

PARTE I - QUESTÕES DE MÚLTIPLA ESCOLHA

Questão 1 – Em um laboratório de química um estudante determinou a densidade de três líquidos distintos e imiscíveis entre si. Para cada líquido ele fez o seguinte procedimento:

- (1) mediu a massa de um béquer usando uma balança semianalítica;
- (2) mediu um determinado volume do líquido usando uma pipeta volumétrica;
- (3) mediu a massa do sistema (béquer + líquido) usando a mesma balança.

Os dados obtidos pelo estudante constam no quadro abaixo.

Líquido	Massa do béquer (g)	Volume do líquido (mL)	Massa do sistema (g)
1	30,22	20,00	59,80
2	35,43	10,00	42,57
3	40,28	25,00	65,23

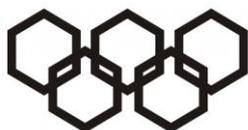
Em relação ao experimento realizado, é **correto** afirmar que:

- a) o líquido 1 é menos denso que o líquido 2.
- b) o líquido 3 é menos denso que o líquido 2.
- c) em uma mistura dos três líquidos, o líquido 1 deve permanecer na parte inferior da mistura.
- d) em uma mistura dos líquidos 2 e 3, o líquido 2 deve permanecer na parte inferior da mistura.
- e) em uma mistura dos líquidos 1 e 3, o líquido 3 deve permanecer na parte inferior da mistura.

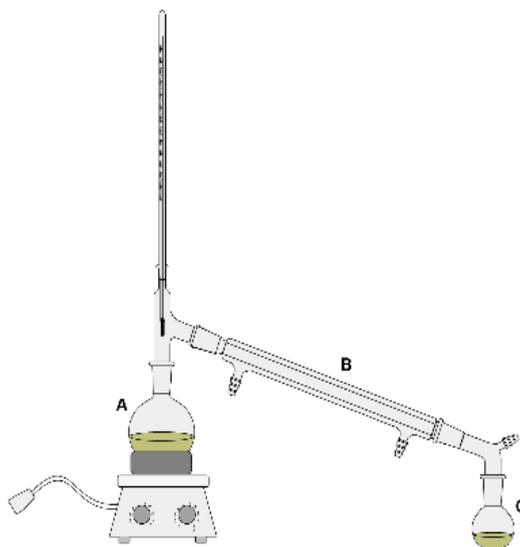
Questão 2 – Uma solução aquosa de glicose ($C_6H_{12}O_6$) possui fração mássica de 30,00 % e densidade igual a $1,1246 \text{ g mL}^{-1}$. Indique qual deve ser a provável temperatura de ebulição (em $^{\circ}\text{C}$) dessa solução.

Dados: Para a água, $K_e = 0,512 \text{ }^{\circ}\text{C kg mol}^{-1}$ e temperatura de ebulição igual a $100,0 \text{ }^{\circ}\text{C}$.

- a) 98,78
- b) 99,04
- c) 101,22
- d) 100,96
- e) 103,20



Questão 3 – Considere que uma mistura homogênea constituída por etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, temperatura de ebulição = $78\text{ }^\circ\text{C}$), água (temperatura de ebulição = $100\text{ }^\circ\text{C}$) e cloreto de potássio (temperatura de ebulição = $1420\text{ }^\circ\text{C}$) seja submetida ao processo de separação representado abaixo. Um estudante acompanhou o processo durante os primeiros trinta minutos e verificou que a temperatura de ebulição do sistema não foi constante.

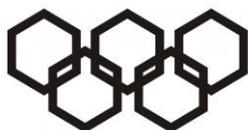


Em relação a esse sistema, o estudante fez as seguintes anotações:

- I. No balão indicado pela letra **A** existe uma solução constituída por uma fase.
- II. A vidraria indicada pela letra **B** é um condensador de cano longo.
- III. No balão indicado pela letra **C** o líquido obtido é o etanol.
- IV. Na vidraria indicada pela letra **B**, a entrada de água é feita pelo lado esquerdo, próximo ao balão **A**.
- V. O processo usado na separação da mistura é uma destilação fracionada.

Quais anotações do estudante estão corretas?

- a) Apenas I e II.
- b) Apenas I, II e III.
- c) Apenas II, III e IV.
- d) Apenas III, IV e V.
- e) Apenas IV e V.



Questão 4 – As substâncias inorgânicas contendo flúor possuem diversas aplicações na indústria. Dentre elas, pode-se destacar: pentafluoreto de iodo, trifluoreto de arsênio ou cloro, difluoreto de enxofre ou xenônio. Qual dessas substâncias é classificada como não polar?

- a) Trifluoreto de cloro.
- b) Trifluoreto de arsênio.
- c) Pentafluoreto de iodo.
- d) Difluoreto de enxofre.
- e) **Difluoreto de xenônio.**

Questão 5 – Os gases nobres têm temperaturas de ebulição baixas porque:

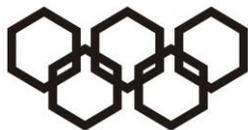
- a) seus potenciais de ionização são muito baixos.
- b) **apenas as forças de dispersão mantêm os átomos unidos.**
- c) são produzidos pela destilação fracionada do ar líquido.
- d) eles têm oito elétrons na camada externa.
- e) eles têm forte efeito de blindagem nuclear.

Questão 6 – O azul da Prússia é um pigmento azul profundo contendo íons Fe^{2+} , Fe^{3+} e CN^- . Tem a fórmula $\text{Fe}_7(\text{CN})_{18}$. Quantos íons Fe^{2+} e Fe^{3+} existem por unidade de fórmula?

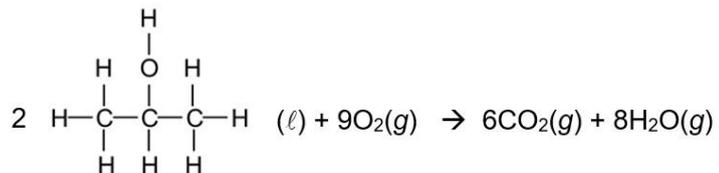
- a) 0 Fe^{2+} e 6 Fe^{3+}
- b) 4 Fe^{2+} e 3 Fe^{3+}
- c) 5 Fe^{2+} e 2 Fe^{3+}
- d) **3 Fe^{2+} e 4 Fe^{3+}**
- e) 9 Fe^{2+} e 0 Fe^{3+}

Questão 7 – O ácido fosfórico (H_3PO_4) é um ácido triprótico. Que massa de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ seria necessária para neutralizar 100 mL de uma solução 1 mol L^{-1} de ácido fosfórico?

- a) 3,7 g
- b) 4,9 g
- c) 7,4 g
- d) **11,1 g**
- e) 22,2 g



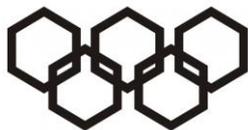
Questão 8 – O propan-2-ol (C_3H_7OH) reage com o oxigênio da seguinte forma:



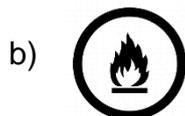
Se 0,500 mol de propano-2-ol reage na presença de 4,00 mols de oxigênio, quantos quilojoules de calor seriam absorvidos ou liberados? A seguir encontra-se a tabela das energias de ligação médias.

Tipo de ligação	Energia de ligação (kJ mol^{-1})
C–C	347
C–H	413
C–O	358
O–H	467
C=O	799
O=O	495

- a) –1890 kJ
- b) +1890 kJ
- c) –1680 kJ
- d) –946 kJ
- e) +473 kJ

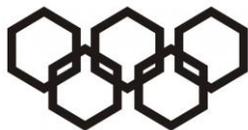


Questão 9 – Qual dos seguintes símbolos do Sistema de Informações de Materiais Perigosos no Local de Trabalho – WHMIS (do inglês, Workplace Hazardous Materials Information System) seria melhor para rotular ácido clorídrico?



Questão 10 – Um anestésico gasoso com fórmula molecular desconhecida tem 85,63 % de carbono e 14,37 % de hidrogênio em massa. Ao entrar em combustão com excesso de oxigênio, a 120,0 °C e 72,93 kPa, uma amostra de 0,45 L do composto forma 2,70 L de uma mistura equimolar de dióxido de carbono e vapor de água. Qual é a fórmula molecular do anestésico desconhecido? Considere que os gases têm comportamento ideal.

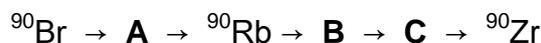
- a) C_3H_6
- b) C_4H_8
- c) C_5H_{10}
- d) C_6H_{12}
- e) C_7H_{14}



Questão 11 – A meia-vida de um isótopo radioativo, $t_{1/2}$, é o tempo necessário para que a metade dos átomos contidos em uma amostra desse isótopo decaia radioativamente. Uma amostra contendo um isótopo radioativo produz, num certo momento, 2.000 contagens por minuto em um contador Geiger (aparelho que mede a radiação). Após 120 horas, a amostra produz 250 contagens por minuto, quando sua atividade é determinada nas mesmas condições da amostra inicial. Qual é a meia-vida do isótopo?

- a) 30 h
- b) 35 h
- c) 45 h
- d) 40 h
- e) 50 h

Questão 12 – Em um reator nuclear de fissão do tipo Água Pressurizada (PWR na sigla em inglês), como os reatores da Central Nuclear de Angra dos Reis, no Rio de Janeiro, o isótopo físsil é o urânio-235. Um de seus possíveis produtos de fissão é o ^{90}Br . Esse isótopo é instável e adquire estabilidade por meio da seguinte sequência de decaimentos radioativos:



Quanto a esta sequência de decaimentos são feitas as seguintes afirmativas:

I – Os isótopos identificados por **A**, **B** e **C** são, respectivamente, ^{90}Se , ^{90}Ge e ^{90}As .

II – Os isótopos identificados por **A**, **B** e **C** são, respectivamente, ^{90}Kr , ^{90}Sr e ^{90}Y .

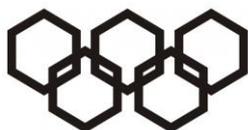
III – O ^{90}Br passa por 3 decaimentos neutrônicos e 2 decaimentos alfa para atingir a estabilidade.

IV – O ^{90}Br passa por 3 decaimentos beta positivos e 2 decaimentos beta negativos para atingir a estabilidade.

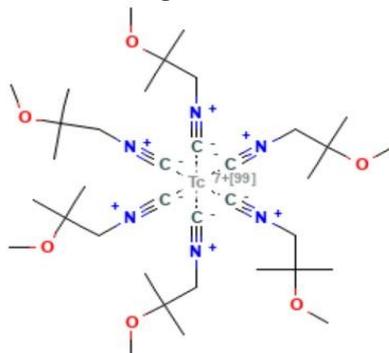
V – O ^{90}Br passa por 5 decaimentos beta negativos para atingir a estabilidade.

Estão corretas as afirmativas:

- a) I e III.
- b) I e IV.
- c) II e III.
- d) II e IV.
- e) II e V.



Questão 13 – O tecnécio é um produto radioativo da fissão do urânio. Ele é classificado como um elemento cisurânico, pois é o único elemento artificial da tabela periódica cujo número atômico ($Z = 43$) é menor que o do urânio. O tecnécio-99m ($m =$ metaestável, $99 =$ número de massa) é um produto da desintegração do molibdênio-99 e apresenta um tempo de meia-vida de 6 horas. O tecnécio-99m tem importância na medicina nuclear, pois é administrado na forma do radiofármaco MIBI-99mTc (fórmula na figura a seguir), para exames de imagem, por exemplo na cintilografia do miocárdio.



Fonte: <https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/compound/99Mtc-Sestamibi#section=Structures>

Suponha que 10 mL de uma solução de MIBI-99mTc de concentração $0,001 \text{ mol L}^{-1}$ seja administrada em um paciente para um exame de imagem. Qual a massa de tecnécio-99m que ainda estará presente no organismo do paciente 24 h após a administração do radiofármaco? Considere que não houve excreção do radiofármaco nesse período.

- a) $6,19 \times 10^{-5} \text{ g}$
- b) $4,86 \times 10^{-4} \text{ g}$
- c) $6,19 \times 10^{-2} \text{ g}$
- d) $6,25 \times 10^{-7} \text{ g}$
- e) $4,86 \times 10^{-7} \text{ g}$

Questão 14 – Considere a reação de combustão do monóxido de carbono, em condições ambientes e de acordo com os dados da tabela abaixo.

Substância	Entalpia de formação padrão (kJ mol^{-1})	Entropia padrão ($\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$)
CO(g)	-110,5	197,9
$\text{CO}_2(\text{g})$	-393,7	213,8
$\text{O}_2(\text{g})$	zero	205,0



Sobre essa reação é correto afirmar que

- a) a variação da energia interna é igual à variação de entropia.
- b) A reação ocorre com diminuição de entropia, cujo valor de $\Delta S = -86,6 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.
- c) A reação absorve 566,5 kJ por mol de oxigênio consumido.
- d) houve expansão do sistema e o trabalho produzido foi 2498 J.
- e) A variação de energia livre é $257,4 \text{ J mol}^{-1}$ e, portanto, a reação não é espontânea.

Questão 15 – Tetróxido de dinitrogênio é um composto com fórmula N_2O_4 . Apresenta-se como líquido abaixo de 21°C e que solidifica a -11°C . Decompõe-se facilmente e reversivelmente a um gás avermelhado que possui elétrons desemparelhados, agindo em muitos casos como radical livre, o NO_2 , segundo a reação:



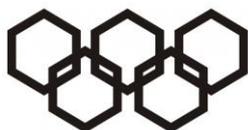
É usado como propelente de foguetes, formando misturas hipergólicas (de autoignição), com hidrazina e seus compostos. Usado para essa finalidade, ele é conhecido simplesmente como *tetróxido de dinitrogênio* e a sigla **NTO** é amplamente utilizada nesses casos.

(Adaptado de:

https://pt.wikipedia.org/wiki/Tetr%C3%B3xido_de_nitrog%C3%AAnio#:~:text=Tetr%C3%B3xido%20de%20nitrog%C3%AAnio%20ou%20tetr%C3%B3xido,radical%20livre%2C%20o%20NO2. Acesso em: 24 de julho de 2023.)

Assinale a afirmativa correta sobre a reação de decomposição do NTO.

- a) Um aumento de temperatura desloca o equilíbrio para a esquerda.
- b) Um aumento da pressão parcial do $\text{NO}_2(\text{g})$ desloca o equilíbrio para a direita.
- c) O aumento da pressão total no sistema desloca o equilíbrio no sentido de aumentar a dissociação do **NTO**.
- d) Nas condições da experiência $K_p = K_c$
- e) Considerando que o $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ encontra-se 20 % dissociado, podemos afirmar que o valor do K_p nas condições da experiência vale 0,20 atm.



PARTE II - QUESTÕES ANALÍTICO-EXPOSITIVAS

Questão 16 – A hidrazina (N_2H_4) é um combustível usado em satélites. No estado líquido, em uma reação de combustão, ela reage com oxigênio molecular para gerar dióxido de nitrogênio gasoso e água líquida. Alguns dados termoquímicos são apresentados para essas substâncias no quadro abaixo.

Substância	$\Delta_f H^\circ$ (kJ mol^{-1})	S° ($\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$)
N_2H_4 (l)	50,6	121,2
Oxigênio molecular (g)	0	205,2
Dióxido de nitrogênio (g)	33,2	240,1
Água (l)	- 285,8	70,0

Considerando a reação de combustão da hidrazina, responda aos itens a seguir.

- a) Escreva a equação química, com os menores coeficientes estequiométricos inteiros, que representa a reação de combustão da hidrazina.

Resposta:



- b) Considerando os dados contidos no quadro, calcule a variação de entalpia da reação. Indique se ela é endotérmica ou exotérmica.

Resposta:

$$\Delta H^\circ = [2 \times (33,2) + 2 \times (-285,8)] - [50,6] = - 555,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

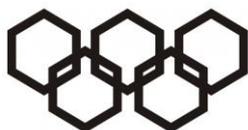
A reação é exotérmica.

- c) Considerando os dados contidos no quadro, calcule a variação de entropia da reação. Indique se ela ocorre com aumento ou diminuição da entropia.

Resposta:

$$\Delta S^\circ = [2 \times (240,1) + 2 \times (70,0)] - [121,2 + 3 \times (205,2)] = - 116,6 \text{ J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$$

A reação ocorre com diminuição da entropia.



- d) Considerando os dados contidos no quadro, e que a reação ocorra a 25 °C, calcule a variação da energia de Gibbs da reação. Essa reação é espontânea a qualquer temperatura? Justifique sua resposta.

Resposta:

$$\Delta G^\circ = -555,8 \text{ kJ mol}^{-1} - [298,15 \times (-116,6) \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}] = - 524,0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

A reação não é espontânea a qualquer temperatura.

Isso ocorre porque a reação acontece com diminuição da entropia. Dessa forma, na medida em que a temperatura aumenta, a reação se torna menos espontânea, ou seja, o valor da variação da energia de Gibbs se torna mais positiva.

- e) Considere que se utilize hidrazina no estado gasoso para realização da reação de combustão. Neste caso, a variação de entropia deve ser maior ou menor do que aquela determinada no item (c)? Justifique sua resposta.

Resposta:

A variação de entropia deve ser maior, ou seja, o valor se torna mais negativo. Isso ocorre porque a entropia molar de uma substância no estado gasoso é maior do que nos estados líquido e sólido.

Questão 17 – Considere que você recebeu 90 mL de uma solução de base fraca NH_3 ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$) com concentração $0,6 \text{ mol L}^{-1}$ e, para titulante, recebeu uma solução de ácido forte HCl com concentração 1 mol L^{-1} .

- a) Qual é o pH da solução básica, antes de qualquer ácido ser adicionado?

Resposta:

Com auxílio da tabela determinar a concentração molar de OH^-

	NH_3	H_2O	NH_4^+	OH^-
Início	0,6	-	0	0
Intermédio	$-x$	-	x	x
Equilíbrio	$0,6 - x$	-	x	x

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{x \times x}{0,6 - x}$$

$$x^2 + 1,8 \times 10^{-5}x - 1,08 \times 10^{-5} = 0$$

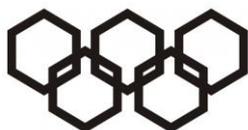
$$x = \frac{-1,8 \times 10^{-5} \pm \sqrt{(1,8 \times 10^{-5})^2 - 4 \times 1 \times (-1,08 \times 10^{-5})}}{2}$$

$$x_1 = 3,28 \times 10^{-3} \text{ e } x_2 = -3,29 \times 10^{-3}$$

$$[\text{OH}^-]/\text{mol L}^{-1} = x_1 = 3,28 \times 10^{-3}$$

$$pH = 14 - pOH = 14 + \log x_1 = 14 - \log \log (3,28 \times 10^{-3})$$

$$pH = 14 - 2,5 = 11,5$$



- b) Que volume da solução de titulante (em mL) é necessário para atingir o ponto de equivalência (estequiométrico)?

Resposta:

No ponto de equivalência, o número de mols de HCl adicionado é igual ao número inicial de mols de NH_3 , porque o analito é completamente neutralizado.

Cálculo do número de mols de base (analito) presente inicialmente.

$$n_B = 0,090 \text{ L} \times 0,6 \text{ mol L}^{-1} = 0,054 \text{ mol NH}_3$$
$$V_A = 0,054 \text{ mol} \times 1 \text{ L mol}^{-1} = 0,054 \text{ L ou } 54 \text{ mL HCl}$$

- c) Que volume da solução de titulante (em mL) é necessário para atingir o ponto médio, onde $\text{pH} = \text{pK}_a$?

Resposta:

No ponto médio,

$$\text{pOH} = \text{pK}_b = -\log(1,8 \times 10^{-5}) = 4,74$$
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,74 = 9,26$$

No ponto médio, o número de mols de HCl adicionados é igual à metade do número inicial de mols de NH_3 . Em outras palavras, o número de mols de HCl adicionado no ponto médio é metade do número de mols de HCl adicionados no ponto de equivalência. Logo:

$$V_{A(pm)} = \frac{1}{2} 0,054 \text{ mol} \times 1 \text{ L mol}^{-1} = 0,027 \text{ L ou } 27 \text{ mL HCl}$$

Questão 18 – Os dados na tabela abaixo referem-se à seguinte reação química, a 231 K.



Experimento	$[\text{NO}_2]$ (mol L^{-1})	$[\text{O}_3]$ (mol L^{-1})	$v_{\text{reação}}$ ($\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$)
1	0,020	0,010	$1,0 \times 10^{-4}$
2	0,040	0,010	$2,0 \times 10^{-4}$
3	0,020	0,020	$2,0 \times 10^{-4}$

Pede-se:



a) Escreva a Lei de Velocidade da reação com base nos dados da tabela, justificando sua resposta.

Resposta:

- Experimento 1 e 2 → Quando a $[\text{NO}_2]$ duplica, a $[\text{O}_3]$ é constante, a velocidade duplica.
- Experimento 1 e 3 → Quando a $[\text{NO}_2]$ é constante, a $[\text{O}_3]$ duplica, a velocidade duplica.

Vamos escrever: $v = k [\text{NO}_2]^m [\text{O}_3]^n$

$v \propto [\text{NO}_2]$, em que $m = 1$ e

$v \propto [\text{O}_3]$, $n = 1$ $v = k [\text{NO}_2] [\text{O}_3]$

em que: k = constante de velocidade de reação (ou constante de taxa de reação, caso prefiram). \acute{E} a constante de proporcionalidade, a qual é constante, enquanto a temperatura permanecer constante

$$v = k [\text{NO}_2] [\text{O}_3]$$

Cinética de segunda ordem ou lei de velocidade de segunda ordem.

Bom, se cálculos são necessários, pode-se escrever:

$$(v_2/v_1) = (2,0 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}) / (1,0 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}) = 2$$

$$2 = (v_2/v_1) = k ([0,0400]^m [0,010]^n) / ([0,020]^m [0,010]^n) = 2^m \rightarrow (2 \text{ elevado a } m) \therefore \mathbf{m = 1}$$

$$(v_3/v_1) = (2,0 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}) / (1,0 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}) = 2$$

$$2 = (v_3/v_1) = k ([0,020]^m [0,020]^n) / ([0,020]^m [0,010]^n) = 2^n \rightarrow (2 \text{ elevado a } n) \therefore \mathbf{n = 1}$$

$$v = k [\text{NO}_2] [\text{O}_3]$$

Cinética de segunda ordem ou lei de velocidade de segunda ordem.

b) Qual a constante de velocidade da reação e sua unidade?

Resposta:

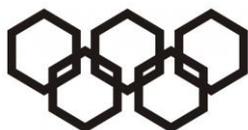
$$k = v / [\text{NO}_2][\text{O}_3] = (1,0 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}) / (0,020 \text{ mol L}^{-1} \times 0,010 \text{ mol L}^{-1}) = \\ = (1,0 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}) / (2,0 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}) = (0,5 \text{ mol}^{-1} \text{ L s}^{-1}) \rightarrow$$

$$\mathbf{k = 0,5 \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}}$$

As duas outras combinações de valores chegam ao mesmo resultado.

Teste → Caso se queira comprovar se a dedução está correta, pode-se fazer, para o exp. 2:

$$v_{\text{reação}} = k[\text{NO}_2][\text{O}_3] = 0,5 \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1} [0,040 \text{ mol L}^{-1}] [0,010 \text{ mol L}^{-1}] = \\ = 0,5 \text{ s}^{-1} [4 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}] = \mathbf{2,0 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}}$$



c) Qual a velocidade da reação quando a concentração de NO_2 for duplicada e a concentração de O_3 for reduzida à metade?

Resposta:

Da resposta do item “a”, a lei de velocidade de reação é:

$$v = k[\text{NO}_2][\text{O}_2]$$

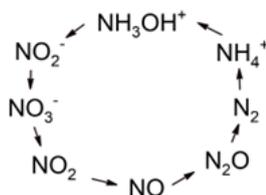
Se duplicarmos a concentração de NO_2 e reduzirmos a metade da concentração de O_2 , teremos:

$$v = k\{2 \times [\text{NO}_2]\} \left\{ \frac{[\text{O}_2]}{2} \right\}$$

A velocidade de reação não se altera, conforme representado na equação abaixo:

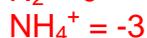
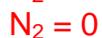
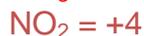
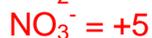
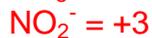
$$v = k[\text{NO}_2][\text{O}_2]$$

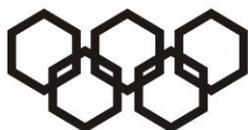
Questão 19 – Poluentes inorgânicos presentes em concentração significativa ($1 - 1000 \text{ mg L}^{-1}$) na água incluem os íons sódio, cálcio, potássio, magnésio, sulfato, cloreto e nitrato. O nitrogênio é um dos elementos mais essenciais para todos os seres vivos; no entanto, pode ser tóxico para organismos vivos se estiver presente em forma ou estado indesejável. A gestão eficiente do ciclo do nitrogênio (vide figura abaixo) em corpos d'água, assim como dos íons citados, durante o século 21 é um grande desafio.



Considerando seus conhecimentos sobre as espécies químicas citadas, responda aos itens seguintes.

a) Indique qual é o estado de oxidação do átomo de nitrogênio nas espécies apresentadas no ciclo.





b) Escreva a fórmula química e dê o nome de cada um dos sais formados entre **um cátion monovalente** com os ânions citados no enunciado. Faça o mesmo para **um cátion divalente**.

Na_2SO_4 – sulfato de sódio; NaCl – cloreto de sódio e NaNO_3 – nitrato de sódio.
 CaSO_4 – sulfato de cálcio; CaCl_2 – cloreto de cálcio e $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ – nitrato de cálcio.

K_2SO_4 – sulfato de potássio; KCl – cloreto de potássio e KNO_3 – nitrato de potássio.
 MgSO_4 – sulfato de magnésio; MgCl_2 – cloreto de magnésio e $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ – nitrato de magnésio.

Outras combinações são possíveis.

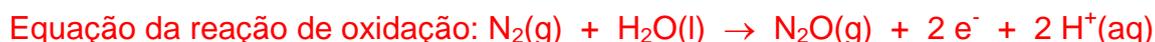
c) Considerando o ciclo do nitrogênio apresentado, escreva a fórmula e dê o nome dos ácidos responsáveis pela formação dos ânions presentes no ciclo.

HNO_2 – ácido nitroso e HNO_3 – ácido nítrico.

d) Escreva a equação química balanceada, com os menores coeficientes estequiométricos inteiros, que representa a reação entre o óxido ácido e água que gera o ácido nítrico e ácido nitroso, simultaneamente.



e) Em meio aquoso ácido, pode ocorrer uma reação de desproporcionamento, na qual o nitrogênio molecular gera as espécies óxido de dinitrogênio e íon amônio. Escreva duas equações químicas balanceadas, com os menores coeficientes estequiométricos inteiros, uma que representa a formação do óxido de dinitrogênio e outra que representa a formação do íon amônio. **Dica:** uma equação representará uma reação de oxidação e outra uma reação de redução, assim, os elétrons devem aparecer em cada equação química.

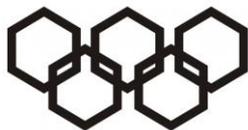


Questão 20 – No Período 3 ou terceiro período da Tabela Periódica, os elementos são organizados em ordem crescente de número atômico.

(a) Descreva como a estrutura eletrônica desses elementos se modifica ao longo do Período 3, do grupo 1 até o grupo 18.

Resposta:

Todos os elementos no Período 3 têm 2 elétrons em sua camada mais interna (primeira camada) e 8 elétrons na camada segunda camada; enquanto na terceira camada o número de elétrons aumenta em 1; começando da esquerda com 1 elétron para o grupo 1; com 2 elétrons para o grupo 2; com 3 elétrons para o grupo 13 e assim sucessivamente até o grupo 18 (gases nobres) com 8 elétrons.



(b) Descreva como o caráter metálico e não metálico está relacionado ao número de elétrons da camada externa.

Resposta:

À medida que o número de elétrons na camada externa aumenta, o caráter metálico diminui. Porém, caráter não metálico aumenta com o aumento do número de elétrons nas camadas mais externas. Os metais do grupo 1 são os mais metálicos com 1 elétron na camada externa e os elementos do grupo 18 são os menos metálicos.

(c) O silício (Si) é um elemento químico localizado no grupo 14 e período 3. Depois do oxigênio, o silício é o elemento mais abundante na crosta terrestre com 27,5%. O silício possui algumas peculiaridades, como por exemplo, forma maior número de compostos com H do que o cloro ou o sódio. Justifique essa propriedade do silício.

Resposta:

Porque cada um dos seus átomos pode compartilhar mais elétrons para as ligações, bem como formar cadeias.

(d) Com relação ao grupo 17, conhecido como grupo dos halogênios, o bromo reage com iodeto de potássio aquoso, mas não reage com cloreto de potássio aquoso.

(i) Explique por que o bromo não reage com cloreto de potássio aquoso.

Resposta:

O bromo não reage com o cloreto de potássio porque o bromo está abaixo do cloro na série de reatividade.

(ii) Escreva uma equação balanceada para a reação do bromo com iodeto de potássio. Inclua os símbolos de estado de cada substância.

Resposta:



(e) O cloro reage com hidróxido de sódio a frio para formar hipoclorito de sódio, cloreto de sódio e água. Escreva a equação balanceada que representa esta reação química.

Resposta:

