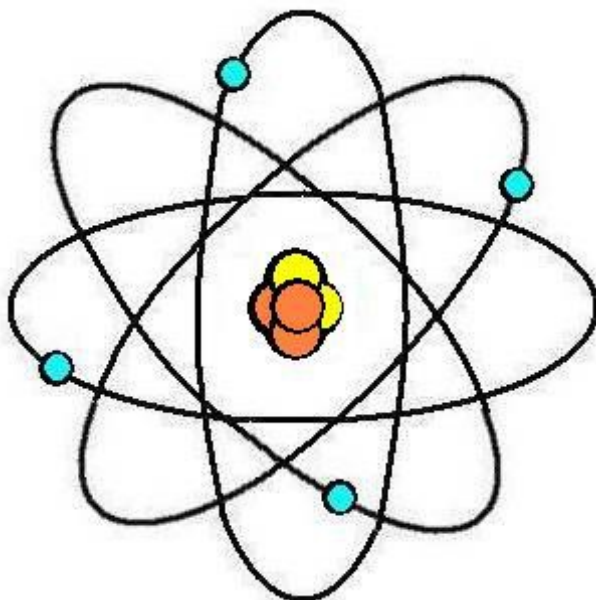


PHYSICS AND CHEMISTRY 3º ESO

FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

Bilingual text

Texto bilingüe



SCHEME OF THE SUBJECT

Unit 1. Introduction to Physics and Chemistry

Unit 2. Matter

Unit 3. Dissolutions

Unit 4. The atom

Unit 5. Periodic table and chemical bond

Unit 6. Formulation and nomenclature

Unit 7. Chemical reactions

ESQUEMA DE LA ASIGNATURA

- 1) Introducción a la Física y Química.
- 2) La materia.
- 3) Las disoluciones.
- 4) El átomo.
- 5) La tabla periódica y el enlace químico.
- 6) Formulación y nomenclatura.
- 7) Las reacciones químicas.

UNIT 1: INTRODUCTION TO PHYSICS AND CHEMISTRY

Contents

1. What are Physics and Chemistry?
2. Scientific method.
3. Magnitudes and units.
4. Conversion of units.
5. Significant figures.
6. Scientific notation.
7. Errors.
8. Properties of matter.
9. Advices to solve the exercises.

1. What are Physics and Chemistry?

Science is the knowledge of things through watching and reasoning. Experimental science is the one which is based on the experience, in reality. Physics and Chemistry, and Biology and Geology too, are experimental sciences.

Physics and Chemistry study phenomena, i.e. natural facts, facts which occur in the real world. Physics studies the processes in which there is not a change in composition. Chemistry studies the processes in which there is a change in composition.

Example: pushing a cart is physical or chemical?

Solution: physical, because there is no change of composition.

Exercise: classify the following phenomena in physical or chemical:

- a) The falling of an apple.
- b) The echo.
- c) Evaporating water.
- d) Oxidation of a nail.
- e) Mixing bleach and ammonia.
- f) Mixing salt and water.

2. The scientific method

Scientific research consists of doing activities to make our knowledge grow about some matter.

Example: research can be done to get a high temperature resistance oil or a medicament to heal an illness.

Research follows the scientific method, which has five steps:

- | | | |
|-------------------|---|---|
| Scientific method | { | <ol style="list-style-type: none">1) Watching the phenomenon.2) Thinking about an hypothesis.3) Making experiments in the lab.4) Analysing the results.5) Presenting the conclusions. |
|-------------------|---|---|

TEMA 1: INTRODUCCIÓN A LA FÍSICA Y QUÍMICA

Esquema

1. ¿Qué son la Física y la Química?
2. El método científico.
3. Magnitudes y unidades.
4. Transformación de unidades.
5. Cifras significativas.
6. Notación científica.
7. Errores.
8. Propiedades de la materia.
9. Consejos para resolver los problemas.

1. ¿Qué son la Física y la Química?

La Ciencia se define como el conocimiento cierto de las cosas por sus principios y sus causas. Ciencia experimental es aquella que está basada en la experiencia, en la realidad. La Física y la Química, junto con la Biología y la Geología, son ciencias experimentales.

La Física y la Química estudian fenómenos, es decir, hechos naturales, hechos que ocurren en la realidad. La Física estudia los procesos en los que la sustancia o el cuerpo no se transforman en otra cosa y la Química estudia los procesos en los que las sustancias se transforman en otras sustancias.

Ejercicio: clasifica los siguientes fenómenos en físicos o químicos:

- a) La caída de una manzana de un árbol.
- b) El eco.
- c) Calentar agua líquida hasta convertirla en vapor.
- d) La oxidación de una puntilla.
- e) Empujar un coche.
- f) Mezclar lejía y amoníaco.
- g) Mezclar sal y agua.

2. El método científico

La investigación científica consiste en realizar actividades para aumentar nuestros conocimientos sobre algún asunto.

Ejemplo: se puede investigar para conseguir un aceite de motor que resista altas temperaturas, o un medicamento que cure una enfermedad, o si existe vida en Marte, etc.

Cuando se investiga, se sigue el método científico, que tiene cinco pasos:

- | | | |
|-------------------|---|---|
| Método científico | { | <ol style="list-style-type: none">1) Observar el fenómeno.2) Pensar hipótesis que expliquen el fenómeno.3) Experimentar en el laboratorio.4) Analizar los resultados.5) Presentar las conclusiones. |
|-------------------|---|---|

With more detail:

1) Watching the phenomenon: it must be carefully done.

2) Thinking about an hypothesis: an hypothesis is a supposition to explain a phenomenon.

Example: if a stone drops on the floor, there is something which attracts it to the Earth.

Exercise: if the phenomenon is that we are hotter with a dark T-shirt than with a bright one, what could be the hypothesis?

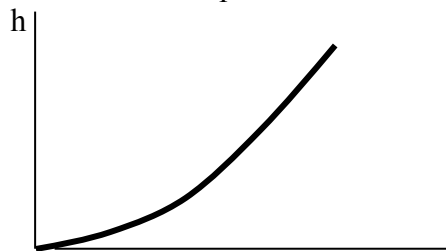
3) Making experiments in the lab: experiments are made to check which hypothesis was the correct one. The right experiments must be made and a lot of measures. The factors which make influence on the phenomenon must be found.

Example: what factors make influence on the result of a soccer match ?

4) Analysing the results: measurements can be expressed in three ways:

Height	Time
0'5	0'3
1	0'4
1'5	0'5
2	0'6

Table of values



Graph

$$h = 5 t^2$$

Formula

These are the most frequent kinds of graphs:

Name	Straight line	Parabola	Hyperbola
Graph			
Equation	$y = a \cdot x + b$	$y = a \cdot x^2$	$y = a / x$
Example	$y = 3 \cdot x + 2$	$y = 6 \cdot x^2$	$y = 10 / x$

To make graphs, a table of values must be made. X values are invented, and y values are obtained from the equation. If the function is a straight line, only two points are needed. If it is a curve, at least five are needed.

Más detenidamente:

1) Observar el fenómeno: hay que hacerlo con atención.

2) Pensar hipótesis: una hipótesis es una suposición para explicar un fenómeno.

Ejemplo: si el fenómeno es la caída de una piedra, la hipótesis puede ser que la Tierra la atrae.

Ejercicio: si el fenómeno es que pasamos más calor con una camiseta negra que con una blanca, ¿cuáles podrían ser las hipótesis?

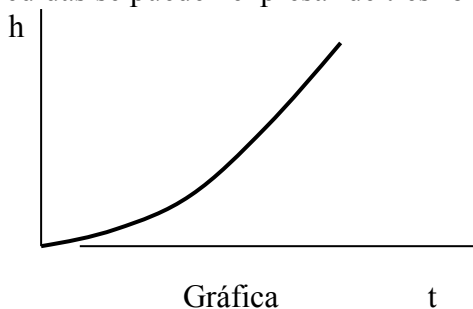
3) Experimentar en el laboratorio: los experimentos se hacen para comprobar qué hipótesis es la correcta. Hay que hacer experimentos adecuados y muchas mediciones. Para ello, hay que tener en cuenta los factores que influyen en el fenómeno.

Ejercicio: de qué factores puede depender el resultado de un partido de fútbol.

4) Analizar los resultados: las medidas se pueden expresar de tres formas:

Altura	Tiempo
0'5	0'3
1	0'4
1'5	0'5
2	0'6

Tabla



$$h = 5 t^2$$

Fórmula

Nos interesan tres tipos de gráficas:

Nombre	Recta	Parábola	Hipérbola
Gráfica			
Ecuación	$y = a x + b$	$y = a x^2$	$x y = a$
Ejemplo	$y = 3 x + 2$	$y = 6 x^2$	$x y = 10$

Para hacer representaciones gráficas, hay que hacer una tabla de valores. Se le dan varios valores a x y se obtienen los de y a partir de la ecuación. Si es una recta, se le dan dos valores a x . Si es una curva, se le dan al menos cinco.

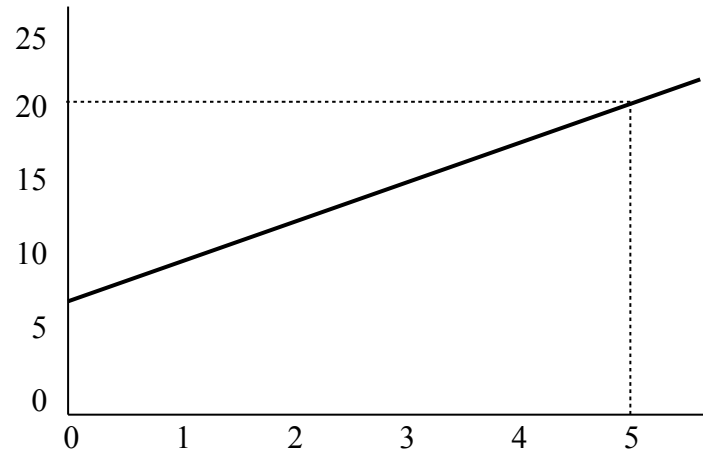
Example: draw the function $y = 3x + 6$.

It is a straight line, because x is not squared, then only two points are needed:

x	y
0	$3 \cdot 0 + 6 = 6$
5	$3 \cdot 5 + 6 = 21$

These points are $(0, 6)$ y el $(5, 21)$.

The picture is:



Exercise: draw the function $y = 2x^2$

5) To present the conclusions: once the hypothesis is checked, the scientific law is reached. A scientific law is a formula which has been experimentally checked.

Examples:

$$h = 5 \cdot t^2$$

Falling bodies law

$$V = I \cdot R$$

Ohm's law

A theory is a set of hypothesis and laws.

Example: the theory of relativity.

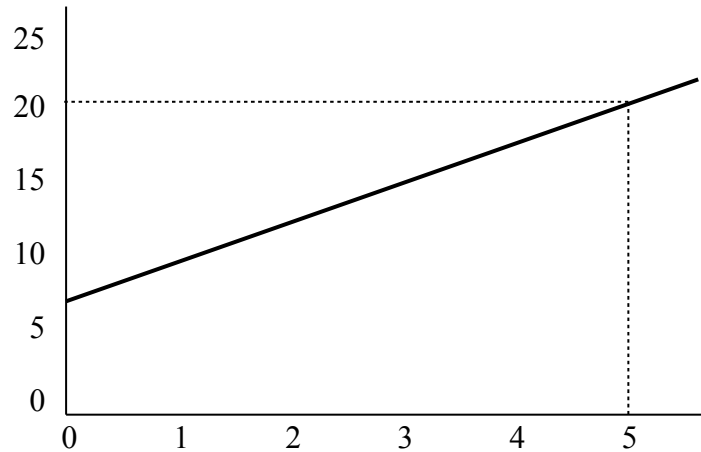
Ejemplo: representa: $y = 3x + 6$

Es una recta, porque la x no está elevada al cuadrado, luego sólo necesitamos dos puntos:

x	y
0	$3 \cdot 0 + 6 = 6$
5	$3 \cdot 5 + 6 = 21$

Los puntos son el (0 , 6) y el (5 , 21).

La representación sería:



Ejercicio: representa $y = 2x^2$

5) Presentar las conclusiones: una vez comprobada la hipótesis, hay que llegar a una ley científica. Una ley es una fórmula relativa a una hipótesis confirmada experimentalmente.

Ejemplos de leyes científicas:

$$h = 5 t^2$$

Ley de caída de los cuerpos

$$V = I \cdot R$$

Ley de Ohm

Una teoría es un conjunto de hipótesis y de leyes.

Ejemplo: la teoría de la relatividad.

3. Magnitudes and units

A magnitude is anything which can be measured.

Examples: length, mass, time and temperature.

A unit is something taken as a reference to measure.

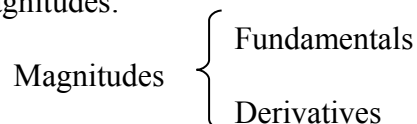
Examples: the metre (m), the kilogramme (kg), the degree celsius (°C).

To measure is to compare a magnitude with an unit. They must not be confused.

Measures can be expressed this way: (number) (unit)

Examples: 2 m, 3 h, 40 °C.

There are two types of magnitudes:



Fundamental magnitudes are those which cannot be broken up into or related with any other magnitudes. The main fundamental magnitudes are: length, mass, time and temperature. Derivative magnitudes are those which can be related with the fundamental ones.

Example: surface is related with length: $\text{area} = \text{length}^2$.

A unit system is a determined set of units. The most used one is the SI (international system of units). Some SI units are:

Type of magnitude	Magnitude	Unit
Fundamental	Length	m
	Mass	kg
	Time	s
Derivative	Area	m^2
	Volume	m^3
	Velocity	m/s
	Acceleration	m/s^2
	Force	N, newton
	Work	J, joule
	Energy	J, joule
	Power	w, watt
	Density	kg/m^3
	Pressure	Pa, pascal

These units can be unsuitable to measure great magnitudes or little magnitudes.

Example: to measure the mass of a pencil the kilogramme is not used.

In these cases, these prefixes can be used:

Prefix	Symbol	Equivalence
kilo	k	10^3
hecto	h	10^2
deca	da	10
metre, gram, second		
deci	d	10^{-1}
centi	c	10^{-2}
mili	m	10^{-3}

3. Magnitudes y unidades

Una magnitud es todo aquello que se puede medir.

Ejemplos: longitud, masa, tiempo, temperatura.

Una unidad es algo que se toma como referencia para poder medir.

Ejemplos: el m, el kg, el °C.

Medir es comparar una magnitud con una unidad. No se deben confundir.

Las medidas se expresan así: (número que representa la magnitud) (unidad)

Ejemplos: 2 m, 3 h, 40 °C.

Hay dos tipos de magnitudes:

Magnitudes $\left\{ \begin{array}{l} \text{Fundamentales} \\ \text{Derivadas} \end{array} \right.$

Las fundamentales son aquellas que no se pueden descomponer en ninguna otra. Son las siguientes: longitud, masa, tiempo, temperatura e intensidad de corriente. Las magnitudes derivadas son aquellas que se pueden poner en función de las fundamentales.

Ejemplo: el área es una magnitud derivada porque se puede poner en función de la longitud:

$$\text{área} = \text{longitud}^2$$

Un sistema de unidades es un conjunto determinado de unidades.

El que más se utiliza es el SI (sistema internacional).

Algunas unidades del SI son:

Tipo de magnitud	Magnitud	Unidad
Fundamentales	Longitud	m
	Masa	kg
	Tiempo	s
Derivadas	Área o superficie	m ²
	Volumen	m ³
	Velocidad	m/s
	Aceleración	m/s ²
	Fuerza	N, newton
	Trabajo	J, julio
	Energía	J, julio
	Potencia	w, vatio
	Densidad	kg/m ³
	Presión	Pa, pascal

Estas unidades pueden no ser adecuadas para medir algunas magnitudes.

Ejemplo: para medir la masa de un lápiz no se usa el kg.

En estos casos, se utilizan estos prefijos:

Prefijo	Símbolo	Equivalencia
kilo	k	10 ³
hecto	h	10 ²
deca	da	10
m, g, s		
deci	d	0'1
centi	c	0'01
mili	m	0'001

Example: $1 \text{ kg} = 10^3 \text{ g}$, $1 \text{ cm} = 10^{-2} \text{ m}$.

3) 1 cs =

Example: km can be converted into cm, but not into mg.

a) Directly: it consists of counting the steps between both units in the chart above, but without counting one of the units. Going up in the chart means to divide by $10^{\text{n}^\circ \text{ of steps}}$ and going down means to multiply by $10^{\text{n}^\circ \text{ of steps}}$.

Solution: there are four steps between deca and mili. We are going down in the table, so:

$$1 \text{ dag} = 1 \cdot 10^4 = 10^4 \text{ mg}$$

$$1 \text{ dag} = 1 \cdot 10^4 = 10^4 \text{ mg}$$

$$8 \text{ cg} = \frac{8}{10^5} = 8 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$$

1) 80 km into cm

2) 4 mg into hg

3) 12 dg into dag

Examples:

$$\frac{1\text{ kg}}{10^3\text{ g}}, \quad \frac{10^3\text{ g}}{1\text{ kg}}, \quad \frac{60\text{ min}}{1\text{ h}}$$

Example: convert 8000 cm ▪ km

$$8000 \text{ cm} = 8000 \text{ cm} \cdot \frac{1 \text{ km}}{10^5 \text{ cm}} = 8 \text{ km}$$

Estos prefijos se colocan delante del m, del g y del s.

Ejemplo: $1 \text{ kg} = 10^3 \text{ g}$, $1 \text{ cm} = 10^{-2} \text{ m}$.

Ejercicio: 1) $1 \text{ mg} =$

2) $1 \text{ dam} =$

3) $1 \text{ cs} =$

4. Transformación de unidades

Las unidades sólo se pueden transformar dentro de una misma magnitud.

Ejemplo: se pueden transformar km en cm, pero no en mg.

Transformación de unidades lineales: puede hacer de varias formas:

a) Directamente: consiste en contar cuántos pasos hay entre una unidad y otra, pero sin contar una de las dos. Si subimos, hay que dividir y si bajamos, hay que multiplicar.

Ejemplos: $1 \text{ dag} \cdot \text{mg}$

$8 \text{ cg} \cdot \text{kg}$

$$1 \text{ dag} = 1 \cdot 10^4 = 10^4 \text{ mg}$$

$$8 \text{ cg} = \frac{8}{10^5} = 8 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$$

Ejercicio: transforma:

1) 80 km en cm

2) 4 mg en hg

3) 12 dg en dag

b) Mediante factores de conversión: un factor de conversión es un cociente en el que el numerador equivale al denominador.

Ejemplos de factores de conversión:

$$\frac{1 \text{ kg}}{10^3 \text{ g}}, \quad \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}}, \quad \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}}$$

Lo que hay que hacer es multiplicar lo que queremos transformar por varios factores de conversión, de tal forma que desaparezca lo que no nos interesa y que aparezca lo que sí nos interesa.

Ejemplo: transforma $8000 \text{ cm} \cdot \text{km}$

$$8000 \text{ cm} = 8000 \cancel{\text{cm}} \cdot \frac{1 \text{ km}}{10^5 \cancel{\text{cm}}} = 8 \text{ km}$$

Exercise: convert:

1) 72000 s into h

2) 8 min into cs

3) $50 \frac{km}{h}$ into $\frac{m}{s}$

. Conversion of square units: those are the ones with an exponent 2. In this case, the number of steps must be multiplied by two.

Example: convert: 20 hm^2 in cm^2 .

$$20 \text{ hm}^2 = 20 \cdot 10^8 = 2 \cdot 10^9 \text{ cm}^2 \quad \text{o bien:} \quad 20 \text{ hm}^2 = 20 \text{ hm}^2 \cdot \frac{10^8 \text{ cm}^2}{1 \text{ hm}^2} = 20 \cdot 10^8 = 2 \cdot 10^9 \text{ cm}^2$$

Ejercicio: transforma:

1) 30000 m^2 en hm^2

2) $8 \cdot 10^7 \text{ dag}^2$ en mg^2

. Conversion of volume units: there are three possibilities:

Volume units $\left\{ \begin{array}{l} \text{a) Cubic units into cubic units.} \\ \text{b) Litre units into litre units.} \\ \text{c) Cubic units into litre units.} \end{array} \right.$

a) Cubic units into cubic units: it is the same as in squared units, but now the number of steps must be multiplied by three.

Example: convert 8000 km^3 into dm^3 .

$$8000 \text{ km}^3 = 8000 \cdot 10^{12} = 8 \cdot 10^{15} \text{ dm}^3$$

Exercise: convert 50 dam^3 into km^3 .

b) Litre units in litre units: the same as linear units, without multiplying by 2 or 3.

$$\text{Example: convert } 67 \text{ cl into hl} \quad 67 \text{ cl} = \frac{67}{10^4} = 67 \cdot 10^{-4} \text{ hl} = 6'7 \cdot 10^{-3} \text{ hl}$$

Exercise: convert 50 cl into dal.

Ejercicio: transforma:

1) 72000 s en h

2) 8 min en cs

3) $50 \frac{km}{h}$ en $\frac{m}{s}$

. Transformación de unidades cuadradas: son aquellas que están elevadas al cuadrado. Ahora, hay que multiplicar el número de pasos por 2.

Ejemplo: transforma: 20 hm² en cm²

$$20 \text{ hm}^2 = 20 \cdot 10^8 = 2 \cdot 10^9 \text{ cm}^2 \quad \text{o bien:} \quad 20 \text{ hm}^2 = 20 \text{ hm}^2 \cdot \frac{10^8 \text{ cm}^2}{1 \text{ hm}^2} = 20 \cdot 10^8 = 2 \cdot 10^9 \text{ cm}^2$$

Ejercicio: transforma:

1) 30000 m² en hm²

2) $8 \cdot 10^7 \text{ dag}^2$ en mg²

. Transformación de unidades de volumen: hay tres posibilidades:

Unidades de volumen $\left\{ \begin{array}{l} \text{Transformar unidades cúbicas en unidades cúbicas} \\ \text{Transformar unidades de litro en unidades de litro} \\ \text{Transformar unidades cúbicas en unidades de litro} \end{array} \right.$

a) Transformar unidades cúbicas en unidades cúbicas: se hace igual que la transformación de unidades cuadradas, pero ahora, el número de pasos se multiplica por 3.

Ejemplo: transforma: 8000 km³ en dm³

$$8000 \text{ km}^3 = 8000 \cdot 10^{12} = 8 \cdot 10^{15} \text{ dm}^3$$

Ejercicio: transforma: 50 dam³ en km³.

b) Transformar unidades de litro en unidades de litro: son unidades lineales. Se hace sin multiplicar por 2 ni por 3.

$$\text{Ejemplo: transforma: } 67 \text{ cl en hl} \quad 67 \text{ cl} = \frac{67}{10^4} = 67 \cdot 10^{-4} \text{ hl} = 6'7 \cdot 10^{-3} \text{ hl}$$

Exercise: transforma 50 cl into dal.

c) Cubic units in litre units: the best way is to use conversion quotients. Usually, it cannot be done directly but using an alternative route. The initial unit must be converted into litres (l), the litres into dm^3 and the dm^3 into the final unit. Bear in mind that: $1 \text{ l} = 1 \text{ dm}^3$ and $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml}$.

Example: convert 700 dal in hm^3 .

Solution: we're going to convert dal in l, l in dm^3 and dm^3 in hm^3 .

$$700 \text{ dal} = 700 \text{ dal} \cdot \frac{10 \text{ l}}{1 \text{ dal}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \text{ l}} \cdot \frac{10^9 \text{ hm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 700 \cdot 10 \cdot 10^9 = 7 \cdot 10^{12} \text{ hm}^3$$

Exercise: convert:

1) 4 hl into cm^3

2) 800 dm^3 into kl

5. Significant figures or significant digits

Operating with the calculator, it usually appears a number with a lot of decimals, but all of the the decimals must not be written. In fact, the important thing is not the number of decimals but the number of significant figures (numbers). Significant digits are those which define a number and which appear in all the ways of writing that number.

Example: next number has these significant figures: number 2, number 4 and number 8:

$$0'0000248 = 2'48 \cdot 10^{-5} = 24'8 \cdot 10^{-6} = 248 \cdot 10^{-7}$$

To know which digits are significant, there are these rules:

- 1) All the numbers from 1 to 9 are significant.
- 2) Number 0 is sometimes significant and sometimes not.
- 3) 0 is significant:

. When it is placed between two significant digits.

Example: 2'304.

. When 0 is a decimal and it is placed at the end, on the right.

Example: 4'30.

- 4) 0 is not significant:

. When it is placed on the left.

Example: 0'00034.

When it is on the right and it is not a decimal. Example: 75640.

Exercise: guess the number of significant digits of the following numbers:

Number	6	0'6	0'60	10'60	1060	1160	0'000314	12000	12000'0	12000'1	6'21 · 10 ⁷
Number of significant digits											

The rule says that operating with numbers with different numbers of significant digits, the solution must have the same number of significant digits as the number which has the smallest number of significant digits.

Example: operate: $3'47 + 5'1 = ?$

$$3'47 + 5'1 = 8'57 \rightarrow 8'6$$

$$\frac{10'24}{3'51}$$

$$= 2'917378917 \rightarrow 2'92$$

c) Transformar unidades cúbicas en unidades de litro o viceversa: normalmente, no se puede hacer directamente, sino mediante una ruta alternativa. Para ello, hay que pasar por el l y por el dm³. Hay que saber que: 1 l = 1 dm³ y que 1 cm³ = 1 ml.

Ejemplo: transforma: 700 dal en hm³.

$$700 \text{ dal} = 700 \text{ dal} \cdot \frac{10 \text{ l}}{1 \text{ dal}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \text{ l}} \cdot \frac{10^9 \text{ hm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 700 \cdot 10 \cdot 10^9 = 7 \cdot 10^{12} \text{ hm}^3$$

Ejercicio: transforma:

1) 4 hl en cm³

2) 800 dm³ en kl

5. Cifras significativas

Cuando operamos con números decimales, suelen aparecer muchos decimales, pero no debemos anotarlos todos. En realidad, en un número no importan sus cifras decimales, sino sus cifras significativas. Las cifras significativas son aquellas que definen un número y que aparecen en todas las formas de escribir el número.

Ejemplo: el siguiente número tiene como cifras significativas el 2, el 4 y el 8:

$$0'0000248 = 2'48 \cdot 10^{-5} = 24'8 \cdot 10^{-6} = 248 \cdot 10^{-7}$$

Para saber qué cifras son significativas, hay que tener en cuenta que:

1) Todas las cifras distintas de cero son significativas.

2) El cero es significativo a veces sí a veces no.

3) El cero es significativo:

. Cuando está situado entre dos cifras significativas. Ejemplo: 2'304.

. Cuando el cero es una cifra decimal y está en el extremo derecho. Ejemplo: 4'30.

4) El cero no es significativo:

. Cuando está situado a la izquierda. Ejemplo: 0'00034.

. Cuando está en el extremo derecho y no es cifra decimal. Ejemplo: 75640.

Ejercicio: determina el número de cifras significativas que tienen estos números:

Número	6	0'6	0'60	10'60	1060	1160	0'000314	12000	12000'0	12000'1	6'21 · 10 ⁷
Nº de cifras significativas											

La regla dice que, al operar con números con distintas cifras significativas, el resultado debe tener el mismo número de cifras significativas que el número que tenga menos cifras significativas.

Ejemplo: opera: 3'47 + 5'1 = ?

$$3'47 + 5'1 = 8'57 \rightarrow 8'6$$

$$\frac{10'24}{3'51} = 2'917378917 \rightarrow 2'92$$

Example: calculate the volume of air inside a room of 16'40 m length, 4'5 m width and 3'27 m height. Formula of the volume: $\text{Volume} = \text{length} \cdot \text{width} \cdot \text{height}$

When some of the numbers is a whole number, its number of significant figures do not matter.

Examples:

$$3'47 + 4 = 7'47, \quad \frac{10'24}{5} = 2'048, \quad \frac{10'57}{6} = 1'7616666... \leftarrow 1'762$$

The most usual case in our exercises is three significant figures.

6. Scientific notation

It is the way of writing a number using 10 to the power of an exponent. The number must not begin with 0 and must have a decimal as a second number.

Example: $6'34 \cdot 10^{-8}$ is well written in scientific notation.

Example: $63'4 \cdot 10^{-9}$ is not well written in scientific notation.

Example: $0'634 \cdot 10^{-7}$ is not well written in scientific notation.

To convert a number into scientific notation, count the number of places the comma is moved. X is the number of places.

a) If you move to the left, x must be added to the exponent.

b) If you move to the right, x must be taken away to the exponent.

Examples:

$$4530000 = 4'53 \cdot 10^6$$

$$0'0007281 = 7'281 \cdot 10^{-4}$$

$$3272'168 = 3'272168 \cdot 10^{-3}$$

Exercise: convert into scientific notation:

a) $0'00002413 =$

b) $82'327 \cdot 10^4 =$

c) $0'0007 \cdot 10^8 =$

d) $36'21 \cdot 10^{-5} =$

La aproximación de un número consiste en no escribir todos los decimales, sino un número cercano con menos decimales. Si el siguiente número al corte es mayor o igual que cinco, al anterior se le suma una unidad. Si no, se deja igual.

Ejercicio: aproxima estos números a tres cifras significativas:

a) $3'24356 =$

b) $5'2485 =$

c) $68375'34 =$

También es importante saber escribir en notación científica y aproximar a tres cifras significativas.

Ejercicio: calcula el volumen de aire que hay dentro de una habitación que tiene:
16'40 m de largo, 4'5 m de ancho y 3'26 m de alto. Fórmula del volumen: $V = a \cdot b \cdot c$

Cuando alguno de los números es entero, sus cifras significativas no cuentan.

Ejemplos:

$$3'47 + 4 = 7'47 \quad , \quad \frac{10'24}{5} = 2'048 \quad , \quad \frac{10'57}{6} = 1'7616666... \rightarrow 1'762$$

Lo que nos vamos a encontrar normalmente en los problemas es que nuestros números tienen siempre tres cifras significativas, y esas serán las cifras que tomaremos.

6. Notación científica

Es aquella que utiliza potencias de diez multiplicado por un número del 1 al 9 seguido de coma y decimales.

Ejemplos: $6'34 \cdot 10^{-8}$ sí está en notación científica, pero no lo están: $63'4 \cdot 10^{-9}$ ó $0'634 \cdot 10^{-7}$.

Para pasar un número a notación científica:

- Si desplazamos la coma a la izquierda, al exponente del 10 hay que sumarle algo.
- Si desplazamos la coma a la derecha, al exponente del 10 hay que restarle algo.

Ejemplos:

$$4530000 = 4'53 \cdot 10^6$$

$$0'0007281 = 7'281 \cdot 10^{-4}$$

$$3272'168 = 3'272168 \cdot 10^{-3}$$

Ejercicio: escribe estos números en notación científica:

a) $0'00002413 =$

b) $82'327 \cdot 10^4 =$

c) $0'0007 \cdot 10^8 =$

d) $36'21 \cdot 10^{-5} =$

The approximation of a number consists of not writing all the decimals and writing the closest number. The long number has to be cut. If the last number before the cut is 5 or bigger than five, 1 must be added to the last number. Otherwise, the cut number stays the same.

Exercise: approximate these numbers to three significant digits:

a) $3'24356 =$

b) $5'2485 =$

c) $68375'34 =$

It is also important to know how to write in scientific notation and then approximate to three significant digits.

Example: this number appears in the calculator: $4234628'109 \cdot 10^{-8}$. How must it be written?
 $4234628'109 \cdot 10^{-18} = 4'234628109 \cdot 10^{-12} \leftarrow 4'23 \cdot 10^{-12}$

Exercise: write these numbers in scientific notation and then, approximate them to three significant numbers:

a) $857'83 \cdot 10^{-34} =$

b) $127564 \cdot 10^5 =$

c) $0'000325968 \cdot 10^{-7} =$

7. Errors

It is the discrepancy between the exact value and an approximation. An approximation error can occur for several reasons: lack of sensibility of the measurement instrument, lack of attention, the temperature, the instrument does not work properly, etc.

The average or arithmetic mean of several measurements is calculated this way:

$$x = \frac{x_1 + x_2 + \dots + x_n}{n}$$

being: n: the number of measurements.

There are two types of errors: the absolute error and the relative error.

a) Absolute error, e_a : it is calculated this way: $e_a = |x - x_i|$

being: x : average.

x_i : any measurement.

Example: calculate the absolute errors of these measurements: 6'28, 6'27 y 6'24 s.

$$x = \frac{x_1 + x_2 + \dots + x_n}{n} = \frac{6'28 + 6'27 + 6'24}{3} = 6'26$$

$$e_{a1} = |6'26 - 6'28| = 0'02 \quad ; \quad e_{a2} = |6'26 - 6'27| = 0'01 \quad ; \quad e_{a3} = |6'26 - 6'24| = 0'02$$

Exercise: calculate the absolute errors of these measurements: 3'4, 3'7, 3'8 y 3'5.

El error relativo se puede calcular así: $\varepsilon_r = \frac{\varepsilon_a \cdot 100}{x}$

Ejemplo: calcula los errores relativos de estas medidas: 20'7, 20'8 y 20'5.

$$x = \frac{x_1 + x_2 + \dots + x_n}{n} = \frac{20'7 + 20'8 + 20'5}{3} = 20'7$$

$$e_{a1} = |20'7 - 20'7| = 0 \quad ; \quad e_{a2} = |20'7 - 20'8| = 0'1 \quad ; \quad e_{a3} = |20'7 - 20'5| = 0'2$$

Ejemplo: si nos sale este número en la calculadora: $4234628'109 \cdot 10^{-8}$, ¿qué número anotaremos?
 $4234628'109 \cdot 10^{-18} = 4'234628109 \cdot 10^{-12} \rightarrow 4'23 \cdot 10^{-12}$

Ejercicio: escribe en notación científica y, después, aproxima a tres cifras significativas:

a) $857'83 \cdot 10^{-34} =$

b) $127564 \cdot 10^5 =$

c) $0'000325968 \cdot 10^{-7} =$

7. Errores.

El error es una medida de la diferencia entre el valor real de una magnitud y el valor medido. Los errores se pueden cometer por diversas razones: por falta de sensibilidad del aparato, por falta de atención, por la temperatura, porque el aparato de medida no funciona bien, etc.

El valor medio o media aritmética de varias medidas se calcula así:

$$x = \frac{x_1 + x_2 + \dots + x_n}{n}$$

siendo: n: número de medidas.

Existen dos tipos de errores: el error absoluto y el error relativo.

a) Error absoluto, e_a : se calcula así:

$$e_a = |x - x_i|$$

siendo: x: valor medio.
 x_i : cualquier medida.

Ejemplo: calcula los errores absolutos de estas medidas: 6'28, 6'27 y 6'24 s.

$$x = \frac{x_1 + x_2 + \dots + x_n}{n} = \frac{6'28 + 6'27 + 6'24}{3} = 6'26$$

$$e_{a1} = |6'26 - 6'28| = 0'02 \quad ; \quad e_{a2} = |6'26 - 6'27| = 0'01 \quad ; \quad e_{a3} = |6'26 - 6'24| = 0'02$$

Ejercicio: calcula el error absoluto de cada una de estas medidas: 3'4, 3'7, 3'8 y 3'5.

Relative error can be calculated like this: $\varepsilon_r = \frac{e_a \cdot 100}{x}$

Example: calculate the relative errors of these measurements: 20'7, 20'8 y 20'5.

$$x = \frac{x_1 + x_2 + \dots + x_n}{n} = \frac{20'7 + 20'8 + 20'5}{3} = 20'7$$

$$e_{a1} = |20'7 - 20'7| = 0 \quad ; \quad e_{a2} = |20'7 - 20'8| = 0'01 \quad ; \quad e_{a3} = |20'7 - 20'5| = 0'02$$

$$e_1 = \frac{0 \cdot 100}{20'7} = 0 \% ; \quad \varepsilon_{r2} = \frac{0'01 \cdot 100}{20'7} = 0'0483 \% ; \quad \varepsilon_{r3} = \frac{0'02 \cdot 100}{20'7} = 0'0966 \%$$

Exercise: calculate the relative error of each measurement: 1015, 1017, 1018 y 1020.

The relative error gives us an idea of how good a measurement is. If it is under 5 %, it is acceptable; if it is under 1 %, it is good and if it is below 0'1 %, it is excellent.

8. Properties of matter

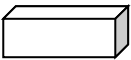
Matter is anything which has a mass and occupies a volume. A body is a limited portion of matter. Examples: a table, a car, etc.

Mass is measured with the scales. Mass is not the same as weight. Mass is the amount of matter and it is measured in kg. Weight is the force the Earth attracts a body and is measured in newtons, N.

Volume is measured this way:

Measurement of the volume $\left\{ \begin{array}{l} \text{Regular body: using the mathematical formula.} \\ \text{Irregular body: measuring the volume that rises in a test tube.} \end{array} \right.$

Volumes of some regular bodies:

Body	Drawing	Volume
Cube		l^3
Prism (Box)		$a \cdot b \cdot c$
Cylinder		$p \cdot r^2 \cdot h$
Sphere		$\frac{4 \cdot \pi \cdot r^3}{3}$

The volume of an irregular body is measured getting it into a test tube and measuring the rising of water. The volume of the body is the difference between the final volume and the original volume.

$$e_1 = \frac{0 \cdot 100}{20'7} = 0 \% ; \quad \varepsilon_{r2} = \frac{0'01 \cdot 100}{20'7} = 0'0483 \% ; \quad \varepsilon_{r3} = \frac{0'02 \cdot 100}{20'7} = 0'0966 \%$$

Ejercicio: calcula el error relativo de estas medidas: 1015, 1017, 1018 y 1020.

El error relativo nos da una idea de lo buena que es una medida. Una medida por debajo del 5 % es aceptable, por debajo del 1 % es buena y por debajo del 0'1 % es excelente.

8. Propiedades de la materia

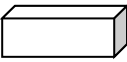
La materia es todo aquello que tiene masa y que ocupa un volumen. Un cuerpo es una porción limitada de materia.

Ejemplos: una mesa, un coche, etc.

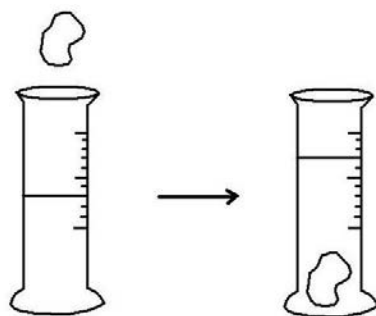
La masa se mide con la balanza. No es lo mismo masa que peso. La masa es la cantidad de materia que tiene un cuerpo y se mide en kg. El peso es la fuerza con la que la Tierra atrae a un cuerpo y se mide en N, newtons.

El volumen se mide así:

Medida del volumen	{	Cuerpo regular: se aplica la fórmula matemática correspondiente.
		Cuerpo irregular: se mide el desplazamiento de líquido en una probeta.

Cuerpo	Dibujo	Volumen
Cubo		l^3
Prisma		$a \cdot b \cdot c$
Cilindro		$\pi r^2 h$
Esfera		$\frac{4 \cdot \pi \cdot r^3}{3}$

El volumen de un cuerpo irregular se mide metiéndolo en una probeta con agua y midiendo la subida del agua. El volumen del cuerpo es la diferencia de volúmenes.



Properties of matter

General properties: they do not depend on the substance.
Examples: mass, volume and temperature.

Specific properties: they depend on the substance.
Examples: density, melting point, boiling point and solubility.

Two different substances can have the same general properties, but they can not have the same specific properties. Specific properties don not depend on the size of the body.

Melting point is the temperature at which a substance melts. Boiling point is the temperature at which a substance boils. Solubility is the mass of a substance that gets dissolved in a litre of water.

Density is the quotient of mass and volume. If the density is high, the body is heavy. If the density is low, the body is light. Its formula is:

$$d = \frac{m}{V} \quad \frac{kg}{m^3}, \quad \frac{g}{ml}, \text{ etc}$$

Therefore:

$$m = d \cdot V \quad \text{and} \quad V = \frac{m}{d}$$

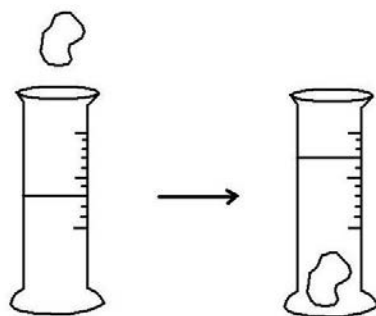
Example: a liquid yoghurt has 115 g and occupies 105 ml. Calculate its density.

$$d = \frac{m}{V} = \frac{115g}{105ml} = 1'10 \frac{g}{ml}$$

Exercise: calculate the density of a substance if half a kilogramme occupies a volume of 300 cm³.

Example: a stone has a density of 3'6 g/ ml. Calculate the mass of 50 cm³ of that stone.

$$m = d \cdot V = 3'6 \frac{g}{ml} \cdot 50 ml = 180 g$$



Las propiedades de la materia se clasifican así:

Propiedades de la materia

Generales: son aquellas cuyo valor no depende de la sustancia.
Ejemplos: masa, volumen y temperatura.

Características o específicas: son aquellas cuyo valor sí depende de la sustancia.

Ejemplos: densidad, temperatura de fusión, temperatura de ebullición y solubilidad.

Dos sustancias distintas pueden tener las mismas propiedades generales, pero nunca tendrán todas sus propiedades características iguales. Las propiedades características no dependen del tamaño.

La temperatura de fusión es aquella a la que la sustancia pasa de sólido a líquido. La temperatura de ebullición es aquella a la que la sustancia pasa de líquido a gas. La solubilidad es la cantidad de sustancia que se disuelve en un litro de agua.

La densidad es la masa por unidad de volumen. Da idea de lo pesado o ligero que es un cuerpo. Se calcula así:

$$d = \frac{m}{V} \quad \frac{kg}{m^3}, \quad \frac{g}{ml}, \text{ etc}$$

Por consiguiente: $m = d \cdot V$ y $V = \frac{m}{d}$

Ejemplo: un yogur líquido se presenta en un envase de 115 g y su volumen es de 105 ml. Calcula su densidad.

$$d = \frac{m}{V} = \frac{115g}{105ml} = 1'10 \frac{g}{ml}$$

Ejercicio: calcula la densidad de una sustancia si medio kilo de esa sustancia ocupa un volumen de 300 cm³.

Ejemplo: una piedra tiene una densidad de 3'6 g/ml. Calcula la masa de una piedra de 50 cm³.

$$m = d \cdot V = 3'6 \frac{g}{ml} \cdot 50 ml = 180 g$$

Exercise: the density of air at certain temperature is 1'2 g/l. Calculate the mass of air inside a room of these dimensions: 5 m · 3'2 m · 2'5 m.

Example: a mineral has a density of 6'8 g/ ml. Calculate the volume of a 200 g sample.

$$V = \frac{m}{d} = \frac{200g}{6'8 \frac{g}{ml}} = 29'4 \text{ ml}$$

Exercise: the density of alcohol is 0'8 g/cm³. What volume does 100 g of alcohol occupy?

9. Advices to solve the problems

Follow these three steps:

1) Identify the magnitudes in the data from their units and convert to SI units if necessary. Every magnitude has its own letter:

Magnitude	Symbol in the formula	Usual units
Mass	m	g, kg, cg, ton, ...
Time	t	s, h, min, ms, ...
Length, space, height, distance	l, s, h, d	m, km, cm, ...
Area	A	m ² , cm ² , mm ² ,...
Volume	V	m ³ , cm ³ , l, ml, ...
Density	d	$\frac{kg}{m^3}$, $\frac{g}{ml}$, ...

2) Write all the formulas you know which relate the magnitudes you have. Choose the formula with only one unknown factor.

3) Replace the magnitudes for their values.

Example: a body has a density of 4 g/ml. Calculate the volume of 20 g of this body.

Solution:

- Step 1: identify the data: d = 4 g/ml and m = 20 g.
- Step 2: write the formulas: $d = \frac{m}{V}$, then: $V = \frac{m}{d}$

$$\text{- Step 3: replace } V = \frac{m}{d} = \frac{20g}{4 \frac{g}{ml}} = 5 \text{ ml}$$

Ejercicio: la densidad del aire a determinada temperatura es 1'2 g/l. Calcula la masa de aire encerrada en una habitación de estas dimensiones: 5 m · 3'2 m · 2'5 m.

Ejemplo: un mineral tiene una densidad de 6'8 g/ ml. Calcula el volumen de una muestra de 200 g.

$$V = \frac{m}{d} = \frac{200g}{6'8 \frac{g}{ml}} = 29'4 \text{ ml}$$

Ejercicio: la densidad del alcohol es 0'8 g/cm³. ¿Qué volumen en cl ocupan 100 g de alcohol?

9. Consejos para resolver los problemas

Hay que seguir estos pasos:

1) Identifica las magnitudes de los datos a partir de sus unidades y transforma en unidades SI si es necesario. Cada magnitud tiene su propio símbolo.

Magnitud	Símbolo con el que aparece en las fórmulas	Unidades para identificarla
Masa	m	g, kg, cg, ton, ...
Tiempo	t	s, h, min, ms, ...
Longitud, espacio, altura, distancia	l, e, s, h	m, km, cm, ...
Área o superficie	A	m ² , cm ² , mm ² ,...
Volumen	V	m ³ , cm ³ , l, ml, ...
Densidad	d	$\frac{kg}{m^3}$, $\frac{g}{ml}$, ...

2) Escribe todas las fórmulas que conozcas que relacionen los datos. Escoge la fórmula con una sola incógnita.

3) Sustituye las magnitudes con sus valores numéricos.

Ejemplo: la densidad de una sustancia es 1'5 kg/ l . Calcula el volumen de 50 g de esa sustancia.

- Paso 1: identificar los datos: d = 4 g/ml and m = 20 g.
- Paso 2: escribir las fórmulas: $d = \frac{m}{V}$, then: $V = \frac{m}{d}$

$$V = \frac{m}{d} = \frac{20g}{4 \frac{g}{ml}} = 5 \text{ ml}$$

EXERCISES IN INTRODUCTION TO PHYSICS AND CHEMISTRY

- 1) Convert: a) 3000 cg en hg. b) 486 g en dag. c) 34 mm³ en dam³
 d) 6'3240⁻⁴ kg² en mg² e) 50 km/h en m/s. f) 30 m/s en km/h.
 g) 8000 cm³ en hl. h) 300 cl en dam³. i) 50 h en ms. j) 3'440⁴⁸ ml en km³.

Solution: a) 0'3 hg b) 48'6 dag c) 3'4·10⁻¹¹ dam³ d) 6'3240⁸ mg² e) 13'9 m/s
 f) 108 km/h g) 0'08 hl h) 340⁻⁶ dam³ i) 1'840⁸ ms j) 3'440³³ km³

2) Write these numbers in scientific notation and, afterwards, approximate them to three significant numbers:

- a) 23168942 b) 0'00458712 c) 54485440⁻²⁰ d) 0'00057842140⁻⁸⁶ 40¹³

3) Calculate:

- a) 23'54 · 79'6 b) 4563'89 + 3'21 c) $\frac{89'65 \cdot 10^5}{7'6 \cdot 10^{-17}}$ d) 0'27 - 3'5873·10⁻⁹

Solution:

- a) 1870 b) 4570 c) 1'2·10²³ d) 0'27

4) Calculate:

a) The density of a cube of 200 g and a side of 6 cm.

b) The mass of a sphere with a radio of 8'5 cm and a density of 6'5 kg/l.

c) The volume of 44'5 g of a substance with a density of 7 kg/l.

d) The density of a box of 890 g and dimensions 6'4 cm x 7'3 cm x 9'2 cm.

e) The volume of 340 g of a body with a density of 2'43 kg/l.

f) The mass of a cylinder with a radius of 5 cm, a height of 40 cm and a density of 3'2 kg/l.

Solution:

- a) 0'926 g/cm³ b) 16'7 kg c) 6'36 cm³ d) 2'07 g/cm³ e) 140 cm³ f) 10'1 kg

5) Calculate the absolute errors and the relative errors of these measurements:

3'27, 3'28, 3'29, 3'25, 3'26, 3'25, 3'24, 3'27 y 3'28 s.

Solution: absolute errors: 0, 0'01, 0'02, 0'02, 0'01, 0'02, 0'03, 0, 0'01.

Relative errors: 0 %, 0'306 %, 0'612 %, 0'612 %, 0'306 %, 0'612 %, 0'917 %, 0 %, 0'306 %.

PROBLEMAS DE INTRODUCCIÓN A LA FÍSICA Y QUÍMICA

- 1) Transforma: a) 3000 cg en hg. b) 486 g en dag. c) 34 mm³ en dam³
 d) 6'3240⁻⁴ kg² en mg² e) 50 km/h en m/s. f) 30 m/s en km/h.
 g) 8000 cm³ en hl. h) 300 cl en dam³. i) 50 h en ms. j) 3'440⁴⁸ ml en km³.

Solución: a) 0'3 hg b) 48'6 dag c) 3'4·10⁻¹¹ dam³ d) 6'3240⁸ mg² e) 13'9 m/s
 f) 108 km/h g) 0'08 hl h) 340⁻⁶ dam³ i) 1'840⁸ ms j) 3'440³³ km³

- 2) Escribe estos números en notación científica y, después, aproxímalos a tres cifras significativas:
 a) 23168942 b) 0'00458712 c) 54485440⁻²⁰ d) 0'00057842140⁻⁸⁶ 40¹³

3) Opera:

- a) 23'54 · 79'6 b) 4563'89 + 3'21 c) $\frac{89'65 \cdot 10^5}{7'6 \cdot 10^{-17}}$ d) 0'27 - 3'5873·10⁻⁹

Solución:

- a) 1870 b) 4570 c) 1'2·10²³ d) 0'27

4) Calcula lo que se te pide:

- a) La densidad de un cubo de 200 g y 6 cm de lado.
 b) La masa de una esfera de 8'5 cm de radio y densidad 6'5 kg/l.
 c) El volumen de 44'5 g de una sustancia de densidad 7 kg/l.
 d) La densidad de un prisma de 890 g y de dimensiones 6'4 cm x 7'3 cm x 9'2 cm.
 e) El volumen de un cilindro de 340 g y densidad 2'43 kg/l.
 f) La masa de un cilindro de 5 cm de radio, 40 cm de altura y densidad 3'2 kg/l.

Solución:

- a) 0'926 g/cm³
 b) 16'7 kg
 c) 6'36 cm³
 d) 2'07 g/cm³
 e) 140 cm³
 f) 10'1 kg

5) Calcula los errores absolutos y relativos de estas medidas:

3'27, 3'28, 3'29, 3'25, 3'26, 3'25, 3'24, 3'27 y 3'28 s.

Solución:

Absolutos: 0, 0'01, 0'02, 0'02, 0'01, 0'02, 0'03, 0, 0'01.

Relativos: 0 %, 0'306 %, 0'612 %, 0'612 %, 0'306 %, 0'612 %, 0'917 %, 0 %, 0'306 %.

EXERCISES IN ENGLISH

1) FILL IN THE BLANKS

science, disciplines, synonymous, distinguish, modern-day, force, Revolution, understanding, time, weapons, appliances, However, behaves

Physics is a natural that involves the study of matter and its motion through space and, as well as all related concepts, including energy and More broadly, it is the general analysis of nature, conducted in order to understand how the universe

Physics is one of the oldest academic, perhaps the oldest through its inclusion of astronomy. Over the last two millennia, physics had been considered with philosophy, chemistry, and certain branches of mathematics and biology, but during the Scientific in the 16th century, it emerged to become a unique modern science in its own right., in some subject areas as in mathematical physics and quantum chemistry, the boundaries of physics remain difficult to

Physics is both significant and influential, in part because advances in its have often translated into new technologies, but also because new ideas in physics often resonate with other sciences, mathematics, and philosophy. For example, advances in the understanding of electromagnetism or nuclear physics led directly to the development of new products which have dramatically transformed society, such as television, computers, domestic, and nuclear; advances in thermodynamics led to the development of motorized transport; and advances in mechanics inspired the development of calculus.

2) THE RIGHT OPTION

Chemistry is the science of matter and the changes it **undergoes / suffers**. The science of matter is also **known / addressed** by physics, but while physics takes a more general and fundamental **approach / approximation**, chemistry is more specialized, being **set / concerned** with the composition, behavior, structure, and properties of **energy / matter**, as well as the changes it undergoes during **chemistry / chemical** reactions. It is a physical science which studies of various atoms, molecules, crystals and other **aggregated / aggregates** of matter whether in isolation or combination, which incorporates the concepts of energy and entropy in relation to the spontaneity of chemical processes.

The branches of Chemistry are: analytical chemistry (the study of **material samples / matter portions** to obtain their compositions), organic chemistry (**carbon / silicon** based compounds), inorganic chemistry (noncarbon based compounds), biochemistry (the study of substances found in biological **animals / organisms**), physical chemistry (the study of atoms and chemical systems from a physical point of **watching / view**) and industrial chemistry (the manufacturing of chemicals in a big scale). Many more specialized **disciplines / studies** have emerged in recent years, e.g. neurochemistry the chemical study of the nervous system.

[illegible]

- 1) FÍSICA
- 2) PROPIEDADES
- 3) CONVERSIÓN
- 4) CIENTÍFICO (N.)
- 5) PRESIÓN
- 6) ERROR
- 7) NOTACIÓN
- 8) MEDIR
- 9) SIGNIFICATIVA
- 10) MATERIA
- 11) VOLUMEN
- 12) INVESTIGACIÓN
- 13) POTENCIA

4) COLUMNS

Match both columns:

A	Phenomenon	H	A suggested explanation for something that has not been proved
B	Property	I	The physical substances that exist in the universe
C	Measurement	J	A quality of something
D	Error	K	An idea that is intended to explain something
E	Hypothesis	L	Something that exists or happens
F	Matter	M	The process of measuring
G	Theory	N	Mistake

5) PHRASE ORDER

Arrange these sentences:

a) tries and Science make predictions explanations. to give

.....

b) a rearrange. reaction, atoms chemical In

.....

c) and are Einstein's mass related Energy through equation.

.....

d) devices. to research leads technological scientific The

.....

e) don't and Earth fall on Satellites they high because quickly. the orbit

.....

6) QUESTIONS

a) Write two physical phenomena and two chemical phenomena.

b) Write the name of seven measuring instruments.

c) Write ten objects which use scientific principles.

UNIT 2: MATTER

Contents

1. Introduction.
2. States of matter.
3. Kinetic theory.
4. Changes of state.
5. Temperature and pressure.
6. Processes with gases.

1. Introduction

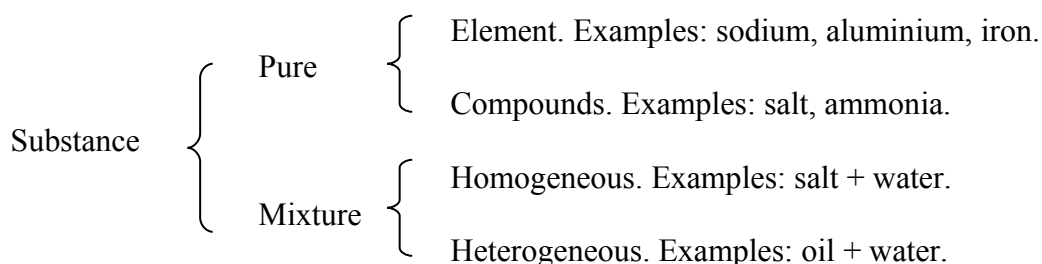
A substance is anything made of matter. Generally speaking, the word substance is for matter with a known composition.

Examples: salt, gold, oil + water.

The word object is for matter with an unknown composition or complicated composition.

Examples: a table, a calculator, a tree.

Substances can be classified this way:



Substances

Elements

Compounds

Homogeneous mixtures

Heterogeneous mixtures

Can be divided into

Nothing

Elements

Elements and compounds

Elements and compounds

The composition of a mixture indicates the substances it has and the amount of every substance. Example: the label in a canned food.

A pure substance is that which has the same composition and the same properties in any part of it.

An element is the smallest pure substance which can take part in a chemical reaction. Example: iron.

A compound is a pure substance made of two or more elements united by chemical bonds. Example: water.

A mixture is a combination of two or more pure substances which keep their own properties.

An homogeneous mixture is that which has the same composition and the same properties in all its parts.

Example: salt + water.

An heterogeneous mixture is that which has different compositions and different properties in different parts of itself.

Example: oil + water.

TEMA 2: LA MATERIA

Esquema

1. Introducción.
2. Estados de agregación.
3. La teoría cinética.
4. Cambios de estado.
5. Temperatura y presión.
6. Procesos con gases.

1. Introducción

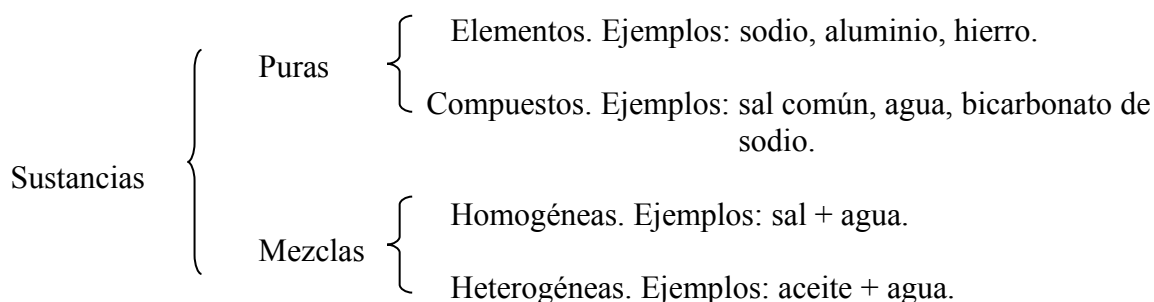
Sustancia es todo aquello constituido por materia. Generalmente, la palabra sustancia se aplica a la materia que tiene una composición definida y sencilla.

Ejemplos: la sal común, el oro, aceite + agua.

La palabra cuerpo se utiliza para la materia de composición más compleja.

Ejemplos: una mesa, una calculadora, un árbol.

Las sustancias se clasifican así:



Sustancias

Elementos

Compuestos

Mezclas homogéneas

Mezclas heterogéneas

Pueden separarse en

-

Elementos

Elementos y compuestos

Elementos y compuestos

La composición de una mezcla indica qué sustancias la componen y qué cantidad hay de cada sustancia. Ejemplo: la etiqueta de una comida envasada.

Una sustancia pura es aquella que tiene la misma composición y las mismas propiedades en todos sus puntos. Ejemplo: el agua.

Un elemento es la sustancia pura más pequeña que puede participar en las reacciones químicas. Ejemplo: el hierro.

Un compuesto es la sustancia pura formada por dos o más elementos distintos unidos químicamente. Ejemplo: el amoníaco.

Una mezcla es una combinación de dos o más sustancias puras que conservan sus propiedades químicas.

Una mezcla homogénea es aquella que tiene la misma composición y las mismas propiedades en todos sus puntos. Ejemplo: sal + agua.

Una mezcla heterogénea es aquella que tiene diferentes composiciones y propiedades en distintos puntos. Ejemplo: aceite + agua.

2. States of matter

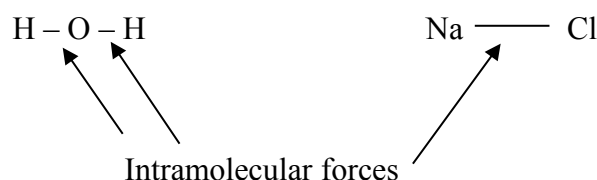
They are the different ways that the molecules can be joined. They are three: solid, liquid and gas. Almost all the substances can be solid, liquid or gaseous.

In the substances, there are two types of cohesion forces which join the particles:

Cohesion forces $\left\{ \begin{array}{l} \text{Intramolecular forces} \\ \text{Intermolecular forces} \end{array} \right.$

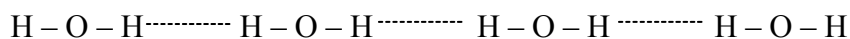
Intramolecular forces are those which join the elements of a molecule. They are represented by a continuous line.

Examples:

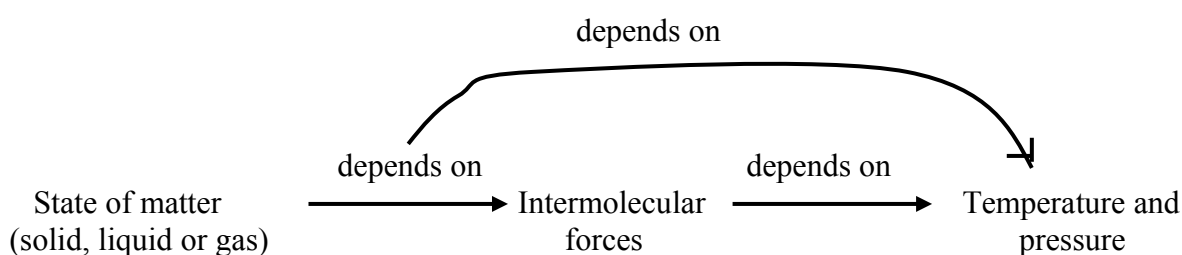


Intermolecular forces are those which join different molecules. They are represented by a broken line.

Example::



States of matter (solid, liquid or gas) depend on the strength of intermolecular forces. There is this dependence:



Some properties of substances which depend on their cohesion forces are: viscosity, expansibility and compressibility.

Viscosity is the resistance of a fluid (liquid or gas) to flow, i.e. to be able its molecules to move independently.

Expansibility is the capacity of a substance to increase its volume.

Compressibility is the capacity of a substance to decrease its volume.

2. Estados de agregación

Son las formas en las que las sustancias pueden presentarse. Son tres: sólido, líquido y gas. Casi todas las sustancias puras pueden estar como sólido, líquido o gas. Hay algunas que sólo pueden estar en uno o en dos estados.

Ejemplo: la madera sólo puede estar como sólido.

En las sustancias, existen dos tipos de fuerzas que las mantienen unidas:

Fuerzas $\left\{ \begin{array}{l} \text{Intramoleculares} \\ \text{Intermoleculares} \end{array} \right.$

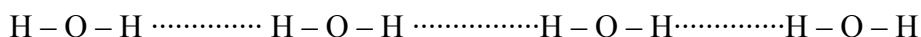
Las fuerzas intramoleculares son aquellas que unen a los elementos dentro de una molécula. Se representan con líneas continuas.

Ejemplos:

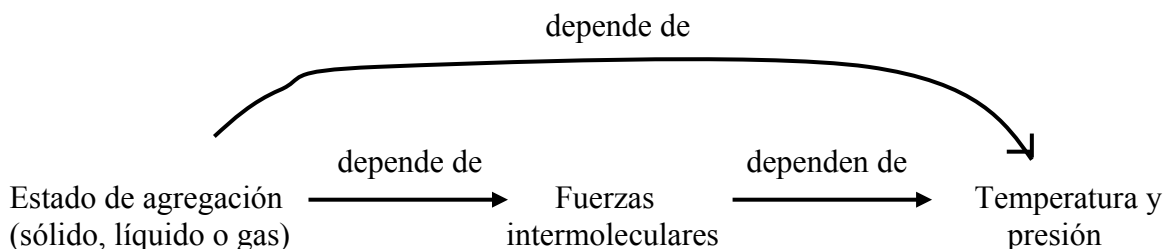


Las fuerzas intermoleculares son aquellas que unen unas moléculas con otras. Se representan con líneas discontinuas.

Ejemplo:



Las fuerzas que determinan el que una sustancia esté como sólido, líquido o gas son las fuerzas intermoleculares. Existe esta dependencia:



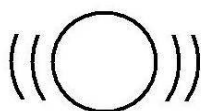
Algunas propiedades de las sustancias son: la viscosidad, la expansibilidad y la compresibilidad.

La viscosidad es la resistencia que opone una sustancia a fluir, es decir, a moverse unas moléculas respecto de las otras. Sólo fluyen los líquidos y los gases, por lo que se les llama fluidos.

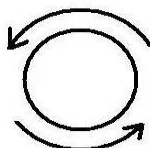
La expansibilidad es la capacidad que tiene una sustancia de aumentar su volumen cuando se la somete a una fuerza adecuada.

La compresibilidad es la capacidad que tiene una sustancia de disminuir su volumen cuando se la somete a una fuerza adecuada.

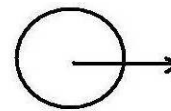
Types of molecular movements:



Vibración



Rotación



Traslación

Table of properties of solids, liquids and gases:

Property	Solids	Liquids	Gases
Intermolecular forces	Big	Medium	Small
Distances among molecules	Small	Medium	Big
Density	High	Medium	Low
Viscosity	High	From medium to high	Low
Can be compressed?	No	No	Yes
Can be expanded?	No	No	Yes
Melting point and boiling point	High	Medium	Low
Shape	Fixed	Changeable	Changeable
Molecular movement	Vibration	Mainly rotation	Mainly movement

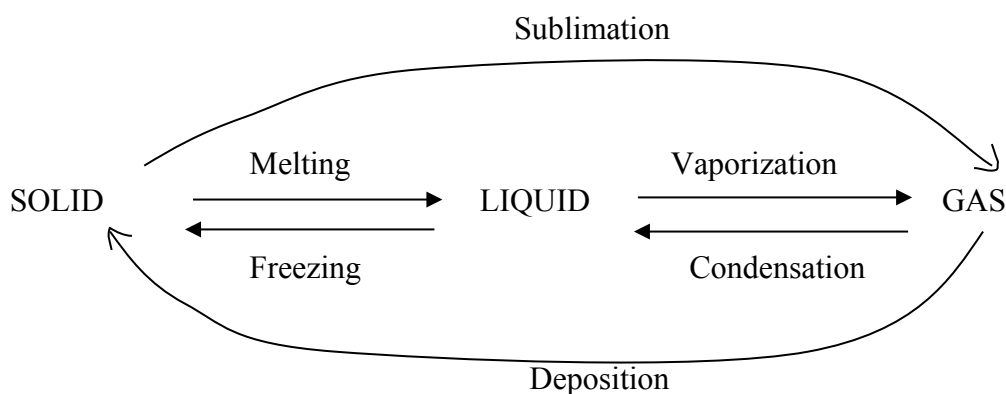
3. Kinetic theory

It is also known as the kinetic-molecular theory. This theory attempts to explain the properties of solid, liquid and gases by considering their molecular motion. It has got several statements.

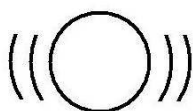
- 1) The molecules of solids, liquids and gases are in constant motion.
- 2) The molecules of the gases are moving in a random way and following straight lines. These molecules constantly collide with each other and against the walls of the container.
- 3) Temperature of a substance or of an object is due to molecular movements.
- 4) When an object is heated up an object, its molecules move more quickly. When an object is cooled down, its molecules move more slowly. Molecules stop moving at 0 K (- 273 °C).

4. Changes of state

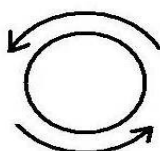
The names of the changes of state are:



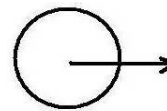
Tipos de movimientos moleculares:



Vibración



Rotación



Traslación

Tabla de propiedades de sólidos, líquidos y gases:

Propiedad	Sólidos	Líquidos	Gases
Fuerzas intermoleculares	Altas	Medias	Bajas
Distancias entre moléculas	Pequeñas	Medias	Altas
Densidad	Alta	Media	Baja
Viscosidad	Alta	De media a alta	Baja
¿Se comprimen?	No	No	Sí
¿Se expanden?	No	No	Sí
Temperaturas de fusión y de ebullición	Altas	Medias	Bajas
Forma	Fija	Variable	Variable
Forma de moverse las moléculas	Vibración	Vibración, rotación y traslación	Vibración, rotación y traslación

3. La teoría cinética

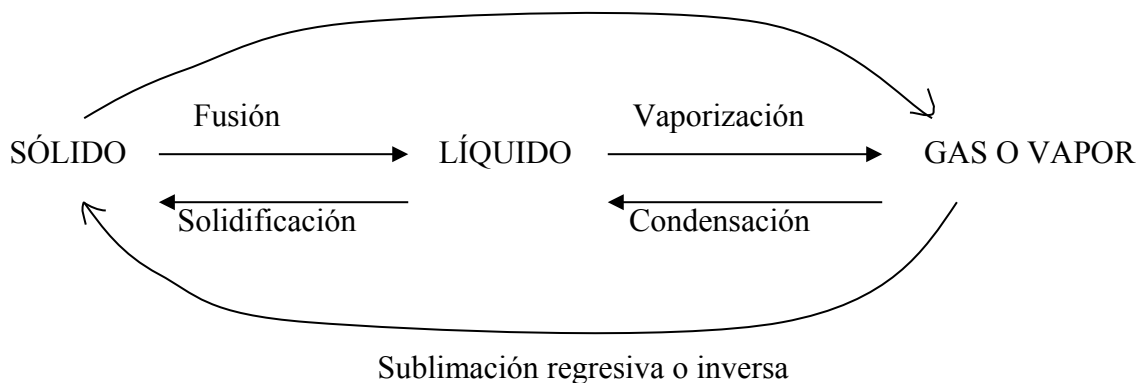
También se la llama teoría cinético-molecular. Esta teoría explica el comportamiento de sólidos, líquidos y gases en función de las moléculas. Tiene varios enunciados:

- 1) Las moléculas de sólidos, líquidos y gases se están moviendo continuamente.
- 2) Las moléculas de los gases se mueven en línea recta y al azar. Estas moléculas colisionan continuamente unas contra otras y contra las paredes del recipiente.
- 3) La temperatura de una sustancia o cuerpo es una consecuencia del movimiento de las moléculas.
- 4) Cuando a un cuerpo le damos calor, aumenta el movimiento de sus moléculas y, cuando le quitamos calor, disminuye ese movimiento. Las moléculas dejan de moverse en el cero absoluto, es decir, a $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$.

4. Cambios de estado

Los nombres de los cambios de estado son:

Sublimación

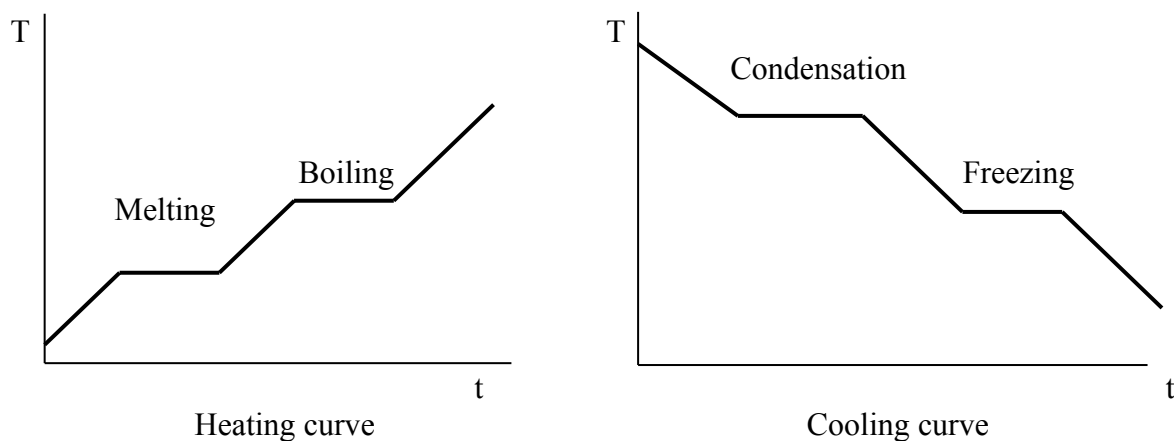


When temperature rises, the molecular movement rises too and intermolecular forces weakened. This can cause changes of state in this direction:



When temperature gets down, it is quite the opposite.

There are two graphs related with heating and cooling:



During the change of state, temperature remains constant.

There are two kinds of vaporization:

Vaporization	{	Evaporation
		Boiling

The corresponding verbs are:

<u>Noun</u>	<u>Verb</u>
Vaporization	To vaporize
Evaporation	To evaporate
Boiling	To boil

Vaporization: it is any change of state from liquid to gas.

Evaporation: it is the vaporization in the surface of the liquid.

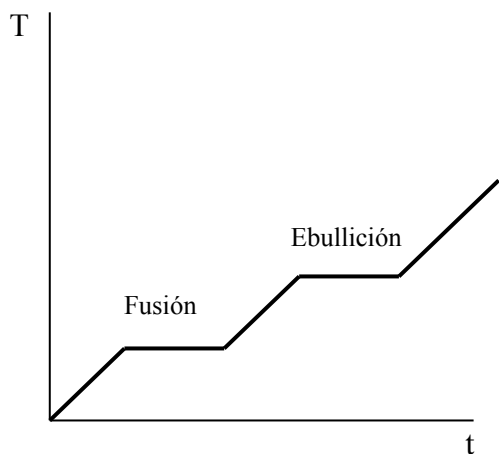
Boiling: it is the vaporization in the whole mass of the liquid.

Cuando aumenta la temperatura, aumenta el movimiento de las moléculas y las fuerzas intermoleculares se debilitan. Esto provoca cambios en este sentido:

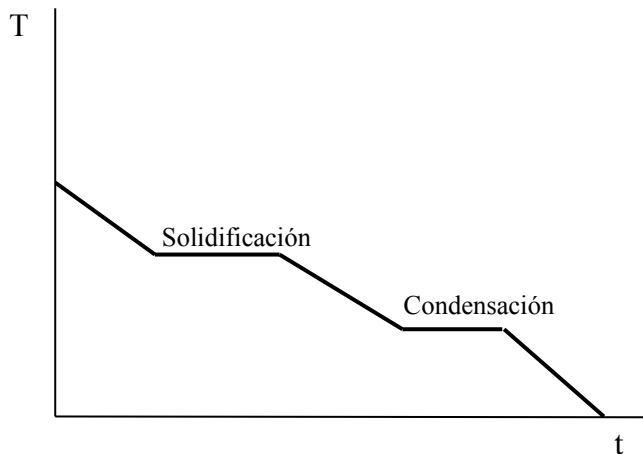
SÓLIDO → LÍQUIDO → GAS

Al enfriar, ocurre lo contrario.

Existen dos gráficas relacionadas con el enfriamiento y el calentamiento:



Curva de calentamiento



Curva de enfriamiento

Durante el cambio de estado, la temperatura permanece constante.

Hay dos tipos de vaporización:

Vaporización { Evaporación
Ebullición

Los verbos correspondientes a estos sustantivos son:

<u>Sustantivo</u>	<u>Verbo</u>
Vaporización	Vaporizar(se)
Evaporación	Evaporar(se)
Ebullición	Ebullir o hervir

Vaporización: es cualquier cambio de estado de líquido a gas.

Evaporación: es el cambio de estado de líquido a gas que ocurre en la superficie del líquido.

Ebullición: es el cambio de estado de líquido a gas que ocurre en todos los puntos del líquido.

Differences between evaporation and boiling	
Evaporation	Boiling
It only occurs in the surface	It occurs all over the liquid
It happens at any temperature if there is a liquid. In the case of water, it is between 0 and 100 °C.	It happens at a certain temperature for each substance. In the case of water, it is at 100 °C.
There is no need to heat up	You have to heat up

When a liquid is boiling, the bubbles are not air bubbles, but bubbles of vapour of the corresponding substance.

Example: when water boils, bubbles are made of water vapor.

5. Temperature and pressure

The temperature is proportional to molecular motion: the quicker the motion, the higher the temperature. Temperatures are measured with the thermometer. There are three temperature scales:

Temperature scales {
Celsius or centigrade (°C)
Kelvin or absolute (K)
Fahrenheit (°F)

Formulas for conversions:

$$\begin{array}{ccc}
 & T_K = T_C + 273 & \\
 ^\circ\text{C} & \xrightarrow{\hspace{1.5cm}} & \text{K} \\
 & \xleftarrow{\hspace{1.5cm}} & \\
 & T_C = T_K - 273 & \\
 \\
 & T_F = \frac{9 \cdot T_C}{5} + 32 & \\
 ^\circ\text{C} & \xrightarrow{\hspace{1.5cm}} & ^\circ\text{F} \\
 & \xleftarrow{\hspace{1.5cm}} & \\
 & T_C = \frac{5 \cdot (T_F - 32)}{9} &
 \end{array}$$

Example: convert 100°C into K and °F.

$$T_K = T_C + 273 = 100 + 273 = 373 \text{ K}$$

$$T_F = \frac{9 \cdot T_C}{5} + 32 = T_F = \frac{9 \cdot 100}{5} + 32 = 9 \cdot 20 + 32 = 180 + 32 = 212 \text{ }^\circ\text{F}$$

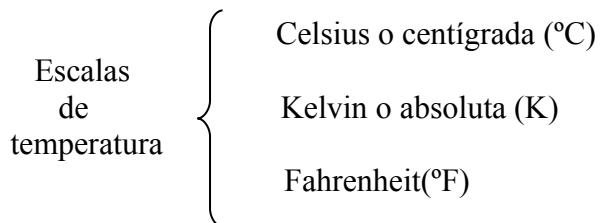
Diferencias entre evaporación y ebullición	
<i>Evaporación</i>	<i>Ebullición</i>
Ocurre sólo en la superficie	Ocurre en todo el líquido
Ocurre a cualquier temperatura, siempre que haya líquido. En el caso del agua, entre 0 y 100 °C.	Ocurre a una temperatura fija para cada líquido. En el caso del agua, a 100 °C.
No hace falta calentar	Normalmente, hace falta calentar

Las burbujas que se forman dentro de un líquido cuando éste se calienta no son de aire, sino de vapor de ese líquido.

Ejemplo: cuando el agua hierve, las burbujas son de vapor de agua.

5. Temperatura y presión

La temperatura de un cuerpo es proporcional al movimiento de sus moléculas: a mayor movimiento, mayor temperatura y al contrario. El aparato que mide la temperatura es el termómetro. Para medir la temperatura, se utilizan tres escalas:



Fórmulas para las transformaciones:

$$\begin{array}{ccc}
 & T_K = T_C + 273 & \\
 ^\circ\text{C} & \xrightarrow{\hspace{1.5cm}} & \text{K} \\
 & \xleftarrow{\hspace{1.5cm}} & \\
 & T_C = T_K - 273 & \\
 \\
 & T_F = \frac{9 \cdot T_C}{5} + 32 & \\
 ^\circ\text{C} & \xrightarrow{\hspace{1.5cm}} & ^\circ\text{F} \\
 & \xleftarrow{\hspace{1.5cm}} & \\
 & T_C = \frac{5 \cdot (T_F - 32)}{9} &
 \end{array}$$

Ejemplo: transforma: 100°C en K y en °F.

$$T_K = T_C + 273 = 100 + 273 = 373 \text{ K}$$

$$T_F = \frac{9 \cdot T_C}{5} + 32 = T_F = \frac{9 \cdot 100}{5} + 32 = 9 \cdot 20 + 32 = 180 + 32 = 212 \text{ } ^\circ\text{F}$$

Exercise: convert 20°C into K and °F.

Example: convert 300 K into °C and °F.

$$T_C = T_K - 273 = 300 - 273 = 27\text{ °C}$$

$$T_F = \frac{9 \cdot T_C}{5} + 32 = \frac{9 \cdot 27}{5} + 32 = \frac{243}{5} + 32 = 48'6 + 32 = 80'6\text{ °F}$$

Exercise: convert 0 K into °C and °F.

Example: convert 40°F into °C and K.

$$T_C = \frac{5 \cdot (T_F - 32)}{9} = \frac{5 \cdot (40 - 32)}{9} = \frac{5 \cdot 8}{9} = \frac{40}{9} = 4'44\text{ °C}$$

$$T_K = T_C + 273 = 4'44 + 273 = 277\text{ K}$$

Example: convert 100 °F into °C and K.

The gas pressure in a container is proportional to the amount of gas inside the container: the greater amount of gas the greater the pressure. The gas pressure is the consequence of multiple collisions of the molecules against other molecules and again the walls of the container. The pressure of the atmosphere is the atmospheric pressure and the instrument to measure it is the barometer; the atmospheric pressure is approximately 1 atm (one atmosphere). The pressure inside a container is measured with the manometer.

The pressure units and their equivalences are:

$$1\text{ atm} = 760\text{ mm Hg} = 76\text{ cm Hg} = 1'013 \cdot 10^5\text{ Pa} = 1'013\text{ bar} = 1013\text{ mbar} = 1'033\text{ kg/cm}^2$$

The pressure units may be converted by using proportions or conversion quotients:

Example: convert 800 cm Hg into mbar.

$$76\text{ cm Hg} = 1013\text{ mbar}$$

$$x = \frac{800 \cdot 1013}{76} = \frac{810400}{76} = 10664\text{ mbar}$$

$$800\text{ cm Hg} = \quad x$$

Exercise: convert:

1) 200.000 Pa into atm.

2) 50 bar into kg/cm² .

Ejercicio: transforma: 20°C en K y °F.

Ejemplo: transforma: 300 K en °C y °F.

$$T_C = T_K - 273 = 300 - 273 = 27\text{ °C}$$

$$T_F = \frac{9 \cdot T_C}{5} + 32 = \frac{9 \cdot 27}{5} + 32 = \frac{243}{5} + 32 = 48'6 + 32 = 80'6\text{ °F}$$

Ejercicio: transforma: 0 K en °C y en °F.

Ejemplo: transforma 40°F en °C y en K.

$$T_C = \frac{5 \cdot (T_F - 32)}{9} = \frac{5 \cdot (40 - 32)}{9} = \frac{5 \cdot 8}{9} = \frac{40}{9} = 4'44\text{ °C}$$

$$T_K = T_C + 273 = 4'44 + 273 = 277\text{ K}$$

Ejemplo: transforma 100 °F en °C y en K.

La presión de un gas dentro de un recipiente es proporcional a la cantidad de gas que hay en ese recipiente: a mayor cantidad de gas, mayor presión. La presión de un gas es consecuencia de los múltiples choques de las moléculas entre sí y contra las paredes del recipiente. La presión que ejerce la atmósfera se llama presión atmosférica y el aparato que la mide se llama barómetro; la presión atmosférica es aproximadamente igual a 1 atm (una atmósfera). La presión dentro de un recipiente se mide con el manómetro.

Las unidades de presión y las relaciones entre ellas son:

$$1\text{ atm} = 760\text{ mm Hg} = 76\text{ cm Hg} = 1'013 \cdot 10^5\text{ Pa} = 1'013\text{ bar} = 1013\text{ mbar} = 1'033\text{ kg/cm}^2$$

Las unidades de presión se transforman usando reglas de tres o factores de conversión.

Ejemplo: transforma 800 cm Hg en mbar.

$$76\text{ cm Hg} = 1013\text{ mbar}$$

$$x = \frac{800 \cdot 1013}{76} = \frac{810400}{76} = 10664\text{ mbar}$$

$$800\text{ cm Hg} = x$$

Ejercicio: transforma:

1) 200.000 Pa en atm.

2) 50 bar en kg/cm².

6. Processes with gases

The state of a gas means its current properties. The state of a gas is fixed by the the state variables which are: pressure (P), volume (V), temperature (T). A process is an evolution of a system. The processes with gases follow this law:

$$\frac{(P_1 \cdot V_1)}{T_1} = \frac{(P_2 \cdot V_2)}{T_2}$$

Meaning subscript 1: initial conditions and script 2: final conditions. There are several significant cases for these formula:

a) Isothermic process: $T = \text{constant}$.

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = \text{constant} \quad \text{Boyle's law}$$

b) Isobaric process: $P = \text{constant}$.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{constant} \quad \text{Charles's law}$$

c) Isocoric process: $V = \text{constant}$.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \text{constant} \quad \text{Gay-Lussac's law}$$

Example: in an isothermic process, $P \cdot V = \text{constant}$ --- $V = \text{constant} / P$.

That means that if the pressure increases, the volume decreases.

Exercise: what occurs in an isobaric process if volume increases?

Exercise: what occurs in an isocoric process if temperature increases?

Example: there are 2 l of a gas at 1 atm and 285 K. What is the final volume if the final conditions are 0.5 atm and 3000 K.

Exercise: there are 5 l of a gas at 3 atm and 25° C.

What is the final pressure if it is heated up to 100 °C? There is no change in volume.

6. Procesos con gases

El estado de un gas significa sus propiedades actuales. El estado de un gas está determinado por sus variables de estado, que son: presión (P), volumen (V), temperatura (T). Un proceso es una evolución de un sistema. Los procesos con gases siguen esta ley:

$$\frac{(P_1 \cdot V_1)}{T_1} = \frac{(P_2 \cdot V_2)}{T_2}$$

Refiriéndose el subíndice 1 a las condiciones iniciales y el subíndice 2 a las condiciones finales. Hay varios casos significativos para esta fórmula:

a) Proceso isotérmico: T = constante.

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = \text{constante} \quad \text{Ley de Boyle}$$

b) Proceso isobárico: P = constante.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{constante} \quad \text{Ley de Charles}$$

c) Proceso isocórico: V = constante.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \text{constante} \quad \text{Ley de Gay-Lussac}$$

Ejemplo: en un proceso isotérmico: $P \cdot V = \text{constante}$ --- $V = \text{constante} / P$.

Esto significa que, si la presión aumenta, el volumen disminuye.

Ejercicio: ¿Qué ocurre en un proceso isobárico si el volumen aumenta?

Ejercicio: ¿Qué ocurre en un proceso isocórico si la temperatura aumenta?

Ejemplo: hay 2 l de un gas a 1 atm y 285 K. ¿Cuál es el volumen final si las condiciones finales son 0'5 atm 3000 K?

Ejercicio: hay 5 l de un gas a 3 atm y 25° C.

¿Cuál será la presión final si se calienta hasta 100 °C? No hay cambio de volumen.

PROBLEMS IN MATTER

1) Convert: a) 184 K into °C and °F. b) – 20°C into K and °F
 Solution: a) – 89°C, - 128'2 °F b) 253 K, - 4°F

2) Convert: a) 80 °F into °C and K b) 25 °C into K and °F
 Solution: a) 26'7 °C, 299'7 K b) 298 K, 77 °F

3) Convert: 20 kg/cm² into bar and mm Hg
 Solution: 19'6 kg/cm², 14714 mm Hg

4) Convert: 2 · 10⁵ Pa into atm and Kg/cm²
 Solution: 1'97 atm, 2'04 Kg/cm²

5) 5 l of a gas at 2 atm are compressed isothermally up to 3 l. Find the final pressure.
 Solution: 3'33 atm.

6) 10 l of a gas at 25 °C are heated up isobarically up to 100 °C. Find the final volume.
 Solution: 12'5 l.

7) A gas at 150 °C and 0'5 atm is cooled down isocorically until 46 °C. Find the final pressure.
 Solution: 0'377 atm.

8) 6 l of a gas at 20 °C and 2 atm are heated up to 60 °C and 3 atm. Find the final volume.
 Solution: 4'55 l.

PROBLEMAS DE LA MATERIA

1) Transforma: a) 184 K en °C y °F. b) - 20°C en K y °F
Solución: a) - 89°C, - 128'2 °F b) 253 K, - 4°F

2) Transforma: a) 80 °F en °C y K b) 25 °C en K y °F
Solución: a) 26'7 °C, 299'7 K b) 298 K, 77 °F

3) Transforma: 20 kg/cm² en bar y mm Hg
Solución: 19'6 kg/cm², 14714 mm Hg

4) Transforma: $2 \cdot 10^5$ Pa en atm y Kg/cm²
Solución: 1'97 atm, 2'04 Kg/cm²

5) Se comprimen isotérmicamente 5 l de un gas a 2 atm hasta 3 l. Halla la presión final.
Solución: 3'33 atm.

6) Se calientan isobáricamente 10 l de un gas a 25 °C hasta 100 °C. Calcula el volumen final.
Solución: 12'5 l.

7) Se enfría isocóricamente un gas a 150 °C y 0'5 atm hasta 46 °C. Halla la presión final.
Solución: 0'377 atm.

8) 6 l de un gas a 20 °C se calientan hasta 60 °C y 3 atm. Calcula el volumen final.
Solución: 4'55 l.

EXERCISES IN ENGLISH

1) FILL IN THE BLANKS

vacuum work means random molecules collide container mass behaviour phases
portion empty charged kinetic neutral volume commonly plasma

The Universe is made of matter, energy and Matter is anything which has and occupies a, energy is the ability to do a and vacuum is a volume of space that is of matter.

Matter is said to exist in four states or: solid, liquid, gas and Plasma is a state of matter similar to gas in which a certain of the particles is ionized. Ionized means electrically, e.g. with more or with less electrons than a atom.

The theory tries to give an explanation of the of a gas by of the motion of particles, that is atoms and The moving particles with each other and with the walls of the

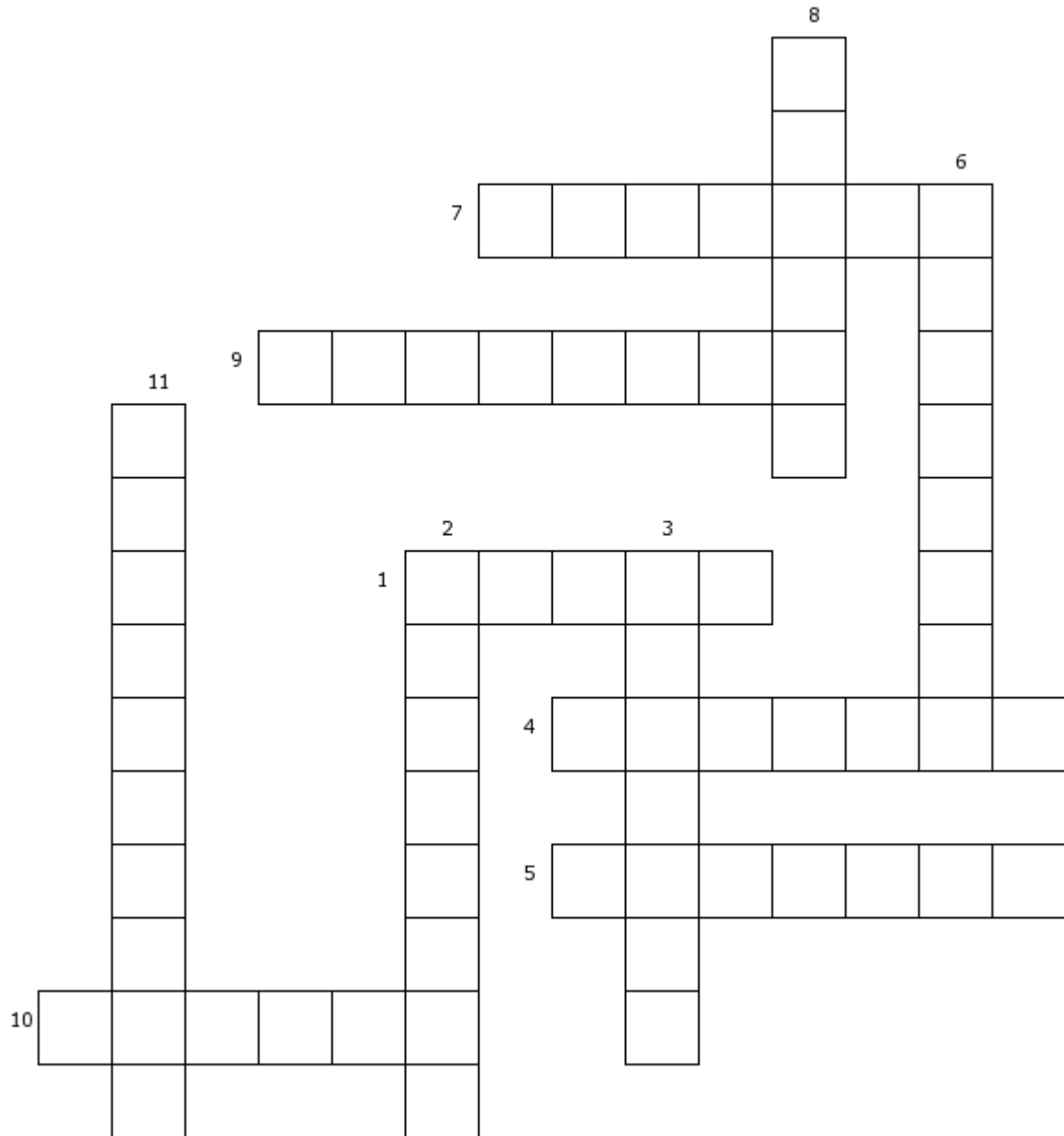
2) THE RIGHT OPTION

A phase transition is the **transformation** / **transforming** of one **state** / **estate** of matter to another. It is typical a change in some variables and the **constancy** / **constance** of others, mainly the temperature. Solid, liquid and gas may **coexist** / **to coexist** in the so called triple point. At that point, it is possible to change the **sustance** / **substance** to ice, liquid water, or water vapour by making small changes in **presure** / **pressure** and temperature.

Vapor pressure is the pressure of a vapour in **thermodynamic** / **termodinamic** equilibrium with its liquid. **At** / **In** reaching the boiling point, bubbles formed in the inside of the liquid are not air but the liquid substance which has **converted** / **transformed** into vapour. When the gas in touch with a liquid inside a closed container is expelled, the liquid evaporates instantaneously. That is what is called a flash evaporation.

In astronomy and cosmology, dark matter is matter that **nor** / **neither** emits **nor** / **neither** scatters light or other electromagnetic radiation, and so cannot be directly **ponderated** / **detected**. Dark matter is **hoped** / **believed** to constitute 83% of the matter in the universe. One **hypothesis** / **hypotesis** is that dark matter is made of neutrinos, an electrically neutral tiny particle.

3) CROSSWORDS



Write in English:

1) FUERZA

3) ENFRIAMIENTO

5) MEZCLA

7) CINÉTICA (ADJ.)

9) PRESIÓN

11) SUBLIMACIÓN INVERSA

2) SOLIDIFICACIÓN

4) COLISIONAR

6) COMPUESTO

8) MATERIA

10) MOVIMIENTO

4) COLUMNS

Match both columns:

A	Evaporation	H	Any change from liquid to gas
B	Viscosity	I	Consequence of the collision between molecules
C	Temperature	J	It happens at 37 °C, for instance
D	Expansibility	K	Liquids do not have it
E	Vaporization	L	Consequence of the motion of molecules
F	Pressure	M	It does not happen at 50 °C, for instance
G	Boiling	N	Some liquids cannot flow because of this

5) PHRASE ORDER

Arrange these sentences:

a) a to internal describes fluid's Viscosity resistance flow.

.....

b) A to the container. a able and liquid shape of flow take is

.....

c) The is of a thermal kinetic energy system's energy particles. the

.....

d) is the an in expansion response increase to temperature. Thermal

.....

e) A of is method. change also purification state a

.....

6) QUESTIONS

a) Try to explain briefly the water cycle.

b) Why do liquids have surface and gas do not?

c) Why do foods last longer when they are frozen?

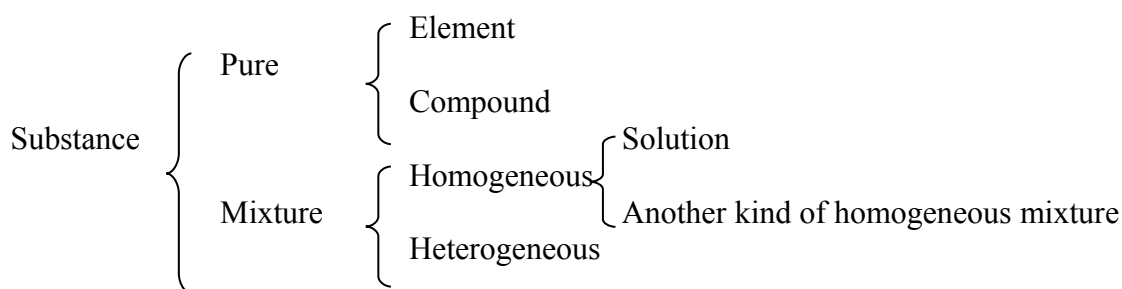
UNIT 3: SOLUTIONS

Contents

1. Introduction.
2. Types of solutions.
3. Concentration.
4. Density of the solution.
5. Solubility.
6. Separation of components.

1. Introduction

Substances can be classified this way:



A dissolution is a mixture of substances mixed in a molecular level. Not all the homogeneous mixtures are solutions. These are some rules to distinguish one from the other:

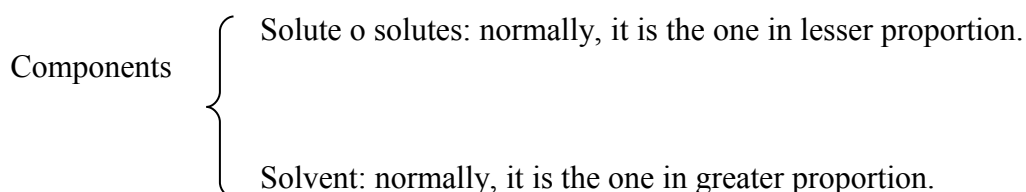
Rule	Type of mixture
Components are perfectly mixed	Solution
Components are clearly separated	Heterogeneous mixture
Components are in grain size	Homogeneous mixture

Example: salt + water is a solution, oil + water is a heterogeneous mixture and sand + cement is a homogeneous mixture.

Exercise: classify these mixtures into homogeneous, heterogeneous or solution:

- a) white coffee:
- b) water + alcohol:
- c) iron filings + sulphur:
- d) gasoline + water:
- e) sand + water:

The components of a solution are the pure substances which form the solution. They are the following ones:



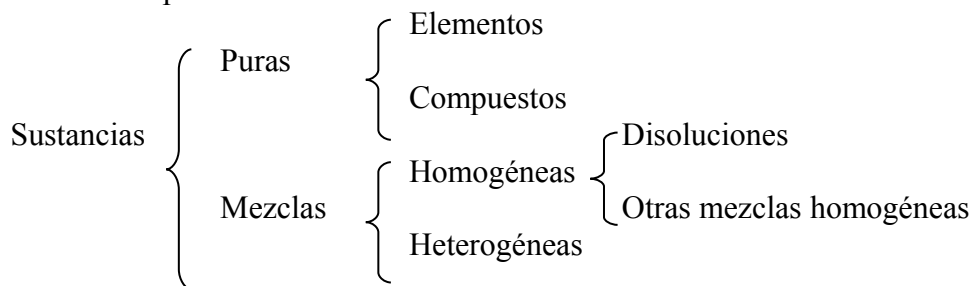
TEMA 3: DISOLUCIONES

Esquema

1. Introducción.
2. Tipos de disoluciones.
3. Concentración.
4. Densidad de la disolución.
5. Solubilidad.
6. Separación de los componentes.

1. Introducción

Las sustancias se podían clasificar así:



Una disolución es una mezcla homogénea a nivel molecular. Existen otras mezclas homogéneas que no son disoluciones. Hay que saber distinguir entre disolución, mezcla homogénea y mezcla heterogénea:

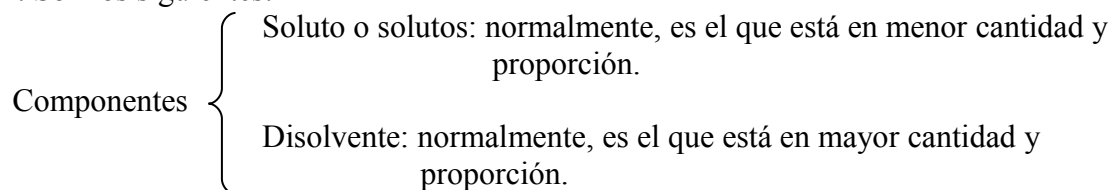
Regla	Tipo de mezcla
Los componentes se mezclan perfectamente	Disolución
Los componentes están separados claramente	Mezcla heterogénea
Los componentes son sólidos mezclados en forma de granos	Mezcla homogénea

Ejemplo: sal + agua es una disolución, aceite + agua es una mezcla heterogénea y arena + cemento es una mezcla homogénea.

Ejercicio: clasifica las siguientes mezclas en: homogéneas, heterogéneas o disoluciones:

- a) café con leche:
- b) agua + alcohol:
- c) limaduras de hierro + azufre:
- d) gasolina + agua:
- e) arena + agua:

Los componentes de una disolución son las sustancias puras que forman parte de la disolución. Son los siguientes:



Example: water 30 %, alcohol: 70 %. Alcohol is the solvent and water is the solute.

Nevertheless, there are solutions in which the solvent is in the lesser proportion. We must not get confused as the solvent will always be the water in our exercises.

Example: a 96° alcohol solution. Water is the solvent and alcohol is the solute.

2. Types of solutions

They can be classified in two ways:

a) Paying attention to the solute proportion:

Solution	{ Diluted: low solute concentration. Concentrated: high solute concentration. Saturated: maximum solute concentration.
----------	--

b) Paying attention to the states of matter of solute and solvent:

Solute	Solvent	Examples of solutions
Gas	Gas	Air (oxygen in nitrogen)
Liquid	Gas	Mist (water in air)
Solid	Gas	Smoke (ashes in air)
Gas	Liquid	Soda (carbon dioxide in water)
Liquid	Liquid	Alcohol in water
Solid	Liquid	Sea water (salt in water)
Gas	Solid	Hydrogen in platinum
Liquid	Solid	Amalgam (mercury in another metal)
Solid	Solid	Steel (carbon in iron)

3. Concentration

Concentration is a magnitude which measures the proportion between solute and solution. There are some forms to express the concentration, but they are all a quotient like this one:

$$\frac{\text{amount of solute}}{\text{amount of solution}}$$

The amount can be expressed as a mass or as a volume.

The types of concentrations are:

1) Mass percentage:

$$\text{Mass percentage} = \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of solution}} \cdot 100 \quad (\%)$$

$$\% \text{ masa} = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100$$

Ejemplo: Agua: 30 %, alcohol: 70 %. El disolvente es el alcohol y el soluto el agua.

Sin embargo, hay disoluciones en las que el el disolvente es el que está en menor cantidad. No nos debemos confundir, ya que en nuestros problemas el disolvente siempre será el agua.

Ejemplo: alcohol de 96° o del 96 %. El disolvente es el agua y el soluto el alcohol.

2. Tipos de disoluciones

Se pueden clasificar de dos formas:

a) Atendiendo a la proporción de soluto:

Disolución { Diluida: aquella que tiene baja concentración de soluto.
Concentrada: aquella que tiene alta concentración de soluto.
Saturada: aquella que tiene la máxima concentración de soluto.

b) Atendiendo al estado de agregación de soluto y disolvente.

Soluto	Disolvente	Ejemplos
Gas	Gas	Aire (oxígeno en nitrógeno)
Líquido	Gas	Niebla (agua en aire)
Sólido	Gas	Humo (ceniza en aire)
Gas	Líquido	Gaseosa (dióxido de carbono en agua)
Líquido	Líquido	Cubata (alcohol en agua)
Sólido	Líquido	Salmuera (sal en agua)
Gas	Sólido	No tiene nombre (hidrógeno en platino)
Líquido	Sólido	Amalgama (mercurio en metal)
Sólido	Sólido	Acero (carbono en hierro)

3. Concentración

La concentración es una medida de la proporción de soluto con respecto a la de disolvente o a la de disolución. Hay varias formas de expresar la concentración, pero todas tienen esta forma:

$$\frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de disolvente o de disolución}}$$

La cantidad puede ser en masa o en volumen. Las formas de concentración son las siguientes:

1) Porcentaje en masa o en peso:

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100 \quad (\%)$$

$$\% \text{ masa} = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100$$

Example: a solution of salt is 40 % and has 80 g of salt. What is the total mass of solution?

$$m_D = \frac{m_s \cdot 100}{\text{percentage}} = \frac{80 \cdot 100}{40} = \frac{8000}{40} = 200 \text{ g of solution}$$

Exercise: in a jar in the laboratory it is written “ 98 % sulphuric acid”.

a) What mass of acid is there in 250 g of solution?

b) 30 g of pure sulphuric acid are needed. What mass of solution must be taken?

2) Volume percentage:

$$\text{Volume percentage} = \frac{\text{volume of solute}}{\text{volume of solution}} \cdot 100 \quad (\%)$$

$$\% \text{ volume} = \frac{V_s}{V_D} \cdot 100$$

In alcoholic drinks, volume percentage is the same as degrees, i.e.:

volume percentage = degrees

Example: a 4'5° beer (4'5 degrees beer) is the same as 4'5 in volume percentage.

Example: calculate the volume of alcohol in ml in a bottle of whisky of 1'5 l and 40°.

Solution:

$$V_s = \frac{V_D \cdot \text{volume percentage}}{100} = \frac{1'5 \cdot 40}{100} = 0'6 \text{ l} = 600 \text{ cm}^3$$

Exercise: calculate the volume of alcohol in ml in a 33 cl bottle of beer. The beer is 4'5°.

3) Mass over volume:

$$\text{concentration} = \frac{\text{mass of solute}}{\text{volume of solution}}$$

$$c = \frac{m_s}{V_D}$$

Ejemplo: una disolución de sal del 40 % tiene 80 g de sal. ¿Cuál es la masa total de disolución?

$$m_D = \frac{m_s \cdot 100}{\text{porcentaje}} = \frac{80 \cdot 100}{40} = \frac{8000}{40} = 200 \text{ g de disolución}$$

Ejercicio: en un bote de laboratorio está escrito: “Ácido sulfúrico del 98 %”.

a) ¿Qué masa de ácido hay en 250 g de disolución?

b) Si necesitamos 30 g de ácido sulfúrico puro, ¿qué masa de disolución hay que tomar?

2) Porcentaje en volumen:

$$\text{Porcentaje en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \cdot 100 \quad (\%)$$

$$\% \text{ volumen} = \frac{V_s}{V_D} \cdot 100$$

En las bebidas alcohólicas, la concentración en grados coincide con la concentración en porcentaje en volumen, es decir:

$$\text{grados} = \% \text{ volumen}$$

Ejemplo: calcula el volumen de alcohol en ml que hay en una botella de whisky de 1'5 l y 40°.

$$V_s = \frac{V_D \cdot \text{volumen}}{100} = \frac{1'5 \text{ l} \cdot 40}{100} = 0'6 \text{ l} = 600 \text{ cm}^3$$

Ejercicio: calcula el volumen de alcohol en ml que hay en un botellín de cerveza si su capacidad es de 20 cl y su concentración es 4'5°.

3) Masa por unidad de volumen:

$$\text{concentración} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \quad \left[\frac{\text{g}}{\text{l}} , \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} , \text{etc} \right]$$

$$c = \frac{m_s}{V_D}$$

Example: in a container with 20 g of salt is poured water up to 750 cm³ of solution.

a) What is its concentration in g/l? b) And in kg/ml?

$$a) c = \frac{m_s}{V_D} = \frac{20 g}{0.75 l} = 26.7 \frac{g}{l}$$

$$b) c = \frac{m_s}{V_D} = \frac{0.020 kg}{750 ml} = 2.67 \cdot 10^{-5} \frac{kg}{ml}$$

Exercise: calculate the mass of solute in 250 cm³ of a solution with a concentration of 45 g/l.

4. Density of a solution

The density of a solution can be calculated this way:

$$d_D = \frac{m_D}{V_D}$$

being: d_D : density of the solution (g / ml, g / cm³ , etc).

m_D : mass of the solution (g).

V_D : volume of the solution (ml , cm³ , etc).

The density of a solution is usually a piece of information together with the mass percentage.

Example: calculate the mass of the solute in half a litre of a solution with a density of 1.2 g/cm³ and a mass percentage of 20 %.

Solution:

$$m_D = d_D \cdot V_D = 1.2 \frac{g}{cm^3} \cdot 500 cm^3 = 600 g \text{ of solution.}$$

$$m_s = 600 g \cdot \frac{20}{100} = 120 g \text{ of solute.}$$

Exercise: a commercial acid has a density of 1.19 kg/l and a concentration of 37 %. Calculate the mass of the solute in half a litre of acid.

4. Solubility

Suppose a solution is going to be prepared. There are substances which can be mixed in any proportion.

Example: alcohol and water are mixed in any proportion and they always form a solution.

Nevertheless, there are substances which can be solved up to a maximum proportion between solute and solvent. It happens when the solute is a solid and the solvent is a liquid.

Example: salt and water.

Ejemplo: a 20 g de sal le añadimos agua hasta completar 750 cm³ de disolución.

a) ¿Cuál es su concentración en g/l? b) ¿Y en kg/ml?

$$a) c = \frac{m_s}{V_D} = \frac{20 g}{0.75 l} = 26.7 \frac{g}{l}$$

$$b) c = \frac{m_s}{V_D} = \frac{0.020 kg}{750 ml} = 2.67 \cdot 10^{-5} \frac{kg}{ml}$$

Ejercicio: calcula la masa de soluto que hay en 250 cm³ de una disolución de concentración 45 g/l.

4. Densidad de la disolución

La densidad de la disolución se puede calcular así:

$$d_D = \frac{m_D}{V_D}$$

siendo: d_D : densidad de la disolución (g / ml, g / cm³, etc).

m_D : masa de la disolución (g).

V_D : volumen de la disolución (ml , cm³, etc).

La densidad de la disolución, normalmente, es un dato que va con el porcentaje en masa.

Ejemplo: calcula la masa de soluto en medio litro de una disolución de densidad 1.2 g/cm³ y de porcentaje en masa 20 %.

Solution:

$$m_D = d_D \cdot V_D = 1.2 \frac{g}{cm^3} \cdot 500 cm^3 = 600 g \text{ of dissolution.}$$

$$m_s = 600 g \cdot \frac{20}{100} = 120 g \text{ of solute.}$$

Ejercicio: un ácido comercial tiene una densidad de 1.19 kg/l y una concentración del 37 %. Calcula la masa de soluto en medio litro de disolución.

5. Solubilidad

Supongamos que vamos a hacer una disolución con un soluto y un disolvente. Existen sustancias que forman disoluciones en todas las proporciones.

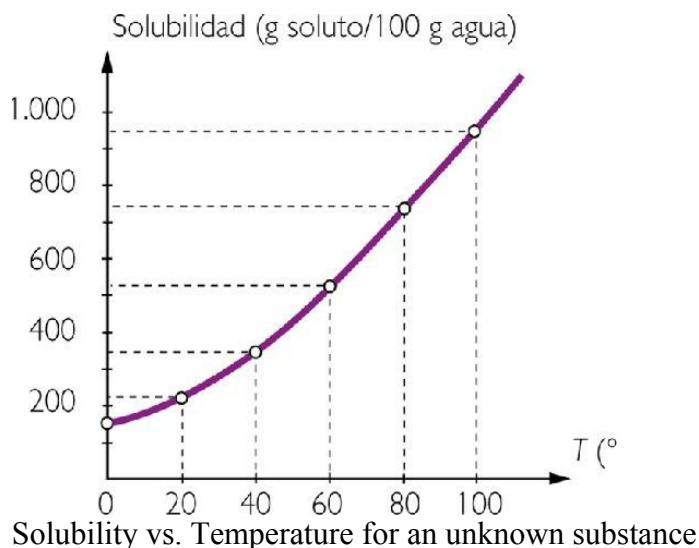
Ejemplo: el alcohol y el agua se mezclan en cualquier proporción, de tal manera que siempre tendremos una disolución.

Sin embargo, hay sustancias que se disuelven hasta una proporción máxima entre soluto y disolvente; esto ocurre con las disoluciones de soluto sólido en disolvente líquido.

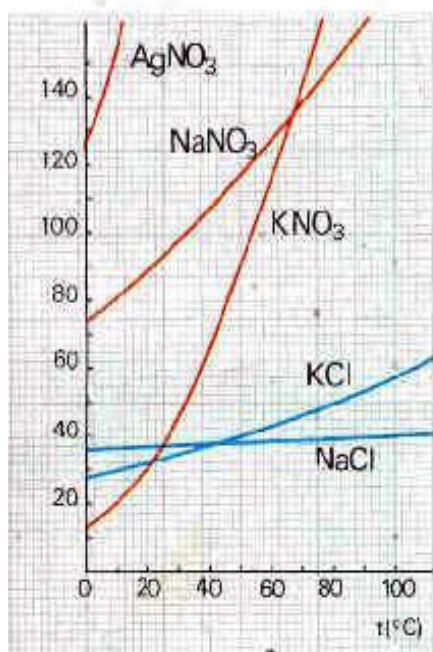
Ejemplo: la sal en el agua.

If salt is added to the water and it is stirred, salt solves and the solution gets concentrated; there is a moment in which the solution admits no more salt and the new salt added goes to the bottom. In that moment, the solution is saturated. Solubility is the concentration of the saturated solution.

The solubility of a substance depends on temperature, the nature of the solute and the nature of the solvent. The solubility curve of a substance is a solubility versus temperature graph. Most of these curves are upward; that means that solubility usually increases with temperature.

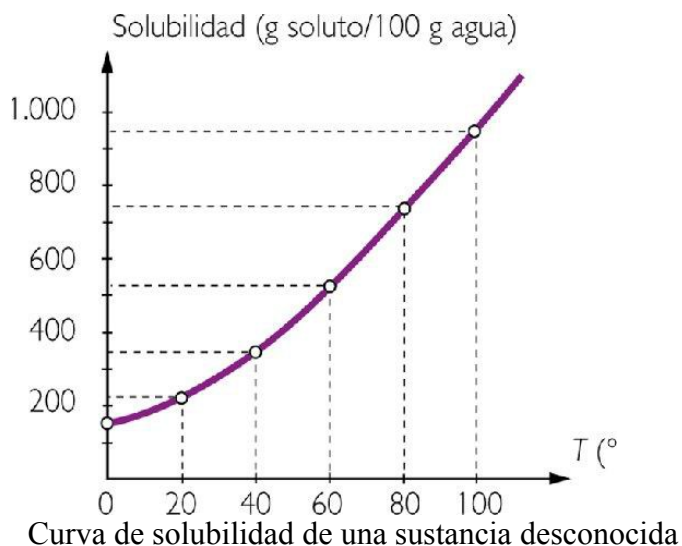


Next graph represents solubility vs. Temperature for several substances:

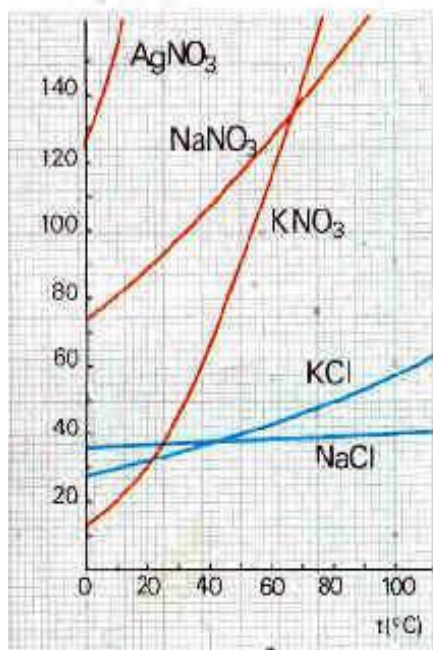


Si añadimos sal común al agua y agitamos, la sal va disolviéndose y la disolución se va concentrando; llega un momento en que la disolución no admite más sal y, la nueva sal que añadamos, se va al fondo. Se dice que, en ese momento, la disolución está saturada. La concentración de la disolución saturada se llama solubilidad de la sustancia.

La solubilidad depende de: la temperatura, el soluto del que se trate y el disolvente del que se trate. Las curvas de solubilidad representan la solubilidad frente a la temperatura. La mayoría de estas curvas son ascendentes: esto significa que la solubilidad suele aumentar con la temperatura.



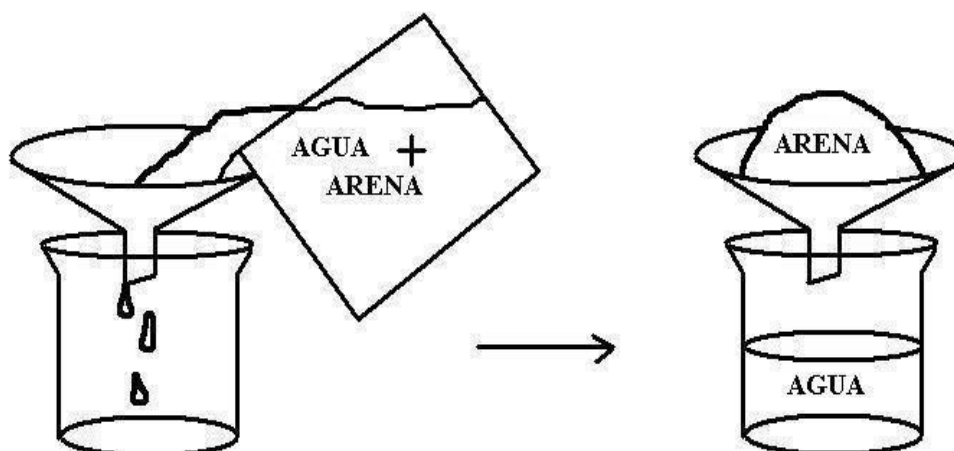
En la siguiente gráfica se representan las curvas de solubilidad superpuestas de varias sustancias:



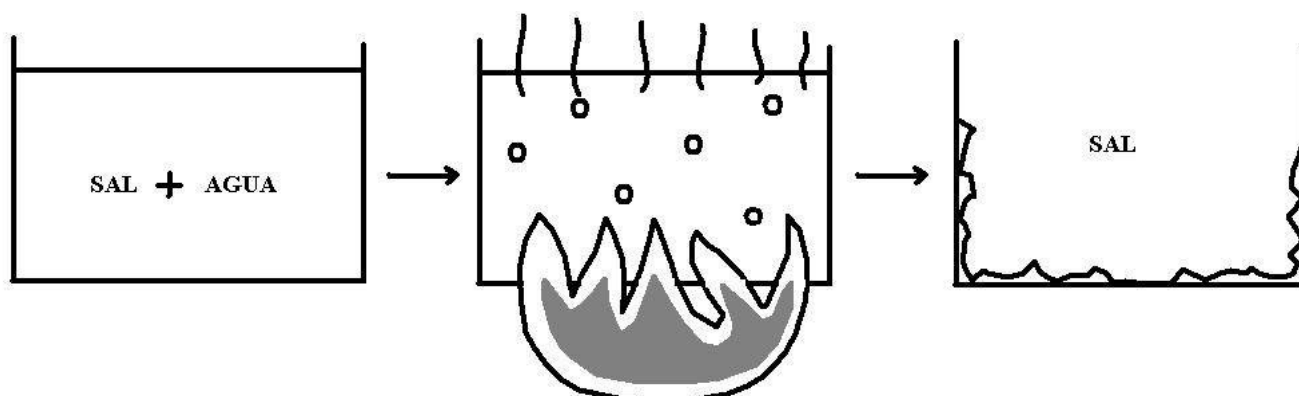
5. Separation of components.

The components of a mixture can be separated by one or some of the following techniques:

a) Filtration: a mixture is poured in a filter, the solid is retained and the liquid passes through. It is not useful to separate the components of a solution because both components go through the filter.

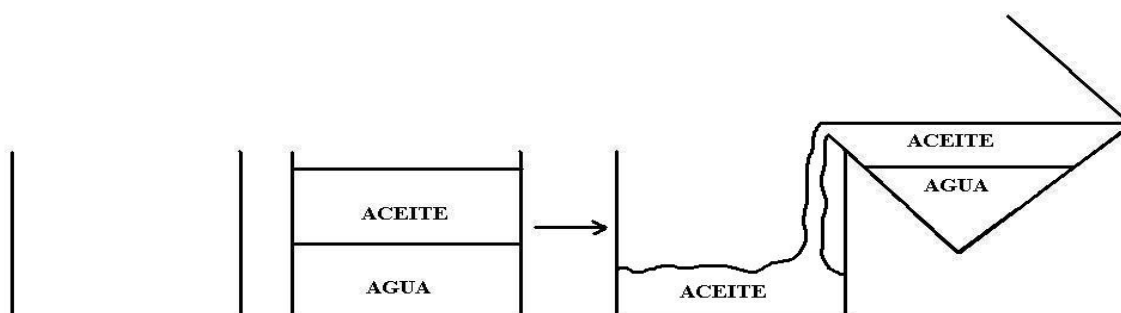


b) Evaporation: the solution is heated up until the solvent is gaseous. The solute remains in the container.



c) Decanting: components are separated because of the difference between the densities. The heaviest component can be removed by the bottom or the lightest component can be removed by the top.

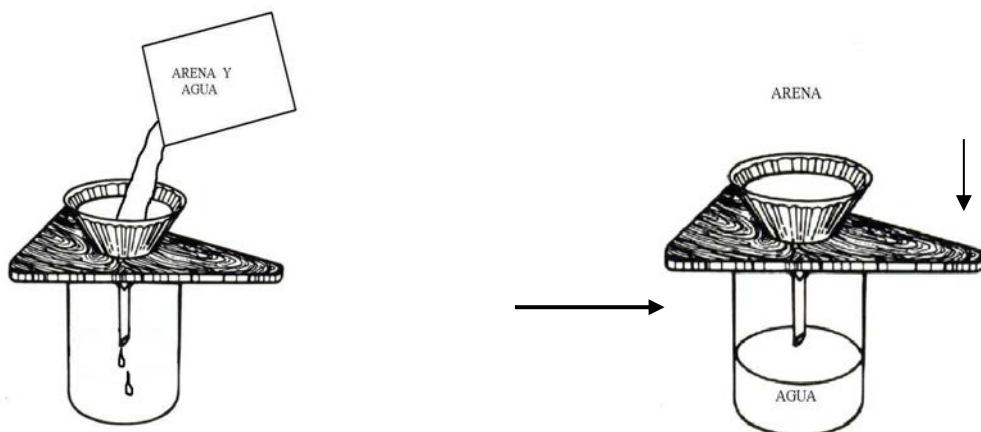
. First type:



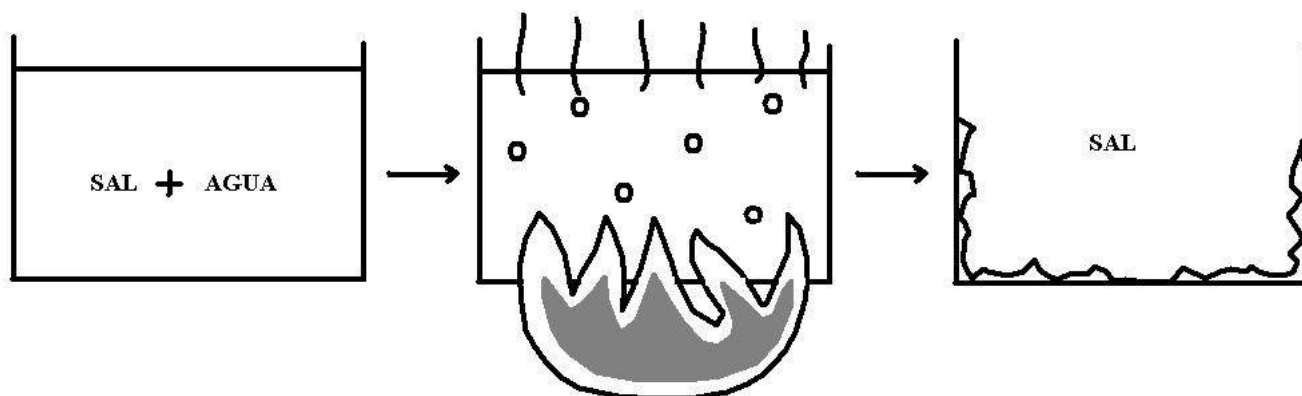
5. Separación de los componentes

Los componentes de una mezcla se pueden separar por uno o varios de estos métodos:

a) Filtración: consiste en hacer pasar una mezcla por un filtro que retiene al sólido y deja pasar al líquido. No sirve para separar los componentes de una disolución, ya que, pasarían el soluto y el disolvente a través del filtro.

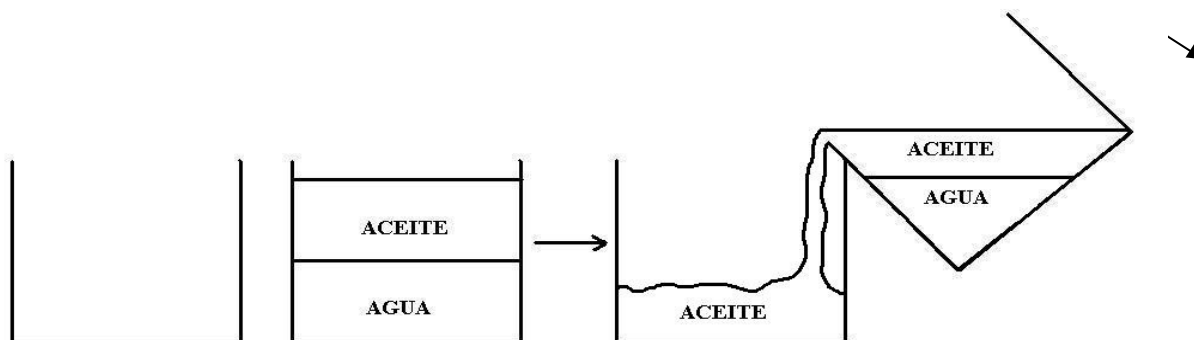


b) Evaporación: consiste en calentar la disolución para evaporar el disolvente. El soluto no se evapora, se queda en el recipiente.

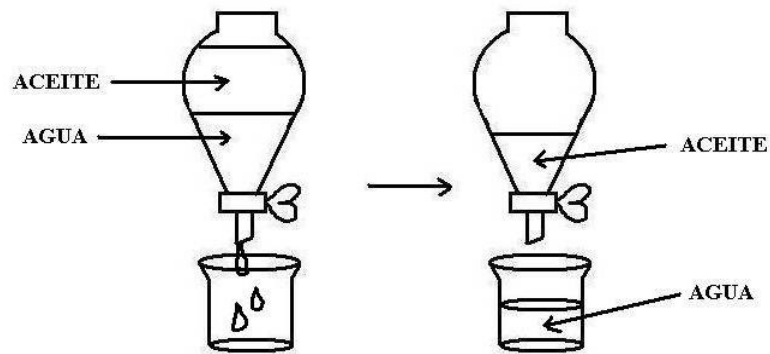


c) Decantación: consiste en separar los componentes gracias a la diferencia de densidades. Se puede separar el componente más pesado por abajo o el más ligero por arriba.

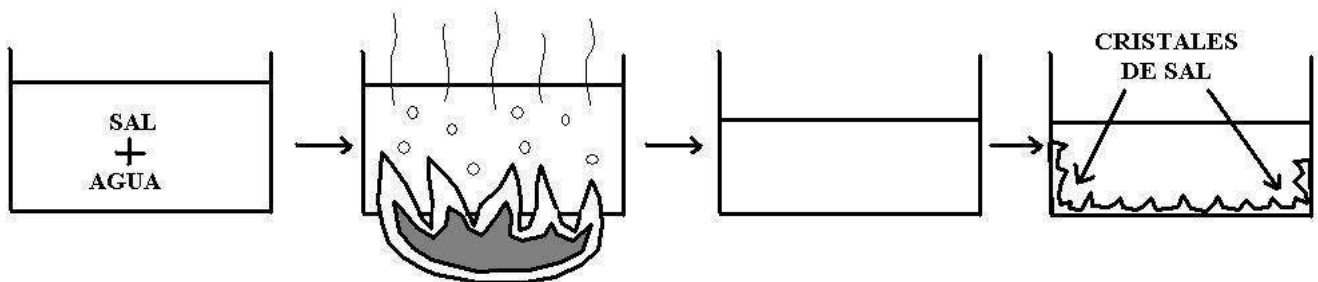
. Primer tipo:



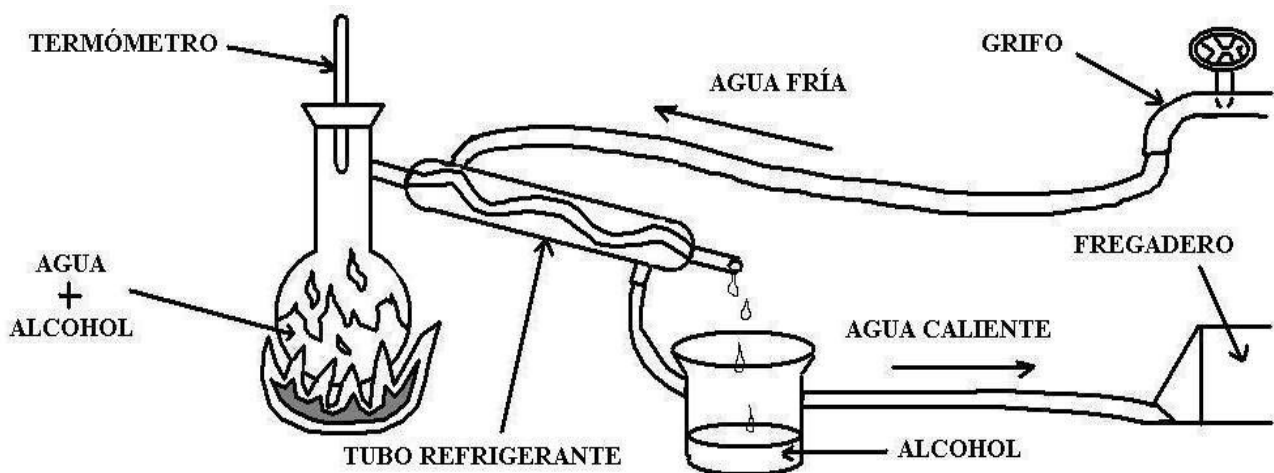
. Second type:



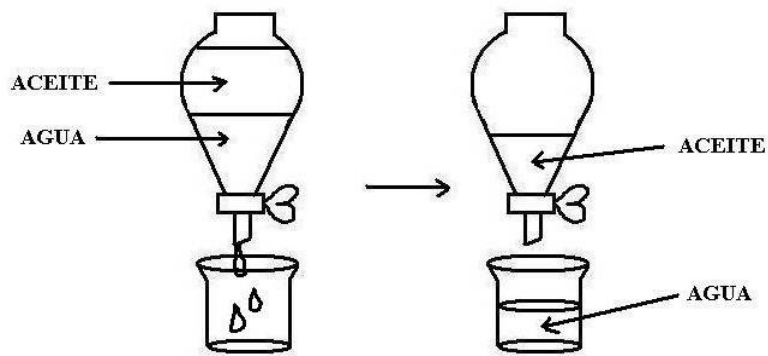
d) Crystallization: a solution is concentrated by evaporating part of the solvent, it cools down at room temperature and some crystals appear in the bottom and in the walls of the container.



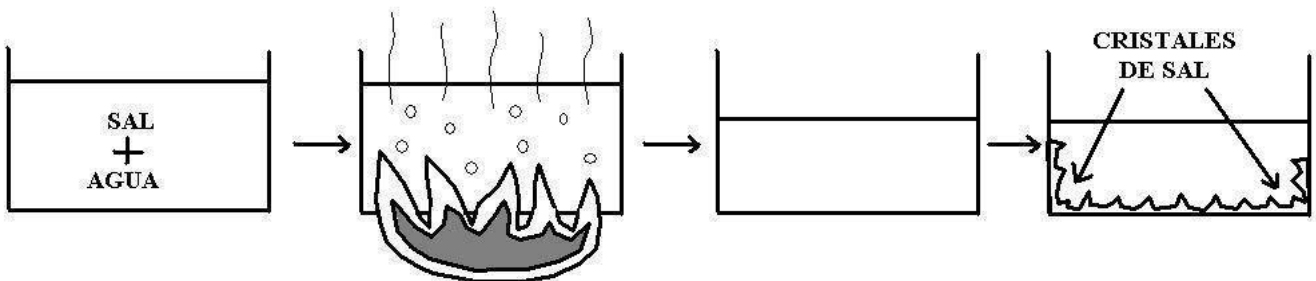
e) Distillation: the solution is heated up until the most volatile liquid is evaporated and the vapour is condensed by cooling down. Volatile means easy to evaporate.



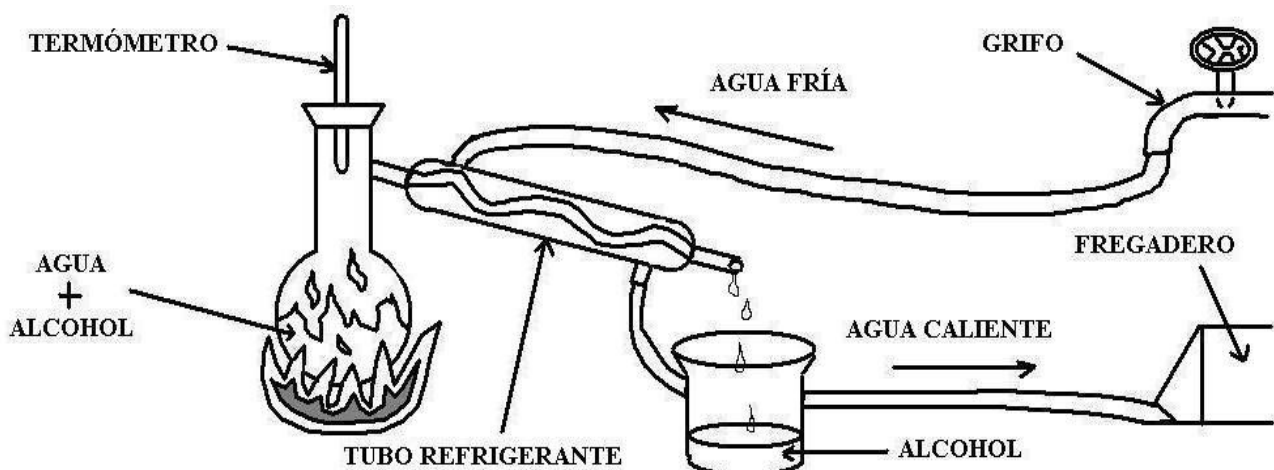
. Segundo tipo:



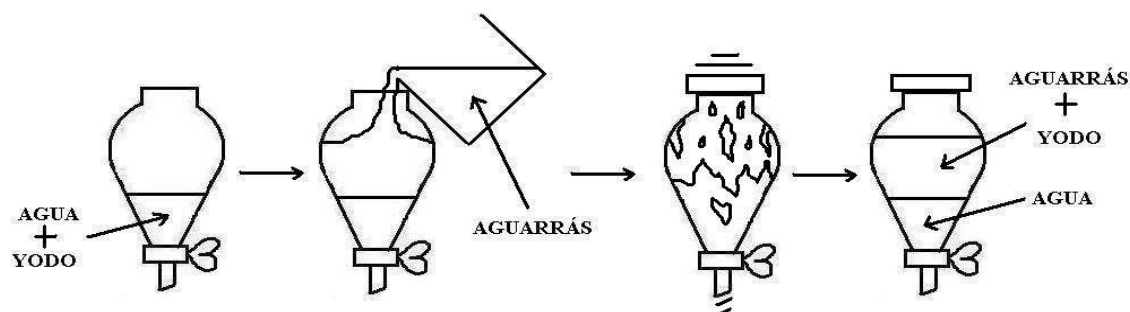
d) **Cristalización:** consiste en evaporar parte del disolvente, dejar enfriar y dejar aparecer cristales de soluto puro en el fondo y en las paredes del recipiente.



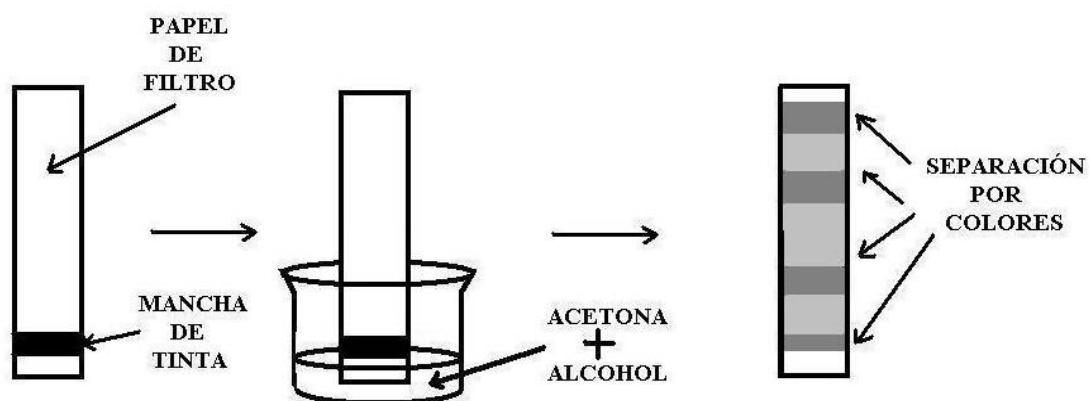
e) **Destilación:** consiste en calentar la disolución hasta que se evapore el líquido más volátil para después condensarlo mediante enfriamiento. Volátil significa que se evapora con facilidad.



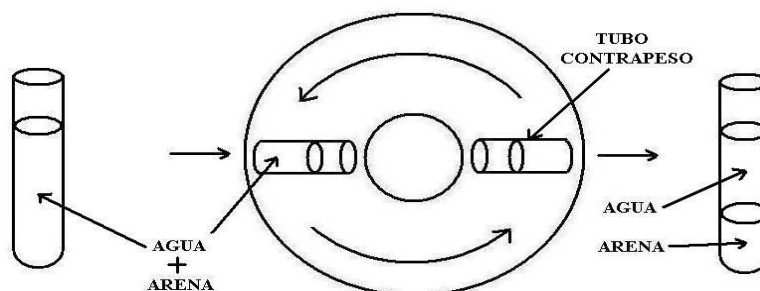
f) Extraction: a new solvent is added to the solution and the solute dissolves better in the new solvent. The new solvent must not get mixed with the old one. Example: water and gasoline.



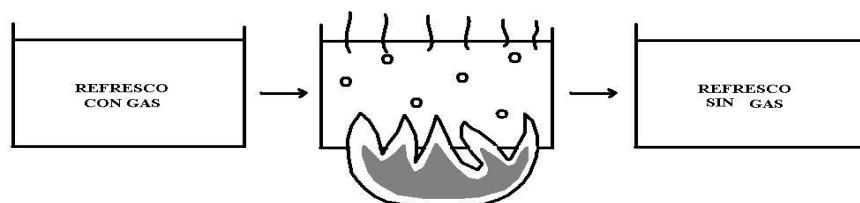
g) Chromatography: substances are separated because of the difference between the speeds of diffusion of the components moving in a sheet of filter. Diffusion means to extend.



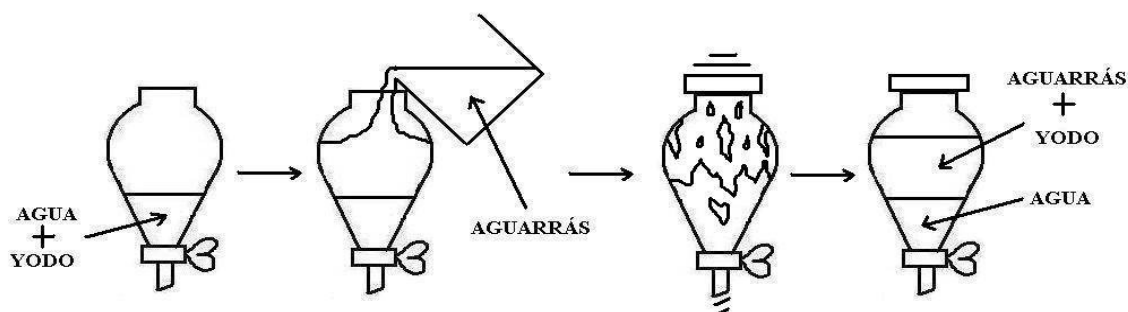
h) Centrifugation: the mixture spins round at high speed and the most dense component fall quickly at the bottom.



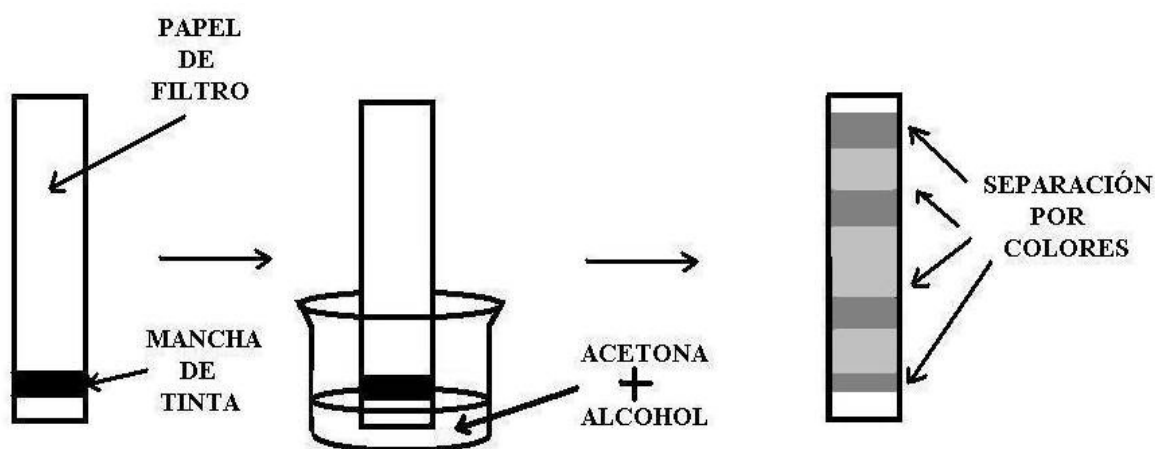
i) Slight heating up: the solution is heated up a little and the dissolved gas releases.



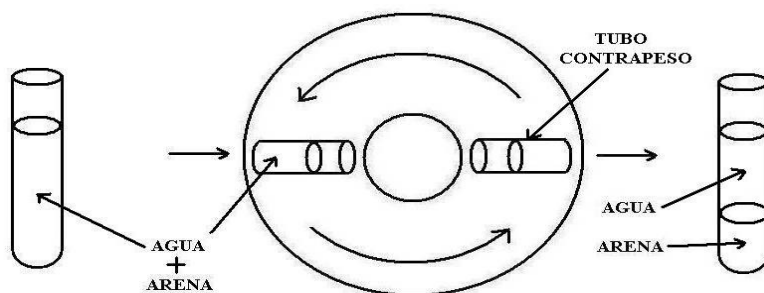
f) Extracción: consiste en añadir un disolvente inmiscible con la disolución, agitar y dejar que el soluto pase al nuevo disolvente.



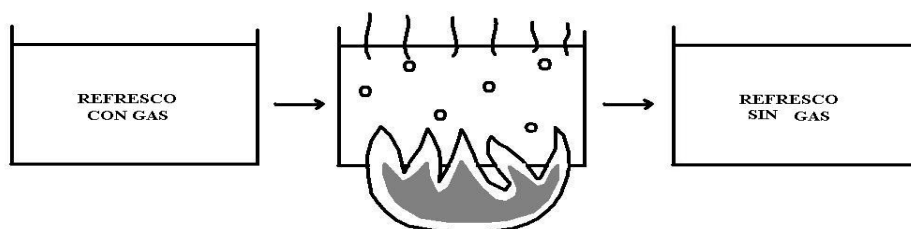
g) Cromatografía: las sustancias se separan por las distintas velocidades de difusión de los componentes en un papel de filtro. Difusión significa extenderse.



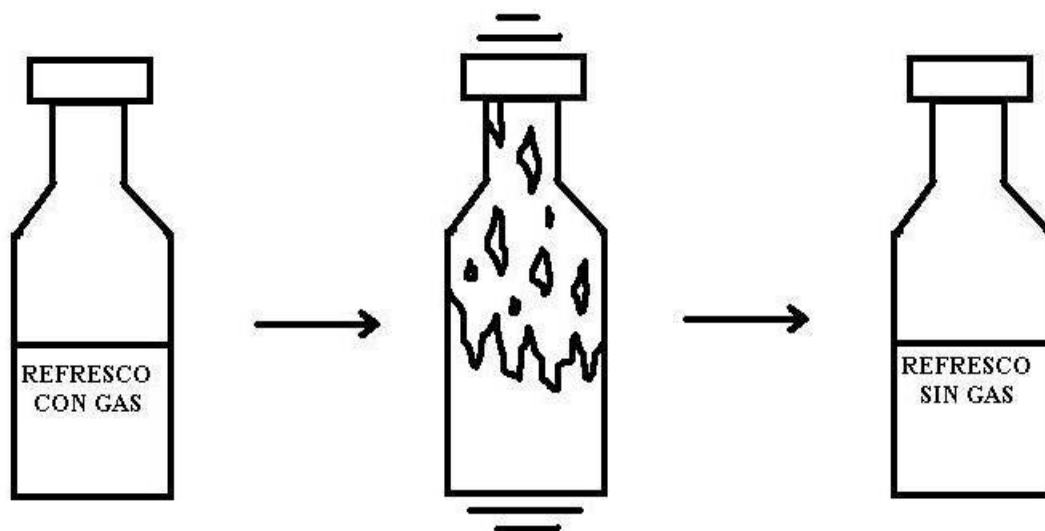
h) Centrifugación: la mezcla gira a alta velocidad y el componente más denso se va rápidamente al fondo del recipiente.



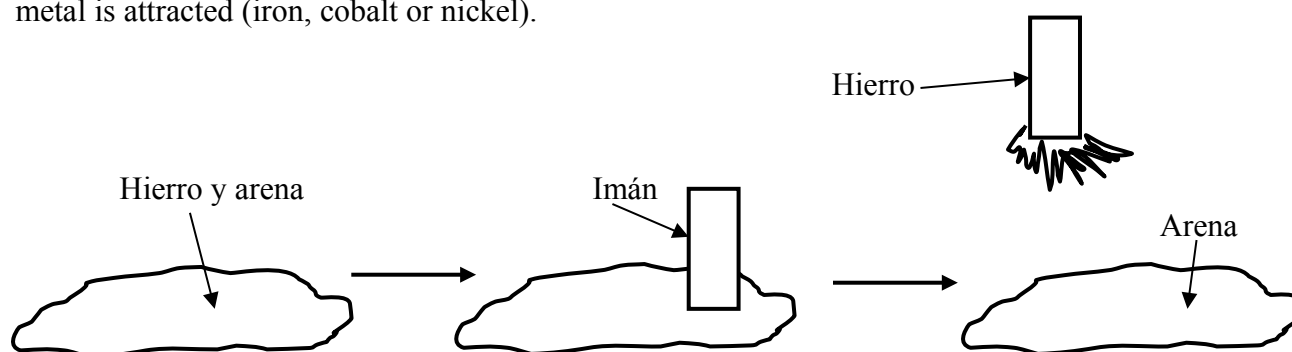
i) Calentamiento suave: se calienta la disolución y el gas disuelto se escapa.



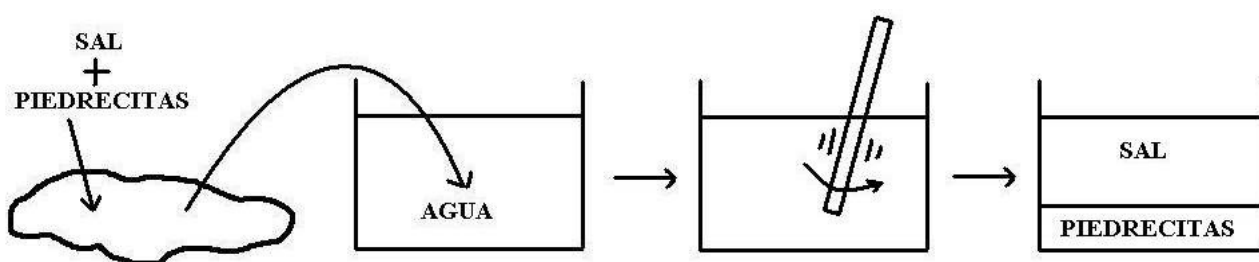
j) Shaking: the solution is shaken vigorously and the gas gets free.



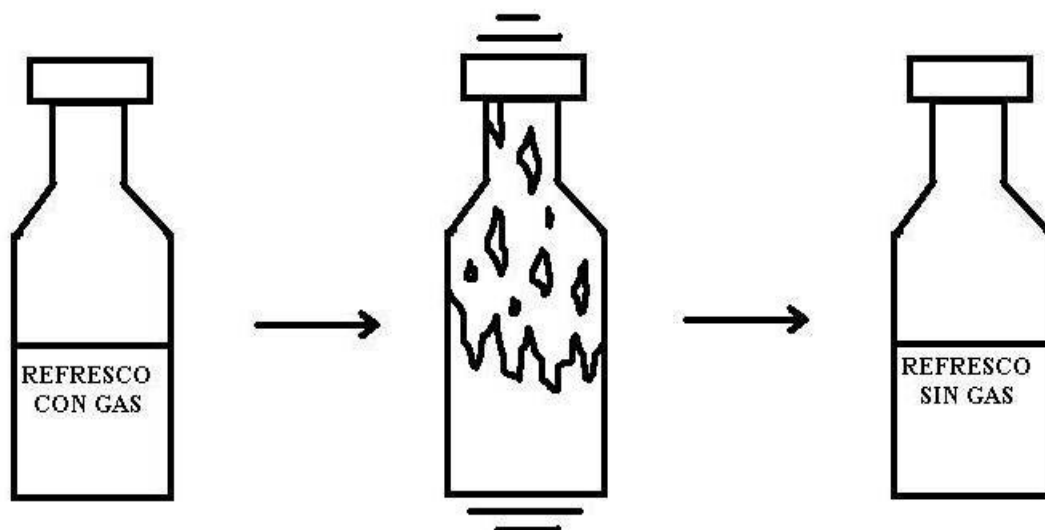
k) Magnetic separation: a magnet or an electromagnet approaches the mixture and the magnetic metal is attracted (iron, cobalt or nickel).



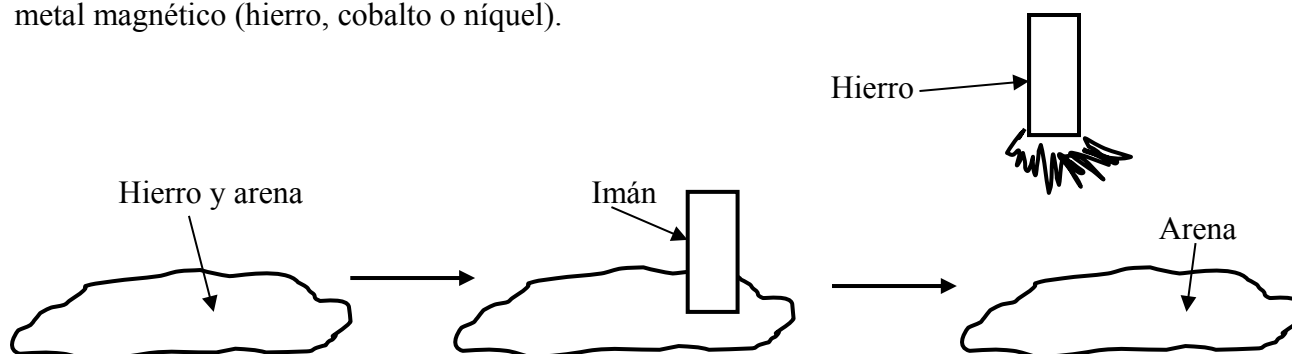
l) Dissolving or dissolution: the mixture is put in a solvent, shaken and the soluble component gets dissolved.



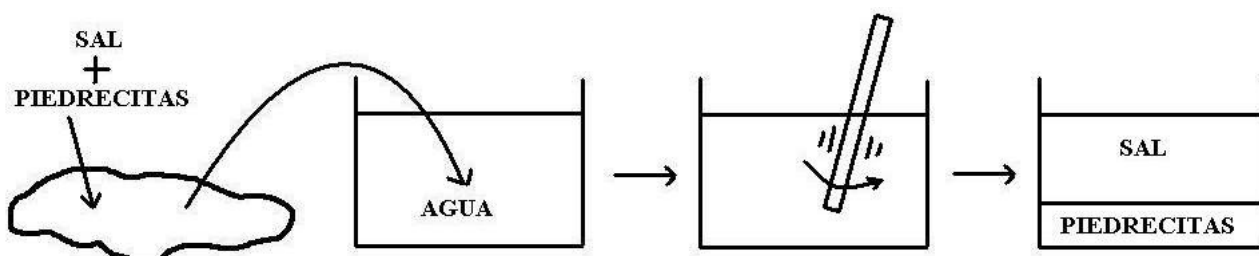
j) Agitación: consiste en mover vigorosamente la disolución, de tal manera que se escape.



k) Separación magnética: consiste en aplicar un imán o un electroimán a la mezcla para atraer al metal magnético (hierro, cobalto o níquel).



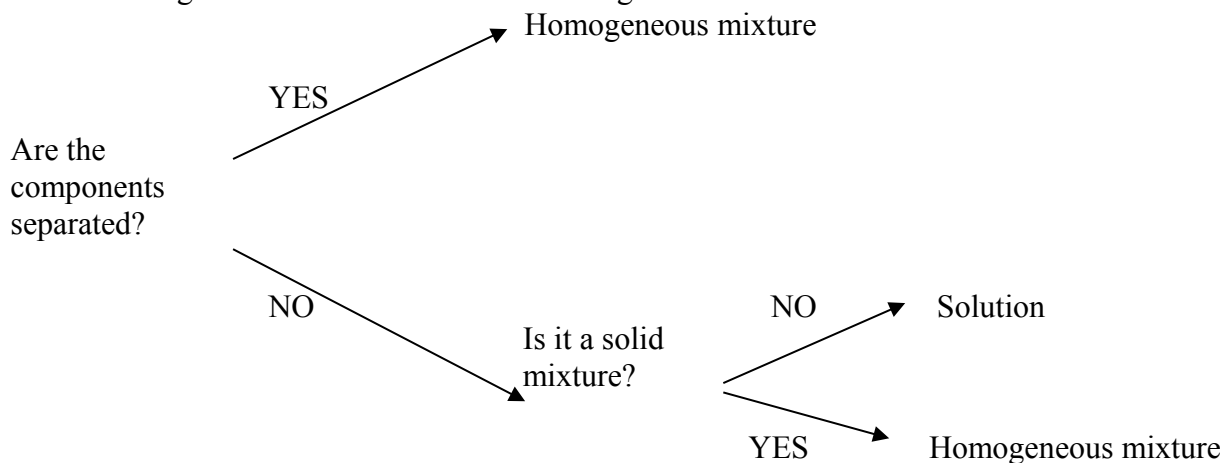
l) Disolución: consiste en añadir la mezcla a un disolvente, de tal forma que un componente se disuelva y el otro no.



Techniques of separation

Technique	Used for
Filtration	S + L Heterogeneous mixtures
Evaporation	S + L Homogeneous mixtures, S + L Heterogeneous mixtures or S + L Solutions
Decanting	S + L Heterogeneous mixtures or L + L Heterogeneous mixtures
Crystallization	S + L Solutions
Distillation	L + L Solutions
Extraction	S + L Solutions
Chromatography	L + L Solutions
Centrifugation	S + L Heterogeneous mixtures or L + L heterogeneous mixtures
Magnetic separation	Any solid mixture containing iron, cobalt or nickel
Slight heating up	L + G Solutions
Agitación	L + G Solutions
Dissolving	Mixtures of soluble substance + insoluble substance

There is a rule to use the previous chart. Previously, these are the rules to distinguish a solution from a homogeneous mixture and from a heterogeneous mixture:



Example: write the kind of mixture:

- Sugar + water.
- Oil + water.
- Stone + water.
- Gasoline + water.
- Salt + sugar.

Example: write what methods are appropriate to separate salt + water.

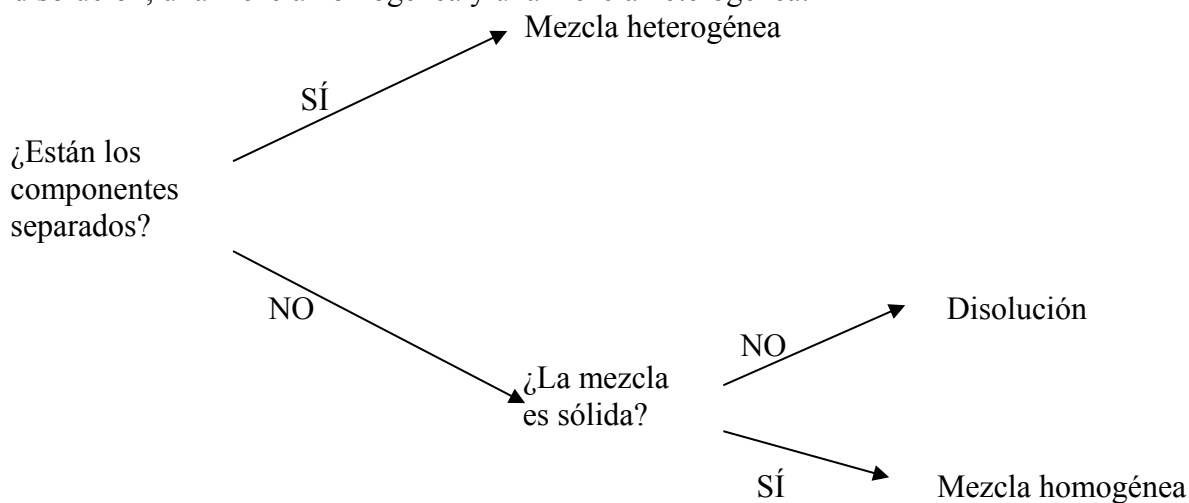
Salt + water is a S + L solution. Consulting the chart, this kind of mixture can be separated with : crystallization, extraction and dissolving.

Exercise: write what methods are suitable to separate a mixture of oil + water.

Tabla de métodos de separación

Técnica	Se usa para
Filtración	Mezclas heterogéneas S + L
Evaporación	Mezclas homogéneas S + L, mezclas heterogéneas S + L o disoluciones S + L
Decantación	Mezclas heterogéneas S + L o mezclas heterogéneas L + L
Cristalización	Disoluciones S + L
Destilación	Disoluciones L + L
Extracción	Disoluciones S + L
Cromatografía	Disoluciones L + L
Centrifugación	Mezclas heterogéneas S + L o mezclas heterogéneas L + L
Separación magnética	Mezcla sólida que contenga hierro, cobalto o níquel
Calentamiento suave	Mezclas L + G
Agitación	Mezclas L + G
Disolución	Mezcla de sustancia soluble + sustancia insoluble

Hay que saber utilizar la tabla anterior. Para ello, previamente hay que saber reconocer una disolución, una mezcla homogénea y una mezcla heterogénea:



Ejemplo: indica si se trata de mezcla homogénea, mezcla heterogénea o disolución:

- Azúcar + agua.
- Aceite + agua.
- Piedra + agua.
- Gasolina + agua.
- Sal + azúcar.

Ejemplo: indica qué métodos utilizarías para separar una mezcla de sal + agua.

Sal + agua es una disolución S + L. Miramos en la tabla y se pueden separar mediante: cristalización, extracción y disolución.

Ejercicio: indica qué métodos utilizarías para separar una mezcla de aceite + agua.

PROBLEMS IN SOLUTIONS

1) Classify the following mixtures into solutions, homogeneous mixtures or heterogeneous mixtures:

- a) water + sand. b) water + alcohol. c) water + gasoline. d) oil + gasoline.

2) Calculate the mass or the volume of solute in each of the following solutions:

- a) 20 g of 30 % NaOH.
 b) 30 cm³ of H₂SO₄ with a concentration of 12 g/l.
 c) $\frac{3}{4}$ l of a 16° wine.
 d) 250 ml of 7 % NaCl del 7 % and density 1'3 g/cm³.
 e) 300 ml of 5 % H₂SO₄ and density 1'8 kg/l.

Solution: a) 6g b) 0'36 g c) 120 ml d) 22'75 g e) 27 g

3) Write all the right methods to separate these mixtures:

- | | | | |
|-----------------------------------|--------------------|---------------------|-------------------|
| a) water + sand | b) water + alcohol | c) water + gasoline | d) oil + gasoline |
| e) oil + salt | f) water + sugar | g) iron + sand | h) water + oxygen |
| i) sulphur + iron | j) salt + sand | k) water + chlorine | |
| l) iron powder + aluminium powder | | | |

3) a) A solution has a concentration of 60 g/l. Calculate the volume of solution in ml to have 40 g of solute.

 b) A solution has a concentration of 40 %. Calculate the mass of solution to have 15 g of solute.

Solution: a) 667 ml b) 37'5 g.

PROBLEMAS DE DISOLUCIONES

1) Clasifica las siguientes mezclas en: disoluciones, mezclas homogéneas y mezclas heterogéneas.

a) agua + arena b) agua + alcohol c) agua + gasolina d) aceite + gasolina

2) Calcula la masa o el volumen de soluto que hay en cada una de estas disoluciones:

a) 20 g de NaOH del 30 % de concentración.

b) 30 cm³ de H₂SO₄ de concentración 12 g/l.

c) $\frac{3}{4}$ l de vino de 16°.

d) 250 ml de NaCl del 7 % y densidad 1'3 g/cm³.

e) 300 ml de H₂SO₄ al 5 % y densidad 1'8 kg/l.

Solución: a) 6g b) 0'36 g c) 120 ml d) 22'75 g e) 27 g

3) Escribe todos los métodos que utilizarías para separar estas mezclas:

a) agua + arena b) agua + alcohol c) agua + gasolina d) aceite + gasolina

e) aceite + sal f) agua + azúcar g) hierro + arena h) agua + oxígeno

i) azufre + hierro j) sal + arena k) agua + cloro

l) hierro en polvo + aluminio en polvo

3) a) Una disolución tiene una concentración de 60 g/l. Calcula el volumen de disolución en ml que hay que tomar para tener 40 g de soluto.

 b) Una disolución tiene una concentración del 40 %. Calcula la masa de disolución que hay que tomar para tener 15 g de soluto.

Solución: a) 667 ml b) 37'5 g.

EXERCISES IN ENGLISH

1) FILL IN THE BLANKS

dispersed shaving flour immiscible micrometer physical undisturbed mayonnaise confused
solvent look creating settle consists jelly

Solutions and dissolutions must not be Solution is a mixture of solute and while dissolution is the process of a solution. The solution has the same state as the solvent.

There are some liquid mixtures that like solutions but are not: colloids, suspensions and emulsions are not considered solutions.

A colloid of a substance from 5 to 200 nanometers in another substance. Examples: blood, milk, and cream.

A suspension is a mixture in which the solute is larger than one The suspended particles will over time if left Examples: sand in water, in water, dust in air and andalusian gazpacho.

An emulsion is a mixture of two or more liquids that are normally Examples:, vinaigrette and homogenized milk.

2) THE RIGHT OPTION

Homogeneous / Homogenous means that the components of the mixture form a single phase. Heterogeneous means **which / that** the components of the mixture form two or more **phases / faces**.

A **dissolution / solution** has the same chemical properties **than / as** its components but different **physical / phisical** properties. Example: pure water's density is not the same **as / than** salt water's.

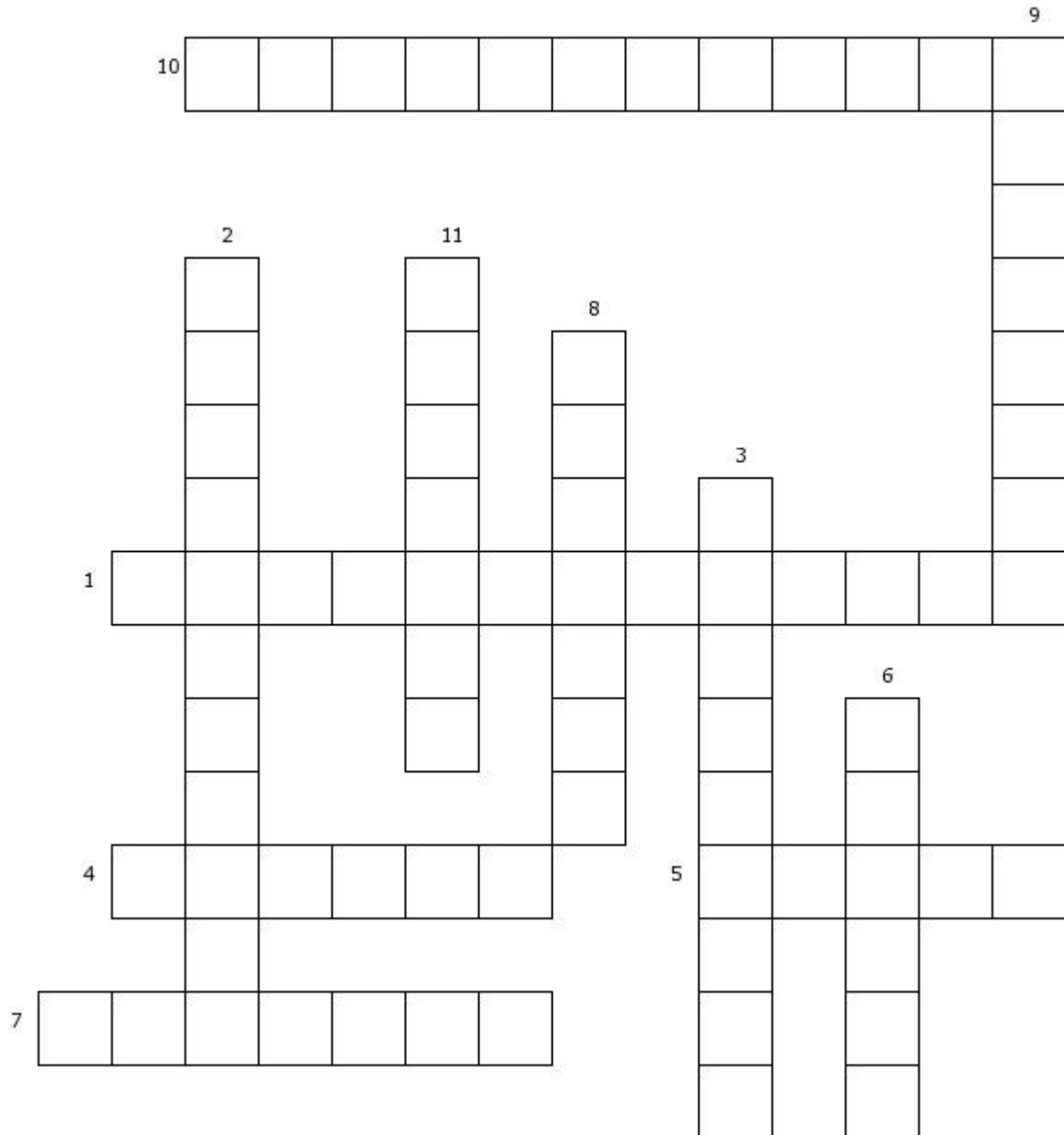
When a substance is **diluted / dissolved**, there is a breakdown of the crystal **lattice / network** into ions, atoms or molecules.

In the process of **solving / dissolution**, energy may be absorbed or **emited / released**. Externally, this means an increase or a decrease in temperature.

Solutions are very useful in **chemistry / chemical** reactions for several reasons:

a) Reactants are usually **cheap / expensive**. b) In a liquid phase the contact area between the reactants is higher and the reaction **makes / takes** place better. c) If the reaction is violent, solutions prevent **spitting / splashing**.

3) CROSSWORDS



Write in English:

1) CONCENTRACIÓN

3) SATURADO

5) ALEACIÓN

7) DENSIDAD

9) DILUCIÓN

11) DISOLVENTE

2) DISOLUCIÓN (PROCESO)

4) DILUIDO

6) SOLUTO

8) MEZCLA

10) CONCENTRADO

4) COLUMNS

Match both columns:

A	Solution	H	Maximum concentration solution
B	Dissolution	I	Low concentration solution
C	Dilution	J	Mixture of solute and solvent
D	Solvent	K	Homogeneous mixture of molecules
E	Saturated	L	Addition of solvent
F	Dilute	M	High concentration solution
G	Concentrated	N	Component in higher concentration

5) PHRASE ORDER

Arrange these sentences:

a) in in liquids. cannot all, solve much All gases

.....

b) A is of forces. because electrostatic dissolved substance

.....

c) of the by of the solvent. are solute surrounded molecules molecules the The

.....

d) is of a in a solution. the formation Precipitation solid

.....

e) An is and metal. amalgam substance mercury another formed a with

.....

6) QUESTIONS

a) Write the name of ten solutions near you.

b) What would you do if you were alone in a dessert island and you had no fresh water?

c) What about energy in a dissolution?

UNIT 4: THE ATOM

Contents

1. Introduction.
2. Atomic models.
3. The atomic nucleus.
4. Atomic masses.
5. Ions.

1. Introduction

Everything that surrounds us is made of atoms. Matter is discontinuous. It means that it can be divided in smaller particles. The more we divide the smaller the particles.

Substance or object

Ø

Molecule

Ø

Atoms

Ø

Fundamental or subatomic or elementary particle

Atoms are tiny particles which form all the matter in the universe. Particle means very small particle. Atoms cannot be seen with optical microscopes but electronic ones, which have magnifications of millions.

Atoms have been studied by many scientists throughout history. The first ones were the philosophers Leucippus and Democritus in ancient Greece (VI century b.C.).

The first atomic theory was made by John Dalton, who said that:

- 1) Matter is made of tiny and indivisible particles called atoms.
- 2) All atoms from a given element are identical.
- 3) The atoms of a given element are different from those of any other element. They have got different weights and properties.
- 4) Atoms of one element can combine with atoms of other elements to form chemical compounds.

Examples: $2\text{Na} + \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$ $3\text{Ca} + 2\text{P} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2$

- 5) Molecules are made of atoms with a certain proportion between the atoms in a simple numerical relationship.

Ejemplos: H_2O , Be_3P_2 .

Nowadays, atom and molecule are defined this way:

. Atom: a unit of matter, the smallest unit of an element which can take part in a chemical reaction.

In its symbol, there is only a capital letter and no subscript.

Examples: Fe, Ar, N, H, O, Mn.

. Molecule: a group of two or more atoms linked by a chemical bond. es una agrupación de átomos unidos químicamente. In its symbol, there are two or more capital letters and/or there is a subscript.

Examples: N_2 , H_2 , O_2 , P_4 , H_2O , CO.

Exercise: find out if these species are atoms or molecules: H, H_2 , H_2O , O, O_2 , CO, Co, CO_2 .

If an element can be like an atom or a molecule, its stable form is the molecule.

Example: oxygen can exist as an atom (O) or as a molecule (O_2). Its most usual form is the molecule, O_2 .

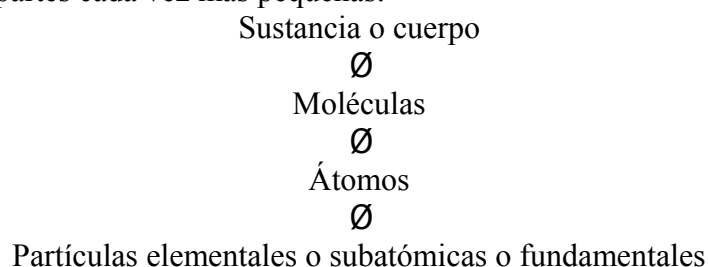
TEMA 4: EL ÁTOMO

Esquema

1. Introducción.
2. Modelos atómicos.
3. El núcleo atómico.
4. Masas atómicas.
5. Iones.

1. Introducción

Todo lo que nos rodea está hecho de átomos. La materia es discontinua. Esto significa que podemos dividirla en partes cada vez más pequeñas:



Los átomos son partículas muy pequeñas que forman parte de toda la materia del universo. Partícula significa masa muy pequeña. No pueden ser vistos con microscopios ópticos, sino electrónicos, que tienen aumentos de varios millones.

Los átomos los han estudiado muchos científicos a lo largo de la historia. Los primeros fueron los griegos Leucipo y Demócrito en el siglo V a.C.

La primera teoría atómica con bases científicas la dio Dalton, quien dijo que:

- 1) La materia está compuesta por partículas muy pequeñas e indivisibles llamadas átomos.
- 2) Los átomos del mismo elemento son iguales, es decir, tienen la misma masa y propiedades. Ejemplo: Fe y Fe. Los átomos de distintos elementos son distintos, es decir, tienen distintas masas y propiedades. Ejemplo: Fe y Na.
- 3) Los átomos no se destruyen en las reacciones químicas.
- 4) Los átomos reaccionan según números enteros sencillos.

Ejemplos: $2 \text{ Na} + \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$ $3 \text{ Ca} + 2 \text{ P} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2$

- 5) Las moléculas están compuestas por átomos en una relación numérica sencilla.

Ejemplos: H_2O , Be_3P_2 .

Actualmente, átomo y molécula se definen así:

· Átomo es la parte más pequeña de un elemento que puede participar en una reacción química. Nunca lleva subíndice.

Ejemplos: Fe, Ar, N, H, O, S, P.

· Molécula: es una agrupación de átomos unidos químicamente, es decir, mediante enlaces químicos. Lleva subíndice o lleva varios elementos.

Ejemplos: N_2 , H_2 , O_2 , P_4 , H_2O , CO .

Si un elemento puede estar como átomo o como molécula, su forma estable es la molécula.

Ejemplo: el oxígeno puede existir como átomo (O) o como molécula (O_2), luego su forma estable es O_2 , la molécula.

The three most important elementary particles are:

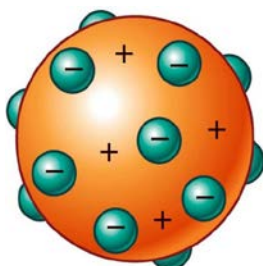
Particle	Symbol	Charge	Mass
Proton	p	+	1 amu
Electron	e ⁻	-	0 amu
Neutron	n	0	1 amu

amu = atomic mass unit

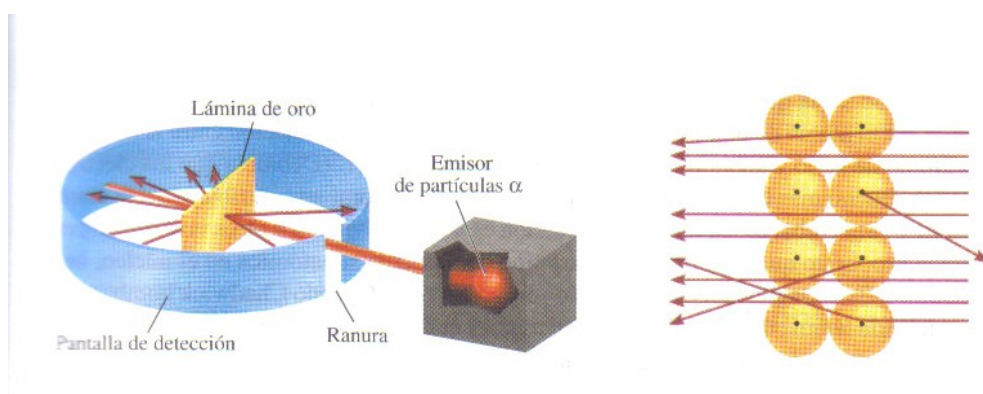
2. Atomic models

A model is a graphic or an abstract representation of a system. Normally, models and scientific theories have correct and incorrect ideas. An atomic model is a graphic or an abstract representation of an atom and it shows where the elementary particles are located in the atom. Two of these models are:

a) Thomson model: the atom consists of a positively charged sphere inside which there are incrustated electrons.



b) Rutherford model: Rutherford bombarded a thin gold sheet with high velocity alpha particles. Most of them did not deflect, some of them were scattered and very few were ricocheted.



Las tres partículas elementales más importantes son:

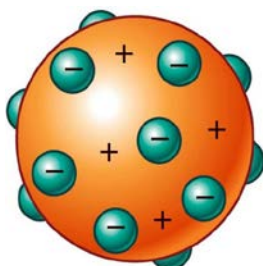
Partícula	Símbolo	Carga	Masa
Protón	p	+	1 uma
Electrón	e ⁻	-	0 uma
Neutrón	n	0	1 uma

uma = unidad de masa atómica

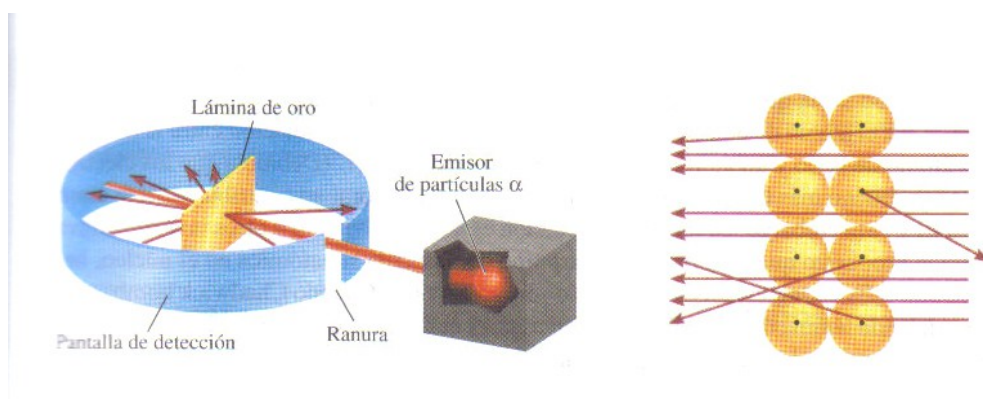
2. Modelos atómicos

Un modelo es una representación gráfica o abstracta de un sistema. Normalmente, los modelos y las teorías científicas tienen aciertos y errores. Un modelo atómico es una representación gráfica o abstracta de un átomo y que indica cómo están situadas las partículas elementales en el átomo. Vamos a ver dos:

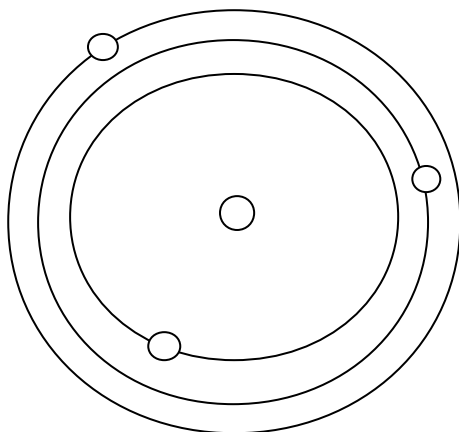
a) Modelo de Thomson: el átomo consiste en una esfera cargada positivamente, dentro de la cual están incrustados los electrones.



b) Modelo de Rutherford: Rutherford bombardeó una fina lámina de oro con partículas alfa a alta velocidad. La mayoría no se desviaban, algunas se desviaban un poco y otras salían despedidas hacia atrás.



From this experiment Rutherford deduced the atom had this arrangement:



Statements of Rutherford model:

- . The atom is formed by the nucleus and the shell.
- . In the nucleus there is all the positive charge of the atom and almost all the atomic mass.
- . Electrons form the shell of the atom. Electrons orbit around the nucleus in round trajectories.
- . Electrons are far away from the nucleus. There is nothing between electrons and the nucleus, i.e. there is a big vacuum.
- . As the atom is neutral:
 number of positive charges = number of negative or:
 number of positive charges in the nucleus = number of electrons in the shell

3. The atomic nucleus

In the nucleus there are neutrons and protons. Let's define these magnitudes:

Z : atomic number = number of protons

N: number of neutrons

A: mass number = number of protons + number of neutrons

The connection among them is: $A = Z + N$

Chemical elements can be written this way: ${}^A_Z X$

Being: X: symbol of the element.

Example: ${}^{17}_8 O$.

The numbers of protons, neutrons or electrons can be calculated this way:

Number of neutrons = $A - Z$

Number of protons = Z

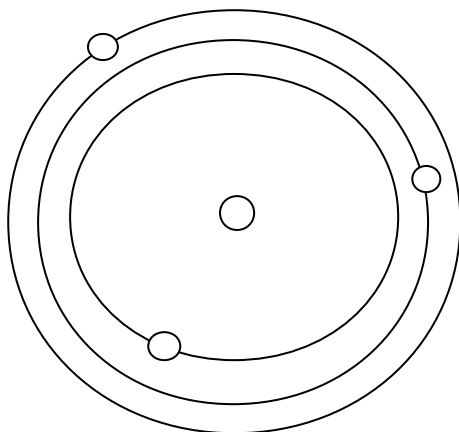
Number of electrons = Z

Example: ${}^{17}_8 O$. It has 9 neutrons, 8 protons and 8 electrons.

Exercise: complete this chart:

	${}^7_3 Li$	${}^{19}_9 F$	${}^{195}_{78} Pt$
Neutrons			
Protons			
Electrons			

A partir de este experimento, Rutherford dedujo que el átomo tendría esta disposición:



Enunciados del modelo de Rutherford:

- . El átomo está formado por el núcleo y la corteza.
- . En el núcleo está toda la carga positiva del átomo y casi toda la masa atómica.
- . Los electrones forman la corteza del átomo. Los electrones giran alrededor del núcleo en trayectorias circulares.
- . Los electrones están muy alejados del núcleo. Entre el núcleo y los electrones no hay nada, es decir, hay un gran espacio vacío.
- . Para que el átomo sea eléctricamente neutro:

$$\text{n}^\circ \text{ cargas positivas} = \text{n}^\circ \text{ de cargas negativas}$$
o, lo que es lo mismo: $\text{n}^\circ \text{ de cargas positivas del núcleo} = \text{n}^\circ \text{ de electrones de la corteza}$

3. El núcleo atómico

En el núcleo se encuentran los neutrones y los protones. Vamos a definir estas magnitudes:

Z : número atómico = n° de protones

N: número de neutrones = n° de neutrones

A: número másico = n° de protones + n° de neutrones

La relación entre las tres es: $A = Z + N$

Los elementos químicos se escriben así para poder conocer A y Z: ${}^A_Z X$
 siendo X el símbolo del elemento.

Ejemplo: ${}^{17}_8 O$.

A partir de esta simbología, se puede conocer el número de protones de neutrones y de electrones:

n° de neutrones = $A - Z$

n° de protones = Z

n° de electrones = Z

Ejemplo: ${}^{17}_8 O$. Tiene 9 neutrones, 8 protones y 8 electrones.

Ejercicio: completa esta tabla:

	${}^7_3 Li$	${}^{19}_9 F$	${}^{195}_{78} Pt$
Neutrones			
Protones			
Electrones			

The main feature of an element is its value of Z , the atomic number. It is like its ID card. Every value of Z corresponds to an element and vice versa.

Examples:

Z	Element
1	Hydrogen
2	Helium
3	Lithium

Isotopes are the atoms which have the same Z (atomic number) and different A (mass number).

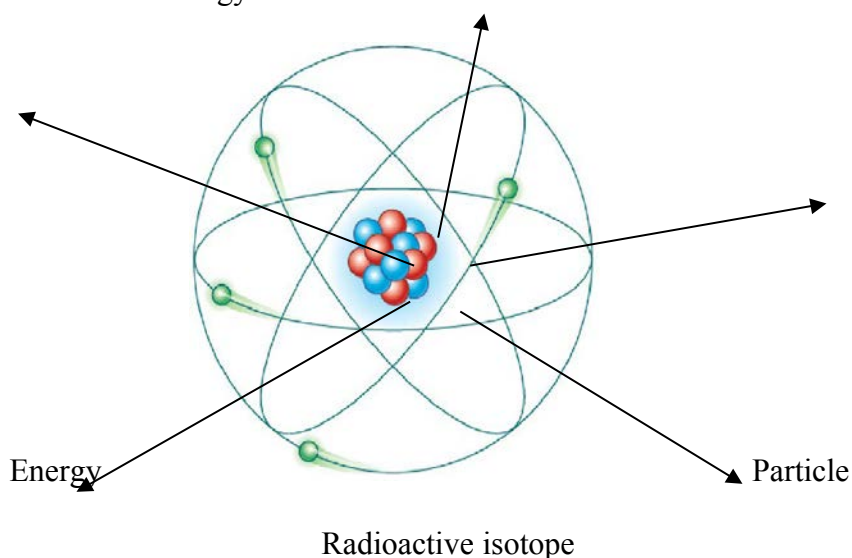
Examples: H isotopes: ${}^1_1\text{H}$ ${}^2_1\text{H}$ ${}^3_1\text{H}$

O isotopes: ${}^{16}_8\text{O}$ ${}^{17}_8\text{O}$ ${}^{18}_8\text{O}$

Therefore, the distinction between an isotope and another one is the number of neutrons. Almost all the element have several isotopes. In the nature, elements are formed by a mixture of isotopes.

Example: an iron leg is formed by a mixture of iron isotopes.

A special type of isotopes is the radioactive isotope. Radioactive means that it has the phenomenon of radioactivity. Radioactivity consists of a nucleus that continuously emits elementary particles and energy.



Applications of radioactive isotopes:

- Nuclear fuel in nuclear plants.
- Treatment of tumours in radiotherapy.

4. Atomic masses

To be able to do chemical calculations, it is necessary to know the masses of atoms and molecules. But atoms and molecules have got masses approximately this big:

$$10^{-23} \text{ g} = 0.00000000000000000000001 \text{ g}$$

Lo que caracteriza a los elementos es su valor de Z, del número atómico. Es como su valor del DNI. Para cada valor de Z hay un elemento y al contrario.
Ejemplos:

Z	Elemento
1	Hidrógeno
2	Helio
3	Litio

Los isótopos son los átomos que tienen igual valor de Z (número atómico) y distinto valor de A (número másico).

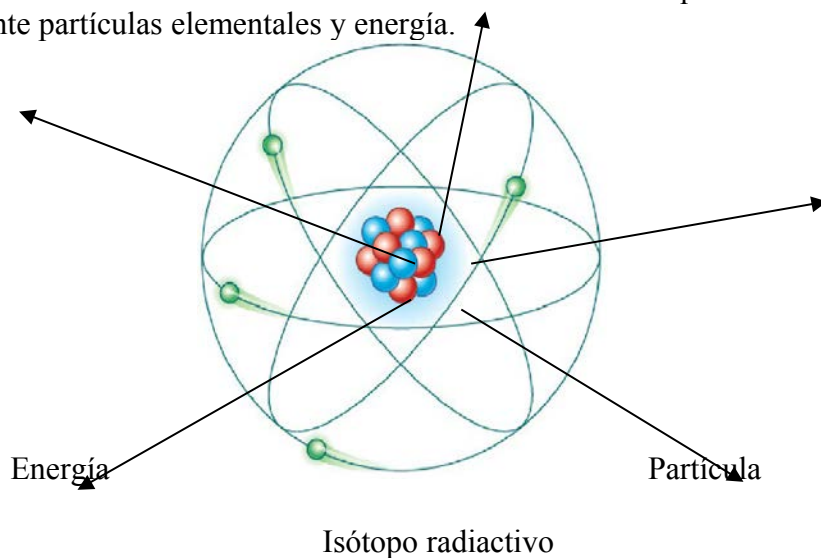
Ejemplos: Isótopos del H: ${}^1_1\text{H}$ ${}^2_1\text{H}$ ${}^3_1\text{H}$

Isótopos del O: ${}^{16}_8\text{O}$ ${}^{17}_8\text{O}$ ${}^{18}_8\text{O}$

Por consiguiente, lo que distingue a un isótopo de otro es el número de neutrones. Casi todos los elementos tienen varios isótopos. En la naturaleza, los elementos están formados por una mezcla de isótopos. Los isótopos son átomos con el mismo valor de Z (el número atómico) y distinto valor de A (el número másico).

Ejemplo: una pata de hierro está formada por una mezcla de varios isótopos de hierro.

Un tipo especial de isótopos son los isótopos radiactivos. Radiactivo significa que presenta el fenómeno de la radiactividad. La radiactividad consiste en que el núcleo de ese átomo emite continuamente partículas elementales y energía.



Aplicaciones de los isótopos radiactivos:

- Como combustible nuclear en las centrales nucleares.
- Para tratar tumores en la radioterapia.

4. Masas atómicas

Para poder hacer cálculos en Química, es necesario conocer las masas de los átomos y de las moléculas. Sin embargo, los átomos y las moléculas tienen una masa de aproximadamente:

$$10^{-23} \text{ g} = 0'000000000000000000000001 \text{ g}$$

This number is extremely small. For that reason, gramme is not a suitable unit to measure atomic masses. A much smaller unit is needed for atoms. This unit is the atomic mass unit (u or amu). Amu is twelfth the mass of this carbon isotope $^{12}_6\text{C}$. Atomic masses can be expressed in amu.

Examples: atomic masses of several elements: Ca: 40 u, H: 1 u, O: 16 u.

Molecular masses are calculated from atomic masses.

Example: calculate the molecular mass of H_2SO_4 . Atomic masses: H: 1, S: 32, O: 16.

$$M = 2.1 + 1.32 + 4.16 = 98 \text{ u}$$

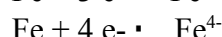
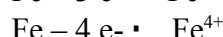
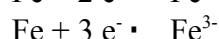
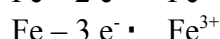
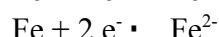
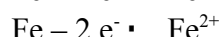
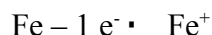
Exercise: calculate the molecular mass of $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Masas atómicas: N:14, H: 1, Cr: 52, O: 16.

5. Ions

An ion is an atom or a group of atoms which has gained or lost one or more electrons. If the atom has gained, the ion is negative. If it has lost, the ion is positive.

Examples:



Types of ions $\left\{ \begin{array}{l} \text{Anion: ion with a negative charge. Examples: } \text{H}^-, \text{O}^{2-}, \text{SO}_4^{2-} . \\ \text{Cation: ion with a positive charge. Examples: } \text{H}^+, \text{O}^{2+}, \text{Fe}^{3+}. \end{array} \right.$

An atom may gain or lose electrons easily. But it is very difficult and it takes a lot of energy to remove neutrons or protons from the atom. This is because neutrons and protons are strongly linked in the nucleus because of the nuclear energy.

The elements with the greater tendency to lose electrons are the metals and the ones with the greater tendency to gain electrons are the non-metals.

It is also possible to calculate the numbers of neutrons, protons and electrons for ions. The only difference with neutral atoms is the calculation of the number of electrons: the charge of the ion has to be added or subtracted.

Example: $^{17}_8\text{O}^{2-}$ has

Protons: 8

Neutrons: $17 - 8 = 9$

Electrons: $8 + 2 = 10$

Exercise: complete this chart:

	$^{65}_{30}\text{Zn}^{2+}$	$^{29}_{14}\text{Si}^{5-}$	$^{55}_{25}\text{Mn}^{7+}$
Neutrons			
Protons			
Electrons			

Este número es extremadamente pequeño. Por ello, el gramo no es una unidad adecuada para medir masas atómicas. Necesitamos una unidad mucho más pequeña para el átomo. Esta unidad se simboliza por u o por uma y significa unidad de masa atómica. La uma se define como la doceava parte de la masa de un átomo de carbono $^{12}_6\text{C}$. Las masas atómicas se pueden expresar en uma.
Ejemplos: masas de varios elementos: Ca: 40 u, H: 1 u, O: 16 u.

Las masas moleculares se calculan a partir de las masas atómicas.
Ejemplo: calcula la masa molecular del H_2SO_4 . Masas atómicas: H: 1, S: 32, O: 16.
 $M = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ u}$

Ejercicio: calcula la masa molecular del $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
Masas atómicas: N:14, H: 1, Cr: 52, O: 16.

5. Iones

Un ion es un átomo o un grupo de átomos que han ganado o que han perdido electrones. Si el átomo gana electrones, el ion es negativo, y si los pierde, el ion es positivo.

Ejemplos:



Tipos de iones {
Anión: ion con carga negativa. Ejemplos: H^- , O^{2-} , SO_4^{2-}
Cation: ion con carga positiva. Ejemplos: H^+ , O^{2+} , Fe^{3+}

Un átomo gana o pierde electrones con cierta facilidad. Sin embargo, para darle o quitarle neutrones o protones a un átomo hace falta muchísima energía. Esto es debido a que los neutrones están fuertemente unidos en el núcleo gracias a la energía nuclear.

Los elementos que tienen tendencia a perder electrones son los metales y los que tienen tendencia a ganarlos son los no metales.

Para los iones también se puede calcular el número de neutrones, protones y electrones igual que con los átomos neutros. La única diferencia es que, al número de electrones, hay que sumarle o restarle la carga del ion.

Ejemplo: el $^{17}_8\text{O}^{2-}$ tiene:

Protones: 8

Neutrones: $17 - 8 = 9$

Electrones: $8 + 2 = 10$

Ejercicio: completa esta tabla:

	$^{65}_{30}\text{Zn}^{2+}$	$^{29}_{14}\text{Si}^{5-}$	$^{55}_{25}\text{Mn}^{7+}$
Neutrones			
Protones			
Electrones			

PROBLEMS IN ATOM

1) Write the symbols of three atoms and three molecules.

2) Calculate the number of neutrons, protons and electrons of:

	$^{55}_{25}\text{Mn}$	$^{75}_{33}\text{As}$	$^{207}_{82}\text{Pb}$	$^{88}_{38}\text{Sr}$	$^{222}_{86}\text{Rn}$
Neutrons					
Protons					
Electrons					

3) Calculate the number of neutrons, protons and electrons of:

	$^{55}_{25}\text{Mn}^{5+}$	$^{75}_{33}\text{As}^{8-}$	$^{207}_{82}\text{Pb}^{++}$	$^{88}_{38}\text{Sr}^{4-}$	$^{222}_{86}\text{Rn}^{15+}$
Neutrons					
Protons					
Electrons					

4) Calculate the molecular mass off:

a) CaCO_3

b) $(\text{NH}_4)_2\text{SeO}_3$

c) $\text{Al}_2\text{K}_3(\text{OH})_9$

Atomic masses: Ca: 40, C: 12, O: 16, N: 14, H: 1, Se: 79, Al: 27, K: 39'1.

Solution:

a) 100

b) 163

c) 324'3

PROBLEMAS DEL ÁTOMO

1) Escribe tres átomos y tres moléculas.

2) Calcula el número de neutrones, protones y electrones de:

	$^{55}_{25}\text{Mn}$	$^{75}_{33}\text{As}$	$^{207}_{82}\text{Pb}$	$^{88}_{38}\text{Sr}$	$^{222}_{86}\text{Rn}$
Neutrones					
Protones					
Electrones					

3) Calcula el número de neutrones, protones y electrones de:

	$^{55}_{25}\text{Mn}^{5+}$	$^{75}_{33}\text{As}^{8-}$	$^{207}_{82}\text{Pb}^{++}$	$^{88}_{38}\text{Sr}^{4-}$	$^{222}_{86}\text{Rn}^{15+}$
Neutrones					
Protones					
Electrones					

4) Calcula la masa molecular de:

a) CaCO_3

b) $(\text{NH}_4)_2\text{SeO}_3$

c) $\text{Al}_2\text{K}_3(\text{OH})_9$

Masas atómicas: Ca: 40, C: 12, O: 16, N: 14, H: 1, Se: 79, Al: 27, K: 39'1.

Solución:

a) 100

b) 163

c) 324'3

EXERCISES IN ENGLISH

1) FILL IN THE BLANKS

excess tunnelling located bigger neutral ion uncuttable basic deficiency levels
positively dense equal further Otherwise cloud bound Likewise

The atom is a unit of matter that consists of a central nucleus surrounded by a of negatively charged electrons. The atomic nucleus contains a mix of charged protons and electrically neutrons.. The electrons of an atom are to the nucleus by electromagnetic forces., a group of atoms can remain bound to each other, forming a molecule.

A positively or negatively charged atom is known as an An atom containing an number of protons and electrons is electrically neutral. it has a positive charge or a negative charge . If there are fewer electrons (electron), the charge is positive. If there are more electrons (electron), the charge is negative.

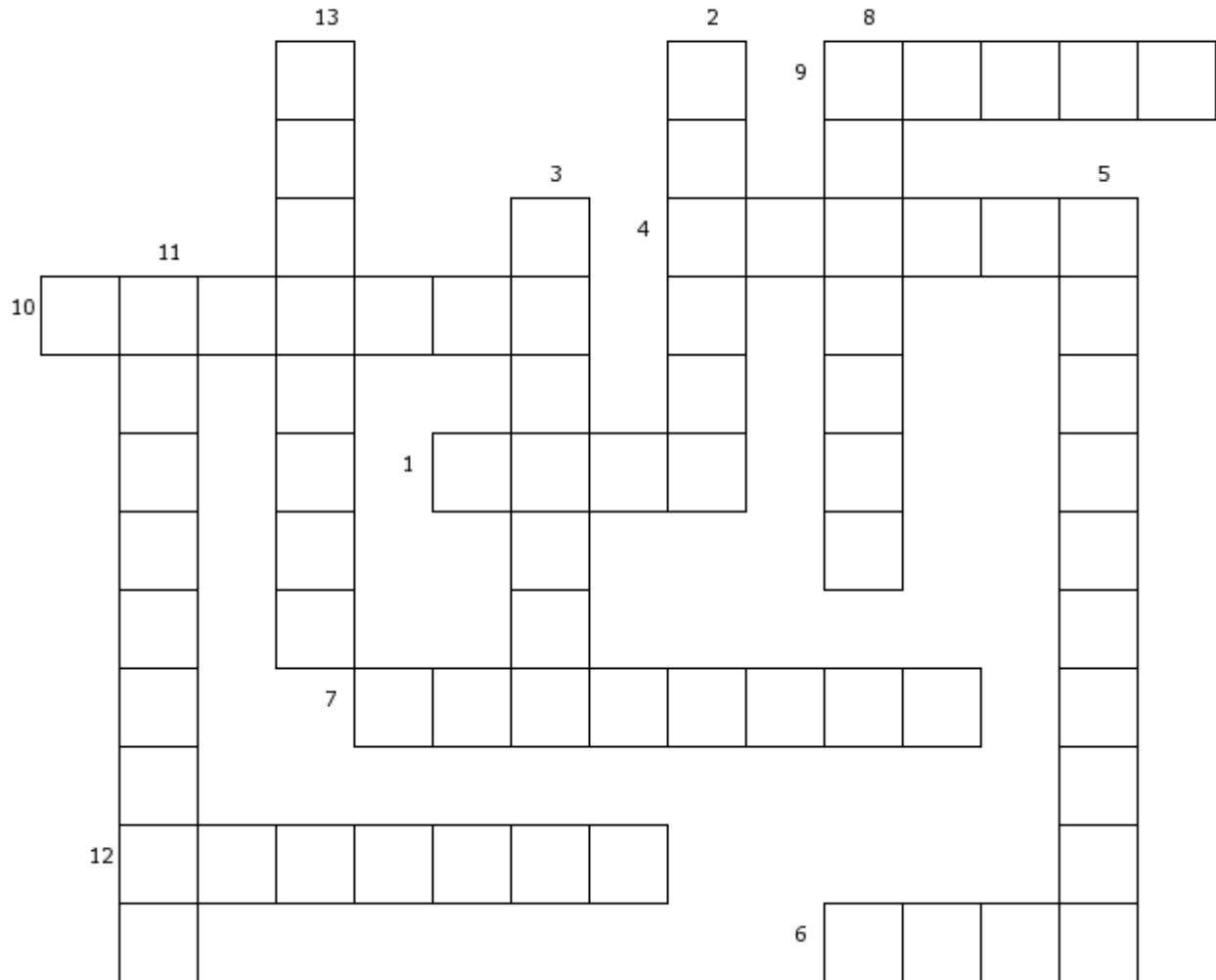
The word atom means, or indivisible, something that cannot be divided Atoms can only be observed individually using special instruments such as the scanning microscope, which is a device for viewing surfaces at the atomic level.

Electrons in the atom are not anyway, they are occupying what is called energy The the distance to the nucleus, the bigger the energy level.

2) THE RIGHT OPTION

Radioactivity, also called radioactive **falling** / **decay**, is the process by which an atomic **nucleus** / **nucleous** of an unstable atom **loses** / **looses** energy by emitting ionizing particles. The process may be an **artificial** / **artifitial** or a natural process. Radioactive decay is a random process at the **layer** / **level** of single atoms. The decay, or loss of energy, results when an atom with one type of nucleus (the parent) transforms to an atom with a nucleus in a different **estate** / **state**, or a different nucleus (the **daughter** / **son**). Often the parent and **daughter** / **son** are different chemical elements, and **that** / **in** such cases the decay process results in nuclear **transmutation** / **mutation**. The SI unit of activity is the becquerel (Bq). Radioactivity was first **discovered** / **discovered** in the 19th / 20th century by the **French** / **British** scientist Henri Becquerel, while working on **phosphorescent** / **fosforescent** materials. He wrapped a photographic plate in black paper and placed various salts on it. All results were negative **until** / **when** he used uranium salts, which yielded the **blackening** / **blackening** of the plate. At first it **looked** / **seemed** that the new radiation was similar to the **then** / **them** recently-discovered **X-rays** / **rays-X**, but it is a **significantly** / **significantly** more complicated kind of radiation. There are three types of decay: alpha, beta and gamma decay depending **of** / **on** the nature of the emitted particles. Acute **effects** / **effects** of radiation were first observed in the use of X-rays. The **genetic** / **genetical** effects of radiation, including the effect **of** / **on** cancer risk, were recognized much later. Some uses of radioactive isotopes are: nuclear combustible in nuclear plants and in atomic bombs, **archaeological** / **archeological** dating (the C-14 test), food irradiation to make it safer to eat, radioactive tracers in **scientific** / **scientific** experiments, industrial applications and medical uses (diagnostic **techniques** / **techniques**, radionuclide therapy and biochemical **analysis** / **analysis**).

3) CROSSWORDS



Write in English:

1) ÁTOMO

3) NEUTRO

5) ELEMENTAL

7) MOLÉCULA

9) CORTEZA

11) ENUNCIADO

13) PARTÍCULA

2) VACÍO

4) CARGA

6) MUY PEQUEÑO

8) ESPARCIR

10) ISÓTOPO

12) NÚCLEO

4) COLUMNS

Match both columns:

A	Isotopes	H	The atom is losing energy and subatomic particles
B	Molecule	I	Pure chemical substance
C	Shell	J	The atom has gained or lost electrons
D	Element	K	Uncuttable for the Greek
E	Atom	L	The atoms joined
F	Radioactive	M	Equal number of protons and different number of neutrons
G	Ion	N	The external part of the atom

5) PHRASE ORDER

Arrange these sentences:

a) Physics, is by the atom modern-day Quantum In studied Mechanics.

.....

b) cannot Atoms be by optical microscopes. observed

.....

c) the is heavy, be the nucleus may radioactive. atom too If

.....

d) A up and collide. accelerator speeds particles make them particle subatomic

.....

e) a is the reaction each chain, In another product reactant of reaction.

.....

6) QUESTIONS

a) Are you in favor of nuclear plants? Why or why not?

b) What's the use of a particle accelerator?

c) What's your opinion about having or not atomic bombs?

UNIT 5: THE PERIODIC TABLE AND THE CHEMICAL BOND

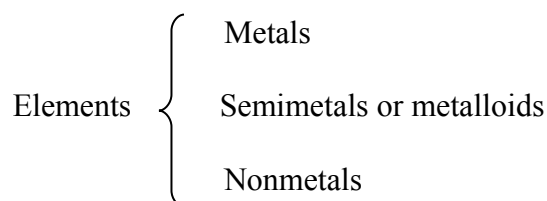
Contents

1. The periodic table.
2. Periodic properties.
3. The chemical bond.
4. Properties of substances.

1. The periodic table

An element is a pure substance which atoms have the same value of Z , the atomic number. That means that all the atoms of the same element have the same number of protons. Elements cannot be separated with chemical methods but physical ones. Elements have been discovered progressively along history: the first one to discover and to isolate was copper, the iron and one of the latest ones has been ununbium.

Elements have been classified in several ways. One of the simplest is this one:



Metals have the following characteristics:

- 1) They have a shiny luster.
- 2) Most of them are opaque and grey.
- 3) They are good heat conductors and good electrical conductors.
- 4) They are all solid at room temperature, except mercury which is liquid.
- 5) They are all ductile and malleable. Ductile means that it can be extended forming wires. Malleable means that it can be extended forming sheets.

The most complete and tidiest classification is the periodic table, also known as the periodic system. The modern periodic table is the fruit of the work of the scientists Lothar Meyer and Mendeleiev. In that table, elements are classified according to the increasing value of the atomic number and in the way that there are elements with similar properties in the same column. Horizontal files are called periods and vertical columns are called groups.

Some characteristics of some groups are:

- a) Alkalines (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr): they react with water producing hydrogen. They form +1 charge ions: Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ , Fr^+ .
- b) Noble gases (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn): they react with almost no elements.
- c) Group of copper (Cu, Ag, Au): they may be found free in nature.

TEMA 5: LA TABLA PERIÓDICA Y EL ENLACE QUÍMICO

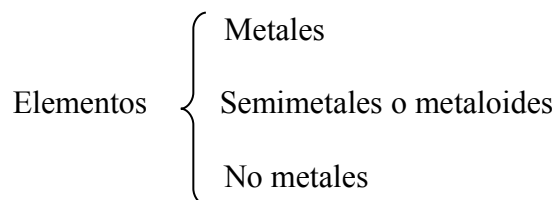
Esquema

1. La tabla periódica.
2. Propiedades periódicas.
3. El enlace químico.
4. Propiedades de las sustancias.

1. La tabla periódica

Un elemento es una sustancia pura cuyos átomos tienen todos el mismo valor de Z , el número atómico. Eso significa que los átomos del mismo elemento tienen todos el mismo número de protones. Los elementos no se pueden descomponer por métodos químicos. Los elementos se han ido descubriendo progresivamente a lo largo de la historia; el primero en descubrirse y aislarse fue el cobre, después fue el hierro y, uno de los últimos, ha sido el ununbium.

Los elementos se han clasificado de varias formas. Una de las más sencillas es ésta:



Los metales tienen las siguientes características:

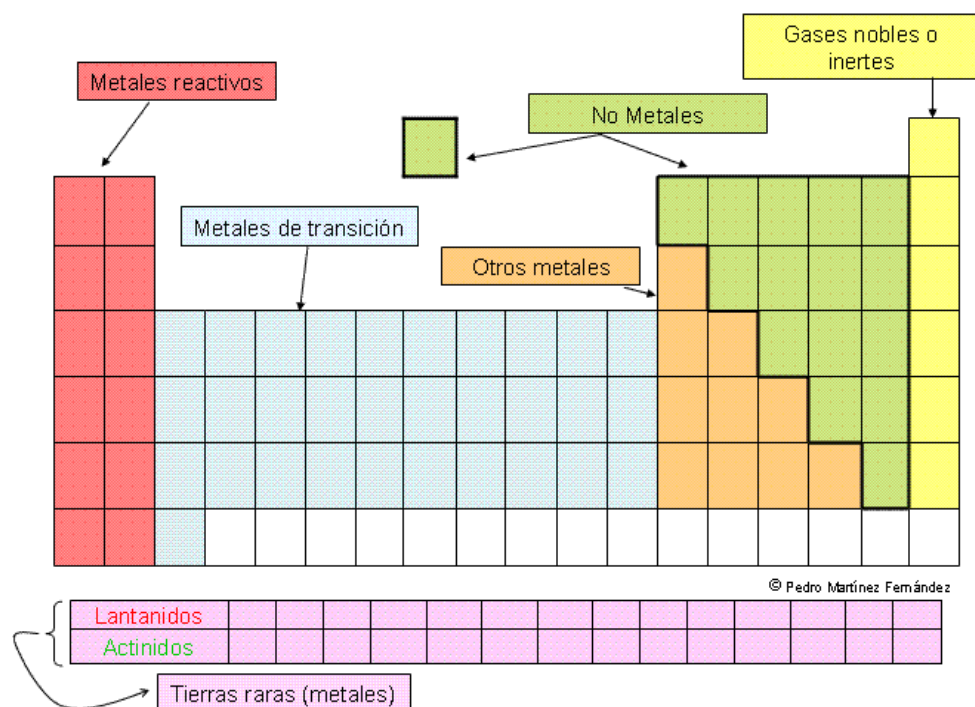
- 1) Tienen un brillo característico llamado brillo metálico.
- 2) La mayoría son opacos y grises.
- 3) Son buenos conductores del calor y la electricidad.
- 4) Son todos sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio, que es líquido.
- 5) Son dúctiles y maleables. Dúctil significa que se puede extender formando hilos o alambres. Maleable significa que se puede extender formando láminas o planchas.

La clasificación más completa y ordenada de los elementos es la tabla periódica o sistema periódico. La tabla periódica moderna es fruto del trabajo de los científicos Lothar Meyer y Mendeleiev. En ella, los elementos están clasificados por orden creciente de número atómico y de tal forma que en la misma columna haya elementos de propiedades parecidas. Las filas horizontales se llaman períodos y las columnas verticales se llaman grupos.

Algunas características de algunos grupos son:

- a) Alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr): reaccionan con el agua formando hidrógeno. Forman iones con carga +1. Ejemplos: Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ , Fr^+
- b) Gases nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn): no reaccionan, no se combinan con ningún elemento.
- c) Grupo del cobre (Cu, Ag, Au): se pueden encontrar libres en la naturaleza.

The types of elements in the table are:



5	
B	
14	
Si	
32	33
Ge	As
51	52
Sb	Te
	84
	Po

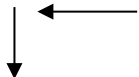
Metals and nonmetals are separated by semimetals:

2. Periodic properties

Those are the properties which increase or decrease gradually (without sudden changes) in the periods and in the columns of the periodic table. There are many periodic properties. The simplest is the atomic volume. The main ones are:

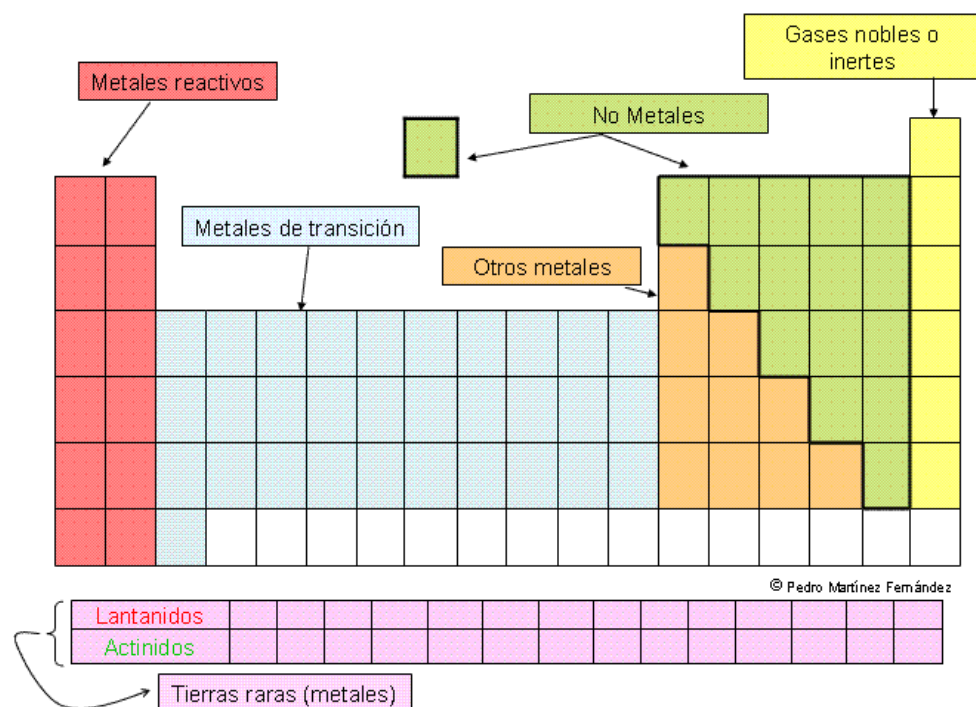
Periodic properties

- Atomic volume: volume of an atom.
- Acid character: tendency to behave as an acid.
- Base character: tendency to behave as a base.
- Electronegativity: negative charge in a bond.

It increases this way in the table:  from right to left and from up to down.

The biggest element is Fr and the smallest one is H.

Los tipos de elementos de la tabla son:



5	
B	
14	
Si	
32	33
Ge	As
51	52
Sb	Te
	84
	Po

Los metales y los no metales están separados por los semimetales:

2. Propiedades periódicas

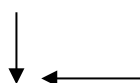
Son aquellas que aumentan o disminuyen de una forma gradual (sin cambios bruscos) a medida que nos movemos verticalmente u horizontalmente en la tabla periódica.

Son las siguientes:

Propiedades periódicas

- Volumen atómico: volumen de un átomo.
- Carácter ácido: comportamiento ácido.
- Carácter básico: comportamiento como base.
- Electronegatividad: carácter negativo en un enlace.

Aumenta así en la tabla:



de derecha a izquierda y de arriba a abajo.

El elemento más grande es el Fr y el más pequeño, el H.

The elements to be memorized in 3º ESO are:

Group	Elements
Alkalines	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr Lithium, sodium, potassium, rubidium, cesium, francium
Alkaline earths	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra Beryllium, magnesium, calcium, strontium, barium, radium
Boron family	B, Al, Ga, In, Tl Boron, aluminium, gallium, indium, thallium
Carbon family	C, Si, Ge, Sn, Pb Carbon, silicon, germanium, tin, lead
Nitrogen family	N, P, As, Sb, Bi Nitrogen, phosphorus, arsenic, antimony, bismuth
Oxygen family	O, S, Se, Te, Po Oxygen, sulphur, selenium, tellurium, polonium
Halogens	F, Cl, Br, I, At Fluorine, chlorine, bromine, iodine, astatine
Noble gases	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn Helium, neon, argon, krypton, xenon, radon
Nickel family	Ni, Pd, Pt Nickel, palladium, platinum
Copper family	Cu, Ag, Au Copper, silver, gold
Zinc family	Zn, Cd, Hg Zinc, cadmium, mercury
Others	Cr, Mn, Fe, Co Chromium, manganese, iron, cobalt

Los elementos que vamos a conocer en 3º ESO son:

Grupo	Elementos
Alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr Litio, sodio, potasio, rubidio, cesio, francio
Alcalinotérreos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra Berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario, radio
Térreos	B, Al, Ga, In, Tl Boro, aluminio, galio, indio, talio
Carbonoideos	C, Si, Ge, Sn, Pb Carbono, silicio, germanio, estaño, plomo
Nitrogenoideos	N, P, As, Sb, Bi Nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, bismuto
Anfígenos o calcógenos	O, S, Se, Te, Po Oxígeno, azufre, selenio, telurio, polonio
Halógenos	F, Cl, Br, I, At Flúor, cloro, bromo, yodo, astato
Gases nobles	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn Helio, neón, argón, kriptón, xenón, radón
Grupo del níquel	Ni, Pd, Pt Níquel, paladio, platino
Grupo del cobre	Cu, Ag, Au Cobre, plata, oro
Grupo del cinc	Zn, Cd, Hg Cinc, cadmio, mercurio
Otros	Cr, Mn, Fe, Co Cromo, manganeso, hierro, cobalto

3. The chemical bond

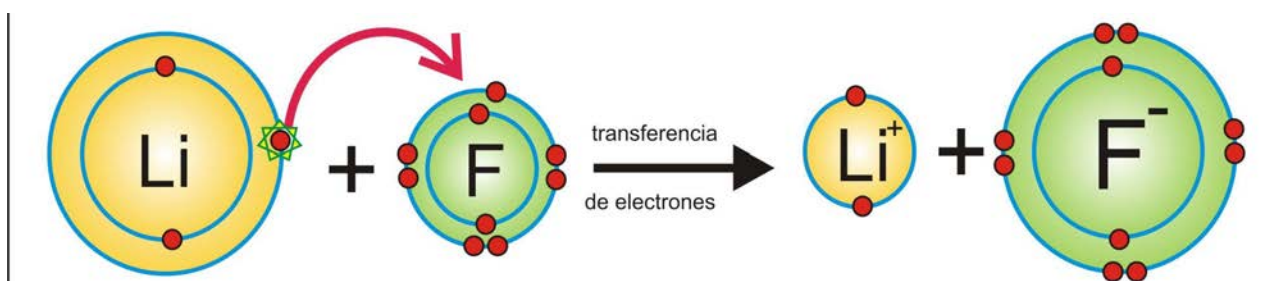
It is the force which links atoms inside the molecule or which links molecules with other molecules. It is represented by a straight line.

Example: the normal formula of water is H_2O and its formula with bonds is $\text{H} - \text{O} - \text{H}$

Types of bonds {
Ionic
Covalent
Metallic
Van der Waals' bonds

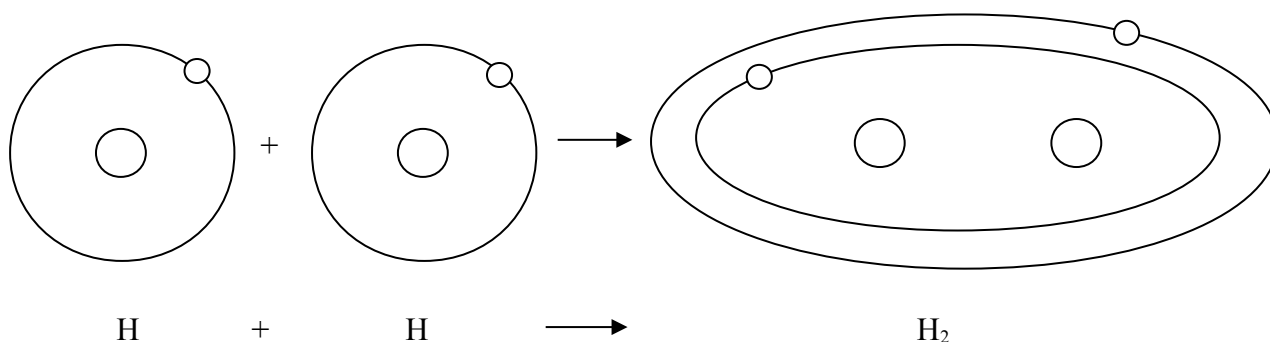
a) Ionic bond: it is the bond in which the metal gives one or several electrons to the nonmetal, the metal becomes a cation, the nonmetal becomes an anion and they attract each other. It occurs between a metal and a nonmetal.

Example: LiH .



b) Covalent bond: it is the bond in which every atom gives an electron and both electrons orbit both atoms. It occurs between two nonmetals.

Example: H_2 .



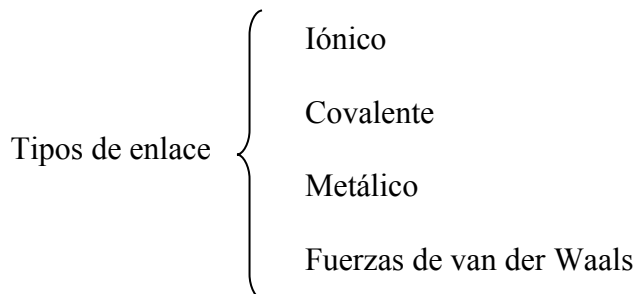
c) Metallic bond: it is the bond in which every metallic atom has some own electrons and some shared electrons with all the atoms. Those electrons are delocalized over the lattice of atoms and are the cause of some properties of the metals such as conductivity, ductility and hardness. It occurs among lots of metallic atoms.

Example: iron, Fe .

3. El enlace químico

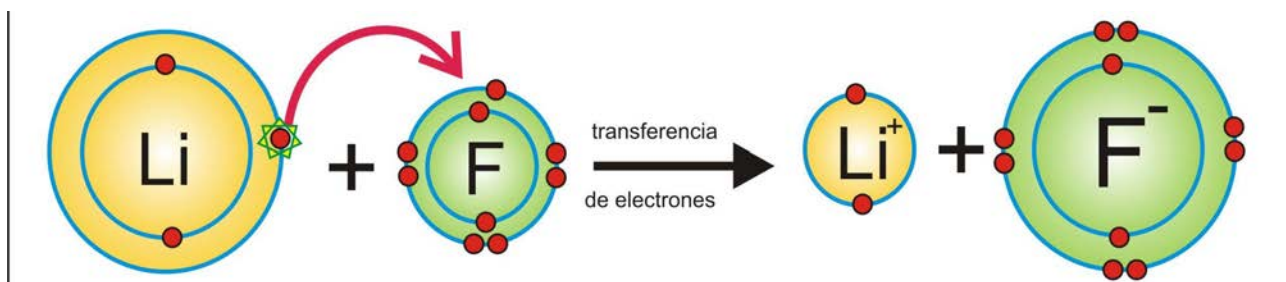
Es la fuerza que une a los átomos dentro de las moléculas y, también, la fuerza que une a las moléculas entre sí. Se representa con una línea recta.

Ejemplo: la fórmula normal del agua es H_2O y con enlaces $\text{H} - \text{O} - \text{H}$



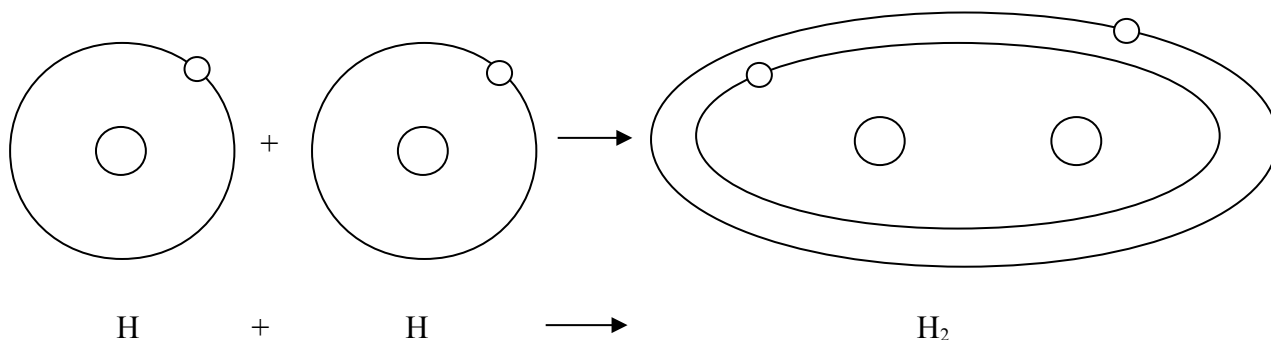
a) Enlace iónico: es aquel en el que el metal le da uno o varios electrones al no metal, con lo que el metal se convierte en ion positivo y el no metal en ion negativo y después se atraen. Se establece entre un metal y un no metal.

Ejemplo: LiF .



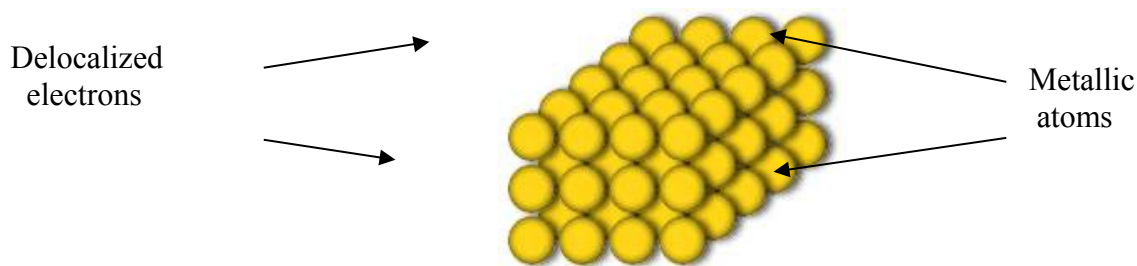
b) Enlace covalente: es aquel en el que cada átomo ofrece un electrón y esos dos electrones giran alrededor de los dos átomos. Se establece entre dos no metales.

Ejemplo: H_2 .



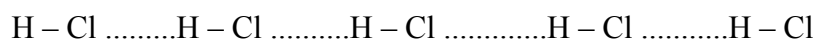
c) Enlace metálico: es aquel en el que cada átomo de metal tiene electrones propios y electrones que cede al conjunto de átomos; esos electrones giran con libertad alrededor de todos los átomos de metal formando el gas electrónico. Se establece entre muchos átomos de metales.

Ejemplo: Fe .



d) Van der Waals' bonds: it is a weak bond between two nonmetals from different molecules which attract because of electrostatic forces. It is represented with a broken line.

Example: HCl



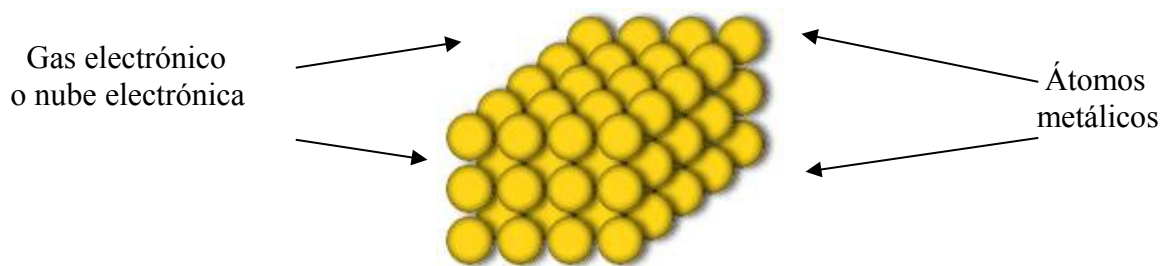
4. Properties of substances

The types of substances are related with the types of bonds:

Type of bond	Type of substance
Ionic	Ionic
Covalent	Covalent
Metallic	Metallic
Van der Waals' bonds + +covalent	Molecular

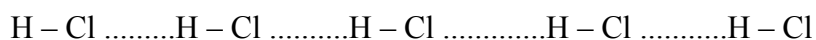
Some properties of these substances are:

Property	Ionic substances	Covalent Substances	Molecular Substances	Metallic Substances
Elements	M + NM	NM + M on the right of the periodic table	NM + NM	M + M
Examples	NaCl, KBr	Al ₂ O ₃ , SiC, diamond	H ₂ , H ₂ O, NH ₃	Fe, bronze
Type of bond	Ionic	Covalent	Van der Waals'	Metallic
State at room temperature	Solid	Solid	Solid, liquid or gas	Solid
Melting and boiling temperatures	High	High	Low	High
Hardness	High	Very high	Low	From low to high
Soluble in water?	A lot of them	No	Some of them	No
Soluble in gasoline?	No	No	A lot of them	No
Electric conductors?	When melted or dissolved	No	Very little	Excellent



d) Fuerzas de van der Waals: se establece entre dos no metales de moléculas distintas. Se representa con una línea recta discontinua.

Ejemplo: el HCl



4. Propiedades de las sustancias

Los tipos de sustancias están relacionados con los tipos de enlace entre los átomos:

Tipo de enlace	Tipo de sustancia
Iónico	Iónica
Covalente	Covalente
Metálico	Metálica
Fuerzas de van der Waals	Molecular

Algunas propiedades de estas sustancias son:

Propiedad	Sustancias iónicas	Sustancias covalentes	Sustancias moleculares	Sustancias metálicas
Elementos que la forman	M + NM	SM + NM o NM + M de la derecha de la tabla	NM + NM	M + M
Ejemplos	NaCl, KBr	Al ₂ O ₃ , SiC, diamante	H ₂ , H ₂ O, NH ₃	Fe, bronce
Tipo de enlace	Iónico	Covalente	Fuerzas de van der Waals	Metálico
Estado a temperatura ambiente	Sólido	Sólido	Sólido, líquido o gas	Sólido
Temperaturas de fusión y ebullición	Altas	Altas	Bajas	Altas
Dureza	Duras	Muy duras	Blandas	De blandas a duras
¿Son solubles en agua?	Muchas	No	Algunas	No
¿Son solubles en gasolina?	No	No	Muchas	No
¿Conducen la electricidad?	Sí, cuando están fundidos o disueltos	No	Muy poco	Muy bien

M on the right of the table = Al, Ga, In, Tl, Sn, Pb, Bi.

PROBLEMS IN PERIODIC TABLE AND CHEMICAL BOND

1) Which are the periods and the groups of the following elements?

Fe, P, Hg, Zr, H, He, Co, Rb

2) Write if it is metal, nonmetal or semimetal: Al, P, S, Fe, Sb, Zn, As.

3) Arrange the following element in an increasing atomic volume:

a) Alkalines.

b) Noble gases.

c) Second period.

4) Write the type of bond and the type of substance obtained when the following pairs are combined:

a) K + Br b) Al + Hg c) Al + N d) C + O

5) Complete this chart:

Substance	Type of substance	Type of bond	Soluble in water?	Conductor?
SiC				
H ₂ O				
Latón				
CaF ₂				

6) Complete this chart:

Substance	Type of substance	State at room temperature	Soluble in gasoline?	Conductor?
Ga ₂ O ₃				
H ₂				
Aluminio				
LiCl				

PROBLEMAS DE LA TABLA PERIÓDICA Y EL ENLACE QUÍMICO

1) ¿A qué grupos y a qué periodos pertenecen estos elementos?

Fe, P, Hg, Zr, H, He, Co, Rb

2) Indica si es metal, no metal o semimetal: Al, P, S, Fe, Sb, Zn, As.

3) Ordena por volumen atómico creciente los siguientes elementos:

a) Los metales alcalinos.

b) Los gases nobles.

c) Los elementos del segundo periodo.

4) Indica el tipo de enlace y el tipo de sustancia que se forman cuando se combinan estas parejas de elementos:

a) K + Br b) Al + Hg c) Al + N d) C + O

5) Completa esta tabla:

Sustancia	Tipo de sustancia	Tipo de enlace	¿Soluble en agua?	¿Conduce la electricidad?
SiC				
H ₂ O				
Latón				
CaF ₂				

6) Completa esta tabla:

Sustancia	Tipo de sustancia	Estado a T ambiente	¿Soluble en gasolina?	¿Conduce la electricidad?
Ga ₂ O ₃				
H ₂				
Aluminio				
LiCl				

EXERCISES IN ENGLISH

1) FILL IN THE BLANKS

location shell trend synthetic also Most organized same credit ability given exhibit
chemist attempts primary on increasing configuration display current

The periodic table of the chemical elements is known as the periodic table or periodic table of the elements. It is a tabular of the 118 known chemical elements by certain properties of their atomic structures. The of the periodic table is given to Russian Dmitri Mendeleev, although there were previous of classification and scientists working it. The main value of the periodic table is the to predict the chemical properties of an element based on its on the table. Elements are listed in order of atomic number of these elements are found naturally on the Earth and only 24 are, that is to say produced by human technology. The factor of an element's chemical properties is its electron, particularly the valence electrons. A element has one more electron than the previous element in the period. In some groups, the elements have very similar properties and a clear in properties down the group.

2) THE RIGHT OPTION

A chemical **bond / union** is an **attraction / attraction** between atoms that allows the formation of chemical **sustances / substances**. The strength of chemical bonds **changes / varies** considerably; there are strong bonds such as covalent or ionic bonds and weak bonds such as Van der Waals forces and hydrogen bonding. This attraction may be seen as the result of different behaviors of the **outermost / outer** electrons of atoms.

Covalent bonding **involves / implies** sharing of **pairs / couples** of electrons in which the positively **loaded / charged** nuclei of two or more atoms simultaneously attract the negatively **charged / loaded** electrons that are being shared between them.

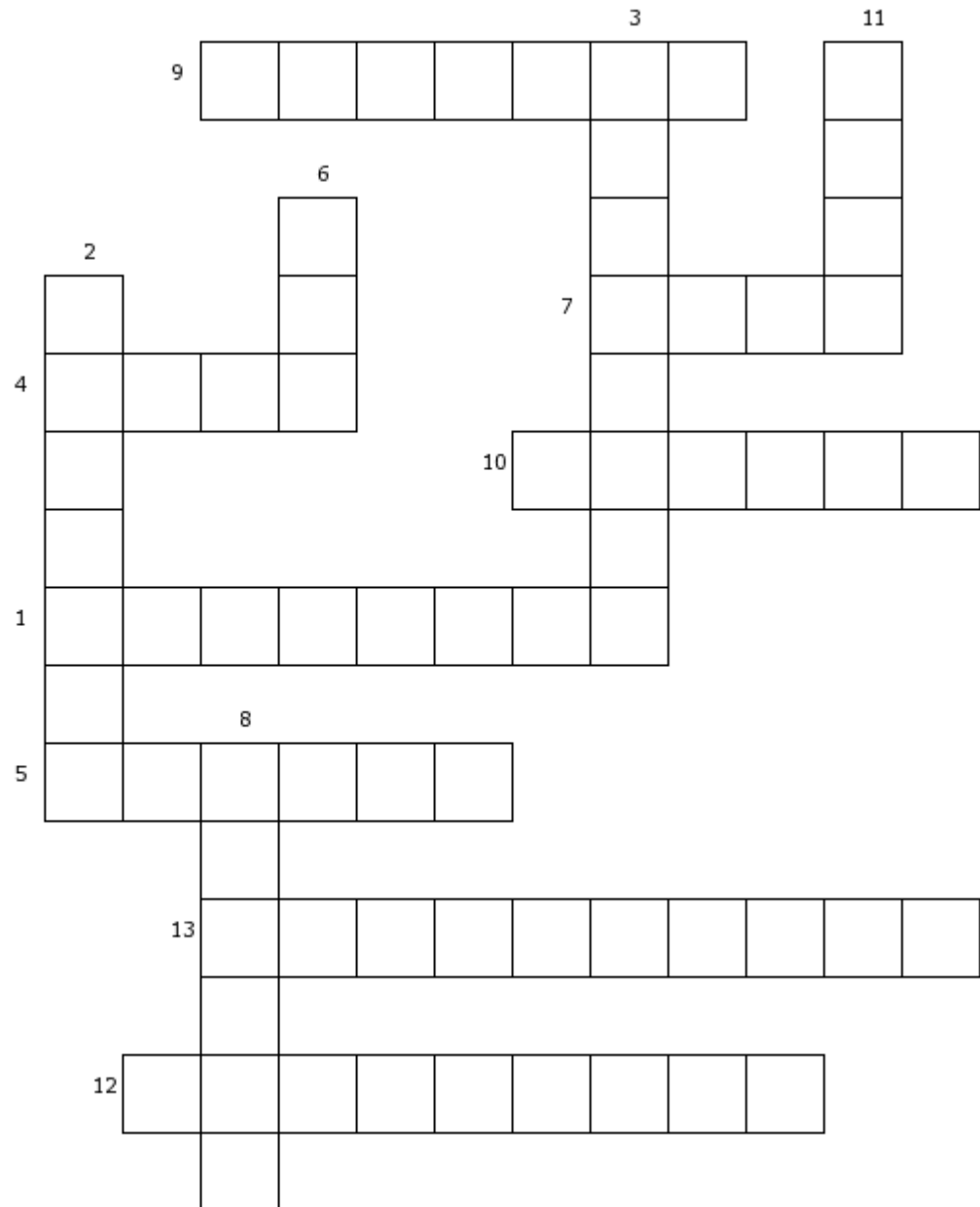
The fact that atoms and molecules are three-dimensional makes **up / it** difficult to use a **single / simple** technique for indicating **orbitals / orbits** and bonds. An **orbital / orbit** is the area of the **space / espace** where the electron is **walking / turning** round.

A hydrogen bond is the **attractive / repulsive** interaction of **a / an** hydrogen atom with an electronegative atom, such as **nytrogen / nitrogen**, oxygen or fluorine. Electronegative means that **that / which** element has a great **tendency / tendence** to attarct the electrons of a chemical bond.

Intermolecular / Intramolecular hydrogen bonding is **responsable / responsible** for the high **boiling / evaporating** point of water in comparison with other similar compounds.

The **spacial / special** arrange of atoms in three dimensions is called crystal **network / lattice**. The science which studies the **arrange / arrangement** of atoms in solids is **cristallography / crystallography**.

3) CROSSWORDS



Write in English:

1) CROMO

2) SILICIO

3) TALIO

4) HIERRO

5) NÍQUEL

6) ESTAÑO

7) PLOMO

8) COBRE

9) BISMUTO

10) PLATA

11) ORO

12) BERILIO

13) FÓSFORO

4) COLUMNS

Match both columns:

A	Covalent	H	Vertical column
B	Period	I	There is a cloud orbiting all the atoms
C	Electron	J	Electrostatic attraction
D	Metallic	K	Shared pairs of electrons
E	Van der Waals	L	The main actor in chemical bonds
F	Group	M	Horizontal row
G	Ionic	N	Weak attractions

5) PHRASE ORDER

Arrange these sentences:

a) on the on the the are or table, Depending properties ones others. location

.....

b) bond. is strongest bond chemical Covalent the

.....

c) is the in its hardest because Diamond covalent substance bond. world the of

.....

d) an its substance lattice When down. ionic crystal dissolved, is breaks

.....

e) did the all first already table elements. The not have discovered periodic

.....

6) QUESTIONS

a) Identify chemical elements around you: your house, your school, the streets...

b) What's the use of iron.

c) What's the use of lead.

UNIT 6: FORMULATION AND NOMENCLATURE

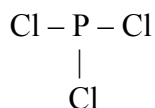
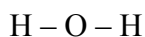
Contents

1. Valences.
2. Formulation rules.
3. Chemical elements.
4. Oxides.
5. Hydrides.
6. Hydroxides.
7. Binary salts.
8. Summary chart.

1. Valences

The valence of an element is the number of bonds it has or it can have.

Examples:



The corresponding valences are:

H: 1
O: 2

P: 3
Cl: 1

C: 2
O: 2

2. Formulation rules

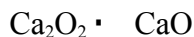
1) The metal is written first and the nonmetal secondly.

Example: sodium chloride:

ClNa	NaCl
Incorrect	Correct

2) Valences are exchanged and the formula must be simplified if possible.

Example: calcium oxide:



3. Chemical elements

They are the substances in the periodic table. Some elements can have an atomic or a molecular state.

Example: H y H_2 .

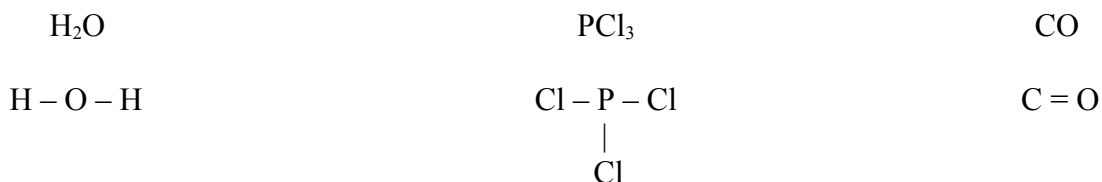
TEMA 6: FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA

Esquema

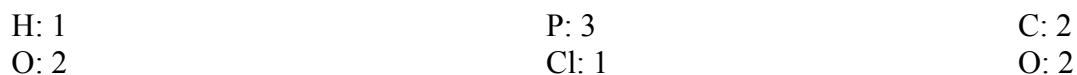
1. Valencias.
2. Reglas para formular.
3. Elementos químicos.
4. Óxidos.
5. Hidruros.
6. Hidróxidos.
7. Sales binarias.
8. Tabla resumen.

1. Valencias

La valencia de un elemento es el número de enlaces que forma o que puede formar.
Ejemplos:



Las valencias correspondientes son:



2. Reglas para formular

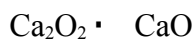
1) Se escribe primero el metal y después el no metal.

Ejemplo: el cloruro de sodio:



2) Se intercambian las valencias y se simplifica si se puede.

Ejemplo: el óxido de calcio:



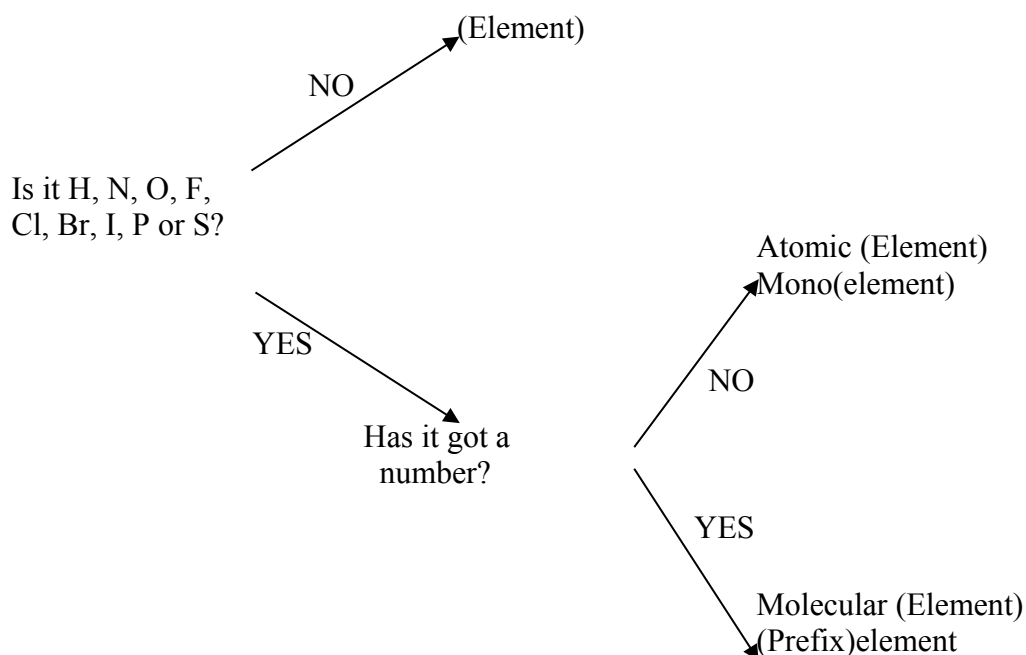
3. Elementos químicos

Es cualquiera de las sustancias que aparecen en la tabla periódica. Algunos elementos pueden estar en estado atómico o molecular.

Ejemplo: H y H_2 .

These elements are: H_2 , N_2 , O_2 , O_3 (ozone), F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , P_4 , S_8 .

To name these elements, this scheme must be followed:



The numerical prefixes are:

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
mono	di	tri	tetra	penta	hexa	hepta	octa	nona	deca

Examples:

F_2 : difluorine.

F: atomic fluorine or monofluorine.

Exercise: a) Name:

H:

Fe:

H_2 :

P_4 :

b) Formulate:

Molecular sulphur:

ozone:

atomic nitrogen:

dichlorine:

4. Oxides

They are compounds made of oxygen joined to another element.

General formula: MO or XO , being:

M = metal or semimetal.

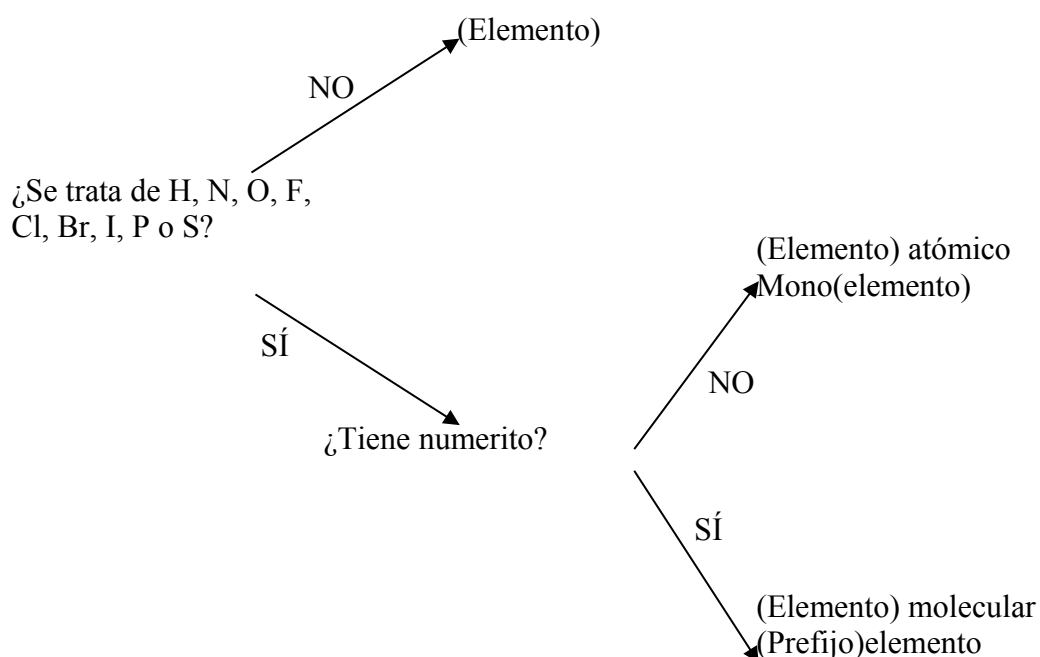
X = non-metal.

The nomenclature is the action of naming. There are three types:

Nomenclature	{	IUPAC or systematic: it is related with subscripts. Stock: it is related to valences. Traditional: it is not very useful today.
--------------	---	---

Estos elementos son: H_2 , N_2 , O_2 , O_3 (ozono), F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , P_4 , S_8 .

Para nombrar los elementos, hay que seguir este esquema:



Los prefijos numéricos son:

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
mono	di	tri	tetra	penta	hexa	hepta	octa	nona	deca

Ejemplos: F_2 : diflúor, F : flúor atómico o monoflúor.

Ejercicio: a) Nombra:

H :

Fe :

H_2 :

P_4 :

b) Formula:

Azufre molecular:

ozono:

nitrógeno atómico:

dicloro:

4. Óxidos

Son compuestos con oxígeno unido a cualquier otro elemento.

Fórmula general: MO o XO , siendo:

M = metal o semimetal.

X = no metal

La nomenclatura es la acción de nombrar. Existen tres tipos:

Nomenclatura	{	IUPAC o sistemática: se refiere a los subíndices de los elementos.
		Stock: se refiere a las valencias de los elementos.
		Tradicional o antigua: se utiliza poco hoy en día.

Subscript and valence must not be confused. The subscript is the number next to the element. The valence of an element is not in that element but in the other one and it has to be in the chart of valences.

Examples:

Formula	Subscript of Fe	Valence of Fe
FeO	1	2
Fe ₂ O ₃	2	3

Exercise: write the subscript and the valence of the first elements:

Compound	Subscript	Valence
P ₂ O ₅		
CaO		

a) IUPAC nomenclature

(Numerical prefix)(element) (Numerical prefix)

Examples: : FeO: iron monoxide
Fe₂O₃: diiron trioxide

Exercise: name these oxides:

Sb₂O₅:
Cl₂O:
Mn₂O₇:

Exercise: formulate these oxides:

Carbon dioxide: Sulphur trioxide: Potassium monoxide:

b) Stock nomenclature

(Element) (valence in roman numbers) oxide

Examples: FeO: iron (II) oxide
Fe₂O₃: iron (III) oxide

If the element has an only valence, it is not indicated.

Examples: Al₂O₃: aluminium oxide
CaO: calcium oxide

Exercise: name:

B₂O₃:
PtO₂:
CoO:

No hay que confundir valencia con subíndice. El subíndice es el número que tiene al lado el elemento. La valencia es el número que el elemento le ha dado al otro elemento y que tiene que aparecer en la tabla de valencias.

Ejemplos:

Fórmula	Subíndice del Fe	Valencia del Fe
FeO	1	2
Fe ₂ O ₃	2	3

Ejercicio: determina el subíndice y la valencia de los elementos que no sean oxígeno:

Compuesto	Subíndice del elemento	Valencia del elemento
P ₂ O ₅		
CaO		

a) Nomenclatura IUPAC.

(Prefijo numérico)óxido de (prefijo numérico)(elemento)

Ejemplos: FeO: monóxido de hierro
Fe₂O₃: trióxido de dihierro

Ejercicio: nombra estos óxidos:

Sb₂O₅:
Cl₂O:
Mn₂O₇:

Ejercicio: formula estos óxidos:

Dióxido de carbono: Trióxido de azufre: Monóxido de dipotasio:

b) Nomenclatura de Stock.

Óxido de (elemento) (valencia en números romanos)

Ejemplos: FeO: óxido de hierro (II)
Fe₂O₃: óxido de hierro (III)

Si el elemento tiene una única valencia, entonces no se indica.

Ejemplos: Al₂O₃: óxido de aluminio
CaO: óxido de calcio.

Ejercicios: nombra:

B₂O₃:
PtO₂:
CoO:

5. Hydrides

They are compounds with hydrogen and a metal or a metalloid. There are two kinds:

Kinds of hydrides $\left\{ \begin{array}{l} \text{metallic: MH} \\ \text{volatile: XH, being X = B, C, Si, Ge, N, P, As, Sb.} \end{array} \right.$

a) Metallic hydrides: they are named like the oxides but instead of oxide hydride is said.

Example:

Formula	IUPAC	Stock
FeH ₂	Dihidruro de hierro	Hidruro de hierro (II)

b) Volatile hydrides: they are named only by IUPAC or Stock but in Stock, valence is not said as nonmetals only have a valence when joined to hydrogen.

Example:

Formula	IUPAC	Stock	Common
NH ₃	Trihidruro de nitrógeno	Hidruro de nitrógeno	Amoniaco

Some volatile hydrides have common names:

BH₃: borane

CH₄: methane

NH₃: ammonia

AsH₃: arsine or arsane

SiH₄: silane

SbH₃: stibine or stibane

PH₃: phosphine or phosphane

Exercise: complete this chart:

Formula	IUPAC	Stock	Common
	Aluminium trihydride		
		Tin (IV) hydride	
			Silano
CoH ₃			

6. Hydroxides

They are compounds with the group OH joined to a metal.

General formula: M(OH)_a, being: a = 1, 2, 3, 4, ...

Examples: LiOH, Fe(OH)₂, Fe(OH)₃.

They are named with both nomenclatures but, instead of oxide, the word hydroxide is used.

Formula	IUPAC	Stock
Fe(OH) ₃	Iron trihydroxide	Iron (III) hydroxide

Exercise: complete this chart:

Formula	IUPAC	Stock
		Lead (IV) hydroxide
AgOH		
	Tin dihydroxide	

5. Hidruros

Son compuestos con hidrógeno y un metal o semimetal. Hay dos tipos:

Tipos de hidruros $\left\{ \begin{array}{l} \text{metálicos: MH} \\ \text{volátiles: XH, siendo X = B, C, Si, Ge, N, P, As, Sb.} \end{array} \right.$

a) **Hidruros metálicos**: se nombran igual que los óxidos, pero en lugar de óxido, se dice hidruro. Ejemplo:

Fórmula	IUPAC	Stock
FeH ₂	Dihidruro de hierro	Hidruro de hierro (II)

b) **Hidruros volátiles**: sólo se nombran por la IUPAC y por la Stock pero, en la Stock, no se indica la valencia, ya que los no metales tienen una sola valencia en los hidruros. Ejemplo:

Fórmula	IUPAC	Stock	Común
NH ₃	Trihidruro de nitrógeno	Hidruro de nitrógeno	Amoníaco

Algunos hidruros volátiles tienen nombres comunes:

BH₃: borano CH₄: metano NH₃: amoníaco AsH₃: arsina
SiH₄: silano SbH₃: estibina PH₃: fosfina

Ejercicio: completa esta tabla:

Fórmula	IUPAC	Stock	Común
	Trihidruro de aluminio		
		Hidruro de estaño (IV)	
			Silano
CoH ₃			

6. Hidróxidos

Son compuestos con el grupo OH unido a un metal.

Fórmula general: M(OH)_a, siendo: a = 1, 2, 3, 4, ...

Ejemplos: LiOH, Fe(OH)₂, Fe(OH)₃.

Se nombran por las dos nomenclaturas pero, en vez de óxido, se utiliza la palabra hidróxido.

Fórmula	IUPAC	Stock
Fe(OH) ₃	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (III)

Ejercicio: completa esta tabla:

Fórmula	IUPAC	Stock
		Hidróxido de plomo (IV)
AgOH		
	Dihidróxido de estaño	

7. Binary salts

They are compounds with a metal and a non-metal. General formula: MX.
Nonmetals have several valences but in binary salts they only use one:

Nonmetal	Valence in binary salts
F, Cl, Br, I	1
S, Se, Te	2
N, P, As, Sb	3
C, Si	4

Examples:

a) Ca (valence 2) and F (valence) form: CaF_2 .

b) Fe(II) (valence 2) and P (valence 3) form: Fe_3P_2 .

The name of the binary salt is formed by adding -ide to the nonmetal's name.

Example:

Formula	IUPAC	Stock
Fe_3P_2	Triiron diphosphoride	Iron (III) phosphoride

Exercises:: 1) Formulate:

sodium chloride:

iron (III) bromide:

nickel trifluoride:

2) Name with both nomenclatures:

Formula	IUPAC	Stock
CaTe		
Zn_3N_2		

8. Summary chart

Compound	Formula	IUPAC	Stock
Oxide	MO XO	(Prefix)..... (prefix)oxide	(valence) oxide
Hydroxide	$\text{M}(\text{OH})_a$	 (prefix)hydroxide	(valence) hydroxide
Hydrides	MH	 (Prefix)hydride	(valence) hydride
Binary salts	MX	(Prefix)(metal) (prefix)(nonmetal)ide	(Metal) (valence) (nonmetal)ide

7. Sales binarias

Son compuestos con un metal y un no metal. Fórmula general: MX

Los no metales tienen varias valencias, pero en las sales binarias sólo tienen las siguientes:

No metal	Valencia en las sales binarias
F, Cl, Br, I	1
S, Se, Te	2
N, P, As, Sb	3
C, Si	4

Ejemplos:

a) El Ca (valencia 2) y el F (valencia 1) forman: CaF_2 .

b) El Fe(II) (valencia 2) y el fósforo (valencia 3) forman: Fe_3P_2 .

El nombre de la sal binaria se forma añadiéndole -uro al no metal.

Ejemplo:

Fórmula	IUPAC	Stock
Fe_3P_2	Difosfuro de trihierro	Fosfuro de hierro (III)

Ejercicios: 1) Formula:

cloruro de sodio:

bromuro de hierro (III):

trifluoruro de níquel:

2) Nombra por las dos:

Fórmula	IUPAC	Stock
CaTe		
Zn_3N_2		

8. Tabla resumen

Compuesto	Fórmula	IUPAC	Stock
Óxido	MO, XO	(prefijo)óxido de (prefijo).....	óxido de(valencia)
Hidróxido	M(OH)	(prefijo)hidróxido de (prefijo).....	hidróxido de (valencia)
Hidruro	MH, XH	(prefijo)hidruro de	hidruro de (valencia)
Sal binaria	MX	(prefijo)(elemento X)uro de (prefijo).....	(elemento X)uro de (valencia)

PROBLEMS IN FORMULATION AND NOMENCLATURE

FORMULATE:

- | | | | |
|----------------------------|---------------------------------|----------------------------|--------------------------|
| 1) Lithium oxide | 2) Disodium monoxide | 3) Potassium hydroxide | 4) Cesium hydride |
| 5) Beryllium monoxide | 6) Magnesium sulphide | 7) Manganese (VI) chloride | |
| 8) Calcium monoxide | 9) Strontium monoxide | 10) Barium hydride | 11) Iron (III) selenide |
| 12) Iron dihydroxide | 13) Zinc telluride | 14) Nickel nitride | 15) Dimanganese trioxide |
| 16) Palladium dihydroxide | 17) Gold (III) sulphide | 18) Tin (IV) iodide | 19) Gallium arsenide |
| 20) Aluminium phosphide | 21) Platinum (IV) hydroxide | 22) Lead dibromide | |
| 23) Diphosphorus trioxide | 24) Diantimony pentaoxide | 25) Tin dioxide | |
| 26) Tetraphosphorus | 27) Molecular sulphur | 28) Hydrogen oxide | |
| 29) Silicon fluoride | 30) Tripalladium tetraphosphide | 31) Copper (II) antimonide | |
| 32) Nitrogen monoxide | 33) Chlorine (VII) oxide | 34) Indium arsenide | |
| 35) Germanium oxide | 36) Tellurium (II) oxide | 37) Mercury (II) hydride | |
| 38) Dibismuth pentaoxide | 39) Platinum dichloride | 40) Antimony (V) hydroxide | |
| 41) Cobalt diiodide | 42) Manganese (VII) oxide | 43) Cadmium hydride | |
| 44) Aluminium antimonide | 45) Boron trichloride | 46) Dibromine trioxide | |
| 47) Gold (III) hydride | 48) Chromium (III) hydroxide | 49) Dinitrogen trioxide | |
| 50) Thallium (III) bromide | | | |

NAME BY IUPAC AND STOCK:

- | | | | | | | |
|-----------------------------|-----------------------------|-----------------------------|------------------------------|---------------------|------------------------------|-----------------------------|
| 1) Al_2O_3 | 2) Sb_2O_3 | 3) CoH_3 | 4) BaF_2 | 5) CaI_2 | 6) FeO | 7) MnO_2 |
| 8) CoS | 9) CuO | 10) Al_2S_3 | 11) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | 12) CdBr_2 | 13) SnCl_2 | 14) Ni_3P_2 |
| 15) P_2O | 16) CuCl | 17) CrO_3 | 18) Mn_2O_3 | 19) FeCl_3 | 20) LiOH | 21) FrI |
| 22) ZnH_2 | 23) Br_2O_5 | 24) PbH_4 | 25) $\text{Ni}(\text{OH})_3$ | 26) BiH_3 | 27) NaBr | 28) K_3N |
| 29) KI | 30) SO_2 | 31) Ag_2Te | 32) BaH_2 | 33) BaO | 34) ZnS | 35) Bi_2O_3 |
| 36) Cr_2O_3 | 37) SnO | 38) P_2O_3 | 39) AsCl_3 | 40) CO | 41) CO_2 | 42) O_3 |
| 43) NiF_3 | 44) BBr | 45) SeO_3 | 46) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ | 47) TeO_3 | 48) As_2Se_5 | 49) AgF_2 |
| 50) PtO_2 | | | | | | |

SOLUTIONS OF FORMULATION:

- | | | | | | | |
|-----------------------------|------------------------------|------------------------------|------------------------------|------------------------------|------------------------------|------------------------------|
| 1) Li_2O | 2) Na_2O | 3) KOH | 4) CsH | 5) BeO | 6) MgS | 7) MnCl_6 |
| 8) CaO | 9) SrO | 10) BaH_2 | 11) Fe_2Se_3 | 12) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ | 13) ZnTe | 14) NiN |
| 15) Mn_2O_3 | 16) $\text{Pd}(\text{OH})_2$ | 17) Au_2S_3 | 18) SnI_4 | 19) GaAs | 20) AlP | 21) $\text{Pt}(\text{OH})_4$ |
| 22) PbBr_2 | 23) P_2O_3 | 24) Sb_2O_5 | 25) SnO_2 | 26) P_4 | 27) S_8 | 28) H_2O |
| 29) SiF_4 | 30) Pd_3P_4 | 31) Cu_3Sb_2 | 32) NO | 33) Cl_2O_7 | 34) InAs | 35) GeO_2 |
| 36) TeO | 37) HgH_2 | 38) Bi_2O_5 | 39) PtCl_2 | 40) $\text{Sb}(\text{OH})_5$ | 41) CoI_2 | 42) Mn_2O_7 |
| 43) CdH_2 | 44) AlSb | 45) BCl_3 | 46) Br_2O_3 | 47) AuH_3 | 48) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ | 49) N_2O_3 |
| 50) TlBr_3 | | | | | | |

SOLUTIONS OF NOMENCLATURE

(IUPAC)

- | | | |
|-----------------------------|---------------------------|---------------------------|
| 1) Dialuminium trioxide | 2) Diantimony trioxide | 3) Cobalt trihydride |
| 4) Barium difluoride | 5) Calcium diiodide | 6) Iron monoxide |
| 7) Manganese dioxide | 8) Cobalt sulphide | 9) Copper monoxide |
| 10) Dialuminium trisulphide | 11) Barium dihydroxide | 12) Cadmium dibromide |
| 13) Tin dichloride | 14) Trinickel diphosphide | 15) Diphosphorus monoxide |
| 16) Copper chloride | 17) Chromium trioxide | |

(STOCK)

- | | | |
|---------------------------|----------------------------|---------------------------|
| 18) Manganese (III) oxide | 19) Iron (III) chloride | 20) Lithium hydroxide |
| 21) Francium iodide | 22) Zinc hydride | 23) Bromine (V) oxide |
| 24) Lead (V) hydride | 25) Nickel (III) hydroxide | 26) Bismuth (III) hydride |
| 27) Sodium bromide | 28) Potassium nitride | 29) Potassium iodide |
| 30) Sulphur (IV) oxide | 31) Silver telluride | 32) Barium hydride |
| | | 33) Barium oxide |
| | | 34) Zinc sulphuride |

PROBLEMAS DE FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA

FORMULA:

- | | | | |
|-----------------------------|--------------------------------|--------------------------------|-------------------------------|
| 1) Óxido de litio | 2) Monóxido de disodio | 3) Hidróxido de potasio | 4) Hidruro de cesio |
| 5) Monóxido de berilio | 6) Sulfuro de magnesio | 7) Cloruro de manganeso (VI) | |
| 8) Monóxido de calcio | 9) Monóxido de estroncio | 10) Hidruro de bario | 11) Seleniuro de hierro (III) |
| 12) Dihidróxido de hierro | 13) Telururo de cinc | 14) Nitruro de níquel | 15) Trióxido de dimanganeso |
| 16) Dihidróxido de paladio | 17) Sulfuro de oro (III) | 18) Yoduro de estaño (IV) | 19) Arseniuro de galio |
| 20) Fosfuro de aluminio | 21) Hidróxido de platino (IV) | | 22) Dibromuro de plomo |
| 23) Trióxido de difósforo | 24) Pentaóxido de diantimonio | | 25) Dióxido de estaño |
| 26) Tetrafósforo | 27) Azufre molecular | 28) Óxido de hidrógeno | |
| 29) Fluoruro de silicio | 30) Tetrafosfuro de tripaladio | 31) Antimoniuro de cobre (II) | |
| 32) Monóxido de nitrógeno | 33) Óxido de cloro (VII) | | 34) Arseniuro de indio |
| 35) Óxido de germanio | 36) Óxido de telurio (II) | | 37) Hidruro de mercurio (II) |
| 38) Pentaóxido de dibismuto | 39) Dicloruro de platino | 40) Hidróxido de antimonio (V) | |
| 41) Diyoduro de cobalto | 42) Óxido de manganeso (VII) | 43) Hidruro de cadmio | |
| 44) Antimoniuro de aluminio | 45) Tricloruro de boro | 46) Trióxido de dibromo | |
| 47) Hidruro de oro (III) | 48) Hidróxido de cromo (III) | 49) Trióxido de dinitrógeno | |
| 50) Bromuro de talio (III) | | | |

NOMBRA POR LA IUPAC Y POR LA STOCK:

- | | | | | | | |
|-----------------------------|-----------------------------|-----------------------------|------------------------------|---------------------|------------------------------|-----------------------------|
| 1) Al_2O_3 | 2) Sb_2O_3 | 3) CoH_3 | 4) BaF_2 | 5) CaI_2 | 6) FeO | 7) MnO_2 |
| 8) CoS | 9) CuO | 10) Al_2S_3 | 11) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | 12) CdBr_2 | 13) SnCl_2 | 14) Ni_3P_2 |
| 15) P_2O | 16) CuCl | 17) CrO_3 | 18) Mn_2O_3 | 19) FeCl_3 | 20) LiOH | 21) FrI |
| 22) ZnH_2 | 23) Br_2O_5 | 24) PbH_4 | 25) $\text{Ni}(\text{OH})_3$ | 26) BiH_3 | 27) NaBr | 28) K_3N |
| 29) KI | 30) SO_2 | 31) Ag_2Te | 32) BaH_2 | 33) BaO | 34) ZnS | 35) Bi_2O_3 |
| 36) Cr_2O_3 | 37) SnO | 38) P_2O_3 | 39) AsCl_3 | 40) CO | 41) CO_2 | 42) O_3 |
| 43) NiF_3 | 44) BBr | 45) SeO_3 | 46) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ | 47) TeO_3 | 48) As_2Se_5 | 49) AgF_2 |
| 50) PtO_2 | | | | | | |

SOLUCIONES DE FORMULACIÓN:

- | | | | | | | |
|-----------------------------|------------------------------|------------------------------|------------------------------|------------------------------|------------------------------|------------------------------|
| 1) Li_2O | 2) Na_2O | 3) KOH | 4) CsH | 5) BeO | 6) MgS | 7) MnCl_6 |
| 8) CaO | 9) SrO | 10) BaH_2 | 11) Fe_2Se_3 | 12) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ | 13) ZnTe | 14) NiN |
| 15) Mn_2O_3 | 16) $\text{Pd}(\text{OH})_2$ | 17) Au_2S_3 | 18) SnI_4 | 19) GaAs | 20) AlP | 21) $\text{Pt}(\text{OH})_4$ |
| 22) PbBr_2 | 23) P_2O_3 | 24) Sb_2O_5 | 25) SnO_2 | 26) P_4 | 27) S_8 | 28) H_2O |
| 29) SiF_4 | 30) Pd_3P_4 | 31) Cu_3Sb_2 | 32) NO | 33) Cl_2O_7 | 34) InAs | 35) GeO_2 |
| 36) TeO | 37) HgH_2 | 38) Bi_2O_5 | 39) PtCl_2 | 40) $\text{Sb}(\text{OH})_5$ | 41) CoI_2 | 42) Mn_2O_7 |
| 43) CdH_2 | 44) AlSb | 45) BCl_3 | 46) Br_2O_3 | 47) AuH_3 | 48) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ | 49) N_2O_3 |
| 50) TlBr_3 | | | | | | |

SOLUCIONES DE NOMENCLATURA

(IUPAC)

- | | | |
|------------------------------|----------------------------|---------------------------|
| 1) Trióxido de dialuminio | 2) Trióxido de diantimonio | 3) Trihidruro de cobalto |
| 4) Difluoruro de bario | 5) Diioduro de calcio | 6) Monóxido de hierro |
| 7) Dióxido de manganeso | 8) Sulfuro de cobalto | 9) Monóxido de cobre |
| 10) Trisulfuro de dialuminio | 11) Dihidróxido de bario | 12) Dibromuro de cadmio |
| 13) Dicloruro de estaño | 14) Difosfuro de triníquel | 15) Monóxido de difósforo |
| 16) Cloruro de cobre | 17) Trióxido de cromo | |

(STOCK)

- | | | |
|------------------------------|-------------------------------|------------------------------|
| 18) Óxido de manganeso (III) | 19) Cloruro de hierro (III) | 20) Hidróxido de litio |
| 21) Yoduro de francio | 22) Hidruro de cinc | 23) Óxido de bromo (V) |
| 24) Hidruro de plomo (IV) | 25) Hidróxido de níquel (III) | 26) Hidruro de bismuto (III) |
| 27) Bromuro de sodio | 28) Nitruro de potasio | 29) Ioduro de potasio |
| 30) Óxido de azufre (IV) | 31) Telururo de plata | 32) Hidruro de bario |
| | 33) Óxido de bario | 34) Sulfuro de cinc |

EXERCISES IN ENGLISH

1) FILL IN THE BLANKS

needles balloons microprocessors combustions research panels crowns halogen
treatment photovoltaic purification race oxidation matches cutlery paste coins
dispensers nails screens safes batteries bulb diving jewellery wires combustible
nuclear pencils repeaters thermometers bulbs rackets razors

Some uses of the elements are as follows:

Hydrogen is a for rockets, helium is used in for kids, lithium in alloys for the space industry, beryllium in little springs in watches, boron for tennis, carbon for, nitrogen in cryogenic surgery, oxygen in and in gas cylinders for scuba, fluorine in teeth, neon in neon lights, sodium in street lights, magnesium in bicycles, aluminium in light alloys, silicon in in computers, phosphorus in, sulphur in liquid for hair perm, chlorine in water, argon in light, potassium in fertilizers, calcium in plaster, scandium in materials for the space industry, titanium in for bone surgery, vanadium in tools, chromium to prevent metal oxidation, manganese in, iron in nails and tools, cobalt in shaving, nickel in, copper in, zinc to prevent in metals, gallium in some thermometers, germanium in lenses, arsenic in pellets, selenium in electricity meters, bromine in films, krypton in flash lights in cameras, rubidium in photoelectric cells, strontium in fireworks, yttrium in color TV, zirconium in bullets, niobium in magnets, molybdenum in engines for rockets, technetium as radioactive source in medical, ruthenium in eyes, rhodium in telephone, palladium in teeth, silver in, cadmium in screw plating, indium in solar, tin in tubes for musical organs, antimony in cash, tellurium in rubber vulcanization, iodine in lamps, xenon in projectors, caesium in cells, barium in spark plugs, lanthanum in lenses for cameras, hafnium in submarines, tantalum in electronic condensers, tungsten in filaments for lights, rhenium in electrodes, osmium in fountain pens, iridium in hypodermic, platinum in crucibles (a type of laboratory containers), gold in, mercury in barometers and, thallium in insecticides, lead in car, bismuth in sprinklers and an endless number of applications...

2) THE RIGHT OPTION

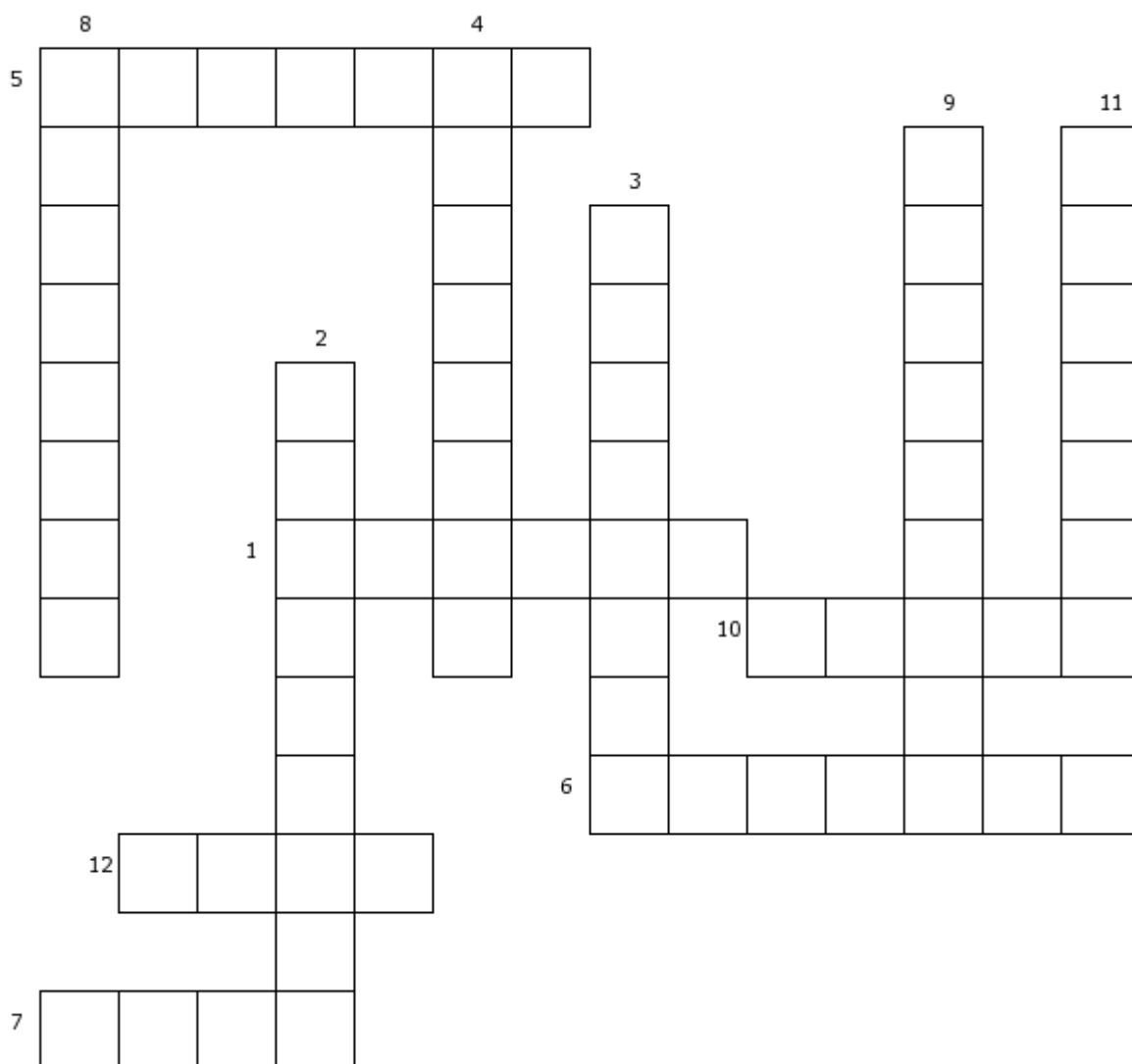
There are **thousand** / **millions** of chemical substances. They can be classified into: elements, compounds, homogeneous mixtures and heterogeneous mixtures.

Another classification is based **in** / **on** their composition and, considering this, substances may be organic compounds (**silicon** / **carbon** based) or inorganic compounds (**non-silicon** / **non-carbon** based). Though there are some five elements in organic compounds and **beyond** / **over** one hundred elements in inorganic chemistry, the difference between the number of both kinds of compounds is huge: half a million for inorganic ones and over ten millions for organic ones. This great difference is **done** / **due** to the fact that the atom of carbon is able to join to other atoms of carbon forming long **carbonated** / **carbonate** chains. This **feature** / **characteristic** is unique in carbon and only two or three elements more have a similar but not equal **characteristic** / **characteristic**.

Both organic and inorganic compounds are surrounding us but organic ones are **ubiquous** / **predominant**: plastics, wood, clothes, combustibles, fabrics... Even ourselves are made of organic substances: proteins, sugars, **oils** / **fats**, vitamins and nucleic acids.

There are some clear differences between both types of compounds: organic compounds have low **frozen** / **freezing** and **boiling** / **boiled** points and density, they are soft, they are usually liquids or gases and **burnable** / **flammable**.

3) CROSSWORDS



Write in English:

1) BINARIO

3) FLUORURO

5) VALENCIA

7) SAL

9) HIDRÓXIDO

11) HIDRURO

2) SUBÍNDICE

4) COMPUESTO

6) ELEMENTO

8) VOLÁTIL

10) ÓXIDO

12) ÁCIDO

4) COLUMNS

Match both columns:

A	Nitrogen	H	The basis of the organic compounds
B	Hydrogen	I	Needed to create a electrical current in nerves
C	Tin	J	The most abundant element in the air
D	Silver	K	Oxidation preservation
E	Sodium	L	The second most abundant element in the air
F	Carbon	M	The smallest element
G	Oxygen	N	The best electricity conductor

5) PHRASE ORDER

Arrange these sentences:

a) is no used. almost traditional The longer nomenclature

.....

b) be in cation written formula. first must The the

.....

c) Subscript valence be and must confused. not

.....

d) of exchanged. the must valences elements The be

.....

e) are elements found usually Rare Earth. on together

.....

6) QUESTIONS

a) Why do you think formulas are needed in Chemistry?

b) Explain how the densest materials are in the Earth's core.

c) What are the elements present in the air, the water and the soil?

UNIT 7: CHEMICAL REACTIONS

Contents

1. Introduction.
2. Balancing chemical reactions.
3. Laws on chemical reactions.
4. Interesting chemical reactions.

1. Introduction

When two or more substances come into contact, one of these things may happen:

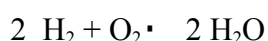
- a) They get dissolved. Example: salt + water.
- b) They do not get dissolved. Example: oil + water.
- c) They react. Example: oil + caustic soda.

The signs of a chemical reaction are:

- a) Change of temperature: it usually rises.
- b) Change of color.
- c) Gas emission.
- d) Appearance of a precipitate: a precipitate is a solid that comes down to the bottom of the container.
- e) Ignition.
- f) Explosion.

A chemical reaction consists of the disappearance of some pure substances and the appearance of new pure substances. The way of writing a chemical reaction is called chemical equation.

Example: Hydrogen + oxygen • water



The pure substances that react are called reagents or reactants and the obtained substances are called products.

The numbers before the substances indicate the numbers of atoms or molecules that take part in the reaction.

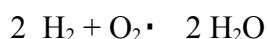
Example: $2 \text{ C} + \text{O}_2 \cdot 2 \text{ CO}$

This equation can be read like this:

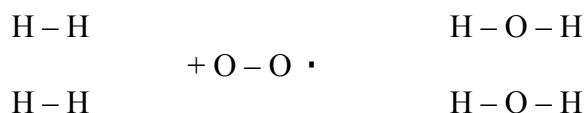
2 atoms of C react with 1 molecule of O_2 to produce 2 molecules of CO.

At a molecular level, in a chemical reaction the bonds get broken, atoms are free for a while, atoms combine with each other, new bonds are made and products appear.

Example: in the water formation reaction, this is what happens:



In detail:



TEMA 7: REACCIONES QUÍMICAS

Esquema

1. Introducción.
2. Ajuste de ecuaciones químicas.
3. Leyes de las reacciones químicas.
4. Reacciones químicas de interés.

1. Introducción

Cuando se ponen en contacto dos o más sustancias puras, puede ocurrir que:

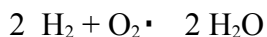
- a) Se disuelvan. Ejemplo: sal + agua.
- b) No se disuelvan. Ejemplo: aceite + agua.
- c) Reaccionen. Ejemplo: aceite + sosa cáustica.

Las señales que nos indican que, posiblemente, haya ocurrido una reacción química son:

- a) Cambio de temperatura: normalmente aumenta.
- b) Cambio de color.
- c) Desprendimiento de gases.
- d) Aparición de un precipitado: un precipitado es un sólido que se va al fondo del recipiente.
- e) Inflamación.
- f) Explosión.

Una reacción química consiste en la desaparición de unas sustancias puras y en la aparición de otras sustancias puras nuevas. La forma de escribir una reacción química se llama ecuación química.

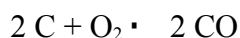
Ejemplo: hidrógeno + oxígeno • agua



Las sustancias puras que reaccionan se llaman reactivos y las que se obtienen, productos.

Los números delante de cada sustancia indican cuántos átomos o moléculas intervienen.

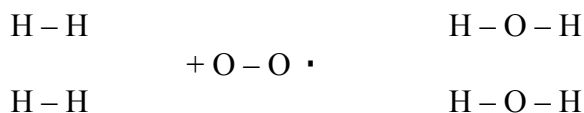
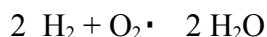
Ejemplo:



Esta reacción se puede leer así: 2 átomos de C reaccionan con una molécula de O_2 para dar 2 moléculas de CO.

A nivel molecular, lo que ocurre en una reacción química es que los enlaces en los reactivos se rompen, los átomos quedan sueltos durante una fracción de segundo, los átomos se combinan con otros átomos, se forman otros enlaces y aparecen los productos.

Ejemplo:



2. Balancing chemical reactions

The balancing consists of determining the numbers before each substance in a chemical reaction.

Example: $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ $\rightarrow$ $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

They must be whole numbers and as small as possible. The explanation of the balancing is that the number of atoms of every element remains the same.

There are two balancing methods:

a) By trial and error: it consists of doing it directly. It is advisable to start with an element that appears in only a substance in the left and only a substance in the right. It is advisable to go on with another element located in a substance where a number has just been written.

Example: balance this equation: $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$

Solution: write a 2 before the NH_3 . Now, there are 6 H, then write a 3 before H_2 . In result:

$\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

Exercise: balance: 1) $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$

2) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$

3) $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Fe}_2\text{O}_3$

b) Using coefficients: a letter is set in front of each substance and an equation is written for every element. Then, the set of equations is solved.

Example: $a \text{FeS}_2 + b \text{O}_2 \rightarrow c \text{SO}_2 + d \text{Fe}_2\text{O}_3$

Solution:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Fe: } a = 2c \\ \text{S: } 2a = d \\ \text{O: } 2b = 3c + 2d \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} a = 1 \\ b = \frac{11}{4} \\ c = \frac{1}{2} \\ d = 2 \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} a = 4 \\ b = 11 \\ c = 2 \\ d = 8 \end{array} \right\}$$

Exercise: balance this reaction using the coefficients method:

$\text{HNO}_3 + \text{Hg} + \text{HCl} \rightarrow \text{HgCl}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

3. Laws on chemical reactions

In chemical reactions, several scientific laws are accomplished:

a) Law of conservation of mass: the sum of the masses of the reactants equals the sum of the masses of the products:

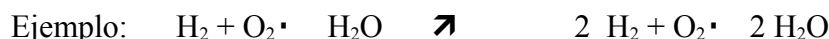
$$M_{\text{T reactants}} = M_{\text{T products}}$$

Example:

2 H_2	+	O_2	$\rightarrow$	2 H_2O
4 g	+	32 g	$\rightarrow$	36 g
20 g	+	160 g	$\rightarrow$	180 g

2. Ajuste de ecuaciones químicas

El ajuste consiste en determinar cuáles son los números que deben aparecer delante de cada sustancia en una ecuación química.



Los números tienen que ser enteros y lo más pequeños posible. La explicación del ajuste es que, en una reacción química, el número de átomos de cada elemento se conserva.

Hay dos métodos de ajuste:

a) Por tanteo: consiste en hacerlo directamente, a ojo. Conviene empezar por los elementos que aparecen en un solo compuesto a la izquierda y en un solo compuesto a la derecha. Conviene seguir por un elemento que esté en el compuesto en el que acabamos de poner un número.

Ejemplo: ajusta esta ecuación: $\text{N}_2 + \text{H}_2 \cdot \text{NH}_3$

Solución: se escribe un 2 delante del NH_3 para ajustar el N. Ahora hay 6 H, luego se escribe un 3 delante del H_2 . Como resultado: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \cdot 2 \text{NH}_3$

Ejercicio: ajusta: 1) $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} \cdot \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$

2) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$

3) $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \cdot \text{SO}_2 + \text{Fe}_2\text{O}_3$

b) Por coeficientes: delante de cada sustancia se coloca una letra y se escribe una ecuación para cada elemento. Después, se resuelve el sistema.

Ejemplo: ajusta: $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \cdot \text{SO}_2 + \text{Fe}_2\text{O}_3$

$a \text{FeS}_2 + b \text{O}_2 \cdot c \text{SO}_2 + d \text{Fe}_2\text{O}_3$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Fe: } a = 2c \\ \text{S: } 2a = d \\ \text{O: } 2b = 3c + 2d \end{array} \right\} \quad \nrightarrow \quad \left\{ \begin{array}{l} a = 1 \\ b = \frac{11}{4} \\ c = \frac{1}{2} \\ d = 2 \end{array} \right\} \quad \nrightarrow \quad \left\{ \begin{array}{l} a = 4 \\ b = 11 \\ c = 2 \\ d = 8 \end{array} \right\}$$

Ejercicio: ajusta por el método de coeficientes:



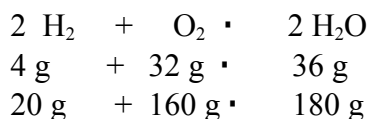
3. Leyes de las reacciones químicas

En las reacciones químicas, se cumplen varias leyes:

a) Ley de conservación de la masa: la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos.

$$M_{\text{T reactivos}} = M_{\text{T productos}}$$

Ejemplo:



Exercise: for this reaction: $2 \text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3 \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$

complete this chart:

$m_{\text{H}_2\text{S}}$	m_{SO_2}	m_{S}	$m_{\text{H}_2\text{O}}$
68 g	64 g	96 g	
	32 g	48 g	18 g

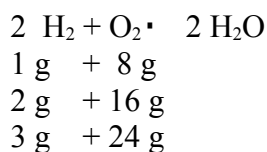
b) Law of definite composition: the substances in a chemical reaction take part in a constant proportion, e.g. the quotient between their masses is a constant:

$$\frac{m_{\text{substance 1}}}{m_{\text{substance 2}}} = \text{constant}$$

Example: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

H_2 and O_2 react in the proportion 1 : 8, e.g., 1 g of H_2 for 8 g of O_2 .

Examples:



According to this law, proportion calculations can be done to calculate the unknown masses.

Example: let there be this reaction: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

complete this chart:

m_{H_2}	m_{O_2}	$m_{\text{H}_2\text{O}}$
4 g	32 g	36 g
a	20 g	b

Solution:

$$\left. \begin{array}{l} 4 \text{ g H}_2 \cdot 32 \text{ g O}_2 \\ a \cdot 20 \text{ g O}_2 \end{array} \right\} a = \frac{4 \cdot 20}{32} = \frac{80}{32} = 2.5 \text{ g}$$

$$\left. \begin{array}{l} 32 \text{ g O}_2 \cdot 36 \text{ g H}_2\text{O} \\ 20 \text{ g O}_2 \cdot b \end{array} \right\} b = \frac{20 \cdot 36}{32} = \frac{720}{32} = 22.5 \text{ g}$$

Exercise: complete this chart for this reaction: $2 \text{Al} + 6 \text{HCl} \rightarrow 3 \text{H}_2 + 2 \text{AlCl}_3$

m_{Al}	m_{HCl}	m_{H_2}	m_{AlCl_3}
4 g	16.2 g	0.44 g	a
b	12.1 g	c	d

Ejercicio: para esta reacción: $2 \text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3 \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$

completa esta tabla:

$m_{\text{H}_2\text{S}}$	m_{SO_2}	m_{S}	$m_{\text{H}_2\text{O}}$
68 g	64 g	96 g	
	32 g	48 g	18 g

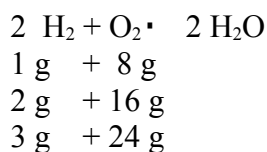
b) Ley de las proporciones definidas: las sustancias que participan en una reacción química lo hacen en una proporción constante, es decir, el cociente entre sus masas es constante.

$$\frac{m_{\text{sustancia 1}}}{m_{\text{sustancia 2}}} = \text{constante}$$

Ejemplo: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

El H_2 y el O_2 reaccionan en la proporción 1 : 8, es decir, 1 g de H_2 por cada 8 g de O_2 .

Ejemplos:



Según esta ley, se pueden hacer reglas de tres para calcular las masas que falten.

Ejemplo: sea esta reacción: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

completa esta tabla:

m_{H_2}	m_{O_2}	$m_{\text{H}_2\text{O}}$
4 g	32 g	36 g
a	20 g	b

Solución:

$$\left. \begin{array}{l} 4 \text{ g H}_2 \cdot 32 \text{ g O}_2 \\ a \cdot 20 \text{ g O}_2 \end{array} \right\} \quad a = \frac{4 \cdot 20}{32} = \frac{80}{32} = 2'5 \text{ g}$$

$$\left. \begin{array}{l} 32 \text{ g O}_2 \cdot 36 \text{ g H}_2\text{O} \\ 20 \text{ g O}_2 \cdot b \end{array} \right\} \quad b = \frac{20 \cdot 36}{32} = \frac{720}{32} = 22'5 \text{ g}$$

Ejercicio: completa la siguiente tabla para esta reacción: $2 \text{Al} + 6 \text{HCl} \rightarrow 3 \text{H}_2 + 2 \text{AlCl}_3$

m_{Al}	m_{HCl}	m_{H_2}	m_{AlCl_3}
4 g	16'2 g	0'44 g	a
b	12'1 g	c	d

4. Interesting chemical reactions

They are the following ones:

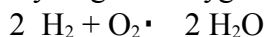
a) Combustion: is the quick reaction between a combustible and oxygen and it emits a lot of heat. If the combustible has got C and H, then CO_2 y H_2O are obtained.

Example: gasoline + $\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

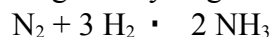
b) Synthesis or formation: is the obtaining of a compound from its elements.

Examples:

Hydrogen + oxygen $\rightarrow$ water



Nitrogen + hydrogen $\rightarrow$ ammonia



c) Neutralization: is the reaction between an acid and a base (a hydroxide).

General reaction: Acid + base $\rightarrow$ salt + water

Ejemplo: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

d) Reaction between an acid and a metal:

General reaction: Acid + metal $\rightarrow$ salt + hydrogen

Example: Ejemplo: aqua fortis + aluminum $\rightarrow$ aluminum chloride + hydrogen

e) Free metals obtaining:

General reaction: Oxide + carbon $\rightarrow$ carbon dioxide + metal

Example: $\text{SnO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Sn}$

4. Reacciones químicas de interés

Son las siguientes:

a) Combustión: es la reacción rápida de algunas sustancias con el oxígeno y desprende mucho calor. Si el combustible tiene C e H, lo que se obtiene es CO₂ y H₂O.

Ejemplo: gasolina + O₂ ▪ CO₂ + H₂O

b) Síntesis o formación: es la obtención de un compuesto a partir de sus elementos.

Ejemplos:

hidrógeno + oxígeno ▪ agua

2 H₂ + O₂ ▪ 2 H₂O

nitrógeno + hidrógeno ▪ amoníaco

N₂ + 3 H₂ ▪ 2 NH₃

c) Neutralización: es la reacción de un ácido y un hidróxido.

Reacción general: ácido + hidróxido ▪ sal + agua

Ejemplo: HCl + NaOH ▪ NaCl + H₂O

d) Reacción de metales con ácidos.

Reacción general: ácido + metal ▪ sal + hidrógeno

Ejemplo: agua fuerte + aluminio ▪ cloruro de aluminio + hidrógeno

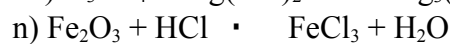
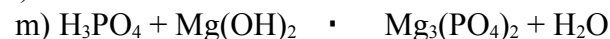
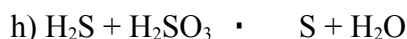
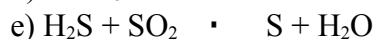
e) Obtención de metales libres.

Reacción general: óxido + carbono ▪ dióxido de carbono + metal

Ejemplo: SnO₂ + C ▪ CO₂ + Sn

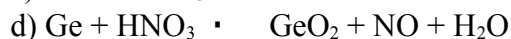
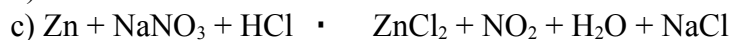
PROBLEMS IN CHEMICAL REACTIONS

1) Balance the following reactions by trial and error:



Solution: a) 2, 3, 2, 2 b) 4, 1, 2, 2 c) 4, 1, 1, 1, 2 d) 2, 1, 2, 1 e) 2, 1, 3, 2 f) 3, 2, 1
g) 1, 1, 2 h) 2, 1, 3, 3 i) 2, 3, 1, 3, 3 j) 1, 2, 2, 1 k) 2, 1, 1, 2 l) 1, 5, 3, 4 m) 2, 3, 1, 6
n) 1, 6, 2, 3

2) Balance the following reactions using coefficients:



Solution: a) 2, 3, 2, 3, 4 b) 2, 16, 2, 2, 5, 8 c) 1, 2, 4, 1, 2, 2, 2
d) 3, 4, 3, 4, 2 e) 3, 6, 1, 5, 3

3) Complete this chart using the chemical laws:



m_{FeS_2}	m_{O_2}	$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3}$	m_{SO_2}
300 g	220 g	197 g	a
b	c	100 g	d

Solution: a = 323 g, b = 152 g, c = 112 g, d = 164 g

4) Complete this chart using the chemical laws:

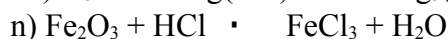
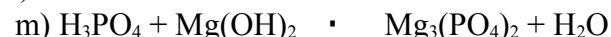
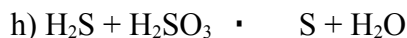
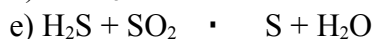


m_{A}	m_{B}	m_{C}	m_{D}
a	800 g	1500 g	600 g
b	23 g	c	d

Solution: a = 1300 g, b = 37'4 g, c = 43'1 g, d = 17'2 g

PROBLEMAS DE REACCIONES QUÍMICAS

1) Ajusta las siguientes ecuaciones por tanteo:



Solución: a) 2, 3, 2, 2 b) 4, 1, 2, 2 c) 4, 1, 1, 1, 2 d) 2, 1, 2, 1 e) 2, 1, 3, 2
 f) 3, 2, 1 g) 1, 1, 2 h) 2, 1, 3, 3 i) 2, 3, 1, 3, 3 j) 1, 2, 2, 1
 k) 2, 1, 1, 2 l) 1, 5, 3, 4 m) 2, 3, 1, 6 n) 1, 6, 2, 3

2) Ajusta las siguientes ecuaciones por coeficientes:



Solución: a) 2, 3, 2, 3, 4 b) 2, 16, 2, 2, 5, 8 c) 1, 2, 4, 1, 2, 2, 2
 d) 3, 4, 3, 4, 2 e) 3, 6, 1, 5, 3

3) Completa esta tabla utilizando las leyes de las reacciones químicas:



m_{FeS_2}	m_{O_2}	$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3}$	m_{SO_2}
300 g	220 g	197 g	a
b	c	100 g	d

Solución: a = 323 g, b = 152 g, c = 112 g, d = 164 g

4) Completa esta tabla utilizando las leyes de las reacciones químicas:



m_{A}	m_{B}	m_{C}	m_{D}
a	800 g	1500 g	600 g
b	23 g	c	d

Solución: a = 1300 g, b = 37'4 g, c = 43'1 g, d = 17'2 g

5) In the water formation reaction: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$, the proportion among the three substances is: $1 : 8 : 9$.

Calculate:

a) The mass of hydrogen and water that take part if there is 100 g of O_2 .

b) The mass of H_2 and O_2 if there is 200 g of water.

Solution: a) 12.5 g y 112.5 g. b) 25 g y 178 g.

5) En la reacción de formación del agua: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$, la proporción en masa de las sustancias son: 1 : 8 : 9 .

Calcula:

a) La masa de H_2 y de agua que participan si hay 100 g de O_2 .

b) La masa de H_2 y de O_2 si hay 200 g de agua.

Solución:

a) 12'5 g y 112'5 g.

b) 25 g y 178 g.

EXERCISES IN ENGLISH

1) FILL IN THE BLANKS

like as products either role help disposition reactants release dissolving input heat
metallic bonds conditions solution state involve

A chemical reaction is the process in which some chemical substances (the) change their molecular and atomic and transform into other chemical substances (the). This evolution from the initial to the final also means an absorption or a of energy.

Reactions can be spontaneous or non-spontaneous, depending on the In the first case, the reaction occurs without any external In the second case, the reaction needs an of energy to take place, mainly in the form of, light or electricity.

In an atomic level, chemical reactions the breaking of some chemical and the formation of new ones. The particles which play the main in chemical reactions are the electrons, because they are the ones which form chemical bonds: covalent, ionic or

Some dissolutions look chemical reactions but they are not. They have some indications similar to reactions, like energy release but there is no chemical transformation but physical dissolution is a physical process. Remember that dissolution is a synonym of and is a synonym of molecular heterogeneous mixture.

2) THE RIGHT OPTION

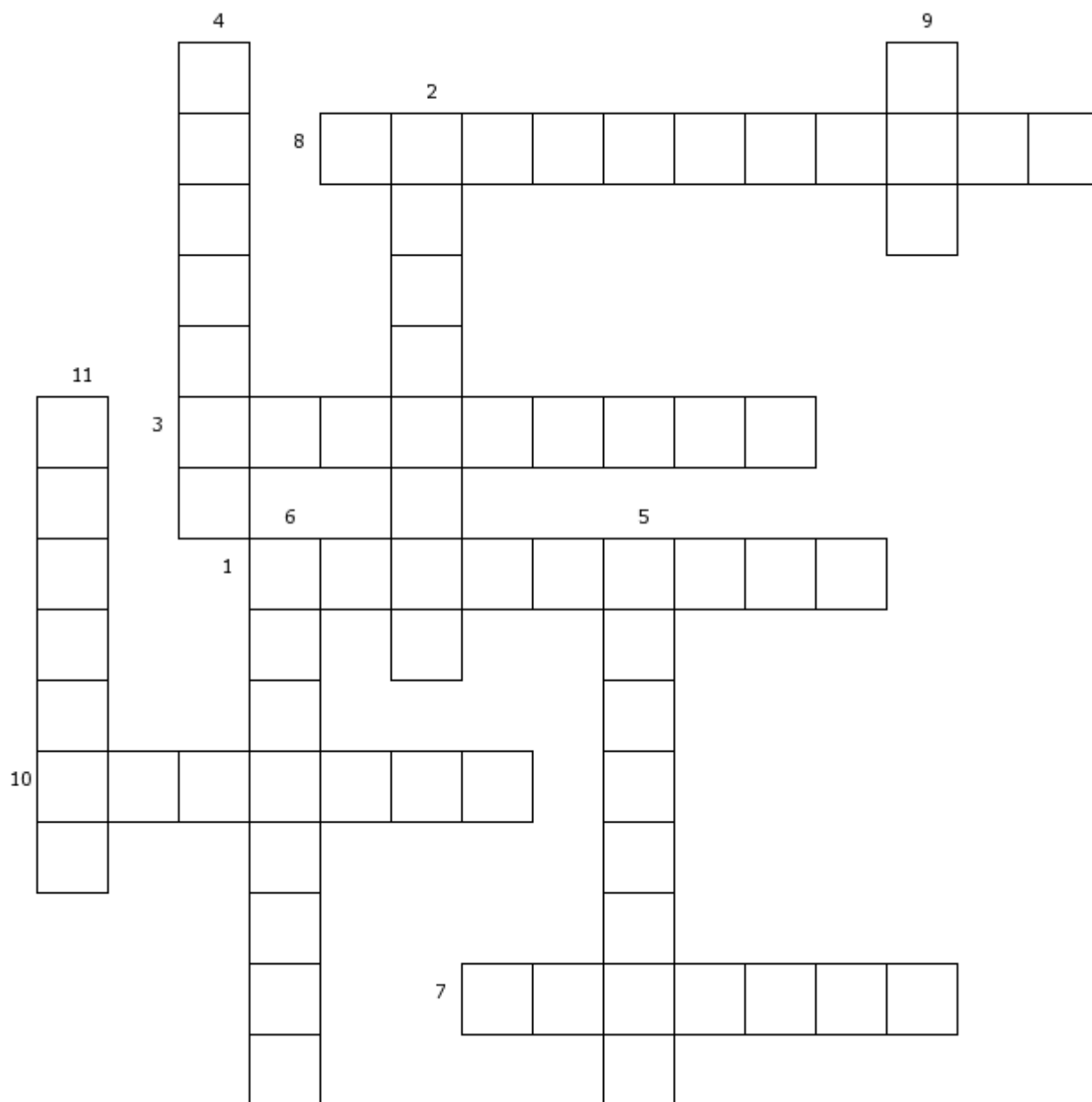
There are chemical reactions all around **we / us** and even inside **ours / us**. Outside us: the oxidation of a nail or a ship, the **fotosynthesis / photosynthesis** (obtaining oxygen from carbon dioxide, water and solar beams), bread toasting for breakfast, **bateries / batteries** working, effervescent pills in water, the color change in an apple when it is cut, a water heater that uses a combustible gas, cement hardening, heating up a steak, glue hardening, a car engine working... Inside our organisms, continuous chemical reactions are happening: moving a muscle, **hitting / beating** our hearts, breathing and even thinking and falling **in / out** love are determined by one or more **complex / complicate** chemical reactions.

A chemical reaction always happens with an energy release or an energy **absortion / absorption**. In the first case, the reaction is said to be exothermic and in the second case, endothermic. Endothermic reactions usually happen by heating **over / up**.

Chemical reactions may be considered by two different points of view: Thermodynamics and **Kinetics / Kynetics**.

A **catalyst / catalyzer** is a substance which accelerates a chemical reaction without changing the nature of the products. The interest of them in industry is obvious. A catalyst is not consumed by the reaction itself and it is **gained / recovered** at the end of the reaction without chemical transformation in itself.

3) CROSSWORDS



Write in English:

1) RECIPIENTE

3) SÍNTESIS

5) INFLAMACIÓN

7) PRODUCTO

9) LEY

11) AJUSTE

2) REACTIVO

4) DESPRENDER (UN GAS)

6) QUÍMICO (ADJ.)

8) PRECIPITADO

10) QUÍMICO (N.)

4) COLUMNS

Match both columns:

A	Endothermic	H	There is an energy release
B	Atoms	I	It is constant in a chemical reaction
C	Spontaneous	J	It does not have to be constant
D	Bonds	K	There is an energy absorption
E	Volume	L	They can change their partners or not
F	Exothermic	M	It happens without input energy
G	Mass	N	Some are broken and others are formed

5) PHRASE ORDER

Arrange these sentences:

a) the alchemists. transformations Middle chemical studied In Ages, by were

.....

b) A a the oxygen air. is reaction from combustion with

.....

c) reversible time. both happens A in same at reaction the directions

.....

d) of a velocity A reaction. the catalyst chemical increases

.....

e) of into product. deals Chemical final the materials raw engineering transformation a

.....

6) QUESTIONS

a) Why do most chemical reactions occur in a liquid state?

b) Write three chemical reactions which happen near you.

c) What precautions do we have to follow when we make a chemical reaction?