

PROJETO DE RECUPERAÇÃO PARALELA

2º Trimestre - 2019

Disciplina: Química

Série: 3ª série do Ensino Médio

Professor(a): Paola Araújo

Objetivo:

- Recuperar o conteúdo referente ao 2º trimestre, mesclando conteúdos trabalhados nas provas mensal, trimestral, simulados e multi.

1. CONTEÚDOS

Termoquímica:

- Compreender uma equação termoquímica.
- Interpretar e/ou construir gráficos de processos que absorvem ou de processos que liberam calor.
- Indicar evidências de uma transformação endotérmica e exotérmica.
- Entender as diversas denominações dos calores de reação.
- Calcular valores de ΔH , usando calores de formação, combustão e ligação.
- Aplicar a lei de Hess para calcular o ΔH de uma reação química.

Cinética Química

- Aplicar a lei de velocidade na previsão da velocidade de uma reação, usando dados experimentais.
- Relacionar energia de ativação e velocidade de uma reação.
- Explicar como diversos fatores influenciam a velocidade da reação.

2. ROTEIRO DE ESTUDO

- Os conteúdos devem ser revistos através do resumo proposto no caderno, slides, listas de exercícios anteriores e resolução das questões das provas do trimestre.

3. FORMA DE AVALIAÇÃO:

- Durante o período de recuperação o aluno realizará uma lista com exercícios de revisão que terá o valor máximo de 2,0. A lista deverá ser realizada e entregue no dia da prova de REC para o aplicador;

- Os alunos participarão de plantões de dúvidas agendados pela coordenação, se necessário.

- Realização de Prova escrita com o valor de 8,0 agendada pela coordenação.

4. Lista de exercícios:



LISTA DE EXERCÍCIOS DE RECUPERAÇÃO DE QUÍMICA – 2º TRIMESTRE
Prof. Paola Araújo Série: 3ª série EM

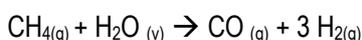
Nome: _____ N° _____ Data: ____/09/2019

TERMOQUÍMICA

IMPORTANTE:

Todas as questões objetivas devem ser assinaladas e justificadas através de cálculos.

- 1) Em diversos países, o aproveitamento do lixo doméstico é quase 100%. Do lixo levado para as usinas de compostagem, após a reciclagem, obtém-se a biomassa que, por fermentação anaeróbica, produz biogás. Esse gás, além de ser usado no aquecimento de residências e como combustível em veículos e indústrias, é matéria prima importante para a produção das substâncias de fórmula $\text{H}_3\text{C-OH}$, $\text{H}_3\text{C-Cl}$, $\text{H}_3\text{C-NO}_2$ e H_2 , além de outras.



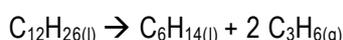
O gás hidrogênio pode ser obtido pela reação acima equacionada. Dadas as entalpias de formação em kJ/mol, $\text{CH}_4 = -75$, $\text{H}_2\text{O} = -287$ e $\text{CO} = -108$, a entalpia da reação a 25°C e 1 atm, é igual a:

- a) + 254 kJ
b) - 127 kJ
c) - 470 kJ
d) + 508 kJ
e) - 254 kJ
- 2) O etanol é um composto orgânico cuja ebulição ocorre a uma temperatura de $78,4^\circ\text{C}$. Pode ser obtido a partir de vários métodos. No Brasil, é produzido através da fermentação da cana-de-açúcar, já que a sua disponibilidade agrícola é bastante ampla no nosso País. A reação química da combustão completa do etanol e o seu valor da entalpia são dados a seguir:



Sabendo-se que a entalpia é uma propriedade extensiva, na queima de 115 g desse combustível, a quantidade de calor envolvida na reação é de, aproximadamente:

- a) -327 kcal.
b) +817,5 kcal
c) +327 kcal
d) -817,5 kcal
e) -130,8 kcal
- 3) O craqueamento (craking) é a denominação técnica de processos químicos na indústria por meio dos quais moléculas mais complexas são quebradas em moléculas mais simples. O princípio básico desse tipo de processo é o rompimento das ligações carbono-carbono pela adição de calor e/ou catalisador. Um exemplo da aplicação do craqueamento é a transformação do dodecano em dois compostos de menor massa molar, hexano e propeno (propileno), conforme exemplificado, simplificado, pela equação química a seguir:



São dadas as equações termoquímicas de combustão completa, no estado-padrão para três hidrocarbonetos:

1. $C_{12}H_{26(l)} + 37/2 O_{2(g)} \rightarrow 12 CO_{2(g)} + 13 H_2O_{(l)}$ $\Delta H^\circ = -7513,0 \text{ kJ/mol}$
2. $C_6H_{14(g)} + 19/2 O_{2(g)} \rightarrow 6 CO_{2(g)} + 7 H_2O_{(l)}$ $\Delta H^\circ = -4163,0 \text{ kJ/mol}$
3. $C_3H_6(g) + 9/2 O_{2(g)} \rightarrow 3 CO_{2(g)} + 3 H_2O_{(l)}$ $\Delta H^\circ = -2220,0 \text{ kJ/mol}$

Utilizando a Lei de Hess, pode-se afirmar que o valor da variação de entalpia-padrão para o craqueamento do dodecano em hexano e propeno, será

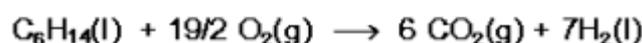
- a) -13896,0 kJ/mol.
 - b) -1130,0 kJ/mol.
 - c) +1090,0 kJ/mol.
 - d) +1130,0 kJ/mol.
 - e) +13896,0 kJ/mol.
- 4) Benzeno pode ser obtido a partir de hexano por reforma catalítica. Considere as reações da combustão: Pode-se então afirmar que na formação de 1 mol de benzeno, a partir do hexano, há:



Calor liberado = 286 kJ/mol de combustível



Calor liberado = 3268 kJ/mol de combustível

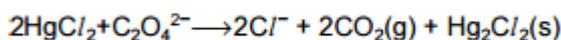


Calor liberado = 4163 kJ/mol de combustível

- a) liberação de 249 kJ.
- b) absorção de 249 kJ.
- c) liberação de 609 kJ.
- d) absorção de 609 kJ.
- e) liberação de 895 kJ.

CINÉTICA QUÍMICA

- 1) A cinética da reação



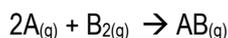
Foi estudada em solução aquosa, seguindo o número de mols de Hg_2Cl_2 que precipita por litro de solução por minuto. Os dados obtidos estão na tabela.

$[HgCl_2]$ (mol.l ⁻¹)	$[C_2O_4^{2-}]$ (mol.l ⁻¹)	Velocidade (mol.l ⁻¹ .min ⁻¹)
0,100	0,15	$1,8 \times 10^{-5}$
0,100	0,30	$7,2 \times 10^{-5}$
0,050	0,30	$3,6 \times 10^{-5}$

Pede-se:

- a) Determinar a equação de velocidade da reação.
- b) Calcular o valor da constante de velocidade da reação.
- c) Qual será a velocidade da reação quando $[HgCl_2]=0,010M$ e $[C_2O_4^{2-}]=0,010M$?

- 2) No estudo cinético de uma reação representada por



Colocou-se os seguintes dados:

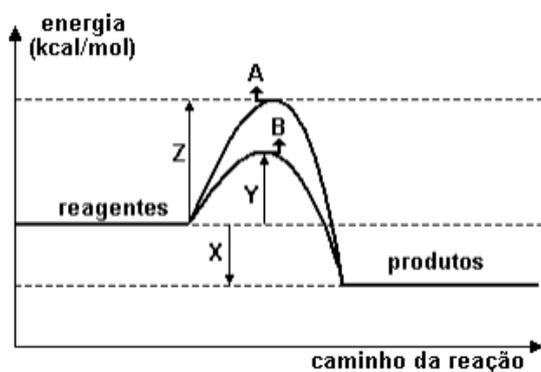
Concentração inicial de A (mol/L)	Concentração inicial de B ₂ (mol/L)	Velocidade inicial (mol.L ⁻¹ .s ⁻¹)
0,10	0,10	2,53 × 10 ⁻⁶
0,10	0,20	5,06 × 10 ⁻⁶
0,20	0,10	10,01 × 10 ⁻⁶

A velocidade da reação pode ser expressa pela reação

- a) $v = k [A]^2$
- b) $v = k [B]^2$
- c) $v = k [A] [B]$
- d) $v = k [A]^2 [B]$
- e) $v = k [A] [B]^2$

- 3) I - Z representa a energia de ativação na presença de catalisador.
 II - Y representa a energia de ativação na presença de catalisador.
 III - X representa a variação de entalpia.
 IV - A velocidade de formação dos produtos é menor no caminho B.

As afirmações anteriores referem-se ao diagrama energético dos caminhos A e B da reação REAGENTES → PRODUTOS



Somente são corretas :

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

- 4) No laboratório, o hidrogênio pode ser preparado pela reação de zinco com solução de ácido clorídrico. Observe as condições especificadas nas experiências a seguir.

	Temperatura (°C)	Zinco	Concentração do ácido em mol/L
Experiência I	25	granulado	1,0
Experiência II	25	granulado	0,5
Experiência III	30	em pó	1,0
Experiência IV	30	em pó	0,5
Experiência V	30	em raspas	1,0

A velocidade da reação é maior em

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