

IChO 1970

Problemas teóricos y soluciones · Budapest, Hungría · 6 problemas teóricos con soluciones completas

eulersolve.org/icho/1970/

Problema 1: Estructura de un gas a partir de sus productos de combustión

Una cantidad de 23 g de gas (densidad $\rho = 2.05 \text{ g dm}^{-3}$ en condiciones normales de presión y temperatura) produce, al quemarse, 44 g de dióxido de carbono y 27 g de agua.

Problema:

¿Cuál es la fórmula estructural del gas (compuesto)?

Enunciado traducido del texto oficial en inglés.

Respuestas

1. Éter dimetílico (metoximetano), $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$, con fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. SMILES: `COC`.

Solución

1. Determinar la composición y la fórmula molecular.

Los productos de combustión son dióxido de carbono ($\text{O}=\text{C}=\text{O}$) y agua (H_2O). Utilizando las masas atómicas convencionales 12, 1 y 16 para el carbono, el hidrógeno y el oxígeno:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{44 \text{ g}}{44 \text{ g mol}^{-1}} = 1.0 \text{ mol},$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{27 \text{ g}}{18 \text{ g mol}^{-1}} = 1.5 \text{ mol}.$$

Por tanto, la muestra contiene 1.0 mol de átomos de carbono y $2(1.5) = 3.0$ mol de átomos de hidrógeno, que corresponden a 12 g de carbono y 3 g de hidrógeno.

La masa restante corresponde al oxígeno:

$$m_{\text{O}} = 23 - 12 - 3 = 8 \text{ g}, \quad n_{\text{O}} = \frac{8 \text{ g}}{16 \text{ g mol}^{-1}} = 0.50 \text{ mol}.$$

La proporción atómica es, por tanto,

$$n_{\text{C}} : n_{\text{H}} : n_{\text{O}} = 1.0 : 3.0 : 0.50 = 2 : 6 : 1,$$

lo que da la fórmula empírica $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, con una masa molar de la fórmula empírica de 46 g mol^{-1} .

Utilizando el volumen molar de un gas ideal en condiciones normales convencionales de presión y temperatura, $V_m = 22.4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$,

$$M = \rho V_m = (2.05 \text{ g dm}^{-3})(22.4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}) = 45.9 \text{ g mol}^{-1}.$$

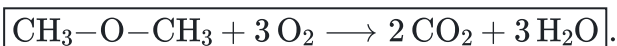
Este valor concuerda con la masa molar de la fórmula empírica, por lo que la fórmula molecular es $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

Existen dos isómeros constitucionales:

- **Éter dimetílico**, $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$, SMILES coc.
- **Etanol**, $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$, SMILES cco.

El éter dimetílico es gaseoso en condiciones normales de presión y temperatura, mientras que el etanol es líquido. Por tanto, el estado gaseoso indicado permite identificar el compuesto como **éter dimetílico**, cuyo átomo de oxígeno está unido a dos grupos metilo.

Su ecuación de combustión ajustada, utilizando dioxígeno ($\text{O}=\text{O}$), es



En efecto, 23 g equivalen a 0.50 mol de éter dimetílico, que producen 1.0 mol (44 g) de dióxido de carbono y 1.5 mol (27 g) de agua.

La solución se comprobó con la solución oficial.

Problema 2: Agua de cristalización en dos muestras de carbonato de sodio cristalino

Se hizo reaccionar una muestra de carbonato de sodio cristalino (A) de 1.287 g de masa con un exceso de ácido clorhídrico y se liberaron 100.8 cm^3 de un gas (medidos en condiciones normales de presión y temperatura).

Otra muestra de un carbonato de sodio cristalino diferente (B), de 0.715 g de masa, se descompuso con 50 cm^3 de ácido sulfúrico 0.2 N.

Tras la descomposición total del carbonato de sodio, se neutralizó el exceso de ácido sulfúrico, para lo cual se necesitaron 50 cm^3 de disolución de hidróxido de sodio 0.1 N (mediante valoración con naranja de metilo como indicador).

Cuestiones:

2.1 ¿Cuántas moléculas de agua por cada molécula de Na_2CO_3 contiene la primera muestra de carbonato de sodio?

2.2 ¿Tienen ambas muestras de carbonato de sodio la misma composición?

Masas atómicas relativas: $A_r(\text{Na}) = 23$; $A_r(\text{H}) = 1$; $A_r(\text{C}) = 12$; $A_r(\text{O}) = 16$.

Enunciado traducido del texto oficial en inglés.

Respuestas

- **2.1** La muestra A contiene **10 moléculas de agua** (SMILES o) por unidad fórmula de Na_2CO_3 . Es **carbonato de sodio decahidratado**, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$; SMILES de sus componentes: $[\text{Na}^+] \cdot [\text{Na}^+] \cdot [\text{O}^-] \text{C}(=\text{O}) [\text{O}^-] \cdot \text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O}$.
- **2.2** **Sí**. Ambas muestras tienen la composición $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$.

El SMILES del hidrato especifica los iones y las moléculas de agua que lo constituyen; no representa su disposición en la red cristalina.

Solución

2.1

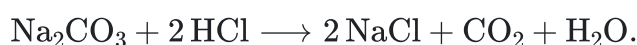
Escribimos la composición de la muestra A como $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x \text{H}_2\text{O}$. Las masas atómicas dadas permiten obtener

$$\begin{aligned} M(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= 2(23) + 12 + 3(16) = 106 \text{ g mol}^{-1}, \\ M(\text{H}_2\text{O}) &= 2(1) + 16 = 18 \text{ g mol}^{-1}. \end{aligned}$$

Por tanto, el hidrato tiene una masa molar de

$$M_A = (106 + 18x) \text{ g mol}^{-1}.$$

El componente carbonato reacciona con el ácido clorhídrico según



El agua de cristalización pasa a la disolución. El gas liberado es **dióxido de carbono**, y un mol de hidrato produce un mol de CO_2 .

Utilizando el volumen molar convencional de un gas en condiciones normales de presión y temperatura, $22.4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$,

$$n(\text{CO}_2) = \frac{0.1008 \text{ dm}^3}{22.4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}} = 4.50 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

Por tanto,

$$M_A = \frac{1.287 \text{ g}}{4.50 \times 10^{-3} \text{ mol}} = 286 \text{ g mol}^{-1},$$

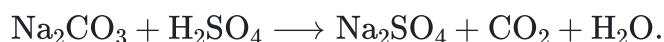
y

$$106 + 18x = 286 \implies \boxed{x = 10}.$$

En consecuencia, la muestra A es $\boxed{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}}$.

2.2

El componente carbonato de la muestra B reacciona con el ácido sulfúrico:



A continuación, se neutraliza el exceso de ácido sulfúrico:



La normalidad expresa los equivalentes reactivos por litro. La cantidad inicial de ácido, en equivalentes, era

$$E_{\text{initial}} = (0.2 \text{ eq L}^{-1})(0.050 \text{ L}) = 0.010 \text{ eq.}$$

El volumen de hidróxido de sodio utilizado en la valoración permite medir el ácido restante:

$$E_{\text{excess}} = (0.1 \text{ eq L}^{-1})(0.050 \text{ L}) = 0.0050 \text{ eq.}$$

Así pues, la muestra B consumió

$$E_B = 0.010 - 0.0050 = 0.0050 \text{ eq.}$$

Cada mol de carbonato de sodio consume dos equivalentes de ácido, por lo que

$$n_B(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{0.0050 \text{ eq}}{2 \text{ eq mol}^{-1}} = 2.5 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

Si escribimos la muestra B como $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot y \text{H}_2\text{O}$, su masa molar es

$$M_B = \frac{0.715 \text{ g}}{2.5 \times 10^{-3} \text{ mol}} = 286 \text{ g mol}^{-1}.$$

De ahí que

$$y = \frac{286 - 106}{18} = 10.$$

Por tanto, **ambas muestras tienen la misma composición**, $\boxed{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}}$.

Los nombres y los SMILES de las demás especies que aparecen en las reacciones son:

Especie	Fórmula	SMILES
Carbonato de sodio	Na_2CO_3	<chem>[Na+] . [Na+] . [O-] C(=O) [O-]</chem>
Cloruro de hidrógeno, utilizado como ácido clorhídrico en disolución acuosa	HCl	<chem>Cl</chem>
Cloruro de sodio	NaCl	<chem>[Na+] . [Cl-]</chem>
Dióxido de carbono	CO_2	<chem>O=C=O</chem>
Agua	H_2O	<chem>O</chem>
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	<chem>OS(=O)(=O)O</chem>
Sulfato de sodio	Na_2SO_4	<chem>[Na+] . [Na+] . [O-] S(=O)(=O) [O-]</chem>
Hidróxido de sodio	NaOH	<chem>[Na+] . [OH-]</chem>

La solución se comprobó con la solución oficial.

Problema 3: Mezcla en equilibrio a partir de monóxido de carbono y vapor de agua

Se mezcló monóxido de carbono con un volumen de vapor de agua igual a 1.5 veces el volumen del monóxido de carbono. ¿Cuál será la composición (en % en masa y en volumen) de la mezcla gaseosa en el estado de equilibrio si el 80 % del monóxido de carbono se convierte en dióxido de

carbono?

Enunciado traducido del texto oficial en inglés.

Respuestas

- **Problema 3:** La mezcla en equilibrio tiene la siguiente composición, incluido el vapor de agua restante:

Componente	% en masa	% en volumen
Monóxido de carbono, CO, [C-]#[O+]	10.2	8.0
Vapor de agua, H ₂ O, o	22.9	28.0
Dióxido de carbono, CO ₂ , O=C=O	64.0	32.0
Hidrógeno, H ₂ , [H][H]	2.9	32.0
Total	100.0	100.0

Solución

La reacción de equilibrio ajustada es



A la misma temperatura y presión, los volúmenes de los gases ideales son proporcionales a las cantidades de sustancia en moles. Tomando el volumen inicial de vapor de agua como 1.5 veces el volumen de monóxido de carbono, se elige como base de cálculo

$$n_0(\text{CO}) = 1.00 \text{ mol}, \quad n_0(\text{H}_2\text{O}) = 1.50 \text{ mol}.$$

Como reacciona el 80% del monóxido de carbono, la cantidad consumida es

$$n_{\text{reacted}}(\text{CO}) = 0.80(1.00 \text{ mol}) = 0.80 \text{ mol}.$$

La reacción consume una cantidad igual de agua y forma 0.80 mol de dióxido de carbono y otros tantos de hidrógeno.

Utilizando las masas molares convencionales 28, 18, 44, 2 g mol⁻¹, respectivamente:

Especie	Cantidad inicial / mol	Variación / mol	Cantidad en el equilibrio / mol	Masa en el equilibrio / g
CO	1.00	-0.80	0.20	5.60
H ₂ O	1.50	-0.80	0.70	12.60
CO ₂	0	+0.80	0.80	35.20
H ₂	0	+0.80	0.80	1.60
Total	2.50	0	2.50	55.00

Los **porcentajes en masa** se obtienen a partir de

$$\text{Porcentaje en masa de } i = \frac{m_i}{55.00 \text{ g}} \times 100\%.$$

Así, en el orden CO, H₂O, CO₂, H₂,

$$\frac{(5.60, 12.60, 35.20, 1.60)}{55.00} \times 100\% \approx (10.2, 22.9, 64.0, 2.9)\%.$$

Los **porcentajes en volumen** son iguales a los porcentajes molares:

$$\text{Porcentaje en volumen de } i = \frac{n_i}{2.50 \text{ mol}} \times 100\%.$$

Por lo tanto, en el mismo orden,

$$\frac{(0.20, 0.70, 0.80, 0.80)}{2.50} \times 100\% = (8.0, 28.0, 32.0, 32.0)\%.$$

La solución se comprobó con la solución oficial.

Problema 4: Aleación de rubidio con otro metal alcalino

Una aleación está formada por rubidio y uno de los otros metales alcalinos. Una muestra de 4.6 g de la aleación, al reaccionar con agua, libera 2.241 dm³ de hidrógeno en condiciones normales de presión y temperatura.

Cuestiones:

4.1 ¿Qué metal alcalino es el otro componente de la aleación?

4.2 ¿Cuál es la composición de la aleación en % en masa?

Masas atómicas relativas:

$$A_r(\text{Li}) = 7; \quad A_r(\text{Na}) = 23; \quad A_r(\text{K}) = 39; \quad A_r(\text{Rb}) = 85.5; \quad A_r(\text{Cs}) = 133$$

Enunciado traducido del texto oficial en inglés.

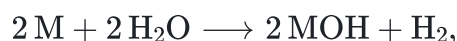
Respuestas

- **4.1:** Litio, Li.
- **4.2:** Aproximadamente **24.2% de litio** y **75.8% de rubidio** en masa.

Solución

4.1 — Identificación del segundo metal

Todos los metales alcalinos reaccionan con agua según



donde M representa un metal alcalino. Por tanto, dos moles de átomos metálicos producen un mol de hidrógeno.

Utilizando el volumen molar convencional en condiciones normales de presión y temperatura

$$V_m \approx 22.4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1},$$

$$n(\text{H}_2) = \frac{2.241 \text{ dm}^3}{22.4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}} = 0.10004 \text{ mol}.$$

La cantidad de sustancia total de los metales es, por tanto,

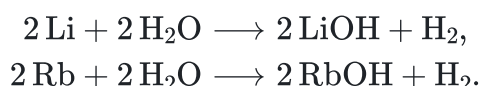
$$n_{\text{metales}} = 2n(\text{H}_2) = 0.20009 \text{ mol.}$$

La masa molar media de los átomos metálicos de la aleación es

$$\overline{M} = \frac{4.6 \text{ g}}{0.20009 \text{ mol}} \approx 22.99 \text{ g mol}^{-1}.$$

Esta es una media de las masas molares de los dos metales ponderada por sus cantidades en moles. El rubidio tiene una masa molar de 85.5 g mol^{-1} , por lo que el otro metal debe tener una masa molar **inferior** a 22.99 g mol^{-1} . De los metales alcalinos indicados, solo el **litio**, con $M = 7 \text{ g mol}^{-1}$, cumple esta condición.

Las reacciones son



Las especies moleculares son el agua O y el hidrógeno $[\text{H}][\text{H}]$. Los productos son el hidróxido de litio $[\text{Li}^+][\text{OH}^-]$ y el hidróxido de rubidio $[\text{Rb}^+][\text{OH}^-]$, presentes como iones disociados en agua.

4.2 — Composición en masa

Sea x la masa de litio. La masa de rubidio es $4.6 \text{ g} - x$. La cantidad de sustancia total de los metales permite escribir

$$\frac{x}{7 \text{ g mol}^{-1}} + \frac{4.6 \text{ g} - x}{85.5 \text{ g mol}^{-1}} = 0.200089 \text{ mol.}$$

Al resolver, conservando cifras de guarda,

$$m(\text{Li}) = 1.11533 \text{ g}, \quad m(\text{Rb}) = 3.48467 \text{ g.}$$

Por tanto, los porcentajes en masa son

$$\begin{aligned} w(\text{Li}) &= \frac{1.11533}{4.6} \times 100\% \approx \boxed{24.2\%}, \\ w(\text{Rb}) &= \frac{3.48467}{4.6} \times 100\% \approx \boxed{75.8\%}. \end{aligned}$$

La solución se comprobó con la solución oficial.

Problema 5: Cristalización del sulfato de cobre(II) pentahidratado

Se trataron 20 g de óxido de cobre(II) con una cantidad estequiométrica de una disolución caliente de ácido sulfúrico al 20% para obtener una disolución de sulfato de cobre(II).

Problema:

¿Cuántos gramos de sulfato de cobre(II) cristalino ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$) han cristalizado al enfriar la disolución a 20°C ?

Masas atómicas relativas: $A_r(\text{Cu}) = 63.5$; $A_r(\text{S}) = 32$; $A_r(\text{O}) = 16$; $A_r(\text{H}) = 1$

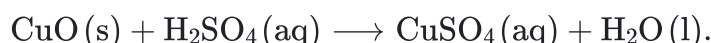
Solubilidad del CuSO_4 a 20°C : $s = 20.9 \text{ g de CuSO}_4 \text{ en } 100 \text{ g de H}_2\text{O}$.

Respuestas

- **Problema 5:** Cristalizan 32.9 g de sulfato de cobre(II) pentahidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$.
SMILES: $[\text{Cu}+2] \cdot [\text{O}-]\text{S}(=\text{O})(=\text{O})[\text{O}-] \cdot \text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O}$.

Solución

El óxido de cobre(II) ($[\text{Cu}+2] \cdot [\text{O}-2]$) reacciona con el ácido sulfúrico ($\text{OS}(=\text{O})(=\text{O})\text{O}$) para producir sulfato de cobre(II) ($[\text{Cu}+2] \cdot [\text{O}-]\text{S}(=\text{O})(=\text{O})[\text{O}-]$) y agua (O):



Los SMILES de los compuestos iónicos especifican las composiciones de las unidades fórmula; no codifican redes cristalinas ni geometrías de coordinación.

Utilizando las masas atómicas dadas, las masas molares son

$$\begin{aligned} M(\text{CuO}) &= 79.5 \text{ g mol}^{-1}, \\ M(\text{H}_2\text{SO}_4) &= 98 \text{ g mol}^{-1}, \\ M(\text{H}_2\text{O}) &= 18 \text{ g mol}^{-1}, \\ M(\text{CuSO}_4) &= 159.5 \text{ g mol}^{-1}, \\ M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) &= 159.5 + 5(18) = 249.5 \text{ g mol}^{-1}. \end{aligned}$$

La cantidad de sustancia de óxido de cobre(II) es

$$n = \frac{20 \text{ g}}{79.5 \text{ g mol}^{-1}} = 0.251572 \text{ mol}.$$

La reacción consume esta misma cantidad de sustancia de ácido sulfúrico y produce esta cantidad tanto de sulfato de cobre(II) como de agua. Por tanto,

$$\begin{aligned} m(\text{H}_2\text{SO}_4) &= 0.251572(98) = 24.6541 \text{ g}, \\ m(\text{CuSO}_4) &= 0.251572(159.5) = 40.1258 \text{ g}, \\ m(\text{agua de reacción}) &= 0.251572(18) = 4.52830 \text{ g}. \end{aligned}$$

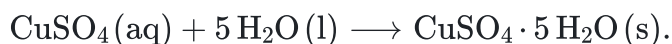
La disolución ácida contiene un 20% en masa de ácido sulfúrico, por lo que su masa es

$$m(\text{disolución ácida}) = \frac{24.6541}{0.20} = 123.2704 \text{ g}.$$

El agua total presente después de la reacción incluye tanto el agua aportada con el ácido como el agua formada:

$$m_{\text{water},0} = 0.80(123.2704) + 4.52830 = 103.1447 \text{ g}.$$

Al enfriar, se forman cristales del pentahidrato:



La cristalización retira de la disolución tanto sal disuelta como agua. Sea x la masa de los cristales del pentahidrato. Estos cristales contienen

$$\frac{159.5}{249.5}x \text{ de CuSO}_4, \quad \frac{90}{249.5}x \text{ de H}_2\text{O}.$$

La disolución restante está saturada a 20 °C, de modo que

$$\frac{40.1258 \text{ g} - \frac{159.5}{249.5}x}{103.1447 \text{ g} - \frac{90}{249.5}x} = \frac{20.9}{100}.$$

Por tanto,

$$x = \frac{40.1258 - 0.209(103.1447)}{\frac{159.5}{249.5} - 0.209\frac{90}{249.5}} \text{ g} = 32.9295 \text{ g}.$$

Así pues, la masa cristalizada es

$$\boxed{m(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) = 32.9 \text{ g}}.$$

La solución se comprobó con la solución oficial.

Problema 6: Dos óxidos del mismo metal

Un óxido de cierto metal contiene un 22.55 % de oxígeno en masa. Otro óxido del mismo metal contiene un 50.48 % de oxígeno en masa.

Problema:

1. ¿Cuál es la masa atómica relativa del metal?

Enunciado traducido del texto oficial en inglés.

Respuestas

1. La masa atómica relativa es aproximadamente **55** ($A_r \approx 54.94$). El metal es el **manganeso**, **Mn**. La masa atómica relativa es adimensional.

Solución

1.

Sea A la masa atómica relativa del metal, y sean n_1 y n_2 sus estados de oxidación en los dos óxidos. Tomando $A_r(\text{O}) = 16.00$, el estado de oxidación del oxígeno, -2 , permite obtener

$$\frac{m(\text{oxígeno})}{m(\text{metal})} = \frac{8n}{A}.$$

Por tanto, las relaciones de masas entre el oxígeno y el metal son

$$\frac{8n_1}{A} = \frac{22.55}{77.45}, \quad \frac{8n_2}{A} = \frac{50.48}{49.52}.$$

Al dividir, se elimina A :

$$\frac{n_2}{n_1} = \frac{50.48/49.52}{22.55/77.45} = 3.50117 \approx \frac{7}{2}.$$

Los menores estados de oxidación enteros compatibles con esta relación son +2 y +7. Los pares proporcionales de valores mayores requerirían estados de oxidación químicamente poco razonables para estos óxidos metálicos ordinarios. Por tanto, las fórmulas son MO y M₂O₇.

A partir del primer óxido,

$$\frac{16.00}{A + 16.00} = 0.2255,$$

por lo que

$$A = 16.00 \frac{77.45}{22.55} = 54.95.$$

De forma independiente, el segundo óxido da

$$\frac{7(16.00)}{2A + 7(16.00)} = 0.5048,$$

de donde

$$A = \frac{7(16.00)}{2} \frac{49.52}{50.48} = 54.94.$$

Estos resultados concuerdan dentro del margen de redondeo de los porcentajes proporcionados y permiten identificar el **manganeso**, con

$$A_r(\text{Mn}) \approx 54.94 \approx 55.$$

Los óxidos son:

- **Óxido de manganeso(II)**, MnO: SMILES de la unidad fórmula iónica [Mn+2] . [O-2] . El sólido forma una red iónica extensa; esta notación no representa una molécula discreta.
- **Óxido de manganeso(VII)**, Mn₂O₇: SMILES O=[Mn] (=O) (=O) O [Mn] (=O) (=O) (=O)=O. Un oxígeno puente une dos centros de manganeso con una coordinación aproximadamente tetraédrica.

Como comprobación, $A = 54.94$ da contenidos de oxígeno de 22.5543% y 50.4777%, que se redondean a los valores indicados.

La solución se comprobó con la solución oficial.