

# 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  $\Delta H$ , usando calores de formação, combustão e ligação.
- Aplicar a lei de Hess para calcular o  $\Delta H$  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

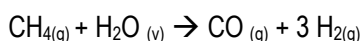
Nome: \_\_\_\_\_ N° \_\_\_\_\_ Data: \_\_\_\_/09/2019

**TERMOQUÍMICA**

**IMPORTANTE:**

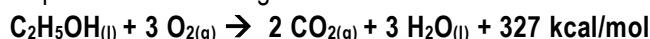
**Todas as questões objetivas devem ser assinaladas e justificadas através de cálculos.**

- 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  $\text{H}_2$ , além de outras.



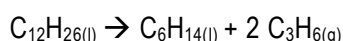
O gás hidrogênio pode ser obtido pela reação acima equacionada. Dadas as entalpias de formação em kJ/mol,  $\text{CH}_4 = -75$ ,  $\text{H}_2\text{O} = -287$  e  $\text{CO} = -108$ , a entalpia da reação a  $25^\circ\text{C}$  e 1 atm, é igual a:

- 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:

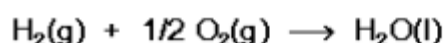


São dadas as equações termoquímicas de combustão completa, no estado-padrão para três hidrocarbonetos:

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

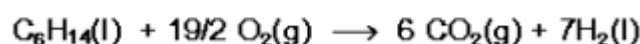
- a) -13896,0 kJ/mol.
  - b) -1130,0 kJ/mol.
  - c) +1090,0 kJ/mol.
  - d) +1130,0 kJ/mol.
  - e) +13896,0 kJ/mol.
- 4) Benzeno pode ser obtido a partir de hexano por reforma catalítica. Considere as reações da combustão: Pode-se então afirmar que na formação de 1 mol de benzeno, a partir do hexano,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



Calor liberado = 286 kJ/mol de combustível



Calor liberado = 3268 kJ/mol de combustível

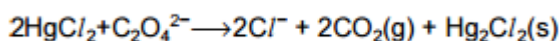


Calor liberado = 4163 kJ/mol de combustível

- 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



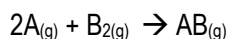
Foi estudada em solução aquosa, seguindo o número de mols de  $Hg_2Cl_2$  que precipita por litro de solução por minuto. Os dados obtidos estão na tabela.

$[HgCl_2]$ (mol.l <sup>-1</sup> )	$[C_2O_4^{2-}]$ (mol.l <sup>-1</sup> )	Velocidade (mol.l <sup>-1</sup> .min <sup>-1</sup> )
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:

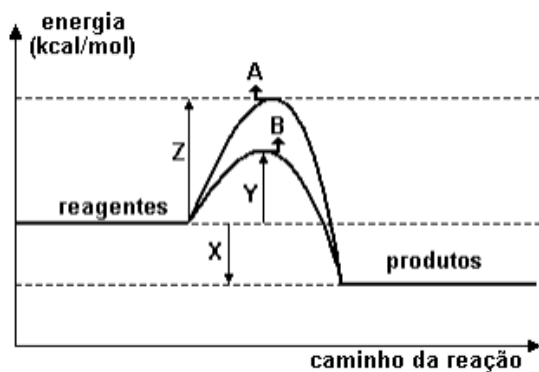
Concentração inicial de A (mol/L)	Concentração inicial de B <sub>2</sub> (mol/L)	Velocidade inicial (mol.L <sup>-1</sup> .s <sup>-1</sup> )
0,10	0,10	2,53 × 10 <sup>-6</sup>
0,10	0,20	5,06 × 10 <sup>-6</sup>
0,20	0,10	10,01 × 10 <sup>-6</sup>

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