

INSTITUTO TECNOLÓGICO DE AERONÁUTICA

VESTIBULAR 2022



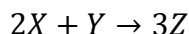
RESPOSTAS

PROVA DE QUÍMICA

2ª FASE

QUÍMICA

Questão 1. Considere a seguinte reação química hipotética:



A velocidade dessa reação é igual à constante de velocidade multiplicada pelas concentrações da espécie X elevada ao quadrado e da espécie Y. A constante de velocidade obedece a equação de Arrhenius:

$$k = A \cdot e^{\left(\frac{-E_a}{RT}\right)}$$

em que E_a representa a energia de ativação e A representa o fator de frequência. Sabendo-se que a energia de ativação da reação é igual a $24,94 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ a 300 K , concentrações iniciais de X e Y iguais a $0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e Z igual a zero, determine o valor numérico da:

- constante de velocidade da reação inversa, considerando o atingimento do equilíbrio quando a concentração de Z é igual a $0,15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- velocidade da reação química, considerando o fator de frequência igual a $25,00 \cdot e^{10} \text{ mol}^{-2}\cdot\text{L}^2\cdot\text{s}^{-1}$.

Resolução:

<i>Item</i>	<i>Resolução</i>	<i>Pontuação</i>																
a	<table border="1" style="margin: auto; border-collapse: collapse;"> <thead> <tr> <th></th> <th>2X</th> <th>Y</th> <th>3Z</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td><i>Início</i></td> <td>0,2</td> <td>0,2</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>Δ</td> <td>-0,1</td> <td>-0,05</td> <td>0,15</td> </tr> <tr> <td><i>Final</i></td> <td>0,1</td> <td>0,15</td> <td>0,15</td> </tr> </tbody> </table> $K = \frac{[Z]^3}{[X]^2[Y]} = \frac{(0,15)^3}{(0,1)^2 \cdot 0,15} = 2,25$ $K = \frac{k_f}{k_b}$ $k_b = \frac{k_f}{K} = \frac{25}{2,25} = 11,11 \text{ mol}^{-2}\text{L}^2\text{s}^{-1}$		2X	Y	3Z	<i>Início</i>	0,2	0,2	0	Δ	-0,1	-0,05	0,15	<i>Final</i>	0,1	0,15	0,15	5
	2X	Y	3Z															
<i>Início</i>	0,2	0,2	0															
Δ	-0,1	-0,05	0,15															
<i>Final</i>	0,1	0,15	0,15															
b	$k = A e^{\frac{-E_a}{RT}} = 25,00 \cdot e^{10} \cdot e^{\frac{-24940}{8,314 \cdot 300}} = 25,00 \cdot e^{10} \cdot e^{-10}$ $k = 25 \text{ mol}^{-2}\text{L}^2\text{s}^{-1}$ $v = 25 \cdot (0,2) \cdot (0,2)^2 = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}} \text{ ou } v = 25 \cdot (0,15) \cdot (0,1)^2 = 0,0375 \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}} (\text{equilíbrio})$	5																

QUÍMICA

Questão 2. O método de determinação da quantidade de nitrogênio amoniacal (NH_x) em amostras de efluentes baseia-se nas seguintes etapas: (i) alcalinização da amostra, com excesso de base forte para produção de amônia, (ii) a qual é posteriormente destilada e recolhida em uma quantidade conhecida de uma solução padrão de ácido bórico. Após reação da amônia com o ácido, (iii) o borato formado é titulado com uma solução padrão de ácido sulfúrico, formando sulfato de amônio. Considere que uma amostra de 20,00 mL de efluente com densidade de 1,50 g·cm⁻³ foi alcalinizada com excesso de NaOH e que a titulação do borato consumiu 18,00 mL de uma solução aquosa 0,500 mol·L⁻¹ em ácido sulfúrico. Com base nessas informações:

- escreva as reações químicas balanceadas que representam cada uma das etapas envolvidas nesse método.
- calcule o valor numérico da massa (em g) de sulfato de amônio formado.
- calcule o valor numérico da massa (em g) de nitrogênio na amostra.
- calcule o valor numérico do percentual do elemento N na amostra.

Resolução:

Item	Resolução	Pontuação
a	$NH_4^+ + OH^- \rightleftharpoons NH_3 \uparrow + H_2O$ $NH_3 + H_3BO_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + H_2BO_3^-$ $2H_2BO_3^- + H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H_3BO_3 + SO_4^{2-}$	2,5
b	$n_{H_2SO_4} = \frac{18,0,5}{1000} = 0,009 \text{ mol}$ $n_{H_2SO_4} = n_{(NH_4)_2SO_4}$ $m = M \cdot n$ $m_{(NH_4)_2SO_4} = M \cdot n = 132,132 \cdot 0,009 = 1,19 \text{ g}$	2,5
c	$1,19 \text{ g} \rightarrow \frac{132,132 \text{ g}}{\text{mol}}$ $m_N \rightarrow \frac{28,012 \text{ g}}{\text{mol}}$ <p style="text-align: center;">Portanto: $m_N = 0,25 \text{ g}$</p>	2,5
d	<p><i>Amostra:</i></p> $m_{total} = V \cdot \rho = 20 \cdot 1,50 = 30 \text{ g}$ $\% = \frac{m_N}{m_{total}} \cdot 100 = \frac{0,25}{30} \cdot 100 = 0,83\%$	2,5

QUÍMICA

Questão 3. Um químico carregou um reator com 20 atm de uma mistura gasosa, constituída de uma substância A e de um componente inerte I, em uma proporção molar de A:I igual a 4:1. A temperatura do reator foi mantida constante e a pressão total foi monitorada, o que permitiu determinar a velocidade da reação em função do tempo, de acordo com os dados da tabela.

t (min)	0,89	2,08	3,75	6,25	10,42	18,75
P (atm)	21	22	23	24	25	26
v (atm.min ⁻¹)	1,96	1,44	1,00	0,64	0,36	0,16

Com base nesses dados e sabendo que a estequiometria da reação é $2A(g) \rightarrow 3B(g)$, pede-se:

- a) O valor numérico da ordem da reação.
- b) O valor numérico da constante de velocidade com sua unidade de medida.
- c) A composição no interior do reator no tempo 10,42 minutos em termos das pressões parciais (em atm) de cada componente.
- d) O valor numérico do tempo de meia vida da reação.

Resolução:

<p><u>Composição do reator no tempo $t = 0$</u></p> <table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="width: 50%; border-right: 1px dashed black; padding: 5px;">$20 \text{ atm} = P_{A_0} + P_I$</td> <td style="padding: 5px;">$P_I = 4 \text{ atm}$</td> </tr> <tr> <td style="border-right: 1px dashed black; padding: 5px;">$20 \text{ atm} = 4P_I + P_I$</td> <td style="padding: 5px;">$P_{A_0} = 16 \text{ atm}$</td> </tr> </table>							$20 \text{ atm} = P_{A_0} + P_I$	$P_I = 4 \text{ atm}$	$20 \text{ atm} = 4P_I + P_I$	$P_{A_0} = 16 \text{ atm}$
$20 \text{ atm} = P_{A_0} + P_I$	$P_I = 4 \text{ atm}$									
$20 \text{ atm} = 4P_I + P_I$	$P_{A_0} = 16 \text{ atm}$									
<p><u>Pressão de A em função da pressão total</u></p> <table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="width: 50%; border-right: 1px dashed black; padding: 5px;">$P_T = P_A + P_I + P_B$</td> <td style="padding: 5px;">$P_T = \frac{3}{2}P_{A_0} + P_I - \frac{1}{2}P_A$</td> </tr> <tr> <td style="border-right: 1px dashed black; padding: 5px;">$P_B = (P_{A_0} - P_A)\frac{3}{2}$</td> <td style="padding: 5px;">$P_A = 2 \cdot (28 - P_T)$</td> </tr> </table>							$P_T = P_A + P_I + P_B$	$P_T = \frac{3}{2}P_{A_0} + P_I - \frac{1}{2}P_A$	$P_B = (P_{A_0} - P_A)\frac{3}{2}$	$P_A = 2 \cdot (28 - P_T)$
$P_T = P_A + P_I + P_B$	$P_T = \frac{3}{2}P_{A_0} + P_I - \frac{1}{2}P_A$									
$P_B = (P_{A_0} - P_A)\frac{3}{2}$	$P_A = 2 \cdot (28 - P_T)$									
$t \text{ (min)}$	0,89	2,08	3,75	6,25	10,42	18,75				
$P \text{ (atm)}$	21	22	23	24	25	26				
$V \text{ (atm.min}^{-1}\text{)}$	1,96	1,44	1,00	0,64	0,36	0,16				
$P_A \text{ (atm)}$	14	12	10	8	6	4				
Item	Resolução					Pontuação				

a	<ul style="list-style-type: none"> <u>O valor numérico da ordem da reação.</u> Observando-se os tempos 2,08 min e 10,42 min constata-se que, quando P_A cai pela metade, a velocidade da reação cai para 1/4 do seu valor, evidenciando que a ordem da reação é igual a 2. <p style="text-align: center;">ou</p> <ul style="list-style-type: none"> Observando-se os tempos 6,25 min e 18,75 min constata-se que, quando P_A cai pela metade, a velocidade da reação cai para 1/4 do seu valor, evidenciando que a ordem da reação é igual a 2. <p style="text-align: center;">$n = 2$</p>	2,0
b	<ul style="list-style-type: none"> <u>O valor numérico da constante de velocidade com sua unidade de medida.</u> Conhecendo-se a ordem da reação, pode-se utilizar qualquer coluna da tabela para determinar a constante de velocidade. Utilizando-se, por exemplo, os dados do tempo igual a 3,75 minutos: $V \frac{\text{atm}}{\text{min}} = K \cdot (P_A \text{ atm})^2 \quad \left \quad K = \frac{V}{P_A^2} \cdot \text{atm}^{-1} \text{min}^{-1} \right.$ $K = \frac{V \text{ atm} \cdot \text{min}^{-1}}{P_A^2 \text{ atm}^{-2}} \quad \left \quad K = \frac{1}{10^2} \cdot \text{atm}^{-1} \text{min}^{-1} \right.$ <p style="text-align: center;">$K = 0,01 \text{ atm}^{-1} \text{min}^{-1}$</p>	3,0
c	<ul style="list-style-type: none"> <u>A composição no interior do reator no tempo 10,42 minutos em termos das pressões parciais (em atm) de cada componente</u> $P_I = 4 \text{ atm} \quad \left \quad P_B = (P_{A_0} - P_A) \cdot \frac{3}{2} \right. \quad \left \quad P_B = 15 \text{ atm} \right.$ $P_A = 6 \text{ atm} \quad \left \quad P_B = (16 - 6) \cdot \frac{3}{2} \right. \quad \left \right.$ <p style="text-align: center;">$P_I = 4 \text{ atm}$ $P_A = 6 \text{ atm}$ $P_B = 15 \text{ atm}$</p>	3,0
d	<ul style="list-style-type: none"> <u>O valor numérico do tempo de meia vida da reação</u> $\begin{array}{c} P_{A_0} = 16 \text{ atm} \\ \frac{P_{A_0}}{2} = 8 \text{ atm} \end{array} \quad \left \quad t_{1/2} \rightarrow \text{tabela} \right. \quad \left \right.$ <p style="text-align: center;">$t_{1/2} = 6,25 \text{ min}$</p>	2,0

QUÍMICA

Questão 4. Um novo método para potabilização da água residual em espaçonaves emprega íons de prata como agente bactericida. Considere os dados de produto de solubilidade de alguns sais apresentados na Tabela 1 e o limite máximo permitido de íons nos padrões de qualidade da água potável disposto na Tabela 2.

Tabela 1. Dados de constantes de solubilidade.

Sal	K_{ps}
AgCl(s)	$1,21 \cdot 10^{-10}$
AgBr(s)	$4,90 \cdot 10^{-13}$
AgI(s)	$1,00 \cdot 10^{-16}$
NaCl(s)	37,3
NaBr(s)	127
NaI(s)	151
HgCl ₂ (s)	$8,10 \cdot 10^{-2}$
HgBr ₂ (s)	$6,20 \cdot 10^{-20}$
)	
HgI ₂ (s)	$3,20 \cdot 10^{-29}$

Tabela 2. Limite máximo permitido nos padrões de qualidade da água potável.

Espécie	Máximo nível permitido (mg·L ⁻¹)
Cloretos	1000
Brometos	4,0
Iodetos	0,018
Prata	0,090
Sódio	20
Mercúrio	0,002

Sabe-se que concentrações de íons de prata acima de dez partes por bilhão (>10 ppb) são suficientes para prevenir o crescimento de bactérias, algas e outros microorganismos. A estratégia do método consiste em assegurar uma concentração fixa de Ag⁺ na água potável por meio da saturação da solução com um sal de prata moderadamente solúvel. Com base nessas informações, responda:

- Dentre os sais de prata apresentados na Tabela 1, indique qual(is) poderia(m) ser empregado(s) no método de potabilização da água e calcule a concentração em ppb de Ag⁺ na solução resultante.
- Dentre os sais de prata que não poderiam ser usados no item (a) e considerando o limite máximo permitido nos padrões de qualidade da água potável, indique aquele(s) sal(is) que poderia(m) ser empregado(s), juntamente com NaCl ou HgCl₂, para ajustar a concentração total de Ag⁺ para 10,8 ppb. Determine o valor numérico da concentração final de Na⁺ ou Hg²⁺ em cada situação.

Resolução:

Item	Resolução	Pontuação
a	$AgX \rightleftharpoons Ag^+ + X^-$ $K_{ps} = [Ag^+][X^-]$ <p><i>Quando somente o AgX está dissolvido na água, temos que $[Ag^+] = [X^-]$:</i></p> $K_{ps} = [Ag^+]^2$ $[Ag^+] = \sqrt{K_{ps}}$ <p><i>Como os valores de K_{ps} para os sais de prata tem uma diferença entre eles maior do que 10^2, somente um desses sais poderia ser empregado. Substituindo para AgBr (K_{ps} intermediário),</i></p>	5

	$[\text{Ag}^+]_{\text{AgBr}} = \sqrt{(4,90 \times 10^{-13})} = 7 \times 10^{-7} \text{ M}$ <p>Convertendo de molar para ppb, temos que;</p> $\text{ppb Ag}^+_{\text{AgBr}} = (7 \times 10^{-7}) \times (108) = 756 \times 10^{-7} \text{ g/l} = 75,6 \text{ } \mu\text{g/kg}$ <p>Concentração dentro do intervalo permitido. Não é necessário realizar mais cálculos.</p> <p>Resposta: Somente o AgBr pode ser empregado. $\text{Ag}^+_{\text{AgBr}} = 75,6 \text{ ppb}$. Como o peso molecular $PM_{\text{Br}^-} < PM_{\text{Ag}^+}$, $\text{Br}^-_{\text{AgBr}}{}^{\text{massa}} < \text{Ag}^+_{\text{AgBr}}{}^{\text{massa}}$ e está abaixo do limite máximo permitido de Br^-.</p>	
b	<p>Pelo efeito de íon comum, com $\text{Ag}^+_{\text{AgX}} = 10,8 \text{ ppb}$,</p> $[\text{X}^-] = K_{ps}/[\text{Ag}^+] = K_{ps}/(10,8 \times 10^{-6}/108)$ <p>Para AgCl, é preciso acrescentar $[\text{Cl}^-]$ para diminuir $[\text{Ag}^+]$ uma vez que $K_{ps}^{\text{AgCl}} \gg K_{ps}^{\text{AgBr}}$. Como $\text{Hg}^{2+}_{\text{máximo}} = 2 \text{ ppb} < 10,8 \text{ ppb}$, e $PM_{\text{Hg}^{2+}} > PM_{\text{Ag}^+}$, somente NaCl poderia ser empregada,</p> $[\text{Cl}^-]_{\text{AgCl}} = (1,21 \times 10^{-10}) / (10,8 \times 10^{-6}/108) = 1,21 \times 10^{-3} \text{ M}$ <p>Assim, $[\text{Na}^+]_{\text{AgCl}} \approx 1,21 \times 10^{-3} \text{ M}$, equivalente a:</p> $\text{Na}^+_{\text{AgCl}}{}^{\text{massa}} = (1,21 \times 10^{-3}) \times (23) = 27,8 \times 10^{-3} \text{ g/l} = 27,8 \text{ mg/l}$ <p>Acima do limite máximo permitido para Na^+.</p> <p>Para AgI, é necessário reduzir a concentração de $[\text{I}^-]$, para acrescentar íons de $[\text{Ag}^+]$, uma vez que $K_{ps}^{\text{AgI}} \ll K_{ps}^{\text{AgBr}}$. Como $K_{ps}^{\text{NaI}} > K_{ps}^{\text{NaCl}}$, adição de NaCl não vai diminuir $[\text{I}^-]$. Porém, como $K_{ps}^{\text{HgI}_2} \ll K_{ps}^{\text{HgCl}_2}$ e K_{ps}^{AgI}, adicionar HgCl_2 vai diminuir $[\text{I}^-]$,</p> $[\text{I}^-] = (1,0 \times 10^{-16}) / (10,8 \times 10^{-6}/108) = 1,0 \times 10^{-9} \text{ M}$ $\text{I}^-{}^{\text{massa}} = (1,0 \times 10^{-9}) \times (127) = 1,27 \times 10^{-7} \text{ g/l} = 1,27 \times 10^{-4} \text{ mg/l}$ <p>Abaixo do limite máximo permitido para I. Concentração de íons Hg^{2+} na solução,</p> $K_{sp} = [\text{Hg}^{2+}][\text{I}^-]^2$ $[\text{Hg}^{2+}] = K_{ps}/[\text{I}^-]^2$ $[\text{Hg}^{2+}]_{\text{AgI}} = (3,20 \times 10^{-29}) / (1,00 \times 10^{-18}) = 3,2 \times 10^{-11} \text{ M}$ $\text{Hg}^{2+}_{\text{AgI}}{}^{\text{massa}} = (3,2 \times 10^{-11}) \times (200) = 6,4 \times 10^{-9} \text{ g/l} = 6,4 \times 10^{-6} \text{ mg/l}$ <p>Abaixo do limite máximo permitido de Hg^{2+}.</p>	5

QUÍMICA

Questão 5. Na reação conhecida como “*cão que late*”, uma mistura de óxido nitroso e dissulfeto de carbono entra em combustão, gerando um clarão azulado e um som parecido com “*woof*” ou “*uulsh*”. Considerando uma combustão completa e que todo o enxofre gerado se encontra na forma de sólido S₈:

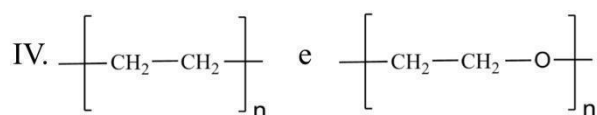
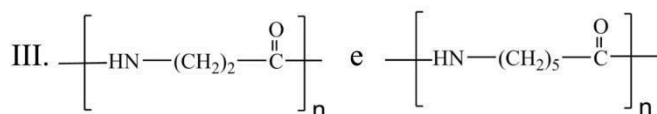
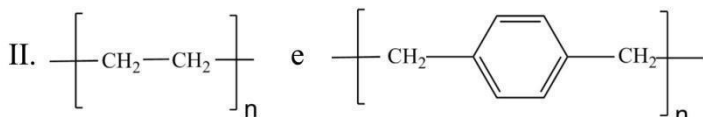
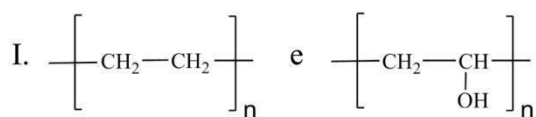
- a) escreva a equação química balanceada dessa reação.
- b) determine o valor numérico do volume de gás gerado (em litros) para cada 304 g de dissulfeto de carbono que reagiu de forma estequiométrica. Considere a pressão igual a 10⁵ Pa e a temperatura de 300 K.
- c) calcule o valor numérico da massa de enxofre sólido (em g) gerado considerando a mesma quantidade de dissulfeto de carbono do item (b).

Resolução:

Item	Resolução	Pontuação
a	$8N_2O + 4CS_2 \rightarrow 8N_2 + 4CO_2 + S_8$	4
b	<p>Massa molar do dissulfeto de carbono: $MM_{CS_2} = 12 * 1 + 32 * 2 = 76 \text{ g/mol}$</p> <p>A massa de dissulfeto de carbono é de 304 g. Assim, a reação envolve n_{CS_2} mols dessa substância:</p> $n_{CS_2} = \frac{m_{CS_2}}{MM_{CS_2}} = 4 \text{ mols}$ <p>Logo, são gerados 12 mols de gás (8N₂ + 4CO₂). Como o gás tem comportamento de gás ideal, podemos calcular o volume de gás:</p> $PV = nRT$ $V = \frac{nRT}{P} = \frac{12 * 8.31 * 300}{10^5} = \frac{99,72 * 300}{10^5} \cong \frac{100 * 300}{10^5} = 0,3 \text{ m}^3$ $V \cong 300 \text{ L}$	4
c	<p>É gerado 1 mol de enxofre sólido, logo:</p> $m_{S_8} = n_{S_8} * MM_{S_8} = 1 \text{ mol} * (32 * 8) \text{ g/mol} = 256 \text{ g}$	2

QUÍMICA

Questão 6. Considere os seguintes pares de homopolímeros, representados pelas respectivas fórmulas estruturais. Para cada par, indique qual homopolímero terá temperatura de fusão maior, considerando que suas massas molares sejam similares. Justifique a sua resposta.



Resolução:

Item	Resolução	Pontuação
I	<i>O segundo polímero apresenta temperatura de fusão maior do que o primeiro.</i>	1
	<i>Há formação de ligações de hidrogênio no segundo polímero, que são mais fortes do que as forças de Van der Waals observadas no primeiro polímero.</i>	1
II	<i>O segundo polímero apresenta temperatura de fusão maior do que o primeiro.</i>	1
	<i>O segundo polímero apresenta grupos fenílicos planares que aumentam a rigidez da cadeia polimérica. É necessária uma maior energia térmica para que ocorra o processo de fusão.</i>	2
III	<i>O primeiro polímero apresenta temperatura de fusão maior do que o segundo.</i>	1
	<i>O primeiro polímero contém um menor número de grupos metilênicos na sua unidade repetitiva (dois), o que aumenta o número de ligações de hidrogênio entre os grupos amida.</i>	1
IV	<i>O primeiro polímero apresenta temperatura de fusão maior do que o segundo.</i>	1
	<i>O segundo polímero apresenta ligações mais flexíveis e interações intermoleculares mais fracas, em relação àquelas do primeiro polímero.</i>	2

QUÍMICA

Questão 7. Considere as seguintes informações:

- I. Primeira energia de ionização do cálcio: $590 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- II. Segunda energia de ionização do cálcio: $1145 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- III. Afinidade eletrônica do cloro: $-340 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- IV. Entalpia de solubilização do cloreto de cálcio: $-81 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- V. Entalpia de hidratação do íon de cálcio: $-1579 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- VI. Entalpia de hidratação do íon de cloro: $-378 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Com base nessas informações, responda os itens abaixo.

- a) Represente, na forma de equações químicas, as informações acima (I-VI).
- b) Equacione a reação de entalpia de rede do cloreto de cálcio a partir das equações I-VI, conforme a necessidade.
- c) Calcule o valor numérico da entalpia de rede do cloreto de cálcio (em $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$).

Resolução:

Item	Resolução	Pontuação																					
a	<table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <thead> <tr> <th style="width: 15%; text-align: left;">Índice</th> <th style="width: 55%; text-align: center;">Equação</th> <th style="width: 30%; text-align: center;">Energia ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td style="text-align: center;">I</td> <td style="text-align: center;">$\text{Ca}(g) \rightarrow \text{Ca}^+(g) + e^-$</td> <td style="text-align: center;">$I_{\text{Ca}} = 590$</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">II</td> <td style="text-align: center;">$\text{Ca}^+(g) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(g) + e^-$</td> <td style="text-align: center;">$I_{\text{Ca}^+} = 1145$</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">III</td> <td style="text-align: center;">$\text{Cl}(g) + e^- \rightarrow \text{Cl}^-(g)$</td> <td style="text-align: center;">$AE_{\text{Cl}} = -340$</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">IV</td> <td style="text-align: center;">$\text{CaCl}_2(s) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(aq) + 2\text{Cl}^-(aq)$</td> <td style="text-align: center;">$\Delta_{\text{sol}}H = -81$</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">V</td> <td style="text-align: center;">$\text{Ca}^{2+}(g) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(aq)$</td> <td style="text-align: center;">$\Delta_{\text{hid}}H = -1579$</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">VI</td> <td style="text-align: center;">$\text{Cl}^-(g) \rightarrow \text{Cl}^-(aq)$</td> <td style="text-align: center;">$\Delta_{\text{hid}}H = -378$</td> </tr> </tbody> </table>	Índice	Equação	Energia ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)	I	$\text{Ca}(g) \rightarrow \text{Ca}^+(g) + e^-$	$I_{\text{Ca}} = 590$	II	$\text{Ca}^+(g) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(g) + e^-$	$I_{\text{Ca}^+} = 1145$	III	$\text{Cl}(g) + e^- \rightarrow \text{Cl}^-(g)$	$AE_{\text{Cl}} = -340$	IV	$\text{CaCl}_2(s) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(aq) + 2\text{Cl}^-(aq)$	$\Delta_{\text{sol}}H = -81$	V	$\text{Ca}^{2+}(g) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(aq)$	$\Delta_{\text{hid}}H = -1579$	VI	$\text{Cl}^-(g) \rightarrow \text{Cl}^-(aq)$	$\Delta_{\text{hid}}H = -378$	3
	Índice	Equação	Energia ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)																				
	I	$\text{Ca}(g) \rightarrow \text{Ca}^+(g) + e^-$	$I_{\text{Ca}} = 590$																				
	II	$\text{Ca}^+(g) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(g) + e^-$	$I_{\text{Ca}^+} = 1145$																				
	III	$\text{Cl}(g) + e^- \rightarrow \text{Cl}^-(g)$	$AE_{\text{Cl}} = -340$																				
	IV	$\text{CaCl}_2(s) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(aq) + 2\text{Cl}^-(aq)$	$\Delta_{\text{sol}}H = -81$																				
V	$\text{Ca}^{2+}(g) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(aq)$	$\Delta_{\text{hid}}H = -1579$																					
VI	$\text{Cl}^-(g) \rightarrow \text{Cl}^-(aq)$	$\Delta_{\text{hid}}H = -378$																					
b	<p><i>Deseja-se "VII":</i></p> $\text{VII} / \text{Ca}^{2+}(g) + 2\text{Cl}^-(g) \rightarrow \text{CaCl}_2(s) \quad / \quad \Delta_{\text{rede}}H = ?$ <p><i>Pode ser obtida pela combinação das reações IV, V e VI:</i></p> $\text{VII} = \text{V} + 2 * \text{VI} - \text{IV}$ $\Delta_{\text{rede}}H = \Delta_{\text{hid}}H_{(V)} + 2 * \Delta_{\text{hid}}H_{(VI)} - \Delta_{\text{sol}}H_{(IV)}$	5																					
c	<p><i>Substituindo os valores:</i></p> $\Delta_{\text{rede}}H = -1579 + 2 * (-378) - (-81)$ $\Delta_{\text{rede}}H = -2254 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	2																					

QUÍMICA

Questão 8. Em um reator químico vazio, mantido a altas temperaturas, injeta-se uma mistura gasosa, com massa molar aparente igual a $29 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, constituída de amônia e oxigênio puros. Os gases reagem entre si formando óxido nítrico e água no estado gasoso. Ao final do processo, toda a amônia é consumida e são formados 20 mol de óxido nítrico. A respeito deste processo, pede-se:

- a) A equação química balanceada.
- b) Os valores numéricos das frações molares de amônia e de oxigênio no início da reação.
- c) O valor numérico da porcentagem de reagente em excesso.
- d) Os valores numéricos das quantidades (em mols) das espécies químicas no final da reação.

Resolução:

Item	Resolução	Pontuação																
a	<p><u>A equação química balanceada.</u></p> $4\text{NH}_{3(g)} + 5\text{O}_{2(g)} \rightarrow 4\text{NO}_{(g)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	2,0																
b	<p><u>Os valores numéricos das frações molares de amônia e de oxigênio no início da reação.</u></p> <table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="width: 50%; vertical-align: top;"> $MM_A = Y_1 \cdot MM_1 + Y_2 \cdot MM_2$ $29 = Y_1 \cdot 17 + Y_2 \cdot 32$ $Y_2 = (1 - Y_1)$ </td> <td style="width: 5%; border-left: 1px dashed black;"></td> <td style="width: 45%; vertical-align: top;"> $29 = 17 \cdot Y_1 + 32 \cdot (1 - Y_1)$ $29 = 17 \cdot Y_1 + 32 - 32 \cdot Y_1$ $Y_1 = 0,2 \quad Y_2 = 0,8$ </td> </tr> <tr> <td colspan="3" style="text-align: center; padding-top: 10px;"> 20% de $\text{NH}_{3(g)}$ 80% de $\text{O}_{2(g)}$ </td> </tr> </table>	$MM_A = Y_1 \cdot MM_1 + Y_2 \cdot MM_2$ $29 = Y_1 \cdot 17 + Y_2 \cdot 32$ $Y_2 = (1 - Y_1)$		$29 = 17 \cdot Y_1 + 32 \cdot (1 - Y_1)$ $29 = 17 \cdot Y_1 + 32 - 32 \cdot Y_1$ $Y_1 = 0,2 \quad Y_2 = 0,8$	20% de $\text{NH}_{3(g)}$ 80% de $\text{O}_{2(g)}$			3,0										
$MM_A = Y_1 \cdot MM_1 + Y_2 \cdot MM_2$ $29 = Y_1 \cdot 17 + Y_2 \cdot 32$ $Y_2 = (1 - Y_1)$		$29 = 17 \cdot Y_1 + 32 \cdot (1 - Y_1)$ $29 = 17 \cdot Y_1 + 32 - 32 \cdot Y_1$ $Y_1 = 0,2 \quad Y_2 = 0,8$																
20% de $\text{NH}_{3(g)}$ 80% de $\text{O}_{2(g)}$																		
c	<p><u>O valor numérico da porcentagem de reagente em excesso.</u></p> <p>Base de cálculo: 1 mol</p> <table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td colspan="3" style="text-align: center;"><u>Quantidades estequiométricas</u></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">NH_3</td> <td style="text-align: center;">O_2</td> <td rowspan="3" style="border-left: 1px dashed black; padding-left: 10px; vertical-align: middle;">$x = 0,25 \text{ mols de } \text{O}_{2(g)} \text{ para cada } 0,2 \text{ mols de } \text{NH}_{3(g)}$</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">4</td> <td style="text-align: center;">5</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">0,2</td> <td style="text-align: center;">x</td> </tr> <tr> <td colspan="3" style="text-align: center; padding-top: 10px;"><u>Porcentagem de $\text{O}_2(g)$ em excesso</u></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">0,25</td> <td style="text-align: center;">100%</td> <td style="border-left: 1px dashed black; padding-left: 10px; vertical-align: middle;">$P_{exc} = 220\%$</td> </tr> </table>	<u>Quantidades estequiométricas</u>			NH_3	O_2	$x = 0,25 \text{ mols de } \text{O}_{2(g)} \text{ para cada } 0,2 \text{ mols de } \text{NH}_{3(g)}$	4	5	0,2	x	<u>Porcentagem de $\text{O}_2(g)$ em excesso</u>			0,25	100%	$P_{exc} = 220\%$	2,0
<u>Quantidades estequiométricas</u>																		
NH_3	O_2	$x = 0,25 \text{ mols de } \text{O}_{2(g)} \text{ para cada } 0,2 \text{ mols de } \text{NH}_{3(g)}$																
4	5																	
0,2	x																	
<u>Porcentagem de $\text{O}_2(g)$ em excesso</u>																		
0,25	100%	$P_{exc} = 220\%$																

	$(0,8 - 0,25)$	P_{exc}			
d	<u>Os valores numéricos das quantidades (em mols) das espécies químicas no final da reação</u>				
		$4NH_{3(g)}$	$5O_{2(g)}$	$4NO_{(g)}$	$6H_2O_{(g)}$
	<i>início</i>	$[NH_3]_0$	$[O_2]_0$	0	0
	<i>reage</i>	-4x	-5x	+4x	+6x
	<i>final</i>	$[NH_3]_0 - x = 0$	$[O_2]_0 - 5x$	$4x = 20$	+6x
		$4x = 20$	$x = 5 \text{ mols}$		
	<u>Concentração inicial de $NH_{3(g)}$</u>				
		$[NH_3]_0 - 4x = 0$			
		$[NH_3]_0 = 4 \cdot 5$			$[NH_3]_0 = 20 \text{ mols}$
	<u>Concentração inicial de $O_{2(g)}$</u>				
	(NH_3)	20 mols/L	0,2		
	(O_2)	$[O_2]_0$	0,8		
				$[O_2]_0 = 80 \text{ mols}$	
<u>Concentração final de O_2</u>					
	$[O_2]_f = [O_2]_0 - 5x$				
	$[O_2]_f = 80 - (5 \cdot 5)$			$[O_2]_f = 55 \text{ mols}$	
<u>Respostas</u>					
				$[O_{2(g)}] = 55 \text{ mols}$	
				$[NO_{(g)}] = 20 \text{ mols}$	
				$[H_2O_{(g)}] = 30 \text{ mols}$	
				3,0	

QUÍMICA

Questão 9. A etilcarbamilamina ou isocianeto de etila é utilizada como reagente em duas rotas reacionais:

- (i) Aquecimento a 250 °C que leva a sua isomerização funcional com a formação de um composto A, o qual reage com o cloreto de metil magnésio e, posteriormente, forma uma cetona B por hidrólise;
- (ii) Hidrólise em meio ácido com a formação de uma amina primária C e um composto D.

Com base no enunciado, escreva as reações químicas envolvidas nas rotas (i) e (ii). Escreva a estrutura química dos compostos A, B, C e D.

Resolução:

<i>Item</i>	<i>Resolução</i>	<i>Pontuação</i>
Rota (i):	<ul style="list-style-type: none"> As reações balanceadas envolvidas na rota (i): $\text{Etilcarbamilamina (isocianeto de etila)} \xrightarrow{250^{\circ}\text{C}} \text{propanonitrila (cianeto de etila) (A)}$ $\text{propanonitrila (cianeto de etila)} \xrightarrow{\text{CH}_3\text{MgCl, hidrólise}} \text{butanona (etilmetilcetona) (B)}$ <p style="text-align: center;">ou,</p> $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{NC} \xrightarrow{250^{\circ}\text{C}} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CN (A)}$ $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CN} \xrightarrow{\text{CH}_3\text{MgCl, hidrólise}} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_3 \text{ (B)}$	3
Rota (ii):	<ul style="list-style-type: none"> A reação balanceada envolvida na rota (ii): $\text{Etilcarbamilamina (isocianeto de etila)} \xrightarrow{\text{hidrólise, H}^+} \text{etilamina (etanamina) (C) + ácido fórmico (ácido metanóico) (D)}$ <p style="text-align: center;">ou,</p> $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{NC} \xrightarrow{\text{hidrólise, H}^+} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2 \text{ (C) + HCOOH (D)}$	3
Estruturas	<ul style="list-style-type: none"> Estruturas dos compostos A, B, C e D. <p>A: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CN}$ B: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_3$ C: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$ D: HCOOH</p>	4

QUÍMICA

Questão 10. Uma mistura de cloreto de cálcio e fluoreto de sódio, de massa igual a 39,0 g, foi adicionada à água, sendo observada a formação de um precipitado (Precipitado 1), o qual foi removido por filtração. Ao sobrenadante, foram adicionados 900 mL de uma solução aquosa 0,5 mol L⁻¹ em nitrato de prata, sendo essa quantidade em excesso para garantir a formação de um precipitado (Precipitado 2) que também foi removido por filtração. Posteriormente, foi adicionada a essa nova solução sobrenadante uma placa polida de zinco metálico. Após um tempo suficientemente longo, observou-se um aumento de massa dessa placa igual a 3,76 g. A partir dessas observações:

- apresente todas as equações que representam as reações químicas balanceadas envolvidas no processo, identificando cada um dos precipitados.
- calcule o valor numérico do número de mols do Precipitado 2.
- calcule o valor numérico das massas de cloreto de cálcio e fluoreto de sódio na mistura inicial.

Resolução:

Item	Resolução	Pontuação
a	<ul style="list-style-type: none"> As reações balanceadas envolvidas no processo: $\text{CaCl}_2(\text{aq}) + 2\text{NaF}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaF}_2(\text{s}) + 2\text{NaCl}(\text{aq})$ $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$ $\text{Zn}^0(\text{s}) + 2\text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Ag}^0(\text{s})$ 	3
b	<ul style="list-style-type: none"> Variação da massa da placa de zinco: aumento da massa com a formação de Ag⁰ e diminuição com a formação de Zn²⁺. $3,76 \text{ g} = \Delta m(\text{Zn}) + \Delta m(\text{Ag}) = n(\text{Ag}) \times \text{MM}(\text{Ag}) - n(\text{Zn}) \times \text{MM}(\text{Zn})$ Sabendo que: $n(\text{Zn}) = 0,5 \times n(\text{Ag})$ $3,76 \text{ g} = n(\text{Ag}) \times 108 - 0,5 \times n(\text{Ag}) \times \text{MM}(\text{Zn}), \text{ temos que:}$ $n(\text{Ag}) = \frac{3,76}{108 - 0,5 \times \text{MM}(\text{Zn})} \text{ mol} = 0,05 \text{ mol (número de mol de Ag}^+ \text{ que reagiu com Zn}^0\text{)}$ Quantidade de Ag⁺ adicionado: $n = 0,900 \text{ L} \times 0,5 \text{ mol L}^{-1} = 0,45 \text{ mol}$ Quantidade de AgCl formado: $n = 0,45 - \frac{3,76}{108 - 0,5 \times \text{MM}(\text{Zn})} = 0,45 - 0,05 = 0,40 \text{ mol}$ 	4
c	$\text{Quantidade de CaCl}_2 \text{ na amostra inicial} = \left(0,45 - \frac{3,76}{108 - 0,5 \times \text{MM}(\text{Zn})}\right) \div 2$ $\text{Quantidade de CaCl}_2 \text{ na amostra inicial} = 0,40 \div 2 = 0,20 \text{ mol}$ $\text{Massa de CaCl}_2 = \left[\left(0,45 - \frac{3,76}{108 - 0,5 \times \text{MM}(\text{Zn})}\right) \div 2\right] \times 111 = 0,20 \times 111 = 22,2 \text{ g}$ $\text{Massa de NaF} = 39,0 - \left[\left(0,45 - \frac{3,76}{108 - 0,5 \times \text{MM}(\text{Zn})}\right) \div 2\right] \times 111 = 39,0 - 22,2 = 16,8 \text{ g}$	3