

LOS GASES

1. INTRODUCCIÓN

Durante los cursos 01/02 y 02/03 he desarrollado y experimentado con mis alumnos una unidad didáctica para el estudio de los gases. La unidad tiene dos partes: en la primera se hace un estudio cualitativo y fenomenológico de la naturaleza de los gases y se elabora un modelo para su comportamiento; en la segunda se realiza una investigación cuantitativa para obtener la ley general de los gases ideales.

Yo he trabajado la primera parte con los alumnos de 3º de ESO y la segunda con los de 1º de Bachiller, pero sería posible, dependiendo de la programación didáctica del centro, verla toda seguida en 4º de ESO.

En todo caso, la unidad está diseñada para ser trabajada antes de ver el concepto de cantidad de sustancia. De ahí que para determinar la cantidad de gas se utilice N , el número de corpúsculos, y no n , la cantidad de sustancia.

Fundamentación teórica de la propuesta didáctica

El trabajo que presento es el resultado de años de esfuerzo por cambiar, por mejorar mi práctica docente. Inicialmente, como suele ser habitual, ésta se enmarcaba en lo que se ha llamado “modelo tradicional”, basado en la transmisión verbal de conocimientos científicos acabados que el profesor explica y los alumnos han de hacer suyos, como meros receptores. Pronto me di cuenta de las limitaciones de dicho modelo, sobre todo en lo que se refiere a la motivación de los alumnos y a la significatividad de lo aprendido.

A través de cursos de formación conocí las investigaciones realizadas en torno a los errores conceptuales y preconceptos. Estas investigaciones (Hierrezuelo y Montero, 1989) demuestran que los alumnos poseen ideas previas o alternativas con las que interpretan la realidad que les rodea. Estos esquemas conceptuales alternativos suelen ser frecuentemente anteriores a la instrucción, y muestran gran resistencia a ser desplazados por los conocimientos científicos, incluso en niveles universitarios (Carrascosa y Gil, 1982; Guisasola y Furió, 1994).

Igualmente tomé conciencia de la importancia del nivel de desarrollo cognitivo de los alumnos, desde una óptica de la Psicología Evolutiva de Piaget. Aunque hoy en día se acepta que la capacidad de razonamiento de las personas depende en gran medida de la familiaridad con la tarea propuesta, está claro que el éxito o fracaso viene condicionado por la capacidad de razonar, por el nivel de desarrollo cognitivo (Shayer y Adey, 1984; Azkona et al., 1986). Por tanto, será necesario tenerlo en cuenta a la hora de diseñar las actividades, situándolas en lo que Vigotsky denomina “zona de desarrollo potencial”, para que puedan ser abordadas con éxito por los alumnos, poniendo en tensión sus conocimientos y estrategias de resolución.

Como consecuencia de las investigaciones sobre esquemas conceptuales alternativos, especialmente, surgió una nueva orientación constructivista del aprendizaje de las Ciencias (Novak, 1988; Driver, 1986; Gil et al, 1991). La didáctica

constructivista propone, esencialmente, que quien aprende es el alumno, que él es el protagonista de la construcción de su conocimiento. Por tanto, es absolutamente necesario tener en cuenta sus ideas previas, y éstas deben interactuar con la información externa si queremos que se produzca el cambio conceptual y que haga suyos los nuevos esquemas. Ello exige un proceso activo de formulación de hipótesis que son contrastadas por experiencias sensoriales y que termina en la comprensión de la situación. El papel del profesor es guiarle y ayudarlo en ese proceso.

Los resultados obtenidos con estrategias dirigidas explícitamente al cambio conceptual fueron mejores que los de la enseñanza habitual -yo mismo tuve la suerte de entrar a formar parte de un grupo de profesores, el grupo "Oreka", con las mismas inquietudes y elaboramos unos materiales bajo esta perspectiva (Azcona et al, 1990 y 1992)-, pero aún eran insuficientes. No conseguían un cambio actitudinal en los alumnos, que no encontraban sentido a ir comprobando una y otra vez que sus esquemas alternativos eran incorrectos. Asimismo, estas estrategias estaban sesgadas hacia la construcción individual de los conocimientos científicos, sin tener en cuenta el carácter social y las formas de razonamiento propias que se utilizan en la resolución de problemas en la Ciencia.

Nuevas aportaciones realizadas desde la Historia y la Filosofía de la Ciencia sugirieron que las estrategias de cambio conceptual deben ir acompañadas de un profundo cambio metodológico y actitudinal. No sólo la existencia de preconcepciones o esquemas alternativos es una dificultad para una correcta adquisición de los conocimientos científicos, sino también la metodología que está en su origen. Los estudiantes suelen utilizar unas estrategias de aproximación a los problemas caracterizadas por la tendencia a generalizar acríticamente en base a observaciones cualitativas no controladas; ello les conduce a evidencias de "sentido común". El cambio conceptual será difícil sin un cambio metodológico. Es decir, sólo haciendo que los alumnos practiquen, ayudados por el profesor, aspectos esenciales de la metodología científica podrán superar la "metodología de la superficialidad" y, consecuentemente, construir conocimientos científicos (Gil et al., 1991).

Por otra parte, también es necesario conseguir el cambio actitudinal. Si queremos que se impliquen positivamente en la tarea de construir su conocimiento tienen que encontrar sentido a su trabajo.

A partir de estas aportaciones surgió el modelo constructivista de aprendizaje como investigación (Gil, 1993). Según este modelo hay que presentar a los alumnos situaciones problemáticas abiertas, interesantes, que conlleven en su resolución un cierto reto.

Al realizar una aproximación cualitativa a los problemas para precisarlos e intentar resolverlos, se hacen explícitas las ideas de los alumnos, sus esquemas conceptuales, y éstos interactúan con las ideas científicas que el profesor les presenta.

El proceso de resolución, mediante un enfoque científico, implica la introducción de conceptos, la emisión de hipótesis, la elaboración de estrategias de resolución o de diseños experimentales, la realización de los mismos y el análisis de resultados para verificar la validez de las hipótesis emitidas.

Finalmente, se propone la utilización de los nuevos conocimientos en situaciones diversas y, en particular, dando importancia especial a las relaciones Ciencia/Técnica/Sociedad.

En definitiva se trata de establecer un paralelismo no mecanicista entre el desarrollo de la ciencia y la estrategia didáctica que vamos a utilizar en el aula, pero siempre trabajando los diversos contenidos científicos (tanto conceptuales como procedimentales) para resolver problemas reales. De este modo, si las ideas de los alumnos eran correctas, se verán reafirmadas, y si eran incorrectas, serán sustituidas por las del profesor; pero no porque el profesor diga que las cosas son así, sino porque las ideas científicas son mejores para resolver y explicar las situaciones planteadas.

En el grupo “Oreka” publicamos materiales para la ESO y Bachiller con la orientación de aprendizaje como investigación (Azcona et al, 1995, 1996, 1997 y 1998).

Utilización de las nuevas tecnologías

El trabajo que presento es heredero, por tanto, de la evolución didáctica que he relatado, más un nuevo componente.

De acuerdo con el modelo de aprendizaje como investigación los alumnos forman grupos de trabajo para hacer frente a situaciones problemáticas mediante pequeñas investigaciones. Las experiencias de laboratorio están totalmente integradas en el proceso (no se hacen al final, para confirmar las leyes y teorías vistas en clase), puesto que se realizan para comprobar las hipótesis emitidas y sacar conclusiones. Pero esas comprobaciones experimentales muchas veces son difíciles de llevar a cabo, por cuestiones de tiempo, porque las medidas son lentas o se tarda mucho tiempo en hacer tablas y gráficos, con lo que no tienen cabida en una sesión de clase, o, simplemente, no son viables en un laboratorio escolar.

Pero las nuevas tecnologías de la información y comunicación, el ordenador especialmente, conectado a Internet y apoyado por un cañón proyector, a través de la ExAO (experimentación asistida por ordenador) o de los programas de simulación de experiencias, son de gran utilidad para solventar las dificultades citadas. Con el ordenador las medidas son rápidas y exactas, ya que las hacen los sensores conectados o los instrumentos de medida de la experiencia simulada, y el tratamiento de los resultados cuenta con el apoyo de potentes “software” al efecto.

Los programas de simulación los he tomado de la página web del profesor Carlos Palacio: <http://perso.wanadoo.es/cpalacio/LeyCharles2.htm> En ella hay varias simulaciones muy adecuadas para el estudio de los gases, además de otras para diversos campos de la Física.

Las experiencias de ExAO y el tratamiento de la información obtenida los he realizado con el equipo NEBULA de la empresa Alecop y su software correspondiente; en el mercado hay varios equipos disponibles semejantes.

Creo que la innovación del trabajo que presento se encuentra en el hecho de combinar la experimentación tradicional (que, por supuesto, sigue teniendo sitio en el trabajo de clase), la experimentación virtual y la experimentación asistida por ordenador, integradas mediante un planteamiento constructivista en una unidad didáctica completa, con los comentarios a las actividades propuestas y un planteamiento para la evaluación.

Objetivos del trabajo

1. Desarrollar una unidad didáctica para el estudio de los gases bajo una perspectiva constructivista del trabajo de los alumnos.

2. Utilizar los procedimientos y técnicas propios del trabajo científico en la resolución de los problemas planteados.
3. Aprovechar al máximo las posibilidades que ofrecen las nuevas tecnologías para obtener datos experimentales, realizar tablas y gráficos, hacer cálculos y analizar resultados.
4. Desarrollar en los alumnos actitudes positivas hacia la ciencia y aproximar, mediante las nuevas tecnologías, los procesos de “enseñar ciencia” y “hacer ciencia”.

Metodología

Las estrategias didácticas antes enumeradas exigen la transformación de las actividades habituales, desde la introducción de conceptos al trabajo de laboratorio o la resolución de los problemas de lápiz y papel –sin olvidar la evaluación–, para orientar el aprendizaje hacia la construcción de conocimientos.

El objetivo no es que los alumnos construyan ideas espontáneas sobre el mundo sino que hagan suyas las teorías científicas bien constituidas; pero tampoco se trata de que construyan por sí solos todos los conocimientos científicos que tanto tiempo y trabajo exigieron de los más importantes científicos, sino de colocarles en una situación en la que puedan familiarizarse con el trabajo científico y sus resultados, abordando problemas conocidos, en un proceso creativo, realizando el programa de actividades con ayuda del profesor

Se enfrentarán así a actividades de diverso tipo:

a. Actividades de iniciación.

Las primeras actividades tienen el objetivo de presentar la situación problemática. Esta situación da sentido al trabajo que se va a realizar en la unidad, ya que los conceptos que se construyan y los procedimientos que trabajen tendrán como objetivo el resolver el problema planteado.

Además, en estas actividades iniciales se explicitan las preconcepciones de los estudiantes.

b. Actividades de desarrollo.

Estas son las actividades que se realizan a lo largo de los diferentes ciclos de investigación, y tienen como objetivo:

- La introducción cualitativa de conceptos, evitando el excesivo operativismo matemático en la definición de los mismos.
- Emisión y fundamentación de hipótesis.
- Elaboración, en la medida de lo posible, de diseños experimentales.
- Realización de trabajos experimentales.
- Elaboración de la información: realización de esquemas y croquis, toma de datos y realización de tablas y gráficos con ayuda del ordenador.
- Análisis e interpretación de los resultados.

c. Actividades de aplicación-acabado.

Al finalizar los ciclos antes citados, con el fin de fomentar actitudes positivas hacia la Ciencia y hacia el propio aprendizaje, he programado actividades que muestren la potencia de los conceptos aprendidos y su aplicabilidad en la vida cotidiana, así como el progreso conseguido en el proceso de aprendizaje. Son, fundamentalmente, actividades de utilización de los conceptos aprendidos para explicar situaciones reales o aplicaciones técnicas. A veces se sitúan bajo el epígrafe “Un poco más allá”, y pueden ser planteadas sólo para los alumnos más aventajados, mientras los demás realizan actividades de recuperación.

Organización del trabajo de los alumnos y papel del profesor.

La estructura de la clase debe ser tal que tenga presente el carácter social de la construcción de los conocimientos científicos. Conviene organizar el aula en pequeños grupos de 3 ó 4 alumnos, como si fueran equipos de investigación que trabajan las actividades bajo la dirección del profesor.

Cada actividad será discutida dentro de estos pequeños grupos, dando a cada alumno una primera oportunidad de poner en cuestión sus ideas.

El funcionamiento de los grupos no es autónomo; hay que fomentar la interacción entre ellos mediante la puesta en común de cada actividad. Así, además, el profesor puede replantear, reformular o validar las soluciones dadas a las situaciones planteadas.

Sin caer en excesos, es necesario ejercer cierta presión positiva para que el trabajo se realice de forma fluida, evitando la dispersión y el aburrimiento. Por ejemplo, no es necesario que todos los grupos hayan terminado antes de pasar a la puesta en común, ya que tan importante como elaborar una respuesta es que los alumnos tengan la posibilidad de asumir la actividad como propia y hayan iniciado la discusión. La puesta en común ya ofrece la posibilidad de completar una discusión pendiente en algún grupo.

El profesor debe dirigir y ayudar el trabajo de los alumnos al realizar las actividades. La orientación constructivista pretende reemplazar la idea del enseñante que actúa como difusor del aprendizaje por la del facilitador del mismo. Es la persona que dirige el trabajo colectivo de los alumnos y quien orienta y matiza los resultados del trabajo de los grupos. Es necesario que durante la puesta en común juegue un papel activo, centrando las intervenciones de los grupos e interrumpiéndolas en un momento dado con una reformulación globalizadora o con algún detalle no apuntado. Su papel no consiste en dar la respuesta correcta desde el principio, sino en conducir el debate, proponiendo reflexionar sobre detalles concretos y, en ocasiones, actuando como portavoz de la comunidad científica.

Referencias bibliográficas

AZCONA R., MARCOS J. y MARIN A., 1986, Evolución del razonamiento en Ciencias Experimentales (proyecto 12-16). Eskola, 13, pp. 7-15.

AZCONA R., ETXANIZ M., GUIASOLA J. y MUGIKA E., 1990 Natur zientzietako material curricularrak. BBB 2. Fisika. Kimika. Erein

AZCONA R., ETXANIZ M., GUIASOLA J. y MUGIKA E., 1992, Natur zientzietako material curricularrak. BBB 3. Fisika. Kimika. Erein

AZCONA R., ETXANIZ M., GUIASOLA J. y MUGIKA E., 1995, 1996, 1997, 1998, Natur Zientziak. DBH 1, 2 ,3 ,4. Erein

CARRASCOSA J. y GIL D., 1982, Los errores conceptuales en la enseñanza de la física. Un estudio de su persistencia. Actas de las Primeras Jornadas de Investigación Didáctica en Física y Química. ICE de la Universitat de Valencia.

DRIVER R., 1986, Psicología cognoscitiva y esquemas conceptuales de los alumnos, Enseñanza de las ciencias, 4 (1), 3-16.

GIL D., CARRASCOSA J., FURIO C. y MARTINEZ-TORREGROSA J., 1991, La enseñanza de las ciencias en la educación secundaria, Horsori; Barcelona.

GIL D., 1993, Contribución de la historia y filosofía de las ciencias al desarrollo de un modelo de enseñanza/aprendizaje como investigación, Enseñanza de la Ciencias 11(2), 197-212.

GUIASOLA J. y FURIO C., 1994, Dificultades en el aprendizaje significativo de algunos conceptos de electrostática , Investigación en la Escuela, 23, 103-114.

HIERREZUELO J. y MONTERO A., 1989, La ciencia de los alumnos, Laia, Barcelona.

NOVAK J.D., 1988, Constructivismo humano: un consenso emergente, Enseñanza de las Ciencias, 6 (3), pp. 213-223.

SHAYER M. y ADEY P., 1984, La ciencia de enseñar ciencias, Editorial Narcea.

2. CONTENIDOS DE LA UNIDAD

Conceptuales

- Características de los gases: masa, volumen, densidad, presión, compresibilidad y expansibilidad, difusión.
- Modelo científico.
- Modelo corpuscular.
- Magnitudes físicas para describir los gases: P , V , t , T , N .
- Hipótesis y leyes.
- Ley de Boyle.
- Temperatura absoluta.
- Leyes de Gay-Lussac.
- Ley general de los gases ideales.

Procedimentales

- Formulación de hipótesis sobre las características de los gases.

- Comprobación experimental, cualitativa, de las hipótesis formuladas.
- Construcción de un modelo para los gases.
- Utilización del modelo para explicar las características de los gases.

Procedimiento absolutamente general y de especial importancia en ciencias: la realización de una investigación completa para obtener la ley general de los gases ideales, con los siguientes pasos:

- Identificación de variables.
- Emisión de hipótesis.
- Control de variables.
- Realización de diseños experimentales.
- Toma y gestión de datos mediante el software del equipo de ExAO.
- Análisis de resultados.
- Deducción de conclusiones, verificación de las hipótesis.
- Obtención de leyes y aplicación a problemas reales.

Actitudinales

- Respeto y valoración crítica de las ideas personales.
- Valoración la importancia de los modelos científicos para explicar la realidad.
- Asunción de la provisionalidad del conocimiento científico.
- Aceptación de la falsedad de las hipótesis.
- Desarrollo de actitudes de orden y precisión en la toma de medidas.
- Valoración de la importancia del ordenador en la toma y gestión de datos experimentales.

3. OBJETIVOS DIDÁCTICOS DE LA UNIDAD

1. Experimentando con los gases, conocer sus características para explicar y predecir algunos de sus comportamientos.
2. Construir el modelo de los gases a partir de la hipótesis iniciales, adecuándolo a la nueva información y utilizándolo para explicar casos reales, diferenciando la descripción de la realidad y la explicación de la misma mediante el modelo.
3. Construir la ley general de los gases ideales mediante una investigación completa, y utilizarla para resolver problemas reales.

4. MATERIALES PARA LOS ALUMNOS

A continuación paso a mostrar el programa de actividades didácticas que repartí entre mis alumnos para trabajar la unidad.

Los gases, esos grandes desconocidos

En la fotografía puedes ver un paisaje pirenaico, de la zona de Panticosa, concretamente.



1. Puedes ver que hay agua. ¿En qué diferentes estados de agregación se encuentra?
2. Menciona las características de cada estado e indica ejemplos de materiales que puedan encontrarse en los tres estados?

3. Completa la siguiente tabla.

Características	Estado sólido	Estado líquido	Estado gaseoso
¿Tienen volumen?			
¿Tienen masa?			
¿Tienen peso?			
La forma, ¿es fija o variable?			
El volumen, ¿es fijo o variable?			

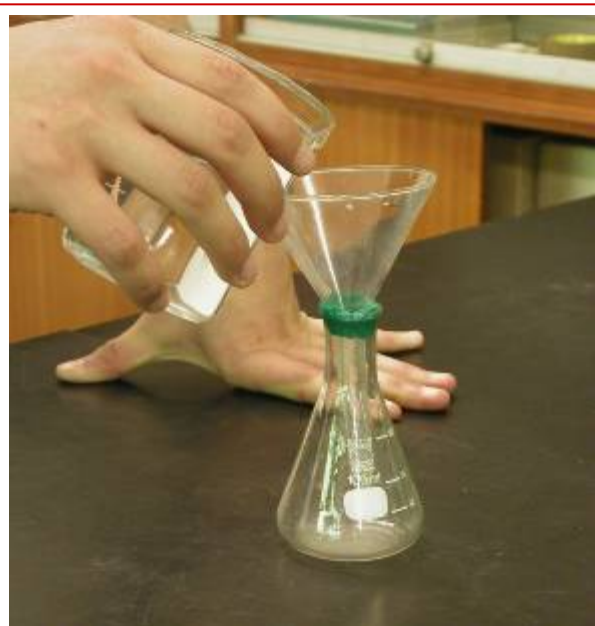
1. ¿Cómo se comportan los gases?

Seguramente has tenido pocas dudas al completar la tabla acerca de los sólidos y los líquidos, pero al hacerlo sobre los gases habrá aparecido más de una duda. Vamos a hacer algunas experiencias para aclarar esas dudas.

¿Los gases tienen volumen?

Para comprobarlo, tienes que hacer la siguiente experiencia.

¿Tienen volumen los gases?



Material

- Matraz
- Embudo con un orificio lo más estrecho posible
- Plastilina, agua

Procedimiento

1. Coloca un poco de plastilina en la boca del matraz.
2. Introduce el embudo por la boca del matraz y presiona sobre la plastilina, de forma que el recipiente quede herméticamente cerrado.

4. ¿Qué sucederá si echas agua en el embudo? Compruébalo.

5. ¿Cuáles la razón de que ocurra lo que has observado?
¿Qué puedes hacer para que entre agua en el matraz?

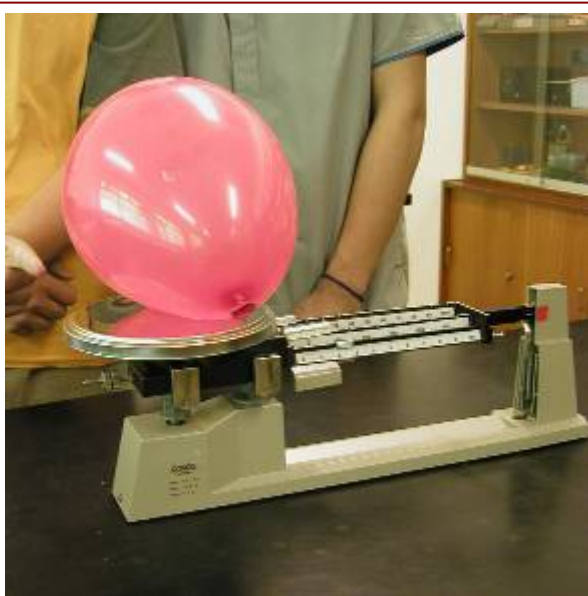
Como puedes ver, **los gases tienen volumen.**

¿Los gases tienen
masa y pesan?

6. ¿Qué harías para comprobar que un gas tiene masa y pesa?

Si no se te ocurre ningún modo de comprobarlo, aquí tienes una manera de hacerlo.

¿Pesan los gases?



Material

- Balanza, de uno o dos brazos
- Globo
- Cinta adhesiva
- Aguja

Procedimiento

1. Infla el globo y ciérralo.
2. Pega un trozo de cinta adhesiva en la superficie del globo.
3. Colócalo en la balanza y equilíbrala, es decir, pésalo.

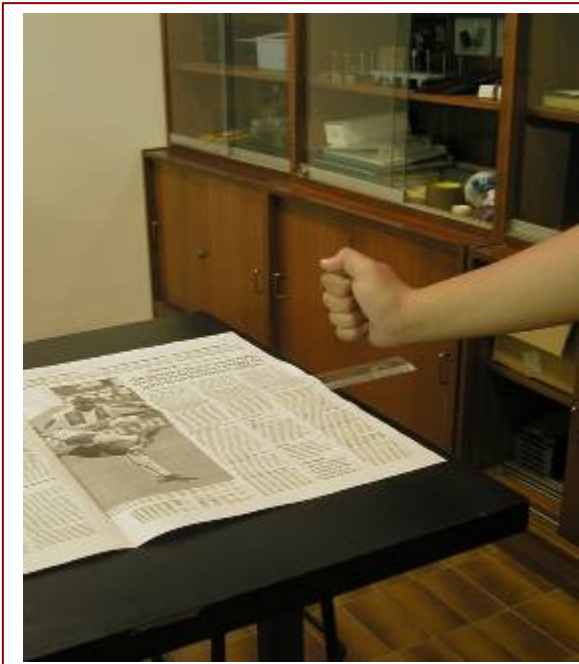
7. ¿Qué sucederá si haces un orificio en el globo (si lo haces con la aguja allí donde has pegado la cinta no explotará), y sale el aire del mismo? Compruébalo.

Luego **los gases tienen masa y pesan** y, por supuesto, el aire también.

Por tanto, si tenemos en la atmósfera tanto aire sobre nuestras cabezas, debe pesar bastante, ¿no crees?

8. ¿Es cierto que el aire que hay en la atmósfera pesa mucho y que, por lo tanto, nos hace gran presión? ¿Puedes poner algún ejemplo para comprobarlo?

¿Qué no pesa mucho el aire de la atmósfera?



Material

- Una hoja de periódico
- Una regla larga, de 40 o 50 cm

Procedimiento

1. Coge la hoja de periódico y ponla extendida sobre la mesa.
2. Mete la regla por debajo de la hoja hasta la mitad, de modo que la otra mitad sobresalga por el borde de la mesa. Aplasta bien el papel contra la regla.
3. Intenta levantar la hoja dando un golpe rápido, hacia abajo, en la mitad de la regla que sobresale.

No se puede, ¿verdad?

9. La hoja de periódico es muy ligera. Entonces, ¿por qué no puedes levantarla dando un golpe hacia abajo en la regla?

Un poco más allá.

- En la experiencia anterior, si en lugar de dar un golpe rápido, bajas poco a poco el trozo de regla que sobresale, ¿por qué no tienes ningún problema para levantar la hoja?

10. Los gases tienen masa. ¿Pero cómo es su densidad? Compara la densidad de los gases, líquidos y sólidos.

Los gases tienen una densidad muy pequeña, mucho menor que la de los líquidos y los sólidos.

¿Cambia la forma de los gases?

Comprobar esto no parece tan difícil. Puedes hacerlo tú mismo.

11. Propón y realiza alguna experiencia para comprobar si cambia o no la forma de los gases.

Como habrás podido ver, los gases pueden cambiar su forma.

¿Cambia el volumen de los gases?

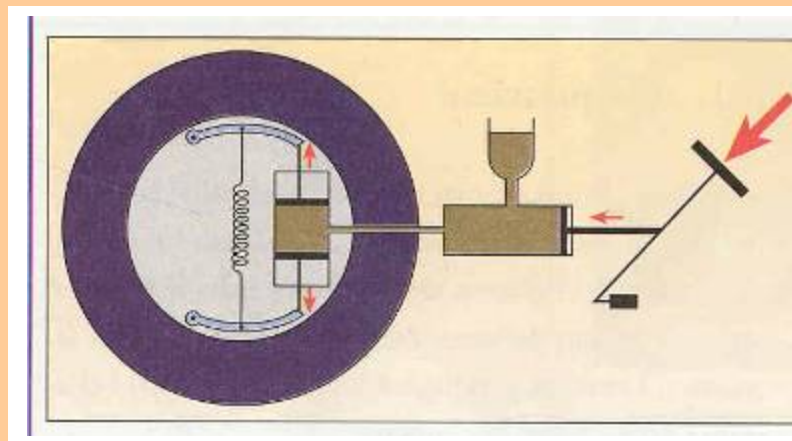
Con esta pregunta queremos ver si los gases son compresibles, si se pueden comprimir o no.

12. Propón y realiza alguna experiencia para comprobar si los gases se pueden comprimir o no.

Un poco más allá.

- Y los líquidos, ¿son compresibles los líquidos?

Los frenos hidráulicos, los frenos de los coches, se basan en la no compresibilidad de los líquidos.



Al frenar, al bajar el pedal, empujamos el émbolo de un circuito cerrado. Dentro de ese circuito hay un líquido, el líquido de los frenos, y como éste no se puede comprimir, al introducir el émbolo el líquido sale por el otro extremo del circuito, donde empuja a los otros dos émbolos, y éstos, por medio de otros componentes, hacen que rocen intensamente las dos pastillas contra un disco.

- ¿Qué crees que sucedería si se introdujera aire en ese circuito cerrado de frenos?

Como ves, **los gases pueden cambiar su volumen**, se pueden comprimir y expandir.

13. Teniendo en cuenta las experiencias que has realizado, revisa la tabla que has completado en la actividad 3.

Otras características de los gases

Cuando estabas comprobando con la jeringa o con la bomba para inflar ruedas que los gases son compresibles, al principio introducías el émbolo fácilmente, pero cada vez te resultaba más difícil, y a partir de cierto momento no podías continuar introduciéndolo porque estaba "muy duro".

14. ¿Por qué no se puede continuar introduciendo el émbolo? ¿Qué lo impide?

15. ¿Por qué cuando el émbolo no se puede introducir más, al soltarlo, retrocede a la posición inicial?

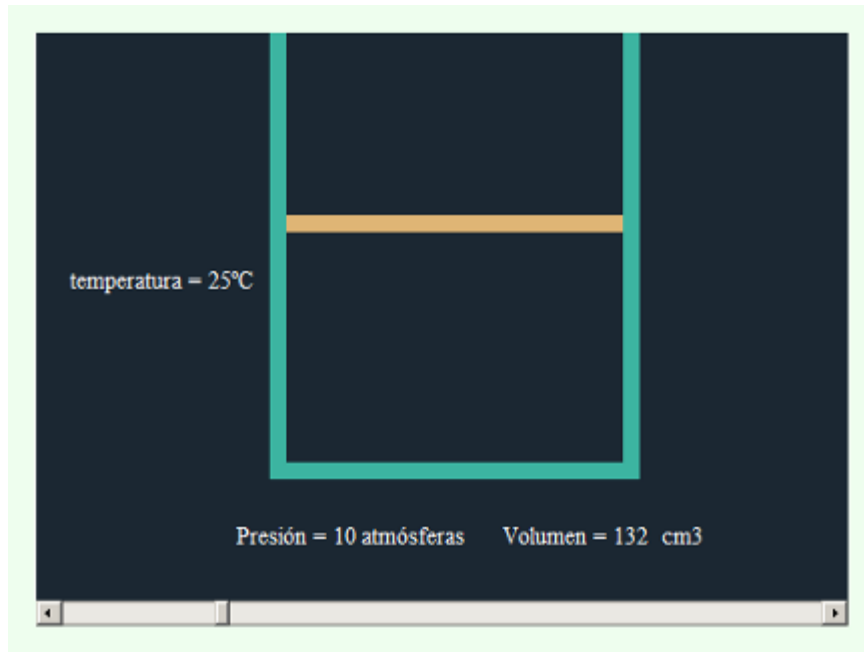
Como ves, **los gases ejercen presión** sobre las paredes del recipiente que los contiene. Parece, además, que el valor de la presión está relacionado con el volumen del gas.

16. ¿Cómo cambia el volumen del gas cuando cambia la presión del mismo?

Vas a poder comprobar tu hipótesis en una experiencia simulada. Dicha experiencia (y otras muchas más, todas ellas muy interesantes) se encuentra en la página web del profesor Carlos Palacios, cuya dirección es:

<http://perso.wanadoo.es/cpalacio/boyle2.htm>

Entra en dicha dirección y encontrarás el dispositivo de la figura:



Moviendo con el ratón el cursor de la parte inferior cambiarás el grosor de la tapa del émbolo, y la presión que éste ejerce sobre el gas, por tanto, y podrás ver cómo cambia el volumen.

Un poco más allá.



Llena un vaso con agua, hasta el borde, de modo que no quepa ni una gota más. Tapa el vaso con un trozo de papel (algo más grande que la boca del vaso), y dale la vuelta rápidamente, mientras sujetas el papel con la otra mano por debajo.

- ¿Se cae el agua cuando quitas la mano? ¿Por qué?

Vamos a ver ahora otra característica. Llevad a clase un frasco de colonia y dejadlo abierto en un rincón.

17. ¿Qué sucederá dentro de unos minutos? ¿Cómo explicas lo que ha sucedido?

Los gases se difunden, es decir, tienden a ocupar todo el volumen del recipiente que los contiene, aunque éste esté ya ocupado por otro gas, ya que se mezclan sin ninguna dificultad.

¿Qué cambia al calentar un gas?

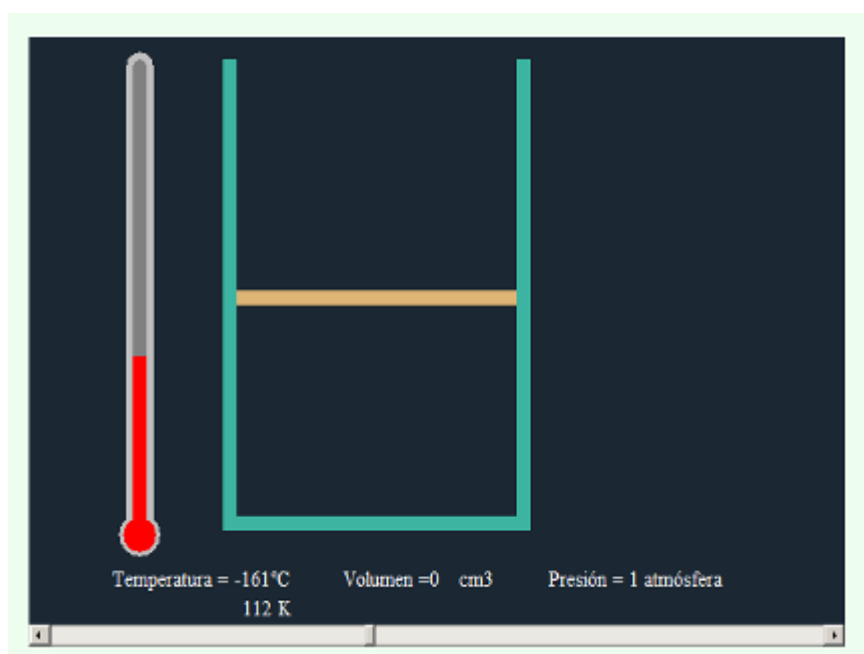
Para terminar, vamos a ver cómo cambian las propiedades de los gases cuando se calientan, cuando les comunicamos energía.

18. ¿Qué le sucede a un gas cuando se calienta? ¿Cómo cambian sus propiedades: masa, peso, temperatura, volumen y presión?

Ahora vamos a plantearte algunos casos concretos. Debes decir en cada uno de ellos qué propiedad o propiedades cambiarán, entre las que acabamos de indicar, y cómo lo harán.

Vamos a empezar por una experiencia simulada, semejante a la de antes. La dirección en la que se encuentra es la misma que antes:

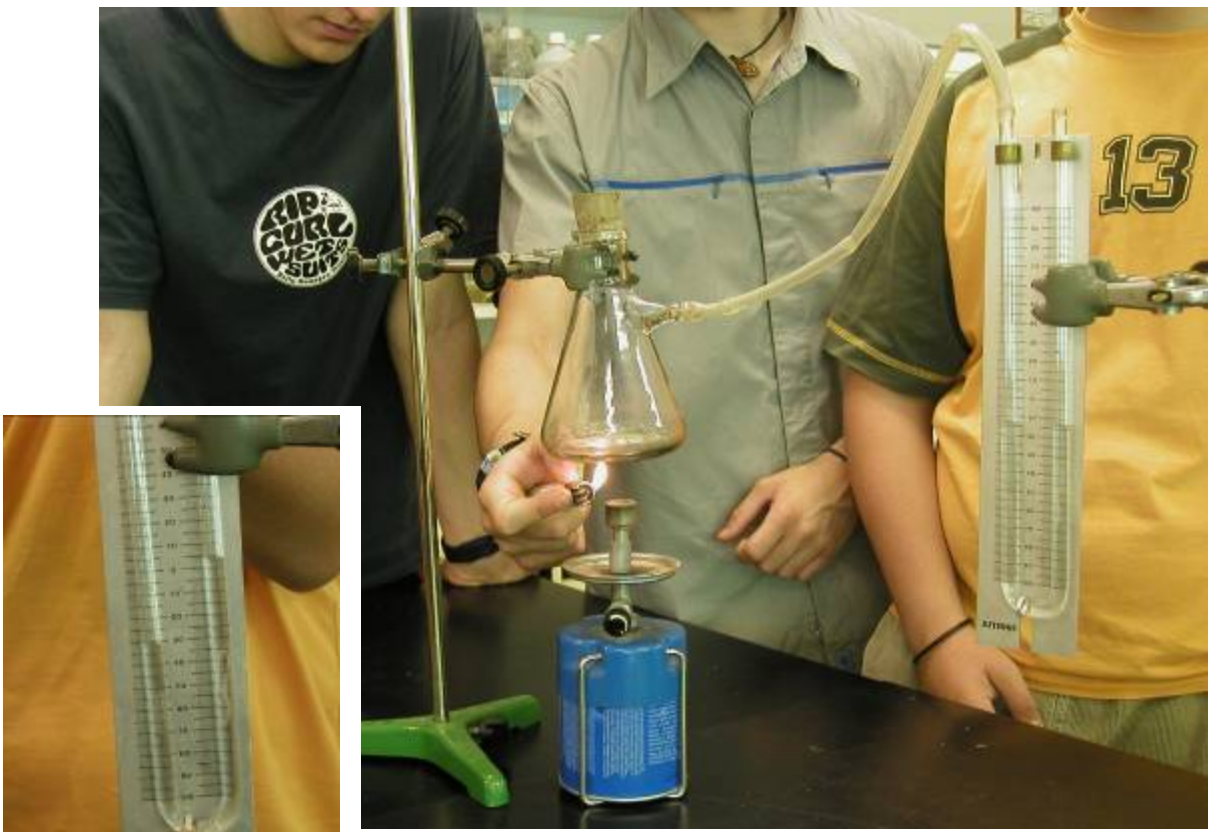
<http://perso.wanadoo.es/cpalacio/gasfrio2.htm>



Como ves, el dispositivo es semejante, sólo que ahora la tapa del émbolo no cambia de grosor; lo que hacemos variar es la temperatura, moviendo el cursor de la parte inferior.

19. ¿Qué consecuencias tiene ese cambio de temperatura?

Tras la experiencia simulada, vas a hacer una experiencia real semejante, en la que también encerramos un gas y lo calentamos, pero le permitimos expandirse al aumentar la temperatura.



20. Un kitasato (erlenmeyer que tiene una salida lateral) lleno de aire se ha cerrado por medio de un tapón y se ha comunicado, por medio de un tubo de plástico, con un tubo en U en el que hay agua, como ves en la imagen. ¿Qué pasará al calentar el erlenmeyer?

Ahora se te plantea otro caso real.

21. En verano, después de dejar el balón de fútbol al sol durante una hora, está mucho más duro que al principio. ¿Por qué?

Por último, aquí tienes otra experiencia para analizar qué cambia al calentar un gas.



22. Hemos cerrado un erlenmeyer mediante un globo. ¿Qué ocurrirá al calentarlo?

Para acabar con este apartado de las características de los gases vamos a reunir las todas.

Los gases, como toda la materia, tienen masa (y por tanto, peso) y volumen. Su densidad es muy pequeña comparándola con la de los líquidos y los sólidos.

No tienen forma fija porque toman la forma del recipiente que los contiene; por tanto, cambian de forma al pasar de un recipiente a otro, pero ocupando siempre el volumen total.

Los gases cambian fácilmente el volumen, porque se comprimen y se expanden fácilmente. Sin embargo, no se pueden comprimir totalmente, porque ejercen presión contra las paredes del recipiente donde se encuentran, y esa presión aumenta a medida que disminuye el volumen.

Se difunden totalmente unos en el interior de otros, es decir, se mezclan entre sí con gran facilidad.

Los gases, como toda materia, tienen temperatura. Esta, por supuesto, cambia: sube cuando calentamos el gas, cuando se le da energía, y baja cuando se le quita energía.

Al igual que la temperatura, al calentar el gas otras propiedades, como el volumen y la presión, tienden a aumentar. La masa y el peso, en cambio, se mantienen igual.

Ya conoces las características de los gases y las relaciones que hay entre las mismas. Para comprobar si lo has asumido bien, vas a tener que explicar lo que sucede en un par de experiencias.

¿Se moverá la moneda?



Material

- Una botella de vino
- Una moneda

Procedimiento

1. Coge una botella vacía y, después de mojar con agua la boca de la misma, coloca una moneda encima. Tanto mejor cuanto más ligera sea la moneda.
2. Vas a agarrar la botella con las dos manos, rodeándola totalmente, como se observa en la figura.

23. ¿Qué crees que va a suceder?

Agarra la botella. ¿Qué ha sucedido? ¿Por qué?

¿Se mojará el papel en el agua?



Material

- Tubo de ensayo
- Trozo de papel
- Vaso de precipitados grande (de 500 ml, al menos)

Procedimiento

1. Coge un trozo de papel y, después de hacer una pelota con él, introdúcelo hasta el fondo en el tubo de ensayo, apretándolo, de tal forma que no se caiga al dar la vuelta al tubo.
2. Llena de agua el vaso de precipitados. Da la vuelta al tubo de ensayo y sumérgelo boca abajo, verticalmente y poco a poco, en el recipiente.

24. ¿Se habrá mojado el papel? Saca el tubo de ensayo y compruébalo.

2. En busca de una explicación sobre el comportamiento de los gases

Gracias al trabajo que hemos hecho hasta ahora hemos llegado a conocer las características de los gases. A continuación vamos a investigar su estructura, cómo son por dentro. Para ello, vamos a construir un modelo. Pero, ¿qué es un modelo?

¿Cómo se elabora un modelo?

Un modelo, en ciencia, es una representación mental que nos hacemos sobre algo cuando no lo podemos observar por medio de nuestros sentidos (la estructura de los gases, en este caso). No podemos observarlo directamente, pero tenemos información sobre lo que estamos estudiando (conocemos las características y las propiedades de los gases). De este modo, imaginamos el modelo de modo que sirva para explicar esas características. Imaginamos cómo son las cosas o cómo funcionan.

El modelo está formado por ideas, suposiciones lógicas, hipótesis que parecen ciertas y que no pueden comprobarse directamente; su validez se comprueba según la capacidad que tiene para explicar las nuevas situaciones.

Veamos un ejemplo.

Es el día de tu cumpleaños, y tus amigos te han hecho un regalo. Pero, antes de recibir el regalo, deberás adivinar qué es lo que hay dentro de un recipiente que te han dado.



Cuando lo has cogido, te ha parecido que será algún líquido. Pero, cuando lo has movido, por la forma de moverse, por el ruido que hace, te has dado cuenta de que eso no es posible. Dentro hay algo sólido, pequeño, abundante. Quizás canicas o, mejor dicho, bolitas hechas con papel de aluminio, porque no se oye el ruido de canicas de cristal. Has completado un modelo sobre lo que hay dentro del recipiente, para explicar lo que has observado, la información que tienes.

Pero entonces ha aparecido tu hermano y, queriéndote ayudar, ha agitado fuertemente el recipiente, y os habéis dado cuenta de que las cosas han cambiado. Las bolitas parecen ahora más grandes, como si algunas de las anteriores se hubieran pegado entre sí. Por tanto, las bolitas no serían de aluminio, sino quizás de plastilina.

Como puedes ver, el modelo va cambiando a medida que se hacen más experiencias y se obtiene nueva información, para poder explicar los nuevos hechos.

1. Propón una posible estructura de los gases para explicar las características y propiedades que hemos visto, por ejemplo, que se comprimen y se expanden o que se difunden y se mezclan con otros gases. Intenta representar esa estructura por medio de un dibujo.

Ya tienes tu modelo para los gases. Enseguida vamos a ver si el modelo que has inventado es adecuado o no, en la medida que sea capaz de explicar las características y propiedades de los gases. Si no es válido, deberás cambiarlo, hasta que consiga explicarlas todas. Esa será la única manera de comprobar la validez de tu modelo, la capacidad que tiene para explicar nuevas situaciones, ya que no tendrás ninguna posibilidad de ver los gases tal como los has representado en tu dibujo.

Debes tener claro que mediante el modelo que has imaginado no vas a describir la realidad como antes, cuando has empezado a estudiar las características de los gases, sino que vas a intentar explicarla. Las cosas que vas a decir ahora, por tanto, son tus suposiciones, no pueden observarse o comprobarse.

2. ¿Cómo explicarías, por medio de tu modelo, la facilidad que tienen los gases para comprimirse o para expandirse? Concretamente. una jeringa está llena de aire hasta la mitad, se tapona el orificio con el dedo (para que no pueda entrar ni salir el aire) y se tira del émbolo hacia atrás. Representa por medio de tu modelo, en dos dibujos, cómo estará el gas antes y después de tirar del émbolo.

3. ¿Cómo explicarías, por medio de tu modelo, la tendencia que tienen los gases a expandirse, por ejemplo, el que el vapor del frasco de colonia que hemos dejado abierto en un rincón de la clase, llegue rápidamente a todos los rincones del aula?
Y, ¿cómo explica tu modelo que los gases se mezclen tan fácilmente? Representalo mediante un dibujo.

Como las ruedas de tu bici estaban bastante deshinchadas, has cogido el inflador y las has inflado, hasta que han quedado bien duras.

4. ¿Por qué se ha endurecido la rueda? ¿Cómo lo explicarías por medio del modelo que has imaginado para los gases?
¿Y qué ocurre cuando tapas el orificio del inflador con el dedo y metes el émbolo hasta donde puedes? ¿Cómo lo explicarías con el modelo que has inventado?
Representa, en dos dibujos, como estará el gas antes y después de meter el émbolo.

Vamos ahora a explicar la influencia de la temperatura sobre las características de los gases.

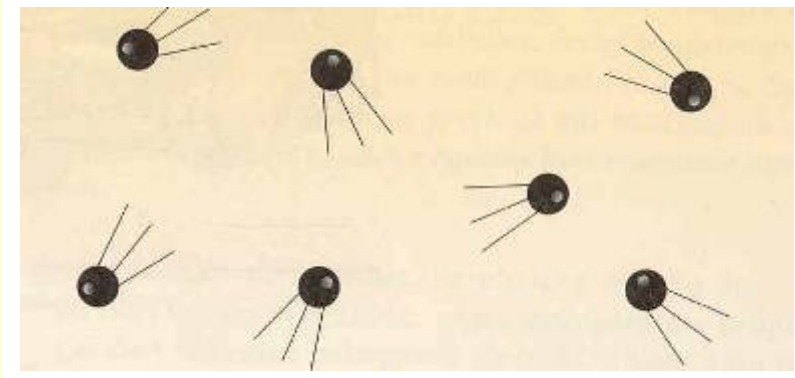
Antes hemos tapado un erlenmeyer con un globo y lo hemos puesto a calentar. La subida de temperatura ha producido una tendencia a que aumenten el volumen y la presión del gas que hay dentro.

5. ¿Cómo lo explicarías con tu modelo? Di, en tu opinión, qué cambiaría (y cómo lo haría) y qué no, entre estas cosas: la cantidad de corpúsculos que forman el gas, el tamaño de cada uno de ellos, las distancias entre los corpúsculos y la velocidad de los mismos.

Finalmente, está completado el modelo para explicar la estructura de los gases, ¿no?

Recuerda, otra vez, que este modelo lo hemos inventado nosotros. No podemos comprobarlo directamente, pero lo aceptamos porque explica bien el comportamiento de los gases. A ver si el que tú has inventado se parece a éste.

- Los gases están formados de corpúsculos. Los corpúsculos son muy pequeños, tan pequeños que no pueden verse ni con el microscopio de mayor aumento.
- Los corpúsculos de gases diferentes son diferentes entre sí.
- Las distancias entre los corpúsculos son bastante grandes. La distancia entre dos corpúsculos, aunque es variable dependiendo de la presión del gas, es, aproximadamente, diez veces mayor que su tamaño.
- El espacio entre corpúsculos está vacío, es decir, no hay nada entre los corpúsculos.



- Los corpúsculos de los gases están moviéndose ininterrumpidamente, y no se paran nunca. Su velocidad depende de la temperatura. Cuanto más alta sea la temperatura, mayor es la velocidad de los corpúsculos.
- La presión de un gas es debida a los choques de los corpúsculos contra las paredes del recipiente.

Si quieres ver el modelo en movimiento, puedes hacerlo en la página web de Carlos Palacio, en la dirección:

<http://perso.wanadoo.es/cpalacio/ModGas2.htm>

La bola roja te hace ver más fácilmente el movimiento de los corpúsculos

Para terminar, tienes que aplicar el modelo obtenido en estos dos casos.

6. En los recipientes de desodorante, ¿por qué avisan de que no deben exponerse a temperaturas superiores a $50\text{ }^{\circ}\text{C}$? ¿Cómo explicarías, utilizando el modelo, qué ocurriría si se superara esa temperatura?

7. Vas a abrir una botella de Coca-Cola de 2 litros (las de tapón de rosca). ¿Qué ocurrirá? Descríbelo y aclara por qué se oirá ese sonido característico.
¿Cómo explica el modelo lo ocurrido? Haz dos dibujos, representando el gas del interior de la botella y el aire exterior mediante corpúsculos, antes y después de abrir el tapón.

Un poco más allá.

- En más de una ocasión habrás visto en casa cómo salta la tapadera del puchero que está al fuego. ¿Por qué salta? ¿Cómo lo explica el modelo?

3. Las leyes de los gases

Después de ver el comportamiento de los gases y de construir un modelo que explica ese comportamiento, ahora vas a hacer una investigación sobre las leyes que lo rigen. Hablar de leyes implica relaciones matemáticas y, por tanto, experiencias cuantitativas, con medidas precisas de unas magnitudes.

1. ¿Qué magnitudes utilizarías para describir el estado de un gas?

Vamos a ver las relaciones que hay entre esas magnitudes.

2. Hemos introducido un gas en un recipiente cerrado. ¿De qué depende la presión que el gas hace sobre las paredes del recipiente? Propón una hipótesis, en función de las magnitudes adoptadas, para la expresión de la presión.

Ahora hay que verificar la hipótesis que has propuesto.

3. ¿Qué pasos darías para verificar experimentalmente que la hipótesis propuesta es cierta?

Vamos a ir realizando paso a paso las comprobaciones experimentales propuestas.

La relación entre p y V
(siendo t y N constantes)

Vamos a analizar la relación entre la presión y el volumen de una determinada cantidad de gas, mientras la temperatura no cambia.

4. ¿A qué se reduce la hipótesis que tienes que verificar si t y N permanecen constantes?

5. ¿Qué experiencia se te ocurre para verificarla?

Esta puede ser una experiencia adecuada.



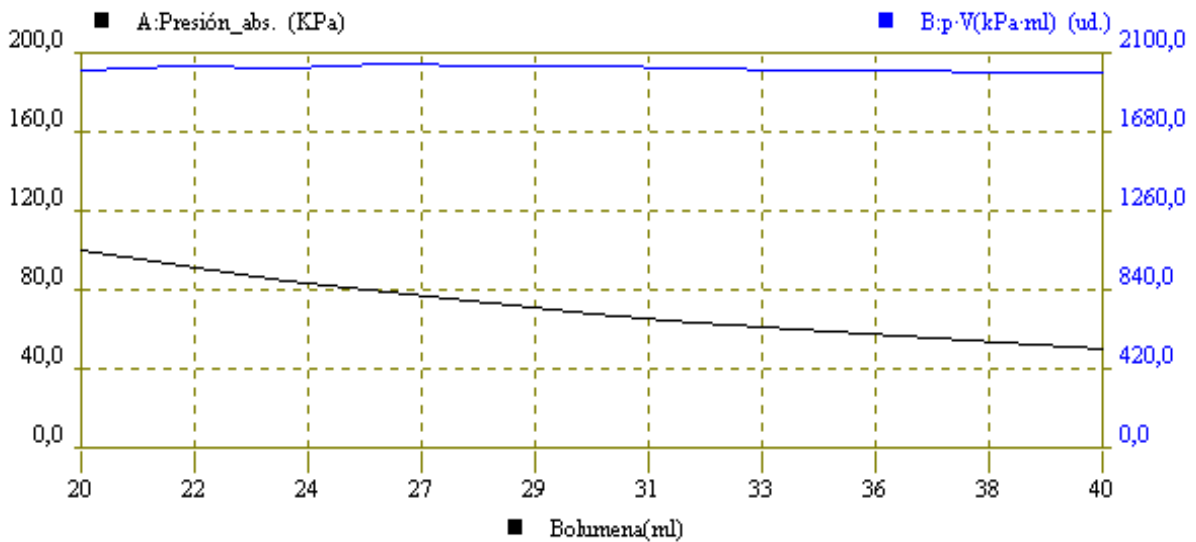
Material

- Jeringa de plástico de 50 ml
- Tubo de plástico
- Equipo de ExAO: sensor de presión absoluta

Procedimiento

1. Toma la jeringa, coloca el émbolo en $V=20\text{ ml}$ y conéctala con el tubo al sensor.
2. Programa una captación discreta introduciendo V en el eje x , con el sensor de presión en el eje y , desde $V=20\text{ ml}$ hasta $V=40\text{ ml}$, con incrementos de 2 ml . Realízala tirando del émbolo hacia atrás y captando datos cada 2 ml .
3. Coloca nuevamente el émbolo en $V=20\text{ ml}$, conecta la jeringa al sensor y presiona el émbolo hasta llegar a $V=10\text{ ml}$.
4. Programa otra captación discreta desde $V=10\text{ ml}$ hasta $V=40\text{ ml}$, con incrementos de 2 ml . Realízala.
5. Mediante el software obtén el producto de las variables $p \cdot V$

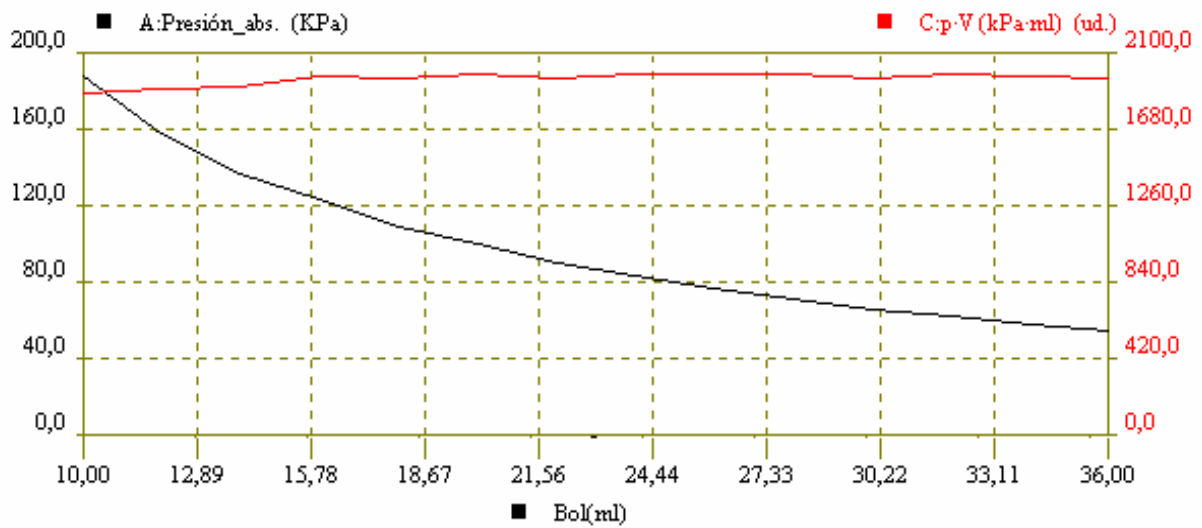
Este es el gráfico correspondiente a la primera captación:



Y esta es la tabla de datos correspondiente:

Volumen V(ml)	Presión p(kPa)	p·V (kPa·ml)
20,0	99,3	1986,3
22,0	91,3	2007,7
24,0	83,6	2006,3
26,0	78,1	2030,0
28,0	71,9	2012,5
30,0	67,2	2015,6
32,0	62,6	2003,1
34,0	58,7	1995,5
36,0	55,3	1989,8
38,0	52,1	1981,6
40,0	49,5	1978,5

¿Vas sacando alguna conclusión? La segunda captación es más extensa, porque ha comenzado a una presión bastante mayor que la atmosférica (recuerda que has introducido el émbolo antes de empezar). Este es el gráfico:



Y esta la tabla de datos:

Volumen V(ml)	Presión p(kPa)	p·V (kPa·ml)
10,0	185,7	1857,4
12,0	156,7	1880,3
14,0	135,5	1897,7
16,0	121,9	1950,0
18,0	107,8	1940,6
20,0	98,5	1969,7
22,0	88,6	1948,6
24,0	82,2	1972,3
26,0	75,4	1961,4
28,0	70,2	1966,0
30,0	64,8	1945,3
32,0	61,5	1968,8
34,0	57,4	1950,7
36,0	54,0	1944,1

6. ¿Qué concluyes? ¿Se ha verificado la hipótesis?

La expresión que has obtenido se conoce con el nombre de **Ley de Boyle**, y fue lograda 1.662 por el físico británico Robert Boyle.

La presión y el volumen de cualquier gas son inversamente proporcionales, siempre que la temperatura y el número de corpúsculos permanezca constante: $p = cte/V$, o de otro modo, $p \cdot V = cte$

La relación entre p y t (siendo V y N constantes)

7. ¿A qué se reduce la hipótesis que tienes que verificar si V y N permanecen constantes? ¿Qué se puede hacer para verificarla?



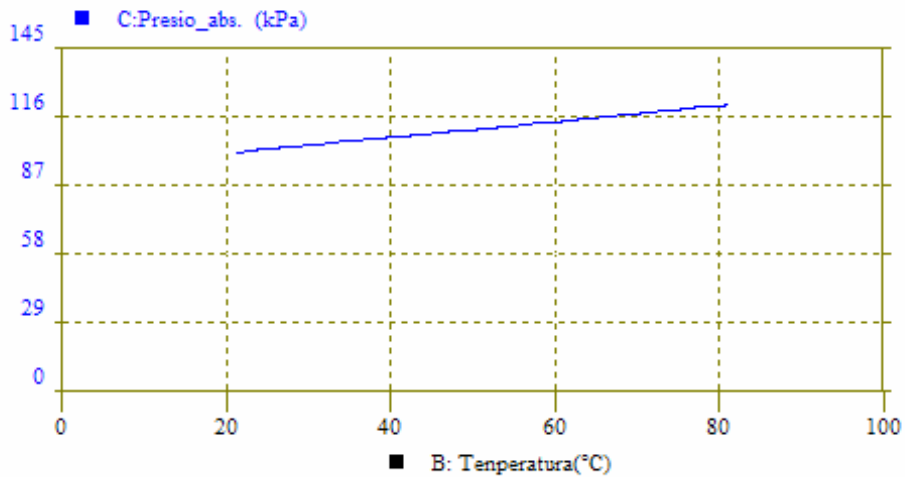
Material

- Erlenmeyer de 100 ml , vaso de precipitados de 500 ml
- Tapón de goma agujereado, tubo de plástico, soporte universal con pinza
- Mechero de gas o resistencia eléctrica
- Equipo de ExAO: sensores de presión absoluta y temperatura

Procedimiento

1. Cierra el erlenmeyer con el tapón agujereado e introduce en tubo por el orificio; conéctalo con el sensor de presión.
2. Vas a calentar el aire encerrado en el erlenmeyer al baño maría, introduciendo éste hasta el borde en el vaso de precipitados completamente lleno de agua., y calentando el vaso de precipitados con el mechero o con la resistencia eléctrica.
3. Introduce el termómetro en el vaso para medir la temperatura del agua (y la del aire encerrado en el erlenmeyer). Sírrete del termómetro para agitar sin cesar el agua mientras se calienta. Si tienes un agitador magnético, úsalo.
4. Programa una captación, con t en el eje x y p en el eje y , captando datos cada segundo durante 15 minutos.

Este es el gráfico obtenido:

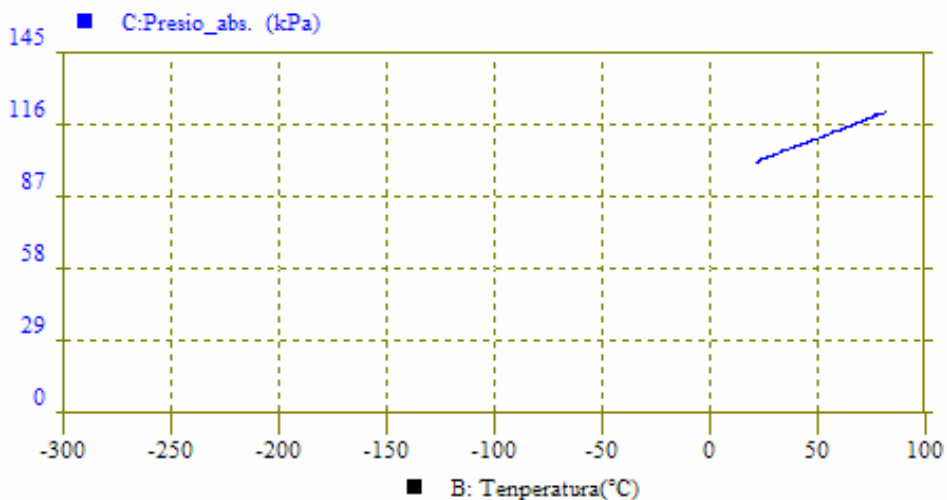


8. ¿Qué concluyes? ¿Se ha verificado la hipótesis?

Viendo que la presión no es proporcional a la temperatura, parece que la hipótesis propuesta no es cierta. Si lo fuera, el gráfico p/t debería pasar por el origen de coordenadas: a una temperatura $t = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$ la presión del gas debería ser $p = 0\text{ Pa}$. Y no es así.

¿Qué se puede hacer? ¿Abandonar la hipótesis, o intentar cambiar algo para que se cumpla? Porque parece lógico que p y t sean proporcionales.

9. Viendo la marcha del gráfico p/t , ¿a qué temperatura se haría cero la presión del gas?

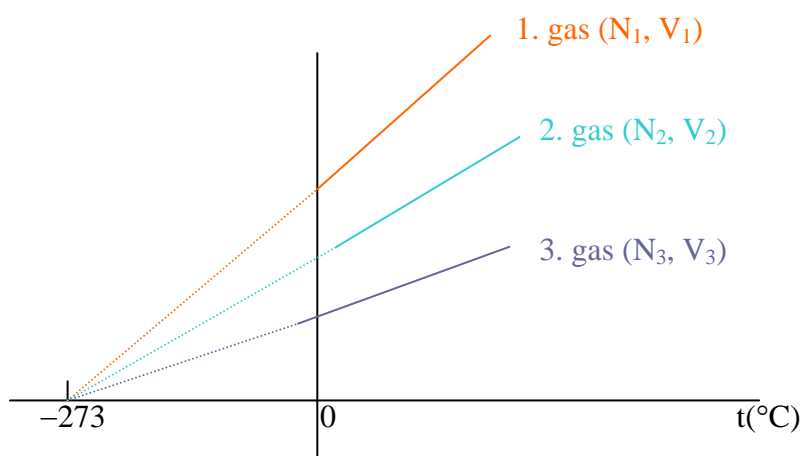


Como ves, el gráfico apunta a una temperatura cercana a $-300\text{ }^{\circ}\text{C}$, de unos $-270\text{ }^{\circ}\text{C}$. Medidas más precisas darían como resultado $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Si se prueba con otras muestras de gas, en otros recipientes, con V y N diferentes, y se miden las presiones a diferentes temperaturas como has hecho antes, el gráfico p/t resultante es diferente, tal como cabía esperar (según la hipótesis, a la misma t , si V y N son diferentes, p ha de ser diferente).

Pero siendo el gráfico diferente, si se calcula la t a la que la p del gas se hace cero, se obtiene aproximadamente el mismo valor que antes, alrededor de $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Y lo mismo ocurre con cualquier muestra de gas.



Por tanto, parece que a esa temperatura la p de cualquier gas se hace cero, independientemente de V y N del gas.

10. ¿Será posible alcanzar esa temperatura de $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$?
¿Y bajar de esa temperatura?

No parece, por tanto, que alcanzar la $t = -273\text{ }^{\circ}\text{C}$ sea posible, porque, ¿cómo puede haber un gas que no haga presión?

Y menos aún bajar de dicha t , porque entonces la p sería negativa.

Pero tú querías resolver el problema que tenías con tu hipótesis.

11. ¿Qué ocurriría si cambiáramos la escala de temperaturas y colocáramos el cero de la misma en $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$?
¿A qué t sería entonces $p=0$?
¿Se cumpliría entonces la hipótesis?

Los químicos se dieron cuenta de que cambiando la escala de temperaturas y colocando el origen de la nueva escala (representada por la letra T en lugar de la t) en ese punto, -273°C , $p=0$ cuando $T=0$, es decir, el gráfico p/T pasa por el origen, p y T son directamente proporcionales. La hipótesis propuesta se verifica.

A esta nueva escala se le llama temperatura absoluta o temperatura termodinámica. El origen se sitúa en -273°C y la unidad es el Kelvin, es decir: $0\text{ K} = -273^{\circ}\text{C}$

La hipótesis verificada, en cuanto a p y T es la **segunda ley de Gay-Lussac**.

La presión que ejerce un gas es proporcional a la temperatura absoluta, siempre que el volumen y el número de corpúsculos permanezca constante: $p = \text{cte} \cdot T$

12. ¿Cuál es la relación entre la escala de temperatura absoluta y la escala de temperatura Celsius?

Te preguntará cuál es la primera ley de Gay-Lussac. Pues la que establece la relación entre V y T (siendo p y N constantes). Gay-Lussac estudió esta relación en primer lugar.

13. ¿Cómo es la relación entre V y T , si p y N permanecen constantes? ¿Qué se puede hacer para verificarla?

El montaje experimental necesario es complicado.

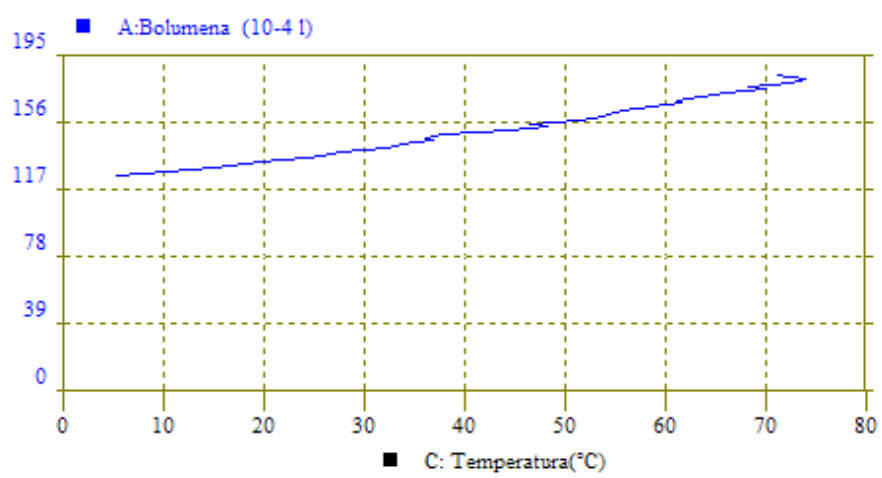
Hay que calentar todo el gas de modo uniforme (lo mejor es hacerlo al baño maría) y permitir que se expanda, que aumente V , pero sin presionarlo, manteniendo p constante. Se consigue mediante un tubo en forma de U cerrado en uno de los brazos para que el gas no escape (para que N no cambie) en el que el agua encierra el gas y le permite expandirse.

En la imagen puedes ver cómo es el montaje real.

La experiencia no es sencilla, por lo que se te van a mostrar los resultados para que los analices, pero sin hacerla. Luego tendrás la oportunidad de realizar una experiencia similar, pero simulada.

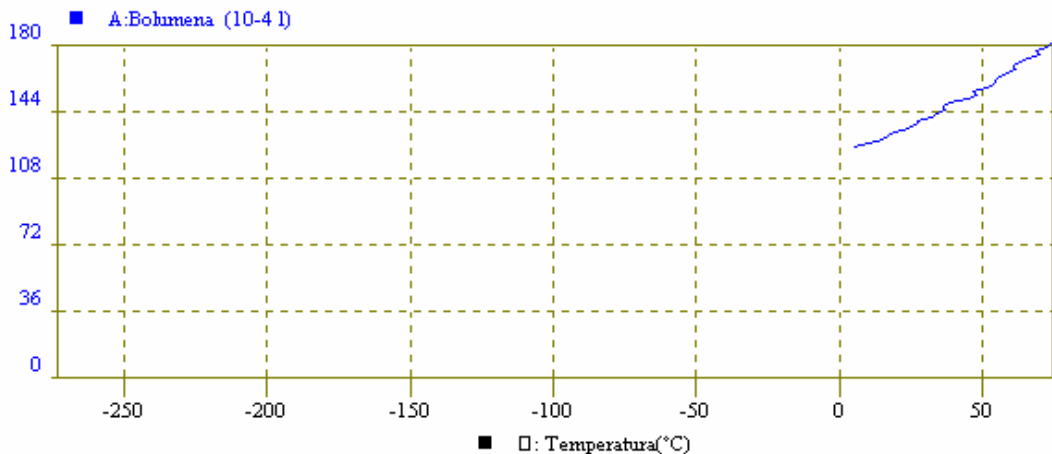


El gráfico V/t obtenido es:



14. ¿Qué concluyes? ¿Se ha verificado la hipótesis?

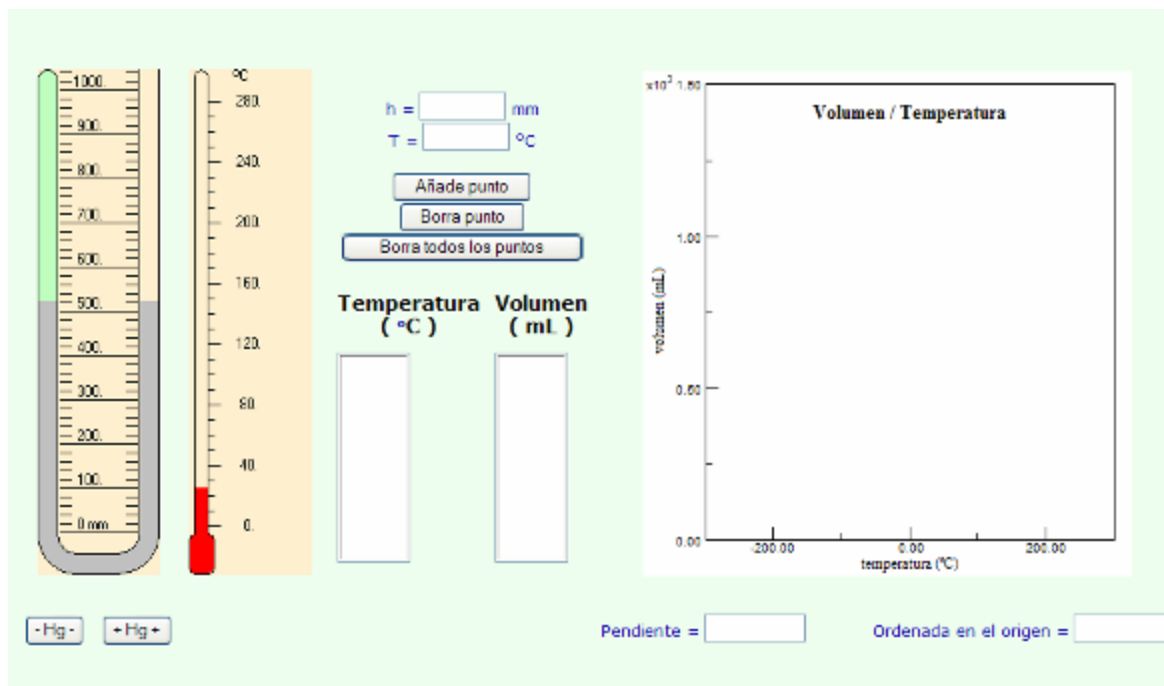
Parece que ocurre lo de antes. V y t no son proporcionales. El gráfico V/t es una recta, pero no pasa por el origen. Y nuevamente si se extrapola el valor de t al que $V=0$, se obtiene que esto ocurriría alrededor de -273°C .



Por tanto la hipótesis sí se verifica si se utiliza la temperatura absoluta. Ahora vas a poder realizar tú las medidas en una experiencia simulada. Está en la página web:

<http://perso.wanadoo.es/cpalacio/LeyCharles2.htm>

Éste es el aspecto que tiene:



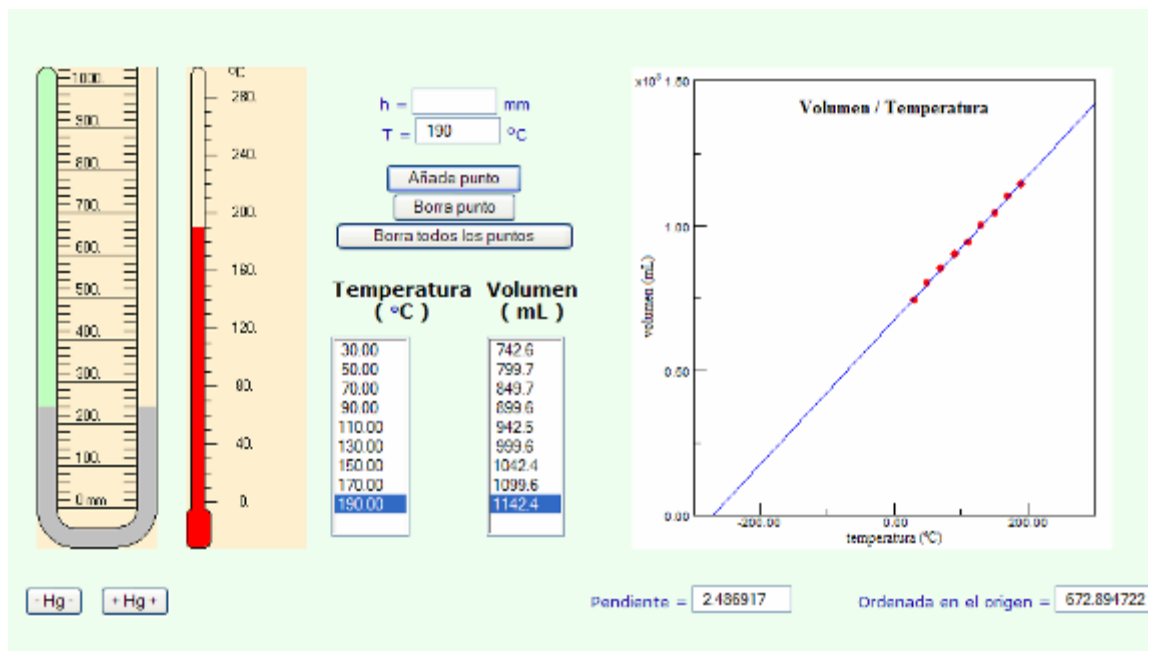
Puedes ver un tubo en U cerrado en un brazo donde está el gas (en verde), encerado por el mercurio (en gris), y con el otro brazo abierto, a la presión atmosférica.

Debes pinchar con el ratón en el termómetro y colocarlo a la temperatura que quieras, 30°C , por ejemplo. El gas se expandirá y desplazará el mercurio. Entoces debes ajustar la cantidad de mercurio (extrayéndolo, en principio) de los dos brazos del tubo en U mediante los botones Hg+ y Hg-, hasta que tenga la misma altura en los dos brazos. En ese momento el gas encerrado en el brazo izquierdo ejerce sobre el mercurio la misma p que el aire exterior, de modo que así aseguras que la p permanece constante en todas las medidas.

Apunta los valores de t y h , la altura que el gas tiene en el brazo izquierdo (mediante la regla), en los cuadros al efecto, y pulsa el botón "Añade punto". El programa calcula V , el volumen de gas que corresponde a esa altura, y te lo dice; acéptalo y el punto se colocará en el gráfico. Si te equivocas puedes borrarlo.

Vete aumentando la temperatura, a $50, 70, 90, 110...^{\circ}\text{C}$ y añadiendo los puntos correspondientes.

En el eje x del gráfico se sitúa t , en escala de temperatura Celsius, pero extrapolado hasta que $V=0$; en el eje y se sitúa V , en ml. El resultado puede ser así:



Por tanto, si se utiliza la escala de temperatura absoluta, si el origen de T se sitúa en -273°C , el gráfico V/T es una recta que pasa por el origen, V y T son proporcionales.

Esta es la **primera ley de Gay-Lussac**.

El volumen que ocupa un gas es proporcional a la temperatura absoluta, siempre que la presión y el número de corpúsculos permanezca constante: $V = cte \cdot T$

La relación entre p y N (siendo V y T constantes)

Sólo resta la última verificación: siendo V fijo y sin cambiar la T , hay que analizar la relación entre N (la cantidad de gas) y p .

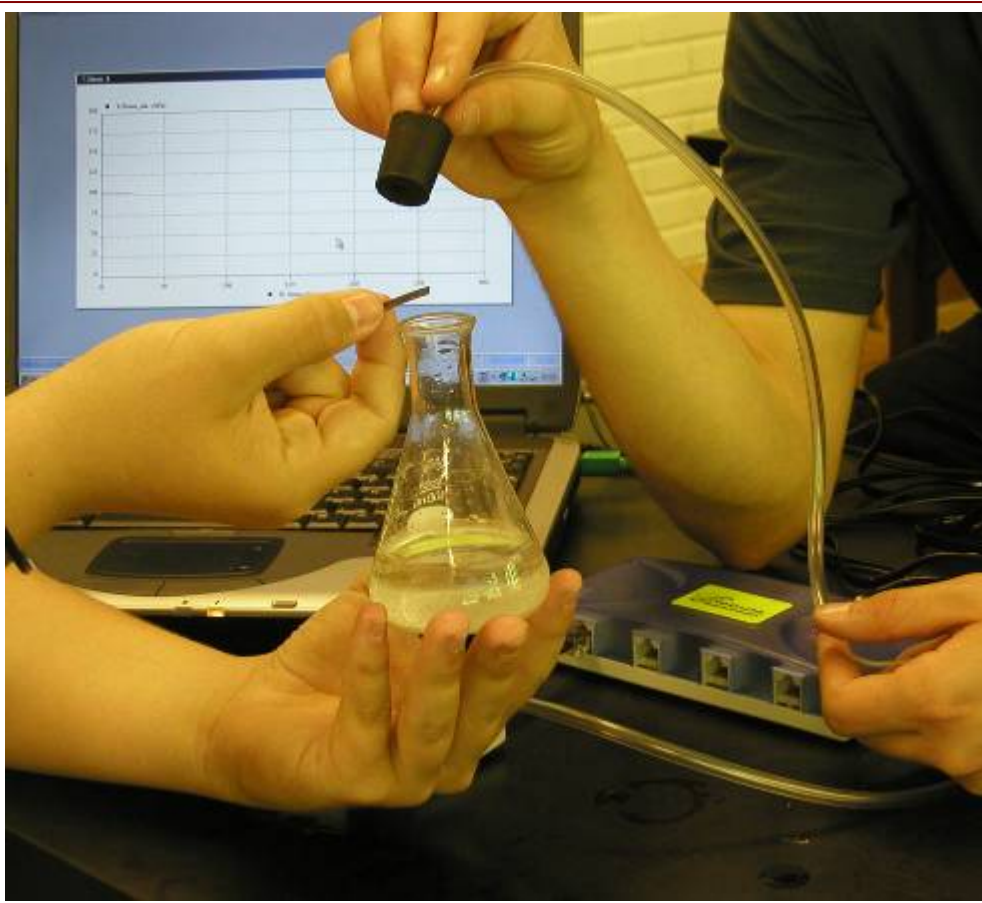
15. ¿A qué se reduce la hipótesis que tienes que verificar si T y V permanecen constantes?

La verificación experimental es complicada. Con lo que sabes, no puedes calcular el número de corpúsculos de gas que hay en un recipiente. Pero sí que puedes controlar la cantidad de gas que se forma en una reacción química.

El magnesio (Mg) reacciona con el ácido clorhídrico (HCl), y da como resultado cloruro de magnesio ($MgCl_2$) y gas hidrógeno (H_2).

Si reacciona una masa m de Mg con una disolución de HCl suficiente, se producirá $MgCl_2$ y una cierta masa de H_2 , un número N_0 de corpúsculos. Aplicando la ley de Proust de las proporciones simples, si hay suficiente HCl , una masa doble $2m$ de Mg producirá una masa doble de H_2 , un número doble $2N_0$ de corpúsculos; con una masa triple $3m$ de Mg , el número de corpúsculos de H_2 obtenido será el triple, $3N_0$; y así sucesivamente al aumentar la masa de Mg .

De ese modo puedes controlar el número de corpúsculos; aunque no sepas cuántos se producen en cada reacción, sí sabrás que son el doble, el triple... de los producidos en la primera. Si mides la presión que cada uno de ellos produce, podrás verificar la hipótesis.



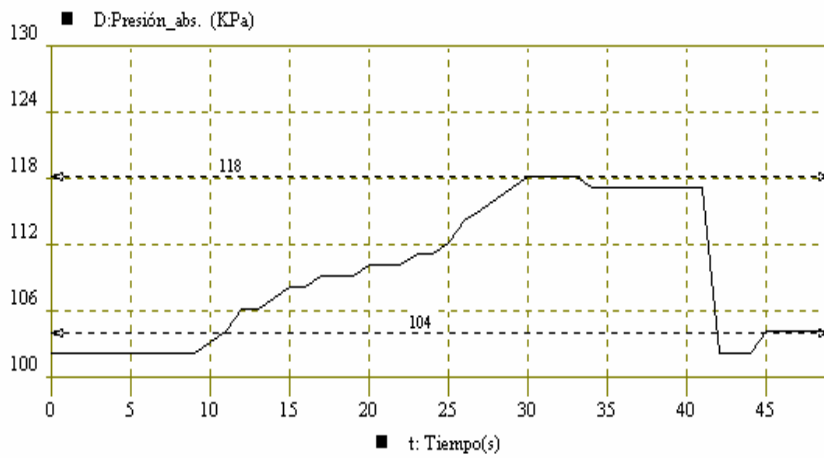
Material

- Cinta de magnesio
- Disolución $1M$ de ácido clorhídrico
- Erlenmeyer de 100 ml
- Tapón de goma agujereado, tubo de plástico
- Equipo de ExAO: sensor de presión absoluta

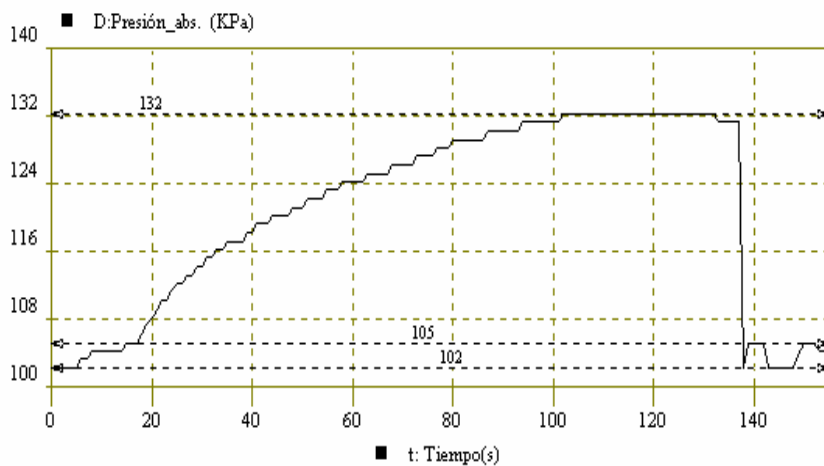
Procedimiento

1. Vierte 10 ml de la disolución de ácido clorhídrico en el erlenmeyer.
2. Toma el tapón agujereado e introduce en tubo por el orificio; conéctalo con el sensor de presión.
3. Programa una captación, con el tiempo en el eje x y p en el eje y , captando datos cada segundo durante 3 minutos. Inicia la captación. La p que mide es la atmosférica.
4. Toma un trozo de 2 cm de la cinta de magnesio y échalo en el erlenmeyer.
5. **Inmediatamente**, cierra el erlenmeyer con el tapón, para evitar que escape el hidrógeno que se produce. El aumento de la p es la presión que ejerce ese N_0 de H_2 , ocupando ese V y a esa T .
6. Guarda la captación, limpia el erlenmeyer y repite todo el proceso con 2, 3, 4, 5 trozos de cinta de magnesio de 2 cm . Así medirás la p ejercida por $2N_0$, $3N_0$... de gas, siempre ocupando el mismo V y a la misma T .

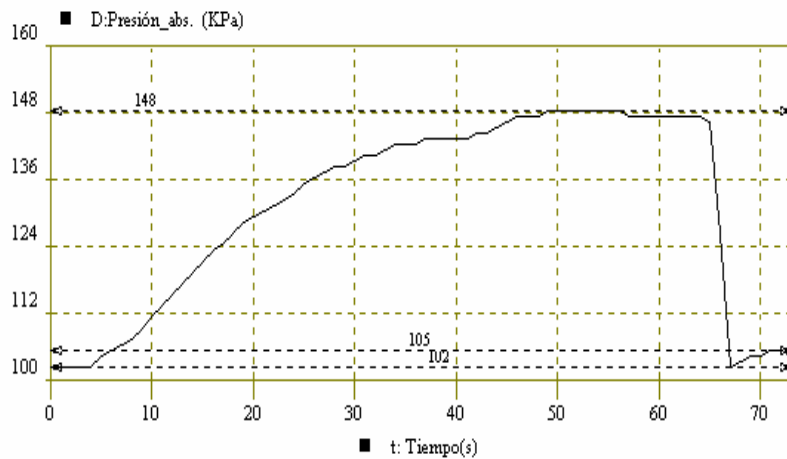
Estos son los resultados obtenidos.
 Con un trozo de magnesio, es decir, N_0 corpúsculos de gas:



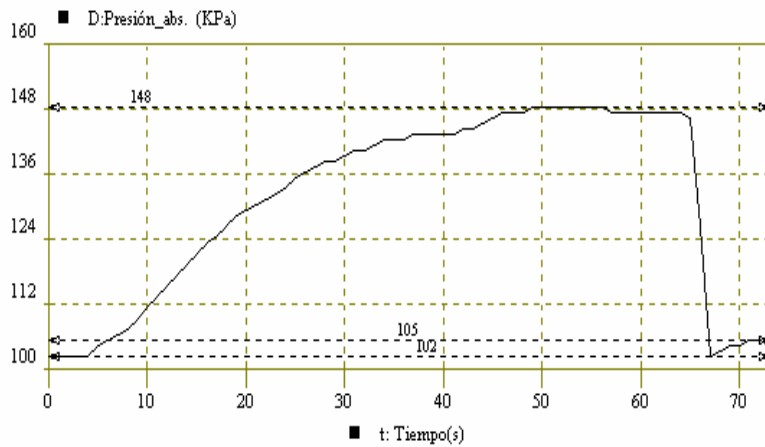
Con dos trozos de magnesio, es decir, $2N_0$ corpúsculos de gas:



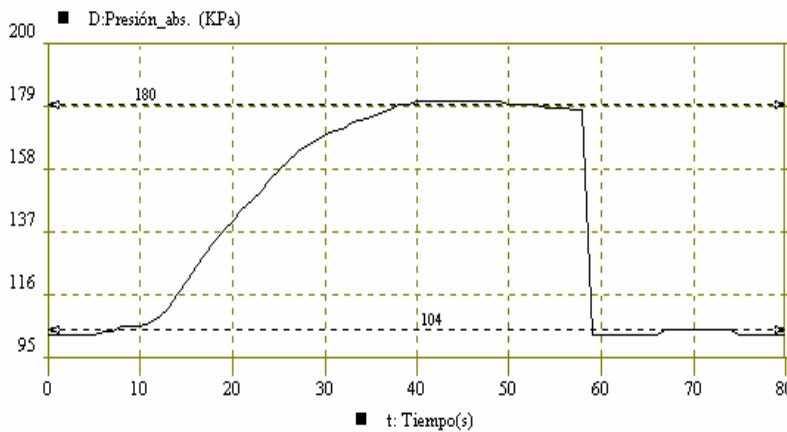
Con tres trozos de magnesio, es decir, $3N_0$ corpúsculos de gas:



Con cuatro trozos de magnesio, es decir, $4N_0$ corpúsculos de gas:

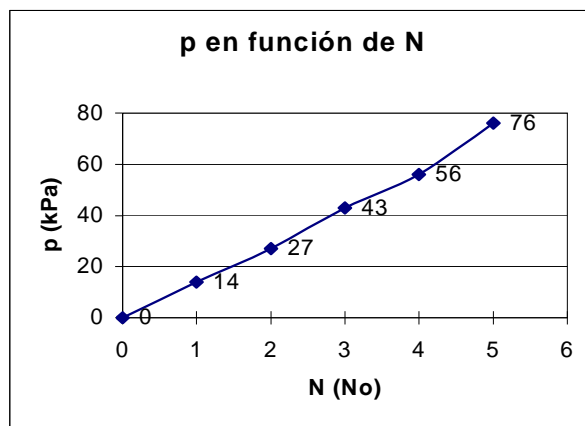


Y, por fin, con cinco trozos de magnesio, es decir, $5N_0$ corpúsculos de gas:



Una vez calculada la p correspondiente a los diferentes números de corpúsculos, éste es el resultado:

N	$p(\text{kPa})$
N_0	14
$2N_0$	27
$3N_0$	43
$4N_0$	56
$5N_0$	76



16. ¿Qué concluyes? ¿Se ha verificado la hipótesis?

La ley general de los gases

Ahora ya podemos decir que la hipótesis propuesta al principio es cierta, y que si se mide la temperatura en la escala absoluta, se cumple que:

$$p = k \cdot N \cdot T / V$$

Gay-Lussac comprobó que todos los gases tienen el mismo comportamiento, es decir, que si N es el mismo, aunque los gases sean diferentes, ejercen la misma p introducidos en el mismo recipiente con la misma T . Por tanto, el valor de la constante es el mismo para todos.

El número de corpúsculos suele ser desconocido, y como no cambia cuando encerramos el gas en un recipiente, lo más habitual, la expresión anterior se utiliza con frecuencia de este modo:

$$p \cdot V / T = k$$

Ahora vas a aplicar la ley de los gases en unos cuantos casos.

En un barril de cerveza desde el principio hay una cierta cantidad de gas que ejerce una presión bastante mayor que la atmosférica, para que al abrir el grifo la cerveza salga "a presión".

18. Si al principio hay 5 l de gas, a una presión de 6 atm , y después de utilizarlo un tiempo el gas está a 3 atm , ¿Qué volumen ocupará ahora el gas?

19. Las bombonas de butano suelen tener un volumen de unos 20 l , y una presión de 14 atm cuando están llenas a la temperatura ambiente (unos $20 \text{ }^\circ\text{C}$). La bombona corre el peligro de explotar cuando la presión supera las 30 atm . ¿Explotará una bombona si por causa de un incendio alcanza los $100 \text{ }^\circ\text{C}$?
¿Qué temperatura es capaz de soportar sin explotar?

20. Una jeringa cerrada herméticamente tiene 10 cm^3 de aire, a una presión de 1 atm y una temperatura de $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Calcula la posición en la que se situará el émbolo si ponemos la jeringa bajo el grifo del agua caliente a $50 \text{ }^\circ\text{C}$ de temperatura y empujamos el émbolo hasta alcanzar las 4 atm de presión.

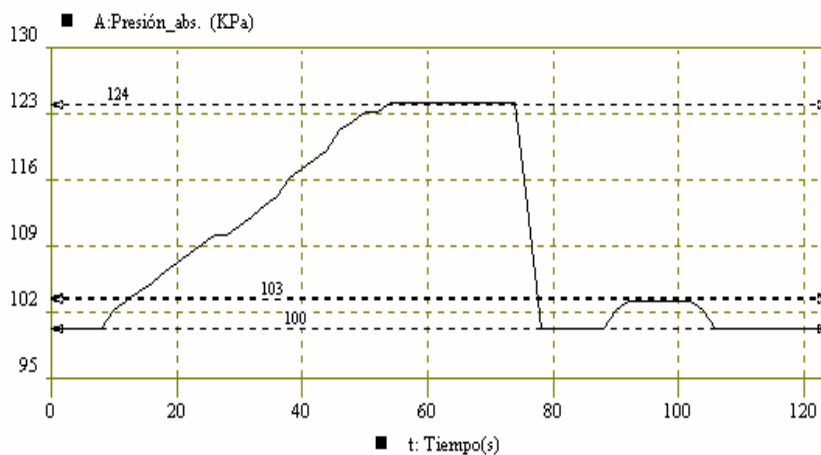
21. En un gran habitáculo de $6 \times 3 \times 4 \text{ m}$ cerrado herméticamente se ha hecho el vacío. Mediante una válvula una persona ha introducido en el habitáculo una bocanada de aire, 2 l de aire, que se encontraba en sus pulmones a $37 \text{ }^\circ\text{C}$. Si la temperatura del habitáculo es de $14 \text{ }^\circ\text{C}$, ¿cuál será la presión de ese aire dentro del habitáculo?

Anexo: Cálculos estequiométricos con gases.

Te vamos a plantear un problema típico de estequiometría.

Tienes un trozo de 2 cm de cinta de magnesio ($0,02\text{ g}$ de Mg), y lo echas en un erlenmeyer con 50 ml de disolución 1 M de ácido clorhídrico. ¿Cuál será la presión del hidrógeno que se produzca si el volumen que va a ocupar el gas es de 88 ml ?
¿Cuál será el volumen del gas a la presión de 1 atm ?

Ahora vas a realizar la experiencia real para calcular la presión. Ya sabes cómo hacerla. Éste es el resultado obtenido.



¿Está de acuerdo el resultado con tus cálculos?

¿Por qué crees que la presión real es menor que la calculada?

La segunda experiencia la puedes hacer con un montaje como el de la imagen. Cuando echas el trozo de Mg , el hidrógeno producido va a ocupar el erlenmeyer, el tubo y la probeta invertida llena de agua, desplazando el agua. Así podrás medir el aumento de volumen debido al hidrógeno.



5. COMENTARIOS A LAS ACTIVIDADES

Los gases, esos grandes desconocidos

Las primeras actividades son de evaluación inicial, para que afloren los preconceptos erróneos que los alumnos pueden tener.

1. Puedes ver que hay agua. ¿En qué diferentes estados de agregación se encuentra?

Me parece más fácil abordar las características de los gases junto con los líquidos y los sólidos, porque éstos son más conocidos para los alumnos, más presentes en su vida cotidiana.

Citarán sin duda el agua sólida de la nieve, el agua líquida del torrente y, posiblemente, el gas de la pequeña nube. Es una idea muy extendida el que las nubes contienen agua en estado gaseoso, y conviene aclarar que no es así. El agua de las nubes está en estado líquido, formando gotas muy pequeñas. Pero esto no quiere decir que no haya agua en estado gaseoso en la fotografía. Todo el aire del cielo contiene agua en forma de gas, aunque no se ve, porque el agua en estado gaseoso no se ve.

2. Menciona las características de cada estado e indica ejemplos de materiales que puedan encontrarse en los tres estados.

En esta actividad pretendemos que los alumnos expresen sus ideas sobre los sólidos, los líquidos y los gases. Para que la mención no resulte confusa deberán analizar los tres estados uno a uno.

Con los sólidos y los líquidos no se presentarán grandes problemas. Pero sí con los gases. Acerca de los gases, los alumnos suelen tener preconceptos equivocados y fuertemente enraizados: que los gases no son materiales, es decir, que no pesan ni tienen temperatura, que no ocupan volumen; que todos los gases son aire; que los gases solamente cuando se mueven pueden ejercer fuerzas ("el viento puede empujar, el aire no")...

No se deben corregir ahora esas ideas, ya que serán tratadas una a una posteriormente, para que las corrijan los propios alumnos.

Les resultará difícil aceptar que los materiales pueden encontrarse en diferentes estados y, por tanto, indicarán los típicos ejemplos de cada uno de los estados, con mayor dificultad en el caso de los gases.

3. Completa la siguiente tabla.

La tabla puede servir para evaluar si diferencian y relacionan la masa y el peso. Si no es así, deberá recordarse antes de seguir adelante.

Al completar la tabla quizá descubrirán características que no han mencionado antes; por tanto, los preconceptos resultarán evidentes.

Las ideas equivocadas, sobre todo acerca de los gases, no deben corregirse ahora, porque van a ser revisadas enseguida.

1. ¿Cómo se comportan los gases?

Pasamos ahora a una serie de actividades, experimentales la mayoría, que tienen por objeto el deducir las características de los gases (e ir corrigiendo los preconceptos antes citados), ya que, como se habrá visto, son bastante desconocidas para los alumnos.

¿Los gases tienen volumen?

4. ¿Qué sucederá si echas agua en el embudo? Compruébalo.

Es muy conveniente que antes de hacer la experiencia los alumnos hagan hipótesis, predicciones más bien, sobre lo que va a suceder. Seguramente, dirán que el agua caerá en el matraz, porque no serán conscientes de que el matraz está lleno de aire y el agua no puede entrar a no ser que salga el aire.

5. ¿Cuáles la razón de que ocurra lo que has observado? ¿Qué puedes hacer para que entre agua en el matraz?

Si el embudo cierra herméticamente la boca del matraz y si el orificio del embudo es pequeño (si no es pequeño, el aire y el agua podrán salir y entrar a la vez por el mismo), no entrará nada de agua en el matraz.

Por tanto, está claro que el aire ocupa todo el volumen del matraz e impide que el agua se introduzca. Los gases tienen volumen.

Para que entre agua, debe lograrse algún modo que salga el aire, por ejemplo, agujereando con una aguja la plastilina que está entre el embudo y la boca del matraz.

¿Los gases tienen masa y pesan?

6. ¿Qué harías para comprobar que un gas tiene masa y pesa?

En este caso el diseño experimental es sencillo y podemos pedírselo a los alumnos.

7. ¿Qué sucederá si haces un orificio en el globo (si lo haces con la aguja allí donde has pegado la cinta no explotará), y sale el aire del mismo? Compruébalo.

Se solicita nuevamente de los alumnos predecir el resultado de la experiencia.

Si son conscientes de que los gases, el aire en este caso, tienen masa y pesan, responderán sin problema que la balanza se desequilibrará, debido a que el globo está perdiendo aire y su masa disminuye.

Es posible que no sea así; dado que la mayoría de los gases tienen tendencia a elevarse, ya sea porque flotan en los líquidos al tener densidad muy pequeña, o porque otros gases de densidad menor también flotan en el aire, los alumnos tienen muy arraigada la idea de que no pesan. Si es así, verán que estaban equivocados al realizar la experiencia.

Ya que estamos tratando sobre la masa y el peso de los gases, no hay que dejar pasar esta oportunidad sin mencionar el peso del aire atmosférico.

Del mismo modo, se menciona el concepto de presión, pero sin detenerse demasiado, ya que será tratado expresamente con posterioridad.

8. ¿Es cierto que el aire que hay en la atmósfera pesa mucho y que, por lo tanto, nos hace gran presión? ¿Puedes poner algún ejemplo para comprobarlo?

No resultará sencillo a los alumnos indicar ejemplos del peso o de la presión del aire. Se puede citar la presión que ejerce sobre los recipientes de envasado al vacío: al extraer el aire del interior, el aire exterior presiona fuertemente sobre el plástico, y lo mantiene “pegado” al alimento. Algo parecido ocurre con una ventosa.

De todos modos, van a poder comprobar la presión del aire atmosférico en la experiencia.

9. La hoja de periódico es muy ligera. Entonces, ¿por qué no puedes levantarla dando un golpe hacia abajo en la regla?

La razón que daremos a los alumnos de que no se pueda levantar la hoja de periódico no es otra que el peso del aire que está sobre ella. Se ve, pues, que el aire atmosférico pesa mucho y ejerce una notable presión.

Un poco más allá

- No les resultará nada fácil la pregunta que se hace sobre la experiencia. Si se da un golpe rápido, no se da opción a que el aire haga presión en todas las direcciones, ya que no puede entrar el aire por debajo y ejercer presión hacia arriba. En cambio, si bajamos la regla despacio, la hoja subirá despacio, el aire entrará por debajo, y hará la misma presión que el aire superior, resultando muy sencillo levantar el peso de la hoja.

10. Los gases tienen masa. ¿Pero cómo es su densidad? Compara la densidad de los gases, líquidos y sólidos.

El hecho de que la densidad de los gases es mucho menor que la de los líquidos y sólidos resultará una información valiosa a la hora de plantear un modelo para los gases.

¿Cambia la forma de los gases?

11. Propón y realiza alguna experiencia para comprobar si cambia o no la forma de los gases.

Para poner de manifiesto la forma variable de los gases es suficiente llenar de aire un recipiente con paredes flexibles, por ejemplo, un globo, una botella de plástico, un flotador o unos manguitos de los que utilizan los niños para flotar en el agua. Si cambiamos la forma de estos recipientes, también cambia la forma del gas de su interior.

¿Cambia el volumen de los gases?

12. Propón y realiza alguna experiencia para comprobar si los gases se pueden comprimir o no.

Los alumnos generalmente proponen lo siguiente: en una jeringa o en un inflador de ruedas de bicicletas cerrados con el dedo, el émbolo se puede introducir fácilmente, comprimiendo el aire del interior. El volumen sí cambia, por tanto.

Un poco más allá

- La verificación de que los líquidos no son compresibles es muy sencilla; basta comprobar que en una jeringa llena de agua, no puede introducirse el émbolo sin sacar el agua.

- Si se introduce aire en el circuito de los frenos y se forma una burbuja, al bajar el émbolo por medio del pedal, el líquido no empujará como debe a los dos émbolos del otro extremo, ya que comprimirá el aire de la burbuja, disminuyendo su volumen, y los dos émbolos saldrán mucho menos que en el caso de que no hubiera ninguna burbuja. El coche casi no frenará.

13. Teniendo en cuenta las experiencias que has realizado, revisa la tabla que has completado en la actividad 3.

Es conveniente que los alumnos revisen la tabla que completaron al comienzo, para que se den cuenta que han corregido las dudas y las ideas erróneas respecto a las características de los gases.

Otras características de los gases

Antes de empezar a completar el modelo que explicará todas las características, debemos ver ahora alguna otra que no aparecía en la tabla.

14. ¿Por qué no se puede continuar introduciendo el émbolo? ¿Qué lo impide?

Los alumnos responderán, sin grandes dificultades, que lo que se opone a que el émbolo siga introduciéndose es el gas, el aire, porque presiona contra las paredes del recipiente y contra el émbolo, impidiéndonos seguir avanzando.

15. ¿Por qué cuando el émbolo no se puede introducir más, al soltarlo, retrocede a la posición inicial?

Si la presión externa disminuye al no empujar al émbolo, aumenta el volumen del gas, hasta que la presión del mismo es igual a la que el aire atmosférico ejerce desde fuera, hasta que el émbolo vuelve a la posición inicial. El volumen de los gases, por tanto, aumenta a medida que disminuye la presión. Pero los alumnos lo van a ver claramente en una simulación.

16. ¿Cómo cambia el volumen del gas cuando cambia la presión del mismo?

No creo que les cueste decir que la presión y el volumen son inversamente proporcionales, o, al menos, que el volumen disminuye al aumentar la presión, y viceversa. La experiencia de la bomba de inflado es clara. De todos modos, van a poder realizar medidas en la experiencia simulada propuesta.

No es mi intención hacer ahora un tratamiento cuantitativo, obtener la relación inversamente proporcional entre p y V , aunque la simulación lo permite. Por ahora basta con verlo cualitativamente. Posteriormente, al hacer una investigación para obtener la ley general de los gases, se realizarán medidas reales mediante ExAO.

Un poco más allá

- Esta experiencia conocida mostrará claramente que el gas, el aire atmosférico, ejerce presión, y en todas las direcciones. De este modo sostiene la hoja de papel por debajo, y sostiene además el peso del agua.

17. ¿Qué sucederá dentro de unos minutos? ¿Cómo explicas lo que ha sucedido?

La difusión de los gases no resulta en absoluto evidente para los alumnos, y no la suelen mencionar entre las características de los gases. Sin embargo, con el ejemplo que se propone, se comprueba fácilmente.

Deben subrayarse dos cosas. Por una parte, notamos el olor a colonia en todo el aula, debido a que la colonia, el líquido, se ha evaporado, se ha convertido en gas, y se ha extendido por todo el aula hasta ocuparla totalmente. Pero el aula ya estaba llena de aire, el aire también ocupaba todo el volumen, como hemos visto anteriormente. Por tanto, los dos gases, el aire y el vapor de colonia, se han mezclado sin ninguna dificultad.

¿Qué cambia al calentar un gas?

18. ¿Qué le sucede a un gas cuando se calienta? ¿Cómo cambian sus propiedades: masa, peso, temperatura, volumen y presión?

Mediante esta actividad queremos evaluar las ideas previas que tienen los alumnos acerca de la influencia del calor. Se trata de una actividad compleja. En primer lugar deberán indicar que la masa y el peso del gas (hemos puesto a ambos para comprobar, una vez más, si los distinguen) no cambian si no entra o sale gas del recipiente que se ha calentado.

La temperatura, por supuesto, subirá, pero quizá no lo indiquen, porque a menudo piensan que los gases no tienen temperatura. Para comprobar lo contrario, es decir, que sí tienen temperatura, puede mencionarse que el gas que sale por la válvula de la olla exprés quema la mano.

En cuanto a la presión y al volumen, en principio, ambas aumentan al calentar el gas, pero debe subrayarse que no puede averiguarse qué le sucederá a una de dichas propiedades sin tener en cuenta la otra.

19. ¿Qué consecuencias tiene ese cambio de temperatura?

Está claro que la presión se mantiene constante, puesto que la tapa del émbolo puede subir y bajar. En esas condiciones, el aumento de temperatura ocasiona un aumento de volumen.

La simulación viene preparada para obtener la relación entre T y V , por eso viene dada la temperatura absoluta y ésta cambia de 0 a 273 K. Pero como he dicho antes, no pretendo ahora un tratamiento cuantitativo.

20. Un kitasato (erlenmeyer que tiene una salida lateral) lleno de aire se ha cerrado por medio de un tapón y se ha comunicado, por medio de un tubo de plástico, con un tubo en U en el que hay agua, como ves en la imagen. ¿Qué pasará al calentar el erlenmeyer?

En esta experiencia, al aumentar la temperatura aumenta el volumen del gas, como en la simulación, mientras que la presión se mantiene más o menos constante, ya que al aumentar la presión del gas éste empuja el agua del tubo y la desplaza, con lo que aumenta el volumen del gas y la presión no difiere mucho de la presión atmosférica exterior. En realidad es un poco mayor, pero poco, la que ejercen unos cuantos centímetros de agua.

21. En verano, después de dejar el balón de fútbol al sol durante una hora, está mucho más duro que al principio. ¿Por qué?

En este caso al subir la temperatura no aumenta el volumen, el balón no se dilata, prácticamente, pero sí la presión, y por eso está más duro.

22. Hemos cerrado un erlenmeyer mediante un globo. ¿Qué ocurrirá al calentar el erlenmeyer?

En este último caso, el volumen y la presión de dentro del globo, ambos, aumentan al calentar el gas.

El aumento del volumen resulta evidente, pero no así el de la presión. Para comprobar el aumento de la presión del aire del erlenmeyer y del interior del globo, es suficiente con tocarlo y ver que está más duro, o pinchar el globo una vez que se ha hinchado suficientemente. El aire sale impulsado por la presión.

También es conveniente hacer lo contrario: inflar un globo e introducirlo en el congelador. Al sacarlo, el volumen y la presión han disminuido debido a la disminución de temperatura, y esto se aprecia porque el globo es más pequeño y está más blando. De esta forma, comprobarán que los cambios de temperatura, tanto los aumentos como las disminuciones, influyen en la presión y en el volumen.

Las dos últimas actividades pretenden evaluar si el objetivo 1 se ha logrado. Las hemos planteado a modo de autorregulación. Los alumnos deben predecir la respuesta, en forma de hipótesis, y después de verificar el resultado, explicarlo y reflexionar sobre sus propias predicciones.

23. ¿Qué crees que va a suceder?

Agarra la botella. ¿Qué ha sucedido? ¿Por qué?

Al humedecer la boca de la botella, la moneda la cierra herméticamente. Por tanto, cuando la calentamos con las manos, como no puede aumentar el volumen del gas

del interior, aumenta la presión, superando a la del exterior y haciendo que salte la moneda.

24. ¿Se habrá mojado el papel? Saca el tubo de ensayo y compruébalo.

El papel no se moja debido a que el tubo de ensayo está lleno de aire, y si se introduce en el agua boca abajo y verticalmente, no se dará opción a que el aire salga del tubo. Por lo tanto, el agua no puede entrar en el lugar que ocupa el aire.

2. En busca de una explicación sobre el comportamiento de los gases

Vistas las características de los gases, ahora deben imaginar un modelo para su estructura para poder explicarlas. Es posible que no sepan lo que es un modelo en ciencias, por eso les he propuesto un ejemplo de la vida cotidiana.

La construcción de modelos es una actividad esencial en ciencias y conviene que los alumnos se familiaricen con ella. Además, es una actividad muy creativa y motivadora, ya que permite la discusión entre diferentes opciones.

1. Propón una posible estructura de los gases para explicar las características y propiedades que hemos visto, por ejemplo, que se comprimen y se expanden o que se difunden y se mezclan con otros gases. Intenta representar esa estructura por medio de un dibujo.

En esta actividad los alumnos, basándose en las propiedades estudiadas, deben proponer un modelo para los gases. Es importante que todos se esfuercen en imaginárselo, por lo cual deben pensarlo individualmente, antes de presentar y comentar en grupo el modelo que se les ha ocurrido. Debe procurarse que lo expresen en un dibujo.

No creemos que éste sea el momento de corregir los modelos que propongan, aunque estén bastante lejos del que perseguimos (por ejemplo, porque no digan que los gases están formados por partículas). Como se ha indicado anteriormente, la validez del modelo se comprueba en relación a la capacidad que tiene para explicar nuevas situaciones. Por tanto, pediremos ahora a los alumnos que vayan explicando las propiedades de los gases con sus modelos, y que lo cambien en la medida en que no sea válido.

2. ¿Cómo explicarías, por medio de tu modelo, la facilidad que tienen los gases para comprimirse o para expandirse? Concretamente. una jeringa está llena de aire hasta la mitad, se tapona el orificio con el dedo (para que no pueda entrar ni salir el aire) y se tira del émbolo hacia atrás. Representa por medio de tu modelo, en dos dibujos, cómo estará el gas antes y después de tirar del émbolo.

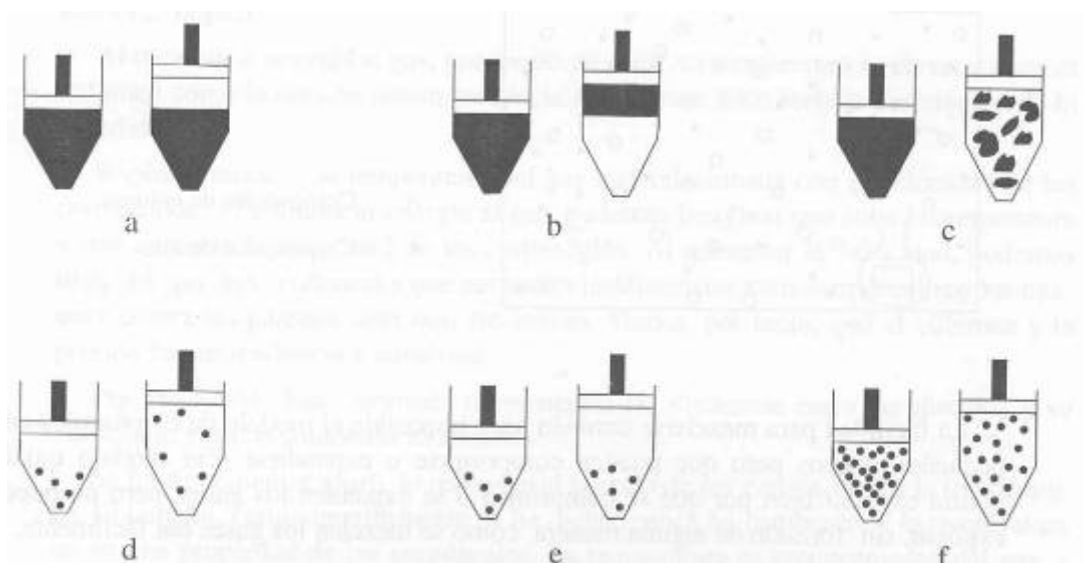
Para explicar la facilidad para comprimir y para expandir los gases los alumnos suelen proponer un modelo corpuscular. Así se explican fácilmente la compresión y la

expansión de los gases: al comprimir el gas, las distancias entre corpúsculos disminuyen, y al expandirlo, aumentan.

Pero sus modelos no son siempre totalmente correctos. Por ejemplo, a veces dibujan los corpúsculos demasiado juntos, con huecos muy pequeños (como la opción f propuesta). Puede responderse a esto diciendo que al comprimir el gas su volumen disminuye al menos, cinco o seis veces. Por tanto, los huecos no pueden ser pequeños.

Otros alumnos piensan que los corpúsculos están en reposo, o que los propios corpúsculos pueden comprimirse o expandirse. Esos defectos proceden de explicar una sola característica, y se irán corrigiendo al tomar en consideración más características.

Si les resulta difícil concretar sus modelos, pueden presentárseles diferentes opciones para que escojan, por ejemplo, las de las figuras.



Si optan por una estructura continua para los gases (opciones a, b, c), que puede ser válida para explicar la expansión, se puede argumentar que no sirve para explicar la compresión.

Si toman la opción e pueden explicar bien estas características, pero no las que veremos a continuación.

3. *¿Cómo explicarías, por medio de tu modelo, la tendencia que tienen los gases a expandirse, por ejemplo, el que el vapor del frasco de colonia que hemos dejado abierto en un rincón de la clase, llegue rápidamente a todos los rincones del aula?*

Y, ¿cómo explica tu modelo que los gases se mezclen tan fácilmente? Representalo mediante un dibujo.

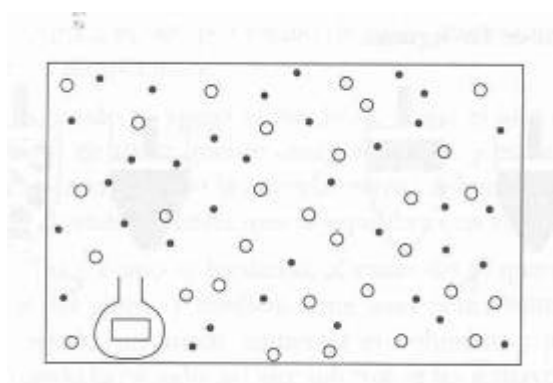
Antes de empezar, los alumnos deben tener claro cuál es la tarea que ahora se les solicita. Anteriormente han hecho una descripción del hecho experimental, indicando qué es lo que sucede. Ahora, en cambio, se les pide que expliquen lo sucedido por medio del modelo. Los corpúsculos que mencionarán (si han llegado al modelo corpuscular) no tienen nada que ver con la realidad, no han sido observados.

La tendencia a expandirse de los gases, la tendencia a ocupar todo el volumen del recipiente donde se encuentran, pone de manifiesto que los corpúsculos deben estar en continuo movimiento. De lo contrario no podría entenderse cómo se propaga el gas de colonia tan rápidamente por todo el aula.

Por tanto, si ocupan todo el volumen moviéndose ininterrumpidamente, no es posible la opción e.

Por otra parte, si los gases se mezclan tan fácilmente, se confirma que las distancias entre corpúsculos deben ser grandes, que los huecos deben ser bastante más grandes que los corpúsculos, para que en esos huecos puedan entrar sin problema los corpúsculos de otro gas. Por ello, es imposible la opción f.

En los dibujos deberán verse los corpúsculos de ambos gases mezclados.



○ corpúsculos de colonia

● corpúsculos de aire

La facilidad para mezclarse también hace imposible el modelo de corpúsculos con pequeños huecos pero que pueden comprimirse o expandirse. Ese modelo quizás podría explicar bien por qué se comprimen o se expanden los gases, pero no puede explicar cómo se mezclan tan fácilmente.

En las actividades siguientes tienen que utilizar el modelo que va surgiendo para explicar las características restantes; también deberán dejar claro cuándo están describiendo los hechos y cuándo están explicándolos por medio del modelo.

4. - ¿Por qué se ha endurecido la rueda? ¿Cómo lo explicarías por medio del modelo que has imaginado para los gases?

- ¿Y qué ocurre cuando tapas el orificio del inflador con el dedo y metes el émbolo hasta donde puedes? ¿Cómo lo explicarías con el modelo que has inventado?

- Representa, en dos dibujos, como estará el gas antes y después de meter el émbolo.

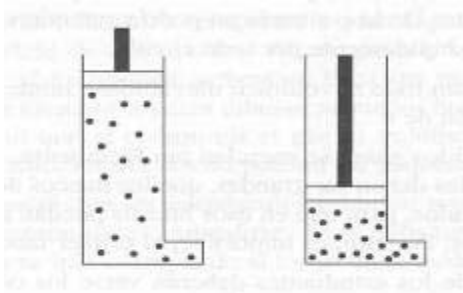
- La primera pregunta solicita la descripción de lo que sucede. La rueda está tan dura debido a que el gas de dentro hace presión contra las paredes de la cámara.

¿Cómo explica el modelo que el gas hace presión?

Debido a los choques contra las paredes de los corpúsculos que están moviéndose sin parar. Al introducir más aire en la rueda hay más corpúsculos, por lo que hay más choques contra las paredes y aumenta la presión.

- Cuando disminuye el volumen del gas en el interior del inflador aumenta la presión, y llega un momento en que no se puede continuar metiendo el émbolo. Esto también es la descripción de lo sucedido.

El modelo lo explica así: al disminuir el volumen del gas los corpúsculos cada vez están más cerca, los huecos cada vez son más pequeños; los choques contra las paredes, por tanto, se harán más frecuentes. Por eso aumenta la presión.



- En los dibujos de los estudiantes deberán observarse distancias más pequeñas entre los corpúsculos después de meter el émbolo. De nuevo se ve claramente lo inadecuado de la opción f.

5. ¿Cómo lo explicarías con tu modelo? Di, en tu opinión, qué cambiaría (y cómo lo haría) y qué no, entre estas cosas: la cantidad de corpúsculos que forman el gas, el tamaño de cada uno de ellos, las distancias entre los corpúsculos y la velocidad de los mismos.

Según el modelo, la temperatura del gas está relacionada con la velocidad de los corpúsculos. Al comunicar energía al gas, podemos imaginar que sube la temperatura y que aumenta la velocidad de los corpúsculos. Al aumentar la velocidad, hay tendencia a que aumenten las distancias entre corpúsculos y a que los choques contra las paredes sean más frecuentes. Vemos, por tanto, que el volumen y la presión tienen tendencia a aumentar.

Por tanto, sólo han cambiado (aumentado) las distancias entre corpúsculos y su velocidad, y no ha cambiado su número.

Se ha de comentar aparte lo referente al tamaño de los corpúsculos. Diremos que el tamaño nunca cambia, simplemente porque no hay ninguna necesidad de imaginar corpúsculos de tamaño variable para explicar todas las características de los gases. Es por simplicidad, sin más. Aunque cabe imaginarse modelos más complicados de corpúsculos cambiantes que expliquen satisfactoriamente las características de los gases, es preferible optar por modelos sencillos que sean igualmente satisfactorios. Hay que subrayar a los alumnos esta tendencia de la ciencia de preferir siempre los modelos sencillos frente a los complicados, siempre que expliquen satisfactoriamente los hechos.

Si el modelo no estaba bien conformado, después de corregirlo con la teoría, deben utilizarlo en estas dos actividades. Ambas son válidas para evaluar el objetivo 2, y sería conveniente resolverlas individualmente.

6. En los recipientes de desodorante, ¿por qué avisan de que no deben exponerse a temperaturas superiores a 50 °C? ¿Cómo explicarías, utilizando el modelo, qué ocurriría si se superara esa temperatura?

En la primera pregunta se solicita la descripción de lo sucedido. Al exponer el recipiente a una temperatura cada vez mayor, la presión interior va en aumento, y por encima de 50 °C habrá riesgo de explosión.

El modelo lo explica fácilmente. Al elevar la temperatura, la velocidad de los corpúsculos va aumentando, y como el volumen que éstos ocupan (el volumen del recipiente) se mantiene fijo, los choques contra las paredes se harán más frecuentes, aumentando la presión, existiendo riesgo de se supere la resistencia de las paredes del recipiente y que éste explote.

7. Vas a abrir una botella de Coca-Cola de 2 litros (las de tapón de rosca). ¿Qué ocurrirá? Descríbelo y aclara por qué se oirá ese sonido característico.

¿Cómo explica el modelo lo ocurrido? Haz dos dibujos, representando el gas del interior de la botella y el aire exterior mediante corpúsculos, antes y después de abrir el tapón.

Nuevamente, primero hay que describir la realidad. El gas del interior de la botella (desprendido por el líquido), tiene una presión mucho mayor que el aire exterior, por lo que sale violentamente en cuanto giramos el tapón, produciendo una vibración del aire, el sonido citado.

Mediante el modelo diremos que los corpúsculos están mucho más juntos en el interior de la botella, por lo que chocan más entre ellos y con las paredes de la misma. En cuanto se abre el tapón, salen y se separan como los corpúsculos del aire exterior.

En los dibujos, los corpúsculos del gas interior y del aire exterior deben ser diferentes, de distinto color; antes de abrir, los del gas deben estar mucho más juntos que los del aire, y después de abrir ambos deben estar igualmente distanciados y mezclados entre sí, tanto dentro como fuera de la botella.

Un poco más allá

- La tapa del puchero salta porque al calentar el puchero aumentan la temperatura y la presión del gas del interior (aire más vapor de agua, debido a que habrá comenzado a evaporarse el agua que había en el puchero). Con el modelo diríamos que los corpúsculos se mueven más deprisa y chocan más contra la tapa, de modo que llegan a chocar mucho más fuerte que los del aire exterior y son capaces de levantar el peso de la tapa.

3. Las leyes de los gases

Hasta aquí el tratamiento cualitativo. A partir de ahora comienza una investigación de la ley general de los gases, con todos los procedimientos que implica una investigación científica. Para empezar, la identificación de variables.

1. ¿Qué magnitudes utilizarías para describir el estado de un gas?

Las magnitudes más adecuadas son la presión p , el volumen V , la temperatura t y el número de corpúsculos N , que nos va a dar idea de la cantidad de gas. Las tres primeras serán citadas sin problemas, pero quizá propongan la masa m para caracterizar la cantidad de gas. En ese caso conviene dejar claro que es N , y no m , la magnitud que expresa la cantidad de gas. Se puede argumentar así: según el modelo corpuscular construido, las distancias entre los corpúsculos son mucho mayores que el tamaño de los mismos; por tanto, dado un volumen V de dos gases diferentes, cuyos corpúsculos tendrán diferente masa, a una p y una t determinadas, tendrán el mismo número de corpúsculos y se comportarán igual, tendrán el mismo estado, pero tendrán diferente masa.

2. Hemos introducido un gas en un recipiente cerrado. ¿De qué depende la presión que el gas hace sobre las paredes del

Dado que las relaciones cualitativas entre las magnitudes se han trabajado suficientemente en el primer apartado de la unidad, los alumnos plantearán que la presión es mayor cuanto mayores son la temperatura y el número de partículas, y es menor cuanto mayor es el volumen. Por tanto, con un poco de ayuda obtendrán esta expresión: $p = N \cdot t / V$

Será más difícil que vean la necesidad de introducir una constante. Se puede justificar diciendo que esas magnitudes se pueden medir en unidades diferentes (el volumen en l, m³, ml...; la presión en atm, Pa, kg/cm²...), y por tanto, es necesario introducir una constante adecuada a cada conjunto de unidades para que los valores coincidan. Así, llegamos a esta hipótesis:

$$p = k \cdot N \cdot t / V$$

3. ¿Qué pasos darías para verificar experimentalmente que la hipótesis propuesta es cierta?

Esta actividad no es sencilla en absoluto, y es de gran importancia. Para verificar la hipótesis los alumnos tienen que utilizar uno de los procedimientos más importantes en ciencias: el control de variables. Si no están acostumbrados a hacerlo les resultará difícil y habrá que ayudarles.

Para verificar si la influencia de cada variable es tal y como aparece en la hipótesis, para verificar que la hipótesis es correcta, hay que hacer una experiencia modificando el valor de esa variable mientras todas las demás permanecen constantes, y medir el valor que va tomando la presión, para ver si es el que cabía esperar según la hipótesis. No pretendo que los alumnos hagan el diseño experimental concreto, sino que indiquen simplemente qué hay que hacer que varíe y qué hay que medir para ir verificando la hipótesis.

En concreto, manteniendo constantes N y t hay que ir modificando V y medir p , para ver si resultan inversamente proporcionales.

A continuación, manteniendo constantes N y V hay que ir modificando t y comprobar si p resulta proporcional a t .

Por último, manteniendo constantes V y t hay que ir modificando N y medir p , para comprobar si es proporcional a N .

Si todas esas relaciones se dieran de esa manera, la hipótesis sería válida.

La relación entre p y V (siendo t y N constantes)

4. ¿A qué se reduce la hipótesis que tienes que verificar si t y N permanecen constantes?

La expresión obtenida es: $p = kte/V$, o puesta de otro modo: $p \cdot V = kte$

5. ¿Qué experiencia se te ocurre para verificarla?

No será fácil que los alumnos diseñen la experiencia concreta, con todos sus detalles, pero sí que pueden aproximarse.

Se les propone tomar una jeringa de plástico grande, de 50 ml, sin la aguja, y conectarla mediante un tubo de plástico al sensor de presión del equipo de ExAO. De este modo, moviendo el émbolo se puede aumentar y disminuir V , y el sensor medirá la

p que corresponde a cada valor. No hay sensores para medir el volumen, y por eso hay que introducirlo por teclado, mediante una captación discreta.

Para obtener unos buenos resultados hay que tener en cuenta un detalle muy importante. El tubo de plástico que viene con el sensor de presión mide más de medio metro, pero no lo podemos colocar así entre la jeringa y el sensor, ya que entonces p y V no saldrán inversamente proporcionales.

La razón está clara: nosotros le decimos al ordenador que $V=20\text{ ml}$ cuando en la jeringa hay 20 ml de aire. Pero si en el tubo hay otros 8 ml , por ejemplo, el volumen real al que corresponde esa p es de $V=28\text{ ml}$. Si pasamos a $V=40\text{ ml}$ en la jeringa, el volumen es $V=48\text{ ml}$, y 40 es el doble de 20 , pero 48 no lo es de 28 , con lo que la proporcionalidad inversa no se cumple.

Por eso el tubo de plástico ha de ser lo más corto posible (de unos 3 cm), para que no añada un volumen de aire significativo.

6. ¿Qué concluyes? ¿Se ha verificado la hipótesis?

La hipérbola que muestra el gráfico y la tabla parece correcta, pero es muy difícil “reconocer” una hipérbola. Por eso se ha calculado el producto entre p y V y se ha mostrado en el gráfico y en la tabla, para dejar clara la proporcionalidad inversa, la constancia del producto $p \cdot V = kte$. Como se ve, los valores son muy constantes, pues la variación no va más allá del 5% . La hipótesis, en cuanto a p y V , está verificada.

La relación entre p y t (siendo V y N constantes)

7. ¿A qué se reduce la hipótesis que tienes que verificar si V y N permanecen constantes? ¿Qué se puede hacer para verificarla?

Si no cambian la cantidad de gas ni el volumen del mismo, la hipótesis se reduce a la relación: $p = kte \cdot t$

Para verificarla hay que mantener el aire en un recipiente cerrado (para que no varíe V), e ir aumentando t , mientras se mide la p correspondiente a cada t . Así es la experiencia propuesta.

Ahora no importa la longitud del tubo de plástico, porque no se va a medir V ; basta con que se mantenga constante.

Algunos equipos de ExAO permiten colocar la variable que se quiera en el eje x , pero otros no (el que yo tenía no lo permitía); en el eje x siempre sitúan el tiempo, y en el eje y las variables que se van a medir. Pero normalmente ofrecen la opción de cambiar las variables de eje con el software. Habría que hacerlo así para obtener el gráfico p/t .

8. ¿Qué concluyes? ¿Se ha verificado la hipótesis?

A la vista del gráfico obtenido la respuesta ha de ser que no. Conforme t aumenta, p también lo hace, sí, pero no son directamente proporcionales, no se verifica la relación: $p = kte \cdot t$, cuando $t=0$, p no es 0 , cuando t se duplica, p no lo hace.

9. Viendo la marcha del gráfico p/t , ¿a qué temperatura se haría cero la presión del gas?

Haciendo una extrapolación del gráfico, se ve que p se haría cero alrededor de

$t = -300\text{ }^{\circ}\text{C}$. El valor del cero absoluto, $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$, no se obtiene con exactitud del gráfico, haría falta para ello un intervalo mayor de temperaturas, pero sí que se le aproxima notablemente, como se ve al ampliar la escala de temperaturas del gráfico.

10. ¿Será posible alcanzar esa temperatura de $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$?

¿Y bajar de esa temperatura?

Hay que dejar claro que esa temperatura es inalcanzable, pues no parece posible que el gas no haga presión, y menos aún que se pueda bajar por debajo de la misma.

11. ¿Qué ocurriría si cambiáramos la escala de temperaturas y colocáramos el cero de la misma en $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$?

¿A qué t sería entonces $p=0$?

¿Se cumpliría entonces la hipótesis?

Si se quiere se puede preguntar a los alumnos qué se puede hacer para que la hipótesis se verifique. Pero no será fácil que se les ocurra hacer un cambio de escala de temperaturas. Por eso se les propone.

Pero sí que tienen que ver que en esa nueva escala, cuando la temperatura absoluta (T , no t) $T=0\text{ K}$, será $p=0\text{ atm}$, de modo que ahora sí se verifica la hipótesis:
 $p = k \cdot T$

12. ¿Cuál es la relación entre la escala de temperatura absoluta y la escala de temperatura Celsius?

No tendrán dificultad para obtener la relación: $T = t + 273$

A continuación se analiza la relación entre V y T , la primera ley de Gay-Lussac. Es cierto que esa relación no surge de la hipótesis planteada al principio, no se ha diseñado en la actividad 6, pero es una especie de verificación indirecta de la hipótesis, puesto que se trata de la relación entre dos de las variables. Además, ratifica la idoneidad de la escala de temperatura absoluta y imposibilidad de alcanzar el cero absoluto.

13. ¿Cómo es la relación entre V y T , si p y N permanecen constantes? ¿Qué se puede hacer para verificarla?

La relación que se obtiene es $V = c \cdot T$.

El montaje experimental es bastante más complicado que los realizados hasta ahora. Para mantener constante la p del gas mientras aumenta t , hay que dejarle que se expanda, pero manteniéndolo encerrado para que no cambie N . Gay-Lussac lo resolvió dejando expandirse al gas por un tubo graduado horizontal (para medir V) y encerrándolo con una gota de mercurio. Pero esto requiere manipular el mercurio, que es peligroso. Cabe hacer un montaje alternativo, encerrando el gas en un tubo en U con agua, de modo que al expandirse desplaza el agua, tal y como se ha hecho de modo cualitativo en la actividad 20 del apartado 1. No es cierto que p sea estrictamente constante, pero su cambio es pequeño, la presión de unos centímetros de agua. De todos modos, para poder tomar medidas aceptables, el montaje es complicado, ya que todo el gas ha de mantenerse al baño maría para asegurar que tiene realmente la temperatura que mide el termómetro. Ese es montaje que se ha mostrado a los alumnos, junto con su resultado, pero no se les ha propuesto que lo realicen. Existe en en la página web de

Carlos Palacio, la citada desde el principio, una experiencia simulada que reproduce admirablemente una experiencia similar, y permite realizar medidas con gran exactitud.

14. ¿Qué concluyes? ¿Se ha verificado la hipótesis?

Nuevamente V no es directamente proporcional a t , la temperatura en la escala Celsius, pero sí a T , la temperatura absoluta, como se ve haciendo el cambio de escala. En este caso el resultado experimental es peor que para p/T , el gráfico no es recto y no apunta justo a -273°C . Por eso se propone la experiencia simulada.

La relación entre p y N (siendo t y N constantes)

15. ¿A qué se reduce la hipótesis que tienes que verificar si t y V permanecen constantes?

Sin cambiar t y N , p y N han de ser directamente proporcionales: $p = kte \cdot N$

En este caso no se pide a los alumnos que diseñen la experiencia, puesto que no es esperable que lo consigan. Bastante tendrán con entender que la experiencia propuesta sirve realmente para verificar la hipótesis. Será necesario explicárselo en el laboratorio, antes de hacer la experiencia, delante de los utensilios.

Cada trozo de 2 cm de la cinta de magnesio tiene una masa de $0,02\text{ g}$, puesto que la densidad lineal de la cinta es de $0,01\text{ g/cm}$. De este modo, en la última medida, con 5 trozos, tenemos $0,1\text{ g}$ de Mg , esto es, $4,1 \cdot 10^{-3}\text{ mol}$ de Mg ; es necesaria, de acuerdo con la reacción, una cantidad de sustancia doble de HCl , $8,2 \cdot 10^{-3}\text{ mol}$ de HCl . Por tanto, es suficiente con 10 ml de disolución 1 M , ya que en ellos hay $10 \cdot 10^{-3}\text{ mol}$ de HCl .

Es absolutamente necesario que los alumnos cierren inmediatamente el erlenmeyer cuando echen los trozos de cinta, para evitar el escape de gas. La reacción dura menos de un minuto, y pueden interrumpir la captación cuando vean en la pantalla que la p ya no sube más.

Es necesaria una observación muy importante. Para obtener la p ejercida por N_0 , $2N_0$, $3N_0$... de H_2 , hay que restar a la p final la p inicial, la presión atmosférica, alrededor de 100 kPa . Pero ese no es el valor buscado, puesto que al cerrar el erlenmeyer con el tapón de goma se comprime el aire del interior y la presión aumenta ligeramente, antes de empezar a producirse H_2 .

Para ver cuál es el aumento debido al cierre, conviene que una vez que la reacción ha acabado, el magnesio se ha consumido y se ha producido todo el hidrógeno, se destape el erlenmeyer, para que la presión vuelva a ser la atmosférica, y se vuelva a poner el tapón, para poder medir el aumento de p debido al cierre.

16. ¿Qué concluyes? ¿Se ha verificado la hipótesis?

Es evidente que sí. Los resultados son excelentes. La proporcionalidad entre p y N es manifiesta, esto es, $p = kte \cdot N$.

Tan sólo se desvía un poco el último resultado, el obtenido con cinco trozos de cinta. La razón es clara. La reacción entre el magnesio y el clorhídrico es exotérmica. Esto no se nota apreciablemente hasta esa última reacción, pero en ella sí que era evidente el aumento de temperatura. Y ese aumento provoca que la presión sea mayor que la que correspondería a ese número de corpúsculos.

Una solución puede ser utilizar más disolución desde el principio, 20 ml , por ejemplo (pero en todos los casos para que V sea siempre el mismo); de este modo, al tener que calentar el doble de disolución con la energía desprendida en la reacción (que

será la misma, ya que no cambia la masa de Mg, y ése es el reactivo limitante), la temperatura aumentará menos.

La ley general de los gases

Después de verificar la hipótesis y de obtener la ley general, se plantea a los alumnos una serie de situaciones para que la apliquen. En las primeras alguna de las variables permanece constante y se puede aplicar de un modo simplificado. Las dos últimas son más generales y pueden servir para evaluar el objetivo 3.

18. Si al principio hay 5 l de gas, a una presión de 6 atm, y después de utilizarlo un tiempo el gas está a 3 atm, ¿Qué volumen ocupará ahora el gas?

Conforme sale la cerveza, conforme se vacía el barril, aumenta V del gas y disminuye p , por tanto. Dado que T y N (del gas) no cambian, se puede utilizar la ley general o simplemente la ley de Boyle: $p \cdot V = cte$

Así se obtiene que $V = 10 \text{ l}$ al final.

19. Las bombonas de butano suelen tener un volumen de unos 20 l, y una presión de 14 atm cuando están llenas a la temperatura ambiente (unos 20 °C). La bombona corre el peligro de explotar cuando la presión supera las 30 atm. ¿Explotará una bombona si por causa de un incendio alcanza los 100 °C? ¿Qué temperatura es capaz de soportar sin explotar?

En este caso son V y N del butano los que permanecen constantes. Por tanto, se puede utilizar la segunda ley de Gay-Lussac: $p/T = cte$.

Resulta que el butano a 100 °C hace una presión de 18,13 atm, por lo que no hay peligro. En principio, la bombona aguantaría hasta 617,14 K sin explotar, es decir, 344,14 °C.

De todos modos estos cálculos no son reales, ya que a esa presión gran parte del butano es líquido dentro de la bombona, y hemos supuesto que todo el volumen está lleno de gas. El problema real es más complejo, ya que incluye complicados procesos de cambios de estado a presiones cambiantes, y queda fuera de los conocimientos de los alumnos.

20. Una jeringa cerrada herméticamente tiene 10 cm³ de aire, a una presión de 1 atm y una temperatura de 25 °C. Calcula la posición en la que se situará el émbolo si ponemos la jeringa bajo el grifo del agua caliente a 50 °C de temperatura y empujamos el émbolo hasta alcanzar las 4 atm de presión.

Aquí ya tenemos tres variables que cambian: p , T y V .

Para poder calcular el volumen final se puede utilizar la ley general del modo: $p \cdot V/T = cte$, o bien: $p \cdot V/T = p' \cdot V'/T'$
Así se obtiene que $V' = 2,7 \text{ cm}^3$

21. En un gran habitáculo de $6 \times 3 \times 4 \text{ m}$ cerrado herméticamente se ha hecho el vacío. Mediante una válvula una persona ha introducido en el habitáculo una bocanada de aire, 2 l de aire, que se encontraba en sus pulmones a $37 \text{ }^\circ\text{C}$. Si la temperatura del habitáculo es de $14 \text{ }^\circ\text{C}$, ¿cuál será la presión de ese aire dentro del habitáculo?

Nuevamente cambian las tres variables, p , T y V .

No se dice que la presión del aire en los pulmones es de 1 atm , pero lo tienen que deducir los alumnos. Igualmente deben tener cuidado con los cambios de unidades de volumen, m^3 y l . La presión resulta ser muy pequeña, lógicamente: $2,7 \cdot 10^{-5} \text{ atm}$

Anexo: Cálculos estequiométricos con gases.

Como he dicho al principio, la unidad está diseñada para ser trabajada antes de que los alumnos conozcan el concepto de cantidad de sustancia n , antes de que puedan “contar” el número de corpúsculos y hacer así cálculos estequiométricos, ya que no se trabaja dicho concepto.

Pero la ley general de los gases, además de para resolver problemas como los vistos, se utiliza para realizar esos cálculos.

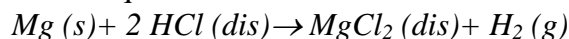
Por tanto, he incluido un anexo con un problema típico, para resolver después de que conozcan la cantidad de sustancia y hayan sustituido N por n en la ley, obteniendo la forma típica: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$, y no he querido perder la oportunidad de hacer “real” el problema mediante dos experiencias: una con ExAO y otra tradicional.

Tienes un trozo de 2 cm de cinta de magnesio ($0,02 \text{ g}$ de Mg), y lo echas en un erlenmeyer con 50 ml de disolución 1 M de ácido clorhídrico. ¿Cuál será la presión del hidrógeno que se produzca si el volumen que va a ocupar el gas es de 88 ml ?

¿Cuál será el volumen del gas a la presión de 1 atm ?

Los alumnos deben resolver el problema del modo habitual, haciendo los cálculos correspondientes, y luego tienen que hacer las experiencias y comprobar si sus cálculos eran ciertos. Puedo decir por experiencia que este modo de trabajo resulta altamente motivador.

En primer lugar tienen que escribir la ecuación de la reacción ajustada:



Luego tienen que ver cuál es el reactivo limitante, y está claro que es el Mg , puesto que la cantidad de sustancia de Mg es:

$$n (\text{Mg}) = 0,02 \text{ g} / 24,3 \text{ g/mol} = 8,23 \cdot 10^{-4} \text{ mol Mg}$$

y la de ácido clorhídrico:

$$n (\text{HCl}) = 0,05 \text{ l} \cdot 1 \text{ mol/l} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 500 \cdot 10^{-4} \text{ mol HCl},$$

mucho más que el doble de la cantidad de sustancia de Mg

Dado que según la reacción: $n (\text{H}_2) = n (\text{Mg})$, con el dato del volumen $V = 88 \text{ ml} = 0,088 \text{ l}$, suponiendo que $T = 20 \text{ }^\circ\text{C} = 293 \text{ K}$, y aplicando la ley de los gases se obtiene:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T; p = n \cdot R \cdot T / V = 0,224 \text{ atm}$$

Ahora hay que cambiar las unidades a las que se van a medir con el sensor, kPa:

$$p = 0,224 \text{ atm} \cdot 103.600 \text{ Pa/atm} = 23.280 \text{ Pa} = 23,28 \text{ kPa}$$

Esa es la presión que deberían obtener al realizar la experiencia.

Y se obtiene un valor menor, concretamente $p = 21 \text{ kPa}$, después de restar los 3 kPa debidos al cierre con el tapón. Se les ha preguntado el por qué, ya que me parece una situación ideal para introducir el concepto de rendimiento de una reacción. Resulta:

$$\eta = 21 \text{ kPa} / 23,28 \text{ kPa} = 90,2 \%$$

Es evidente que antes de dar a los alumnos el dato del volumen que ocupará el gas hay que medirlo. Nuestro erlenmeyer tenía 130 ml , y el tubo de plástico otros 8 ml más; como en el erlenmeyer se vertieron 50 ml de disolución, de ahí salen los 88 ml .

La segunda experiencia también es muy interesante. El cálculo teórico resulta:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T; V = n \cdot R \cdot T / p = 0,0197 \text{ l} = 19,7 \text{ ml}$$

Y el resultado real nos salió $V = 18 \text{ ml}$, con lo que $\eta = 18 \text{ ml} / 19,7 \text{ ml} = 91,4 \%$

6. EVALUACIÓN

Creo que una evaluación criterial, basada en el logro de objetivos didácticos concretos, y realizada en diversos momentos del proceso de enseñanza-aprendizaje es más formativa y eficaz que la evaluación tradicional, reducida a un examen final de contenidos indiscriminados que se puntúa de 0 a 10.

La evaluación de cada objetivo se realiza en varios momentos. Puede haber una evaluación inicial, si trabaja contenidos estudiados anteriormente (en el objetivo 3), o es previsible que haya preconcepciones erróneas (en el objetivo 1).

Una vez acabado el objetivo se les presenta una actividad (de aplicación, normalmente) para evaluar si lo han logrado. En los comentarios a las actividades he indicado cuales me parecen adecuadas para tal fin. Caso de que no la superen, una vez aclarados los malentendidos y subsanados los errores tendrían otra actividad de recuperación, muy próxima en el tiempo, mientras los que han superado ya el objetivo realizan actividades de ampliación, como las del epígrafe “Un poco más allá”.

Una vez acabada la unidad, cabe realizar otra evaluación más global, más difícil, si cabe, para evitar aprendizajes puntuales y percederos.

A continuación mostraré ejemplos de posibles actividades para esa evaluación final.

Objetivo 1: Experimentando con los gases, conocer sus características para explicar y predecir algunos de sus comportamientos.

Este objetivo se puede evaluar con dos niveles de logro, mediante las siguientes actividades:

1º nivel:

- *Es muy difícil sacar un flan de su bote si le quitamos la tapa y colocamos en bote boca abajo. ¿Por qué?*

- *Pero sale muy fácil si se hace un agujerito en el culo del bote. ¿Por qué?*

2º nivel:

Después de limpiar y aclarar con agua caliente una copa o un vaso de cristal, si se deja boca abajo sobre la mesa y se levanta 30 o 40 segundos más tarde parece que está ligeramente pegado a la mesa. ¿Por qué?

Objetivo 2: Construir el modelo de los gases a partir de las hipótesis iniciales, adecuándolo a la nueva información y utilizándolo para explicar casos reales, diferenciando la descripción de la realidad y la explicación de la misma mediante el modelo.

Este objetivo se puede evaluar con dos niveles de logro, mediante las siguientes actividades:

1º nivel:

- *Se han atado dos globos al erlenmeyer de la figura. ¿Qué ocurrirá al calentar el erlenmeyer? Descríbelo.*

- *¿Cómo explica el modelo de los gases lo ocurrido? Explícalo y haz dos dibujos, representando los corpúsculos del interior del erlenmeyer antes y después de calentarlo.*



2º nivel:

Indica, en los dos casos siguientes, en qué recipiente habría más corpúsculos:

- *Los recipientes A y B son de 5 litros, y están llenos de aire. Los dos están a la misma presión y la temperatura del aire del recipiente A es el doble de la del B.*
- *Los recipientes C y D son de 5 litros. En ambos hay gases diferentes, a la misma temperatura, pero la presión del gas del recipiente C es el triple.*

Objetivo 3: Construir la ley general de los gases ideales mediante una investigación completa, y utilizarla para resolver problemas reales.

Una actividad para evaluar este objetivo puede ser:

Has inflado un globo, y estás manteniéndolo cerrado con dos dedos.

- *¿Qué ocurrirá si lo sueltas? ¿Por qué?*
- *Supón que has inflado el globo con 9 l de aire de tus pulmones, que en ellos se encontraban a la presión de 1 atm, pero que en el globo sólo ocupan 3 l. ¿Cuál es la presión del interior del globo?*
- *Si metes el globo en el congelador, a -20 °C, ¿qué le ocurrirá? ¿Cuál será la presión en su interior si el volumen ahora es de 2,8 l?*

Si se ha trabajado el concepto de cantidad de sustancia se puede plantear esta actividad:

- *¿Cuál es la masa del aire que había en el interior del globo?*

Como sabes, el aire no es una sustancia, sino una disolución, pero lo tomaremos como si fuera una sustancia de masa molar de 28,7 g/mol.