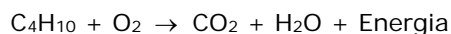


Lista – 1

- 01.** Os gases butano e propano são os principais componentes do gás de cozinha (GLP - Gás Liquefeito de Petróleo). A combustão do butano (C_4H_{10}) correspondente à equação:



Se a velocidade da reação for 0,1 mols butano-minuto qual a massa de CO_2 produzida em 1 hora?

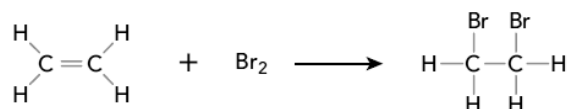
- 1.056 g
 - 176 g
 - 17,6 g
 - 132 g
 - 26,4 g
- 02.** O ácido hidrazoico HN_3 é um ácido volátil e tóxico que reage de modo extremamente explosivo e forma hidrogênio e nitrogênio, de acordo com a reação abaixo.



Sob determinadas condições, a velocidade de decomposição do HN_3 é de $6,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$.

Nas mesmas condições, as velocidades de formação de H_2 e de N_2 em $\text{mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$, são, respectivamente,

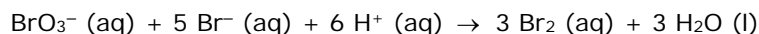
- 0,01 e 0,03.
 - 0,03 e 0,06.
 - 0,03 e 0,09.
 - 0,06 e 0,06.
 - 0,06 e 0,18.
- 03.** Para diferenciar os hidrocarbonetos etano e eteno em uma mistura gasosa, utiliza-se uma reação com bromo molecular: o etano não reage com esse composto, enquanto o eteno reage de acordo com a seguinte equação química:



Considere um cilindro de capacidade igual a 10 L, contendo apenas esses hidrocarbonetos em uma mistura com massa igual a 200 g. Ao se adicionar bromo em excesso à mistura, todo o eteno reagiu, formando 940 g de 1,2-dibromoetano.

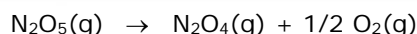
A concentração inicial de etano, em mol.L^{-1} , no interior do cilindro, corresponde a:

- 0,1
 - 0,2
 - 0,3
 - 0,4
- 04.** O bromo é um elemento não metálico, líquido, de cor avermelhada a temperatura ambiente, volátil, denso e instável, podendo ser obtido por meio da equação química abaixo:



Considerando que a velocidade de desaparecimento do íon brometo seja igual a $5,5 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$, a velocidade de aparecimento do bromo, em $\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$, será, aproximadamente, de

- $1,15 \times 10^{-2}$
 - $1,65 \times 10^{-2}$
 - $3,30 \times 10^{-3}$
 - $5,50 \times 10^{-3}$
 - $8,58 \times 10^{-5}$
- 05.** Sob determinadas condições, verificou-se que a taxa de produção de oxigênio na reação abaixo é de $8,5 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$.



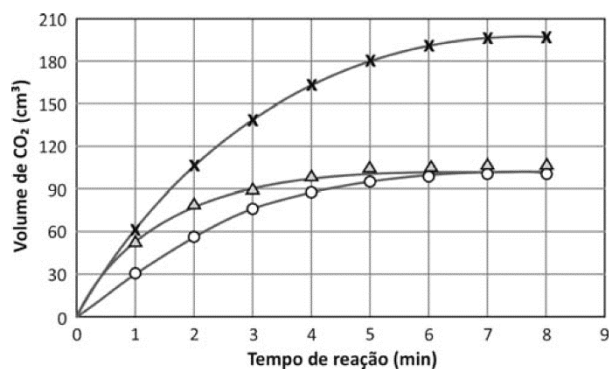
Se a velocidade permanecer constante, ao longo de 5 minutos, a diminuição da concentração de N_2O_5 será de

- 8,5 mmol L⁻¹.
- 51 mmol L⁻¹.
- 85 mmol L⁻¹.
- 17 mol L⁻¹.
- 51 mol L⁻¹.

06. Para estudar a velocidade da reação entre carbonato de cobre (CuCO_3) e ácido nítrico (HNO_3), foram feitos três experimentos, em que o volume de dióxido de carbono (CO_2) produzido foi medido em vários intervalos de tempo. A tabela apresenta as condições em que foram realizados esses experimentos. Nos três experimentos, foram utilizadas massas idênticas de carbonato de cobre e a temperatura foi mantida constante durante o tempo em que as reações foram acompanhadas.

Condições experimentais	Experimento 1	Experimento 2	Experimento 3
Volume de HNO_3 de concentração 0,10 mol/L (mL)	50	50	100
Volume de água adicionado (mL)	0	50	0
Temperatura (°C)	20	20	20

Os dados obtidos nos três experimentos foram representados em um gráfico de volume de CO_2 em função do tempo de reação. Esse gráfico está apresentado a seguir.



- Escreva a equação química balanceada que representa a reação que ocorreu entre o carbonato de cobre e o ácido nítrico.
- Com base nas condições empregadas em cada experimento, complete a legenda do gráfico abaixo, com o número do experimento. Considere irrelevante a perda de volume de CO_2 coletado devido à dissolução na solução. Justifique suas respostas.

LEGENDA DO GRÁFICO

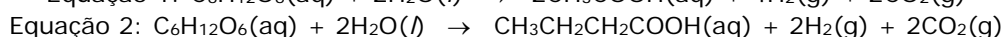
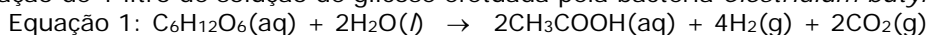
○ experimento nº _____

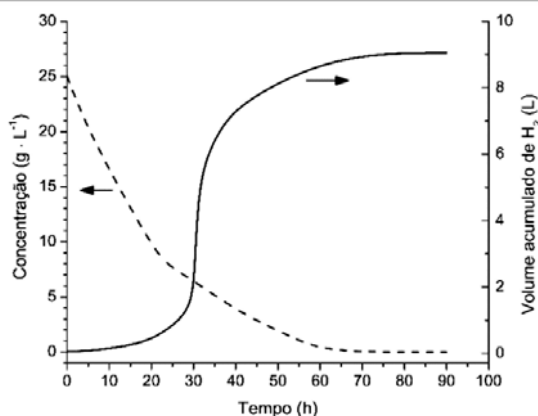
△ experimento nº _____

× experimento nº _____

- Nos três experimentos, o mesmo reagente estava em excesso. Qual é esse reagente? Explique.

07. Graças a sua alta conversão energética e à baixa geração de resíduos, o gás hidrogênio é considerado um excelente combustível. Sua obtenção a partir da fermentação anaeróbia de biomassas, como bagaço de cana, glicerol, madeira e resíduos do processamento da mandioca, abundantes e de baixo custo, parece ser uma boa alternativa tecnológica para o Brasil. A velocidade da fermentação, bem como os diferentes produtos formados e suas respectivas quantidades, dependem principalmente do tipo de substrato e do tipo de microrganismo que promove a fermentação. As equações e a figura abaixo ilustram aspectos de uma fermentação de 1 litro de solução de glicose efetuada pela bactéria *Clostridium butyricum*.





- a) Levando em conta as informações presentes no texto e na figura, e considerando que a fermentação tenha ocorrido, concomitantemente, pelas duas reações indicadas, qual ácido estava presente em maior concentração ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) ao final da fermentação, o butanoico ou o etanoico? Justifique sua resposta.
- b) A velocidade instantânea da fermentação, em qualquer ponto do processo, é dada pela relação entre a variação da quantidade de hidrogênio formado e a variação do tempo. De acordo com o gráfico, quanto tempo após o início da fermentação a velocidade atingiu seu valor máximo? Justifique sua resposta.

Dados: massa molar da glicose: $180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; volume molar do hidrogênio: $25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

08. Em um laboratório, nas condições ambientes, uma determinada massa de carbonato de cálcio (CaCO_3) foi colocada para reagir com excesso de ácido nítrico diluído. Os valores do volume de gás liberado pela reação com o transcorrer do tempo estão apresentados na tabela.

tempo (min)	volume de gás (cm^3)
1	150
2	240
3	300

Escreva a equação balanceada da reação e calcule a velocidade média da reação, em $\text{mol} \cdot \text{min}^{-1}$, no intervalo entre 1 minuto e 3 minutos.

Dado:

- Volume molar do CO_2 nas condições ambientes = $25,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

09. Quando certos metais são colocados em contato com soluções ácidas, pode haver formação de gás hidrogênio. Abaixo, segue uma tabela elaborada por uma estudante de Química, contendo resultados de experimentos que ela realizou em diferentes condições.

Experi-mento	Reagentes		Tempo para liberar 30 mL de H_2	Observações
	Solução de HCl(aq) de concentração 0,2 mol/L	Metal		
1	200 mL	1,0 g de Zn (raspas)	30 s	Liberação de H_2 e calor
2	200 mL	1,0 g de Cu (fio)	Não liberou H_2	Sem alterações
3	200 mL	1,0 g de Zn (pó)	18 s	Liberação de H_2 e calor
4	200 mL	1,0 g de Zn (raspas) + 1,0 g de Cu (fio)	8 s	Liberação de H_2 e calor; massa de Cu não se alterou

Após realizar esses experimentos, a estudante fez três afirmações:

- A velocidade da reação de Zn com ácido aumenta na presença de Cu.
- O aumento na concentração inicial do ácido causa o aumento da velocidade de liberação do gás H_2 .
- Os resultados dos experimentos 1 e 3 mostram que, quanto maior o quociente superfície de contato/massa total de amostra de Zn, maior a velocidade de reação.

Com os dados contidos na tabela, a estudante somente poderia concluir o que se afirma em

- I.
- II.
- I e II.
- I e III.
- II e III.

10. Em um laboratório de química, dois estudantes realizam um experimento com o objetivo de determinar a velocidade da reação apresentada a seguir.



Sabendo que a reação ocorre em um sistema aberto, o parâmetro do meio reacional que deverá ser considerado para a determinação da velocidade dessa reação é

- a diminuição da concentração de íons Mg^{2+} .
- o teor de umidade no interior do sistema.
- a diminuição da massa total do sistema.
- a variação da concentração de íons Cl^- .
- a elevação da pressão do sistema.

GABARITO:

01. a
02. c
03. b
04. c
05. b
- 06.
- A equação balanceada da reação é:

$$\text{CuCO}_3 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
 - Pelos dados fornecidos na tabela, verificamos que em duas situações foram utilizados volumes de 50 mL de HNO_3 (0,10 mol/L) e, em outra, um volume de 100 mL de HNO_3 (0,10 mol/L). Como o volume final de CO_2 produzido em dois experimentos tem o mesmo valor e, em outro, o volume de CO_2 é aproximadamente o dobro, podemos concluir que aquele que produz mais CO_2 é o que utiliza mais HNO_3 (experimento 3). Em um dos experimentos em que se utilizam 50 mL de HNO_3 , ocorre uma diminuição da concentração do ácido pela metade (0,05 mol/L) e, conseqüentemente, diminuição da velocidade da reação com que o CO_2 é produzido (experimento 2).

LEGENDA DO GRÁFICO

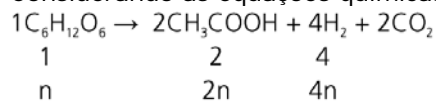
- experimento nº 2
- △ experimento nº 1
- × experimento nº 3

- Podemos concluir que a substância que sempre esteve em excesso nos três experimentos é o CuCO_3 , uma vez que, mudando o volume de ácido adicionado, muda o volume de CO_2 obtido, indicando que há CuCO_3 em quantidade suficiente para reagir.

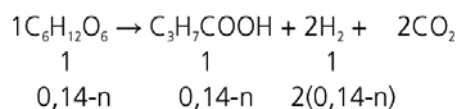
07.

- O gráfico mostra que foram utilizados 25 g de glicose, ou $25/180 = 0,14$ mol, obtendo-se 9 L de H_2 , ou $9/25 = 0,36$ mol.

Considerando as equações químicas, temos:



e

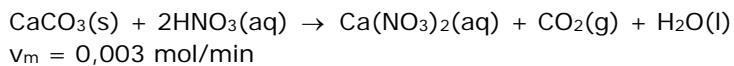




Assim, a quantidade produzida de H_2 $[4n + (2(0,14-n))]$ = 0,36 mol. Resolvendo a equação, temos: n = 0,04 mol. Pela estequiometria das equações, formarem-se $2n$ mol de ácido etanoico = $> 0,04 \times 2 = 0,08$ mol e $0,14-n = 0,10$ mol de ácido butanoico. Portanto, formou-se mais ácido butanoico ao final da fermentação.

- b) De acordo com a definição dada, a velocidade instantânea da fermentação num ponto qualquer da curva pode ser obtida por $\Delta_{H_2} / \Delta_{tempo}$ (essencialmente, a inclinação da curva de concentração por tempo). Essa relação será tanto maior quanto mais inclinada for a curva. Isso ocorre por volta das 30 horas. Portanto, 30 horas depois de iniciada a fermentação, a velocidade da reação atinge seu valor mais alto.

08.



09. d

10. c