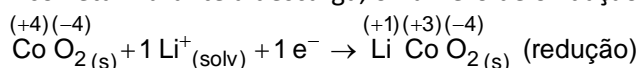


RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS PROPOSTOS
AULA 28 – TURMA ANUAL

01. Item [C]

Análise das alternativas;

a) Incorreta. Durante a descarga, o número de oxidação do cobalto passa de +4 para +3.



b) Incorreta. O cobalto recebe elétrons na descarga e perde elétrons na recarga.

c) Correta. O número de oxidação do cobalto (Co) diminui, conseqüentemente, ele sofre redução.

d) Incorreta. O íon de lítio se desloca para o cátodo, durante a descarga, devido à atração eletrostática.

e) Incorreta. O solvente utilizado entre os polos deve ser um líquido polar, pois o Li^+ seria solúvel neste sistema.

02. Item [E]

Análise das afirmativas:

I. **Afirmativa correta.** Devido à diferença de potencial entre o ferro do arco de aço (menor potencial de redução) e do cobre (maior potencial de redução), que estão em contato entre si e em contato com a solução salina da perna da rã, surge uma corrente elétrica.

II. **Afirmativa correta.** Nos metais, a corrente elétrica consiste em um fluxo de elétrons, neste caso o fluxo se dá do ferro presente no arco de aço para o cobre.

III. **Afirmativa correta.** Nos músculos da rã, há um fluxo de íons contidos na solução salina que está associado ao movimento de contração.

03. Item A

Na reação global $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ o hidrogênio sofre oxidação e assim atua como redutor. Os elétrons fluem do ânodo para o cátodo e o potencial não se altera ao mudarem os coeficientes da reação.

04. Item [D]

Análise das afirmações:

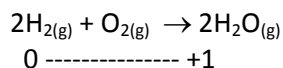
1. Afirmação correta. Quando uma placa de níquel metálico é mergulhada numa solução aquosa contendo íons Pb^{+2} , ocorre deposição do chumbo metálico sobre a placa de níquel, pois o chumbo possui maior potencial de redução ($-0,13 \text{ V}$) do que o níquel ($-0,23 \text{ V}$).

2. Afirmação incorreta. Quando um fio de cobre é mergulhado numa solução aquosa contendo íons Pb^{+2} , não ocorre deposição do chumbo metálico sobre o fio de cobre, pois o cobre ($+0,34 \text{ V}$) possui maior potencial de redução do que o chumbo ($-0,13 \text{ V}$).

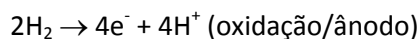
3. Afirmação correta. Numa pilha montada com os pares $\text{Ni}^{+2} / \text{Ni}$ e $\text{Cu}^{+2} / \text{Cu}$, o eletrodo de cobre metálico funcionará como cátodo, pois o cobre (+0,34 V) possui maior potencial de redução do que o níquel (-0,23 V).

05. Item [B]

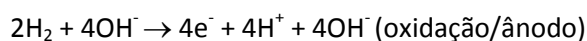
Temos uma pilha de hidrogênio:



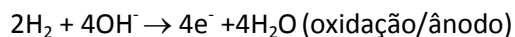
A reação de oxidação pode ser representada por:



Acrescentando-se OH^- (eletrólito) ao ânodo, teremos:



Ou seja,

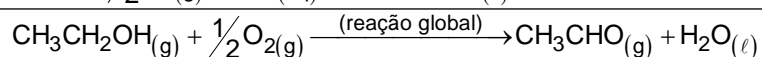
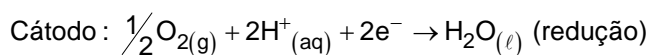
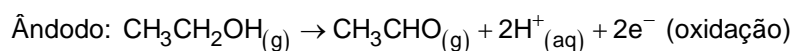


O sentido dos elétrons é representado por **a**.

O sentido dos íons OH^- é representado por **b**.

06. Item [D]

Análise das afirmações:



I. Incorreta. No ânodo o etanol é oxidado a etanal.

II. Incorreta. No cátodo ocorre uma reação de redução.

III. Incorreta. O fluxo dos elétrons é do ânodo para o cátodo, o sentido da corrente elétrica é oposto.

IV. Correta. Na reação global corresponde a uma reação de combustão incompleta do etanol, pois o carbono não atingiu seu Nox máximo.

07. Item [B]

Uma tubulação de ferro será protegida por um metal que apresente menor potencial de redução, ou seja, maior potencial de oxidação, sofrendo corrosão no lugar do ferro. De acordo com a tabela teremos o magnésio e o zinco: $-2,37 \text{ V (Mg)} < -0,76 \text{ V (Zn)} < -0,44 \text{ V (Fe)}$.

08. Item C

A utilização de uma pilha fará com que a mesma seja descarregada. Para que ocorra a recarga da mesma, a reação processada deverá ser inversa à da pilha, portanto uma eletrólise.

09. Item D

O item III está errado pois na pilha Ni/Cu, o cobre sofrerá oxidação, ou seja, perderá elétrons.

10. Item E

O item 3 está errado pois para proteger o cobre devemos escolher como metal de sacrifício uma substância que tenha menor potencial de redução, o que não é o caso da prata.

11. Item B

Na reação mostrada o álcool sofre oxidação e assim funciona como redutor.

12. Item B

A maior ddp será gerada quando forem usados o maior e o menor potenciais apresentados, portanto com os eletrodos de prata e zinco.

13. Item B

Pelos potenciais dados, nota-se que o Cd sofrerá oxidação e a prata (Ag) por ser mais nobre é quem menos tende a oxidar. Logo, a ordem de oxidação será $Cd > Cu > Ag$. Quanto à pilha mostrada, ao inverter o potencial do Cd, teremos $0,34V + 0,40V$, ou seja, uma pilha de $0,74V$.

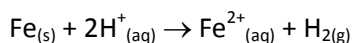
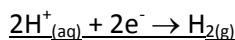
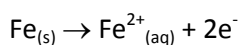
14. Item B

Para balancear a reação, a equação do níquel deverá ser dobrada para equilibrar os elétrons, e assim, para cada mol de cádmio consumido, dois mols de NiOOH serão reduzidos a Ni(OH)₂.

15. Item [D]

Comparando os potenciais de redução do hidrogênio e do ferro, percebemos que o do hidrogênio é maior: $0,000 V > -0,440 V$.

Então:



$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

$$\Delta E = 0,000 V - (-0,440 V) = +0,440 v$$

Agora utilizaremos a equação de Nernst, que relaciona a ddp da pilha com as concentrações molares das soluções nas quais os eletrodos estão imersos:

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

Onde:

ΔE = ddp da pilha a 25 °C com solução de concentração molar diferente de 1 M.

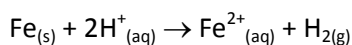
ΔE^0 = ddp da pilha com solução de concentração 1 M.

0,059 = valor constante a 25 °C, porém pode mudar com a temperatura.

n = número de mols de elétrons transferidos no processo.

Q = quociente entre as concentrações relacionadas, semelhante à constante de equilíbrio.

A partir da equação global da pilha:



$$K = \frac{[Fe^{2+}][H_2]}{[H^+]^2}$$

Como foi dada a pressão parcial do hidrogênio e $p(H_2) = k[H_2] \Rightarrow [H_2] = \frac{p(H_2)}{k'}$

$$K = \frac{[\text{Fe}^{2+}]p(\text{H}_2)}{[\text{H}^+]^2 \cdot k'} \Rightarrow K \cdot k' = \frac{[\text{Fe}^{2+}]p(\text{H}_2)}{[\text{H}^+]^2}$$

$$Q = \frac{[\text{Fe}^{2+}]p(\text{H}_2)}{[\text{H}^+]^2}$$

$$[\text{FeSO}_4] = 1 \text{ M} \Rightarrow [\text{Fe}^{2+}] = 1 \text{ M}; p(\text{H}_2) = 1,0 \text{ atm.}$$

A força eletromotriz medida a 25 °C é igual a 0,292 V (ΔE). O número de elétrons transferidos é igual a 2, ou seja, $n = 2$. Utilizando a equação de Nernst, teremos:

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,059}{n} \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]p(\text{H}_2)}{[\text{H}^+]^2}$$

$$0,292 = 0,440 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1 \cdot 1}{[\text{H}^+]^2}$$

$$\frac{(0,292 - 0,440) \cdot 2}{-0,059} = \log 1 - 2 \log [\text{H}^+]$$

$$+ 5,0169 = - 2 \log [\text{H}^+]$$

$$- \log [\text{H}^+] = 2,5085$$

$$\text{pH} = 2,50$$

16. Item D

O item III está errado pois de acordo com a reação global $\text{H}_2 (\text{g}) + 1/2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{g})$, para meio mol de O_2 há produção de 1 mol de água (18g). Logo, para 2 mol de O_2 haverá a produção de 4 mol de H_2O , ou seja, 72g de água.