**COLÉGIO EVANGÉLICO ALMEIDA BARROS**

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

**Professora: Letícia Aires**

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

**Lista de Exercícios – 2º ano**

**Caderno de Atividades – pg 9 a 14**

1. A indústria siderúrgica utiliza-se da redução de minério de ferro para obter o ferro fundido, que é empregado na obtenção de aço. A reação de obtenção do ferro fundido é representada pela reação:

Fe2O3 + 3 CO → 2 Fe + 3 CO2

A entalpia de reação (ΔHor) a 25 ºC é:

Fe2O3 + 3 CO → 2 Fe + 3 CO2

(- 824,2) + 3. (-110,5) → 2. 0 + 3. (-393,5)

- 824,2 – 331,5 → 0 – 1180,5

-1155,7 → -1180,5

ΔH°r = Hfinal – Hinicial

ΔH°r = -1180,5 – (-1155,7)

ΔH°r = -24,8 kJ/mol

1. 24,8 kJ/mol
2. – 24,8 kJ/mol
3. 541,2 kJ/mol
4. – 541, 2kJ/mol
5. 1328,2kJ/mol

Dados: Entalpia de formação a 25ºC, kJ/mol:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| $∆H\_{f}^{°}$ kJ/mol | Fe2O3 | Fe | CO | CO2 |
| -824,2 | 0 | -110,5 | -393,5 |

1. O etanol é considerado um combustível menos poluente quando comparado à gasolina. O seu uso está sendo incentivado pela mídia na campanha publicitária *Etanol,* o *combustível completão.*

A reação de combustão completa do etanol está representada na equação:

C2H5OH(ℓ) + 3 O2(g) → 2 CO2(g) + 3 H2O(ℓ)

ΔHºcombustão = –1 368 kJ/mol

Considere as entalpias-padrão de formação (ΔHºf):



O valor de x, apresentado na tabela, é igual a:

C2H5OH(ℓ) + 3 O2(g) → 2 CO2(g) + 3 H2O(ℓ) ΔHºcombustão = –1 368 kJ/mol

(-278) + 3. 0 → 2 . (-394) + 3. X

-278 → -788 + 3x

ΔH°r = Hfinal – Hinicial

- 1368 = (-788 + 3x) – (-278)

- 1368 = 3x – 788 + 278

- 1368 + 510 = 3x

-858 = 3x

x = - 286 kJ

1. +572
2. -286
3. -572
4. +286
5. -180
6. O cicloexano (C6H12) é um hidrocarboneto líquido à temperatura ambiente, insolúvel em água, que pode ser obtido pela redução com hidrogênio, na presença de um catalisador e pressão adequados, a partir do benzeno, apresentando valor de entalpia-padrão de formação igual a –156 kJ · mol–1. Sabendo-se que as entalpias-padrão de formação, da água líquida e do dióxido de carbono gasoso são, respectivamente, –286 kJ · mol–1 e –394 kJ · mol–1, pode-se afrmar que a entalpia-padrão de combustão do cicloexano é de:

C6H12 + 9 O2 → 6 CO2 + 6 H2O

(- 156) + 9 . 0 → 6. (-394) + 6. (-286)

- 156 → – 2364 - 1716

-156 → -4080

ΔH°r = Hfinal – Hinicial

ΔH°r = -4080 – (-156)

ΔH°r = -3924 kJ/mol

1. -524 kJ/mol
2. -836 kJ/mol
3. -3924 kJ/mol
4. -4236 kJ/mol
5. -6000 kJ/mol

4. (UEL – PR) Um dos maiores problemas do homem, desde os tempos pré-históricos, é encontrar uma maneira de obter energia para aquecê-lo nos rigores do inverno, acionar e desenvolver seus artefatos, transportá-lo de um canto a outro e para a manutenção de sua vida e lazer. A reação de combustão é uma maneira simples de se obter energia na forma de calor. Sobre a obtenção de calor, considere as equações a seguir.

C(grafite) + O2(g) → CO2(g)                    ΔH = −94,1 kcal

H2O(ℓ) → H2(g) + ½ O2(g)                     ΔH = +68,3 kcal

C(grafite) + 2 H2(g) → CH4(g)             ΔH = −17,9 kcal

Assinale a alternativa que apresenta, corretamente, o valor do calor de combustão (ΔH) do metano (CH4) na equação a seguir.

CH4(g) + 2 O2(g) → CO2(g) + 2 H2O(ℓ)

C(grafite) + O2(g) → CO2(g)                   ΔH = −94,1 kcal

2 H2(g) + O2(g) → 2 H2O(ℓ)                 ΔH = - 136,6 kcal

CH4(g) →C(grafite) + 2 H2(g)             ΔH = +17,9 kcal

CH4(g) + 2 O2(g) → CO2(g) +2 H2O(ℓ)

ΔH = - 94,1 + (-136,6) + 17,9

ΔH = - 94,1 – 136,6 + 17,9 =

ΔH = -212,8 kJ

1. - 212,8 kcal
2. - 144,5 kcal
3. - 43,7 kcal
4. + 144,5 kcal
5. + 212,8 kcal

5. O hidróxido de magnésio, base do medicamento vendido comercialmente como leite de magnésia, pode ser usado como antiácido e laxante. Dadas as reações abaixo:

**I**. 2 Mg(s) + O2(g) → 2 MgO(s)                 ΔH = –1 203,6 kJ

**II**. Mg(OH)2(s) → MgO(s) + H2O(ℓ)         ΔH = +37,1 kJ

**III**. 2 H2(g) + O2(g) → 2 H2O(ℓ)                  ΔH = –571,7 kJ

Então, o valor da entalpia de formação do hidróxido de magnésio, de acordo com a reação:

Mg(s) + H2(g) + O2(g) → Mg(OH)2(s), é:

1. - 1849,5 kJ

Mg(s) + ½ O2(g) → MgO(s)               ΔH = – 601,8 kJ

MgO(s) + H2O(ℓ) → Mg(OH)2(s)        ΔH = - 37,1 kJ

H2(g) + ½ O2(g) → H2O(ℓ)                  ΔH = – 285,85 kJ

Mg(s) + O2(g) + H2(g) → Mg(OH)2(s)

ΔH = (-601,8) + ( - 37,1) + ( - 285,85)

ΔH = - 601,8 – 37,1 – 285,85=

ΔH = - 924,75 kJ

1. + 1849,5 kJ
2. - 1738,2 kJ
3. - 924,75 kJ
4. + 924,75 kJ

6. 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 aplica- ção do craqueamento é a transformação do dodecano em dois compostos de menor massa molar, hexano e propeno (propileno), conforme exemplifcado, simplifcadamente, pela equação química a seguir:

C12H26(ℓ) → C6H14(ℓ) + 2 C3H6(g)

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

C12H26(ℓ) + 37/2O2(g) → 12 CO2(g) + 13 H2O(ℓ)ΔHºc = –7 513,0 kJ/mol

C6H14(ℓ) + 19/2O2(g) → 6 CO2(g) + 7 H2O(ℓ)                ΔHºc = –4 163,0 kJ/mol

C3H6(g) + 9/2O2(g) → 3 CO2(g) + 3 H2O(ℓ)                   ΔHºc= –2 220,0 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:

C12H26(ℓ) + 37/2O2(g) → 12 CO2(g) + 13 H2O(ℓ)ΔHºc = –7 513,0 kJ/mol

6 CO2(g) + 7 H2O(ℓ) → C6H14(ℓ) + 19/2O2(g)                ΔHºc = +4 163,0 kJ/mol

6 CO2(g) + 6 H2O(ℓ)→ 2 C3H6(g) + 9O2(g)                   ΔHºc= +4 440,0 kJ/mol

C12H26(ℓ) → C6H14(ℓ) + 2 C3H6(g)

ΔH = (-7513) + 4163 + 4440 =

ΔH = -7513 + 8603=

ΔH = +1090 kJ

1. - 13896,0 kJ/mol
2. – 1130,0 kJ/mol
3. + 1090,0 kJ/mol
4. + 1130,0 kJ/mol
5. + 13896,0 kJ/mol

7. O fosgênio é um gás extremamente venenoso, tendo sido usado em combates durante a Primeira Guerra Mundial como agente químico de guerra. É assim chamado porque foi primeiro preparado pela ação da luz do Sol em uma mistura dos gases monóxido de carbono (CO) e cloro (Cℓ2), conforme a equação balanceada da reação descrita a seguir: CO(g) + Cℓ2(g) → COCℓ2(g).

Considerando os dados termoquímicos empíricos de energia de ligação das espécies, a entalpia da reação de síntese do fosgênio é

Dados:



1. + 552 kJ

CO(g) + Cℓ2(g) → COCℓ2(g).

(C ≡ O) + (Cl – Cl) → (C = O) + 2 . (C – Cl)

1080 + 243 → 745 + 2 . 328

1323 → 1401

ΔH°r = Hfinal – Hinicial

ΔH = 1401 – 1323 =

ΔH = - 78 Kj

No produto a energia é liberada (sinal negativo) e no reagente a energia é absorvida (sinal positivo). Como o número maior é nos produtos, significa que o sinal do ΔH fica negativo.

1. - 78 kJ
2. - 300 kJ
3. + 100 kJ
4. - 141 kJ