

## 1. ESTRUCTURA QUÍMICA

En el laboratorio utilizamos muchas sustancias químicas de distintas naturalezas, por lo que es necesario conocer aspectos básicos de su estructura y comportamiento para su correcta utilización.

Antes de conocer los diferentes productos que utilizamos en el laboratorio, es importante definir algunos conceptos.

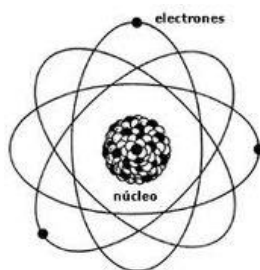
### 1.1. Partículas elementales

Toda la materia está formada por átomos, que tienden a combinarse para formar moléculas o estructuras.

Desde la aparición de la teoría atómica de Dalton, han sido muchas las experiencias que han dado la evidencia de que los átomos no eran indivisibles, sino que estaban formados por partículas subatómicas; y estos descubrimientos dieron lugar a la elaboración de modelos teóricos a cerca de la estructura del átomo.

El átomo es la partícula más pequeña que tiene propiedades definidas y que no es posible dividir mediante procesos químicos, aunque sí mediante ciertos procesos físicos.

De manera general podemos decir que los átomos constan de un núcleo y una nube de electrones que lo envuelve.



#### A. Núcleo

El núcleo de cualquier átomo está constituido por protones y neutrones.

-Protón: partículas de carga positiva

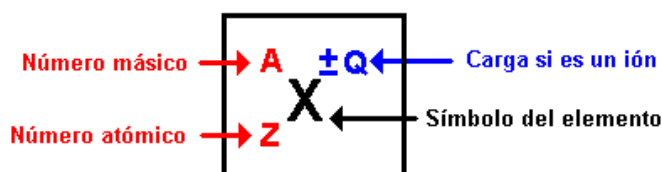
-Neutrón: partículas sin carga eléctrica y con una masa similar a la de los protones.

A partir de ellos, se define:

$Z$ : número atómico =  $n^{\circ}$  protones del núcleo =  $n^{\circ}$  electrones si el átomo está neutro.

$A$ : número másico =  $n^{\circ}$  protones +  $n^{\circ}$  neutrones = partículas que hay en el núcleo.

Si dos átomos poseen el mismo número atómico  $Z$ , pertenecen al mismo elemento, los elementos químicos se ordenan según su número atómico en la tabla periódica. Es decir, que un elemento queda perfectamente definido dando su número atómico; sin embargo, para dar más información, también se suele dar el número másico, representándose de la siguiente manera:



Estas magnitudes anteriormente citadas permiten identificar:

- **Isótopo:** Los átomos que tienen el mismo número atómico (Z) pero distinto número másico (A) son isótopos. Dos isótopos son un mismo elemento químico, pero con distinto número de neutrones.
- **Ion:** Los átomos que han ganado o perdido algún son iones y tienen carga eléctrica. Se distingue entre:
  - **Catión:** o iones positivos, cuando han perdido algún electrón
  - **Aniones:** o iones negativos, cuando han ganado algún electrón.

### B. Nube de electrones

Los electrones son partículas de carga negativa, que se sitúan rodeando al núcleo. Los electrones no mantienen una posición fija, sino que se mueven dentro de una región denominada orbital, que puede estar formada por uno o más nódulos según las características del átomo.

En la siguiente tabla podemos observar la diferencia en masa de cada partícula, así como su carga eléctrica.

Partícula	Masa en Kg	Masa en umas	Carga en C	Carga relativa
Electrón	$9,108 \cdot 10^{-31}$	0,00055	$- 1,602 \cdot 10^{-19}$	-1
Protón	$1,672 \cdot 10^{-27}$	1,00759	$+ 1,602 \cdot 10^{-19}$	+1
Neutrón	$1,675 \cdot 10^{-27}$	1,00898	0	0

#### 1.1.1. Masa de los átomos.

Las masas de los átomos se comparan con la masa de un átomo patrón. Actualmente se utiliza el átomo del carbono 12, al que se le asigna una masa atómica relativa de 12,000 uma, la unidad es, por tanto, la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12.

La masa de un átomo depende del número de protones y neutrones que tengan, ya que la masa que aportan los electrones es tan pequeña que se desprecia. Puesto que un mismo elemento puede presentar diferente número de neutrones, tenemos que diferenciar

- **Masa isotópica:** es la masa de un isótopo concreto de un elemento.
- **Masa atómica o peso atómico:** es el promedio de las masas isotópicas de un elemento que se encuentra en la naturaleza. La masa atómica de cada elemento se encuentra en la tabla periódica.

## 1.2. Molécula

Los átomos tienden a unirse para conseguir una configuración más estable formando moléculas. Una molécula es una partícula formada por un conjunto de átomos unidos por enlaces. Es la partícula más pequeña que presenta todas las propiedades físicas y químicas de la sustancia.

Las moléculas, al igual que los átomos, pueden ganar o perder electrones, formando así sus iones.

### A. *Número de oxidación*

Cada átomo de un compuesto se caracteriza por un estado de oxidación, debido a los electrones ganados o perdidos. El número que indica este estado se denomina estado de oxidación.

Para las especies monoatómicas el número de oxidación coincide con la carga real del átomo o del ión. Por ejemplo, los números de oxidación de  $S^{2-}$ , Na y  $Zn^{2+}$ , son respectivamente -2, 0 y +2.

Los número de oxidación pueden ser positivos o negativos, según si átomo haya ganado o perdido electrones.

El número de oxidación de calcula para cada elemento dentro de un compuesto, y para hacerlo se aplican las siguientes pautas básicas, como, por ejemplo:

- ✿ El número de oxidación del hidrógeno es +1, excepto en los hidruros metálicos donde es -1.
- ✿ El número de oxidación del oxígeno es -2, excepto en los peróxidos donde es -1.
- ✿ El número de oxidación del grupo OH es -1.
- ✿ La suma de los números de oxidación de una molécula tiende a ser 0. Pero, al igual que los átomos, las moléculas pueden presentarse en forma iónica, en este caso, la suma se corresponderá con la carga.

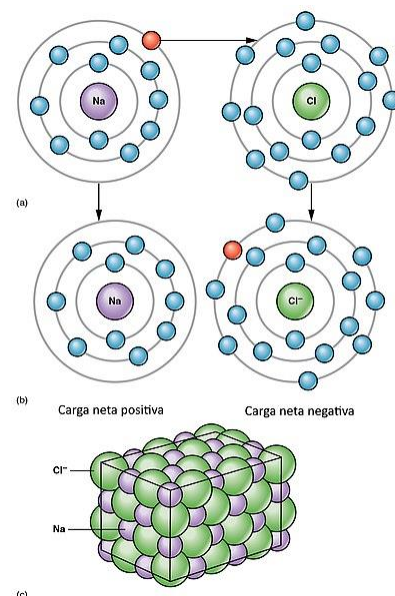
### B. *Tipos de enlaces entre átomos*

Existen tres tipos principales de enlaces entre átomos:

#### B.1. Enlace iónico

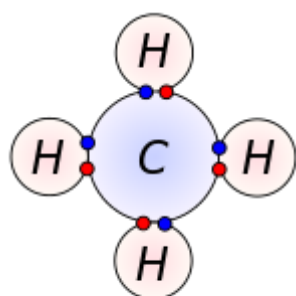
Resulta de las fuerzas electrostáticas que se crean entre aniones y cationes. Da lugar a redes cristalinas iónicas. El número de cationes con los que tiene contacto un anión o el número de aniones con los que tienen contacto un catión en un cristal iónico es el número de coordinación, que queda reflejado en la fórmula empírica.

Por ejemplo: La fórmula NaCl indica que en el cristal iónico está presente en un ión  $Na^+$  por cada ion  $Cl^-$ .



### B.2. Enlace covalente

Es la unión que se produce entre dos átomos que comparten uno o más pares de electrones. Es una unión muy estable, que da lugar a moléculas.

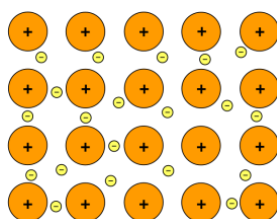


● Electrones del hidrógeno  
● Electrones del carbono



### B.3. Enlace metálico

Une átomos de elementos metálicos. Los átomos del metal ceden electrones y se convierten en cationes que se ordenan en una red cristalina, los electrones cedidos, por su parte, forman una nube de electrones alrededor de los cationes. La interacción entre los cationes y la nube de electrones estabilizan el cristal.



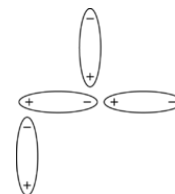
### C. Tipos de enlaces entre moléculas

Los enlaces intermoleculares se dan entre diferentes moléculas y pueden ser de dos tipos:

#### C.1. Fuerzas de Van der Waals:

Son fuerzas atractivas entre moléculas que forman un dipolo eléctrico (carga + y -), este dipolo puede ser:

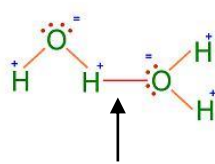
- *Instantáneo*. Se forma en moléculas apolares (no existe diferencia entre carga+ y -) y origina dipolos inducidos en moléculas cercanas.
- *Fijo*: se da en moléculas polarizadas (polares).



#### C.2. Enlaces de hidrógeno:

Los átomos de hidrógeno son átomos muy electronegativos (el poder de un átomo de atraer a los electrones hacia sí mismo) y de pequeño tamaño están muy polarizados positivamente. Los hidrógenos forman un enlace más fuerte que las fuerzas de Van der Waals con el extremo negativo de otra molécula polarizada.

Los enlaces de hidrógeno se forman, por ejemplo, entre moléculas de agua.



Enlace de Hidrógeno

#### D. Masa molecular

La masa molecular es la suma de las masas atómicas de los átomos que forman la molécula y su unidad es la unidad de masa atómica. Por ejemplo: la masa molecular del agua será:

- Masa atómica del hidrógeno: 1 u
- Masa atómica del oxígeno: 16 u
- Masa molecular del agua (H<sub>2</sub>O): 18 u

## 2. SUSTANCIAS PURAS

Las sustancias puras son las que están formadas por una sola sustancia química. Están formadas por átomos o moléculas iguales, y presentan un único conjunto de propiedades, es decir, cualquier porción de la sustancia tendrá exactamente la misma composición y las mismas propiedades.

Dentro de las sustancias puras, distinguimos entre sustancias simples y compuestos.

- Sustancias simples: Son sustancias puras que están formadas por átomos iguales. Por ejemplo, el calcio (formado por átomos de Ca), las moléculas de oxígeno (O<sub>2</sub>), de Neón (Ne), etc...
- Los compuestos son sustancias puras constituidas por moléculas iguales, siempre que la molécula esté compuesta por más de un tipo de átomo. Por ejemplo el agua (H<sub>2</sub>O), o el etanol (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O).

Los compuestos pueden descomponerse en otras sustancias puras más simples mediante procesos químicos.

#### A. Los Moles

El mol es la unidad de la magnitud cantidad de sustancias en el Sistema Internacional de Unidades y también el símbolo de dicha unidad.

Se define como la cantidad de sustancia (n) de partícula (átomo, molécula, iones, etc) que contiene esa sustancia.

Un mol es la cantidad de una sustancia que contiene 6,022 · 10<sup>23</sup> partículas (átomos, moléculas, iones, etc...) de esa sustancia.

Por Ejemplo: 1 mol de Na es la cantidad de producto que contiene 6,22 · 10<sup>23</sup> átomos de Na.

Para saber el número de moles de una sustancia tenemos en cuenta que 1 mol equivale al peso en gramos de la partícula que forma esa sustancia. Para calcularlo, debemos tener en cuenta si es una sustancia simple o compuesta.

- Las partículas de las sustancias simples son átomos. En este caso tendremos en cuenta que un mol equivale a la masa atómica en gramos. Por ejemplo:

Masa atómica del carbono 12,011 u

12,11 g de C corresponden a 1 mol de C

Por tanto para saber el número de moles que corresponden a una determinada cantidad de una sustancia simple sólo hemos de dividir la masa por la masa atómica.

$$\text{Número de moles (mol)} = \frac{\text{masa (gramos)}}{\text{masa atómica (u)}}$$

- Por ejemplo el número de moles que hay en 50 mg de carbono es el siguiente:

$$50 \text{ mg} = 0,05 \text{ gramos}$$

$$0,05\text{g} / 12,011 = 0,0042 \text{ mol}$$

Las partículas de los compuestos son moléculas. En este caso tendremos en cuenta que un mol equivale a la masa molecular en gramos. Por ejemplo:

Masa molecular del agua: 18,0152 u

18,0152 u de H<sub>2</sub>O corresponden a 1 mol de H<sub>2</sub>O

Para saber el número de moles que corresponden a una determinada cantidad de un compuesto, aplicaremos el mismo principio que en el caso de las sustancias simples, dividiendo la masa por la masa molecular.

$$\text{Número de moles (mol)} = \frac{\text{masa (gramos)}}{\text{masa molecular (u)}}$$

- Por ejemplo, el número de moles que hay en 50 gramos de agua es el siguiente:  
 $50 / 18,0152 = 2,7754 \text{ mol}$

### B. Mezcla de sustancias puras

Podemos mezclar sustancias puras y, dependiendo de qué sustancias mezclamos, nos encontraremos con dos situaciones.

- Las sustancias que no reaccionan químicamente y cada una se mantiene diferenciada, formando parte de una mezcla, de forma más o menos evidente. En este caso la mezcla resultante se denomina sistema.
- Las sustancias participan en una reacción química, a partir de la cual se forman otras sustancias distintas. Las sustancias iniciales desaparecen y en la mezcla encontramos nuevos compuestos químicos.

### 3. LOS SISTEMAS

Los sistemas son una combinación de dos o más sustancias puras entre las cuales no se da ninguna reacción química.

Así como las sustancias puras tienen una composición química fija y un único conjunto de propiedades, los sistemas no poseen una composición química definida, ya que cada uno de sus componentes conserva sus propiedades características, y las propiedades del sistema varían según la relación que haya entre las cantidades de cada uno de los componentes.

Desde el punto de vista estructural, las mezclas o sistemas se pueden clasificar en dos tipos: *heterogéneo* y *homogéneos*.

#### 3.1. **Sistemas heterogéneos**

Los sistemas heterogéneos, sistemas dispersos o dispersiones son mezclas de dos o más sustancias que presentan una estructura física heterogénea y cuyos componentes se pueden separar por medio físicos.

En los sistemas heterogéneos no se produce ninguna reacción química entre las sustancias que la forman. La mezcla se produce porque una sustancia se dispersa en la otra, sin reaccionar con ella. Por ello no se crea una estructura estable y los componentes se pueden separar con más o menos facilidad.

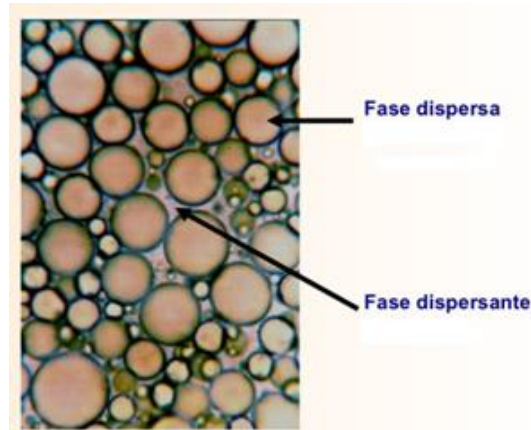
Por ejemplo: La sangre es un sistema heterogéneo. Si la dejamos en reposo, se separa en fases.

##### A. Componentes de los sistemas heterogéneos

La principal característica de estos sistemas es que son polifásicos, es decir, que en ellos se aprecian fases, que corresponden a los componentes. Lo habitual es que se observen dos fases:

- **Fase Externa (FE)** o fase dispersante, formada por el componente que se encuentra en mayor proporción y “rodea” a la otra fase.
- **Fase Interna (FI)** o fase dispersa, formada por componente que se encuentra en menor proporción, formando partículas “dispersas” en el interior de la FE.

Las fases son diferenciables a simple vista o con microscopio, y cada una de ellas mantiene su estado de agregación original, es decir, si un sólido y un líquido forman un sistema, este no tendrá un estado de agregación propio sino una fase sólida y una fase líquida. Además, cada fase tendrá el resto de las propiedades que correspondan según su composición: densidad, punto de fusión, etc.



**B. Tipos de sistemas heterogéneos**

Podemos clasificarlos en base a dos criterios:

- El estado de agregación de cada fase
- El tamaño de las partículas de la fase interna.

**B.1. Según el estado de agregación de cada fase**

Podemos encontrar numerosas combinaciones posibles de sistemas heterogéneos, según el estado de agregación de cada fase.

FASE INTERNA	FASE EXTERNA	TIPO DE SISTEMA DISPERSO	EJEMPLO
Sólida	Sólida	Dispersión sólido-sólido	Mezcla de polvo
Sólida	Líquida	Suspensión	Mezcla de agua
Sólida	Gas	Aerosol tipo humano	Nube de polvo
Líquida	Gas	Aerosol tipo niebla	Nubes
Líquida oleosa	Líquida acuosa	Emulsión oleo-acuosa	Leche
Líquida acuosa	Líquida oleosa	Emulsión acuo-oleosa	Mahonesa
Líquida	Sólida	Inclusión líquida	Inclusión de agua
Gas	Sólida	Inclusión gaseosa	Burbuja de aire
Gas	Líquida	Espuma	Nata montada

**B.2. Según el tamaño de las partículas**

En un sistema disperso, las partículas de la fase interna pueden presentar diferentes tamaños y así podemos distinguir:

- **Dispersiones macroscópicas:** las partículas de la fase interna tienen un tamaño mayor de 50 µm y se distinguen a simple vista. Son sistemas muy inestables cuyas fases tienden a separarse. Por ejemplo, una mezcla de arena y agua.
- **Dispersiones finas:** las partículas de la fase interna tienen un tamaño de entre 50 y 0,1µm y solamente son visibles al microscopio. Son algo más estables que las anteriores. Por ejemplo, los aerosoles o las emulsiones.



- Dispersiones coloidales o coloides: las partículas de la fase interna tienen un tamaño que oscila entre 0,1 y 0,001  $\mu\text{m}$ , lo cual les da apariencia de sistema homogéneo. Muchos principios activos (proteínas, vitaminas) forman coloides cuando se mezclan con el agua.

### C. Homogeneización

Los componentes de los sistemas heterogéneos tienden a separarse y a formar fases. Pero existen procedimientos que permiten homogeneizar la mezcla.

La **homogeneización** es una operación que se realiza para conseguir la mezcla de los distintos componentes de un sistema.

Tras homogeneizar, el sistema seguirá siendo heterogéneo, pero todo el tendrá una composición uniforme. El procedimiento de homogeneización que se debe aplicar en cada caso depende del tipo de sustancias que formen la mezcla:

- En general se aplica una operación de **mezclado de sólidos** cuando los componentes son sólidos.
- Una **agitación** cuando la fase externa es líquida.

A pesar de homogeneizar, estas mezclas acaban separándose en sus fases si se las deja en reposo durante suficiente tiempo.

### 3.2. Sistemas homogéneos

Los sistemas homogéneos o disoluciones son mezclas homogéneas de sustancias en iguales o distintos estados de agregación. La concentración de una disolución constituye una de sus principales características. En estos sistemas no podemos distinguir los distintos componentes, ni siquiera al microscópico. Por ejemplo la mezcla de agua y alcohol, el aire de la atmósfera o el agua del mar.

Las disoluciones presentan unas características que las diferencian de las dispersiones, estas características se denominan **propiedades coligativas**:

- Las disoluciones se consideran formadas por una única fase, y sus propiedades son diferentes de las que tiene el disolvente puro: aumenta el punto de ebullición, puede variar el pH y la conductividad...
- A diferencia de las dispersiones, son sistemas muy estables.
- Los componentes de una disolución no se pueden separar por medios físicos, a causa de las fuerzas físicas que los mantiene unidos, pero sí se pueden separar mediante procesos que impliquen cambios en el estado de agregación como la destilación.

#### A. Componentes de los sistemas homogéneos.

Todas las disoluciones están formadas por dos componentes:

- **Disolvente:** es el componente que tiene el mismo estado de agregación que la disolución resultante; si ambos componentes tienen el mismo estado, se considera disolvente el que se encuentre en mayor proporción.

- **Soluto** es el componente que tiene un estado de agregación distinto a la disolución, si ambos componentes tienen el mismo estado, el que se encuentra en menor proporción.

Por ejemplo: mezclamos agua (líquida) y sal (sólida) y obtenemos una disolución líquida en la cual el disolvente será el agua y el soluto, la sal.

En cambio si mezclamos agua y alcohol, ambos líquidos, debemos considerar disolvente el componente que hayamos puesto en mayor proporción y soluto el otro.

### **B. Tipos de sistemas homogéneos.**

Existen distintos tipos de sistemas homogéneos y dependiendo del estado de agregación del soluto y del disolvente.

SOLUTO	DISOLVENTE	TIPO DE DISOLUCIÓN	EJEMPLO
Sólido	Sólido	Disolución sólida	Aleaciones metálicas
Gas	Gas	Disolución gaseosa	Atmósfera
Líquido	Líquido	Disolución líquida	Alcohol en agua
Sólido	Líquido	Disolución líquida	Sal en agua

Pero aunque las posibilidades son diversas, en el laboratorio generalmente trabajamos con disoluciones líquidas, con el disolvente líquido y el soluto líquido o sólido.

## **4. REACCIONES QUÍMICAS.**

Muchas sustancias no forman sistemas cuando las ponemos en contacto sino que reaccionan químicamente.

Una **reacción química** es un proceso por el cual una o varias sustancias iniciales, denominadas reactivos se transforman en otra u otras finales, que son los productos.

En toda reacción química:

- ✿ Se produce una transformación de la materia, de forma que las propiedades características de los productos de reacción son distintas de la de los reactivos.
- ✿ Se rompen enlaces en los reactivos y se forman enlaces nuevos en los productos, pero manteniéndose los tipos y el número de átomos presentes.

### **A. Ecuación química.**

Una ecuación química es la representación escrita y abreviada de una reacción química.

La ecuación química describe la reacción química tanto cualitativamente como cuantitativamente, es decir, en qué cantidad.

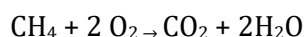
Las ecuaciones químicas siguen unas normas para su escritura:

- ✿ Las sustancias se representan mediante fórmulas, y solo deben constar las que intervienen en la reacción (no se hace constar, por ejemplo, el agua en disolución).
- ✿ Se puede indicar el estado físico de las sustancias que interviene: sólido (s), líquido (l), gaseoso (g) o disolución acuosa (ac). Si el estado es el natural no es necesario, pero si es interesante hacerlo cuando la sustancia se usa en disolución acuosa.
- ✿ Las reacciones se representan de la siguiente forma:  

$$\text{Reactivo 1} + \text{Reactivo 2} \rightarrow \text{Producto 1} + \text{Producto 2}$$
- ✿ Si la reacción es en ambos sentidos, se sustituye la flecha por una doble  $\rightleftharpoons$

- Si en una reacción en medio acuoso alguno de los productos resultantes precipita, se puede indicar con una flecha hacia abajo:  $\downarrow \text{AgCl}_{(s)}$
- Si alguno de los productos de la reacción se evapora, se puede indicar con una flecha hacia arriba:  $\uparrow \text{O}_2$
- La ecuación química debe expresar las cantidades de las sustancias que intervienen, de tal forma que aparezcan igual número de átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación. La estequiometría de una reacción química nos indica las proporciones en que se combinan las sustancias.

Las pautas para expresar las reacciones químicas mediante ecuaciones son válidas tanto para sustancias inorgánicas como para las sustancias orgánicas. Tomemos como ejemplo la reacción de oxidación del metano:



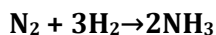
Podemos observar que:

- En los reactivos hay un átomo de carbono, 4 de hidrógeno y 4 de oxígeno. En los productos se mantienen los mismos números de cada tipo de átomo.
- Puesto que en ambos lados hay los mismos átomos, también hay la misma masa (80 u).

### B. Tipos de reacciones químicas

Según los intercambios entre los productos y reactivos se pueden distinguir cuatro tipos de reacciones químicas:

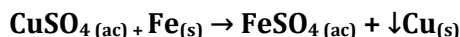
**Reacciones de síntesis:** Se forma una sustancia a partir de dos o más reactivos. Por ejemplo la obtención de amoníaco o reacción de Haber-Bosch:



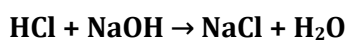
**Reacciones de descomposición:** Una sustancia se descompone en otras más sencillas. Por ejemplo la descomposición electrolítica del agua en hidrógeno y oxígeno.



**Reacción de desplazamiento:** Un elemento desaloja a otro de un compuesto y lo sustituye. Por ejemplo si sumergimos una pieza de hierro en una disolución de sulfato de cobre (II) observaremos un cambio de coloración de la disolución y la formación de un precipitado, debido a que el hierro ha sustituido al cobre en el sulfato y se ha obtenido cobre metálico:



**Reacciones de doble desplazamiento.** Los componentes de dos sustancias intercambian su posición. Por ejemplo las reacciones de neutralización entre ácidos y bases, como la siguiente:



### C. Leyes Químicas

#### C.1. Leyes Clásicas

- **Ley de la conservación de la masa o de Lavoisier:** en toda reacción química, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos.
- **Ley de las proporciones definidas o de Proust:** la proporción entre las masas en que dos o más elementos determinados se combinan para formar un mismo compuesto es siempre constante.
- **Ley de las proporciones múltiples o de Dalton:** la proporción entre las masas en que dos o más elementos determinados se combinan para formar distintos compuestos está siempre formada por números enteros.

#### C.2. Leyes Relativas a los Gases

- **Ley de Boyle- Mariotte:** para una cierta cantidad de gas a una temperatura determinada, el producto de la presión que ejerce por el volumen que ocupa es una constante:

$$P \times V = K \text{ (con } T \text{ y } n \text{ constantes)}$$

- **Ley de Charles y Gay-Lussac:** para una cierta cantidad de gas a una presión determinada, el cociente entre el volumen y la temperatura es constante

$$V/T = K_2 \text{ (con } P \text{ y } n \text{ constantes)}$$

- **Ley de Avogadro:** a igual presión y temperatura, el cociente entre el volumen y el número de moles de un gas es una constante.

$$V/n = K_3 \text{ (con } T \text{ y } P \text{ constantes)}$$

- **Ley de los gases ideales** o ecuación de estado de los gases ideales: se obtiene al combinar las tres leyes anteriores y dice que el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles que contiene, a la temperatura y a la constante universal de los gases ideales (R), e inversamente proporcional a la presión.

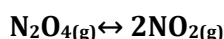
$$P \times V = n \times R \times T$$

#### C.3. Ley de Acción de Masas

En una reacción química pueden producirse dos situaciones:

- Reacción irreversible: Todos los reactivos se transforman en productos.
- Reacción reversible: los reactivos se transforman en productos, y estos a su vez se vuelven a transformar en reactivos. Estas reacciones alcanzan un punto de equilibrio, que depende de las concentraciones presentes de cada producto.

La ley de acción de masas explica cómo se determina la situación de equilibrio en las reacciones reversibles. Tomamos como ejemplo la siguiente reacción:

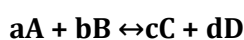


El tetróxido de dinitrógeno gaseoso se descompone en dióxido de nitrógeno, que a su vez vuelve a dar óxido original. En esta reacción, al alcanzar la situación de equilibrio se cumplirá que:

$$[\text{NO}_2]^2 / [\text{N}_2\text{O}_4] = K_c$$

La notación de una sustancia entre corchetes se utiliza para las concentraciones molares (mol/l). Es decir, la notación  $[\text{NO}_2]$ , significa “concentración molar de dióxido de nitrógeno”.

En este ejemplo, sabemos que a 25°C la constante  $K_c$  es 0,125 mol/l. Esto significa que en la situación de equilibrio y a 25 °C, la concentración molar de dióxido de nitrógeno elevada al cuadrado (porque en la reacción ajustada hay dos moléculas) dividida por la concentración molar de tetraóxido de nitrógeno siempre dará 0, 125 mol/l, independientemente de la cantidad inicial de reactivo. De forma general, para una reacción de tipo:



$$\frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b} = K_c$$

Sabiendo  $K_c$  la constante de equilibrio en función de la concentración molares, a una temperatura determinada. Si varía la temperatura, la constante será diferente.

Una vez establecido el equilibrio del sistema, este se puede ver alterado debido a la influencia de condiciones externas, entonces el sistema evolucionará para volver a restablecer el equilibrio.

Según el principio de Le Chatelier (1884): “Si un sistema en equilibrio es perturbado, evolucionará en el sentido de anular la perturbación introducida hasta alcanzar de nuevo el equilibrio”.

### **D. Termodinámica**

Cada sustancia química tiene su propia energía y cuando se produce una reacción química los reactivos pueden aumentar o disminuir su energía al transformarse en productos.

La entalpia (H) es la magnitud termodinámica cuya variación ( $\Delta H$ ) expresa la cantidad de energía que un sistema intercambia con su entorno.

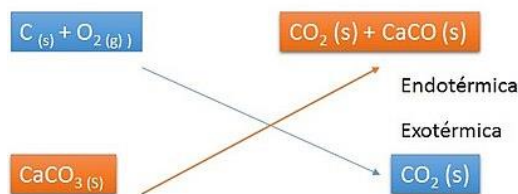
Según este intercambio de energía, que se hace en forma de calor, las reacciones químicas pueden ser:

- **Reacciones exotérmicas:** ( $\Delta H < 0$ ): van acompañadas de un desprendimiento de energía en forma de calor.



- **Reacciones endotérmicas:** ( $\Delta H > 0$ ): absorben energía del medio





### E. Cinética química.

La cinética química mide la velocidad a la que ocurre una reacción química y estudia los factores que influyen en dicha velocidad.

La **velocidad de reacción** es la cantidad de un reactivo que desaparece por unidad de tiempo, o bien, a la cantidad de un producto que se forma por unidad de tiempo en dicha reacción.

La velocidad de una reacción química varía cuando modificamos:

- *La concentración de los reactivos:* a mayor concentración, mayor velocidad.
- *La temperatura:* a mayor temperatura, mayor velocidad.

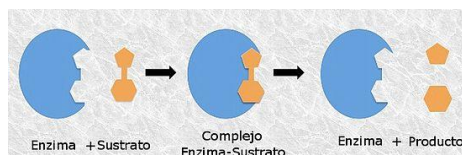
En ocasiones necesitamos aumentar la velocidad de una reacción, pero no podemos modificar estos parámetros; la solución es la incorporación de catalizadores.

Los **catalizadores** son sustancias que cambian la energía de activación de una reacción, lo cual modifica su velocidad.

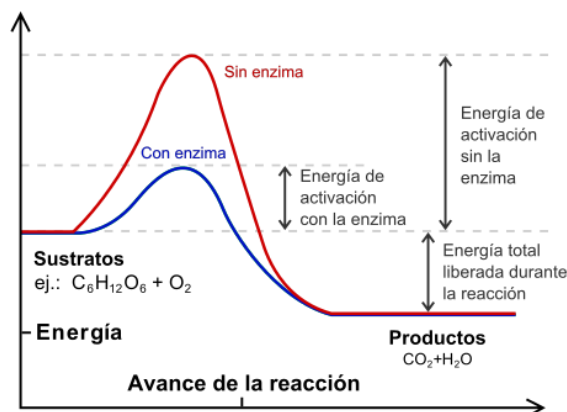
Las reacciones necesitan un cierto nivel de energía para comenzar. Los catalizadores son sustancias que, sin participar en la reacción ni modificarla, consiguen que la energía de activación de la reacción se reduzca, lo cual implica que el proceso se desarrollará más rápidamente.

Las siguientes características determinan que una sustancia se puede considerar catalizador:

- Es una sustancia distinta a las implicadas en la reacción y no debe aparecer en la ecuación de la reacción.
- Es necesaria una cantidad muy pequeña.
- No participa en la reacción química y se recupera al final del proceso.
- No altera las variables termodinámicas de la reacción.
- En general, un catalizador es específico para una reacción.
- Un catalizador no puede activar una reacción que en su presencia no se produciría.



También existen sustancias con la función opuesta: hacer que una reacción se desarrolle más lentamente. Sus características son equivalentes a las de los catalizadores, pero en este caso se las denomina **inhibidores**.



## 5. PRODUCTOS QUÍMICOS EN EL LABORATORIO

Las técnicas que se aplican en cada laboratorio determinan los tipos de productos de que deben disponer.

### A. Tipos de productos químicos

Los productos químicos presentes en los laboratorios se pueden clasificar aplicando criterios muy distintos, teniendo en cuenta su función, se clasifican en:

- ✿ **Disolventes:** Son productos líquidos que se usan para elaborar disoluciones. El más utilizado es el agua.
- ✿ **Reactivos:** Son sustancias de naturaleza y concentración conocidas que se utilizan para producir reacciones químicas. Los objetivos de estas reacciones pueden ser diversos: determinar la presencia o la concentración de una sustancia, identificar un microorganismo, inactivar una sustancia tóxica, etc.
- ✿ **Colorantes:** Son sustancias que tiñen tejidos, células, partes de células, bacterias u otras estructuras orgánicas para facilitar su visualización. El mecanismo de acción de algunos colorantes se basa en reacciones químicas, mientras que muchos otros sencillamente se concentran en zonas concretas.
- ✿ **Indicadores:** Son productos que se adicionan al medio y que cambian de color en el punto final de la reacción. Por ejemplo, las tiras indicadoras de pH o las tiras para verificar un proceso de esterilización contienen indicadores.
- ✿ **Patrones primarios:** Son sustancias que se utilizan como referencia al hacer una valoración o una estandarización.

- **Medios de cultivo:** El estudio microbiológico requiere la siembra de la muestra, debidamente preparada, para que los microorganismos presentes se reproduzcan y puedan ser identificados. La mayoría de los medios de cultivo se comercializan preparados.

## B. Reactivos

Un reactivo es toda sustancia que interactúa con otra en una reacción química y que da lugar a otras sustancias de propiedades distintas, denominamos productos de reacción.

Estas reacciones proporcionan muchas opciones en el laboratorio: se puede provocar una reacción porque el producto resultante es más fácil de cuantificar que el de origen, o porque la reacción provocará un cambio de color que permitirá determinar si un analito está presente, o porque reducirá la peligrosidad de un producto y facilitará la gestión de residuos resultantes, etc.

### B.1. Clasificación de los reactivos

Los reactivos se pueden clasificar teniendo en cuenta muchos criterios. Podemos destacar:

- Según su estado de agregación: sólidos, líquidos o disoluciones preparadas.
- Según su naturaleza química: En este caso se diferencian dos grandes grupos:
  - Reactivos inorgánicos: la mayoría de los reactivos comunes pertenecen a este grupo. La clasificación química detallada se corresponderá a la de todas las sustancias químicas: ácidos, bases, sales, etc.
  - Reactivos orgánicos: Son habituales los disolventes orgánicos en muchos laboratorios. Otros productos, como los destinados a síntesis orgánica, sólo los encontramos en algunos laboratorios.

Los reactivos, como productos químicos que son, y las reacciones que provocarán seguirán las pautas anteriores. Podemos encontrar preparados comerciales con grados de pureza muy elevados, pero no existe la garantía de pureza absoluta, ya que siempre hay algún nivel de impureza.

Las impurezas que acompañan a un reactivo son sustancias que no reaccionarán en la reacción que estamos estudiando. Para diferenciar la parte de reactivo que sí reaccionará (parte pura) de la parte que no lo hará (parte impura), se define la pureza de un reactivo, que se expresa en porcentaje y se refleja en la etiqueta del producto.

Por ejemplo: si un envase de NaCl especifica que tiene una pureza de 99,6 % significa que 100 g de este producto están formados por:

**99,6 gramos de NaCl + 0.4 g de impurezas**

La cantidad de impurezas presentes en los reactivos químicos determinan una clasificación de los reactivos. Las categorías de interés en los laboratorios de análisis son, en orden de pureza:

-Grado Mercantil o Comercial Grado Industrial: Son aquellos utilizados en industrias.



-Grado Técnico: Tienen ciertas impurezas dentro de los límites permisibles para no afectar los resultados analíticos o de reacción. Los reactivos técnicos en general se usan en procesos industriales.

-Grado Químicamente Puro (QP): Son grados que se utilizan para denominar a los productos de una pureza inferior a los de grado reactivo.

-Grado Farmacéutico y Alimenticio (USP - United States Pharmacopea o BP - British Pharmacopeia): Esta calidad indica que el reactivo presenta impurezas conforme a los límites de tolerancia establecidos en la USP, relativos a los peligros para la salud.

-Grado Reactivo Analítico (AR / PA / PPA /Pro analysis): La pureza de un reactivo para análisis es en general mayor al 99% sin considerar la humedad. Las sustancias grado reactivo deben ajustarse a los estándares mínimos establecidos por el Comité de Sustancias Reactivas de la Sociedad Química Americana o los establecidos por el Centro Nacional de Metrología (CENAM), y siempre que sea posible son las que se deben utilizar en el trabajo analítico. Algunos proveedores señalan en sus productos los límites máximos de impurezas permitidas según las especificaciones de la ACS (American Chemical Society). Se suelen utilizar para espectroscopia, cromatografía y microscopía.

-Grado HPLC (High Purity Liquid Chromatography): HPLC es el máximo grado de pureza. Los productos que se encuentran clasificados como HPLC, son aptos para su uso en Cromatografía Líquida de Alta Eficacia. Tienen un grado de confiabilidad tal que se les puede dar un uso, desde didáctico, hasta en laboratorios que contengan sistemas de análisis de altísima productividad.

## **B.2. Kits de reactivos**

La automatización de las pruebas diagnósticas ha conducido a que las empresas suministren kits de reactivos específicos para los equipos que comercializan. También existen kits para determinadas técnicas.

Un kit de reactivos es un conjunto de dos o más reactivos que se emplean para determinar una sustancia y que se comercializan conjuntamente.

## **C. El agua**

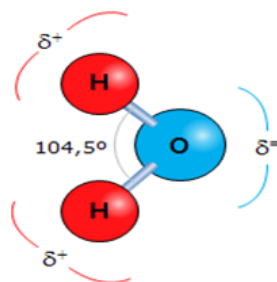
Muchos de los procesos que se realizan en el laboratorio requieren el uso de agua como disolvente. Además, también se utiliza como reactivo, en operaciones de limpieza, o como elemento necesario en distintos procesos (esterilización con autoclave, destilaciones, etc.).

### **C.1. Propiedades del agua**

La molécula de agua está compuesta por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, dispuestos de tal forma que generan un ángulo de  $104,5^\circ$  con el oxígeno de vértice. En la molécula, los electrones se disponen cerca de este vértice, de forma que la molécula queda con las cargas negativas en ese vértice y las cargas positivas en el otro extremo, es decir, es una molécula polar, lo que se denomina dipolo eléctrico.

A causa de esta polaridad, entre las distintas moléculas de agua se forman unas uniones mediante enlaces de hidrógeno. Estas uniones son débiles y se rompen y se vuelven a formar con frecuencia en el agua líquida.

Estas características químicamente hacen que el agua sea un excelente disolvente. De hecho se dice del agua que es el disolvente universal, ya que puede disolver sustancias polares o con carga iónica (alcoholes, aminoácidos, proteínas, etc.).



### C.2. Calidad del agua

Existen distintos niveles de calidad del agua, con base en parámetros de dureza, fisicoquímicos y microbiológicos, y para cada uso se debe seleccionar el tipo de agua adecuado. Por ejemplo, si preparamos un medio de cultivo usando como disolvente un agua sin garantías de esterilidad, en el cultivo que realicemos lo más probable es que obtengamos un crecimiento de microorganismos procedentes del agua.

#### A. Clasificación del agua de acuerdo a su dureza

El agua dura o calcárea es aquella que contiene un alto nivel de sales de magnesio y calcio.

La dureza del agua se expresa normalmente como cantidad equivalente de carbonato de calcio (aunque propiamente esta sal no se encuentre en el agua) y se calcula a partir de la suma de las concentraciones de calcio y magnesio (mg/l o en ppm).

Tipo de agua	mg CaCO <sub>3</sub> /l agua
Agua blanda	≤ 17
Agua levemente dura	≤ 60
Agua moderadamente dura	≤ 120
Agua dura	≤ 180
Agua muy dura	≥ 180

#### B. Clasificación del agua de acuerdo a su calidad fisicoquímica

Teniendo en cuenta diversos parámetros fisicoquímicos, se distinguen cuatro tipos de agua: I,II,III y IV, siendo la de tipo I la más pura y las tipo IV, la menos pura.

Las aplicaciones son las siguientes:

- ✿ **Tipos III y IV de grado laboratorio:** para el aclarado final del material de vidrio, pruebas cualitativas y preparación de algunos reactivos.
- ✿ **Tipo II o de grado analítico:** se usa en la mayoría de los analizadores automáticos y para preparar la mayoría de los medios de cultivo y reactivos.
- ✿ **Tipo I o ultrapura:** se usa para cultivos celulares, absorción atómica y HPLC.

Hay que tener en cuenta que para el agua mantenga su nivel de calidad es necesario aplicar procedimientos de almacenamiento y manejo que corresponda. Por ejemplo: el

agua purificada en contacto con la atmósfera absorbe una pequeña cantidad de CO<sub>2</sub>, lo cual hace que su conductividad aumente poco.

### **C. Clasificación del agua según su calidad Microbiológica**

El agua también se clasifica según su calidad microbiológica, es decir, según la cantidad de microorganismos presentes. En este caso se clasifica en tipo A, B, C, D y E ( los parámetros indican desde excelente hasta pésima).

### **D. Métodos de purificación del agua.**

#### **D.1. Filtración**

La filtración es un paso previo antes de aplicar cualquier otro medio de purificación. El procedimiento más común es usar un filtro de partículas que impide el paso de sólidos y a continuación filtros de carbón activado que adsorben gran parte de las sustancias orgánicas disueltas en el agua. El carbón activado está tratado para incrementar su capacidad de adsorber, lo cual se consigue haciéndolo más poroso.

#### **D.2. Osmosis inversa**

Consiste en aplicar presión sobre una disolución concentrada separada mediante una membrana semipermeable de otra solución menos concentrada. Al aplicar la presión se consigue que pase agua pura y se separe del agua con mayor concentración de sustancias. Se puede decir que ocurre lo contrario que en una osmosis, ya que mientras en la osmosis el equilibrio se consigue por el paso de agua desde la disolución diluida a la concentrada, en la ósmosis inversa se consigue por el paso del agua desde la disolución concentrada a la diluida.

Las membranas tienen un tamaño de poro muy pequeño, de alrededor de 0,0005µm de diámetro, y evita el paso de sales, materiales inorgánicas, sustancias orgánicas, pirogénicos, virus y bacterias.

Resulta un procedimiento relativamente barato y es eficaz para muchos usos del laboratorio, lo que lo convierte en el método de elección para la purificación de agua a gran escala.

#### **D.3. Destilación**

La destilación permite separar sustancias en función de sus puntos de ebullición. El proceso básico para purificar agua mediante destilación consiste en calentar el agua de origen; una vez se alcanza el punto de ebullición del agua, esta comienza a evaporarse y sus vapores se recogen y se enfrían para que vuelvan a estado líquido. El producto resultante es agua destilada, y en el recipiente de origen quedarán las impurezas.

En ocasiones se aplica una segunda destilación al agua destilada, en este caso se obtiene agua bidestilada.

Mediante este proceso se eliminan muchos de los contaminantes del agua, ya que la mayor parte de las impurezas son sales, que quedarán en el tanque de ebullición.

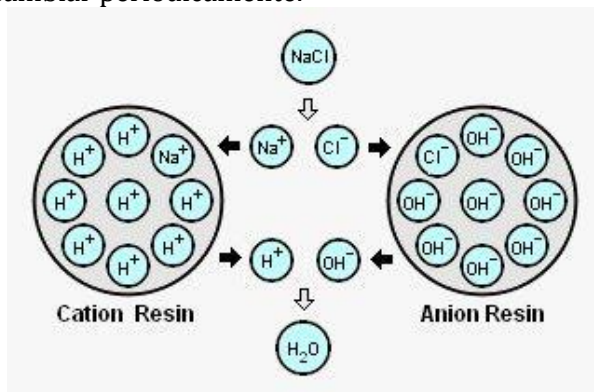
El gran inconveniente de la destilación es que gasta mucha energía, lo que hace que sea un procedimiento demasiado caro cuando se necesitan grandes volumen de agua.

#### **D.4. Desionización**

También se llama desmineralización, se logra al pasar el agua a través de unas resinas de intercambio iónico, que emiten iones al agua y atraen a determinadas moléculas presentes en ella, el producto que se obtiene es el agua desionizada. Los equipos de intercambio iónico tienen dos tipos de resinas:

- **Resinas de intercambio de cationes:** Retiran iones positivos del agua ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ , etc) y le aportan protones ( $\text{H}^+$ ).
- **Resinas de intercambio de aniones:** Retiran iones negativos como ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ) y aportan grupos hidroxilos ( $\text{OH}^-$ ).

Los iones liberados por las resinas se combinan entre sí y forman agua. Este método es fácil de instalar y proporciona mayor volumen de agua pura que la destilación, pero las resinas se deben de cambiar periódicamente.



### E. Agua ultrapura

El agua ultrapura no se puede obtener a partir de un solo proceso, se requiere la combinación de más de uno de ellos para lograr la calidad deseada tanto en lo fisicoquímico como en lo microbiológico.

Una forma de lograrla es filtrando el agua de la red de suministro con filtros de sedimento y de carbón activado, para eliminar las partículas de mayor tamaño y el cloro residual. El agua resultante se pasa a una unidad de osmosis inversa, donde se eliminan las sales disueltas con una eficacia del 95 – 98 %.

Finalmente, se pasa por un equipo de intercambio iónico. El agua que se obtiene no necesariamente cumple con los estándares de calidad y es conveniente hacer varios pasos a través de las resinas.

Cuando el agua tratada circula, se intercala una lámpara de UV de 254 nm para su desinfección y una segunda lámpara de UV de 185 nm para efectuar la destrucción de la materia orgánica al nivel de trazas, que siempre se genera cuando el agua está en contacto con la resina mixta y demás componentes del equipo.

## 6. Productos específicos de los distintos laboratorios

Cada tipo de laboratorio utiliza productos químicos específicos para su actividad.

### A. Laboratorios de análisis clínicos

En todos ellos encontraremos reactivos comunes a cualquier laboratorio, como el agua, o específicos.

### A.1. Bioquímica clínica

Además de reactivos comunes, estos laboratorios utilizan mayoritariamente kits de reactivos, adecuados a los equipos de análisis automatizados de que dispongan.

### A.2. Hematología

En este caso encontraremos reactivos comunes y kits de reactivos para los analizadores comerciales, pero también distintos colorantes para poder teñir las células de la sangre o medula ósea.

Los colorantes vienen ya preparados y listos para usar. Los que se usan más habitualmente en hematología son los derivados de la mezcla de colorantes ácidos y básicos (eosina y azul de metileno) como:

- **Solución de May -Grünwald:** que contiene eosina (como colorante aniónico) y azul de metileno (como colorante catiónico) disueltos en metanol.
  
- **Solución de Giemsa:** que contiene eosina, azul de metileno y productos de la oxidación del azul de metileno (azur A, azur B y violeta de metilo)

### A.3. Inmunología

Los reactivos típicos del laboratorio de inmunología son los anticuerpos que al ponerlos en contacto con sus antígenos dan lugar a la unión antígeno-anticuerpo que se visualizará mediante otros reactivos enzimáticos o fluorescentes.

### A.4. Biología molecular y citogenética

En los laboratorios de biología molecular se usan kits específicos para la extracción de ADN o ARN y una mezcla de reactivos para llevar a cabo la reacción en cadena de la polimerasa (PCR) que nos permitirá obtener múltiples copias de un fragmento de ADN.

Para este procedimiento, necesitan productos como:

- Los cuatro desoxirribonucleótidos-triofosfato (dNTP) que serán los sustratos para polimerizar el nuevo ADN.
  
- Cebadores o iniciadores (primers), que delimitan la zona de ADN que se va a amplificar y son los que permiten que las polimerasas inicie la reacción.
  
- Iones divalentes, que actúan como cofactores de la polimerasa. Se suele usar magnesio agregado comúnmente como cloruro de magnesio.
  
- Iones monovalentes, como el potasio.
  
- Una solución tampón o Buffer, que mantiene el pH adecuado para el funcionamiento de la ADN polimerasa.
  
- ADN polimerasa o mezcla de distintas polimerasas con temperatura óptima alrededor de 70º C.

- ADN molde, que contiene la región de ADN que se va a amplificar.

En el caso de los laboratorios de citogenética son fundamentales los reactivos usados en la obtención del cariotipo:

- Mitógenos, como la fitohemoaglutinina, para inducir la mitosis durante la incubación de la muestra.
- Colchicinas, que interfieren en la polimerización de los microtúbulos del huso mitótico y detiene la mitosis en la prometáfase.
- Un medio hipotónico para provocar un choque osmótico y un aumento de volumen de la célula, con lo cual se consigue una buena separación cromosómica.
- Productos para la fijación de las células.
- Colorantes para la tinción de los cromosomas, que los hace identificables.

### A.5. Microbiología

Los productos más característicos son:

- **Medios de cultivo:** Permiten el crecimiento de colonias de microorganismos para su posterior identificación. Algunos de ellos contienen factores que favorecen o inhiben el crecimiento de ciertos gérmenes. Los medios de cultivo ya vienen preparados comercialmente.
- **Reactivos:** para la identificación de microorganismos. Cada género, incluso cada especie, tiene diferentes reacciones cuando se les enfrentan diferentes reactivos y las pruebas de reacción ante reactivos forman parte de los protocolos de identificación.
- **Colorantes:** para determinar la reacción ante el producto, o para teñir estructuras y mejorar la visualización al microscopio. Destacamos:
  - Tinción de Gram: que revela la forma de las bacterias, su agrupación y el grupo taxonómico al que pertenecen: Gram + o Gram -
  - Tinción de Ziehl-Neelsen: es una técnica de tinción diferencial usada para la identificación de ciertos microorganismos patógenos.

- Tinción de esporas mediante la técnica de Schaeffer-Fulton, que utiliza dos colorantes, verde de malaquita y safranina.

### **B. Laboratorios de anatomía patológica**

En los laboratorios de anatomía patológica, el trabajo se basa en el estudio de las alteraciones morfológicas. Las técnicas que se aplican en estos laboratorios, por tanto, van destinadas a la preservación de las muestras y a su preparación para la observación directa o con microscopio.

Los productos químicos más usuales son:

- Formol: como fijador más común para las muestras de tejidos.
- El Alcohol y el Xilol, para los procesos de destilación.
- La parafina, para la inclusión de tejidos en bloque de parafina, lo que permite llevar a cabo la microtomía.
- Diferentes colorantes para poder teñir las diferentes estructuras celulares. Algunas de las tinciones más habituales son:
  - Tinción de Hematoxilina-Eosina: Se aplica hematoxilina, que tiñe estructuras basófilas, como los núcleos celulares, en tonos azul y púrpura, y a continuación eosina, que tiñe las estructuras acidófilas, como algunas proteínas del citoplasma, en tonos rosa.
  - Tinción argéntica: este tipo de tinción es importante especialmente para estudios del sistema nervioso y se caracteriza porque el contraste se logra al precipitar átomos de plata sobre algunas neuronas y no sobre otras.
  - Tinción de Papanicolaou: se utiliza para la detección precoz de carcinoma de cérvix y contiene una mezcla de colorantes: la Hematoxilina que tiñe el núcleo, la Eosina que tiñe el citoplasma y el Orange G que tiñe la queratina.

### **BIBLIOGRAFÍA**

1. Técnicas generales de laboratorio. Edit. Altamar

2. Técnicas generales de laboratorio. Edit. Paraninfo
3. Química. Edit Anaya