



Exercícios Dissertativos

- (2000) Um método de obtenção de $H_2(g)$, em laboratório, se baseia na reação de alumínio metálico com solução aquosa de hidróxido de sódio.
 - Escreva a equação balanceada dessa reação, sabendo-se que o hidrogênio provém da redução da água e que o alumínio, na sua oxidação, forma a espécie aluminato, $Al(OH)_4^-$.
 - Para a obtenção do H_2 , foram usados 0,10 mol de alumínio e 100 mL de uma solução aquosa de $NaOH$, de densidade 1,08 g/mL e porcentagem em massa (título) 8,0%. Qual dos reagentes, Al ou $NaOH$, é o reagente limitante na obtenção do H_2 ? Justifique, calculando a quantidade, em mol, de $NaOH$ usada.

Dado: Massa molar do $NaOH = 40g/mol$.

- (2001) Uma mistura de carbonato de amônio e carbonato de cálcio foi aquecida até a completa decomposição. Obteve-se 0,20 mol de um resíduo sólido, além de uma mistura gasosa que, resfriada a 25 °C, condensou-se parcialmente. A fase gasosa restante, a essa mesma temperatura e sob 1 atm de pressão, ocupou 12,2 L.
 - Escreva a equação que representa a decomposição do carbonato de amônio e a que representa a decomposição do carbonato de cálcio, indicando o estado físico de cada substância a 25 °C.
 - Calcule a quantidade, em mols, de carbonato de amônio e de carbonato de cálcio na mistura original.

Dados:

Volume molar dos gases a 25 °C e 1 atm: 24,4 L/mol

A pressão de vapor d'água, a 25 °C, é desprezível.

- (2001) O minério caliche, cujo principal componente é o salitre do Chile, contém cerca de 0,1%, em massa, de iodato de sódio ($NaIO_3$). A substância simples I_2 pode ser obtida em um processo que envolve a redução desse iodato com hidrogenossulfito de sódio ($NaHSO_3$), em meio aquoso. Nessa redução também são produzidos íons sulfato, íons H^+ e água.
 - Escreva a equação iônica balanceada que representa a formação de iodo nessa solução aquosa, indicando o oxidante e o redutor.
 - Calcule a massa de caliche necessária para preparar 10,0 kg de iodo, pelo método acima descrito, considerando que todo o iodato é transformado em iodo.

Dados: massas molares (g/mol)

$NaIO_3 = 198$

$I_2 = 254$

4. (2001)

- (a) Medidas experimentais mostraram que uma gotícula de um ácido graxo "ômega-6", de volume igual a $3,10 \times 10^{-3}$ mL, contém aproximadamente $6,0 \times 10^{18}$ moléculas do ácido. Sabendo-se que a fórmula molecular desse ácido é $C_nH_{2n-4}O_2$, determine o valor de n , utilizando os dados fornecidos. Mostre seus cálculos e escreva a fórmula molecular do ácido.
- (b) Esse ácido é praticamente insolúvel em água. Quando se adiciona tal ácido à água, ele se distribui na superfície da água. Mostre a orientação das moléculas do ácido que estão diretamente em contato com a água. Represente as moléculas do ácido por



e a superfície da água por uma linha horizontal.

Dados:

densidade do ácido nas condições do experimento: 0.904 g/mL. constante de Avogadro: $6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

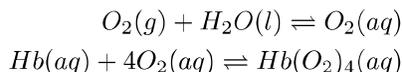
massas molares (g/mol)

H = 1

C = 12

O = 16

5. (2002) O transporte adequado de oxigênio para os tecidos de nosso corpo é essencial para seu bom funcionamento. Esse transporte é feito através de uma substância chamada oxi-hemoglobina, formada pela combinação de hemoglobina (Hb) e oxigênio dissolvidos no nosso sangue. Abaixo estão representados, de maneira simplificada, os equilíbrios envolvidos nesse processo:



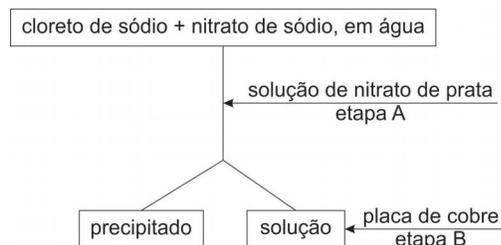
100 mL de sangue contém por volta de 15 g de hemoglobina e 80 g de água. Essa massa de hemoglobina (15 g) reage com cerca de 22,5 mL de oxigênio, medidos nas condições ambiente de pressão e temperatura.

Considerando o exposto acima,

- (a) calcule a quantidade, em mols, de oxigênio que reage com a massa de hemoglobina contida em 100 mL de sangue.
- (b) calcule a massa molar aproximada da hemoglobina.
- (c) justifique, com base no princípio de Le Châtelier, aplicado aos equilíbrios citados, o fato de o oxigênio ser muito mais solúvel no sangue do que na água.

Dado: volume molar de O_2 , nas condições ambiente de pressão e temperatura: 25 L/mol

6. (2003) Uma mistura de cloreto de sódio e nitrato de sódio, de massa 20,20 g, foi dissolvida em água suficiente. A essa solução adicionaram-se 250 mL de solução aquosa de nitrato de prata de concentração 0,880 mol/L. Separou-se o sólido formado, por filtração, e no filtrado mergulhou-se uma placa de cobre metálico de massa igual a 20,00 g. Após certo tempo, observou-se depósito prateado sobre a placa e coloração azul na solução. A placa seca pesou 21,52 g. O esquema desse procedimento é:



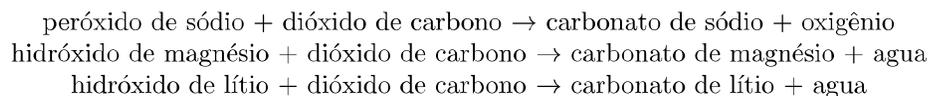
- (a) Escreva a equação balanceada que representa a reação química que ocorre na etapa B.
- (b) Qual a quantidade, em mols, do depósito prateado formado sobre a placa de cobre? Mostre os cálculos.
- (c) Qual a quantidade, em mols, de nitrato de prata em 250 mL da solução precipitante? Mostre os cálculos.
- (d) Qual a massa de nitrato de sódio na mistura original? Mostre os cálculos.

Dados:

massas molares (g/mol)

$Ag = 108$ $Cu = 64$ $NaCl = 58$

7. (2003) As florestas, que cobrem partes de nosso planeta, participam da remoção do dióxido de carbono do ar atmosférico que respiramos. No entanto, em uma nave espacial, é preciso utilizar determinadas substâncias para retirar o dióxido de carbono do ar que os astronautas respiram. Isto pode ser feito por meio de qualquer das seguintes transformações:



- (a) Utilizando fórmulas químicas, escreva as equações balanceadas que representam essas transformações.
- (b) Uma nave espacial deve carregar o mínimo de carga. Assim, qual dos reagentes das três transformações acima seria o mais adequado para uma viagem interplanetária? Explique.
- (c) Um astronauta produz cerca de 400 L de CO_2 , medidos a 25 °C e 1 atm, a cada 24 horas. Calcule a massa do reagente, escolhido no item b, que será necessária para remover esse volume de CO_2 .

Dados:

Volume molar de gás a 25 °C e 1 atm: 25 L/mol

Massas molares (g/mol)

$H = 1,0$ $Li = 7,0$ $C = 12$ $O = 16$ $Na = 23$ $Mg = 24$

8. (2004) A análise elementar de um determinado ácido carboxílico resultou na fórmula mínima C_2H_4O . Determinada amostra de 0,550 g desse ácido foi dissolvida em água, obtendo-se 100 mL de solução aquosa. A esta, foram adicionadas algumas gotas de fenolftaleína e, lentamente, uma solução aquosa de hidróxido de sódio, de concentração 0,100 mol/L. A cada adição, a mistura era agitada e, quando já tinham sido adicionados 62,4 mL da solução de hidróxido de sódio, a mistura, que era incolor, tornou-se rósea.

Para o ácido analisado,

- (a) calcule a massa molar.
- (b) determine a fórmula molecular.
- (c) dê as possíveis fórmulas estruturais.
- (d) dê as fórmulas estruturais de dois ésteres isômeros do ácido considerado.

Dados: massa molar (g/mol)

H = 1,0

C = 12,0

O = 16,0

-
9. (2004) Para demonstrar a combustão de substâncias em oxigênio puro, este gás pode ser gerado a partir de água sanitária e água oxigenada, que contém, respectivamente, hipoclorito de sódio e peróxido de hidrogênio. A reação que ocorre pode ser representada por



É assim que, num frasco, coloca-se certo volume de água oxigenada e acrescenta-se, aos poucos, certo volume de água sanitária. Observa-se forte efervescência. Ao final da adição, tampa-se o frasco com um pedaço de papelão. Em seguida, palha de aço, presa a um fio de cobre, é aquecida em uma chama até ficar em brasa. O frasco com oxigênio é destampado e, rapidamente, a palha de aço rubra é nele inserida. Então, observa-se luminosidade branca intensa, com partículas de ferro incandescentes espalhando-se pelo frasco.

- (a) Calcule o volume de água sanitária quando se usa, no experimento, um frasco de volume adequado, sabendo-se que deve ser gerado, nas condições ambiente, um volume de 500 mL de oxigênio, volume este suficiente para expulsar o ar e preencher o frasco.
- (b) Explique por que, ao ar atmosférico, o ferro fica apenas vermelho rubro, mas queima rapidamente, quando exposto a oxigênio puro.

Dados: volume molar do oxigênio nas condições ambiente = 25,0 L/mol

massa molar do Cl = 35,5 g/mol

densidade da água sanitária = 1,0 g/mL

composição da água sanitária: 2,13 g de Cl , na forma de hipoclorito, em 100 g de solução aquosa.

10. (2005) Um ácido monocarboxílico saturado foi preparado pela oxidação de 2,0 g de um álcool primário, com rendimento de 74%. Para identificar o ácido formado, efetuou-se sua titulação com solução aquosa de hidróxido de sódio de concentração igual a $0,20 \text{ mol L}^{-1}$. Gastaram-se 100 mL para consumir todo o ácido.

Elemento	H	C	O
Massa Molar / g mol^{-1}	1	12	16

- (a) Determine a massa molar do álcool empregado.
- (b) Escreva a fórmula molecular do ácido carboxílico resultante da oxidação do álcool primário.
- (c) Escreva as fórmulas estruturais dos ácidos carboxílicos, cuja fórmula molecular é a obtida no item b.
-
11. (2005) Uma jovem senhora, não querendo revelar sua idade, a não ser às suas melhores amigas, convidou-as para festa de aniversário, no sótão de sua casa, que mede 3,0 m x 2,0 m x 2,0 m. O bolo de aniversário tinha velas em número igual à idade da jovem senhora, cada uma com 1,55 g de parafina. As velas foram queimadas inteiramente, numa reação de combustão completa. Após a queima, a porcentagem de gás carbônico, em volume, no sótão, medido nas condições-ambiente, aumentou de 0,88 %. Considere que esse aumento resultou, exclusivamente, da combustão das velas.

Dados:

massa molar da parafina, $C_{22}H_{46}$ 310 g mol^{-1}

volume molar dos gases nas condições-ambiente de pressão e temperatura 24 L mol^{-1}

- (a) Escreva a equação de combustão completa da parafina.
- (b) Calcule a quantidade de gás carbônico, em mols, no sótão, após a queima das velas.
- (c) Qual é a idade da jovem senhora? Mostre os cálculos.
-

12. (2006) O valor biológico protéico dos alimentos é avaliado comparando-se a porcentagem dos aminoácidos, ditos "essenciais", presentes nas proteínas desses alimentos, com a porcentagem dos mesmos aminoácidos presentes na proteína do ovo, que é tomada como referência. Quando, em um determinado alimento, um desses aminoácidos estiver presente em teor inferior ao do ovo, limitará a quantidade de proteína humana que poderá ser sintetizada. Um outro alimento poderá compensar tal deficiência no referido aminoácido. Esses dois alimentos conterão "proteínas complementares", e, juntos, terão um valor nutritivo superior a cada um em separado.

Na tabela que se segue, estão as porcentagens de alguns aminoácidos "essenciais" em dois alimentos em relação às do ovo (100%).

Alguns aminoácidos essenciais	Arroz	Feijão
Lisina	63	102
Fenilalanina	110	107
Metionina	82	37
Leucina	115	101

- (a) Explique por que a combinação "arroz com feijão" é adequada em termos de "proteínas complementares". A equação que representa a formação de um peptídeo, a partir dos aminoácidos isoleucina e valina, é dada na página ao lado.
- (b) Mostre, com um círculo, na fórmula estrutural do peptídeo, a parte que representa a ligação peptídica.
- (c) Determine o valor de x na equação química dada.
- (d) 100 g de proteína de ovo contém 0,655g de isoleucina e 0,810 g de valina. Dispondo-se dessas massas de aminoácidos, qual a massa aproximada do peptídeo, representado na página ao lado, que pode ser obtida, supondo reação total? Mostre os cálculos.

Massa molar (g/mol):	valina	117
	isoleucina	131
	água	18

13. (2007) Um determinado agente antimfofo consiste em um pote com tampa perfurada, contendo 80 g de cloreto de cálcio anidro que, ao absorver água, se transforma em cloreto de cálcio diidratado ($CaCl_2 \cdot 2H_2O$). Em uma experiência, o agente foi mantido durante um mês em ambiente úmido. A cada 5 dias, o pote foi pesado e registrado o ganho de massa:

dias	ganho de massa / g
0	0
5	7
10	15
15	22
20	30
25	37
30	45

Dados:	massas molares	(g/mol)
	água	18
	cloreto de cálcio	111

- (a) Construa, na folha de respostas ao lado, o gráfico que representa o ganho de massa versus o número de dias.
- (b) Qual o ganho de massa quando todo o cloreto de cálcio, contido no pote, tiver se transformado em cloreto de cálcio diidratado? Mostre os cálculos.
- (c) A quantos dias corresponde o ganho de massa calculado no item anterior? Indique no gráfico, utilizando linhas de chamada.



14. (2007) O Brasil é campeão de reciclagem de latinhas de alumínio. Essencialmente, basta fundi-las, sendo, entretanto, necessário compactá-las, previamente, em pequenos fardos. Caso contrário, o alumínio queimaria no forno, onde tem contato com oxigênio do ar.

- (a) Escreva a equação química que representa a queima do alumínio.
(b) Use argumentos de cinética química para explicar por que as latinhas de alumínio queimam, quando jogadas diretamente no forno, e por que isso não ocorre, quando antes são compactadas?

Uma latinha de alumínio vazia pode ser quebrada em duas partes, executando-se o seguinte experimento:

- Com uma ponta metálica, risca-se a latinha em toda a volta, a cerca de 3 cm do fundo, para remover o revestimento e expor o metal.

- Prepara-se uma solução aquosa de $CuCl_2$, dissolvendo-se 2,69 g desse sal em 100 mL de água. Essa solução tem cor verde-azulada.

- A latinha riscada é colocada dentro de um copo de vidro, contendo toda a solução aquosa de $CuCl_2$, de tal forma a cobrir o risco. Mantém-se a latinha imersa, colocando-se um peso sobre ela.

Após algum tempo, observa-se total descoloramento da solução e formação de um sólido floculoso avermelhado tanto sobre o risco, quanto no fundo da latinha. Um pequeno esforço de torção sobre a latinha a quebra em duas partes.

(c) Escreva a equação química que representa a transformação responsável pelo enfraquecimento da latinha de alumínio.

(d) Calcule a massa total do sólido avermelhado que se formou no final do experimento, ou seja, quando houve total descoloramento da solução.

Dados:	massas molares	(g/mol)
	Cu	63,5
	Cl	35,5

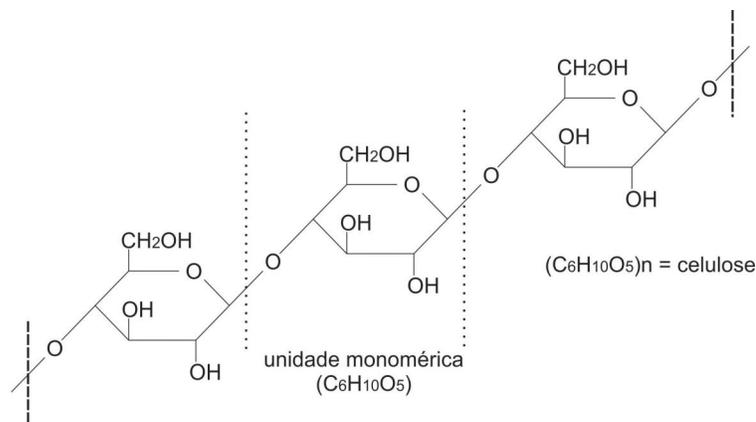
15. (2008) Devido à toxicidade do mercúrio, em caso de derramamento desse metal, costuma-se espalhar enxofre no local para removê-lo. Mercúrio e enxofre reagem, gradativamente, formando sulfeto de mercúrio. Para fins de estudo, a reação pode ocorrer mais rapidamente, se as duas substâncias forem misturadas num almofariz. Usando esse procedimento, foram feitos dois experimentos. No primeiro, 5,0 g de mercúrio e 1,0 g de enxofre reagiram, formando 5,8 g do produto, sobrando 0,2 g de enxofre. No segundo experimento, 12,0 g de mercúrio e 1,6 g de enxofre forneceram 11,6 g do produto, restando 2,0 g de mercúrio.

(a) Mostre que os dois experimentos estão de acordo com a lei da conservação da massa (Lavoisier) e a lei das proporções definidas (Proust).

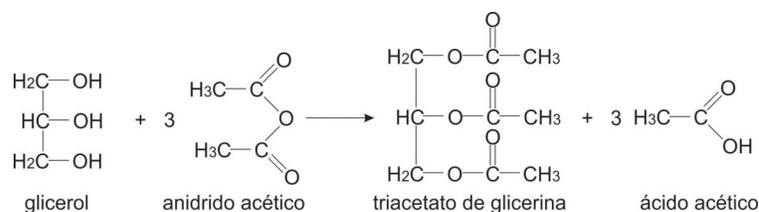
(b) Existem compostos de $Hg(I)$ e de $Hg(II)$. Considerando os valores das massas molares e das massas envolvidas nos dois experimentos citados, verifique se a fórmula do composto formado, em ambos os casos, é HgS ou Hg_2S . Mostre os cálculos.

Dados:	massas molares	(g/mol)
	mercúrio (Hg)	200
	enxofre (S)	32

16. (2008) A celulose é um polímero natural, constituído de alguns milhares de unidades de glicose. Um segmento desse polímero é representado por



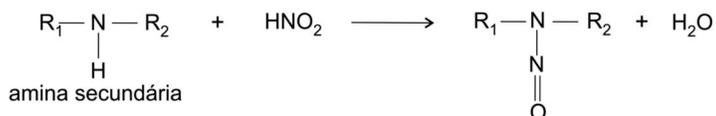
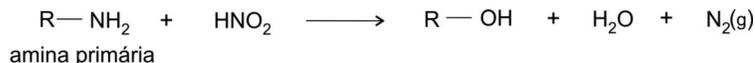
Produz-se o acetato de celulose, usado na fabricação de fibras têxteis, fazendo-se reagir a celulose com anidrido acético. Um exemplo de reação de triacetilação é:



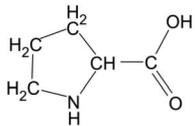
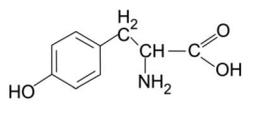
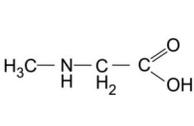
- (a) Escreva a unidade monomérica da celulose após ter sido triacetilada, isto é, após seus três grupos hidroxila terem reagido com anidrido acético. Represente explicitamente todos os átomos de hidrogênio que devem estar presentes nessa unidade monomérica triacetilada.
- (b) Calcule a massa de anidrido acético necessária para triacetilar 972 g de celulose.
- (c) Calcule o número de unidades monoméricas, presentes na cadeia polimérica de certa amostra de celulose cuja massa molar média é $4,86 \times 10^5 \text{ g mol}^{-1}$.

Dados:	massas molares	(g/mol)
	anidrido acético	102
	unidade monomérica da celulose	162

17. (2009) Aminas primárias e secundárias reagem diferentemente com o ácido nitroso:



- (a) A liberação de $\text{N}_2(\text{g})$, que se segue à adição de HNO_2 , permite identificar qual dos seguintes aminoácidos? Explique sua resposta.

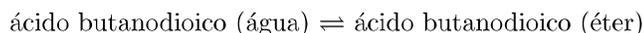
		
prolina	tirosina	N-metil-glicina

Uma amostra de 1,78 g de certo α -aminoácido (isto é, um aminoácido no qual o grupo amino esteja ligado ao carbono vizinho ao grupo $-\text{CO}_2\text{H}$) foi tratada com HNO_2 , provocando a liberação de nitrogênio gasoso. O gás foi recolhido e, a 25°C e 1 atm, seu volume foi de 490 mL.

- (b) Utilizando tais dados experimentais, calcule a massa molar desse α -aminoácido, considerando que 1 mol de α -aminoácido produz 1 mol de nitrogênio gasoso.
- (c) Escreva a fórmula estrutural plana desse α -aminoácido, sabendo-se que, em sua estrutura, há um carbono assimétrico.

Dados: a 25°C e 1 atm, volume molar = 24,5 L/mol ; massas molares (g/mol): H 1 ; C 12 ; N 14 ; O 16.

18. (2010) Uma substância pode apresentar solubilidades diferentes em solventes diversos. Assim, por exemplo, o ácido butanodioico é mais solúvel em água do que em éter. Ao misturar ácido butanodioico, éter e água, agitar a mistura e deixá-la em repouso por alguns minutos, separam-se duas fases, uma de éter e outra de água. Ambas contêm ácido butanodioico, em concentrações diferentes e que não mais se alteram, pois o sistema atingiu o equilíbrio.



Para determinar a constante desse equilíbrio, também chamada de coeficiente de partição, foram efetuados cinco experimentos. Em cada um, foi adicionado ácido butanodioico a uma mistura de 25 mL de água e 25 mL de éter. Após a agitação e separação das fases, as concentrações de ácido butanodioico, em cada fase, foram determinadas.

Experimento	Concentração de equilíbrio do ácido butanodioico na água (mol/L)	Concentração de equilíbrio do ácido butanodioico no éter (mol/L)
1	0,152	0,023
2	0,182	0,028
3	0,242	0,036
4	0,300	0,044
5	0,349	0,051

- (a) No quadriculado da folha de respostas, construa um gráfico da concentração de ácido butanodioico em éter versus a concentração de ácido butanodioico em água.
- (b) Calcule o valor do coeficiente de partição éter/água do ácido butanodioico.
- (c) Qual a massa, em gramas, de ácido butanodioico utilizada no experimento 5? Mostre os cálculos.
- (d) Em outro experimento, foram utilizadas duas diferentes amostras de ácido butanodioico. Uma delas continha, em suas moléculas, apenas o isótopo oxigênio-18, e a outra continha apenas oxigênio-16. A primeira (com oxigênio-18) foi adicionada à água, e a segunda (com oxigênio-16) foi adicionada ao éter. Após misturar as soluções, agitar a mistura e separar as fases, onde foi detectado o oxigênio-18? Explique.

Dado: massa molar do ácido butanodioico = 118 g/mol

19. (2010) Determinou-se o número de moléculas de água de hidratação (x) por molécula de ácido oxálico hidratado ($H_2C_2O_4 \cdot xH_2O$), que é um ácido dicarboxílico. Para isso, foram preparados 250 mL de uma solução aquosa, contendo 5,04 g de ácido oxálico hidratado. Em seguida, 25,0 mL dessa solução foram neutralizados com 16,0 mL de uma solução de hidróxido de sódio, de concentração 0,500 mol/L.

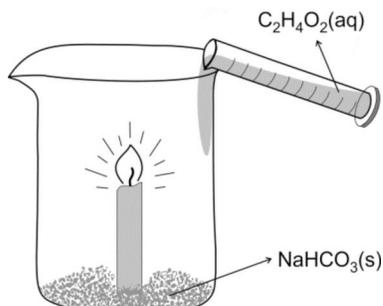
- (a) Calcule a concentração, em mol/L, da solução aquosa de ácido oxálico.
- (b) Calcule o valor de x .

Dados:	Massas molares	(g/mol)
	H	1
	C	12
	O	16

20. (2011) Monóxido de carbono é um gás inodoro, incolor e muito tóxico. Um método para determinar sua concentração no ar consiste em fazê-lo reagir, completamente, com pentóxido de di-iodo, a temperaturas entre 160 °C e 180 °C. Nesse processo, o monóxido de carbono é oxidado, formando-se também uma substância simples. Medindo-se a massa dessa substância simples, é possível calcular a concentração de monóxido de carbono no ar.
- (a) Escreva a equação química balanceada da reação entre pentóxido de di-iodo e monóxido de carbono. O pentóxido de di-iodo é um sólido que absorve água rapidamente, em condições ambientes, transformando-se num ácido monoprótico.
- (b) Escreva a equação química balanceada da reação entre pentóxido de di-iodo e água. Se o ácido monoprótico mencionado for aquecido a temperaturas acima de 200 °C, sofrerá decomposição, regenerando o pentóxido de di-iodo e a água.
- (c) Determine a porcentagem da massa inicial desse ácido que se transforma em água por aquecimento acima de 200 °C. Mostre os cálculos.

	massa molar $g\text{mol}^{-1}$
H	1
O	16
I	127

21. (2013) 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, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, 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:

Massa molar (g/mol)	C	=	12
	N	=	14
	O	=	16



22. (2014) Para estudar a variação de temperatura associada à reação entre $Zn(s)$ e $Cu^{2+}(aq)$, foram realizados alguns experimentos independentes, nos quais diferentes quantidades de $Zn(s)$ foram adicionadas a 100 mL de diferentes soluções aquosas de $CuSO_4$. A temperatura máxima (T_f) de cada mistura, obtida após a reação entre as substâncias, foi registrada conforme a tabela:

Experimento	Quantidade de matéria de Zn(s) (mol)	Quantidade de matéria de $Cu^{2+}(aq)$ (mol)	Quantidade de matéria total* (mol)	T_f (°C)
1	0	1,0	1,0	25,0
2	0,2	0,8	1,0	26,9
3	0,7	0,3	1,0	27,9
4	X	Y	1,0	T_4

* Quantidade de matéria total = soma das quantidades de matéria iniciais de Zn(s) e $Cu^{2+}(aq)$.

- (a) Escreva a equação química balanceada que representa a transformação investigada.
- (b) Qual é o reagente limitante no experimento **3**? Explique.
- (c) No experimento **4**, quais deveriam ser os valores de **X** e **Y** para que a temperatura T_4 seja a maior possível? Justifique sua resposta.
-
23. (2016) Águas que apresentam alta concentração de íons Ca^{2+} ou Mg^{2+} dissolvidos são chamadas de “águas duras”. Se a concentração total desses íons for superior a $100mg/L$, tais águas não podem ser utilizadas em tubulações de máquinas industriais, devido à obstrução dos tubos causada pela formação de sais insolúveis contendo esses íons. Um químico deverá analisar a água de uma fonte, isenta de íons Mg^{2+} , mas contendo íons Ca^{2+} , para verificar se é adequada para uso em uma indústria. Para tal, uma amostra de $200mL$ de água dessa fonte foi misturada com uma solução de carbonato de sódio (Na_2CO_3), em quantidade suficiente para haver reação completa. O sólido formado foi cuidadosamente separado, seco e pesado. A massa obtida foi $0,060g$.
- (a) Escreva a equação química, na forma iônica, que representa a formação do sólido.
- (b) A água analisada é adequada para uso industrial? Justifique, mostrando os cálculos.

Note e adote:
massas molares (g/mol)
C 12 O 16 Na 23 Ca 40