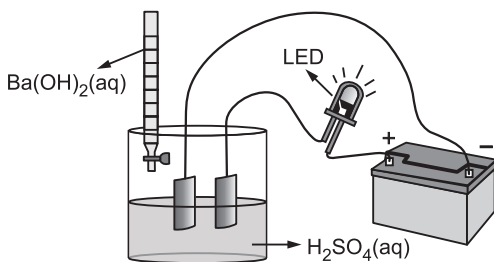


#### QUESTÃO 1

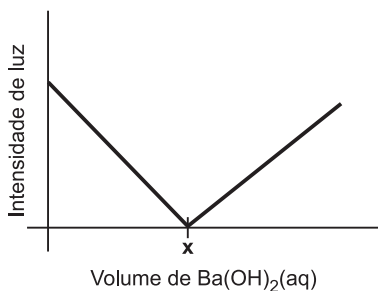
Um recipiente contém 100 mL de uma solução aquosa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de concentração 0,1 mol/L. Duas placas de platina são inseridas na solução e conectadas a um LED (diodo emissor de luz) e a uma bateria, como representado abaixo.



A intensidade da luz emitida pelo LED é proporcional à concentração de íons na solução em que estão inseridas as placas de platina.

Nesse experimento, adicionou-se, gradativamente, uma solução aquosa de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , de concentração 0,4 mol/L, à solução aquosa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , medindo-se a intensidade de luz a cada adição.

Os resultados desse experimento estão representados no gráfico.



Sabe-se que a reação que ocorre no recipiente produz um composto insolúvel em água.

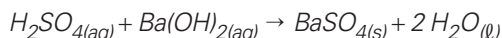
a) Escreva a equação química que representa essa reação.

b) Explique por que, com a adição de solução aquosa de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , a intensidade de luz decresce até um valor mínimo, aumentando a seguir.

c) Determine o volume adicionado da solução aquosa de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  que corresponde ao ponto x no gráfico. Mostre os cálculos.

#### Resposta

a) A reação química que representa a reação é dada por:



b) A adição de solução aquosa de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  diminui a concentração de íons  $\text{H}^+$  e  $\text{SO}_4^{2-}$  na formação de moléculas de água e precipitado de  $\text{BaSO}_4$  (insolúvel), respectivamente, diminuindo a condutividade da solução até um valor mínimo, assim como a intensidade da luz. A partir do instante em que todo o  $\text{H}_2\text{SO}_4$  é consumido, a excessiva adição de solução de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  alimenta o sistema químico com íons  $\text{Ba}^{2+}$  e  $\text{OH}^-$ , aumentando a condutividade do mesmo e, portanto, a intensidade da luz.

c) Cálculo do volume adicionado da solução aquosa de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  que corresponde ao ponto x no gráfico:

$$V_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 0,1 \text{ L } \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$$

$$\frac{0,1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L } \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} \text{ concentração}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Ba}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ eq. química}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ L } \text{Ba}(\text{OH})_{2(\text{aq})}}{0,4 \text{ mol } \text{Ba}(\text{OH})_2 \text{ concentração}}$$

$$V_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 0,025 \text{ L} = 25 \text{ mL}$$

#### QUESTÃO 2

Uma estudante de Química elaborou um experimento para investigar a reação entre cobre metálico (Cu) e ácido nítrico ( $\text{HNO}_3(\text{aq})$ ). Para isso, adicionou o ácido nítrico a um tubo de ensaio (I) e, em seguida,

adicionou raspas de cobre metálico a esse mesmo tubo. Observou que houve liberação de calor e de um gás marrom, e que a solução se tornou azul. A seguir, adicionou raspas de cobre a dois outros tubos (II e III), contendo, respectivamente, soluções aquosas de ácido clorídrico ( $\text{HCl}(\text{aq})$ ) e nitrato de sódio ( $\text{NaNO}_3(\text{aq})$ ). Não observou qualquer mudança nos tubos II e III, ao realizar esses testes.

Sabe-se que soluções aquosas de íons  $\text{Cu}^{2+}$  são azuis e que o gás  $\text{NO}_2$  é marrom.

a) Escreva, nos espaços delimitados na página de respostas, as equações que representam a semirreação de oxidação e a semirreação de redução que ocorrem no tubo I.

Semirreação de oxidação	
Semirreação de redução	

b) Qual foi o objetivo da estudante ao realizar os testes com  $\text{HCl}(\text{aq})$  e  $\text{NaNO}_3(\text{aq})$ ? Explique.

### Resposta

a)

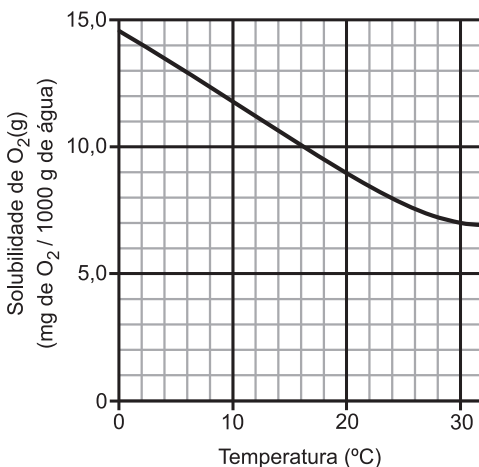
Semirreação de oxidação	$\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 e^-$
Semirreação de redução	$4 \text{H}^+ + 2 \text{NO}_3^- + 2 e^- \rightarrow 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

b) O propósito de realizar testes em separado com  $\text{HCl}(\text{aq})$  e  $\text{NaNO}_3(\text{aq})$  foi verificar se ocorre oxirredução entre cobre metálico e os íons  $\text{H}^+$  e  $\text{NO}_3^-$  separadamente. Como não se observou mudança nos testes, ocorre reação com cobre somente com  $\text{H}^+$  e  $\text{NO}_3^-$  juntos.

### QUESTÃO 3

A vida dos peixes em um aquário depende, entre outros fatores, da quantidade de oxigênio ( $\text{O}_2$ ) dissolvido, do pH e da temperatura da água. A concentração de oxigênio dissolvido deve ser mantida ao redor de 7 ppm (1 ppm de  $\text{O}_2 = 1 \text{ mg de } \text{O}_2 \text{ em } 1000 \text{ g de água}$ ) e o pH deve permanecer entre 6,5 e 8,5.

Um aquário de paredes retangulares possui as seguintes dimensões: 40 x 50 x 60 cm (largura x comprimento x altura) e possui água até a altura de 50 cm. O gráfico abaixo apresenta a solubilidade do  $\text{O}_2$  em água, em diferentes temperaturas (a 1 atm).



a) A água do aquário mencionado contém 500 mg de oxigênio dissolvido a 25 °C. Nessa condição, a água do aquário está saturada em oxigênio? Justifique.

Dado: densidade da água do aquário =  $1,0 \text{ g/cm}^3$ .

b) Deseja-se verificar se a água do aquário tem um pH adequado para a vida dos peixes. Com esse objetivo, o pH de uma amostra de água do aquário foi testado, utilizando-se o indicador azul de bromotimol, e se observou que ela ficou azul. Em outro teste, com uma nova amostra de água, qual dos outros dois indicadores da tabela dada deveria ser utilizado para verificar se o pH está adequado? Explique.

pH											Indicador				
4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	6,5	7,0	7,5	8,0	8,5	9,0		9,5	10,0	10,5	11,0
vermelho			laranja			amarelo					Vermelho de metila				
amarelo					verde			azul			Azul de bromotimol				
incolor								rosa claro		rosa intenso		Fenolftaleína			

### Resposta

a) Cálculo da concentração de  $O_2$  em  $mg\ O_2/1\ 000\ g\ H_2O$  (C):

$V = 40 \cdot 50 \cdot 50 = 100\ 000\ cm^3$  (volume de água no aquário)

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1 \cdot 100\ 000 =$$

$= 100\ 000\ g\ H_2O$  (massa de água no aquário)

Como o aquário contém 500 mg de oxigênio

dissolvido a  $25^\circ C$ , temos:

$$C = \frac{500\ mg\ O_2}{100\ 000\ g\ H_2O} = \frac{5\ mg\ O_2}{1\ 000\ g\ H_2O}$$

Portanto, a água do aquário não está saturada em oxigênio, pois, de acordo com o gráfico, a  $25^\circ C$  a solubilidade do oxigênio é de aproximadamente  $7,8\ mg\ O_2/1\ 000\ g\ H_2O$ . Desse modo, como a solubilidade não foi alcançada, trata-se de uma solução insaturada.

b) Como no teste com o azul de bromotimol a amostra ficou azul, conclui-se, com base na tabela, que o pH é maior que 7,5.

Para verificar se o pH não ultrapassa o limite de 8,5, deve-se utilizar a fenolftaleína, que torna a amostra rosa a partir de  $pH = 8,5$ , lembrando que a faixa ideal de pH deve permanecer entre 6,5 e 8,5, de modo que, nesse teste, a água adequada será incolor.

### QUESTÃO 4

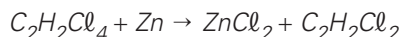
A reação do tetracloreto de zinco ( $C_2H_2Cl_4$ ) com zinco metálico produz cloreto de zinco e duas substâncias orgânicas isoméricas, em cujas moléculas há dupla ligação e dois átomos de cloro. Nessas moléculas, cada átomo de carbono está ligado a um único átomo de cloro.

a) Utilizando fórmulas estruturais, mostre a diferença na geometria molecular dos dois compostos orgânicos isoméricos formados na reação.

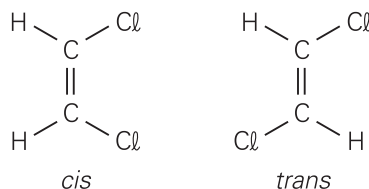
b) Os produtos da reação podem ser separados por destilação fracionada. Qual dos dois isômeros tem maior ponto de ebulição? Justifique.

### Resposta

A equação geral da reação química descrita é:



a) Então, usando as informações existentes no texto sobre os isômeros de fórmula molecular  $C_2H_2Cl_2$ , podemos escrever as fórmulas estruturais espaciais:

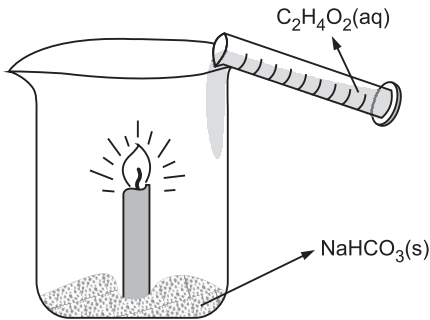


b) O isômero cis é polar e o trans é apolar, de modo que entre as moléculas polares cis ocorrem interações intermoleculares mais intensas, aumentando o ponto de ebulição. Portanto, o isômero cis apresenta maior ponto de ebulição.

### QUESTÃO 5

Uma vela foi colocada dentro de um recipiente cilíndrico e com raio igual a 10 cm, sem tampa, ao qual também foi adicionado hidrogenocarbonato de sódio sólido,  $NaHCO_3$ . A vela foi acesa e adicionou-se ao recipiente, lentamente, solução aquosa de ácido acético,

$C_2H_4O_2$ , de tal forma que o nível da solução atingiu somente a parte inferior da vela, ficando distante da chama. Após 3 segundos, observou-se que a chama apagou.

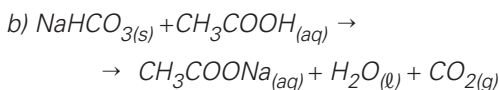
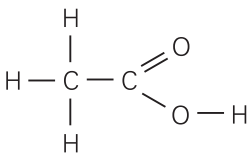


- a) Apresente a fórmula estrutural do ácido acético.
- b) Escreva a equação química balanceada da reação entre o sólido e a solução aquosa de ácido acético.
- c) O experimento foi repetido com outra vela de mesma altura e com as mesmas quantidades de reagentes utilizadas anteriormente. Mudou-se apenas o recipiente, que foi substituído por outro, de mesma altura que o anterior, mas com raio igual a 20 cm. Dessa vez, após os mesmos 3 segundos, observou-se que a chama não apagou. Proponha uma explicação para esse fato, considerando a densidade das substâncias gasosas presentes.

Dados:	C .... 12
Massa molar (g/mol)	N .... 14
	O .... 16

### Resposta

a) A fórmula estrutural do ácido acético é:



c) O gás que apagou a vela no experimento foi o  $\text{CO}_2$ . No experimento inicial, a quantidade de  $\text{CO}_2$  formada ocupou o volume do recipiente, de modo a apagar a vela. No experimento seguinte, com o recipiente maior, o gás  $\text{CO}_2$  não apagou a vela. Considerando o ar atmosférico somente  $\text{O}_2$  e  $\text{N}_2$ , pode-se calcular as densidades dos gases:

Densidade do gás ideal      Massas molares dos gases

$$d = \frac{m}{V} = \frac{pM}{RT}$$

$$M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{N}_2} = 28 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g/mol}$$

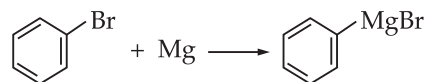
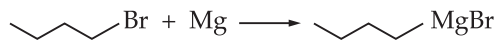
Logo, as densidades dos gases são:

$$d_{\text{O}_2} = 32 \frac{p}{RT} \quad d_{\text{N}_2} = 28 \frac{p}{RT} \quad d_{\text{CO}_2} = 44 \frac{p}{RT}$$

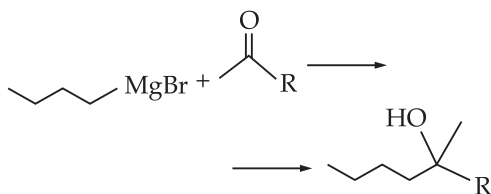
Verificando para mesma temperatura e pressão, a densidade do  $\text{CO}_2$  é maior que dos outros dois gases, e assim o  $\text{CO}_2$  formado na reação fica no fundo do recipiente. Nesse caso (recipiente maior), a quantidade de  $\text{CO}_2$  formada não foi suficiente para remover o ar atmosférico até a chama. Deste modo, a chama não se apaga.

### QUESTÃO 6

Os chamados “compostos de Grignard” foram preparados, pela primeira vez, por Victor Grignard no final do século XIX. Esses compostos podem ser obtidos pela reação de um haleto de alquila ou haleto de arila com magnésio metálico, utilizando um éter como solvente, conforme representado pelas seguintes equações químicas:

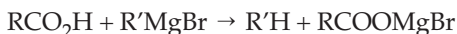
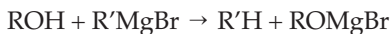
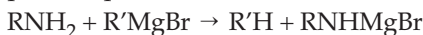


Os compostos de Grignard são muito úteis, por exemplo, para preparar alcoóis a partir de cetonas ou aldeídos, conforme representado a seguir:



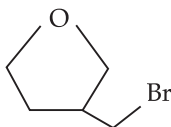
R = H ou alquila ou arila

Os compostos de Grignard também reagem com aminas, alcoóis e ácidos carboxílicos, conforme representado pelas seguintes equações químicas:

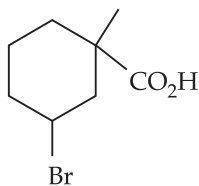


Assim sendo, para preparar um composto de Grignard, é preciso escolher corretamente o haleto orgânico, que não deve conter grupos funcionais que reajam com o composto de Grignard que se pretende preparar.

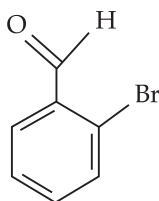
a) Dentre os cinco compostos representados na página de respostas, apenas dois são adequados para reagir com magnésio e preparar compostos de Grignard. Indique esses dois compostos, justificando sua escolha.



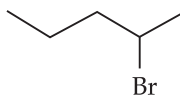
(I)



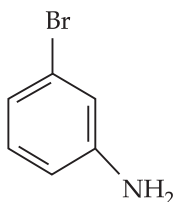
(II)



(III)

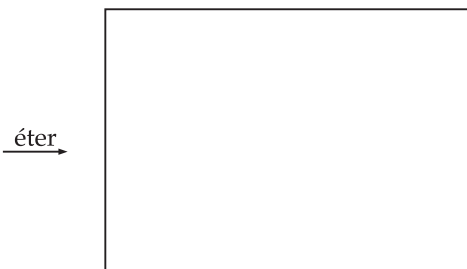
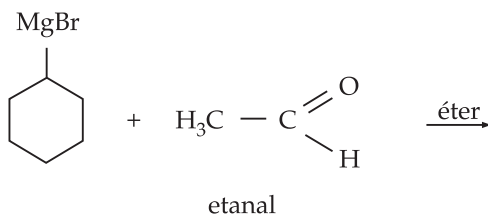


(IV)



(V)

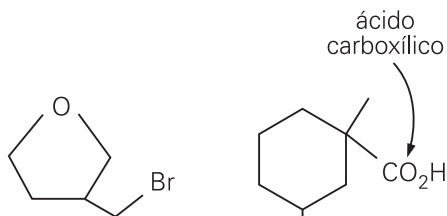
b) Escreva a fórmula estrutural do produto orgânico da reação representada na página de respostas.



produto orgânico

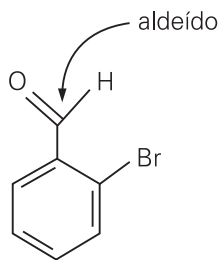
### Resposta

a) Os compostos de Grignard são obtidos na reação química entre haletos de alquila (saturados) e de arila (aromáticos) com magnésio metálico. Entre os cinco compostos citados, podem ser usados nessa síntese somente os haletos I e IV, pois os demais apresentam grupos reativos em relação aos produtos destas reações, descobertos por Victor Grignard (RMgBr):

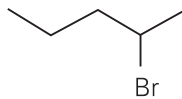


(I)

(II)

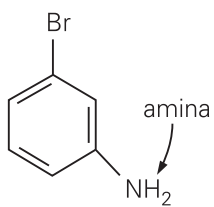
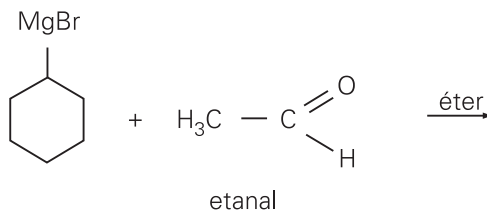


(III)



(IV)

b)



(V)

éter

