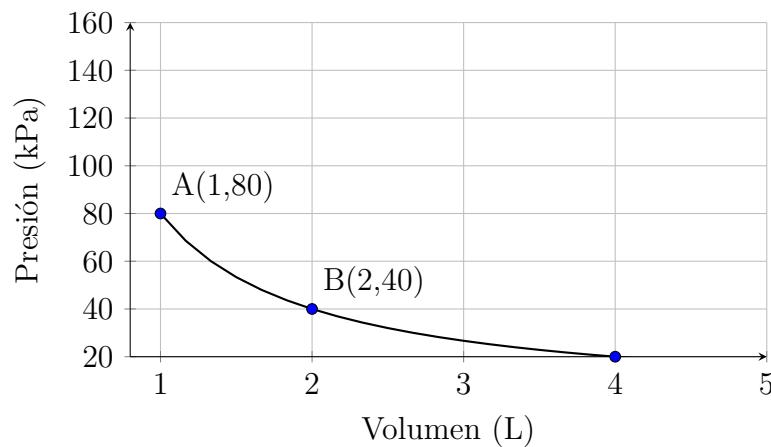


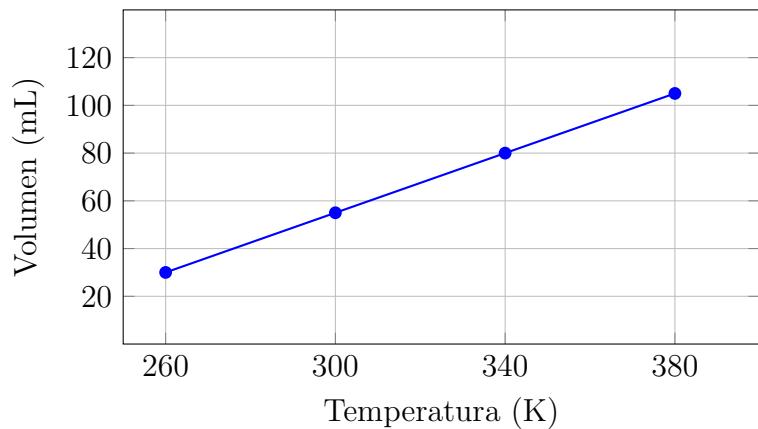
LEYES DE LOS GASES

1. Un cilindro contiene un gas a 1,5 atm y ocupa 6,0 L. Si, a temperatura constante, la presión se reduce a 0,75 atm, ¿qué volumen ocupará el gas? Da el resultado en unidades fundamentales del S.I.
2. Un globo tiene 2,0 L de aire a 20 °C. Si la temperatura del gas aumenta a 80 °C manteniendo la presión constante, ¿qué volumen alcanzará?
3. Una jeringa contiene 30,0 mL de aire a 1,00 atm. Al empujar el émbolo la presión pasa a 1,50 atm. Calcular el volumen final suponiendo temperatura constante.
4. Se toma una muestra de gas de 3,00 L a 290 K. Si se reduce el volumen a 1,20 L manteniendo el número de moles, ¿a qué temperatura (en K) se encuentra ahora si la presión es constante?
5. En un recipiente se mezclan dos gases inertes: A ejerce 0,35 atm y B ejerce 0,50 atm. Calcula la presión total y la fracción molar de cada gas.
6. Un aerosol se deja dentro de un coche cerrado al sol. Por la mañana está a 20 °C y su presión interior es de 1,8 atm. Al mediodía la temperatura dentro del coche sube a 45 °C. Suponiendo que el volumen del envase no cambia:
 - a) Cita la Ley de los gases que estas utilizando y calcula la nueva presión del gas.
 - b) Explica si podría llegar a ser peligroso.
7. Un buceador asciende desde una presión de 3,0 atm hasta la superficie, donde la presión es 1,0 atm. En sus pulmones tiene inicialmente 4,0 L de aire.
 - a) Suponiendo la temperatura constante, calcula el volumen que ocuparía ese aire al llegar a la superficie.
 - b) Explica por qué se recomienda exhalar durante el ascenso.
8. Un tanque contiene 0,80 atm de oxígeno y 0,60 atm de nitrógeno. Si se añaden 0,20 atm de helio (sin variar el volumen), ¿cuál será la nueva presión parcial del oxígeno si su fracción molar se mantiene constante?
9. Según la ley de Avogadro, volúmenes iguales de gases distintos, medidos en las mismas condiciones, contienen el mismo número de moléculas. Si 11,2 L de un gas A contienen 0,50 mol, ¿cuántos moles hay en 22,4 L de A en las mismas condiciones de presión y temperatura?

10. Un gas ocupa 4,0 L a 300 K y 1,0 atm. Utilizando la ley combinada $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$, calcula la presión necesaria para comprimirlo hasta 2,0 L si la temperatura baja a 250 K.
11. La gráfica muestra una isoterma aproximada. A partir de ella responde los siguientes apartados:



- a) Verifica por cálculo que se cumple la Ley de Boyle.
- b) Si el gas en el punto $V = 4,0$ L se comprime hasta $V = 0,5$ L manteniendo constante la Temperatura, ¿qué presión alcanzará en kPa?
12. La gráfica muestra V (mL) frente a T (K) para un gas a presión constante.



- a) Calcula la constante de proporcionalidad k si $V = kT$ y usa cualquiera de los puntos. Indica unidades y la Ley que estas aplicando.

- b) Estima el volumen a $T = 320$ K.
- c) Si el volumen medido a 300 K es 55 mL, ¿qué volumen se esperaría a 600 K?
13. A volumen constante, un gas muestra la relación P proporcional a T. La gráfica muestra presiones y temperaturas.
-
- | Temperatura (K) | Presión (kPa) |
|-----------------|---------------|
| 200 | 80 |
| 300 | 120 |
| 400 | 160 |
| 500 | 200 |
- a) Verifica la proporcionalidad calculando P/T en dos puntos y comparando.
- b) Si la presión a 350 K fuera desconocida, estima su valor gráficamente y analíticamente.
14. Se preparan 250 mL de una disolución añadiendo 12,5 dg de KI a agua. Calcula la concentración en g/L.
15. Tenemos una disolución de NaBr que tiene una masa de 1,200 g en total. Si la masa del soluto es 180 g. Calcula el porcentaje en masa (% m/m).
16. Una botella contiene 500 mL de disolución con una densidad de 1,08 g/mL. Si la concentración es de 20 % en masa de soluto, calcula la masa de soluto en la botella.
17. Para preparar una disolución concentrada, se mezclan 200 mL de un soluto líquido (densidad 0,79 g/mL) con agua hasta 1,00 L de disolución final. Si la masa del soluto en esos 200 mL es la mostrada por la densidad, calcula el % en volumen (mL soluto por 100 mL disolución) y el % en masa aproximado (usa densidades y supone densidad final ? 1,00 g/mL).
18. Tienes 600 mL de una disolución de NaCl con densidad 1,05 g/mL y concentración 15 % en masa.

- a) Calcula la masa total de la disolución.
- b) Calcula la masa de NaCl disuelta.
- c) ¿Cuántos gramos de NaCl habría que añadir para llevar la disolución al 20 % en masa suponiendo que el volumen y la densidad no cambian?
19. Un laboratorio recibe un residuo líquido cuya densidad es 0,95 g/mL. Se toma una muestra de 150 mL y se extraen 18,0 g de un componente orgánico soluble. Calcula la concentración en g/L y en % en masa de ese componente en la muestra.
20. Tienes 400 mL de una disolución de azúcar que tiene densidad 1,20 g/mL. Si la masa de azúcar es el 30 % en masa de la disolución, determina:
- a) Masa de la disolución total.
- b) Masa de azúcar.
- c) Concentración en g/L.
21. Calcula la masa molecular (g/mol) de cada compuesto usando las masas atómicas (uma): H=1, C=12, O=16, N=14, S=32, Cl=35, Na=23.
- a) C_2H_6
- b) H_2O
- c) NaCl
- d) H_2SO_4
22. Calcula la molaridad de una disolución preparada disolviendo 9,0 g de NaCl en 250 mL de disolución. Calcula la masa molecular con los datos del ejercicio 19.
23. Se desean preparar 500 mL de una disolución 0,50 M de HCl. ¿Qué masa de HCl hay que pesar?
24. Se disuelven 5,0 g de sal Na₂S en 500 mL de disolución. Calcula la molaridad de la disolución.
25. Una disolución contiene 0,25 mol de azúcar en un volumen total de 2,0 L. Calcula su concentración molar.
26. ¿Cuántos moles de soluto contiene una disolución 0,10 M si su volumen es 250 mL?
27. Se tienen 200 mL de una disolución 1,0 M de NaOH y 300 mL de otra de 0,25 M de NaOH. Calcula la molaridad final tras mezclar ambos volúmenes.

28. Tienes una disolución comercial de 2,00 M de KNO_3 . ¿Qué volumen de la disolución comercial necesitas para preparar 250 mL de 0,125 M?