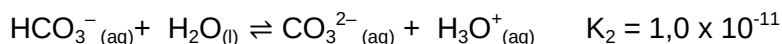
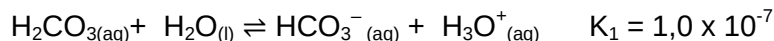


Questão 1 – O ácido carbônico é formado quando se “borbulha” o dióxido de carbono em água. Ele está presente em águas gaseificadas e refrigerantes. Em solução aquosa, ele pode sofrer duas dissociações conforme as equações abaixo:



- a) Calcule o pH de uma solução de ácido carbônico $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, considerando apenas a primeira dissociação.

$$K_1 = \frac{[\text{HCO}_3^{-}][\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^{+}] = (K_1 \cdot [\text{H}_2\text{CO}_3])^{1/2}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

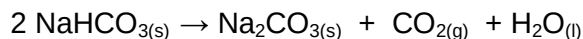
- b) Sabe-se que o íon bicarbonato, ou hidrogenocarbonato, tem um comportamento anfótero, ou seja, pode se comportar tanto como um ácido quanto como uma base. De acordo com a teoria de Bronsted-Lowry, escreva as reações possíveis do íon bicarbonato com a água.

Bicarbonato como base	$\text{HCO}_3^{-}{}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})} + \text{OH}^{-}{}_{(\text{aq})}$
Bicarbonato como ácido	$\text{HCO}_3^{-}{}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{CO}_3^{2-}{}_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^{+}{}_{(\text{aq})}$

- c) O dióxido de carbono sólido, gelo seco, é muito utilizado em casas noturnas e shows para criar uma névoa branca. Qual é o nome da mudança de estado físico que permite a formação dessa névoa? Qual é a geometria molecular do dióxido de carbono?

Mudança de Estado Físico	Geometria
Sublimação	Linear

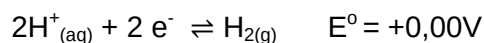
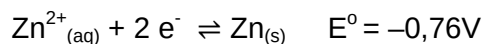
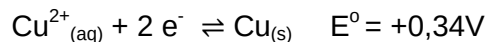
- d) O CO_2 também pode ser produzido pela decomposição do fermento biológico, ou seja, o bicarbonato de sódio. Calcule o volume de CO_2 , em mililitros, gerado pela decomposição de 6,0g de bicarbonato de sódio, nas condições normais de pressão e temperatura.



$$\begin{array}{lcl} 168 \text{ g NaHCO}_3 & \text{-----} & 22,4 \text{ L CO}_2 \\ 6,0 \text{ g} & \text{-----} & x \end{array}$$

$$x = 0,8 \text{ L ou } 800 \text{ mL}$$

Questão 2 – Um aluno fez experimentos eletroquímicos com placas de cobre e soluções ácidas e salinas. No primeiro experimento, a placa de cobre foi mergulhada em uma solução de ácido clorídrico (pH=1). No segundo experimento, outra placa de cobre foi mergulhada em uma solução de nitrato de prata. Com base nos valores de potencial apresentados abaixo, responda aos itens a, b, c, d.



a) Ocorreu alguma reação no primeiro experimento? Explique.

Não ocorreu nenhuma reação porque o potencial de redução do cobre é maior do que o do hidrogênio.

b) Identifique os agentes redutor e oxidante do segundo experimento.

Agente Redutor	Agente Oxidante
Cobre (placa)	Ag^+

c) Calcule a ddp do processo, caso a placa de cobre seja trocada por uma placa de zinco no primeiro experimento.

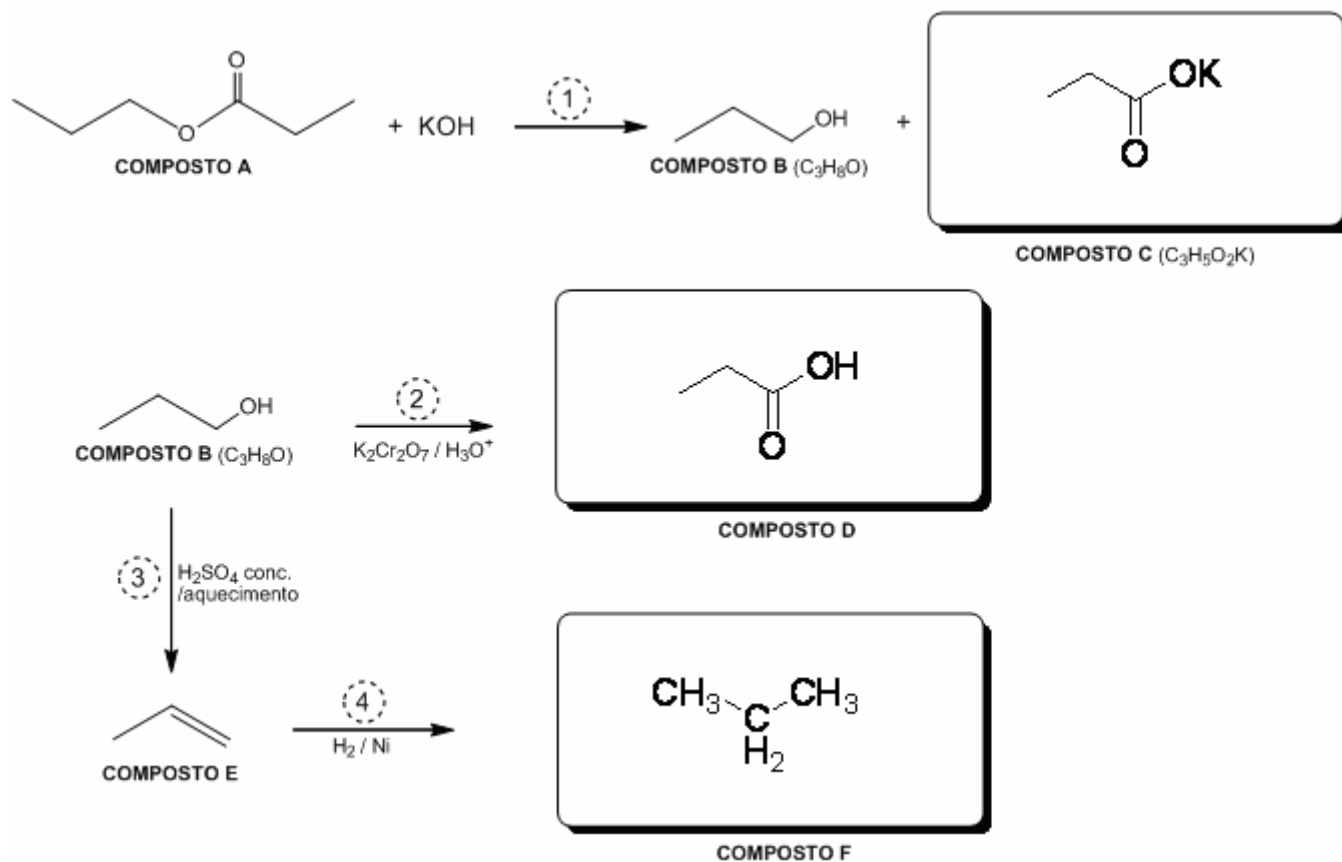
$$\Delta E = E_{\text{catodo}} - E_{\text{anodo}}$$

$$\Delta E = 0,00 - (-0,76) = 0,76 \text{ V}$$

d) Se a placa de cobre for trocada por uma placa de ouro, o que ocorreria no segundo experimento? Justifique.

Não ocorreria reação pois o potencial de redução da prata é menor do que o potencial do ouro.

Questão 3 – Complete o esquema abaixo com as estruturas dos compostos C, D e F. No quadro, escreva os tipos das reações 1 e 3, bem como o nome dos compostos A, C, D e F.



Reações	Tipos das Reações	Nomes dos Compostos
(1)	Saponificação ou Hidrólise Básica	A – Propanoato de Propila
		B – 1-propanol
		C – Propanoato de Potássio
(2)	Oxidação em meio ácido	D – Ácido Propanóico
(3)	Desidratação	E – propeno
(4)	Hidrogenação catalítica	F – Propano

Questão 4 – Podemos classificar alguns óxidos como ácidos, básicos, anfóteros ou neutros. Propriedades como eletronegatividade, tipo de ligação e reações químicas nos dão indicações sobre qual tipo de óxido um determinado elemento pode formar.

- a)** Escreva a equação química balanceada da reação de cada óxido apresentado no quadro abaixo com a água e ainda a coloração da solução formada em presença de fenolftaleína.

Óxido	Reação com Água	Coloração
N_2O_5	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3$	Incolor
Na_2O	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH}$	Rosa

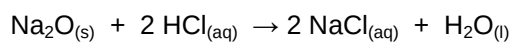
- b)** Classifique os óxidos abaixo e indique o tipo de ligação química formada.

Óxido	Classificação	Tipo de Ligação
N_2O_5	Ácido	Covalente
Na_2O	Básico	Iônica

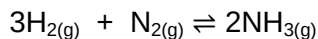
- c)** Escreva o nome e a fórmula eletrônica do produto obtido pela reação do trióxido de enxofre com água.

Nome	Fórmula Eletrônica
Ácido sulfúrico	$ \begin{array}{c} :\ddot{\text{O}}: \\ \vdots \\ \text{H}:\ddot{\text{O}}:\ddot{\text{S}}:\ddot{\text{O}}:\text{H} \\ \vdots \\ :\ddot{\text{O}}: \end{array} \quad \text{ou} \quad \begin{array}{c} :\ddot{\text{O}}: \\ \\ \text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{S}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \\ \\ :\ddot{\text{O}}: \end{array} \quad \text{ou} \quad \begin{array}{c} :\text{O}: \\ \vdots \\ \text{H}:\ddot{\text{O}}:\ddot{\text{S}}:\ddot{\text{O}}:\text{H} \\ \vdots \\ :\text{O}: \end{array} \quad \text{ou} \quad \begin{array}{c} :\text{O}: \\ \\ \text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{S}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \\ \\ :\text{O}: \end{array} $

- d)** Escreva a equação BALANCEADA da reação do Na_2O com ácido clorídrico.



Questão 5 – A síntese da amônia foi desenvolvida por Haber-Bosh e teve papel importante durante a 1ª Guerra Mundial. A Alemanha não conseguia importar salitre para fabricação dos explosivos e, a partir da síntese de NH_3 , os alemães produziam o HNO_3 e deste chegavam aos explosivos de que necessitavam. A equação que representa sua formação é mostrada abaixo:

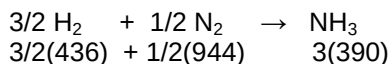


- a) A partir da equação química para a reação de formação da amônia, descrita acima, e sabendo que a reação apresenta $\Delta H < 0$, o que aconteceria com o equilíbrio, caso a temperatura do sistema aumentasse?

10

- b) Calcule a variação de entalpia da formação da amônia, a partir das energias de ligação mostradas na tabela a seguir, a 298K:

Ligação	Energia de Ligação ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
H–H	436
$\text{N}\equiv\text{N}$	944
H–N	390



$$\Delta H = \Sigma H_P - \Sigma H_R$$

$$\Delta H = 1170 - (472 + 654) = 44 \text{ kJ mol}^{-1}$$

- c) Suponha que a uma determinada temperatura T foram colocados, em um recipiente de 2,0 litros de capacidade, 2,0 mols de gás nitrogênio e 4,0 mols de gás hidrogênio. Calcule o valor da constante de equilíbrio, K_c , sabendo que havia se formado 2,0 mols de amônia ao se atingir o equilíbrio.

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]} = \frac{(1)^2}{(1/2)^3 (1/2)} = 16$$

- d) Considere que a lei de velocidade para a reação de formação da amônia é $v = k [\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]$. Calcule quantas vezes a velocidade final aumenta, quando a concentração de nitrogênio é duplicada e a de hidrogênio é triplicada, mantendo-se a temperatura constante.

$$V = k [\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]$$

$$V = k [3]^3 [2] = 54 \text{ vezes}$$

Cursos que Indicamos

Conheça os cursos e dê o próximo passo na sua preparação.

Clique na imagem ou no botão para acessar.



Código Matemática 2.0

Conhecer o curso



Curso Preparatório ENEM

Conhecer o curso



Curso Preparatório Redação ENEM

Conhecer o curso

