



PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

EJERCICIO 1

JUNIO 2026

TERMOQUÍMICA-ESTEQUIOMETRÍA

©Angel Cuesta Arza





PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

EJERCICIO 1

JUNIO 2026

TERMOQUÍMICA-ESTEQUIOMETRÍA

DATOS NECESARIOS PARA RESOLVER EL EXAMEN

Al inicio del examen se proporciona una tabla periódica que contiene las masas atómicas y un conjunto de fórmulas. La tabla periódica la he recortado por cuestiones de espacio en la diapositiva. **Te recomiendo que te descargues el enunciado y lo imprimas.**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H Hidrógeno 1,008																	2 He Helio 4,0026
3 Li Litio 6,94	4 Be Berilio 9,0122											5 B Boro 10,81	6 C Carbono 12,011	7 N Nitrógeno 14,007	8 O Oxígeno 15,999	9 F Flúor 18,998	10 Ne Neón 20,180
11 Na Sodio 22,990	12 Mg Magnesio 24,305											13 Al Aluminio 26,982	14 Si Silicio 28,085	15 P Fósforo 30,974	16 S Azufre 32,06	17 Cl Cloro 35,45	18 Ar Argón 39,95

Constantes y factores de conversión: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $c = 3,0 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $F = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; $K_w (298 \text{ K}) = 10^{-14}$.
 $1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar} = 760 \text{ mmHg} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$; $1 \text{ J} = 0,24 \text{ cal}$.

FÓRMULAS

Ecuación de estado de los gases ideales: $PV = nRT$	Ecuación de Arrhenius: $k = Ae^{-E_a/RT}$	Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$
Ecuación de Dalton: $p_i = x_i P$	2ª ley de Faraday: $m(g) = \frac{M(g \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot \text{mol}^{-1})}$	$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

PROBLEMA 1

La quema de combustibles fósiles (carbón e hidrocarburos) genera CO_2 y H_2O . Esta es una de las causas principales del aumento de la cantidad de CO_2 en la atmósfera, hecho que contribuye al avance del cambio climático a través del efecto invernadero. Por ello, la descarbonización se ha convertido en una de las prioridades para nuestra sociedad.

El metano, CH_4 , es un gas a temperatura ambiente. Su precio aproximado es de 0,5 € por m^3 del gas (medido a 0°C y 1 atm de presión, $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$). Por otra parte, el octano, C_8H_{18} (componente mayoritario de la gasolina), es un líquido de densidad $0,703 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$, cuyo coste es de aproximadamente 1,55 € por litro.

Las reacciones de combustión de metano y octano son:



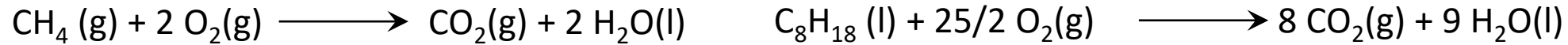
a) Calcule el coste, en euros, de cada uno de los combustibles mencionados que es necesario quemar para producir 10^9 J de energía en forma de calor.

b) Además del coste económico, es importante conocer el coste medioambiental derivado de la producción de CO_2 . Calcule la cantidad de CO_2 , en kg, que se produce en cada uno de los dos procesos de combustión mencionados en el apartado a) y deduzca cuál de los dos combustibles es más contaminante, en términos de la cantidad de CO_2 emitida.

Datos: variación de entalpía de combustión estándar,

ΔH_c° ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{CH}_4(\text{g}) = -890,3$; $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) = -5741,3$.

PROBLEMA 1



a) Calcule el coste, en euros, de cada uno de los combustibles mencionados que es necesario quemar para producir 10^9 J de energía en forma de calor.

Datos: variación de entalpía de combustión estándar, ΔH_c° ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $\text{CH}_4(\text{g}) = -890,3$; $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) = -5741,3$.

Se calculan los moles de metano necesarios para generar 10^9 J .

$$10^9 \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{890,3 \text{ kJ}} = 1123,22 \text{ mol CH}_4$$

Se calcula el volumen de metano aplicando la ecuación de estado de los gases ideales.

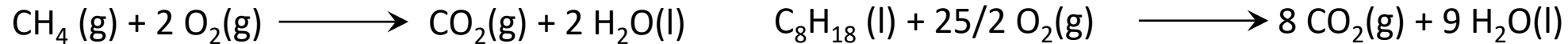
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \longrightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1123,22 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 25144 \text{ L de CH}_4 = 25,144 \text{ m}^3 \text{ de CH}_4$$

Se calcula el coste de esa cantidad de metano.

$$25,144 \text{ m}^3 \text{ de CH}_4 \cdot \frac{0,5 \text{ €}}{1 \text{ m}^3 \text{ de CH}_4} = 12,57 \text{ €}$$

El coste del gas metano para producir 10^9 J es **12,57 €**.

PROBLEMA 1



a) Calcule el coste, en euros, de cada uno de los combustibles mencionados que es necesario quemar para producir 10^9 J de energía en forma de calor.

Datos: variación de entalpía de combustión estándar, ΔH_c° ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $\text{CH}_4(\text{g}) = -890,3$; $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) = -5741,3$.

Se calculan los moles de octano necesarios para generar 10^9 J . $10^9 \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18}}{5741,3 \text{ kJ}} = 174,177 \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18}$

Se calcula la masa molar del octano. $M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 8 \cdot M(\text{C}) + 18 \cdot M(\text{H}) = 8 \cdot 12,011 + 18 \cdot 1,008 = 114,232 \text{ g/mol}$

Se calcula la masa de octano: $m = n \cdot M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 174,177 \cdot 114,232 = 19896,5 \text{ g} = 19,8965 \text{ kg}$

Se calcula el volumen de octano a partir de su densidad $d = \frac{m}{V} \longrightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{19,8965}{0,703} = 28,3023 \text{ L de } \text{C}_8\text{H}_{18}$

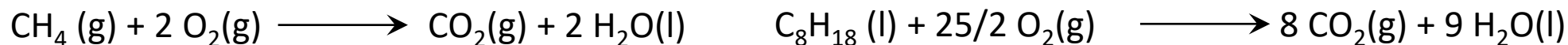
Se calcula el coste de esa cantidad de octano.

$$28,3023 \text{ L de } \text{C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{1,55 \text{ €}}{1 \text{ L de } \text{C}_8\text{H}_{18}} = 43,87 \text{ €}$$

El coste del octano para producir 10^9 J es **43,87 €**.

PROBLEMA 1

b) Además del coste económico, es importante conocer el coste medioambiental derivado de la producción de CO_2 . Calcule la cantidad de CO_2 , en kg, que se produce en cada uno de los dos procesos de combustión mencionados en el apartado a) y deduzca cuál de los dos combustibles es más contaminante, en términos de la cantidad de CO_2 emitida.



Se calcula la masa de CO_2 emitida por el metano para producir 10^9 J .

Se calcula la masa molar del CO_2 : $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \cdot M(\text{O}) = 12,011 + 2 \cdot 15,999 = 44,009 \text{ g/mol}$

Se calcula mediante factores de conversión, recordando que se partía de $1123,22 \text{ mol de CH}_4$

$$1123,22 \text{ mol de CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de CH}_4} \cdot \frac{44,009 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ kg de CO}_2}{1000 \text{ g de CO}_2} = 49,43 \text{ kg de CO}_2$$

En el caso del octano:

$$174,177 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{8 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{44,009 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ kg de CO}_2}{1000 \text{ g de CO}_2} = 61,32 \text{ kg de CO}_2$$

Al producir 10^9 J se generan **49,43 kg de CO_2** a partir del metano y **61,32 kg de CO_2** a partir del octano. **Para producir la misma energía, el octano emite más CO_2 que el metano.**