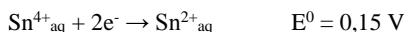


- $1,6 \cdot 10^{-2}$
- $1,0 \cdot 10^{12}$
- $1,0 \cdot 10^{17}$
- $6,0 \cdot 10^{20}$
- $9,7 \cdot 10^{21}$

Questão 09 – Considere a pilha abaixo operando a 25 °C e a 1 atm.
 $\text{Pt} | \text{Sn}^{2+}_{\text{aq}} (0,1 \text{ mol L}^{-1}), \text{Sn}^{4+}_{\text{aq}} (0,05 \text{ mol L}^{-1}) || \text{Fe}^{3+}_{\text{aq}} (0,01 \text{ mol L}^{-1}), \text{Fe}^{2+}_{\text{aq}} (0,2 \text{ mol L}^{-1}) | \text{Pt}$.

- Escreva a reação global de oxiredução e calcule o valor de ΔE^0 .
- Calcule o ΔG^0 da reação.
- Calcule o ΔG da reação no momento em que as concentrações das espécies químicas são iguais as indicadas na notação da pilha. A pilha funciona nessas condições?
- Calcule a constante de equilíbrio, K, quando a pilha parar de gerar corrente elétrica.
- Por que a platina é considerada nessa pilha como um eletrodo inerte?

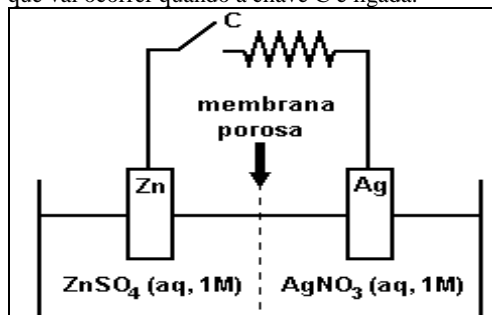
Dado:



Questão 10 – (ATKINS) O potencial-padrão do par $\text{Cu}^{2+}_{\text{(aq)}} / \text{Cu}$ é + 0,340 V, e o par $\text{Cu}^{+}_{\text{(aq)}} / \text{Cu}$ é + 0,552 V. Estime E^0 ($\text{Cu}^{2+}_{\text{(aq)}} / \text{Cu}^{+}_{\text{(aq)}}$) e a sua respectiva constante de equilíbrio.

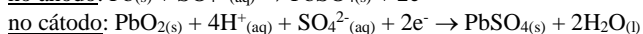
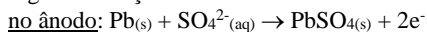
Questão 11 – (ATKINS) Calcule a constante de equilíbrio para a reação de desproporcionamento $2\text{Cu}^{+}_{\text{(aq)}} \leftrightarrow \text{Cu(s)} + \text{Cu}^{2+}_{\text{(aq)}}$, a 298K.

Questão 12 - (ITA) Este teste se refere ao elemento galvânico esquematizado a seguir. Assinale a afirmação FALSA em relação ao que vai ocorrer quando a chave C é ligada:



- A corrente elétrica convencional vai circular no sentido anti-horário;
- Elétrons irão circular pelo fio da esquerda para a direita;
- Ânions nitrato vão migrar, através da membrana porosa, da direita para a esquerda;
- A concentração de ZnSO_4 do lado esquerdo vai aumentar;
- Cátions de zinco vão migrar, através da membrana porosa, da esquerda para a direita.

Questão 13 - (IME - 1997) Uma bateria de automóvel apresenta as seguintes reações eletrodos durante a descarga:



A solução inicial de ácido sulfúrico contido na bateria tem uma concentração de 40%, em peso, de ácido sulfúrico e massa específica de 1,3 g/cm³. Após a bateria ter sido utilizada, a solução foi analisada e apresentou uma concentração de 28%, em peso, de ácido sulfúrico com uma massa específica de 1,2 g/cm³. Considerando fixo o volume da solução ácida na bateria em 2,0 litros, determine: o valor da carga fornecida pela bateria em ampère-hora.

Questão 14 - (IME – 1997/1998) A eletrólise de uma solução aquosa gera uma mistura gasosa hidrogênio-oxigênio para alimentar um maçarico. A mistura gasosa é armazenada em um recipiente com volume constante e igual a 500 cm³ e o ar contido inicialmente no recipiente é totalmente removido antes de se iniciar a eletrólise. Por medida de segurança, o maçarico só pode ser operado quando a pressão no recipiente for de, pelo menos, 1,2 atm. Sabendo-se que a temperatura é de 27°C e que a corrente da eletrólise é de 5A, determine o tempo para que pressão no recipiente atinja o valor

mínimo de operação. Dados: R = 0,082 atm.L.K⁻¹.mol⁻¹; 1 Faraday = 1 608 A.min.

Questão 15 - (IME - 1999) Em uma pilha, $\text{Ni}^0 / \text{Ni}^{2+} // \text{Ag}^+ / \text{Ag}^0$ os metais estão mergulhados em soluções aquosas 1,0 mol.L⁻¹ de seus respectivos sulfatos, a 25 °C. Determine:

- a equação global da pilha;
- o sentido do fluxo de elétrons;
- o valor da força eletromotriz (fem) da pilha.

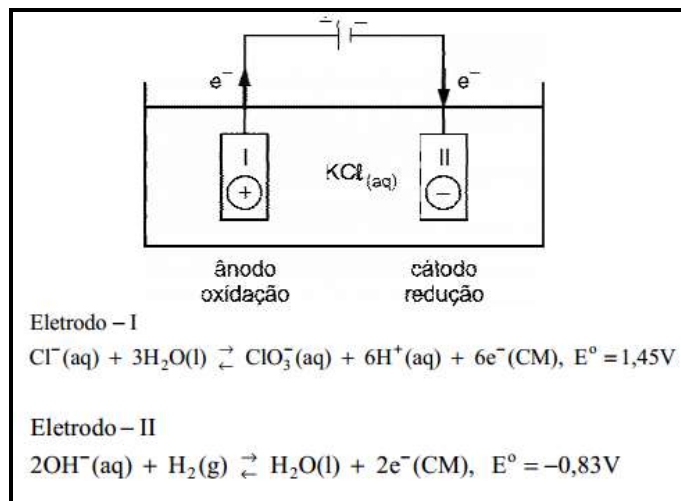
Dados: Reação $E^0_{\text{redução}}$ (volts):

- $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Ni}^0 - 0,25$
- $\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \leftrightarrow \text{Ag}^0 + 0,80$

Questão 16 - (IME - 2000) Duas células eletrolíticas de eletrodos inertes foram ligadas em séries e submetidas a uma tensão de 5V. A primeira tinha como eletrólito 500mL de solução 1N de nitrato de prata e a Segunda, 700mL de uma solução aquosa de um sal de estanho. Após um certo tempo de funcionamento, o sistema foi desconectado. Transferiu-se, então, o eletrólito da primeira célula para um recipiente, ao qual adicionou-se ácido clorídrico em pequeno excesso. O precipitado formado, após filtrado e seco, pesou 42,9g. Sabendo-se que houve a formação de um depósito metálico de 5,95g no catodo da segunda célula, determine o número de oxidação do estanho no sal original. Desconsidere a formação de íons complexos.

Questão 17 - (IME - 2000) Mistura-se 500cm³ de uma solução de AgNO_3 , 0,01M, com 500cm³ de outra solução que contém 0,005 moles de NaCl e 0,005 moles de NaBr. Determine as concentrações molares de Ag^+ , Cl^- e Br^- na solução final em equilíbrio. Dados: $K_{\text{ps}}(\text{AgCl}) = 1,8.10^{-10}$, $K_{\text{ps}}(\text{AgBr}) = 5,0.10^{-13}$.

Questão 18 - (ITA) Um dos métodos de síntese do clorato de potássio é submeter uma solução de cloreto de potássio a um processo eletrolítico, utilizando eletrodos de platina. São mostradas abaixo as semi-equações que representam as semi-reações em cada um dos eletrodos e os respectivos potenciais elétricos na escala do eletrodo de hidrogênio nas condições-padrão (E^0):

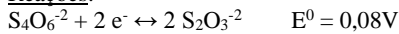


- Faça um esquema da célula eletrolítica;
- Indique o cátodo;
- Indique a polaridade dos eletrodos;
- Escreva a equação que representa a reação química global balanceada.

Questão 19 - (IME - 2001) Construiu-se uma célula eletrolítica de eletrodos de platina, tendo como eletrólito uma solução aquosa de iodeto de potássio. A célula operou durante um certo intervalo de tempo sob corrente constante de 0,2A. Ao final da operação, o eletrólito foi completamente transferido para um outro recipiente e titulado com solução 0,1M de tiosulfato de sódio. Sabendo-se que foram consumidos 25mL da solução de tiosulfato na titulação, determine o tempo durante o qual a célula operou.

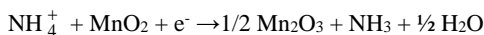
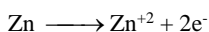
Dados: Constante de Faraday, $F = 96.500C$

Reações:



Questão 20 - Uma pilha galvânica é formada por eletrodos de cobre e hidrogênio. Foi utilizada para determinar o pH de uma solução desconhecida. A solução foi colocada no compartimento do eletrodo de hidrogênio e a pressão de hidrogênio gasoso foi controlada para ar de 1 atm. A concentração de íons cúprico era de $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ e a f.e.m. da pilha, a $25^\circ C$, indicou um valor de (+0,48V). Calcule o pH da solução.

Questão 21 - (IME - 2002) Um certo fabricante produz pilhas comuns, nas quais o invólucro de zinco funciona como anodo, enquanto que o catodo é inerte. Em cada uma, utilizam-se 5,87g de dióxido de manganês, 9,2g de cloreto de amônio e um invólucro de zinco de 80g. As semi-reações dos eletrodos são:



Determine o tempo que uma destas pilhas leva para perder 50% de sua carga, fornecendo uma corrente constante de 0,08A.

Dado: Constante de Faraday: $F = 96.500 C$

Questão 22 - (IME - 2003) Uma célula eletrolítica de eletrodos inertes, contendo 1,0L de solução de ácido sulfúrico 30% em peso, operou sob corrente constante durante 965 minutos. Ao final da operação, retirou-se uma alíquota de 2,0 mL do eletrólito, a qual foi diluída a 50,0 mL e titulada com solução padrão 0,40 mol/L de hidróxido de sódio. Sabendo-se que a titulação consumiu 41,8 mL da solução da base, determine a corrente que circulou pela célula. Considere que a massa específica da solução de ácido sulfúrico 30% em peso é $1,22 \text{ g/cm}^3$ e a massa específica da água é $1,00 \text{ g/cm}^3$.

Questão 23 - (IME - 2011) O alumínio pode ser produzido industrialmente pela eletrólise do cloreto de alumínio fundido, o qual é obtido a partir do minério bauxita, cujo principal componente é o óxido de alumínio. Com base nas informações acima, calcule quantos dias são necessários para produzir 1,00 tonelada de alumínio puro, operando-se uma cuba eletrolítica com cloreto de alumínio fundido, na qual se faz passar uma corrente elétrica constante de 10,0 kA.

Questão 24 - (ITA - 2013) Água líquida neutra ($pH = 7,0$), inicialmente isenta de espécies químicas dissolvidas, é mantida em um recipiente de vidro aberto e em contato com a atmosfera ambiente sob temperatura constante. Admitindo-se que a pressão parcial do oxigênio atmosférico seja igual a 0,20 atm e sabendo-se que esse gás é solúvel em $H_2O(l)$ e que o sistema está em equilíbrio a temperatura de $25^\circ C$, pedem-se:

- Escrever a equação química balanceada da semirreação que representa o processo de redução de oxigênio gasoso em meio de água líquida neutra e aerada;
- Determinar o potencial de eletrodo (V_{EPH}), a temperatura de $25^\circ C$, da semirreação obtida no item (a), considerando as condições estabelecidas no enunciado desta questão;
- Determinar o valor numérico, expresso em kJ.mol^{-1} , da variação de energia livre de Gibbs padrão (ΔG^0) da semirreação eletroquímica do item (a).

São dados:

$$E^0_{O_2/OH^-} = 0,401 \quad V_{EPH} \text{ (volt na escala padrão do hidrogênio)}$$

$$\log = \ln/2,303 \quad 0,20 = 10^{(0,30 - 1)}$$

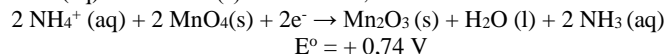
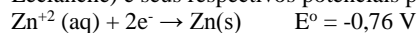
Questão 25 - (ITA - 2013) Em um processo de eletrodeposição, níquel metálico é eletrodepositado no catodo de uma célula eletrolítica e permanece coeso e aderido a esse eletrodo. Sabendo que a massa específica do níquel metálico ($\rho_{Ni, 25^\circ C}$) é igual a $8,90 \times 10^3 \text{ kg.m}^{-3}$ e que a espessura total da camada eletrodepositada, medida no final do processo, foi de $2,0 \times 10^{-6} \text{ m}$, calcule a densidade de corrente aplicada (admitida constante), expressa em A.m^{-2} , considerando que nesse processo uma eficiência de corrente de eletrodeposição de 100% e um tempo de operação total de 900 segundos.

Questão 26 - (IME - 2014) Realiza-se a eletrólise de uma solução aquosa diluída de ácido sulfúrico com eletrodos inertes durante 10 minutos. Determine a corrente elétrica média aplicada, sabendo-se que foram produzidos no cátodo 300 mL de hidrogênio, coletados a uma pressão total de 0,54 atm sobre a água, à temperatura de 300 K.

Considere:

- Pressão de vapor da água a $300K = 0,060 \text{ atm}$;
 - Constante de Faraday = $1F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$;
 - Constante universal dos gases perfeitos = $0,08 \text{ atm.L.mol}^{-1}.K$.
- 2,20 A
 - 1,93 A
 - 1,08 A
 - 0,97 A
 - 0,48 A

Questão 27 - (Olimpíada Mineira - 2010) As semi-reações para as reações químicas que ocorrem em uma pilha seca (pilha de Leclanché) e seus respectivos potenciais padrões de redução são:



Responda as questões que se seguem:

- Escreva a equação química da reação global que ocorre no interior de uma pilha seca.
- Calcule a diferença de potencial eletroquímico (ΔE) da pilha de Leclanché.

Questão 28 - (ATKINS) Escreva uma expressão simplificada para a equação de Nernst considerando a temperatura de $50^\circ C$ no sistema.

Questão 29 - (ITA-89) Por uma célula eletrolítica passou uma carga correspondente a 0,20 Faraday. Num dos eletrodos ocorreu a reação seguinte: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$. A quantidade de água produzida neste eletrodo, em virtude desta reação de eletrodo, é:

- $(0,20 \cdot 4) \text{ mol}$
- $(0,20 \cdot 4 / 5) \text{ mol}$
- $(0,20 \cdot 5 / 4) \text{ mol}$
- $(0,20 \cdot 5) \text{ mol}$
- $(0,20 \cdot 4 \cdot 5) \text{ mol}$

Questão 30 - (ITA-88) Por uma célula eletrolítica passa uma corrente de 0,965 A, num dos eletrodos a reação que ocorre é a seguinte: $Cr_2O_7^{-2} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{+3} + 7H_2O$. O tempo certo durante o qual essa corrente deve passar para que sejam produzidos 0,4 mol de íons crômio é igual a:

- $\{(1/0,4) \cdot (2/6) \times 1 \times 10^5\} s$
- $\{(1/0,4) \cdot (2 \times 6) \times 1 \times 10^5\} s$
- $\{(0,4) \cdot (2) \times 1 \times 10^5\} s$
- $\{(0,4) \cdot (6) \times 1 \times 10^5\} s$
- $\{(0,4) \cdot (6/2) \times 1 \times 10^5\} s$

Questão 31 - (IME) Numa experiência de eletrólise da água formam-se 3,0 gramas de $H_2(g)$. Calcule o volume ocupado por esta massa de hidrogênio, suposta isenta de umidade, na temperatura de 300 K e sob a pressão de 684 mmHg (= $0,90 \times 760 \text{ mmHg}$).

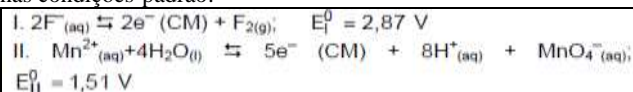
Questão 32 – (IME) Uma célula eletroquímica, usada para a produção da mistura gasosa de H_2 e O_2 , possui dois eletrodos inertes mergulhados numa solução diluída de hidróxido de sódio. No volume livre de 4,50 litros acima da solução, há uma válvula e um manômetro. A temperatura da célula é mantida constante em $27^\circ C$. No início da eletrólise, a válvula é fechada, sendo fornecida a célula uma corrente de 30 A. Calcule o tempo para a leitura do manômetro atingir 1,64 atm.

Dados: Constante dos gases: $0,082 \text{ atm.L/mol.K}$; Constante de Faraday: $96500 \text{ C} = 1608 \text{ A.min}$.

Questão 33 – (IME) Dada a reação $Cu + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2$, assinale a afirmativa correta sabendo-se que os potenciais-padrão de redução do cobre e do hidrogênio são respectivamente 0,34V e 0,00V.

- A reação produz corrente elétrica;
- A reação não ocorre espontaneamente;
- A reação ocorre nas pilhas de Daniell;
- O cobre é o agente oxidante;
- O hidrogênio sofre oxidação.

Questão 34 – (ITA) Considere os dois eletrodos (I e II) seguintes e seus respectivos potenciais na escala do eletrodo de hidrogênio (E^0) e nas condições-padrão:



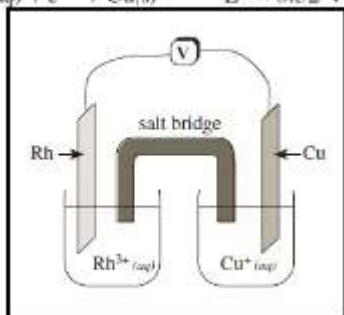
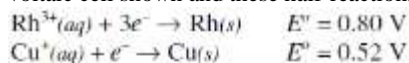
A força eletromotriz de um elemento galvânico construído com os dois elementos acima é de:

- 1,81 V
- 1,13 V
- 0,68 V
- 1,36 V
- 4,38 V

Questão 35 – (OLIMPIÁDA DE QUÍMICA DO RIO DE JANEIRO) Qual a massa de zinco metálico depositada após a eletrólise de uma solução aquosa de sulfato de zinco que durou aproximadamente 3,50 horas, sob corrente de 6,00 A?

- 63,2 g
- 51,2 g
- 25,6 g
- 7,12 mg
- 427 mg

Questions 36 and 37 - Should be answered with reference to the voltaic cell shown and these half-reactions.



Questão 36 – What is the direction of electron flow in the external circuit if the concentrations of Cu^+ and Rh^{3+} are each 1 M?

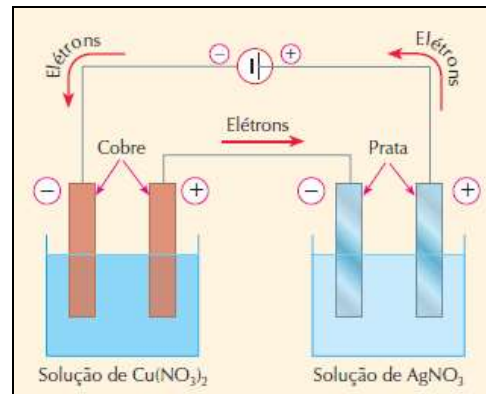
- from the Rh anode to the Cu cathode
- from the Rh cathode to the Cu anode
- from the Cu anode to the Rh cathode
- from the Cu cathode to the Rh anode

Questão 37 – What is the voltage of this cell if the concentrations of Cu^+ and Rh^{3+} are each 1 M?

- 0.28 V

- 0.76 V
- 1.32 V
- 2.36 V

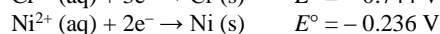
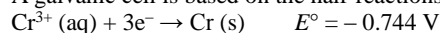
Questão 38 - (ITA) Uma cuba eletrolítica com eletrodos de cobre e contendo solução aquosa de $Cu(NO_3)_2$ é ligada em série com outra provida de eletrodos de prata e contendo solução aquosa de $AgNO_3$. Esse conjunto de cubas em série é ligado a uma fonte durante certo intervalo de tempo. Nesse intervalo de tempo, um dos eletrodos de cobre teve um incremento de massa de 0,64 gramas. O incremento de massa em um dos eletrodos da outra célula deve ter sido:



- 0,32g
- 0,54g
- 0,64g
- 1,08g
- 2,16 g

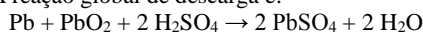
Questão 39 – (OLIMPIÁDA AMERICANA DE QUÍMICA)

A galvanic cell is based on the half-reactions;



- Write the balanced equation for the overall cell reaction.
- State which electrode increases in mass as the cell operates. Explain your answer.
- Calculate E^0_{cell} .
- Determine the value of ΔG^0 for the cell reaction at $25^\circ C$.
- Calculate the value of K for the cell reaction at $25^\circ C$.

Questão 40 - (IME) Os eletrodos de uma bateria de chumbo são de Pb e PbO₂. A reação global de descarga é:



Admita que o coeficiente de uso seja de 25%. Este coeficiente representa a fração de Pb e PbO₂ presente na bateria que são realmente usados nas reações dos eletrodos. Calcule:

- A massa mínima de chumbo em quilogramas (incluindo todas as formas em que se encontra esse elemento) que deve existir numa bateria para que ela possa fornecer uma carga de $38,60 \times 10^4 \text{C}$;
- O valor aproximado da variação da energia livre da reação, sendo de 2,00 V a voltagem média da bateria quando fora de uso.

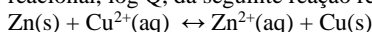
Questão 41 - (ITA) Uma solução aquosa de NiSO₄ é eletrolisada numa célula com eletrodos de platina, mediante a passagem de uma corrente elétrica constante de 268 mA durante 1,0 hora. No catodo, além da eletrodeposição de níquel, foi observada a formação de 11,2 mL (CNTP) de um certo gás. Escolha a opção que apresenta a razão percentual correta entre a carga elétrica utilizada para a eletrodeposição de níquel e a carga elétrica total que circulou pelo sistema.

- 10
- 25
- 50
- 75
- 90

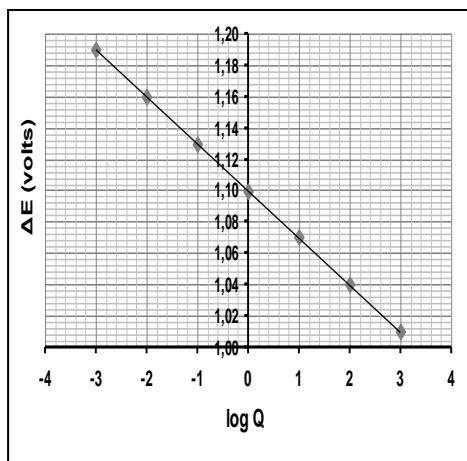
Questão 42 - (ITA) Considere a reação química representada pela equação abaixo e sua respectiva força eletromotriz nas condições-padrão: $\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{Br}^-(\text{aq}) \leftrightarrow 2\text{Br}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, $\Delta E^\circ = 0,20\text{V}$. Agora, considere que um recipiente contenha todas as espécies químicas dessa equação, de forma que todas as concentrações sejam iguais às das condições-padrão, exceto a de H^+ . Assinale a opção que indica a faixa de pH na qual a reação química ocorrerá espontaneamente:

- $2,8 < \text{pH} < 3,4$
- $3,8 < \text{pH} < 4,4$
- $4,8 < \text{pH} < 5,4$
- $5,8 < \text{pH} < 6,4$
- $6,8 < \text{pH} < 7,4$

Questão 43 – Na figura abaixo é mostrada a diferença de potencial, ΔE , em volts, em função do logaritmo decimal do quociente reacional, $\log Q$, da seguinte reação redox, a 25 °C:



- Represente a pilha na notação adequada, indicando o anodo, o catodo e a direção do fluxo de elétrons.
- Escreva a semi-reação de redução do zinco (Zn^{2+}/Zn) e calcule o seu potencial padrão de redução, em volts, a 25 °C, sabendo que o potencial padrão de redução do cobre (Cu^{2+}/Cu) é de +0,34 V.
- Calcule o valor da constante de Faraday, em $\text{C}\cdot\text{mol}^{-1}$, utilizando o gráfico acima.
- Calcule o valor da constante de equilíbrio, K, da reação, a 25 °C.
- Mostre o que ocorre com a razão $[\text{Zn}^{2+}]/[\text{Cu}^{2+}]$, a 25 °C, quando a reação redox deixa de ser espontânea. Justifique com cálculos.



Questão 44 – Em princípio, uma bateria poderia ser desenvolvida a partir de alumínio metálico e cloro gasoso.

- Escreva a equação balanceada que ocorre em uma bateria cujas semi-reações são: $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) / \text{Al}(\text{s})$ e $\text{Cl}_2(\text{g}) / 2\text{Cl}^-(\text{aq})$.
- Diga que semi-reação ocorre no ânodo e que semi-reação ocorre no cátodo.
- Calcule o potencial padrão para esta bateria (ΔE°).
- Se a bateria produz uma corrente de 0,75 A, quanto tempo ela irá operar se o eletrodo de alumínio contiver 30,0 g do metal? (considere que há quantidade suficiente de cloro).

Dados:

- $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$ $E^\circ = +1,36 \text{ V}$
- $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s})$ $E^\circ = -1,66 \text{ V}$
- Constante de Faraday = 96500 C/mol

Questão 45 - (IME) Uma pilha de combustível utiliza uma solução de KOH e dois eletrodos porosos de carbono, por onde são admitidos, respectivamente, hidrogênio e oxigênio. Este processo resulta numa reação global de combustão que gera eletricidade. Considerando que a pilha opera nas condições padrão:

- Calcule a entropia padrão de formação da água líquida;
- Justifique por que a reação da pilha é espontânea;
- Avalie a variação da entropia nas vizinhanças do sistema.

Dados: Potenciais de redução nas condições padrão (E°):

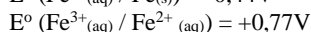
Reação	$E^\circ (\text{V})$
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}$	-2,90
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,80
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,00
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 4\text{OH}^-$	0,40
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	1,20

Outras informações:

- Calor de formação da água líquida: $285,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$;
- Constante de Faraday: $96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Questão 46 – Disserte sobre o funcionamento de uma célula a combustível.

Questão 47 – Tendo em conta os potenciais de redução indicados:



O potencial do par $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) / \text{Fe}$ é:

- + 0,037V
- 0,037V
- 0,330V
- + 0,330V
- + 0,110V

Questão 48 – (OLIMPIÁDA BRASILEIRA DE QUÍMICA) A corrente necessária para, no período de 100 horas, produzir 1 quilograma de magnésio a partir do cloreto de magnésio fundido situa-se entre:

- 5,0 e 10,0 A;
- 10,0 e 15,0 A;
- 15,0 e 20,0 A;
- 20,0 e 25,0 A;
- 25,0 e 30,0 A.

Questions 49 to 55:

Questão 49 – The components of a galvanic cell are shown in Figure 1. The left container contains a platinum electrode in a 1.0 M chloride solution; chlorine gas at one atmosphere pressure is bubbled over the electrode. The right container contains a gold electrode in a 1.0 M Au^{3+} solution. As can be seen in Figure 1, the circuit includes a voltmeter (A); a light bulb (B); two switches (C and E); a salt bridge (D); and a power source (F) that produces a voltage greater than that generated by the cell. At the start of the experiment, the switches are open. The relevant reduction potentials are the following:

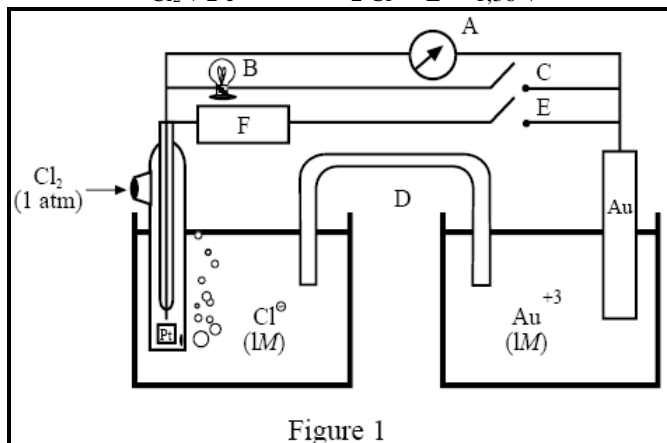
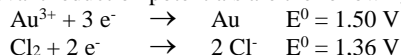


Figure 1

Questão 50 – When switches C and E are open, what is the cell diagram for this galvanic cell?

- $\text{Cl}_2(\text{g}), \text{Cl}^-(\text{aq}) \parallel \text{Au}^{3+}(\text{aq}), \text{Au}(\text{s})$
- $\text{Au}^{3+}(\text{aq}) \mid \text{Au}(\text{s}) \parallel \text{Cl}^-(\text{aq}) \mid \text{Cl}_2(\text{g})$
- $\text{Pt}(\text{s}) \mid \text{Cl}_2(\text{g}) \mid \text{Cl}^-(\text{aq}) \parallel \text{Au}^{3+}(\text{aq}) \mid \text{Au}(\text{s})$
- $\text{Pt}(\text{s}) \mid \text{Cl}^-(\text{aq}) \parallel \text{Au}^{3+}(\text{aq}) \mid \text{Au}(\text{s})$

Questão 51 – When the cell described in the passage is operating spontaneously, what is the overall chemical reaction?

- $3\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{Au}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow 6\text{Cl}^-(\text{aq}) + 2\text{Au}(\text{s})$
- $3\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{Au}(\text{s}) \rightarrow 6\text{Cl}^-(\text{aq}) + 2\text{Au}^{3+}(\text{aq})$
- $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Au}(\text{s}) + \text{Au}^{3+}(\text{aq})$
- $2\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 6\text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow 3\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{Au}(\text{s})$

Questão 52 – When switch E is open, which electrode is the anode?

- The Au electrode, because it is written on the right.
- The Pt electrode, because it is where oxidation occurs.
- The Au electrode, because it is where oxidation occurs.
- The Pt electrode, because it is where reduction occurs.

Questão 53 – With switch C open, what is the initial reading on the voltmeter?

- 2.80 V
- 0.14 V
- 0.14 V
- 2.80 V

Questão 54 – According to Figure 1, in which direction are the electrons flowing?

- From right to left
- From left to right
- From the material being reduced to the material being oxidized
- From the cathode to the anode

Questão 55 – When switch C is closed, the light bulb will, theoretically, continue to glow until:

- all the Au^{3+} ions are consumed.
- the Pt electrode dissolves.
- the reaction has reached equilibrium.

- the salt bridge allows chloride ion to mix with the gold solution.

Questão 56 – Pilhas são dispositivos nos quais energia química é convertida em energia elétrica, através de reações de oxidação-redução. Sendo dada a série eletroquímica em ordem crescente de reatividade como se segue: ouro, prata, cobre, hidrogênio, níquel, ferro, zinco e manganês, analise as afirmativas a seguir:

I - espécies químicas situadas antes do hidrogênio têm caráter anódico em relação as que os seguem.

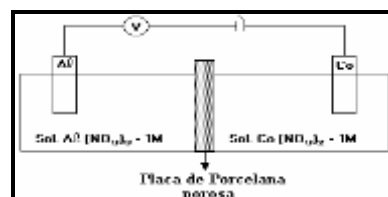
II - a maior diferença de potencial (ddp) na série é entre os elementos zinco e manganês;

III - a energia química da pilha Zn-Ni é maior do que da pilha Zn-Fe.

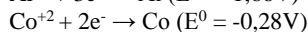
Dentre as afirmativas acima marque a opção correta:

- apenas I é verdadeira.
- apenas II é verdadeira.
- I e II são verdadeiras.
- II e III são verdadeiras.
- apenas III.

Questão 57 – O esquema adiante representa uma célula voltaica com eletrodos de alumínio e cobalto.



Observe a seguir as semi-reações e seus potenciais padrão de redução:



No caso de a célula estar em funcionamento, pode-se afirmar que:

I - A força eletromotriz (F.E.M) da célula será 1,38 volts.

II - O agente redutor da célula será o Al.

III - O agente oxidante da célula será o Co.

IV - O fluxo de elétrons na célula se dará do eletrodo de alumínio para o cobalto.

V - A solução de $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ se concentrará.

Assinale a opção que indica apenas as afirmativas corretas:

- I e III.
- II e III.
- IV e V.
- I, II e IV.
- II, IV e V.

Questão 58 – Calcule o potencial de redução para um eletrodo de cobre imerso em uma solução 0,001M de Cu^{2+} a uma temperatura de 40 °C.

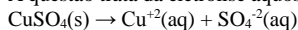
GABARITO:

01. a) Os potenciais de todos os outros elementos terão que ser aumentados a uma razão de 0,53 V; b) $E^0 = -2,18$ V; c) $E^0 = +2,18$ V.

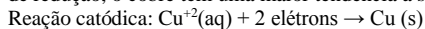
02.

Solução:

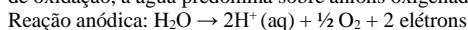
A questão trata da eletrólise aquosa do Sulfato de cobre (CuSO_4).



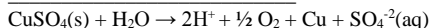
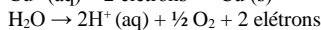
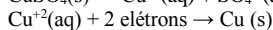
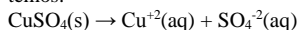
No catodo, a competição é entre o íon cobre e a água. De acordo com a escala de redução, o cobre tem uma maior tendência a se reduzir.



No anodo, a competição é entre o íon sulfato e a água. De acordo com a escala de oxidação, a água predomina sobre ânions oxigenados, logo:



Unindo as duas reações com a reação de decomposição do sulfato de cobre, temos:



A questão pergunta sobre a deposição do cobre, ou seja, sobre a reação catódica: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{ elétrons} \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$

63,50 gramas de cobre ----- 2 x 96500 C/mol de elétrons

$2,54 \times 10^{-4} \times 1000$ gramas ----- Q

Q (carga) = 772,0 C.

No enunciado do problema, temos que o tempo corresponde a 3 minutos e 20 segundos, logo: $I = q/t = 772,0 / 200 = 3,86$ A.

03.

Solução:

A) Não, porque não está ionizado; B) Sim, porque oxidação é sinônimo de perda de elétrons, o que sempre ocorre no ânodo, e redução é sinônimo de ganho de elétrons, o que sempre ocorre no cátodo.

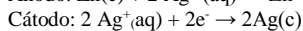
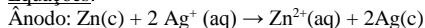
04. a) Reação de redução; b) Cátodo; c) tempo = 965 segundos; d) 0,112 litros.

05. alternativa: B.

06.

Solução:

Equações:



A frase está errada. A concentração do íon Zn^{2+} aumenta por causa da oxidação e a concentração de SO_4^{2-} fica constante.

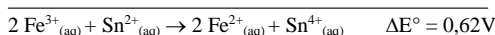
07. alternativa A.

08. alternativa C.

09.

Solução:

a)



b) $\Delta G^0 = -n.F.\Delta E^0 = -2 \text{ mol} \times 96500 \text{ C mol}^{-1} \times 0,62 = -119660 \text{ J}$

$$\text{c) } \Delta G = \Delta G^0 + RT \ln Q, \text{ onde } Q = \frac{[\text{Fe}^{2+}]^2 [\text{Sn}^{4+}]}{[\text{Fe}^{3+}]^2 [\text{Sn}^{2+}]}$$

$$\Delta G = -119600 + 8,314 \cdot 298 \cdot \ln \left(\frac{(0,2)^2 \cdot 0,05}{(0,01)^2 \cdot 0,1} \right)$$

$$\Delta G = -119600 + 8,314 \cdot 298 \cdot \ln(200)$$

$$\Delta G = -119600 + (+13127) = -106533 \text{ J}$$

Sim, a pilha está produzindo corrente elétrica nessas condições $\Delta G < 0$.

d) $\Delta G^0 = -RT \ln K$

$$\ln K = -\frac{\Delta G^0}{RT} = -\frac{(-119660)}{8,314 \cdot 298} = 48,3$$

$$K = e^{48,3} = 9,47 \times 10^{20}$$

10. $E^0 = +0,128 \text{ V}$.

11. $K = 1,23 \times 10^6$.

12. alternativa D.

13. 201 A.h.

14. 10,50 minutos.

15. a) $\text{Ni}(\text{s}) + 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Ag}(\text{s})$;

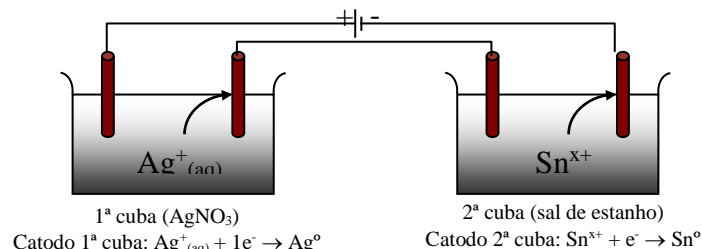
b) O fluxo de elétrons sai do eletrodo Níquel para a prata;

c) $E^0 = +1,05 \text{ V}$.

16.

Solução:

Podemos esquematizar o problema pelo esquema indicado abaixo:



$$\left. \begin{array}{l} N = 1N \\ v_1 = 1 \end{array} \right\} N = Mv_1 \Rightarrow M = 1M$$

Cátodo 1ª cuba: $\text{Ag}^+(\text{aq}) + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^0$

Na 1ª cuba, temos:

$$\left. \begin{array}{l} M = 1M \\ V = 0,5L \end{array} \right\} \Rightarrow n_1 = MV \Rightarrow n_1 = 1,0,5 = 0,5 \text{ mols Ag}^+$$

Parte da prata se depositou sobre o catodo da primeira cuba durante a

eletrólise, sobrando na solução uma quantidade que precipitou 42,9g

de AgCl segundo a equação: $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$, onde:

$$n_{\text{AgCl}} = \frac{m_{\text{AgCl}}}{M_{\text{AgCl}}} \Rightarrow n_{\text{AgCl}} = \frac{42,9\text{g}}{143\text{g/mol}} \Rightarrow n_{\text{AgCl}} = 0,3 \text{ mols}$$

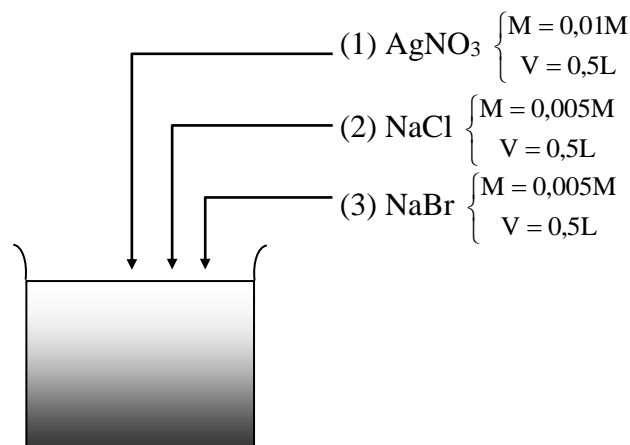
Como, estequiometricamente, a proporção é de 1:1:1, o número de mols de Ag^+ que sobraram em solução após a eletrólise foi de 0,3 mols. Como o número de mols de Ag^+ total (antes da eletrólise) era de 0,5 mols, então foram depositados 0,2 mols de Ag durante a eletrólise. Pela 1ª Lei de Faraday (cubas em série), temos:

$$\frac{m_{\text{Ag}}}{E_{\text{Ag}}} = \frac{m_{\text{Sn}}}{E_{\text{Sn}}}, \text{ onde } E = \frac{M}{v}$$

Observação: v é a valência, portanto:

$$\frac{m_{\text{Ag}}}{n_{\text{Ag}}} v_{\text{Ag}} = \frac{m_{\text{Sn}}}{M_{\text{Sn}}} v_{\text{Sn}} \Rightarrow 0,2,1 = \frac{5,95}{119} v_{\text{Sn}} \Rightarrow v_{\text{Sn}} = 4 \Rightarrow (\text{NOX})_{\text{Sn}} = +4$$

17.

Solução:

Primeiramente, calculemos o número de mols de cada íon envolvido na solubilidade:

$$M = \frac{n_1}{V_{(L)}} \Rightarrow n_1 = MV_{(L)}$$

$$n_{\text{Ag}^+} = MV \Rightarrow n_{\text{Ag}^+} = 0,005 \text{ mols} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mols}$$

$$n_{\text{Cl}^-} = MV \Rightarrow n_{\text{Cl}^-} = 0,0025 \text{ mols} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mols}$$

$$n_{\text{Br}^-} = MV \Rightarrow n_{\text{Br}^-} = 0,0025 \text{ mols} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mols}$$

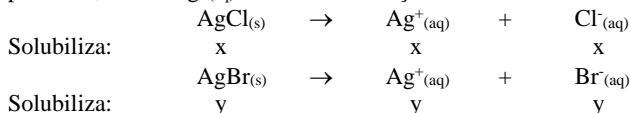
Como os solutos (2) e (3) estão em uma mesma solução, o volume total da mistura é de 1L. Logo, supondo todos os íons solúveis, teríamos:

$$[\text{Ag}^+] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = [\text{Br}^-] = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-][\text{Ag}^+][\text{Br}^-]$ Entretanto: $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] > K_{ps}(\text{AgCl})$ e $[\text{Ag}^+][\text{Br}^-] > K_{ps}(\text{AgBr})$. Logo, haverá formação de corpo de fundo.

Como a quantidade em mols de íons negativos é igual a de íons positivos, toda a $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$ veio a solubilização dos dois sais. Portanto:



$$[\text{Ag}^+] = x + y; [\text{Cl}^-] = x; [\text{Br}^-] = y$$

$$(\text{AgCl}) K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

$$1,8 \cdot 10^{-10} = (x + y)x \quad (\text{I})$$

$$(\text{AgBr}) K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-]$$

$$5,0 \cdot 10^{-10} = (x + y)y \quad (\text{II})$$

Dividindo (I) por (II), temos:

$$\frac{1,8 \cdot 10^{-10}}{5,0 \cdot 10^{-10}} = \frac{(x+y)x}{(x+y)y} \Rightarrow x = 360y \quad (\text{III})$$

Substituindo (III) em (I), temos que:

$$1,8 \cdot 10^{-10} = (360y + y) 360y \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-10} = 361 \cdot 360y^2$$

$$\text{Portanto: } y = 3,72 \cdot 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$$

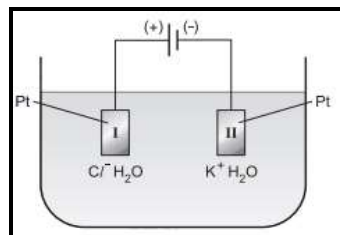
Substituindo o resultado anterior em (III) temos: $x = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.

As molaridades são: $[\text{Br}^-] = 3,72 \cdot 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{Cl}^-] = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ e $[\text{Ag}^+] \cong 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.

18.

Solução:

a. Esquema da pilha eletrolítica:



b. (I) ânodo (oxidação) e (II) cátodo (redução);

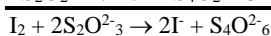
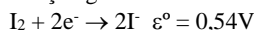
c. (I) eletrodo positivo e (II) eletrodo negativo;

d. Equação da reação balanceada: $\text{KCl}(\text{aq}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \leftrightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{ClO}_3^-(\text{aq}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$.

19.

Solução:

Reação global:



$$\varepsilon = 0,54 - 0,08 = 0,46\text{V}$$

O sentido da reação foi escolhido de modo que ela fosse uma reação espontânea pois o potencial de redução da reação global é positivo.

Cálculo da quantidade de mols de tiosulfato utilizado:

$$N = 0,1 \text{ mol/L} \cdot (0,025 \text{ L}) = 0,0025 \text{ mol de } \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \Rightarrow 0,00125 \text{ mol de } \text{I}_2 \Rightarrow 0,0025 \text{ mol de e}^-$$

$$\frac{1 \text{ mol}}{0,0025 \text{ mol}} = \frac{96500 \text{ C}}{x}$$

$$x = 241,25 \text{ C}$$

$$q = it$$

$$241,25 = 0,2 \times \text{tempo}$$

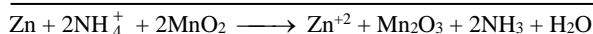
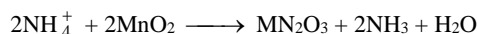
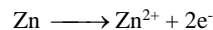
$$\text{tempo} = 1206,25 \text{ segundos.}$$

$$20. \text{pH} = 2,36.$$

21.

Solução:

Reação Global da Pilha:



$$n_{\text{Zn}} = \frac{80}{65,4} \cong 1,2 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NH}_4^+} = n_{\text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{9,2}{53,5} \cong 0,17 \text{ mol}$$

$$n_{\text{MnO}_2} = \frac{5,87}{86,9} \cong 0,068 \text{ mol}$$

Pelo balanceamento a proporção entre os 3 seguintes é:

$$1 \text{ mol Zn} : 2 \text{ mols de } \text{NH}_4^+ : 2 \text{ mols de } \text{MnO}_2$$

$$0,034 \text{ mol} \quad 0,068 \text{ mol} \quad 0,068 \text{ mol}$$

Nota-se então que o reagente limitante é o MnO_2 , sendo ele o que determina a carga máxima da bateria. Para que a bateria perca 50% de

$$\text{sua carga gastaríamos } m_{\text{MnO}_2} = \frac{5,87}{2}$$

$$m = \frac{E \cdot i \cdot t}{96500} \Rightarrow t = \frac{m \cdot 96500}{E \cdot i}$$

$$t = \frac{\frac{5,87}{2} \cdot 96500}{\frac{86,9}{1} \cdot 0,08} \Rightarrow t = 407404 \text{ s}$$

22.

Solução:

Titulação:

$$(n^{\circ} \text{ de Eqg})_{\text{ACIDO}} = (n^{\circ} \text{ de Eqg})_{\text{BASE}}$$

$$(M \times V \times 2)_{\text{ACIDO}} = (M \times V \times 1)_{\text{BASE}}$$

$$M \times 0,050 \times 2 = 0,40 \times 0,0418 \times 1$$

$$M = 0,40 \times 0,418 \text{ mol/L (eletrólito diluída)}$$

Diluição:

$$(M \times V)_{\text{CONC.}} = (M \times V)_{\text{DIL.}}$$

$$M_{\text{CONC.}} = 0,40 \times 0,418 \times 0,050 / 0,002 = 4,18 \text{ mol/L (eletrólito concentrado)}$$

Eletrólito antes da operação:

$$\text{Massa total} = \rho \times V \Rightarrow \text{Massa de H}_2\text{SO}_4 = 0,30 \times \rho \times V = 0,30 \times 1,22 \times 1000 = 366 \text{ gramas.}$$

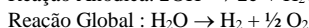
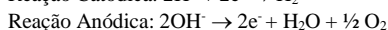
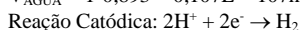
Como a massa de H₂SO₄ não mudou ao longo da eletrólise, teremos:

$$V_{\text{FINAL}} = n^{\circ} \text{ de mols / molaridade}$$

$$V_{\text{FINAL}} = \frac{366}{98 \times 4,18} = 0,893 \text{ L}$$

Sendo a variação de volume da solução igual ao volume de água que reagiu ao longo da eletrólise:

$$V_{\text{ÁGUA}} = 1 - 0,893 = 0,107 \text{ L} = 107 \text{ mL} \Rightarrow \text{massa de água} = \rho \times V = 107 \text{ gramas.}$$



$$\left(\frac{m}{\text{Eqg}}\right)_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{i \times t}{96500} \Rightarrow \frac{107}{18/2} = \frac{i \times 965 \times 60}{96500} \Rightarrow i = 19,8 \text{ A.}$$

23. Tempo = 12,40 dias.

24. a) $2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$; b) 0,805 V; c) $\Delta G^{\circ} = -154,786 \text{ kJ.mol}^{-1}$.25. $i/S = 67,73 \text{ A.m}^2$.

26. alternativa B.

27. a) $2 \text{NH}_4^+ (\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{MnO}_4(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + \text{Mn}_2\text{O}_3 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 2 \text{NH}_3 (\text{aq})$; b) $E^{\circ} = 1,50 \text{ V}$.

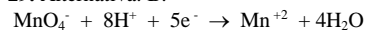
28.

$$E = E^{\circ} - \frac{8,314 \times 323}{\nu 96500} \times 2,3 \log \frac{[\text{forma reduzida}]}{[\text{forma oxidada}]}$$

ou

$$E = E^{\circ} - \frac{0,064}{\nu} \times \log \frac{[\text{forma reduzida}]}{[\text{forma oxidada}]}$$

29. Alternativa: B.



$$5 \text{ F} \text{ ----- } 4 \times 1$$

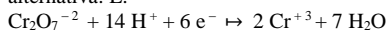
$$0,20 \text{ F} \text{ ----- } \text{Y}$$

$$\text{Y} = 0,20 \times 4 / 5 \text{ mol.}$$

30.

Solução:

alternativa: E.



$$6 \times 96500 \text{ C} \text{ ----- } -0,2 \text{ mol Cr}^{+3}$$

$$0,965 \times t \text{ ----- } -0,400 \text{ mol Cr}^{+3}$$

$$t = 0,400 \times \left(\frac{6}{2}\right) \times 1,00 \times 10^5 \text{ s}$$

31. Volume = 41,03 litros.

32. Tempo = 21,44 minutos.

33. alternativa B.

34. alternativa D.

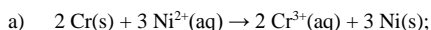
35. alternativa C.

36. alternativa C.

37. alternativa A.

38. alternativa E.

39.



b) Níquel;

c) 0,508 V;

d) $\Delta G^{\circ} = -294 \text{ kJ}$;e) $K = 3,62 \times 10^{51}$.40. a) 3312 gramas; b) $\Delta G^{\circ} = -3,86 \times 10^5 \text{ J}$.

41. alternativa: C.

42. alternativa: A.

43.

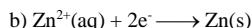
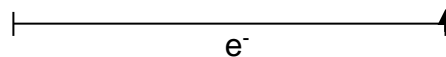
Solução:

a)



Anodo

Catodo



$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{catodo}} - E^{\circ}_{\text{anodo}}$$

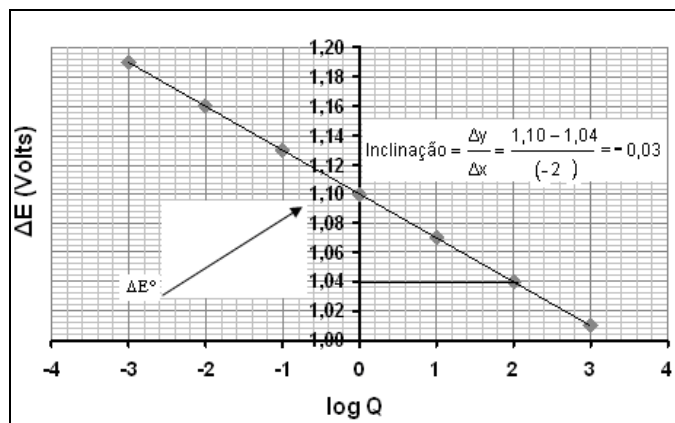
$$1,10 = 0,34 - E^{\circ}_{\text{anodo}}$$

$$E^{\circ}_{\text{anodo}} = -0,76 \text{ V}$$

$$\text{c) Inclinação} = \frac{\Delta y}{\Delta x} = -0,03 \text{ V}$$

$$\frac{2,303RT}{nF} = 0,03 \text{ V}$$

$$F = \frac{2,303 \times 8,314 \text{ J.K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 298 \text{ K}}{2 \times 0,03 \text{ V}} = 95.097 \text{ C.mol}^{-1}$$



$$\text{d) } K = 10^{\frac{n\Delta E^{\circ}}{0,059}} = 10^{\frac{2 \times 1,10}{0,059}} = 10^{37,29} = 1,95 \times 10^{37}$$

e) A reação redox deixa de ser espontânea no momento em que $\Delta E < 0$ ($\Delta G > 0$).

Para isso a concentração de cobre deve diminuir, ou a concentração de zinco deve aumentar.

$$\text{Para que } \Delta E < \Delta E^{\circ} - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$
 e considerando a

[Zn²⁺] igual a 1 mol.L⁻¹, a [Cu²⁺] deverá ser menor que 5,13 x 10⁻³⁸ mol L⁻¹.

44. Pensem!

45.

Solução:a) $\Delta S = -180,87 \text{ J/K}$;b) $\Delta G < 0$;c) $\Delta S > +180,87 \text{ J/K}$;

46. DISCURSIVA.

47. alternativa B.

48. alternativa D.

49. alternativa C.

50. alternativa D.

51. alternativa B.

52. alternativa B.

53. alternativa C.

54. alternativa B.

55. alternativa C.

56. alternativa E.

57. alternativa D.

58. $E^{\circ} = +0,247 \text{ V}$.