**COLÉGIO EVANGÉLICO ALMEIDA BARROS**

**Data: \_\_\_/\_\_\_\_/\_\_\_\_**

**Professora: Letícia Aires**

**Aluno: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**Lista de Exercícios – 2º ano**

**APOSTILA 2 – pg 22**

1. Determine teoricamente a variação de entalpia dos seguintes processos, indicando se é exotérmico ou endotérmico.

Dada as entalpias de formação: CH3CH2OH = -277,69 kJ/mol; CO2 = -393,51 kJ/mol; H2O = -285,83 kJ/mol; C6H12O6 = -1268 kJ/mol; NH3 = -46,11 kJ/mol; NO = +90,25 kJ/mol.

1. Combustão do etanol

CH3CH2OH(l) + 3 O2(g) → 2 CO2(g) + 3 H2O(l)

Como o sinal está negativo a reação é exotérmica.

1. Processo da fotossíntese

6 CO2(g) + 6 H2O(l) → C6H12O6(s) + 6 O2(g)

Como o sinal está positivo a reação é endotérmica

1. Oxidação da amônia

2 NH3(g) + 5/2 O2(g) → 2 NO(g) + 3 H2O(l)

Como o sinal está negativo a reação é exotérmica

1. O gás metano (CH4), principal componente do gás natural, tem sido a escolha de muitas industrias e proprietários de veículos, pois, quando comparado com outros combustíveis derivados do petróleo, produz maior quantidade de calor, por quilograma queimado, resultando em menor impacto ambiental.

Dadas as entalpias de formação do CH4 = -74,81 kJ/mol; do CO2 = -393,51 kJ/mol e do H2O= -285,83 kJ/mol, calcule a variação de entalpia, em kJ, para a reação a seguir, a 25°C e 1 atm.

CH4(g) + 2 O2(g) → CO2(g) + 2 H2O(l)

1. É possível preparar gás oxigênio em laboratório pelo aquecimento cuidadoso de clorato de potássio, de acordo com a reação:

2 KClO3(s) → 2 KCl(s) + 3 O2(g) ΔH = +812 kJ

Supondo-se que a entalpia do KCl(s) vale +486 kJ/mol e considerando o sistema a 25°C e 1 atm, qual é o valor da entalpia-padrão do KClO3(s) em kJ/mol?

2 KClO3(s) → 2 KCl(s) + 3 O2(g) ΔH = +812 kJ

1. O valor de ΔH de uma reação química pode ser previsto, teoricamente, por diferentes métodos. Determine a variação de entalpia dos processos a seguir, pela Lei de Hess.
2. SO2(g) + ½ O2(g) → SO3(g)
3. S(s) + O2(g) → SO2(g) ΔHI= -284,0 kJ (inverte)
4. S(s) + 3/2 O2(g) → SO3(g) ΔHII= -378,0 kJ

SO2(g) → S(s) + O2(g) ΔHI= +284,0 kJ

S(s) + 3/2 O2(g) → SO3(g) ΔHII= -378,0 kJ

SO2(g) + ½ O2(g) →SO3(g) ΔH = +284 + (-378)

ΔH = + 284 – 378

ΔH = -94 kJ/mol

1. C(s, grafite) + 2 H2(g) + ½ O2(g) → CH3OH(l)
2. C(s. grafite) + O2(g) → CO2(g) ΔHI= -393 kJ
3. 2 H2(g) + O2(g) → 2 H2O(l) ΔHII=-572 kJ
4. CH3OH(l) +3/2 O2(g) → CO2(g) + 2 H2O(l) ΔHIII = -726 kJ (inverte)

C(s. grafite) + O2(g) → CO2(g) ΔHI= -393 kJ

2 H2(g) + O2(g) → 2 H2O(l) ΔHII=-572 kJ

CO2(g) + 2 H2O(l) → CH3OH(l) +3/2 O2(g) ΔHIII =+726 kJ

C(s. grafite) + 2 H2(g) → ½ O2(g) + CH3OH(l)

ΔH = (-393) + (-572) + (+726)=

ΔH = - 239 kJ/mol

1. C(s) + 2H2(g) → CH4(g)
2. C(s) + O2(g) → CO2(g) ΔHI= -393,5 kJ
3. H2(g) + ½ O2(g) → H2O(l) ΔHII= -285,8 kJ (x2)
4. CH4(g) + 2 O2(g) → CO2(g) + 2 H2O(l)  ΔHIII= -890,3 kJ (inverte)

C(s) + O2(g) → CO2(g) ΔHI= -393,5 kJ

2 H2(g) + O2(g) → 2 H2O(l) ΔHII= -571,6 kJ

CO2(g) + 2 H2O(l)→ CH4(g) + 2 O2(g)  ΔHIII= +890,3 kJ

C(s) + 2 H2(g) → CH4(g)

ΔH = (-393,5) + (-571,6) + (+890,3)

ΔH = - 74,8 kJ/mol

1. O metanol é um excelente combustível alternativo para motores de alta compressão, bem como um dos combustíveis usados em aviões a jato e foguetes. Ele pode ser produzido através da reação controlada do oxigênio do ar com metano do gás natural.

CH4(g) + ½ O2(g) → CH3OH(l)

Dadas as equações abaixo,

CO(g) + 3 H2(g) → CH4(g) + H2O(g) (inverte)

ΔH = -206,1 kJ

2 H2(g) + CO(g) → CH3OH(l)

ΔH = -128,3 kJ

2 H2(g) + O2(g) → 2 H2O(g) (divide por 2)

ΔH = -483,6 kJ

Qual será o valor da entalpia-padrão de reação para a formação de 1 mol de metanol a partir de metano e oxigênio?

CH4(g) + H2O(g) → CO(g) + 3 H2(g) ΔH = +206,1 kJ

2 H2(g) + CO(g) → CH3OH(l) ΔH = -128,3 kJ

H2(g) + 1/2 O2(g)→ H2O(g) ΔH = -241,8 kJ

CH4(g) + 1/2 O2(g)→ CH3OH(l)

ΔH = (+206,1) + (-128,3) + (-241,8)=

ΔH = -164,0 kJ/mol

1. Considere a seguinte reação

HCl(g) → H(g) + Cl(g) ΔH = + 431 kJ

Determine o valor da entalpia de ligação.

Como a entalpia de uma substância simples é zero, podemos dizer então que o valor do ΔH será correspondente ao HCl, portanto o valor da entalpia da ligação entre H – Cl será +431 kJ

1. Os valores das energias de ligação de algumas substâncias foram apresentados no decorrer desta unidade. Utilize esses dados para determinar teoricamente a variação de entalpia das seguintes reações.

Dados: H – F = 565 kJ/mol

H – H = 436 kJ/mol

F – F = 158 kJ/mol

Cl – Cl = 242 kJ/mol

N – H = 388 kJ/mol

H – Cl = 431 kJ/mol

N – N = 163 kJ/mol

C – H = 412 kJ/mol

C – Cl = 338 kJ/mol

1. 2 HF → H2 + F2

2 (H – F) → (H – H) + (F – F)

2. 565 → 436 + 158

1130 → 594

Quando calculamos a entalpia de formação os produtos possuem sinal negativo, pois se refere a energia liberada. E os reagentes possuem sinal positivo, pois absorvem energia. Portanto:

ΔH = (-594) + (+1130)

ΔH = + 536 kJ

1. 3 Cl2 + 2 NH3 → 6 HCl + N2

3 (Cl – Cl) + 2 (3 x N – H) → 6 (H – Cl) + (N ≡ N)

3. 242 + 6. 388 → 6. 431 + 944

726 + 2328 → 2586 + 944

3054 → 3530

ΔH = (-3530) + (+3054)

ΔH = - 476 kJ

1. CH4 + Cl2 → CH3Cl + HCl

(4. C – H) + (Cl – Cl) → (3. C – H) + (C – Cl) + (H – Cl)

4. 412 + 242 → 3. 412 + 338 + 431

1648 + 242 → 1236 + 338 + 431

1890 → 2005

ΔH = (-2005) + (+1890)

ΔH = - 115 kJ