

Lista de exerc´ıcios Lei de Hess

Prof. Geraldo Alexandre Jr.

1. Conhecendo as varia¸c˜oes de entalpia das rea¸c˜oes a seguir,

C(s) + O2(g) ***−*** *→* CO2(g) ∆*H◦* = *−*393*,* 5*kJ/mol*. H2(g) + 1 O2(g) ***−*** *→* H2O(g) ∆*H◦* = *−*286*,* 0*kJ/mol*.

2

C6H12O6(s) + 6 O2(g) ***−*** *→* 6 CO2(g) + 6 H2O(g) ∆*H◦* = *−*2*.*807*,* 5*kJ/mol*.

calcule a entalpia de forma¸cao da glicose 6 C(s) + 3 O2(g) + 6 H2(g) ***−*** *→* C6H12O6(s).

Resposta comentada:

O objetivo aqui é “transformar” estas três reações na reação da síntese da glicose que o enunciado do problema nos traz.

6 C(s) + 3 O2(g) + 6 H2(g) ***−*** *→* C6H12O6(s). (Síntese da glicose – nossa reação global)

C(s) + O2(g) ***−*** *→* CO2(g) ∆*H◦* = *−*393*,* 5*kJ/mol*. (esta reação será mantida neste mesmo sentido, porém precisa ser ajustada em relação aos coeficientes estequiométricos)

 H2(g) + 1 O2(g) ***−*** *→* H2O(g) ∆*H◦* = *−*286*,* 0*kJ/mol*. (esta reação será mantida neste mesmo sentido, porém precisa ser ajustada em relação aos coeficientes estequiométricos)

C6H12O6(s) + 6 O2(g) ***−*** *→* 6 CO2(g) + 6 H2O(g) ∆*H◦* = *−*2*.*807*,* 5*kJ/mol*. (esta última precisa ser invertida)

Vamos aos ajustes:

6 C(s) +6 O2(g) ***−*** *→ 6* CO2(g) ∆*H◦* = *−*393*,* 5*kJ/mol*. (x6) = -2361,0 KJ

6H2(g) + 3 O2(g) ***−*** *→ 6* H2O(g) ∆*H◦* = *−*286*,* 0*kJ/mol (x6) = -1716,0 KJ*

 6 CO2(g) + 6 H2O(g) *→* C6H12O6(s) + 6 O2(g) ∆*H◦* = *+*2*.*807*,* 5*kJ/mol*.

(assinaladas em vermelho estão as substâncias que poderão ser “canceladas”; em azul aquelas que montarão a nossa reação global)

6 C(s) + 3 O2(g) + 6 H2(g) ***−*** *→* C6H12O6(s).

A variação da entalpia será dada pela soma das entalpias das reações dadas no problema:

**∆*H◦* = - 1269,5 KJ – Resposta final**

1. A partir dos dados que sao apresentados a seguir, determine a variac˜ao de entalpia padr˜ao de forma¸c˜ao do diborano, B2H6(g) a 298*K*.

(1) B2H6(g) + 2 O2(g) ***−*** *→* B2O2(s) + 3 H2O(g) ∆*H◦* = *−*2036*kJ/mol* (2) 2 B(s) + 3 O2(g) ***−*** *→* B2O3(s) ∆*H◦* = *−*1274*kJ/mol* (3) H2(g) + 1 O2(g) ***−*** *→* H2O(g) ∆*H◦* = *−*241*,* 8*kJ/mol*

2

2

**Resposta comentada:**





3. O besouro bombardeiro usa como mecanismo de defesa uma rea¸c˜ao qu´ımica que converte a hidroquinina em quinona juntamente com a decomposi¸c˜ao do per´oxido de hidrogˆenio.

C6H4(OH)2(aq) + H2O2(aq) ***−*** *→* C6H4O2(aq) + 2 H2O(l)

a quinona, produto da rea¸c˜ao, funciona como um repelente para outros insetos impedindo que eles se aproximem. Qual a outra poss´ıvel ame¸ca desta rea¸c˜ao?

dados:

C2H4(OH)2(aq) *→* C6H4O2(aq) + H2(g) ∆*H◦* = *−*177*kJ*

H2O2(aq) ***−****→* H2O(l) + 1 O2(g) ∆*H◦* = *−*94*,* 6*kJ* H2(g) + 1 O2(g) ***−*** *→* H2O(l) ∆*H◦* = *−*286*,* 0*kJ*

2

2

1. Calcule a varia¸c˜ao de entalpia para rea¸c˜ao CH4(g) + 1 O2(g) ***−*** *→* CH3OH(l), conhecendo:

2

CH4(g) + H2O(l) *→* CO(g) + 3 H2(g) ∆*H◦* = 206*,* 1*kJ/mol*

2 H2(g) + CO(g) *→* CH3OH(l) ∆*H◦* = *−*128*,* 3*kJ/mol*

2 H2(g) + O2(g) *→* 2 H2O(l) ∆*H◦* = *−*428*,* 6*kJ/mol (/2)*

**Resposta comentada:**

CH4(g) + 1 O2(g) ***−*** *→* CH3OH(l)

CH4(g) + H2O(l) *→* CO(g) + 3 H2(g) ∆*H◦* = 206*,* 1*kJ/mol*

2 H2(g) + CO(g) *→* CH3OH(l) ∆*H◦* = *−*128*,* 3*kJ/mol*

H2(g) + ½ O2(g) *→* H2O(l) ∆*H◦* = *−*214,3 *kJ/mol*

CH4(g) + 1 O2(g) ***−*** *→* CH3OH(l) – equação global

**∆*H◦* = - 136,5 KJ – Resposta final**

1. Determine entre o metano gasoso e o etanol l´ıquido, qual apresentar´a rea¸c˜ao de combust˜ao mais exot´ermica por mol.

Dados:

∆*Hf◦*(CH3CH2OH(l)) = *−*1368 *kJ/mol*, ∆*Hf◦*(CO2(g)) = *−*393*,* 3*kJ/mol*, ∆*Hf◦*(H2O(l)) = *−*285*,* 5*kJ/mol*.

C(grafite) + 2 H2(g) ***−*** *→* CH4(g) ∆*H◦* = *−*77*,* 4*kJ* C(grafite) + O2(g) ***−*** *→* CO2(g) ∆*H◦* = *−*393*,* 5*kJ* 2 H2(g) + O2(g) ***−*** *→* 2 H2O(l) ∆*H◦* = *−*571*,* 6*kJ*

Neste exercício, temos que escrever a reação de combustão destes dois combustíveis e, a partir delas e com as reações dadas no problema, verificar qual delas é a mais exotérmica.

**Combustão do metano:**

CH4 + 2O2 → CO2 + 2H2O

-77,4 + 2x 0 → -393,5 + 2 x (-258,5)

 -77,4 → -964,5

∆*H◦* = produtos – reagentes

**∆*H◦* =** -964,5 + 77,4 = - **887,1 KJ**

**Combustão do etanol**

CH3CH2OH(l) + 3O2 → 2CO2 + 3H2O

*−*1368 **+ 3 x 0** →2 x (-393,5) + 3 x (-258,5)

*−*1368 → -787,0 -775,5

*−*1368 → -1562,5

∆*H◦* = produtos – reagentes

**∆*H◦* =** -1562,5 + 1368 = - **194,50 KJ**

**A combustão do metano é mais exotérmica que a combustão do etanol.**

1. De acordo com o gr´afico a seguir, calcule a varia¸c˜ao de entalpia para rea¸c˜ao C(diamante) + O2(g) ***−*** *→*

CO2(g).



C(grafite) + O2(g) ***−*** *→* CO2(g).

C(diamante) + O2(g) ***−*** CO2(g).

**∆*H◦* =** +0,45 + 94,1 = +94,5  **KJ**

**∆*H◦* =** -1562,5 + 1368 = - **194,50 KJ**

1. Dadas as equa¸coes:

H2(g) + 1 O2(g) ***−*** *→* H2O(l) ∆*H◦* = *−*68*,* 3*kcal/mol* H2(g) + 1 O2(g) ***−*** *→* H2O(g) ∆*H◦* = *−*57*,* 8*kcal/mol*

2

2

calcule a varia¸c˜ao de entalpia para o processo 2 H2O(l) ***−*** *→* 2 H2O(g).

**Resposta comentada:**

2 H2O(l) ***−*** *→* 2 H2O(g) – equação global

2H2O(l) *→* 2H2(g) + 1 O2(g) ∆*H◦* = *+136,6kcal/mol (inverte o sentido da reação inverte o sinal; x2)*

 2H2(g) + 2 O2(g) ***−*** *→2* H2O(g) ∆*H◦* = *−*115,6 *kcal/mol (multiplica por 2)*

**∆*H◦* =** +136,6 – 115,6 = **+21,0 KJ**