

FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

Curso 2012-13

M^a Jesús Serrano
Carlos Moreno
Rafael Manero

CONTENIDOS MÍNIMOS

1. Definir qué son la medida y la unidad. Conocer y utilizar las unidades del SI y sus múltiplos y submúltiplos. Conocer las magnitudes fundamentales y algunas derivadas. Realiza correctamente la conversión de unidades tanto fundamentales como derivadas aplicando el factor de conversión apropiado.
2. Distinguir entre sistemas materiales cotidianos, cuales son mezclas y cuales sustancias puras. Diferenciar entre elemento, compuesto y mezcla. Explica las técnicas de separación. Realizar cálculos de densidad.
3. Aplicar correctamente la teoría cinética molecular para justificar las propiedades observables de los gases. Describir las características de los estados sólido, líquido y gaseoso, utilizando de manera apropiada la teoría cinética
4. Definir qué se entiende por disolución y cómo se denominan sus componentes. Diferenciar entre disolución saturada, concentrada y diluida. Identificar, caracterizar y clasificar disoluciones del entorno cotidiano.
5. Definir el concepto de solubilidad y conocer su dependencia con la temperatura. Resolver ejercicios y problemas de concentración de una disolución. Preparar disoluciones en el laboratorio, manejando correctamente el material apropiado.
6. Explicar correctamente y ordenar cronológicamente los descubrimientos y aportaciones de científicos como Dalton, Thomson, Rutherford y Bohr al conocimiento del átomo.
7. Indicar las características de las partículas que componen los átomos. Caracterizar con propiedad las tres partículas fundamentales que componen el átomo,
8. Utilizar las relaciones entre número de protones, número de neutrones, número atómico y número másico para determinar unos en función de otros. Distribuir correctamente en capas los electrones de átomos de hasta tres capas
9. Conocer los símbolos y nombres de los elementos más importantes y conocer la estructura de la tabla periódica. Identificar metales y no metales. Buscar información en la tabla periódica sobre un elemento dado. Hallar la masa molecular partiendo de la fórmula con ayuda de la tabla periódica
10. Distinguir entre átomos y moléculas. Saber que la formación de enlaces entre elementos para formar compuestos, se consigue por intercambio de electrones. Conocer la regla del octeto y el mecanismo de formación de enlaces iónico, covalente. Saber relacionar las propiedades de las sustancias con el tipo de enlace que tenga. Interpretar las fórmulas de compuestos químicos de forma cualitativa y cuantitativa, a través de los subíndices
11. Conocer las valencias de los elementos más comunes. Saber formular y nombrar compuestos binarios, hidróxidos y ácidos oxácidos..
12. Diferenciar correctamente los cambios físicos y los cambios químicos. Identificar los reactivos y productos en un cambio químico real. Explicar que una reacción química se produce mediante una reorganización de los átomos de los reactivos para dar los productos Utilizar la teoría de choques entre moléculas para explicar cómo se producen las reacciones químicas.

13. Enumerar y explicar la influencia de factores como la temperatura, el estado de agregación, la agitación, la concentración o la presión sobre la velocidad de reacción.
14. Escribir y ajustar correctamente ecuaciones químicas sencillas
15. Reconocer sustancias ácidas y básicas de uso doméstico. Conocer algunas propiedades características de los ácidos y de las bases. Tener un conocimiento operativo del término pH
16. Definir el movimiento y asignar un punto de referencia adecuado para describir un movimiento dado. Conocer y utilizar correctamente las magnitudes que sirven para describir el movimiento: tiempo, posición, desplazamiento y espacio recorrido.
17. Conocer el concepto de velocidad y su definición matemática, en el caso de la velocidad media, e interpretar el significado de su signo. Distinguir claramente entre las unidades de distancia, velocidad. Saber pasar de cualquier unidad a las del SI, y viceversa, utilizando factores de conversión. Calcular la velocidad media de un movimiento dado a partir de los datos de desplazamiento y tiempo.
18. Definir movimiento rectilíneo y uniforme (mru), y reconocerlo en casos reales. Obtener e interpretar las gráficas posición-tiempo y velocidad-tiempo de un mru. Utilizar la ecuación de posición de un mru para realizar cálculos.
19. Conocer el concepto de aceleración y su definición matemática, sus unidades e interpretar el significado de su signo. Definir movimiento rectilíneo uniformemente variado (mruv), y reconocerlo en casos reales. Obtener e interpretar las gráficas velocidad-tiempo de un mruv. Utilizar la ecuación de velocidad de un mruv para realizar cálculos.
20. Identificar a las fuerzas por sus efectos estáticos y deformadores. Definir fuerza e identificar fuerzas en situaciones reales. Representar las fuerzas mediante vectores y señalar su dirección, sentido, módulo y punto de aplicación.
21. Identificar las fuerzas que actúan sobre un cuerpo, generen o no aceleraciones. Calcular la resultante de dos fuerzas concurrentes gráficamente y su módulo.
22. Enunciar la segunda ley de la Dinámica y conocer su expresión matemática. Reconocer la importancia de la fuerza de rozamiento en la vida real. Aplicar la ecuación de la segunda ley para realizar cálculos diversos en los que intervienen fuerza, masa y aceleración.
23. Enunciar la tercera ley de la Dinámica e identificar parejas de fuerzas de acción y reacción en la realidad. Plantear y resolver problemas de movimientos en horizontal.
24. Conocer los dos modelos – geocéntrico y heliocéntrico - que se han propuesto para explicar la posición de la Tierra en el universo. Enunciar la ley de la gravitación universal. Saber que la fuerza gravitatoria es universal y una de las fuerzas fundamentales de la naturaleza. Utilizar correctamente la fórmula para el cálculo de la fuerza gravitatoria.
25. Definir la energía y distinguirla de la fuerza. Enumerar las distintas formas en que se presenta la energía y las fuentes de energía renovables y las no renovables, y analizar las ventajas e inconvenientes de cada tipo de energía.

UNIDAD 1 Las magnitudes y su medida

OBJETIVOS DE LA UNIDAD:

- *Entender en qué consiste la medida y la necesidad de contar con una unidad de referencia.*
- *Conocer el Sistema Internacional de Unidades y las tablas de múltiplos y submúltiplos para realizar conversiones de unidades fundamentales y derivadas.*
- *Conocer las magnitudes fundamentales y derivadas.*
- *Pasar de unas unidades a otras mediante factores de conversión.*

1. La medida.

Nuestro peso, nuestra altura, la temperatura que hace en clase, son ejemplos de propiedades que debemos medir.

El resultado de una medida no es solamente dar un número, sino que debemos indicar la unidad de esa medida.

Las MAGNITUDES FÍSICAS son aquellas propiedades de los cuerpos que se puede medir. No todas las propiedades de los cuerpos son magnitudes.

Medir consiste en comparar el valor de una cantidad de una magnitud, con otra cantidad de la misma magnitud que se utiliza como patrón y que llamamos UNIDAD; es una cantidad arbitraria de una magnitud que se adopta para comparar con ella cantidades distintas de esa magnitud.

El resultado de una medida es: el número de veces que el valor de la magnitud contiene la unidad elegida.

A.1 Indica cuáles de las siguientes propiedades pueden considerarse magnitudes físicas:

Volumen, simpatía, olor, belleza, superficie, temperatura, masa, capacidad

2. Sistema internacional de unidades. Magnitudes Fundamentales y derivadas.

Los romanos se esforzaron en imponer un sistema único de medidas válido para todo su imperio. Durante la Edad Media la diversidad de unidades de pesos y medidas era tal que llegó a dificultar las transacciones y el intercambio de conocimiento científico.

Hacia el 1795 los científicos establecieron, en Francia, el Sistema Métrico Decimal. Le siguieron el sistema MKS (**M**etro **K**ilogramo **S**egundo), sistema CGS (**C**entímetro **G**ramo **S**egundo), sistema Técnico de unidades.

En 1960 se estableció el Sistema Internacional de Unidades SI, con el fin de crear un sistema simple y único de medidas que facilitara la comunicación internacional.

Se eligieron arbitrariamente siete magnitudes que llamaron FUNDAMENTALES, porque ninguna de ellas se puede expresar como combinación de las otras seis, (es algo parecido a lo que ocurre con las letras del alfabeto, que son las unidades fundamentales de nuestro lenguaje, porque con ellas se forman las palabras, que son combinaciones de letras)

| Magnitud Fundamental | Unidad | Símbolo |
|-----------------------------|---------------|----------------|
| Longitud | Metro | m |
| Masa | Kilogramo | kg |
| Tiempo | Segundo | S |
| Temperatura | Kelvin | k |
| Intensidad de corriente | Amperio | A |
| Intensidad luminosa | Candela | cd |
| Cantidad de sustancia | Mol | mol |

El resto de magnitudes físicas se consideran DERIVADAS de estas siete, ya que se pueden definir en función de las fundamentales, mediante operaciones matemáticas: multiplicación, división etc. Por ejemplo

| Magnitud derivada | Unidad | Símbolo |
|----------------------------------|-----------------------|-------------------|
| Superficie = longitud · longitud | metro cuadrado | m ² |
| Velocidad = longitud/tiempo | metro/segundo | m/s |
| Densidad = masa/volumen | Kg/metro ³ | Kg/m ³ |

A.2 Busca en internet las definiciones de las unidades fundamentales del SI.

3. Notación Científica

En ciencias experimentales se emplean a veces números o muy grandes o muy pequeños; por eso se deben escribir en notación científica.

Según esta, los números se expresan en la forma: $a \cdot 10^b$

a: número entero comprendido entre 1 y 9 (incluidos) seguido o no de decimales

b: es el exponente, y nos indica el número de veces que el número “b” debe multiplicarse o dividirse por 10

si $b > 0$ nos indica las veces que la coma decimal en “a” debe moverse a la derecha (número de veces que a debe multiplicarse por 10)

si $b < 0$ nos indica las veces que la coma decimal en “a” debe moverse a la izquierda (número de veces que “a” debe dividirse por 10)

A.3 Escribe en notación científica las siguientes cantidades

456325 mg

0,000034 mL

0,045 kg

23450 g

0,000000000789 cm³

A.4 Escribe en forma decimal:

$3,22 \cdot 10^3$ m

$4,56 \cdot 10^{-4}$ kg

$2,7 \cdot 10^{-7}$ cm

$4,56789 \cdot 10^3$ mg

A.5 Expresa las siguientes medidas en las unidades fundamentales del SI, utilizando notación científica:

76 km

3 g

5 Dam

32 mm

82 mg

A.6 Elige la unidad más adecuada para efectuar las siguientes medidas:

a) La masa de una manzana

b) La duración de un partido de fútbol.

c) La superficie de un piso

d) La capacidad de una lata de refresco.

e) La distancia entre dos ciudades.

f) La carga que puede llevar un camión.

4. Múltiplos y submúltiplos de unidades

A la vez que se estableció el SI de unidades, también se adoptaron una serie de prefijos, junto con sus símbolos correspondientes, para formar múltiplos y submúltiplos de unidades del SI. Los prefijos usados son todos potencias de 10.

| Factor | Prefijo | Símbolo |
|------------|---------|---------|
| 10^{18} | exa | E |
| 10^{15} | peta | P |
| 10^{12} | tera | T |
| 10^9 | giga | G |
| 10^6 | mega | M |
| 10^3 | kilo | K |
| 10^2 | hecto | H |
| 10 | deca | Da |
| 1 | | |
| 10^{-1} | deci | d |
| 10^{-2} | centi | c |
| 10^{-3} | mili | m |
| 10^{-6} | micro | μ |
| 10^{-9} | nano | n |
| 10^{-12} | pico | p |
| 10^{-15} | femto | f |
| 10^{-18} | atto | a |

5. Transformación de unidades. Factores de conversión

Para transformar las unidades de una magnitud derivada a las unidades del SI, se utilizan los factores de conversión.

Un factor de conversión es una fracción en la que el numerador y el denominador son la misma cantidad expresada en diferentes unidades.

Por ejemplo: $1\text{m} = 100\text{cm}$. Esta relación nos permite escribir dos factores de conversión:

$1\text{m}/100\text{cm}$ para transformar centímetros a metros

$100\text{cm}/1\text{m}$ para transformar metros a centímetros.

Así pues, si quisiéramos saber la longitud, en metros, de un objeto que mide 83 cm, operaríamos de la siguiente forma: $83\text{ cm} (1\text{m}/100\text{cm}) = 8,3\text{m}$

Por tanto, para realizar un cambio de unidades utilizando factores de conversión, procedemos del siguiente modo:

1. *Examinar las unidades dadas y las unidades que nos piden.*
2. *Escribe el factor de conversión que relaciona la unidad que nos piden y la unidad dada.*
3. *Escribir el cambio de unidades usando factores de conversión.*

En general, cuando se multiplica una cantidad por un factor de conversión, la relación de unidades se puede expresar como: $\text{Unidad dada} \cdot (\text{Unidad pedida}/\text{Unidad dada}) = \text{Unidad pedida}$

A.7. Realiza los siguientes cambios de unidades usando factores de conversión.

- 30 kg → g
 12 mL → L
 70 hm → cm
 60 km → m
 10 cL → hL
 45 m² → mm²
 5 m³ → mm³
 15 cm² → km²
 50 cm³ → m³

A.8 En la siguiente tabla hay cantidades que no están expresadas en unidades del SI. Exprésalas utilizando factores de conversión

| Cantidad | Magnitud | Factor de conversión | Operación | Valor en el SI |
|----------------------------|----------|----------------------|-----------|----------------|
| 5,4 · 10 ⁴ nm | | | | |
| 2,71 · 10 ² hm | | | | |
| 4,25 · 10 ³ m | | | | |
| 4 · 10 ⁶ g | | | | |
| 5,089 · 10 ² ms | | | | |
| 7,77 kg | | | | |
| 250 cm ³ | | | | |
| 2,5 horas | | | | |

A.9 En cada uno de los siguientes pares de unidades, ¿qué cantidad es mayor?

- 2 km ↔ 2500 m
 2 L ↔ 1000 mL
 2 t ↔ 3000 kg
 7200s ↔ 1 h
 1500 dm³ ↔ 3 m³
 1200 mm² ↔ 10 cm²

A.10 Escribe en notación científica las siguientes cantidades.

- 0,00054 m
 0,6 L
 7500 g
 0,987 cm
 15000 m³
 0,0000012 m²

A.11 Escribe en forma decimal las siguientes cantidades expresadas en notación científica.

- 6,2 · 10⁻³ m
 8 · 10³ km
 7 · 10⁻⁵ cm
 9,2 · 10³ m
 2,5 · 10⁻⁸ m

A.12 En una señal de tráfico pone no circular a más de 80 km/h. Expresa esta unidad de velocidad en unidades del SI

A.14 La densidad del agua es 1000 kg/m³. Expresa esta densidad en g/cm³

UNIDAD 2. LAS FORMAS EN QUE APARECE LA MATERIA

OBJETIVOS DE LA UNIDAD:

- Ver que la materia aparece normalmente mezclada, que hay muchas clases de sustancias, y que la materia que tocamos o vemos, normalmente son mezclas de esas sustancias.
- Saber que la materia se presenta en tres estados de agregación (sólido, líquido y gaseoso) y caracterizar cada uno de ellos mediante sus propiedades.
- Aprender los nombres que reciben los diferentes cambios de estado y saber que están provocados por calentamiento o enfriamiento del sistema material.
- Conocer los conceptos de punto de fusión y punto de ebullición.
- Conocer las técnicas más sencillas para la separación de los componentes de una mezcla y el fundamento de cada una de ellas
- Reconocer las propiedades características de la materia y, entre ellas, manejar la densidad.
- Conocer los postulados de la teoría cinética de los gases (modelo cinético molecular de la materia) y aplicarlos para justificar las propiedades de los gases: forma variable, compresibilidad, difusión y presión y factores que influyen sobre la misma.
- Saber interpretar, con ayuda de la teoría cinética, las propiedades de los otros estados de la materia, así como los cambios de estado.
- Profundizar un poco en el estudio de las disoluciones. Diferenciar entre mezclas homogéneas (disoluciones) y heterogéneas e identificar ejemplos de uno y otro tipo en el entorno cotidiano.
- Caracterizar una disolución y sus componentes (disolvente y soluto(s)) y reconocer su importancia y amplia presencia mediante ejemplos de la vida real.
- Conocer el concepto de solubilidad y su dependencia de la temperatura.
- Saber calcular la concentración de una disolución como porcentaje en masa, porcentaje en volumen y masa por unidad de volumen a partir de los datos necesarios y cómo puede modificarse la concentración mediante un proceso de dilución.

1. Materia: mezclas y sustancias puras.

A.1 Escribe 5 cosas que sean materia y 3 cosas que no sean materia.

Materia es todo aquello que puede observarse (con nuestros sentidos o por instrumentos adecuados para ellos, microscopio, telescopio, balanza, etc.) por sus propiedades o por sus cambios. La materia ocupa un volumen y tiene masa. No es materia por ejemplo el sonido, la amistad, la luz, la velocidad, el pensamiento, una caricia).

Sustancia es una clase de materia con unas propiedades que la identifican. No todas las sustancias se encuentran en la naturaleza, muchas de ellas son artificiales.

Un cuerpo es una porción concreta de materia

Un sistema material es una porción de la materia que se aísla para su estudio

Por su aspecto se clasifica en:

Sistemas heterogéneos: son aquellos que por su aspecto (a simple vista o con una lupa) podemos diferenciar sus componentes, (partes del sistema en que presenta diferente composición y propiedades).

Sistemas homogéneos: aquellos que presentan la misma composición y propiedades en todos sus puntos, por ello, no podemos distinguir sus componentes a simple vista, aunque sí con un microscopio

A.2 Clasifica los siguientes sistemas materiales en homogéneos y heterogéneos.

“Agua, granito, azúcar, leche, aire, gasolina, sal, humo, diamante, aceite puro de oliva, hormigón, vidrio, butano, madera, bronce, sangre, aluminio, café, acero, arena, agua de mar, oro, paella, lejía”

Los sistemas heterogéneos es evidente que se tratan de mezclas de distintas sustancias.

Los sistemas homogéneos pueden estar formados por una o más sustancias. Si un sistema homogéneo está formado por una única sustancia se la denomina **Sustancia pura**, si se trata de una mezcla de dos o más componentes se denomina **Disolución**.

Las propiedades que describen a los sistemas materiales pueden ser:

Generales: las tienen todos los sistemas materiales (masa, volumen, peso,...) y no identifican a las sustancias.

Específicas: son propias o características de las sustancias que forman el sistema, y por tanto si que sirven para identificarlas (densidad, pto de fusión, sabor,...)

A.3 a) ¿Cuál es la composición del agua del mar? b) ¿Y de la leche? c) ¿Y el aire?
d) ¿Qué es el acero?

Buscar en Internet y anotar en la libreta, las preguntas de la A.3

A.4 Copia en la libreta y completa los huecos:

Una SUSTANCIA PURA está formada por.....clase de sustancia.

Una MEZCLA está formada por.....

A.5 Entre las sustancias siguientes, indica cuales crees que están formadas por una sola sustancia (SUSTANCIA PURA) y cuales son MEZCLAS, y por tanto están formadas por más de una sustancia.

“el hierro, el zumo de naranja, la leche, la sal común (cloruro de sodio), la madera de los árboles, la sangre, el azúcar de la cocina (sacarosa), la gaseosa, el amoniaco de la limpieza, el cobre de los cables eléctricos, las baldosas del suelo, el vidrio, el petróleo, el arroz, el agua del grifo, el alcohol, el bronce, el oro de 24 quilates, el sulfuman, el vino”

2. Estados de agregación de la materia. Cambios de estado

A.6 Completa la siguiente tabla

| | Sólidos | Líquidos | Gases |
|--|------------------|-----------------|-----------|
| Volumen | <i>Constante</i> | | |
| Forma | | | |
| Fluyen | | | <i>Si</i> |
| Se pueden comprimir | | <i>Muy poco</i> | |
| Sus partículas se desplazan unas sobre otras (fluyen) | | | |

Cualquier material puede encontrarse en estado sólido, líquido o gaseoso, en función de las condiciones de presión y temperatura a las que esté sometido.

A.7 Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La materia en cualquier estado tiene masa.
- La materia en cualquier estado tiene volumen fijo.
- La materia en cualquier estado tiene forma propia.
- La materia en cualquier estado ocupa un lugar en el espacio.

A.8 Haz un esquema con los nombres que reciben los distintos cambios de estado.

Todos los cambios de estado se producen acompañados de intercambio de energía con el ambiente. La fusión, la vaporización y la sublimación se producen cuando, a la sustancia que está cambiando de estado, se le suministra energía. En cambio, durante la condensación, la solidificación y la sublimación regresiva, la sustancia pierde energía.

A.9 Cuando un sistema material cambia de estado, ¿se modifica su masa? ¿Y su volumen?

A.10 Contestar a las siguientes preguntas teniendo en cuenta las propiedades de distintas sustancias puras, dadas en la tabla siguiente:

| Sustancias puras | Punto de fusión (°C) | Punto de ebullición (°C) | Densidad (kg/m ³) |
|------------------|----------------------|--------------------------|-------------------------------|
| Hidrógeno | -260 | -252 | 0,0899 |
| Oxígeno | -219 | -183 | 1,43 |
| Alcohol etílico | -114 | 78 | 789 |
| Mercurio | -39 | 359 | 13600 |
| AGUA | 0 | 100 | 1000 |
| Oro | 1063 | 2600 | 19300 |
| Hierro | 1535 | 3000 | 7850 |

- Si comprobamos que una sustancia hierve a 100 °C, ¿de qué sustancia se trata?
- ¿Qué sustancia tiene una densidad de 7850 kg/m³?
- ¿En qué intervalo de temperaturas es líquido el alcohol etílico? ¿Y el agua? ¿Y el hierro? ¿Y el oxígeno?
- Si sabemos que las sustancias de menor densidad, FLOTAN sobre los de mayor densidad, indicar si se hundirá o flotará el hierro en mercurio
- El hierro a 2500 °C es gaseoso. El mercurio a 300 °C es líquido.

3. Separación de mezclas.

Cuando tenemos una mezcla de varias sustancias puras intentamos aprovechar las diferencias que hay entre las propiedades características de cada una para separarlas mediante métodos físicos de separación.

A.11 Busca en Internet los siguientes métodos físicos de separación y describe brevemente qué propiedad característica aprovecha:

Filtración, Decantación, Destilación, Cristalización, Extracción, Centrifugación

A.12 ¿Cómo separarías los componentes de las mezclas siguientes?

- Arena y limaduras de hierro de tamaños parecidos.
- Virutas de madera y granos de arroz de tamaño parecido.
- La sal del agua del mar.
- Azúcar y limaduras de plomo, de tamaños parecidos.
- Agua y aceite.
- Agua y alcohol.

4. Densidad.

La **densidad** es la magnitud física que relaciona la masa y el volumen de l.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

La densidad se expresa en el SI **kg/m³**, pero también en **g/cm³** o **g/mL**

Pese a que masa y volumen son propiedades generales, la densidad es una propiedad característica, puesto que no hay dos sustancias puras diferentes, con la misma densidad.

A.13 La densidad del níquel es de $8,9 \text{ g/cm}^3$ ¿Cuál será la masa de un bloque de níquel que ocupa 2 cm^3 de volumen? *Sol. 17,8 g*

A.14 Si 2L de cierto líquido tienen una masa de 1578g. Calcula su densidad en g/cm^3 y kg/m^3 *Sol. 0,789 g/cm^3 y 789 kg/m^3*

A.15 Si la densidad del mercurio es $13,6 \text{ g/cm}^3$, calcula el volumen de mercurio necesario para tener un kilogramo de esta sustancia. *Sol. 73,5 cm^3*

A.16 Un globo se infla con 394 g de gas helio y ocupa un volumen de $2,2 \cdot 10^6 \text{ cm}^3$. ¿Cuál es la densidad del helio en esas condiciones? *Sol. $1,79 \cdot 10^{-4} \text{ g/cm}^3$*

A.17 Queremos calcular la densidad de una piedra. Para ella llenamos una probeta con 50 cm^3 de agua, introducimos la piedra en ella y vemos que el nivel del agua asciende hasta los 55 cm^3 . Si pesamos la piedra en una balanza y esta indica que son 10 g. Calcula su densidad en g/cm^3 y kg/m^3 *Sol. 2 g/cm^3 y 2000 kg/m^3*

5. Modelo cinético-molecular de la materia

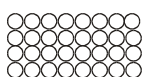
En 1875, Rudolf Clausius diseñó una teoría (un modelo) para interpretar la naturaleza de la materia y explicar su comportamiento. Según esta teoría, desarrollada inicialmente para interpretar el comportamiento de los gases:

1. Un gas está formada por un gran número de partículas, supuestamente esféricas, tan pequeñas que no pueden verse al microscopio *llamadas MOLÉCULAS*.
2. *Entre molécula y molécula no hay nada, espacio vacío.*
3. *Las moléculas de todas las sustancias, sean sólidas, líquidas o gaseosas, están en constante movimiento aumentando la velocidad según aumenta la temperatura.* Cuanto más aumentemos la temperatura, más se mueven las partículas y es más probable que la materia pase a estado líquido o incluso gaseoso.
4. *Entre las moléculas existen fuerzas de atracción, de cohesión que son mayores en los sólidos, menores en los líquidos y casi nulas en los gases.*

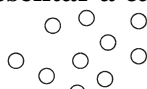
Por lo tanto, los distintos estados de agregación de la materia se representan así:

- Estado sólido: las partículas están muy próximas entre sí, aunque hay huecos, Las fuerzas de cohesión son fuertes, ocupando posiciones fijas y ordenadas alrededor de las que se mueven por vibración.
- Estado líquido: las partículas están a distancias similares a los sólidos, aunque los huecos son más grandes, pero las fuerzas de cohesión son más débiles y esto hace que las partículas puedan moverse unas sobre otras, por lo que ya no están ordenadas, pero sin poder independizarse una de otras
- Estado gaseoso: las partículas se mueven tan rápidamente que vencen las fuerzas de cohesión y se alejan en todas direcciones.

A.18 Vamos a representar las partículas más pequeñas que forman la materia por pequeños círculos. Teniendo presente las características de los sólidos, líquidos y gases, indica que dibujo puede representar a cada uno de ellos.



A).



B).



C).

- a) Pensando en las propiedades que tienen los sólidos, los líquidos y los gases, ¿cómo deben ser de fuertes las fuerzas que hay entre las partículas en los tres estados?
- b) Si destapamos una botella que contenga un gas oloroso, al cabo de un momento podemos olerlo las personas que están a cierta distancia de la botella. ¿Qué propiedad deberán de tener las partículas que forman los gases para que ocurra eso?

A.19 Teniendo en cuenta las características por las que se distinguen los tres estados de la materia, ¿en qué se diferencia el agua líquida del hielo? ¿Y del agua en estado de vapor?

A.20 Completa los textos con las palabras siguientes: posiciones fijas; sólido, líquido y gaseoso; fuerzas de cohesión; débiles; estado líquido; partículas

La materia no es algo continuo y compacto, sino que está formada por un conjunto de.....enlazadas entre sí por las llamadas.....

Que estas fuerzas sean mayores o menores es lo que determina los diferentes estados de agregación:.....

Cuando las fuerzas de cohesión son muy....., las partículas tienen mayor.....en todas direcciones, ocupando todo el volumen del recipiente que las contiene: es el estado gaseoso.

Si las partículas se pueden mover con cierta libertad unas respecto de las otras, el.....

Cuando las fuerzas de cohesión son grandes, las partículas ocupan....., y solo pueden vibrar: es el estado sólido.

A.21 Explica los siguientes hechos empleando el modelo cinético-molecular

- a) Los sólidos y los líquidos son prácticamente incompresibles, en cambio los gases pueden comprimirse y expandirse con facilidad.
- b) Los líquidos y gases fluyen adaptándose a la forma del recipiente, pero los sólidos no.
- c) Los gases deben conservarse en recipientes cerrados.
- d) La densidad de los gases es muy inferior a la de los líquidos y sólidos.
- e) Cuando mezclamos dos líquidos o dos gases, sus partículas tienden a dispersarse unas entre otras.

A.22 Trata de explicar los siguientes fenómenos mediante el modelo cinético-molecular:

- a) Un globo con aire parece inflarse al acercarlo a una estufa.
- b) La presión de las ruedas de un coche aumenta después de un recorrido largo, y por eso se recomienda vigilar la presión de los neumáticos antes de empezar un viaje
- c) Cuando cae una gota de tinta en un vaso con agua, aquella se mezcla en el agua. ¿Si el agua estuviera caliente, la gota se mezclaría más rápidamente o no en el agua?
- d) Si aumentamos la presión sobre un gas podemos licuarlo.

A.23 La vaporización se puede dar por evaporación o por ebullición ¿En qué consiste cada una? ¿a qué temperatura tienen lugar?

6. Disoluciones

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias, es decir presenta las mismas propiedades y composición en todos sus puntos, y sus componentes no pueden distinguirse ni a simple vista ni con medios ópticos ordinarios (lupa o microscopio)



A la sustancia que está en mayor proporción se llama **DISOLVENTE**, a la que está en menor proporción **SOLUTO**. El conjunto de los dos es la disolución.

Aunque las más habituales son las disoluciones de un sólido en líquido (azúcar en agua, café soluble...) puede haber de todos los tipos: gas en gas (aire), líquido en gas (humedad ambiental), sólido en gas (polvo), gas en líquido (gaseosa), líquido en líquido (gasolina), sólido en sólido (aleaciones de metal, acero, bronce, latón)

A.24 a) Pon ejemplos de disoluciones, indicando el SOLUTO y el DISOLVENTE, de:

Sólidos en líquidos Líquidos en líquidos Gases en líquidos

b) Los sólidos se pueden disolver en sólidos y esas disoluciones se llaman ALEACIONES. ¿Como puede disolverse un sólido en otro sólido? Nombra alguna aleación que conozcas.

Disolución diluida: cuando la cantidad de soluto disuelto es pequeña.

Disolución concentrada: aquella que tiene una alta proporción de soluto disuelto.

Disolución saturada: cuando la disolución no admite más soluto, si añadimos más soluto se irá al fondo del vaso sin disolverse.

La cantidad máxima de soluto que puede disolverse a una temperatura en una cantidad de disolvente se llama **SOLUBILIDAD "S"**. La solubilidad se suele medir en gramos de soluto por cada 100 g de disolvente. La solubilidad depende de la temperatura: en los gases "s" disminuye si T aumenta (desventarse un refresco), en cambio en los sólidos "s" aumenta si T aumenta)

A.25 Una mezcla de 22 mL de etanol y 22 mL de agua da un volumen final de 42,6 mL. Justifica este hecho.

Formas de expresar la concentración de una disolución

Cuando una disolución no está saturada es necesario definir su concentración, es decir, la proporción en que se encuentran sus componentes. Hay varias formas de definir la concentración:

| | <i>Se calcula</i> | <i>Quiere decir</i> |
|-----------------------|--|---|
| Concentración en g/L | $\frac{g \text{ soluto}}{L \text{ disolución}}$ | Hay tantos gramos de soluto en un litro de disolución |
| % en masa (o en peso) | $\frac{g \text{ soluto} \times 100}{g \text{ disolución}}$ | Hay tantos gramos de soluto en 100 gramos de disolución |
| % en volumen | $\frac{v \text{ soluto} \times 100}{v \text{ disolución}}$ | Hay tantos mL de soluto en 100 mL de disolución |

A.26 Vamos a interpretar la etiqueta de un agua mineral: ½ L de agua mineral natural

| | |
|------------------------|----------|
| Calcio Ca^{2+} | 118 mg/L |
| Magnesio Mg^{2+} | 51 mg/L |
| Potasio K^+ | 2,9 mg/L |
| Sulfatos SO_4^{2-} | 280 mg/L |
| Bicarbonatos HCO_3^- | 230 mg/L |

- a) ¿Cuántos gramos de bicarbonatos hay en la botella?
b) Si una persona bebe 4 botellas de estas en un día, ¿cuanto magnesio habrá ingerido?

A.27 a) ¿Qué quiere decir que el agua de mar tiene una concentración del 3% en peso?
b) ¿Qué quiere decir que un vino es de concentración 13% de alcohol en volumen?

A.28 Un vino tinto tiene una graduación del 12% de alcohol en volumen. ¿Cuánto alcohol hay en una botella de $\frac{3}{4}$ de litro? (da el resultado en cm^3) *Sol: 90 cm^3*

A.29 Tenemos agua del mar de una concentración del 5% en masa de sal; un vino del 11% en volumen de alcohol, y un agua de beber con 20 g/L de sales. Contesta:
a) De cada 100 g de agua del mar, ¿cuántos gramos de agua pura hay?
b) ¿Cuántos litros de vino contienen 22 L de alcohol?
c) Un vaso de $\frac{1}{4}$ de litro de agua, ¿cuántos gramos de sales contiene?

A.30 Se mezclan 61 gramos de azúcar en 1464 gramos de agua. ¿Cuál es la concentración de azúcar de la disolución en % en masa? *Sol: 4% en masa de azúcar*

A.31 Queremos preparar 250 gramos de una disolución de sal en agua del 4% en peso de Concentración. ¿Cuántos gramos de sal necesitaremos y cuánta agua añadiremos? *Sol: 10 g de sal y 240 g de agua.*

A.32 Para alimentar a un enfermo, el médico ha dicho que debe prepararse una disolución de agua y azúcar del 5% en masas. El acompañante del enfermo pesa 125 gramos de azúcar y le añade 2375 gramos de agua. ¿Crees que ha preparado la disolución p pedida por el médico? *Sol: Si es correcta*

A.33 ¿Qué tanto por ciento de cloruro de sodio contienen el agua de mar si de 1 Kg de agua se obtienen 25 g de aquella sal? *Sol: 2,5% de sal*

A.34 Se disuelven 12 g de cloruro de sodio y 13 g de cloruro de potasio en 250 g de agua destilada. Halla el % en masa de cada soluto en la disolución obtenida. *Sol: 4,4% de cloruro de sodio y 4,7% de cloruro de potasio*

A.35 Una disolución contiene 116 g de acetona, 138 g de etanol y 126 g de agua. Determina el porcentaje en masa de cada componente. *Sol: 30,5% de acetona, 36,3% de etanol y 33,2% de agua.*

A.36 Calcula la concentración en g/L de una disolución que se ha preparado disolviendo 25 g de soluto en 100 mL de disolución. *Sol: 250 g/L de soluto*

UNIDAD 3. ¿DE QUÉ ESTÁN HECHAS LAS COSAS?

OBJETIVOS DE LA UNIDAD:

- Saber que la materia está compuesta por átomos. Conocer los hitos principales en el conocimiento científico del átomo (teoría atómica de Dalton, primeros modelos de Thomson y Rutherford)
- Conocer las tres partículas subatómicas principales (electrones, protones y neutrones) y su distribución en el átomo a la luz de nuestros conocimientos actuales.
- Conocer la unidad de masa atómica, específica para cuantificar la masa de los átomos, así como el significado de número atómico y de número másico y su relación con el número de partículas del núcleo atómico.
- Saber qué son los isótopos y qué diferencia a los isótopos de un mismo elemento químico.
- Conocer el concepto de elemento químico.
- Comprender la tabla periódica y la información que contiene. Distinguir entre metales y no metales
- Manejo de la tabla periódica para obtener información sobre un elemento químico dado relativa a su número atómico, masa atómica o carácter metálico.
- Identificación de los grupos más significativos de la tabla periódica
- Interpretación de las fórmulas de compuestos químicos de forma cualitativa y cuantitativa, a través de los subíndices.
- Cálculo de la masa molecular de un compuesto a partir de su fórmula y de la información de la tabla periódica.

1. Modelo atómico-molecular de la materia

En el tema anterior hemos visto un modelo llamado cinético molecular de la materia, que nos sirvió para explicar el comportamiento de gases, líquidos y sólidos. Pero, ¿qué diferencias hay entre el aluminio y el vidrio de las ventanas, la pizarra, la ropa que llevas y tú mismo? Si todos son sólidos ¿sirve el modelo cinético-molecular para explicar la variedad de sustancias que hay en la naturaleza?

Los químicos utilizan otro modelo, llamado ATÓMICO-MOLECULAR, para justificar la gran variedad de sustancias que hay en la naturaleza. Se le atribuye a Dalton (1766-1844) la creación de este primer modelo atómico de la materia, que más tarde se perfeccionaría, y que podemos resumir:

Modelo atómico-molecular de la materia

- Cada sustancia pura está formada por partículas pequeñas llamadas moléculas. **Molécula** es la parte más pequeña de una sustancia pura que puede existir aislada conservando las propiedades químicas y la composición de esa sustancia.
- Todas las moléculas de una sustancia son iguales entre sí en masa y en propiedades pero distintas a las de otras sustancias. Así que existen tantos tipos de moléculas como sustancias puras distintas
- A su vez, las moléculas están formadas por unas cuantas unidades aún más pequeñas llamadas **átomos**, pero al descomponer la molécula en sus átomos se pierden las propiedades de la sustancia, decimos que se produce una reacción química.
- Existen unos 110 tipos de átomos, a cada tipo de átomos se le llama **elemento**.
- Todos los átomos de un mismo elemento son químicamente iguales pero diferentes a los de otros elementos.
- Por tanto dependiendo cómo se unan estos pocos átomos se da lugar a la inmensa variedad de sustancias que existe en la naturaleza.

Vemos que hay un parecido muy grande entre la Química y la Gramática:

| | | | | |
|---|---|------------------------------|---|----------------------|
| GRAMÁTICA: Letras | → | Palabras | → | Frases |
| QUÍMICA: Elementos químicos (átomos) | → | Sustancias puras (moléculas) | → | Mezcla de sustancias |

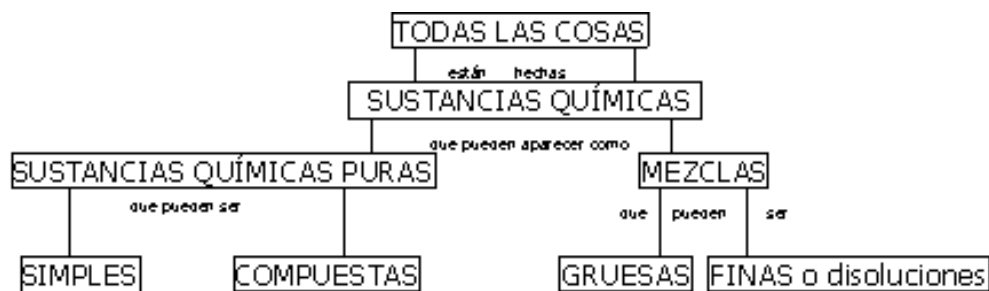
El número de palabras es muy grande y, en cambio, todas se crean a partir de muy pocas letras (28 en castellano, o 27 en valenciano).

De igual manera, el número de sustancias puras que hay en la naturaleza es muy grande, pero todas están formadas a partir de poco más de 110 elementos. Cada uno de estos elementos lo representamos por un símbolo (una o dos letras, la primera de ellas siempre en mayúscula y la segunda en minúscula).

En gramática las letras son muy útiles, pero sabemos que no tienen existencia independiente: por ejemplo, normalmente no vemos una “r” sola, la vemos unida a otras letras formando palabras, “rato”, “amor”.... Lo mismo ocurre con los átomos que normalmente no están solos en la naturaleza, sino que están unidos a otros átomos formando moléculas: CO₂, CO, O₂, H₂SO₄, CH₄, HCl...

Por último, de manera parecida a como uniendo palabras podemos formar frases, podemos mezclar moléculas de sustancias puras formando mezclas o disoluciones.

2. Clasificación de las sustancias: Sustancias puras simples y compuestas.



Si las moléculas de una sustancia pura están formadas por sólo un tipo de elemento (O₂) se dice que es una **Sustancia Simple o elemento** y si está formada por varios tipos de átomos (H₂O) se llaman **Compuestos**. Las propiedades de una sustancia compuesta son totalmente diferentes de las de los átomos que constituyen su molécula.

Los elementos no pueden descomponerse en sustancias más sencillas; los compuestos mediante procedimientos químicos pueden obtenerse los elementos que los forman o dar lugar a sustancias compuestas más sencillas.

Si mezclamos varias sustancias puras obtenemos mezclas, la diferencia está en que en una sustancia pura todas las moléculas que la forman son iguales, en cambio en una mezcla hay moléculas diferentes.

Los distintos elementos los representamos mediante su símbolo. Generalmente consiste en una o dos letras la primera en mayúsculas y la segunda en minúsculas

Las moléculas se representan por su **fórmula molecular**, donde aparecen los símbolos de los átomos que la forman y unos subíndices que indican la proporción de átomos de cada clase que hay en esa molécula. Podemos utilizar ilustraciones en que mediante esferas de distintos tamaños o colores, representar los átomos que forman las moléculas de cada sustancia.



H₂ Hidrogeno



H₂O Agua



NH₃ Amoníaco

- A.1**
- ¿Qué es más grande, normalmente, un átomo o una molécula?
 - De las siguientes fórmulas ¿cuáles representan sustancias simples y cuáles compuestas?:
CO₂, H₂O, N₂, NH₃, O₂, NaOH, O₃
 - ¿Cuál de las anteriores moléculas tiene más átomos diferentes?
 - ¿Cuál de las anteriores moléculas está formada por más átomos?

- A.2**
- a. ¿Cómo se llaman las partículas más pequeñas que en el modelo de Dalton forman las moléculas?
 - b. Pon dos ejemplos de sustancias simples, y dos de compuesto.
 - c. ¿Aproximadamente cuantos elementos distintos existen?
 - d. ¿Cuántos átomos y de que clase tiene la molécula de agua?
 - e. ¿Cuántos átomos y de que clase tiene la molécula de amoníaco?

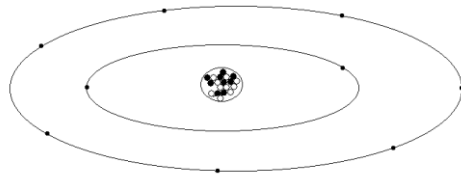
3. Estructura del átomo de J.J. Thomson y de Rutherford

El modelo atómico-molecular se aceptó durante muchos años. Pero después se descubrieron los fenómenos de electrización, y la descomposición de una sustancia por el paso de una corriente eléctrica (electrólisis) que no podían ser explicados por átomos indivisibles sino que existían partículas más pequeñas que el átomo.

J.J. Thomson propuso en 1904 que el átomo estaba formado por un aglomerado macizo de protones y electrones, ambos en igual número, para asegurar que el conjunto era neutro y estable. Debido a su apariencia se le llamo “pastel de pasas”

Un científico inglés llamado Rutherford, después de hacer muchos experimentos con materiales radiactivos, llegó a la conclusión de que un átomo no era macizo e indivisible como habían supuesto Dalton y Thomson, y se imaginó un modelo para el átomo que estaba formado por tres clases de partículas: *electrones, protones y neutrones*.

Estas partículas subatómicas se distribuían dejando el átomo prácticamente vacío, de manera parecida a como lo hacen el Sol y los planetas del sistema solar: *en el centro, formando un núcleo muy denso, están los protones y los neutrones y dando vueltas a este núcleo en un gran espacio vacío están los electrones*.



Las tres partículas tienen masa (esta claro, son materia): *la masa de los protones y neutrones es casi la misma, en cambio, la de los electrones es una 2000 veces menor que la de aquellos. Así que la masa del átomo se concentra en el núcleo*.

Dos de ellas, además, tienen carga eléctrica: *los protones carga positiva y los electrones carga negativa*: las cargas de los protones y electrones son iguales pero de signos contrarios. *Los neutrones no tienen carga*.

De manera habitual, cada átomo tiene el mismo número de electrones que de protones; así que al tener el mismo número de cargas positivas y negativas, el resultado final será como si no tuviera nada de carga, es decir, los átomos son neutros en su estado normal.

A.3 Aunque la palabra átomo significa indivisible, hoy día se sabe que está formado por muchas partículas más pequeñas, de las que tres son las más importantes:

- a. ¿Cómo se llaman y donde están situadas?
- b. ¿Cuáles tienen carga eléctrica y cuál es?
- c. ¿Cuales tienen masa, y cuál es la que menos tiene?
- d. ¿Qué hay más protones o electrones, en un átomo neutro?
- e. ¿En qué se diferencian los protones de los electrones?

6. Números que identifican a un átomo.

Lo que hace diferente a un elemento de otro es el número de protones que contiene su núcleo. No hay elementos distintos con igual número de protones, por ello a este número se la llama **Número Atómico** y se representa por la letra **Z**.

En el caso de que estemos hablando de átomos neutros, el número atómico nos servirá para deducir el número de electrones puesto que sabemos que coincidirá con el de protones.

Otro número importante es el **Número Másico**, que indica el número de protones y neutrones que tiene un átomo. Se representa por la letra **A**.

Habitualmente se representa al número atómico (Z) como subíndice y el número másico (A) como superíndice junto al símbolo del elemento (X).



A.4 a) Sabiendo que el Z del Li es 3, y su A es 7, indica cuantos protones, electrones y neutrones tienen un átomo de Li.

A.5 Copia la tabla en tu cuaderno y complétala teniendo en cuenta que se trata de átomos neutros:

| Elemento | Símbolo | Z | A | protones | neutrones | electrones |
|----------|------------------|----|-----|----------|-----------|------------|
| | ${}^{23}_{11}Na$ | | | | | |
| | ${}^{26}Fe$ | | 56 | | | |
| | ${}^{14}C$ | | | 6 | | |
| | Ca | | 40 | | | 20 |
| | ${}^{37}Cl$ | 17 | | | | |
| | ${}^{235}U$ | 92 | | | | |
| | ${}^{92}U$ | | 238 | | | |
| | 8O | | | | 10 | |
| | Ne | 10 | | | 10 | |
| | ${}^{13}Al$ | | | | 14 | |

7. Distribución de los electrones en el átomo y sistema periódico.

Rutherford situó los electrones alrededor del núcleo. Más tarde, otro científico llamado Bohr propuso que los electrones se distribuían en capas, en niveles de energía, en las que cabe un número determinado de electrones. Para que un electrón salte de un nivel de energía menor a otro mayor, hay que suministrarle energía; pero cuando pase de un nivel de mayor energía a otro de menor, el electrón emite energía en forma de luz. La luz que emite en cada uno de estos saltos se llama FOTON

Para comprender mejor el átomo de Bohr, imaginemos que los niveles de energía son como los peldaños de una escalera que están desigualmente espaciados. Los peldaños más bajos corresponden con los niveles menos energéticos y están muy alejados entre sí; los más altos son los más energéticos y están muy cerca unos de otros. Del mismo modo que una persona cuando sube una escalera lo hace de peldaño en peldaño, igualmente un electrón se puede mover de un nivel a otro. Y al igual que una persona no puede situarse entre dos peldaños de la escalera; lo mismo le ocurre a los electrones, que no pueden estar entre niveles de energía.

Vamos a aprender a dibujar átomos:

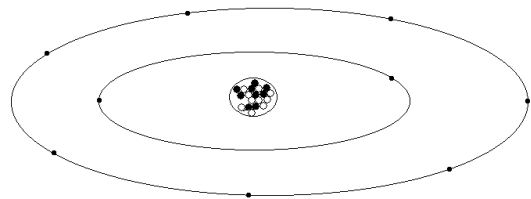
- Los protones y neutrones forman el núcleo y se sitúan en el centro.
- Los electrones se colocan en capas electrónicas alrededor del núcleo, teniendo en cuenta en la capa de orden “n”, caben sólo $2n^2$ electrones. Así en la primera capa ($n = 1$) sólo caben 2 electrones ($2 \cdot 1^2$) en la segunda capa ($n = 2$) caben hasta $8 e^-$ ($2 \cdot 2^2$), en la tercera 18 ($2 \cdot 3^2$), etc.

A.6 La siguiente ilustración representa el átomo de flúor tal y como se lo imagina el modelo de Bohr

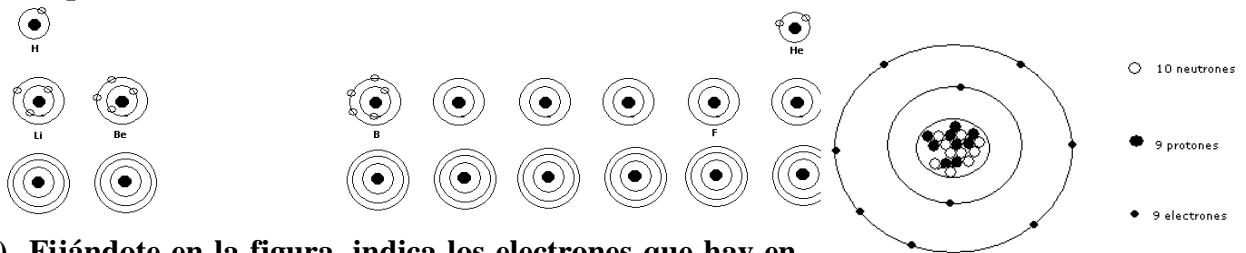
- a) Comprueba si los valores de **Z** y **A** corresponden con el número de partículas dibujadas
 b) Representa, de modo similar, los átomos de Be ($Z = 4$, $A = 9$) Al ($Z = 13$, $A = 27$). (Ten en cuenta que en la primera orbita solo caben dos electrones, en la segunda ocho, en la tercera dieciocho....)

A.7 Representa simbólicamente los átomos siguientes:

- a) Flúor (9 protones, 9 electrones y 10 neutrones)



A.8 La figura siguiente (encontrarás una más grande al final del tema) representa los 18 primeros elementos de la tabla periódica. Pega la figura en tu cuaderno y complétala poniendo el símbolo de cada elemento acompañado por su número atómico **Z** y coloca los electrones según la distribución que corresponda.



- a) Fijándote en la figura, indica los electrones que hay en la última capa los elementos de la primera columna ¿y los de la segunda columna? ¿y los de la penúltima? ¿y en la última?
 b) ¿Qué tienen en común los elementos de la tabla periódica que están colocados en el mismo grupo? ¿y los que están colocados en el mismo periodo?

A.9 En la tabla periódica los elementos están ordenados por número atómico. Ayudándote de una tabla periódica, identifica los siguientes elementos a partir de su número atómico e indica su nombre, su símbolo y el número de protones, electrones y neutrones que contiene:

- a) $Z=19$ $A=39$
 b) $Z=34$ $A=79$

Observa que los elementos están ordenados por su número atómico, por lo que cada elemento tiene un protón y un electrón más que el anterior, pero colocados de forma que todos los elementos de una columna tengan el mismo número de electrones en su última capa.

Recuerda la relación entre el tamaño del núcleo y el de todo el átomo. Los protones y neutrones están “protegidos” en el interior del átomo y es difícil provocar una reacción nuclear que les afecte. Pero los electrones, especialmente los de la última capa, están más expuestos y pueden ser arrancados o añadidos a un átomo para formar iones.

Por ello, el comportamiento químico de un átomo viene determinado fundamentalmente por el número de electrones que tiene en su última capa y por ello todos los elementos con una última capa igual, aunque no sea la misma, tendrán un comportamiento químico similar.

A.10 A partir de su posición en la tabla periódica, indica el número de niveles electrónicos ocupados y el número de electrones que tienen en su último nivel, para los siguientes elementos. K, Br, Sn, Ca

8. Iones

- Si un átomo neutro pierde electrones, queda con un exceso de carga positiva, es un **ión positivo o catión**. Por ejemplo si un átomo de sodio pierde un electrón, se transforma en el catión Na^+ , si un átomo de calcio pierde dos electrones, se transforma en el catión Ca^{2+} .
- Si un átomo neutro gana electrones, adquiere un exceso de carga negativa, es un **ión negativo o anión**. Por ejemplo, si el átomo de cloro toma un electrón pasa a ser el anión Cl^- ; si un átomo de oxígeno gana dos electrones, se convierte en el anión O^{2-} .

A.11 Si un átomo gana un electrón, ¿qué carga adquiere? ¿y si lo pierde? ¿En qué se transforma un átomo de hierro cuando pierde dos electrones? Representalo.

A.12 El símbolo Na^+ representa al catión sodio, es decir, a un átomo de sodio que ha perdido un electrón y queda cargado positivamente. Explica qué representan y qué nombre reciben los siguientes símbolos: Ca^{2+} Cl^- O^{2-}

A.13 Copia en tu libreta la siguiente tabla y completa:

| Símbolo | Z | A | protones | neutrones | electrones |
|------------------------------|----|----|----------|-----------|------------|
| ${}^{23}_{11}\text{Na}^+$ | | | | | |
| Cl^- | 17 | 35 | | | |
| O^{2-} | 8 | 16 | | | |
| ${}^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$ | | | | | |
| ${}_{19}\text{K}^+$ | | 39 | | | |
| | | | 34 | | 36 |

9. Carácter metálico.

A.14 ¿Cuáles de las siguientes características crees que son propias de los metales?

Tienen brillo, ser líquidos o gases, buena conducción del calor y la corriente eléctrica, formar moléculas, transparencia, opacidad, fragilidad, puntos de fusión altos, ser sólidos, ser dúctiles y maleables.

- Los elementos metálicos tienen pocos electrones en su capa externa y tienen tendencia a perderlos, formando cationes.
- Los no metales tienen bastantes electrones en su última capa, aunque no la tienen llena, por eso tienen tendencia a ganar electrones y convertirse en aniones.
- Los elementos semimetálicos, están en la frontera entre metales y no metales y tienen propiedades intermedias.
- Los gases nobles, son los elementos de la última columna de la tabla periódica, tienen llena su última capa de electrones y por ello no tienen tendencia ni a ganar ni a perder electrones.

- A.15** a) ¿Es cierto que la mayor parte de los elementos del SP tienen carácter metálico?
b) ¿Cuántos electrones tienen en su última capa, la mayor parte de los elementos del SP?
c) ¿Es cierto que todos los gases nobles tienen 8 electrones en la capa externa?

A.16 Clasifica en metales, no metales y gases nobles los siguientes elementos:
Oxígeno, magnesio, litio, flúor, neón, germanio, bromo, plata, sodio, calcio, nitrógeno, helio, níquel, fósforo, carbono, argón, hierro, cloro, arsénico, silicio y potasio.

10. Isótopos.

Como sabes los elementos se diferencian en el número de protones que contienen y a partir de ellos se puede deducir el número de electrones que tiene. Sin embargo, el número de neutrones es independiente.

Llamamos **ISÓTOPOS** a los átomos de un mismo elemento que, teniendo el mismo número de protones y de electrones, tienen diferente número de neutrones.

A.17 Copia en la libreta y completa la frase:

Los isótopos de un elemento tienen siempre el mismo número de.....y..... pero diferente número de.....

A.18 ¿Cómo identificaremos si dos átomos son de un mismo elemento?

A.19 ¿Puede un átomo de número atómico 17 tener como isótopo otro átomo cuyo número atómico sea 18? Justifica tu respuesta.

11. Masa atómica y masa molecular relativa

¿Cómo podríamos saber la masa de un sólo átomo si no podemos pesarlo? Es imposible conocer la masa de un solo átomo mediante los métodos habituales: no podemos separarlo, ni tampoco hay balanza tan sensible como para poder pesarlo. En cambio, sí que se puede comparar entre sí la masa de los distintos elementos.

Llamamos **Masa Atómica relativa (Ar)** de un elemento a la medida de su masa medida en una (Unidades de Masa Atómica) y que podemos asociarlo **a las veces que un átomo de este elemento es más pesado que el átomo de hidrógeno que, por ser el más ligero, es el que suele tomarse como unidad.**

A.20 La masa atómica relativa del oxígeno es 16 uma. ¿Por qué se dice relativa?

De modo análogo, se habla de **Masa Molecular relativa (Mr)**, de una sustancia e indica las veces que una molécula de dicha sustancia pesa más que un átomo de hidrógeno. **La masa molecular relativa de una sustancia se calcula sumando las masas atómicas de los elementos que la componen.**

A.21 Buscar en el SP los valores de las masas atómicas relativas que necesites, y calcula las masas moleculares relativas (Mr) de las siguientes sustancias:

Agua H₂O

Oxígeno O₂

Carbonato de calcio CaCO₃

Yodo I₂

Fósforo P₄

Tetracloruro de carbono CCl₄

Sacarosa (azúcar) C₁₂H₂₂O₁₁

Hidróxido de magnesio Mg(OH)₂

Estructura electrónica de los átomos del sistema periódico.

Grupo 1

Grupo 2

Grupo 13

Grupo 14

Grupo 15

Grupo 16

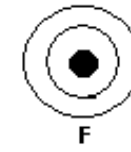
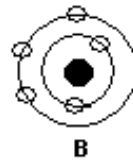
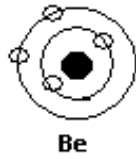
Grupo 17

Grupo 18

→ Primer periodo →



→ Segundo periodo →



→ Tercer periodo →

