

Aluno (a):

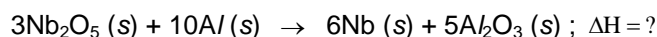
Nº

01. O nióbio é um metal que exibe características notáveis. Em sua forma mais pura, é macio, dútil e altamente resistente à corrosão. Por meio de processos metalúrgicos, obtêm-se produtos de nióbio que encontram inúmeras aplicações, como em carros, estruturas de edifícios e pontes, turbinas de avião, aparelhos de ressonância magnética, marcapassos, sondas espaciais, foguetes, tubulações de gás, componentes eletrônicos e baterias.



(<https://cbmm.com>. Adaptado.)

Uma das últimas etapas da produção do nióbio consiste em um processo aluminotérmico, no qual ocorre a reação representada pela equação:



Considere a tabela que fornece dados sobre entalpias-padrão de formação das espécies químicas envolvidas nessa reação:

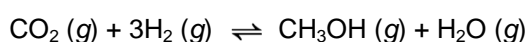
Substância	ΔH_f° em kJ/mol
$\text{Nb}_2\text{O}_5 (\text{s})$	-1900
$\text{Al} (\text{s})$	0
$\text{Nb} (\text{s})$	0
$\text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s})$	-1676

Com base nesses dados, o valor do ΔH da reação que ocorre no processo aluminotérmico para obtenção do nióbio é igual a:

- a) - 3576kJ.
- b) - 2680kJ.
- c) - 5700kJ.
- d) - 224kJ.
- e) - 8380kJ.

02. O controle do efeito estufa passa, necessariamente, pela redução do dióxido de carbono (CO_2) lançado na atmosfera. A conversão desse poluente em matéria-prima de interesse econômico representa um passo adiante.

A equação mostra a reação catalisada de formação do metanol (CH_3OH) a partir da hidrogenação do CO_2 . A tabela apresenta as entalpias de formação dos participantes dessa reação.



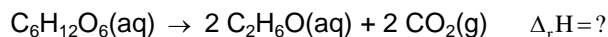
Substância	ΔH_f , kJ/mol
CO_2	-393,5
H_2O	-241,8
CH_3OH	-201,0

Com base nas informações fornecidas, afirma-se que a formação de 1 mol de metanol:

- a) Libera 49kJ, e a diminuição da temperatura favorece o rendimento da reação.
- b) Absorve 201kJ, e o catalisador aumenta o rendimento da reação.
- c) Libera 242kJ, e o aumento da temperatura favorece o rendimento da reação.
- d) Libera 394kJ, e o aumento da temperatura favorece o rendimento da reação.
- e) Absorve 49kJ, e o catalisador aumenta o rendimento da reação.

03. Uma das áreas de aplicação dos conhecimentos de biotecnologia no mercado de trabalho é a produção de alimentos, bebidas e biocombustíveis que utilizam microorganismos em sua fabricação. Nesse contexto, um dos processos utilizados é a fermentação de carboidratos.

A equação química que representa a reação que ocorre na fermentação alcoólica da glicose é



Assinale a alternativa que apresenta o valor correto da entalpia padrão da reação ($\Delta_r H$) de fermentação da glicose, em kJ/mol.

Entalpias de formação em kJ/mol:

Substância	$\Delta_f H$
$C_6H_{12}O_6(aq)$	- 1277
$C_2H_6O(aq)$	- 278
$CO_2(g)$	-394

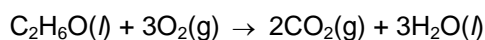
- a) -67
- b) -32
- c) +16
- d) +32
- e) +67

04. O álcool etílico combustível, mais popularmente conhecido como etanol, é uma fonte de energia limpa e renovável, proveniente de várias matérias-primas como beterraba, milho e cana-de-açúcar, sendo esta última o insumo agrícola mais utilizado na produção de etanol no Brasil.

Ao contrário dos combustíveis fósseis, o etanol é uma fonte de energia natural e limpa, pois sua composição não contém poluentes que sejam prejudiciais à saúde e ao meio ambiente. Desde o momento em que brota no campo, a cana-de-açúcar passa a absorver parte do gás carbônico utilizado na produção e no consumo do etanol.

A crescente fabricação brasileira de carros flex (movidos a gasolina e etanol), iniciada em 2003, foi o que permitiu o avanço da utilização do etanol no Brasil. Atualmente, 97,7% dos carros produzidos no país podem ser abastecidos com etanol ou gasolina, puros ou misturados em qualquer proporção.

A equação química que representa o processo de combustão do etanol encontra-se mostrada a seguir



Sabendo-se que a entalpia de formação da $H_2O(l)$ é $-286kJ/mol$; que a do $CO_2(g)$ é $-393,5kJ/mol$ e que a do $C_2H_6O(l)$ é $-277,6kJ/mol$, verifica-se que a energia liberada na combustão de 1,0mol de etanol é:

- a) $-1367,4kJ/mol$
- b) $-401,9kJ/mol$
- c) $+401,9kJ/mol$
- d) $-348,6kJ/mol$
- e) $+1367,4kJ/mol$

05. A hidrazina (N_2H_4), substância utilizada como propelente de foguetes, sofre combustão conforme a equação:



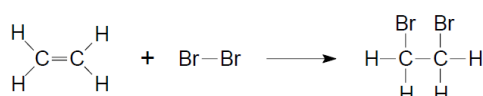
A tabela apresenta alguns valores de entalpias de ligação envolvidas nessa reação.

Ligação	Entalpia (kJ/mol)
N-H	391
N≡N	949
N-N	163
O=O	497
H-O	463

Utilizando os dados tabelados, calcula-se que a combustão de 1 mol de hidrazina irá liberar:

- a) 949kJ.
- b) 1727kJ.
- c) 577kJ.
- d) 2224kJ.
- e) 2801kJ.

06. A adição do bromo molecular, Br₂(l), a uma molécula de um alceno é ativada na presença de luz e produz um dibrometo vicinal, isto é, uma molécula com dois átomos de bromo, localizados em átomos de carbono vizinhos. Dessa forma, considere a reação de adição do bromo molecular, Br₂(l), ao eteno, C₂H₄(g), produzindo o 1,2-dibromoetano, C₂H₄Br₂(l), conforme mostra a seguinte reação



O quadro a seguir apresenta as energias de ligação para a reação previamente representada.

Ligação	Energia (kJ/mol)
H-C	413,4
C=C	614,2
Br-Br	192,8
C-C	346,8
C-Br	280,7

A partir da reação, representada previamente, e dos valores de energia das ligações, apresentadas no quadro, o ΔH da reação é:

- a) -101,2kJ/mol
- b) +101,2kJ/mol
- c) +165,34kJ/mol
- d) -179,5kJ/mol
- e) +179,5kJ/mol

07. Os organoclorados são poluentes considerados perigosos, mas, infelizmente, têm sido encontradas quantidades significativas destas substâncias em rios e lagos. Uma reação de cloração comumente estudada é a do etano com o gás cloro, como mostrada abaixo:

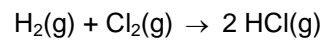


Sabendo os valores de ΔH de cada ligação (Tabela abaixo), determine o valor de ΔH da reação pelo método das energias de ligação.

Ligação	Energia (kJ/mol)
C-H	415
C-C	350
Cl-Cl	243
C-Cl	328
H-Cl	432

- a) -102kJ/mol
- b) +102kJ/mol
- c) +367kJ/mol
- d) -367kJ/mol
- e) +17kJ/mol

08. Dados os valores de energia de ligação em kJ/mol e a reação a seguir, calcule o ΔH desse processo.



Ligação	Energia (kJ/mol)
H-H	436
Cl-Cl	242
H-Cl	431

- a) - 184kJ/mol.
- b) + 184kJ/mol.
- c) + 247kJ/mol.
- d) - 247kJ/mol.