**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:

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:

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:
7. -524 kJ/mol
8. -836 kJ/mol
9. -3924 kJ/mol
10. -4236 kJ/mol
11. -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)

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) o Mg(OH)2(s), é:

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

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
2. - 78 kJ
3. - 300 kJ
4. + 100 kJ
5. - 141 kJ