

## 1.2. Un único modelo que explique distintas propiedades

Una vez que hemos descrito algunas propiedades de la materia en estado gaseoso, estamos en situación de buscar un modelo que sea capaz de explicarlas *todas*.



**A.3.** Inventad posibles modelos de la estructura de los gases que puedan explicar por qué se difunden tan fácilmente; es decir, por qué, al destapar un frasco de colonia o de amoníaco, se puede oler a distancia, o por qué un gas ocupa todo el recipiente en el que se encuentra.



El fenómeno de la difusión sugiere que los gases están formados por partículas en movimiento (si no, ¿qué es lo que hace que el «olor» viaje?). Por otra parte, el hecho de que los gases no se vean y el de que se mezclen con tanta facilidad inducen a pensar que tales partículas han de ser muy pequeñas y estar bastante separadas entre sí. Todo ello facilita una imagen de la materia en estado gaseoso, denominada modelo cinético corpuscular de los gases, según la cual los gases estarían formados por muchas partículas o corpúsculos en movimiento, muy pequeños y muy separados entre sí.

Cabe, sin embargo, imaginar otros modelos que podrían explicar algunos aspectos del comportamiento de los gases. Por ejemplo, se podría pensar que los gases son como una esponja y que, por eso, hacen presión sobre las paredes del recipiente pudiendo comprimirse cada vez con mayor dificultad. Conviene, por tanto, poner a prueba los distintos modelos posibles, antes de decidir cuál puede ser más adecuado, es decir, cuál puede explicar todas las propiedades de los gases.



**A.4.** Utilizad el modelo anterior para explicar por qué los gases:

- a) se pueden comprimir tanto (compresibilidad);
- b) se pueden mezclar tan fácilmente (difusibilidad);
- c) ejercen fuerza sobre las paredes del recipiente en que se encuentran (presión);
- d) al calentarlos (aumentar su temperatura), se dilatan (dilatación térmica) o, si el recipiente no puede variar su volumen, aumenta la presión.

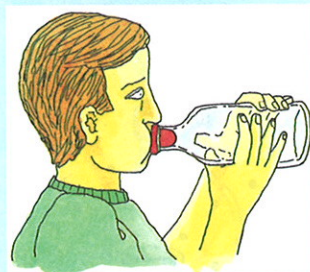
Como habréis comprobado, el modelo cinético corpuscular permite explicar todas las propiedades señaladas. Así, por ejemplo,

es lógico suponer que, dada la facilidad de los gases para mezclarse y comprimirse, ha de existir una gran distancia entre las partículas (en comparación con su tamaño). Del mismo modo, el hecho de que los gases ejerzan fuerza sobre las paredes del recipiente se explicaría admitiendo que las partículas, al estar en movimiento, chocan contra dichas paredes. Por último, el aumento de la presión o del volumen al aumentar la temperatura también puede ser explicado por el modelo, si se interpreta que aumentar la temperatura implica aumentar la velocidad de las partículas.

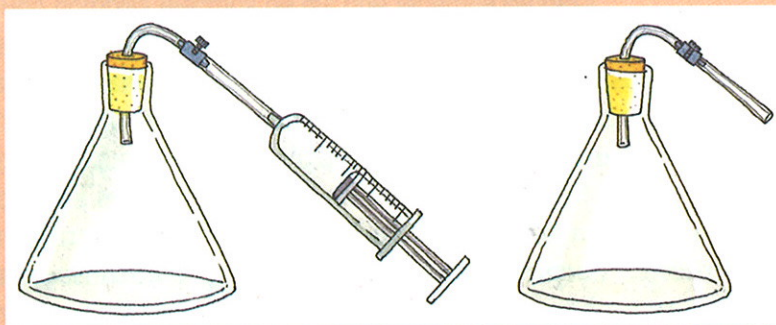
Dedicaremos las siguientes actividades a afianzar algunos aspectos del modelo cinético corpuscular de los gases que se acaba de plantear.



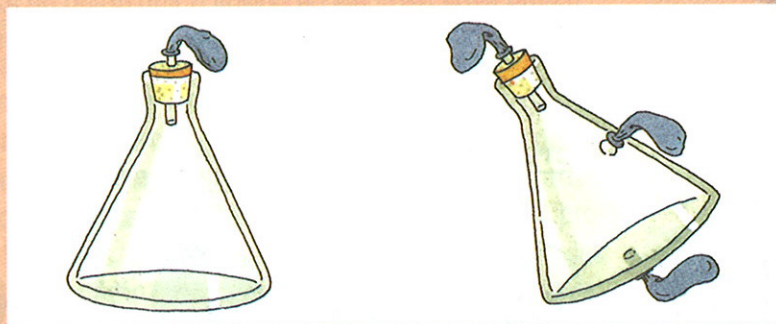
E.1. ¿Podemos hinchar el globo?



A.5. Del matraz de la figura, que contiene aire, se extrae parte del contenido con una jeringa. Suponiendo que las partículas se pudieran «ver», representad cómo se «vería» el aire antes y después de haber extraído parte del mismo. ¿Y si se hubiera extraído todo?



A.6. Al calentar el matraz de la figura a), el globo se hincha. Representad el aire antes y después de calentar, y explicad qué es lo que hace que se hinche. ¿Y en el caso de la figura b)?





**D.1.** ¿Es posible levantar una pila de libros soplando?



Según el modelo cinético corpuscular, las partículas de un gas en el interior de un recipiente deberían estar en movimiento en todas las direcciones y separadas entre sí por «grandes» distancias (en comparación con su pequeñísimo tamaño). Extraer parte del aire de un recipiente consiste en sacar un cierto número de partículas, por lo que quedarán menos, pero más separadas, moviéndose en todas direcciones y distribuidas homogéneamente.

Por otra parte, al calentar un recipiente cerrado (sea cual sea el lugar dónde se aplique la llama en el exterior del matraz), las partículas se moverán con mayor velocidad y, por lo tanto, serán más frecuentes y «violentos» los miles de millones de millones de choques con las paredes internas de los globos. En las paredes del matraz, efectivamente, ocurre como en la de los globos, sólo que, al no ser deformables, no podemos apreciarlo, pero si seguimos calentando los choques serán tan intensos que pueden hacer saltar el tapón o romperse los globos.

Es necesario insistir en el elevadísimo número de partículas que hay en un volumen determinado de gas y en su pequeñísimo tamaño.

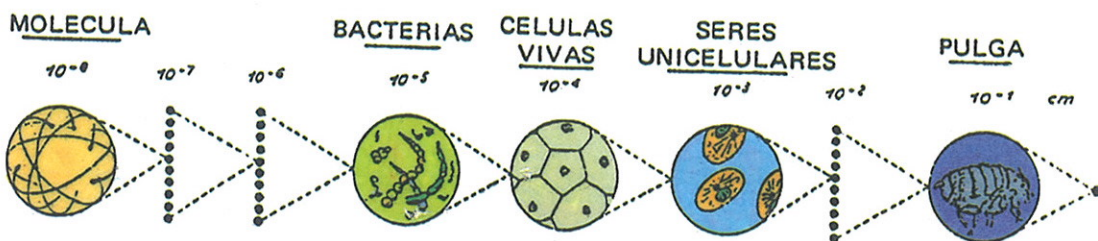


**A.7.** Para darnos cuenta de lo pequeñísimas que son estas partículas, indicad cuántas podrían haber en  $1 \text{ cm}^3$  de aire, a la presión atmosférica normal y a temperatura ambiente.

**A.7.1.** Una persona ha planteado el siguiente argumento en contra del modelo cinético corpuscular: «Si se admite que entre las partículas que forman el aire no hay nada, sólo el vacío, y que existe una gran distancia entre ellas, podríamos respirar en esos "huecos", y, al no haber aire, nos asfixiaríamos». Indicad si se está o no de acuerdo con este planteamiento y por qué.

Joaquín Martínez Torregrosa

Otros objetos pequeños con los que estamos familiarizados (como «una partícula de polvo» o «un grano de azúcar») son, en realidad, verdaderos gigantes en comparación con los corpúsculos que forman el aire.



Podéis hacer os una idea bastante ajustada de la pequeñez de las partículas y de su cantidad si tenéis en cuenta que en un  $\text{cm}^3$  de aire (volumen aproximado de un dado de parchis), a presión atmosférica normal, hay  $2.5 \cdot 10^{19}$  partículas, es decir, más de 10 trillones de partículas. Teniendo en cuenta el número de partículas que acabamos de dar para un  $\text{cm}^3$  de aire a la presión citada, es evidente que no se puede ni plantear la idea de que pueda haber zonas (de tamaño macroscópico) sin partículas. Sin embargo, las distancias entre las partículas siguen siendo enormes en comparación con su tamaño. Si suponemos que las partículas son de hidrógeno y pudiéramos colocar una partícula al lado de otra (en fila), las partículas de hidrógeno que hay en  $1 \text{ cm}^3$ , en condiciones normales de presión y temperatura<sup>8</sup>, alcanzarían aproximadamente una longitud 14 veces mayor que la distancia que hay entre la Tierra y la Luna. Sin embargo, el  $\text{cm}^3$  está prácticamente vacío, ya que el volumen que ocupan todas las partículas de hidrógeno que están en  $1 \text{ cm}^3$ , si las juntáramos, sería solamente del orden de 3 cienmilésimas partes del  $\text{cm}^3$ .

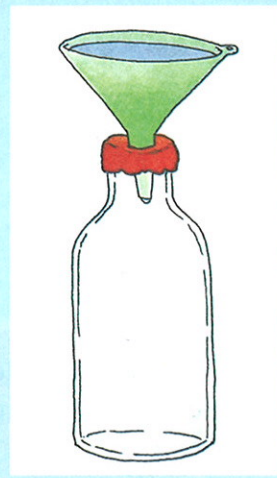
Así, si en una bombilla eléctrica de las que tenemos en casa, en las que se practica el «vacío», hiciéramos una perforación a través de la cual entrasen un millón de partículas de aire por segundo, tardaríamos 100 millones de años para llegar a tener dentro la misma presión que hay fuera (o, lo que es equivalente, para que la densidad del aire dentro y fuera de la bombilla fuese la misma).

Por otra parte, el volumen medio de una pequeña célula es aproximadamente un millón de millones de veces más grande que el volumen medio de una de estas partículas.

A pesar de todo lo dicho, no es fácil asumir plenamente el modelo cinético corpuscular y, de hecho, muchas personas tienden a malinterpretarlo. Por ejemplo, puede costar bastante admitir que entre las partículas de un gas no existe nada (a pesar de que sólo así se puede entender la facilidad de los gases para mezclarse); se puede tener la tentación de atribuir propiedades macroscópicas a las partículas y pensar, por ejemplo, que sean ellas mismas las que se dilatan al aumentar la temperatura (o que ellas son las que se comprimen cuando se comprime el gas), etc. Sin embargo, un análisis cuidadoso de estas posibilidades ha de llevar a descartarlas, ya que son incapaces de explicar alguna o varias de las propiedades de los gases. Si fuera cierto que las propias partículas de los gases se dilataran (se hincharan) al calentar el recipiente que los contiene, entonces debería ocurrir que, cuanto más ca-



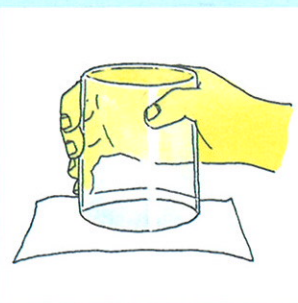
**E.2.** ¿Por qué no cae?



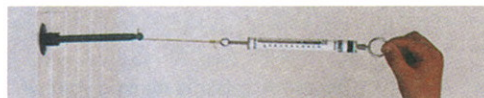
<sup>8</sup> Presión de 1'00 atm y temperatura de  $0^\circ \text{C}$  (273 K).



**E.3.** ¿Por qué no cae?

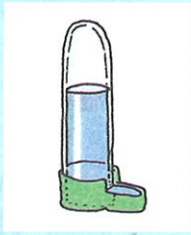


**E.4.** Explicad el funcionamiento de una ventosa que se adhiere a la pared.





E.5. Explicad el funcionamiento del bebedero de aves de la figura.



liente estuviera un gas, más dificultad tendría para difundirse (para salir por un pequeño agujero). En realidad, ocurre justamente lo contrario: un gas se difunde más rápidamente cuanto mayor es su temperatura, lo que sí concuerda con la idea de que las partículas han de ser de masa y volumen constantes, y que lo que aumenta con la temperatura es su velocidad

Para terminar este apartado, vamos a intentar hacer alguna predicción acerca de las magnitudes macroscópicas (presión, volumen y temperatura) que pueden caracterizar el estado de un gas, tomando como base el modelo cinético corpuscular.



A.8. Indicad de qué factores cabe esperar que dependa la fuerza que ejerce un determinado gas sobre las paredes del recipiente (presión) donde se encuentra. Justificad las predicciones que se hagan con el modelo cinético corpuscular y poned ejemplos de la vida diaria en los que se aumente la presión variando alguno de los factores citados.

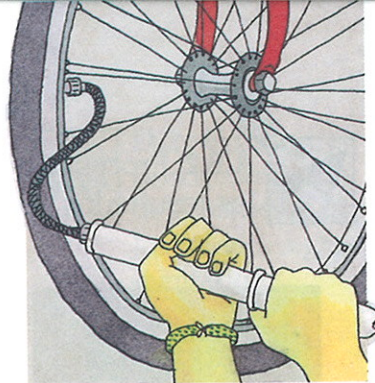
De acuerdo con el modelo cinético corpuscular de los gases, parece lógico esperar que la presión de un gas dependa del número de partículas,  $N$ , del volumen del recipiente,  $V$ , y de la temperatura,  $T$  (a su vez relacionada con la velocidad media y el tipo de partículas). Más concretamente, cabe plantear las siguientes dependencias:

- Si la cantidad de gas y el volumen permanecen constantes, es razonable suponer que la presión aumente con la temperatura, ya que un aumento de la temperatura implica un aumento de la velocidad de las partículas y, consecuentemente, de la frecuencia e intensidad de los choques de éstas con las paredes.
- Si la cantidad de gas y la temperatura permanecen constantes, podemos esperar que la presión disminuya al aumentar el volumen, debido a que, al aumentar el volumen, disminuye la densidad de partículas y, por tanto, ha de disminuir la frecuencia de los choques.
- A igualdad de volumen y temperatura, cabe esperar que la presión aumente con el número de partículas, ya que, al aumentar el número de partículas, ha de aumentar el número de choques por unidad de tiempo y de superficie.

Variadas experiencias muestran, de forma cualitativa, el cumplimiento de estas relaciones. Así, es evidente el aumento de pre-

sión: de un balón o neumático al introducir más aire (más partículas); o de una olla «a presión» al elevar la temperatura; o del aire que contiene un bombín de bicicleta al disminuir su volumen.

No obstante, la comprobación de la validez de las hipótesis emitidas requiere la realización de una investigación experimental rigurosa. En el siguiente apartado se intenta comprobar experimentalmente alguna de las hipótesis planteadas.



## Trabajo experimental sobre la relación presión/volumen en los gases (opcional)

Al realizar predicciones sobre los factores que influyen en la presión de un gas sobre el recipiente (A.8), hemos planteado que se debe cumplir, a modo de hipótesis, que la presión depende del volumen del recipiente, de la temperatura y de la cantidad de gas. Aquí se trata de realizar un trabajo práctico que permita contrastar en términos operativos una de estas dependencias, la que debe haber entre la presión y el volumen del recipiente.



**A.8.1.** Diseñad un montaje experimental que permita contrastar la relación supuesta entre la presión y el volumen ocupado por un gas.

Será conveniente utilizar algún tipo de recipiente provisto de un émbolo que pueda subir y bajar fácilmente y en donde se halle aprisionada una cierta cantidad de gas. Por ejemplo, una simple jeringa o una probeta graduada. Entonces, basta colocar pesas iguales sobre el émbolo (dispuesto verticalmente) para obtener valores relativos de la presión, medir el volumen en cada caso y construir una tabla de valores P-V.

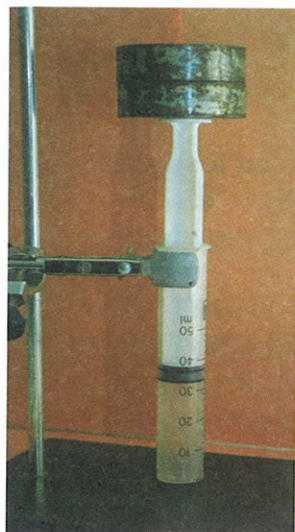
Si utilizáis jeringas desechables, podréis, tomando algunas precauciones, obtener unos resultados bastante correctos. Entre estas precauciones señalaremos las siguientes:

- ✓ Asegurar el cierre de la jeringa: soldándolo con una llama, o incrustándolo en una pieza de goma.
- ✓ Tener en cuenta la fricción, que se podrá desprestigiar si, después de presionar el émbolo ligera y repetidamente con la mano, se constata que la posición del émbolo, recuperada después de soltarlo, es siempre la misma. En caso contrario, se ha de utilizar algún lubricante.
- ✓ Las pesas han de ser lo más planas<sup>9</sup> e iguales posibles para garantizar que la superficie de apoyo de las pesas sobre el émbolo sea perfectamente horizontal.

<sup>9</sup> Va muy bien un cilindro de hierro cortado en discos y de un valor aproximado de 300 gr cada disco.



**A.8.2.** Proceded a la realización del experimento diseñado y al análisis de los resultados obtenidos.



La representación gráfica de la relación  $P = f(V)$ , debería conducir, de acuerdo con la hipótesis planteada, a una hipérbola. Antes de ello, para obtener y expresar adecuadamente los valores, es necesario que tengáis en cuenta que, dado que se va a trabajar con valores relativos de la presión, hay que atribuir a la presión ejercida por la atmósfera (en ausencia de pesas) un valor arbitrario  $P_0$ , y a cada pesa un valor arbitrario que podemos tomar como unidad. Los valores sucesivos serán:  $P_0 + 1$ ;  $P_0 + 2$ ; etc. Podéis tomar  $P_0$  como origen (es decir, desplazar la escala) y, entonces, considerar como valores de la presión 1, 2... (en esas unidades arbitrarias).

De todos modos, por si no se ha podido realizar el experimento, indicamos los valores obtenidos por un grupo de alumnos, con un experimento como el indicado en la foto.



**A.8.3.** Se ha procedido a medir el volumen ocupado por una cierta cantidad de gas a temperatura constante, para distintas presiones, obteniendo la siguiente tabla de valores:

P (nº de pesas)	0	1	2	3	4	5
V (ml)	43	38	35	32	29	26

Proceded al análisis de dichos resultados y valorad si se cumple la hipótesis de partida.

Aunque los resultados obtenidos parecen confirmar la hipótesis sobre la dependencia entre la presión y el volumen, es preciso indicar que adquieren relevancia en la medida en que corroboran los trabajos realizados por Boyle y por Gay-Lussac en condiciones más rigurosas que las de un laboratorio escolar.



**A.9.** Haced un resumen del modelo cinético corpuscular de los gases. Realizad un esquema (o una tabla) donde se recojan las propiedades macroscópicas de los gases y su explicación a partir del modelo cinético corpuscular.

Según el modelo cinético corpuscular, los gases estarían formados por muchas partículas, o corpúsculos, en movimiento a grandes velocidades, de tamaño insignificante frente al volumen total del recipiente que se encuentra prácticamente vacío. El movimiento de las partículas chocando contra las paredes (presión), en todas direcciones (caótico), lleva a que se distribuyan de forma homogénea en él. Una posible tabla para resumir las propiedades macroscópicas de los gases, y su explicación microscópica podría confeccionarse con los apartados siguientes:

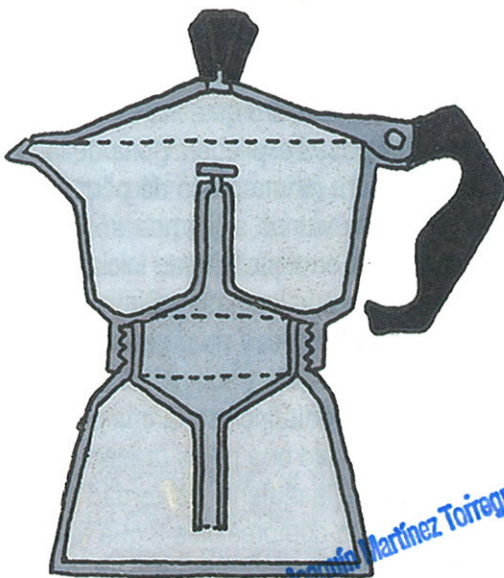


**D.2.** Explicad el funcionamiento de las válvulas de los balones reglamentarios.

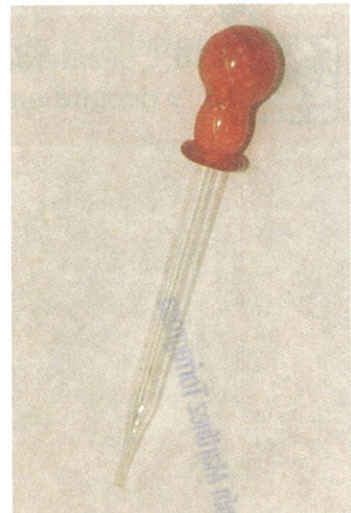
Propiedad (descripción macroscópica)	Explicación (descripción microscópica)
Se difunden	
Se comprimen «fácilmente»	
Al aumentar la temperatura, aumenta el volumen si la presión es constante.	
Al aumentar la temperatura, aumenta la presión si el volumen es constante.	



**E.6.** Explicad como funciona un cuentagotas.



Juanjo Martínez Torregrosa



**D.3.** Explicad el funcionamiento de una cafetera a partir del modelo corpuscular de la materia.