

3. MATERIA Y PARTÍCULAS

El estado gaseoso

1. ¿Quién utilizó por primera vez la palabra gas para designar uno de los estados de la materia? ¿Qué significa esta palabra?

Johann van Helmont fue el primero que utilizó la palabra gas para designar uno de los estados de la materia. Esta palabra deriva de la griega caos, que hace referencia a la materia original de que la Tierra estaba supuestamente formada.

2. ¿Qué tienen en común los gases y los líquidos? ¿En qué se diferencian?

Los gases y los líquidos tienen en común que su masa es constante y su forma variable. Se diferencian en que los gases tienen volumen variable mientras que los líquidos tienen volumen constante.

3. ¿Cómo se comercializan los gases? ¿Por qué?

Los gases se comercializan en recipientes cerrados por que tienden a ocupar todo el volumen disponible.

El gas que nos rodea: el aire

4. Llenamos de agua una pipeta y tapamos con el dedo su extremo superior. ¿Por qué no cae el agua?

Porque la presión atmosférica impide que el agua pueda salir por su extremo inferior.

5. ¿Por qué es posible tomar un refresco succionando por una pajita?

Porque la presión atmosférica empuja el líquido del vaso que asciende por la pajita cuando hacemos el vacío en ella succionando.

6. La presión atmosférica se debe al peso de la columna de aire que rodea la Tierra. Imagínate que abrimos una caja en la atmósfera y luego la cerramos herméticamente; ¿cuál será la presión del aire dentro de la caja?

La presión del aire en la caja es la presión atmosférica.

7. ¿Qué aparato se utiliza para medir la presión atmosférica? ¿En qué unidades se mide?

Para medir la presión atmosférica se utiliza un barómetro. Se puede medir en mmHg, atm y mb.

8. ¿Qué hay en el espacio que se encuentra por encima del mercurio en el tubo de la experiencia de Torricelli?

No hay nada, solo el vacío.

9. La presión atmosférica en un cierto lugar es de 1025 mb. Expresa esta presión en atm y en mmHg.

La relación entre las distintas unidades: $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 101300 \text{ Pa} = 1013 \text{ mb}$

Cambiando de unidades:

$$1025 \cancel{\text{ mb}} \times \frac{1 \text{ atm}}{1013 \cancel{\text{ mb}}} = 1.012 \text{ atm}$$

$$1.012 \cancel{\text{ atm}} \times \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \cancel{\text{ atm}}} = 769 \text{ mmHg}$$

10. Se sabe que la presión atmosférica disminuye con la altura: por cada 10 m de elevación, la columna de mercurio desciende 1 mm. Determina la altura sobre el nivel del mar de una montaña en la que el barómetro marca 76 cm a 400 m de altura y 63 cm en la cima.

El descenso de presión experimentado: $760 - 630 = 130 \text{ mmHg}$

La altura hasta la cima:

$$\frac{10 \text{ m}}{1 \text{ mmHg}} = \frac{h}{130 \text{ mmHg}}; \quad h = 1300 \text{ m}$$

La altura hasta la cima:

$$H = 400 \text{ m} + h = 400 \text{ m} + 1300 \text{ m} = 1700 \text{ m}$$

El comportamiento de los gases

11. ¿Qué diferencia hay entre un manómetro y un barómetro?

Un manómetro es un instrumento que se utiliza para medir la presión de un gas en el interior de un recipiente, mientras que un barómetro sirve para medir la presión atmosférica.

12. ¿Qué relación existe entre la presión y el volumen de un gas si la temperatura permanece constante?

A temperatura constante, el volumen ocupado por una determinada masa de gas es inversamente proporcional a la presión.

$$P = f(V), \quad T = \text{cte.}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si } V \uparrow (\text{dilatación}) \Rightarrow P \downarrow \\ \text{Si } V \downarrow (\text{compresión}) \Rightarrow P \uparrow \end{array} \right\} \Rightarrow PV = k$$

13. ¿Qué relación existe entre la presión y la temperatura de un gas si el volumen permanece constante?

Si el volumen de un gas permanece constante, la presión de una masa fija de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$$P = f(T), \quad V = \text{cte.}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si } T \uparrow \Rightarrow v \uparrow \Rightarrow N^\circ \text{ Choques } \uparrow = P \uparrow \\ \text{Si } T \downarrow \Rightarrow v \downarrow \Rightarrow N^\circ \text{ Choques } \downarrow = P \downarrow \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{P}{T} = k$$

14. ¿Qué relación existe entre el volumen y la temperatura de un gas si la presión permanece constante?

Si la presión de un gas permanece constante, el volumen de una masa fija de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$$V = f(T), P = cte.$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si } T \uparrow \Rightarrow v \uparrow \Rightarrow N^\circ \text{ Choques } \uparrow = P \uparrow (P = cte) \Rightarrow V \uparrow \\ \text{Si } T \downarrow \Rightarrow v \downarrow \Rightarrow N^\circ \text{ Choques } \downarrow = P \downarrow (P = cte) \Rightarrow V \downarrow \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{V}{T} = k$$

15. ¿A qué presión debe someterse 1 L de un determinado gas medido a 1 atm y -20°C para que se comprima hasta ocupar 0.5 L, manteniendo constante la temperatura?

$P_1 = 1 \text{ atm}$	$P_2 = ?$
$V_1 = 1 \text{ L}$	$V_2 = 0.5 \text{ L}$
$T_1 = -20^\circ\text{C}$	$T_2 = -20^\circ\text{C}$

De acuerdo con la ley de Boyle: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = cte.$

$$\text{Sustituyendo: } 1 \text{ atm} \times 1 \text{ L} = P_2 \text{ atm} \times 0.5 \text{ L}$$

$$\text{Despejando: } P_2 = 2 \text{ atm}$$

16. El volumen ocupado por una masa gaseosa es de 10 L a 2 atm de presión. ¿Qué volumen ocupará esa misma masa gaseosa si la presión se reduce a 750 mmHg?

$P_1 = 2 \text{ atm}$	$P_2 = 750 \text{ mmHg}$
$V_1 = 10 \text{ L}$	$V_2 = ?$
$T_1 = cte.$	$T_2 = cte.$

De acuerdo con la ley de Boyle: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = cte.$

$$\text{Sustituyendo: } 2 \text{ atm} \times 10 \text{ L} = \frac{750 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg / atm}} \times V_2$$

$$\text{Despejando: } V_2 = 20.26 \text{ L}$$

17. Una masa de amoníaco gaseoso ocupa un volumen de 38 cm^3 a 750 mmHg. Halla su volumen a 630 mmHg si la temperatura permanece constante.

$P_1 = 750 \text{ mmHg}$	$P_2 = 630 \text{ mmHg}$
$V_1 = 38 \text{ cm}^3$	$V_2 = ?$
$T_1 = cte.$	$T_2 = cte.$

De acuerdo con la ley de Boyle: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = cte.$

$$\text{Sustituyendo: } 750 \text{ mmHg} \times 38 \text{ cm}^3 = 630 \text{ mmHg} \times V_2$$

$$\text{Despejando: } V_2 = 45.24 \text{ cm}^3$$

18. A presión constante, el volumen de un gas a 0 °C es de 75 L. ¿A qué temperatura su volumen será de 150 L?

$$\begin{aligned} P_1 &= \text{cte.} \\ V_1 &= 75 \text{ L} \\ T_1 &= 0 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} P_2 &= \text{cte.} \\ V_2 &= 150 \text{ L} \\ T_2 &= \text{¿?} \end{aligned}$$

Aplicamos la primera ley de Gay-Lussac: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{cte}$

$$\text{Sustituyendo: } \frac{75 \text{ L}}{273 \text{ K}} = \frac{150 \text{ L}}{T_2}$$

$$\text{Despejando: } T_2 = 546 \text{ K}$$

19. Una masa de cloro ocupa un volumen de 10 m³ a 25 °C. Halla su volumen a 50 °C si la presión es constante.

$$\begin{aligned} P_1 &= \text{cte.} \\ V_1 &= 10 \text{ m}^3 \\ T_1 &= 25 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} P_2 &= \text{cte.} \\ V_2 &= \text{¿?} \\ T_2 &= 50 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Aplicamos la primera ley de Gay-Lussac: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{cte}$

$$\text{Sustituyendo: } \frac{10 \text{ m}^3}{298 \text{ K}} = \frac{V_2}{323 \text{ K}}$$

$$\text{Despejando: } V_2 = 10.84 \text{ m}^3$$

20. Una botella de acero contiene dióxido de carbono a 0 °C y 12 atm de presión. Halla la presión del gas si se eleva la temperatura hasta 50 °C.

$$\begin{aligned} P_1 &= 12 \text{ atm} \\ V_1 &= \text{cte.} \\ T_1 &= 0 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} P_2 &= \text{¿?} \\ V_2 &= \text{cte.} \\ T_2 &= 50 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Aplicamos la segunda ley de Gay-Lussac: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \text{cte}$

$$\text{Sustituyendo: } \frac{12 \text{ atm}}{273 \text{ K}} = \frac{P_2}{323 \text{ K}}$$

$$\text{Despejando: } P_2 = 14.2 \text{ atm}$$

21. Dentro de las cubiertas de un coche, el aire está a 20 °C y 2 atm. Calcula qué presión ejercerá dicho aire si la temperatura sube a 45 °C debido al rozamiento.

$$\begin{aligned} P_1 &= 2 \text{ atm} \\ V_1 &= \text{cte.} \\ T_1 &= 20 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} P_2 &= \text{¿?} \\ V_2 &= \text{cte.} \\ T_2 &= 45 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Aplicamos la segunda ley de Gay-Lussac: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = cte$

Sustituyendo: $\frac{2 \text{ atm}}{293 \text{ K}} = \frac{P_2}{318 \text{ K}}$

Despejando: $P_2 = 2.17 \text{ atm}$

El modelo cinético de los gases

22. ¿A qué es debida la presión de los gases?

La presión de los gases es debida a que las partículas del gas están en continuo movimiento y chocan una y otra vez contra las paredes del recipiente. Estas colisiones son las responsables de la presión del gas.

23. Explica por qué un gas puede comprimirse en un volumen más pequeño.

La distancia a la que se encuentran las partículas de un gas es variable, por lo que si las partículas se aproximan entre sí, el gas se comprime en un volumen más pequeño.

24. ¿En qué consiste el modelo cinético de los gases? ¿Qué hipótesis hacemos con este modelo? ¿Justifica este modelo el comportamiento de los gases? ¿Podemos hablar, entonces, de teoría cinética de los gases?

El modelo cinético de los gases consiste en suponer que un gas se comporta como si fuera un espacio vacío ocupado por partículas en movimiento incesante y caótico. Las hipótesis que hacemos con este modelo son las siguientes:

1. Los gases están formados por un gran número de partículas muy pequeñas.
2. Entre partícula y partícula no hay nada.
3. Las partículas se mueven continua y caóticamente.
4. Las partículas chocan entre si y contra las paredes del recipiente.
5. La velocidad de las partículas aumenta al elevarse la temperatura.

Este modelo justifica el comportamiento de los gases. Si se puede hablar de teoría cinética de los gases.

25. ¿Qué sucede con la energía cinética de las partículas de un gas cuando disminuye su temperatura?

La energía cinética de las partículas de un gas disminuye al descender la temperatura.

26. Interpreta el fenómeno de la difusión gaseosa mediante la teoría cinética de los gases.

Si ponemos en contacto dos gases diferentes, sus partículas chocan entre si y los gases se difunden o se entremezclan uno en el otro.

27. Cómo justifica la teoría cinética de los gases: la ley de Boyle, la primera y la segunda ley de Gay-Lussac.

Ley de Boyle: Si comprimimos el gas, las partículas tienen que recorrer menos espacio para chocar contra las paredes del recipiente. Las colisiones se hacen más frecuentes y la presión aumenta. Por el mismo motivo, si el gas se expande la presión disminuye.

Primera ley de Gay-Lussac: Al aumentar la temperatura las partículas del gas se mueven más rápidamente y aumentan su volumen, siempre que la presión permanezca constante.

Segunda ley de Gay-Lussac: Al aumentar la temperatura las partículas del gas se mueven más rápidamente y aumentan las colisiones, por lo que la presión aumenta siempre que el volumen permanezca constante.

28. En 1808, John Dalton escribió en su libro *"Un sistema nuevo de la filosofía química"*

Cuando un cuerpo existe en estado gaseoso, sus últimas partículas se hallan separadas unas de otras por una distancia mayor que en cualquier otro estado. Cada partícula ocupa el centro de una esfera comparativamente muy grande y manifiesta su dignidad manteniendo a todo el resto de partículas a una distancia respetuosa.

¿En qué aspectos coincide este modelo de Dalton para los gases con el modelo cinético corpuscular?

Dalton habla de partículas muy separadas unas de otras.

La teoría cinética de la materia

29. ¿Qué descubrió Robert Brown cuando observaba al microscopio granos de polen suspendidos en agua? ¿Cómo justificó Einstein el movimiento browniano?

Brown descubrió que los granos de polen se movían de manera imprevisible. Einstein pensó que el movimiento de las partículas de polen era consecuencia del impacto de las partículas de agua sobre las del polen.

30. ¿Cómo explica la teoría cinética de la materia los siguientes hechos experimentales:

- Se deposita en el fondo de un vaso con agua un cristal verde de una sal de cobre y el líquido adquiere rápidamente esa coloración.
 - A la luz que entra por la ventana de un aula, se observa el polvo de las partículas de tiza en suspensión y se aprecia un movimiento incesante y en zigzag.
- Las partículas de agua bombardean las partículas de cristal y las dispersan por todo el volumen, por lo que el agua adquiere rápidamente color verde.
 - Las partículas de aire bombardean incesantemente a las partículas de tiza en suspensión de manera que estas se mueven en zigzag.

31. ¿Qué sucede si dejas caer unas gotas de leche en un vaso de agua? ¿Cómo lo explicarías de acuerdo con la teoría cinética?

El agua toma rápidamente color lechoso. Las partículas de agua chocan contra las partículas de leche y las dispersan por todo el volumen.

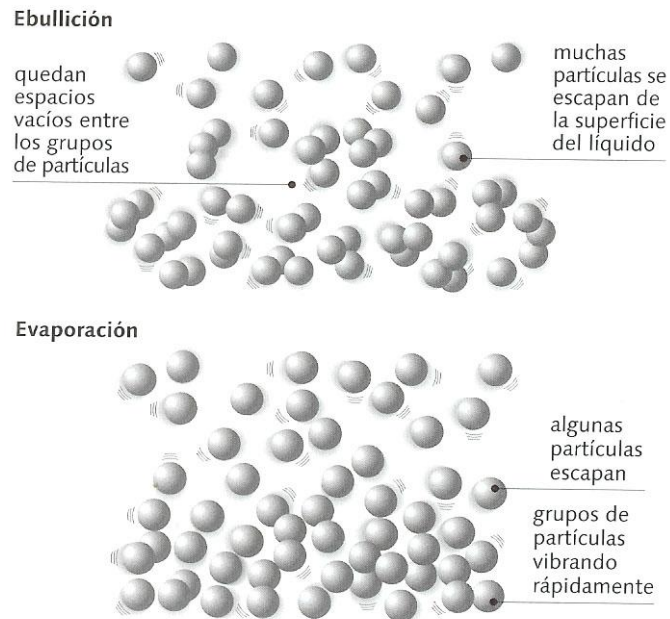
32. ¿Cómo explica la teoría cinética de la materia que:

- Los líquidos fluyan tan fácilmente.
 - Los sólidos se dilatan al calentarlos.
- Los líquidos fluyen tan fácilmente porque las partículas se deslizan unas sobre otras en grupos.
 - Los sólidos se dilatan al calentarlos porque al incrementar la temperatura, las partículas aumentan la distancia que las separa.

Los cambios de estado

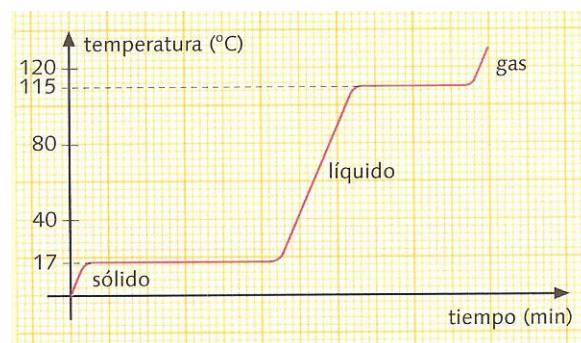
33. ¿Qué diferencia hay entre se evapore o hierva una sustancia? Dibuja un diagrama que muestre qué le sucede a las partículas de un líquido en ambos procesos.

Una sustancia se evapora a cualquier temperatura mientras que hierve solo a temperatura de ebullición.



34. La gráfica siguiente corresponde a la curva de calentamiento de una sustancia pura. En ella se representa el aumento de la temperatura con el tiempo hasta que el sólido se funde y luego hasta que el líquido hierva.

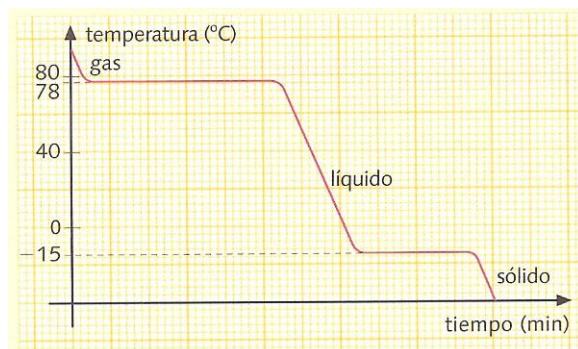
- ¿Cuál es el punto de fusión de esta sustancia?
- ¿Cuál es el punto de ebullición?
- ¿Qué sucede con la temperatura mientras el sólido funde?



- El punto de fusión es 17 °C.
- El punto de ebullición es 115 °C
- Mientras el sólido se funde la temperatura permanece constante.

35. La gráfica siguiente corresponde a la curva de enfriamiento de una sustancia pura. En ella se representa el aumento de la temperatura con el tiempo hasta que el gas se convierte en líquido y este en sólido.

- ¿Cuál es el punto de fusión de esta sustancia?
- ¿Cuál es el punto de ebullición?
- ¿En qué estado se encuentra la sustancia a 20 °C?



- El punto de fusión es -15 °C.
- El punto de ebullición es 78 °C.
- A 20 °C la sustancia se encuentra en estado líquido.

36. Algunos ambientadores son perfumes sólidos. ¿En qué fenómeno físico se basa su funcionamiento? ¿Qué cambio de estado se produce al destaparlo o abrirlo?

Los perfumes sólidos basan su funcionamiento en la sublimación o cambio de estado de sólido a gas.

37. Explica mediante la teoría cinética de la materia por qué:

- Un sólido pasa al estado líquido y, de este, al gaseoso.
 - Hay sólidos que pasan directamente a gas.
- Al incrementar la temperatura, las partículas del sólido aumentan su energía cinética y escapan de la redícula pasando al estado líquido. Si se sigue incrementando la temperatura, las partículas pueden tener energía suficiente para escapar al estado gaseoso.
 - Algunas partículas tienen energía suficiente para escapar al estado gaseoso directamente.

Propiedades características de la materia

38. ¿A qué se llama punto de fusión? ¿Y punto de ebullición? ¿Por qué constituyen ambos propiedades características de las sustancias puras?

El punto de fusión: Es la temperatura a la cual una sustancia pasa del estado sólido al líquido, y viceversa.

El punto de ebullición: Es la temperatura a la cual una sustancia pasa del estado líquido al gaseoso, y viceversa.

El punto de fusión y ebullición son propiedades características porque no existen dos sustancias puras que tengan valores iguales de esas propiedades características.

39. Justifica mediante la teoría cinética, por qué se mantiene constante la temperatura durante un cambio de estado.

La temperatura se mantiene constante durante el cambio de estado porque la energía que se suministra no se invierte en aumentar la temperatura, sino en romper la estructura de la red sólida o en hacer que sus partículas escapen del líquido.