

A) Generalidades y Principio Cero**ii. Gases ideales**

32. En un laboratorio de bioquímica se investiga la conversión de N_2 atmosférico en una forma utilizable por las bacterias que viven en las raíces de ciertas legumbres. Se necesita saber cuál es la presión que ejercen 1,25 g de N_2 encerrados en un matraz de 250 mL a 20°C. Dato: masa molecular 28 g/mol. *Resultado: 4,30 atm.*
33. Calcular la temperatura a la que se encuentran 1,22 g de CO_2 en un matraz de 0,5 L si ejercen una presión de 143 kPa? Dato: masa molecular 44 g/mol. *Resultado: 37 °C.*
34. En el fondo de un lago a 120 m de profundidad se forma una burbuja de 1,5 cm³. Si la temperatura en el fondo es de 7° C y en la superficie de 15° C, ¿Qué volumen alcanza la burbuja al llegar a la superficie? Suponer que en la superficie del lago la presión es igual a 1 atm y la densidad del agua se mantiene constante en 1,03 g/cm³. *R: 20,0 mL.*
35. Calcular la densidad del oxígeno, el hidrógeno, el nitrógeno y el propano en Condiciones Normales (0 °C, 1 atm), en g/cm³. Masas moleculares: 32 g/mol para el oxígeno, 2 g/mol para el hidrógeno, 28 g/mol para el nitrógeno y 44 g/mol para el propano. *R: $1,43 \cdot 10^{-3}$; $8,92 \cdot 10^{-5}$; $1,25 \cdot 10^{-3}$ y $1,96 \cdot 10^{-3}$ g/m³.*
36. Para cierto hidrocarburo gaseoso, 20,0 mg ejercen una presión de 24,7 torr en un recipiente de 500 cm³ a 25°C. Calcular su masa molecular. *R: 30,1 g/mol (etano).*

iii. Mezcla de gases

37. El aire espirado por una persona tiene una presión parcial de oxígeno de 100 mmHg. Suponiendo que la presión total es de 1 atm, determinar la fracción molar de oxígeno. Determinar la presión parcial de dióxido de carbono y vapor de agua, en mmHg, torr y Pa, en el aire espirado si sabemos que componen el 3,4 y 6,2 % de los moles del aire. *Resultado: 0,132; 3450 y 6282 Pa.*
38. Cierta mezcla gaseosa se encuentra a 3450 kPa de presión. La mezcla se compone de 20,0 g de O_2 (masa molecular 32 g/mol) y 30,0 g CO_2 (masa molecular 44 g/mol). Calcular la presión parcial de cada gas. *Resultado: 1650 y 1800 kPa*
39. Se dispone de dos recipientes iguales que contienen ciertas cantidades de un gas sometidos a la misma presión. Cada recipiente se encuentra inmerso en un baño termostático, uno a 25°C y el otro a 100°C. ¿Qué relación habrá entre los moles de ambos recipientes antes de mezclarse? *Resultado: 1,25.*
40. Si la composición molar de aire sintético se supone 21 % de oxígeno (masa molecular 32 g/mol) y 79 % de nitrógeno (masa molecular 28 g/mol), ¿Cuál será su densidad en Condiciones Normales? *Resultado: 1,29 g/L.*

B) Primer Principio.**v. Conservación de la energía.**

41. Cuando se descorcha el champagne a temperatura ambiente, el corcho, de unos 6 g de masa, sale disparado a unos 40 km/h como resultado del trabajo ejercido por la expansión del gas dentro de la botella. ¿Cuál es el cambio de energía interna del sistema si al descorcharse absorbe 0,5 calorías de calor? *Resultado: 1,72 J.*

42. Se deja caer un trozo de Zn de 5,0 g de masa en un vaso que contiene ácido clorhídrico diluido, produciéndose la siguiente reacción generadora de gas hidrógeno siguiente: $\text{Zn} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$. Suponiendo que el único cambio de volumen se corresponde con el que produce el hidrógeno, el cual ejerce un trabajo en contra de la presión atmosférica constante de 1 atm, calcula el trabajo realizado por el sistema como resultado de la reacción. Temperatura: 23 °C. $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$. *Resultado: 191 J.*

vi. Expansión-compresión isotérmica.*

43. Un mol de un gas ideal se expande o comprime entre dos estados con presiones $p_1 = 10 \text{ atm}$, y $p_2 = 2 \text{ atm}$, siendo la temperatura siempre constante de $T = 293 \text{ K}$. Determinar trabajo realizado por el sistema, calor intercambiado, ΔU y ΔH en los siguientes casos:
- Proceso de expansión (desde 10 atm a 2 atm) ocurrido en una etapa, frente a una presión opuesta constante de 2 atm. *R: 1949 J.*
 - Proceso de compresión (desde 2 atm a 10 atm) ocurrido en una etapa, frente a una presión opuesta constante de 10 atm. *R: -9740 J.*
 - Proceso de expansión o compresión realizado en infinitas etapas. *R: $\pm 5610 \text{ J}$.*
44. Determina Q , W , ΔU , ΔH para la expansión isotérmica a 0°C, hasta duplicar el volumen inicial, de un mol de un gas ideal en comportamiento reversible. Hallar igualmente el trabajo consumido si el volumen se reduce de nuevo a la mitad por vía reversible isotérmica. *Resultado: 1574 J.*

vii. Procesos isobáricos o isocóricos

45. Calcular ΔU y ΔH para el proceso en que 1 mol de agua pasa de 0 °C hasta 100 °C a presión constante. Suponer que la variación del volumen es despreciable. Datos: masa molecular 18,0 g/ mol; calor específico 1 cal/g·K. *Resultado: 1800 cal.*
46. Un mol de un gas ideal monoatómico ($\overline{C}_V = \frac{3}{2} R$; $\overline{C}_p = \frac{5}{2} R$) está inicialmente a 273,15 K y 0,5 atm, es sometido a un calentamiento isocórico hasta duplicar la temperatura absoluta inicial. Determinar Q , W , ΔU , ΔH . *Resultado: 3406 J; 5680 J.*
47. Un mol de gas ideal está confinado bajo una presión constante $p = 200 \text{ kPa}$. Se produce una transformación desde 100 °C hasta 25 °C. Si se trata de un gas ideal diatómico ($\overline{C}_p = \frac{7}{2} R$), calcular W , Q , ΔU y ΔH . *Resultado: -624 J, -2180 J, -1559 J.*
48. Un mol de un gas ideal diatómico ($\overline{C}_V = \frac{5}{2} R$; $\overline{C}_p = \frac{7}{2} R$) se transforma a volumen constante desde 0 °C hasta 66 °C. Calcular Q , W , ΔU y ΔH . *Resultado: 1372 J, 1921 J.*

viii. Procesos adiabáticos*

49. 0,25 moles de un gas ideal experimentan una compresión adiabática. Inicialmente, el gas se encuentra a 27 °C y 0,100 MPa de presión. La presión final es 1 MPa. Calcúlese la temperatura final del gas así como Q , W , ΔU y ΔH en los siguientes supuestos:

* Como apoyo para reforzar los conceptos teóricos de transformaciones isotérmicas y adiabáticas, y el comportamiento de los gases ideales. Los problemas marcados como asterisco rojo no entrarán en examen de convocatoria si se opta por evaluación continua.

- a. Considerando que se trata de un gas monoatómico
 - Cuando la transformación se ha realizado en condiciones de equilibrio.
Resultados: 754 K ; 1,42 kJ ; 2,37 kJ.
 - Cuando ha sido irreversible en una etapa. *R.: 1380 K ; 3,37 kJ ; 5,62 kJ.*
- b. Considerando que se trata de un gas diatómico
 - Cuando la transformación se ha realizado en condiciones de equilibrio.
Resultados: 579 K ; 1,45 kJ ; 2,03 kJ.
 - Cuando ha sido irreversible en una etapa. *R.: 1072 K ; 4,01 5,61 kJ.*

ix. Procesos combinados adiabático-isotérmico*

50. Un mol de gas ideal monoatómico se somete a dos cambios de estado sucesivos para los que se pide hallar Q , W , ΔU y ΔH
- a. Una expansión isotérmica en una etapa desde la situación inicial 25 °C y 100 kPa de presión hasta duplicar su volumen. *Resultado: 1240 J.*
 - b. Un enfriamiento a volumen constante hasta -25 °C. *R: -624 y -1040 J.*
51. Un mol de un gas ideal monoatómico inicialmente a 80 °C y 1 atm se somete a una transformación en los dos procesos siguientes. Hallar Q , W , ΔU y ΔH de cada uno.
- a. Compresión adiabática reversible hasta dividir su volumen a la mitad.
Resultados: 2,58 kJ ; 4,28 kJ.
 - b. Enfriamiento a volumen constante hasta que su temperatura es de nuevo 80°C. *Resultados: -2,58 kJ ; -4,28 kJ.*
52. Determinar Q , W , ΔU ΔH de cada proceso y del proceso global para las siguientes transformaciones de gas oxígeno suponiendo que inicialmente hay 1 mol a presión de 1 atm y temperatura inicial 273,15 K.
- Proceso 1: Compresión adiabática en infinitas etapas hasta volumen de 10 L.
 - Proceso 2: Expansión isotérmica en una etapa hasta el volumen original.
 - Proceso 3: Transformación a volumen constante hasta la situación inicial.
53. Hallar Q , W , ΔU ΔH de cada proceso y del proceso global para las transformaciones de 1 mol de He(g) inicialmente a 1 atm y 273,15 K:
- Proceso 1: Compresión isotérmica en infinitas etapas hasta ocupar 10 L.
 - Proceso 2: Expansión adiabática en una etapa hasta el volumen original.
 - Proceso 3: Transformación a volumen constante hasta recuperar el estado inicial.

C) Termoquímica.**x. Entalpía de reacción y formación.**

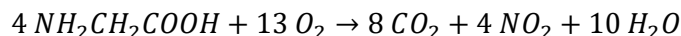
54. Si hacemos reaccionar 90 g de CaO con 56 g de agua, ¿qué cantidad de calor se obtiene? La reacción que ocurre es: $\text{CaO (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \text{ (s)}$. Datos de pesos atómicos: 40,1 g/mol para el Ca; 16 g/mol para el O; 1 g/mol para el H. Entalpías estándar de formación: -393,5 kJ/mol para el CaO; -285,8 kJ/mol para el agua; y -985,7 kJ/mol para el Ca(OH)_2 . *Resultado: 493 kJ.*

* Como apoyo para reforzar los conceptos teóricos de transformaciones isotérmicas y adiabáticas, y el comportamiento de los gases ideales. Los problemas marcados como asterisco rojo no entrarán en examen de convocatoria si se opta por evaluación continua.

55. Sabiendo que en las reacciones de formación de CaCO_3 (s), CaO (s), CO_2 (g), H_2O (l) y Ca(OH)_2 (s) se desprenden 1206,7, 635,1, 393,5, 285,8 y 985,7 kJ/mol, respectivamente, calcular los calores de las reacciones siguientes:

- CaCO_3 (s) $\rightarrow$ CaO (s) + CO_2 (g). *Resultado: 177,4 kJ/mol.*
- Ca(OH)_2 (s) + CO_2 (g) $\rightarrow$ CaCO_3 (s) + H_2O (l). *Resultado: -113,3 kJ/mol.*

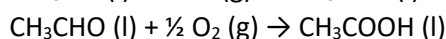
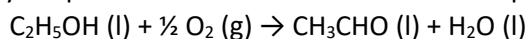
56. Calcular el calor de combustión del aminoácido $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$:



Las entalpías de las reacciones de formación son: -393,5 (CO_2); -285,8 kJ/mol (H_2O); 33,18 kJ/mol (NO_2); y -528,1 kJ/mol (aminoácido). *Resultado: -940 kJ/mol.*

xi. Calor de combustión, Ley de Hess y Ley de Lavoisier

57. La bacteria *Acetobacter suboxydans* puede obtener energía oxidando etanol, primero a acetaldehído y después a ácido acético. Calcular el ΔH° para las reacciones:



Calores de combustión para el etanol, para el acetaldehído y para el ácido acético: 1371, 1168 y 876 kJ/mol, respectivamente. *Resultado: -203 y -292 kJ/mol*

58. Calcula la entalpía estándar de formación del acetileno (C_2H_2), sabiendo que a la misma temperatura: la entalpía de formación estándar del CO_2 (g) es -393,5 kJ/mol; la entalpía de formación estándar del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ es -285,8 kJ/mol; el calor de combustión estándar del acetileno (g) es -2599 kJ/mol. *Resultado: 1526 kJ/mol.*

59. Las entalpías de formación del $\text{HBr}(\text{g})$ y del $\text{Br}_2(\text{g})$ son -36,38 y 30,91 kJ/mol, respectivamente. Calcular la entalpía de reacción en la que se genera HBr a partir de hidrógeno y bromo gaseoso, así como la relación entre el calor de reacción a presión constante y el calor de reacción a volumen constante. *Resultado: -51,83 kJ/mol.*

60. Conociendo las entalpías de formación del agua (-285,8 kJ/mol) y del CO_2 (-393,5 kJ/mol), calcular el calor de formación de la sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (s), si en su combustión se desprenden 5644,5 kJ/mol. *Resultado: -2222 kJ/mol.*

xii. Relación entre ΔU y ΔH (sólo reacciones con gases ideales)

61. La entalpía de formación de los óxidos de nitrógeno gaseosos NO y NO_2 son 90,25 kJ/mol y 33,18 kJ/mol. Determinar la variación de energía interna al producirse la reacción $\text{NO} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$ a la temperatura de 25 °C. *Resultado: -55,83 kJ/mol.*

62. Dada la reacción de formación del amoníaco gaseoso: $\frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2} \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g})$, cuyo calor liberado a presión constante y temperatura de 1000 K es -123,77 kJ/mol, hallar ΔU . *Resultado: -115,5 kJ/mol.*

63. Calcular la variación de entalpía y energía interna para la oxidación del monóxido de carbono a 25°C, $\text{CO} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$, sabiendo que el monóxido de carbono y el dióxido de carbono tienen como entalpía estándar de formación -113,80 y -393,14 kJ/mol, respectivamente. *Resultado: -279,34 y -278,10 kJ/mol.*