**COLÉGIO EVANGÉLICO ALMEIDA BARROS**

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

**Professora: Letícia Aires**

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

**Lista de Exercícios – 2º ano**

**APOSTILA 2 – pg 17**

1. A tabela apresenta as entalpias de combustão para as diferentes substâncias, frequentemente utilizadas como combustíveis.

|  |  |
| --- | --- |
| Substância | Entalpia de combustão (kJ/mol)(valores aproximados) |
| $$CH\_{4(g)}$$ | - 890 |
| $$C\_{3}H\_{8(g)}$$ | - 2220 |
| $$C\_{4}H\_{10(g)}$$ | - 2878 |
| $$C\_{8}H\_{18(l)}$$ | - 5471 |
| $$CH\_{3}OH\_{(l)}$$ | - 726 |
| $$C\_{2}H\_{5}OH\_{(l)}$$ | - 1368 |

Com base nessas informações, resolva as seguintes equações:

1. Represente as equações termoquímicas das reações de combustão para cada combustível.

$$ CH\_{4(g)}+ 2 O\_{2(g)}\rightarrow CO\_{2(g)}+ 2 H\_{2}O\_{(l)}$$

$$ C\_{3}H\_{8(g)}+ 5 O\_{2(g)}\rightarrow 3 CO\_{2(g)}+ 4 H\_{2}O\_{(l)}$$

$$ C\_{4}H\_{10(g)}+\frac{13}{2} O\_{2(g)}\rightarrow 4 CO\_{2(g)}+ 5 H\_{2}O\_{(l)}$$

$$ C\_{8}H\_{18(l)}+\frac{25}{2} O\_{2(g)}\rightarrow 8 CO\_{2(g)}+ 9 H\_{2}O\_{(l)}$$

$$ CH\_{3}OH\_{(l)}+\frac{3}{2} O\_{2(g)}\rightarrow CO\_{2(g)}+ 2 H\_{2}O\_{(l)}$$

$$ C\_{2}H\_{5}OH\_{(l)}+ 4 O\_{2(g)}\rightarrow 2 CO\_{2(g)}+ 3 H\_{2}O\_{(l)}$$

1. Além de produzir o mínimo possível de poluição, a escolha de um combustível depende da quantidade de calor fornecida. Entre os combustíveis citados na tabela, qual libera a maior quantidade de calor por mol consumido? E por grama? (Nesta questão é importante pensar que quando se pergunta em relação a grama podemos fazer uma regra de três, já que na tabela o valor da entalpia se refere a cada mol consumido, portanto, mol pode ser convertido a massa através do cálculo de massa molar)

O que libera maior calor é o C8H18, pois a entalpia de combustão é – 5471 kJ/mol.

Por grama precisamos fazer as proporções:

CH4:

Massa molar: C + 4 . H = 12 + 4.1 = 16 g/mol

16g -------- 890 kJ

1 g --------- x

$x=\frac{-890}{16}$ = 55,625 kJ

C3H8:

Massa molar: 3.C + 8.H = 3 . 12 + 8 . 1 = 44 g/mol

44g ------- 2220 kJ

1g --------- y

 $y= \frac{2220}{44}=50,45 kJ$

C4H10:

Massa molar: 4.C + 10.H= 4. 12 + 10 . 1= 58 g/mol

58 g --------- 2878 kJ

1g ----------- z

 $z=\frac{2878}{58}=49,62 kJ$

C8H18:

Massa molar: 8.C + 18.H = 8.12 + 18.1 = 114 g/mol

114g ------- 5471 kJ

1g ---------- w

 $w=\frac{5471}{114}=47,99 kJ$

CH3OH

Massa molar: C + 4 . H + Oxig = 12 + 4.1 + 16 = 32 g/mol

32g ------ 726 kJ

1g ------- t

 $t=\frac{726}{32}=22,69 kJ$

C2H5OH

Massa molar: 2. C + 6. H + Ox = 2.12 + 6.1 + 16 = 46g/mol

46g -------- 1368 kJ

1g --------- r

$r= \frac{1368}{46}=29,74g$

Observando os valores de x, y, z, w, t e r a maior quantidade de calor é gerada por x, ou seja, o metano.

1. Determine a quantidade de matéria de etanol (C2H5OH) a ser queimada para liberar 342 kJ

1 mol ------1368 kJ

 X ------ 342 kJ

$$x=\frac{342}{1368}=0,25 mol$$

1. Determine a quantidade de energia liberada na queima de 32,4 kg de gasolina, cujo componente principal é o octano (C8H18)

1 mol ----- 5471 kJ

 ↓

114 g ----- 5471 kJ

 32400 g ------ x

x = 1,55 x 106 kJ

1. Calcule a massa de etanol (C2H5OH) necessária para gerar a mesma quantidade de calor liberada na queima de 1 mol de octano (C8H18)

1 mol ----- 1368 kJ

 ↓

46 g ----- 1368 kJ

 x ------ 5471 kJ

x = $\frac{251666}{1368}$

$$x=183,96g de etanol$$

CADERNO DE ATIVIDADE PG 5 e 6

1. A termoquímica estuda a energia que é liberada ou absorvida, sob a forma de calor, em pressão constante, em processos como mudanças de fases e reações químicas. Sobre a termoquímica, analise as afirmações a seguir e marque **V** para verdadeiro e **F** para falso.

( V ) Uma reação de combustão é uma reação exotérmica, na qual a variação de entalpia tem sinal negativo.

( V ) Quando uma reação endotérmica ocorre, o sistema formado pelos participantes dessa reação absorve calor das vizinhanças.

( F ) Derramando-se gotas de propanona (H3CCOCH3(ℓ)) na pele, é provocada uma sensação de frio, justificada em razão de a evaporação ser um processo exotérmico.

( F ) A dissolução do H2SO4 concentrado em água é um processo exotérmico, que pode ser confirmado pela diminuição da temperatura.

( F  ) O processo de fusão do gelo absorve calor da vizinhança, assim, a variação de entalpia tem sinal negativo.

1. Com base nos conceitos de Termoquímica, assinale **V** para as afirmativas verdadeiras e **F** para as falsas

( F ) A combustão é uma reação química que ocorre com absorção de calor.

( F ) Na prática, não se consegue medir a variação de entalpia de uma reação química.

( F ) O calor da reação depende somente da(s) quantidade(s) de reagente(s) e de produto(s).

( F ) A transformação da água sólida para a líquida ocorre com liberação de calor.

1. O diagrama a seguir apresenta as entalpias de combustão das variedades alotrópicas mais conhecidas do elemento carbono – a grafite e o diamante.



Com base nas informações, responda:

1. Qual dos alótropos é o mais estável? Justifique sua resposta.

Grafite

1. Determine a variação de entalpia do C(diamante) → C(grafite)

$$∆H=Reagente\_{diamante}-Produto\_{grafite}$$

$$∆H= -94,512-\left(-94,059\right)$$

$$∆H= -0,453 kcal$$

1. A síntese da amônia, sem o ajuste dos coeficientes estequiométricos, pode ser expressa pela representação da equação química:

N2(g) + H2(g) ↔ NH3(g) com ΔH = –46,1 kJ mol–1



Considerando as informações apresentadas, assinale a alternativa correta:

1. Quando a entalpia dos produtos for menor do que a dos reagentes, o valor de ΔH será maior do que zero
2. Sendo considerada a decomposição da amônia, a entalpia dos produtos será maior do que a dos reagentes e ΔH será positivo.
3. A reação de síntese da amônia é um processo em que o sistema cede calor à vizinhança, caracterizando uma reação endotérmica.
4. Ao reagirem 6,0 mol de moléculas de gás hidrogênio (H2(g)), o processo absorverá 184,4 kJ de calor.
5. A entalpia de formação da amônia envolve a absorção de 46,1 kJ mol–1
6. O nitrato de amônio pode ser utilizado na fabricação de fertilizantes, herbicidas e explosivos. Sua reação de decomposição está representada abaixo:

NH4NO3(s)→ N2O(g) + 2 H2O(g) ΔH = –37 kJ

A energia liberada (em módulo) quando 90 g de água é formada por essa reação é:

Dados: H: 1g/mol; O: 16 g/mol; N: 14 g/mol

1. 74 kJ
2. 92,5 kJ
3. 185 kJ
4. 60,5 kJ

2 mol de H2O ---- 37 kJ

 ↓

2. 18g ----- 37 kJ

90g ------ x

$$x=\frac{3330}{36}$$

$$x=92,5 kJ$$