

## FÍSICA Y QUÍMICA. 2º ESO

### UNIDAD 4: LA MATERIA EN LA NATURALEZA.

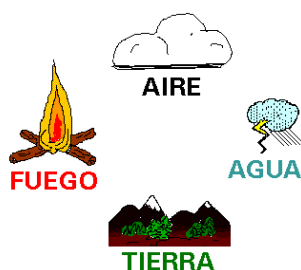
#### 1. HISTORIA DEL ÁTOMO EN LA ANTIGUEDAD.

Los filósofos griegos discutieron mucho sobre la naturaleza de la materia y concluyeron que el mundo era más sencillo de lo que parecía.

En el siglo V a.C. Leucipo pensaba que sólo había un tipo de materia. Decía que si dividíamos la materia en partes cada vez más pequeños acabaríamos encontrando una porción que no se podría seguir dividiendo.

Un discípulo suyo, Demócrito, bautizó a estas partes indivisibles de materia con el nombre de átomos, término que en griego significa “que no se puede dividir”. Empédocles estableció que la materia estaba formada por 4 elementos: tierra, agua, aire y fuego.

Aristóteles negó la existencia de los átomos de Demócrito y reconoció la teoría de los 4 elementos.



#### 2. FENÓMENOS DE ATRACCIÓN Y REPULSIÓN.

Este modelo de átomo no justifica muchas de las propiedades que presenta la materia como, por ejemplo, los fenómenos eléctricos que se producen en la naturaleza.

Realiza estos dos experimentos caseros:

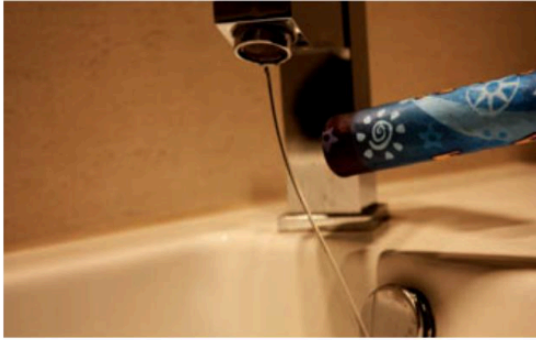
##### Experimento 1

1. Frota vigorosamente contra tu pelo un peine de plástico, una regla o un globo.
2. Abre un grifo de tu casa o del laboratorio y acerca el objeto que has frotado anteriormente.

##### Experimento 2

1. Frota una regla contra tu pelo.
2. Sujeta dos tiras finas de papel con los dedos y acércalas por su extremo libre a la regla.
3. Anota lo que observas.

3. Anota lo que sucede.



Después de haber realizado los experimentos anteriores, podemos establecer las siguientes conclusiones:

- Cuando se frota determinados materiales se producen una serie de fenómenos que denominamos fenómenos eléctricos.
- Los fenómenos eléctricos pueden ser de atracción o de repulsión.

Desde el siglo XIX en adelante, los científicos han considerado como responsable de los fenómenos eléctricos a una propiedad de la materia denominada carga eléctrica.

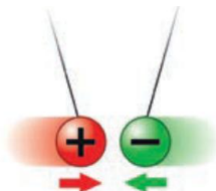
**La carga eléctrica es la responsable de los fenómenos eléctricos (atracciones o repulsiones) que observamos en la naturaleza. Existen dos tipos de carga eléctrica, denominados por convención positiva y negativa.**

En la naturaleza, los cuerpos suelen ser eléctricamente neutros; por este motivo cuando manifiestan uno u otro tipo de carga se dice que se encuentran electrizados o “cargados”.

Las cargas eléctricas del mismo tipo (mismo signo) se repelen.



Las cargas eléctricas de distinto signo se atraen.



### 3. MODELO ATÓMICO DE DALTON (1803 D.C.)

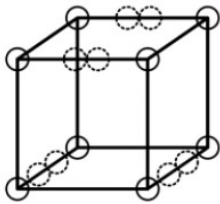
El primer modelo atómico con bases científicas nació en el seno de la química, propuesto por John Dalton en sus “Postulados Atómicos”. Retomaba las ideas de

Leucipo y Demócrito. **Sostenía que todo estaba hecho de átomos, indivisibles e indestructibles.** Dalton proponía que los átomos de un mismo elemento químico eran iguales entre sí y tenían la misma **masa** e iguales propiedades. También propuso que los átomos pueden combinarse entre sí para formar compuestos químicos.

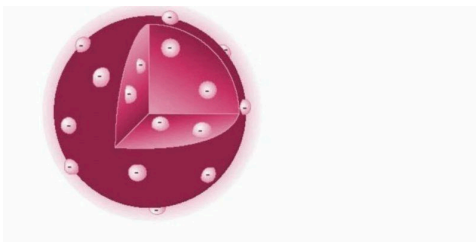


#### 4. MODELO ATÓMICO DE LEWIS (1902 D.C.)

También llamado “Modelo del Átomo Cúbico”, en este modelo Lewis proponía **la estructura de los átomos distribuida en forma de cubo**, en cuyos ocho vértices se hallaban los **electrones**. Esto permitió avanzar en el estudio de las **valencias** atómicas y los **enlaces químicos**.



#### 5. MODELO ATÓMICO DE THOMSON (1904 D.C.)



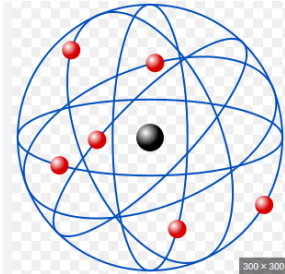
Thomson asumía que los átomos eran esféricos con electrones incrustados en ellos. **Los átomos estaban compuestos por una esfera de carga positiva y los electrones de carga negativa estaban incrustados en ella**, como las pasas en el pudín. Dicha **metáfora** le otorgó al modelo el epíteto de “Modelo del Pudín de Pasas”.

#### 6. MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD (1911 D.C.)

Ernest Rutherford realizó una serie de **experimentos** en 1911 a partir de láminas de oro. En estos experimentos determinó que el átomo está compuesto por un núcleo atómico de carga positiva (donde se concentra la mayor parte de su masa) y los electrones, que

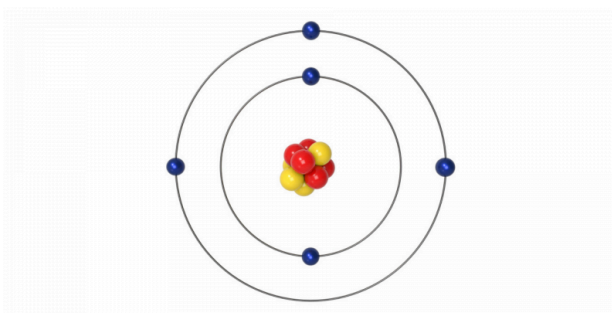
giran libremente alrededor de este núcleo. En este modelo se propone por primera vez la existencia del núcleo atómico.

Posteriormente descubrió que en el núcleo había protones con carga positiva. Pensaba que en el núcleo debían existir unas partículas idénticas a los protones, pero sin carga, que denominó neutrones.



### 7. MODELO ATÓMICO DE BOHR (1913 D.C.)

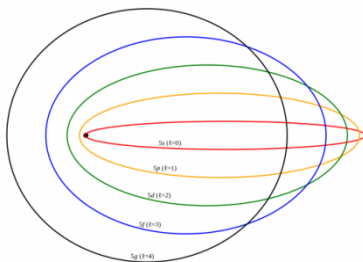
El modelo de Bohr postula que los electrones trazan órbitas circulares en torno al núcleo sin irradiar **energía**. En la primera órbita habría 2 electrones, en la segunda 8, en la tercera, 18, etc.



### 8. MODELO ATÓMICO DE SOMMERFELD (1916 D.C.)

El modelo de Sommerfeld se basó en parte de los postulados relativistas de Albert Einstein.

Entre sus modificaciones está la afirmación de que **las órbitas de los electrones fueran circulares o elípticas**, que los electrones tuvieran **corrientes eléctricas** minúsculas.

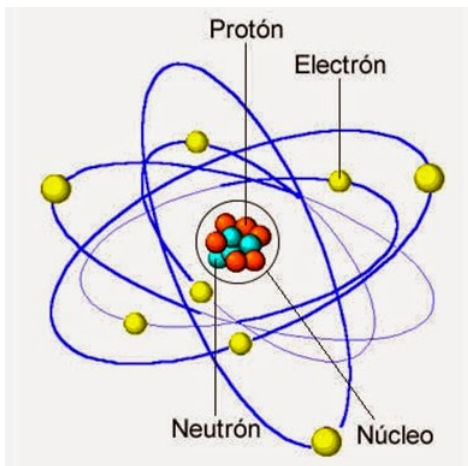


### 9. MODELO ATÓMICO DE SCHRÖDINGER (1926 D.C.)

Propuesto por Erwin Schrödinger a partir de los estudios de Bohr y Sommerfeld, **concebía los electrones como ondulaciones de la materia**, lo cual permitió la formulación posterior de una interpretación probabilística de la función de onda (magnitud que sirve para describir la **probabilidad** de encontrar a una partícula en el espacio) por parte de Max Born.

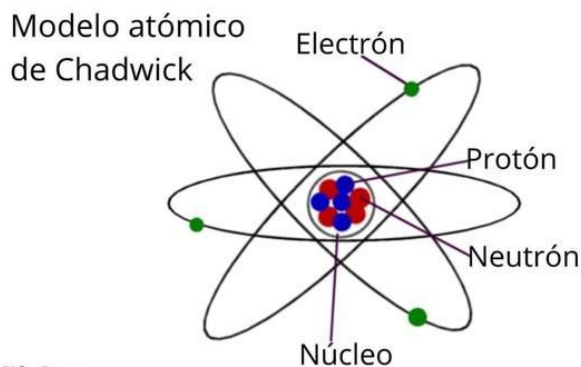
Eso significa que se puede estudiar probabilísticamente la posición de un electrón o su cantidad de **movimiento** pero no ambas cosas a la vez, debido al Principio de Incertidumbre de Heisenberg.

Este es el modelo atómico vigente a inicios del siglo XXI, con algunas posteriores adiciones. Se le conoce como “Modelo Cuántico-Ondulatorio”.



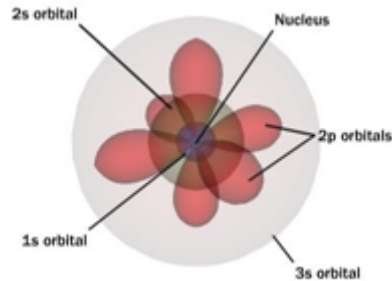
### 10. MODELO ATÓMICO DE CHADWICK (1932 D.C.)

Chadwick concebía que el átomo era como un núcleo con protones y neutrones, **suponiendo casi toda la masa del átomo, orbitando los electrones el núcleo en sus niveles de energía correspondientes.**



## 11. MODELO ATÓMICO ACTUAL.

Es el llamado “Modelo mecano cuántico”. Presenta una gran complejidad matemática. Los científicos antes mencionados se propusieron determinar en dónde podrían encontrar al electrón dentro del átomo. Para esto propusieron que existen orbitales y no órbitas.



## 12. LOS IONES.

El proceso por el que los átomos pierden o ganan electrones se denomina ionización. Cuando un átomo gana o pierde electrones, decimos que se ha ionizado.

Son muchas las formas en que los átomos pueden ionizarse; algunos ejemplos son la fricción, las descargas eléctricas, las colisiones con otras partículas o las altas temperaturas, como sucede en el interior de las estrellas.

La **ionización** se produce por ganancia o pérdida de electrones.

Un átomo que gana electrones adquiere carga negativa y se denomina **ión negativo o anión**.

Un átomo que pierde electrones adquiere carga positiva y se denomina **ión positivo o catión**.



### 13. TABLA PERIÓDICA.

#### 14. NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO MÁSCICO.

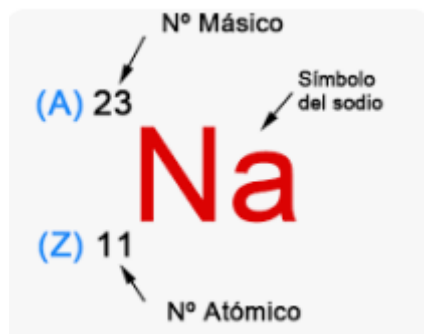
La identidad de un átomo y sus propiedades vienen dadas por el número que contiene. Lo que distingue a unos elementos de otros es el número de protones que tienen sus átomos en el núcleo.

Este número se llama **Número atómico** y se representa por la letra **Z**. Se coloca como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento correspondiente.

Por ejemplo, todos los átomos del elemento Hidrógeno tienen un protón, los del Helio tienen dos protones, los del Litio, tres protones.

Si un átomo es neutro, el número de electrones coincide con el de protones.

El Número másico nos indica el número total de partículas que hay en el núcleo, es decir, la suma de protones y neutrones. Se representa con la letra A y se sitúa como superíndice a la izquierda del elemento.



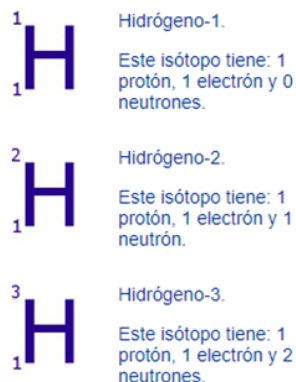
El sodio tendría 11 protones en su núcleo y 11 electrones en su corteza (es neutro). Tendría también  $23 - 11 = 12$  neutrones.

#### 15. ISÓTOPOS.

Todos los átomos de un elemento químico tienen el mismo número de protones, pero pueden diferenciarse en el número de neutrones.

Se llaman isótopos los átomos que tienen el mismo número de protones pero se diferencian en el número de neutrones. Por tanto, presentan el mismo número atómico (Z) y diferente número másico (A).

Para nombrarlos se indica su nombre seguido de su número másico; por ejemplo sodio Na-23



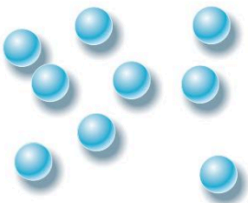
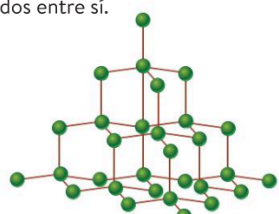
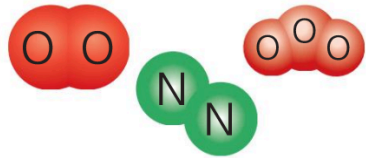
16. SISTEMAS MATERIALES: SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS.

Los sistemas materiales pueden clasificarse en dos grandes grupos, según si podemos o no recuperar las sustancias que los constituyen mediante procedimientos físicos (filtración, evaporación, separación magnética...)



17. AGRUPACIÓN DE ÁTOMOS EN LA MATERIA.

En sustancias simples:

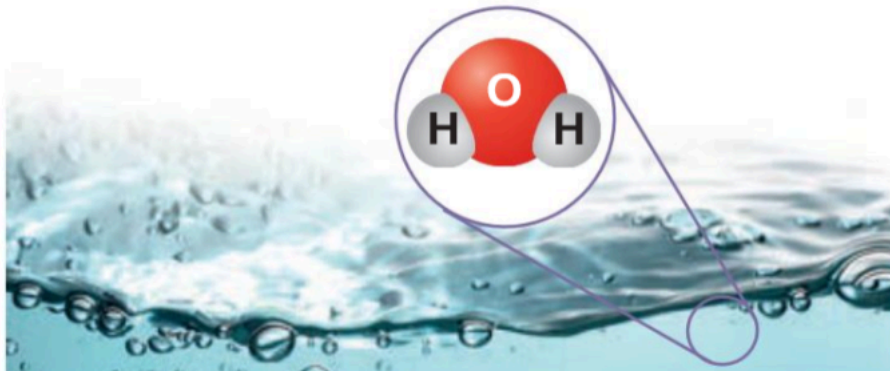
Como átomos aislados	Formando grandes agrupaciones	Formando moléculas
<p>Esta organización solo se presenta en los llamados <b>gases nobles</b> (helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón), que están constituidos por átomos aislados sin ninguna unión entre ellos.</p>	<p>En las grandes agrupaciones, todos los átomos están unidos unos a otros. Es el caso de los metales y del diamante y el grafito, constituidos por millones de átomos de la misma clase unidos entre sí.</p>	<p>En estas organizaciones, la unión de dos o más átomos de la misma clase forma una <b>molécula</b>. El oxígeno que respiramos (<math>O_2</math>), el nitrógeno del aire (<math>N_2</math>) o el ozono (<math>O_3</math>) están formados por moléculas. En ellas, los átomos se unen entre sí, pero las uniones entre las moléculas son muy débiles o no existen.</p>
		

En compuestos:

### Formando moléculas

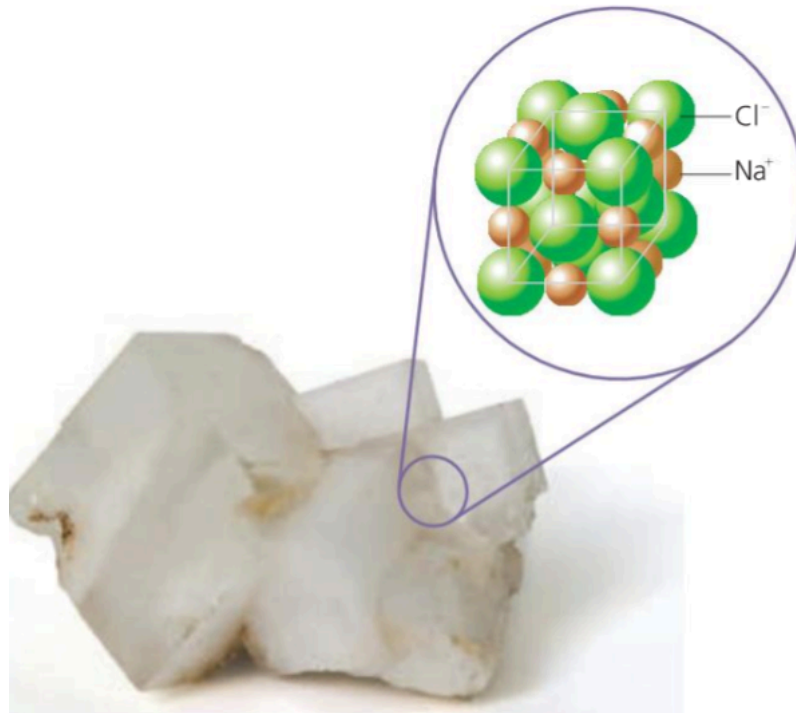
Las moléculas están constituidas por átomos de diferentes clases.

Por ejemplo, el **agua** es un compuesto formado por millones y millones de moléculas de agua, cada una de las cuales, a su vez, está constituida por un átomo de oxígeno y dos de hidrógeno.



### Formando agregados de iones de distinto signo

En estas organizaciones, algunos átomos pierden electrones al cederlos a otros con los que se unen: es el caso, por ejemplo, de la **sal común** o **cloruro de sodio**, formada por los elementos cloro y sodio. El átomo que pierde electrones (el sodio) se ioniza positivamente, y el que los gana (el cloro) se ioniza negativamente. Como las cargas positivas y negativas se atraen, los iones quedan unidos.



18. CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN.

**Porcentajes**

$$\%_{\text{masa}} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \times 100$$

$$\%_{\text{volumen}} = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen disolución}} \times 100$$

El porcentaje en masa es muy utilizado cuando el soluto es sólido y el disolvente es sólido o líquido.

El porcentaje en volumen es muy usado cuando el soluto y el disolvente son líquidos.

**Gramos/litro**

$$g/L = \frac{\text{masa soluto (g)}}{\text{volumen disolución (L)}}$$

La concentración en gramos/litro es utilizada cuando el soluto es sólido y el disolvente un líquido.

## 19. LOS COLOIDES.

Cotidianamente encontramos muchos ejemplos de coloides, llamados también dispersiones coloidales. Se trata de mezclas que, aunque a simple vista parecen homogéneas, en realidad no lo son.

La diferencia de las disoluciones coloidales con las mezclas homogéneas y heterogéneas viene determinada por el tamaño de sus partículas: ni tan pequeño como en las disoluciones, ni tan grande como en las mezclas heterogéneas.

Las dispersiones o disoluciones coloidales son un tipo especial de mezclas heterogéneas cuyas partículas de soluto (invisibles a simple vista) tienen un tamaño intermedio entre el de las disoluciones y el de las mezclas heterogéneas.

Son ejemplos de coloides:

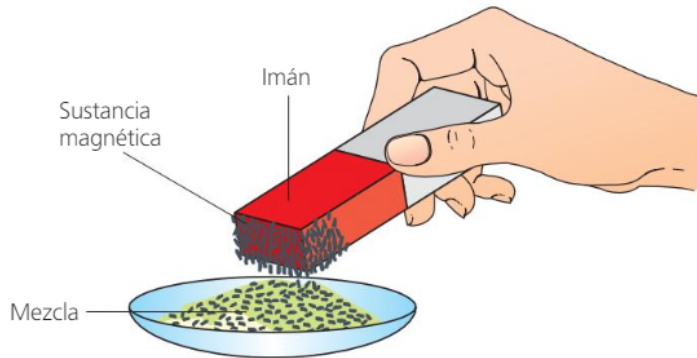
- Polvo flotando en el aire → fase fluida: aire, fase dispersa: polvo
- Humo → fase fluida: aire, fase dispersa: partículas sólidas producto de la combustión
- Niebla → fase fluida: aire, fase dispersa: gotas de agua microscópicas
- Aerosol → fase fluida: aire, fase dispersa: gotas de líquido pulverizadas
- Espuma de cerveza → fase fluida: líquido de la cerveza, fase dispersa: burbujas de aire microscópicas
- Espuma de afeitado → fase fluida: líquido de afeitado, fase dispersa: burbujas de aire microscópicas
- Nata → fase fluida: leche cuajada, fase dispersa: burbujas de aire microscópicas
- Piedra pómez → fase fluida: roca sólida, fase dispersa: burbujas de aire microscópicas
- Leche → fase fluida: agua, fase dispersa: grasa, proteínas, minerales, glúcidos...
- Gelatina → fase fluida: colágeno, fase dispersa: partículas de agua y minerales
- Polvo flotando en el aire → fase fluida: aire, fase dispersa: polvo
- Queso → fase fluida: cuajo de la leche, fase dispersa: agua
- Tinta → fase fluida: agua, fase dispersa: pigmentos sólidos
- Rotulador o Plumón → fase fluida: alcohol, fase dispersa: pigmentos sólidos
- Rubí → fase fluida: óxido de aluminio, fase dispersa: partículas de hierro o cromo
- Sangre → fase fluida: agua, fase dispersa: plasma sanguíneo
- Jugo de frutas → fase fluida: agua, fase dispersa: partículas de fibra, hidratos, vitaminas...
- Arcilla, Vidrios coloreados, Insecticidas, Cemento, Merengue, Goma espuma, Mantequilla, Helados, Pasta de dientes, Detergente, Jabón, Lodo, Agua coloreada, Crema batida, Nubes, Orina, Jaleas, Lubricante, Adhesivos, Perlas, Tejido óseo, Mayonesa, Gominola...

## 20. MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS.

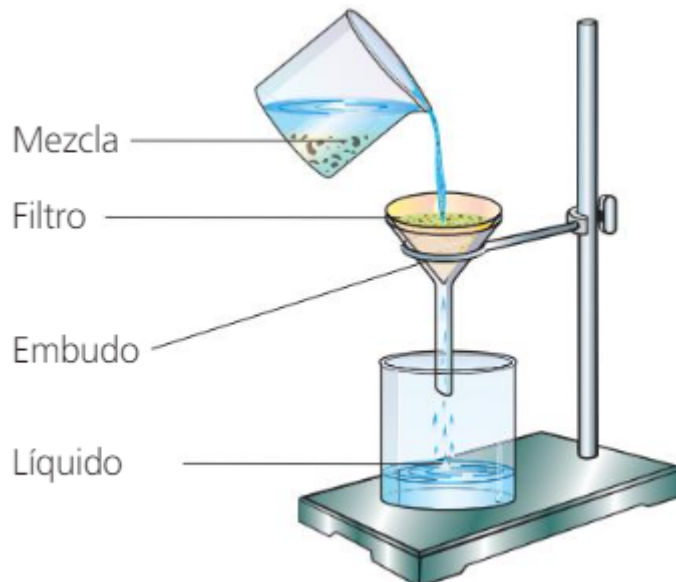
Los componentes de una mezcla heterogénea u homogénea se pueden separar sin alterar su naturaleza en el proceso. Para ello, utilizamos procedimientos físicos.

### **Métodos de separación de mezclas heterogéneas.**

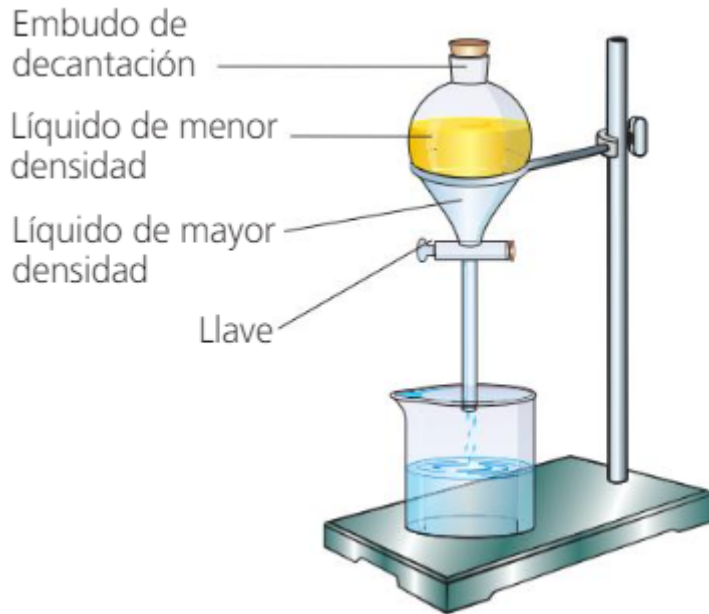
- Separación magnética. [\(Vídeo\)](#) Solo puede utilizarse si alguna de las sustancias de la mezcla presenta propiedades magnéticas (como los metales). Para ello, tan solo se necesita pasar un imán por la mezcla y el metal se pegará al imán.



- Filtración. [\(Vídeo\)](#) Este método se utiliza para separar un sólido de un líquido en el cual no se disuelve (por ejemplo, arena y agua). Para ello, se hace pasar la mezcla a través de un filtro de tamaño adecuado (menor que el de las partículas que queremos separar).

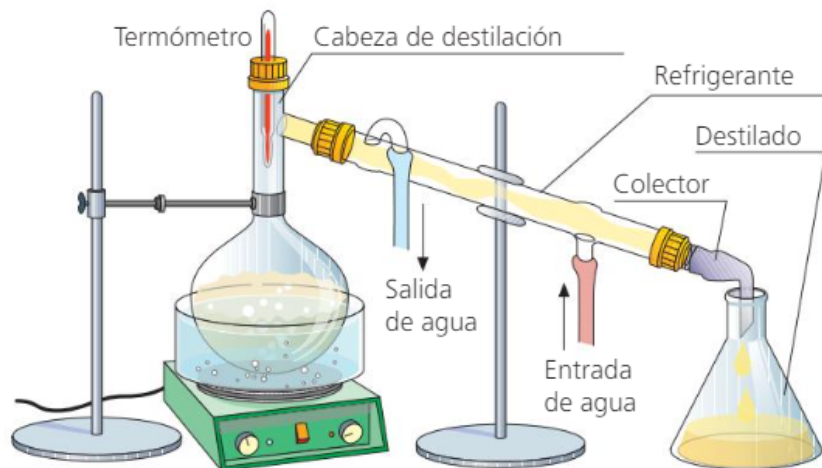


- Decantación. ([Video](#)). Se emplea para separar líquidos con densidades diferentes que no se mezclan bien entre sí (como agua y aceite). En estos casos se utiliza un embudo de decantación.

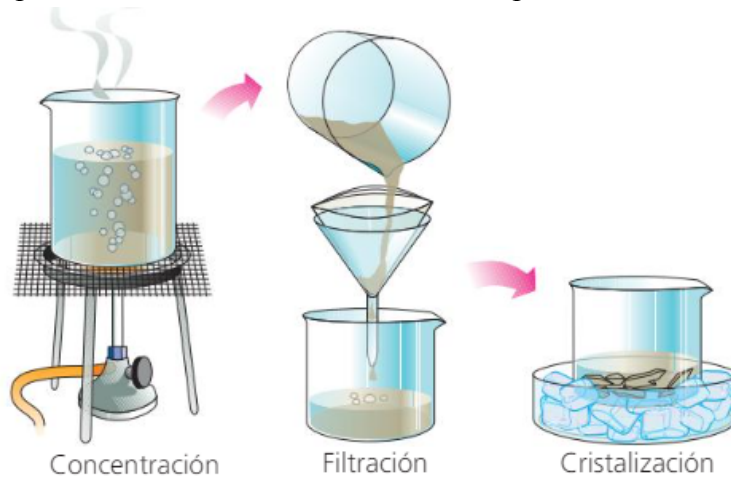


### Métodos de separación de mezclas homogéneas.

- Destilación. ([Video](#)). Se utiliza para separar líquidos solubles entre sí, pero que tienen temperaturas de ebullición diferentes (agua y alcohol). El proceso de la destilación consiste en calentar un líquido hasta que sus componentes más volátiles pasen a fase vapor y, posteriormente, enfriar el vapor hasta recuperar estos componentes en forma líquida mediante un proceso de condensación.



- Evaporación y cristalización. ([Vídeo](#)). Se emplea para separar un soluto sólido disuelto en un disolvente líquido (como sal en agua). El proceso consiste en la evaporación del disolvente con calor natural o artificial y acaba con la deposición del soluto en el fondo del recipiente en forma de cristales.



- Cromatografía. ([Vídeo](#)). Se usa para separar los componentes de una mezcla según la mayor o menor afinidad de cada uno de ellos por el disolvente empleado.

Una de las técnicas más sencillas es la cromatografía en papel, en la que se utiliza una tira de papel de filtro, tal y como se observa en la imagen.

Para llevarla a cabo, se deposita en la tira de papel una pequeñísima porción de la mezcla y se introduce la parte inferior de la tira en un disolvente, como puede ser el etanol. El disolvente ascenderá lentamente por el papel, por capilaridad, arrastrando en su camino los diferentes componentes de la mezcla.

Puesto que cada componente presenta una afinidad distinta por el disolvente, aquellos que hayan alcanzado una mayor altura en la tira de papel, serán los que mayor afinidad presenten, y los que alcancen una altura menor, serán los que menor afinidad presenten por el disolvente.

Con este método podemos separar, por ejemplo, los pigmentos fotosintéticos (clorofila, carotenos, etc.) presentes en las espinacas y otros vegetales.

