



MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
INSTITUTO FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO
REITORIA

Avenida Rio Branco, 50 – Santa Lúcia – 29056-255 – Vitória – ES
27 3357-7500

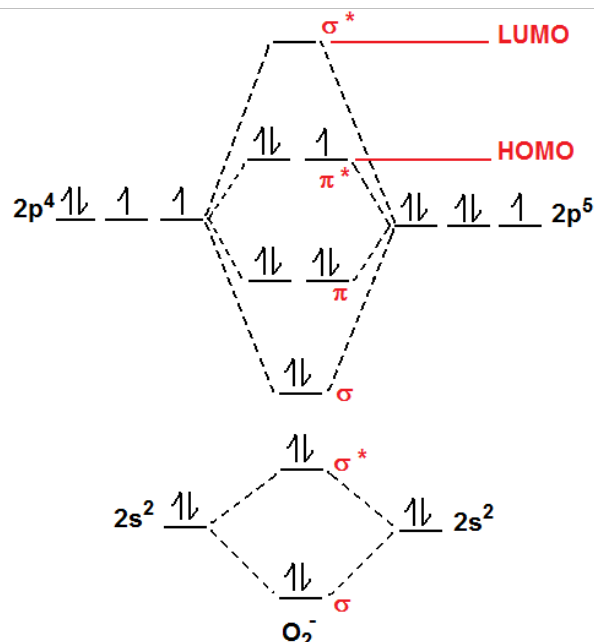
CONCURSO PÚBLICO
EDITAL Nº 03 / 2014

Professor do Magistério do Ensino Básico, Técnico e Tecnológico

ÍNDICE DE INSCRIÇÃO	342
CAMPUS	Venda Nova do Imigrante
ÁREA/SUBÁREA/ESPECIALIDADE	Química

PROVA DE CONHECIMENTOS ESPECÍFICOS | DISCURSIVA
MATRIZ DE CORREÇÃO

QUESTÃO 01	
a) $O (Z=8) = 1s^2 2s^2 2p^4$	
$\boxed{6}$	6 elétrons na camada de valência
$O_2^{2+} \rightarrow 2$ átomos de oxigênio x 6 elétrons de valência = 12 elétrons	
2 cargas positivas = - 2 elétrons	
= 10 elétrons a serem distribuídos	
$O_2^- \rightarrow 2$ átomos de oxigênio x 6 elétrons de valência = 12 elétrons	
1 carga negativa = + 1 elétron	
= 13 elétrons a serem distribuídos	



b) ordem de ligação = $1/2 \times (\text{número de elétrons nos orbitais ligantes} - \text{número de elétrons em orbitais antiligantes})$

Para a molécula O_2^{2+} \rightarrow ordem de ligação = $1/2 \times (8 - 2) = 3$

\rightarrow distribuição eletrônica nos orbitais moleculares = $\sigma^2 (\sigma^*)^2 \sigma^2 \pi^4$

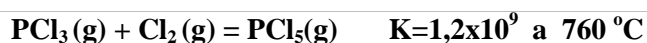
Para a molécula O_2^- \rightarrow ordem de ligação = $1/2 \times (8 - 5) = 3/2$

\rightarrow distribuição eletrônica nos orbitais moleculares = $\sigma^2 (\sigma^*)^2 \sigma^2 \pi^4 (\pi^*)^3$

c) a molécula O_2^{2+} é diamagnética devido não haver elétrons desemparelhados nos orbitais moleculares

a molécula O_2^- é paramagnética devido haver elétrons desemparelhados nos orbitais moleculares
A espécie O_2^{2+} é a que tem a ligação mais forte devido a sua maior ordem de ligação.

QUESTÃO 02



a)

$$Q = \frac{P^{\text{PCl}_5}}{P^{\text{PCl}_3} \cdot P^{\text{Cl}_2}} = \frac{4,5 \cdot 10^3}{3 \cdot 10^3 \times 1,5 \cdot 10^2} = 0,01$$

O sistema não está em equilíbrio, pois $Q < K$. A direção da reação desloca-se na direção do produto, já que no momento da análise o sistema ainda estava muito rico em reagente.

b) Veja que tenho 2 mols de reagentes gerando 1 mol de produto. Logo, se existe redução do volume (aproximação das moléculas) o sistema tende a minimizar a compressão deslocando o equilíbrio no sentido de formar mais produtos.

c) $\Delta G_{\text{reação}} = \Delta G^0 + RT \ln Q$

Sendo $\Delta G^0 = -RT \ln K$

$$\Delta G^0 = -8,3 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1} \cdot 1033\text{K} \cdot \ln(1,2 \cdot 10^9)$$

$$\Delta G^{\circ} = -179194 \text{ J/mol} \quad (1)$$

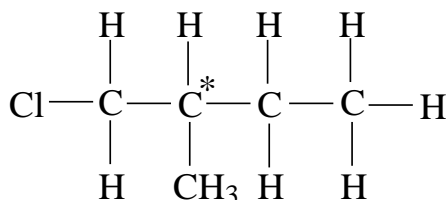
$$\text{Logo: } \Delta G_{\text{reação}} = -179194 \text{ J/mol} + 8,3 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1} \cdot 1033\text{K} \cdot \ln(0,01)$$

$$\Delta G_{\text{reação}} = -218681 \text{ J/mol}$$

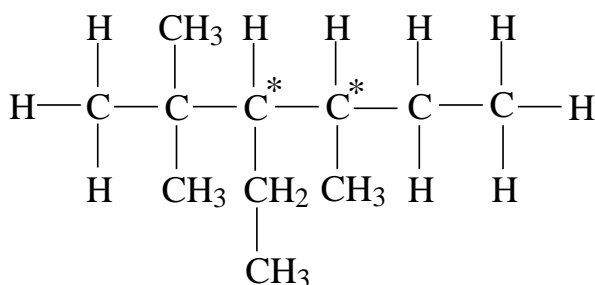
A reação é espontânea pois $\Delta G_{\text{reação}} < 0$.

QUESTÃO 03

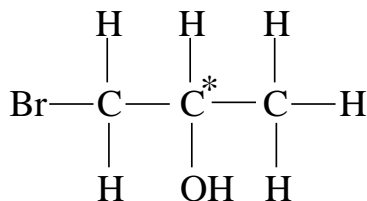
a) 1-cloro-2-metilbutano



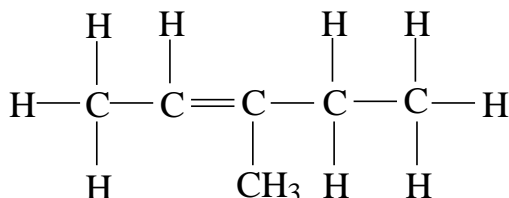
3-etil-2,2,4-trimetilhexano



1-bromo-propan-2-ol



3-metil-pent-2-eno



b) Considerando que a fórmula para calcular o número de estereoisômeros é 2^n , onde n é o número de estereocentros que existem na molécula, logo:

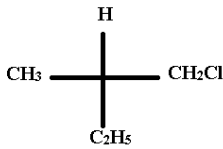
Para o 1-cloro-2-metilbutano o número é $2^1 = 2$ estereoisômeros.

Para o 3-etil-2,2,4-trimetilhexano o número é $2^2 = 4$ estereoisômeros.

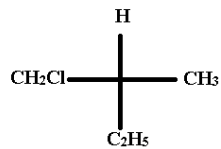
Para o 1-bromo-propan-2-ol o número é $2^1 = 2$ estereoisômeros.

Para o 3-metil-pent-2-eno o número é $2^0 = 1$ composto.

c) Composto I

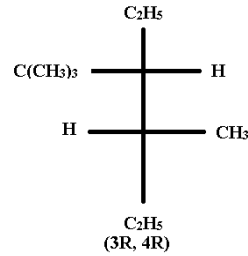
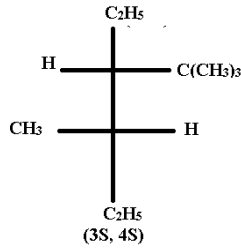
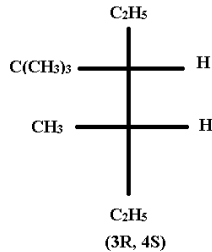
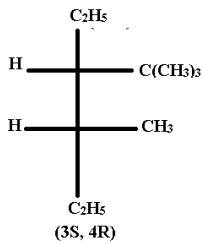


Estereoisômero R

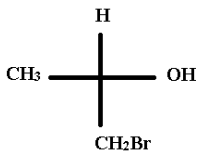


Estereoisômero S

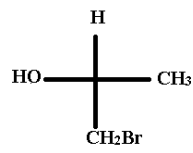
Composto II



Composto III

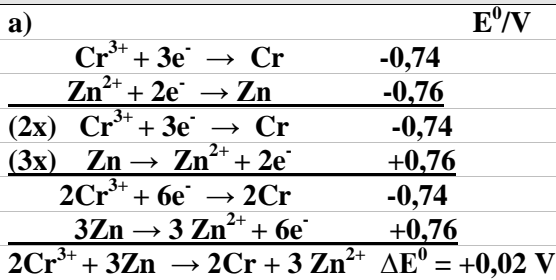


Estereoisômero R



Estereoisômero S

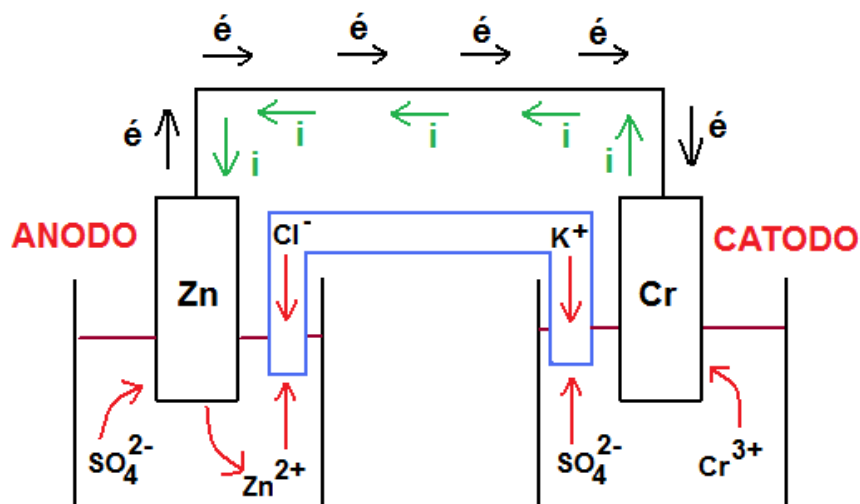
QUESTÃO 04



Agente redutor = Zn

Agente oxidante = Cr^{3+}

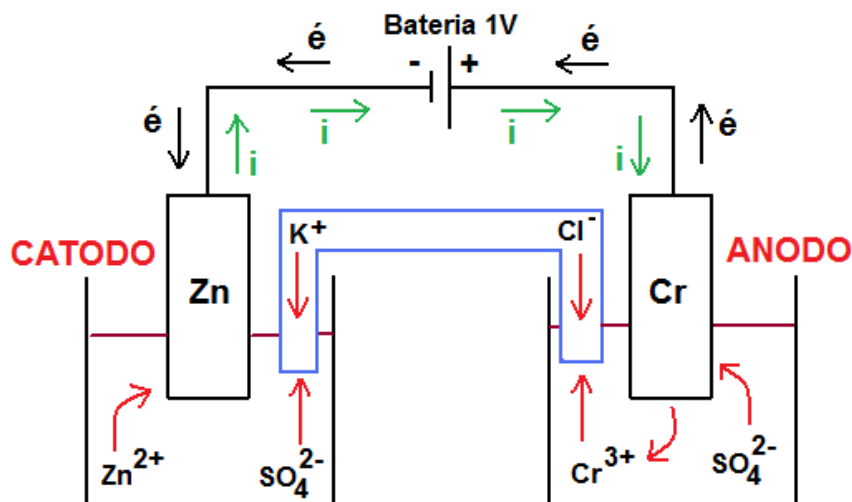
OBS.: Foi usado SO_4^{2-} como contra íon, mas é possível usar outro contra íon, como por exemplo, o Cl para fins de demonstrar o fluxo de íons. A ponte salina também pode ser constituída por outro sal, que não seja o KCl.



b) A bateria tem um valor de potencial superior ao valor da pilha. Sendo assim, a bateria impõe um fluxo de elétrons que é contrário ao fluxo antes imposto pela pilha, caracterizado pela saída de elétrons do eletrodo de Zn chegando ao eletrodo de Cr. Dessa forma, ligando a bateria com seu polo negativo no eletrodo de Zn, teremos a oxidação do Cr e a redução dos íons Zn^{2+} .

Sendo assim, o potencial da célula nessa nova configuração será: $+0,02V - 1,0V = -0,98V$.

Como $\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$, quanto mais negativo o potencial, mais positivo o valor de ΔG° . Sendo assim, como o potencial padrão da célula é negativo ($-0,98V$) o valor de $\Delta G^{\circ} > 0$. Portanto, a reação $2Cr^{3+} + 3Zn \rightarrow 2Cr + 3Zn^{2+}$ não é espontânea, fato que faz com que a bateria ligada a pilha cause a oxidação do Cr e a redução do Zn^{2+} . Na reação espontânea, é o Zn que sofre oxidação e o Cr^{3+} que é reduzido.



$$v = 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = \frac{1}{2} \frac{d[Cr]}{dt} = \frac{1}{3} \frac{d[Zn^{2+}]}{dt}$$

velocidade de formação do Cr

$$v = 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} \times 2 = 3,0 \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}$$

velocidade de formação de Zn^{2+}

$$v = 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} \times 3 = 4,5 \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}$$

QUESTÃO 05

a) $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ - hexaaminocobalto(III)

$[Ni(CN)_4]^{2-}$ - tetracianoníquel(II)

$Fe(CO)_5$ - pentacarbonilferro(0)

Geometria de $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ - octaédrico

Geometria de $[Ni(CN)_4]^{2-}$ - quadrática planar

Geometria de $Fe(CO)_5$ - bipiramidal trigonal

b) Número de oxidação $[Co(NH_3)_6]^{3+} = 3+$

Número de coordenação $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ - hexacoordenado

Número de elétrons d $[Co(NH_3)_6]^{3+} = d^6$

Número de oxidação $[Ni(CN)_4]^{2-} = 2+$

Número de coordenação $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ = tetracoordenado

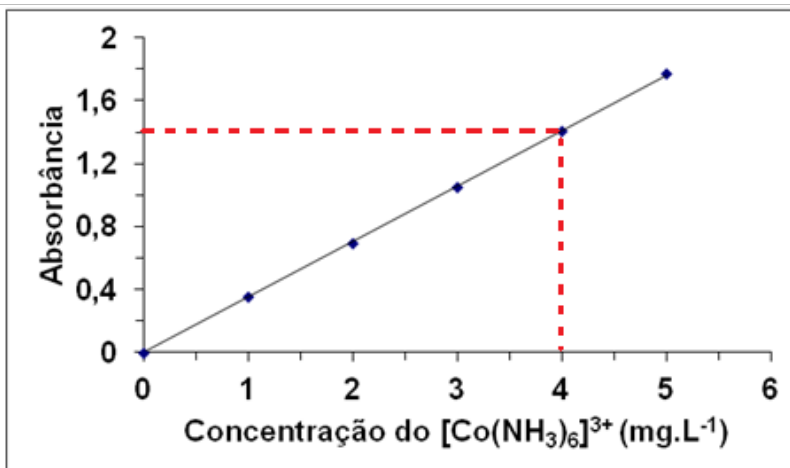
Número de elétrons d $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ = d^8

Número de oxidação $\text{Fe}(\text{CO})_5$ = Zero

Número de coordenação $\text{Fe}(\text{CO})_5$ = pentacoordenado

Número de elétrons d $\text{Fe}(\text{CO})_5$ = d^6

c) A análise espectrofotométrica revelou que a absorvância da solução diluída (obtida pela diluição da alíquota de 5 mL em um balão de 100 mL) é de 1,4.



Usando a curva de calibração da figura é possível verificar que a absorvância de 1,4 equivale a concentração de $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ de 4,0 mg/L. Portanto essa é a concentração do $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ na solução diluída. Para encontrar a concentração no tanque, basta usar a Lei de Diluição conforme segue:

100 mL (Volume total da solução diluída) \times $4,0 \text{ mg/L}$ (Concentração de $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ na solução diluída) = $5,0 \text{ mL}$ (Volume pertencente ao tanque) \times Concentração de $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ no tanque.

A concentração de $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ no tanque é de 80 mg/L