

QUÍMICA  
1º de Bachillerato  
Teoría y Problemas

ALUMNO: \_\_\_\_\_

# FÍSICA y QUÍMICA

## TEMARIO DE FÍSICA Y QUÍMICA 1º DE BACHILLERATO

<b>1. LA QUÍMICA COMO CIENCIA EXPERIMENTAL.....</b>	<b>3</b>
1.1. INTRODUCCIÓN.....	3
1.2. EL MÉTODO CIENTÍFICO. INTRODUCCIÓN Y FASES.....	4
<b>2. ESTRUCTURA ATÓMICA .....</b>	<b>7</b>
2.1. LA MATERIA Y LOS ÁTOMOS.....	7
2.2. LA ESTRUCTURA ATÓMICA.....	8
2.3. RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA: PARÁMETROS CARACTERÍSTICOS.....	11
2.4. INTERACCIÓN DE LA LUZ CON LA MATERIA: ESPECTROS ATÓMICOS.....	12
2.5. DISTRIBUCIONES ELECTRÓNICAS.....	14
2.6. PROPIEDADES PERIÓDICAS.....	17
2.7. EL ENLACE QUÍMICO.....	19
<b>3. LEYES Y CONCEPTOS BÁSICOS EN QUÍMICA.....</b>	<b>24</b>
3.1. LEYES PONDERALES DE LAS QUÍMICA.....	24
3.2. LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN.....	25
3.3. HIPÓTESIS DE AVOGADRO. CONCEPTO DE MOLÉCULA. CONCEPTO DE MOL.....	25
3.4. LEYES DE LOS GASES.....	26
<b>4. FORMULACIÓN INORGÁNICA .....</b>	<b>28</b>
4.1. COMPUESTOS BINARIOS.....	29
4.2. COMPUESTOS TERNARIOS.....	34
4.3. COMPUESTOS CUATERNARIOS.....	38
<b>5. FORMULACIÓN ORGÁNICA .....</b>	<b>39</b>
5.1. HIDROCARBUROS.....	42
5.2. FUNCIONES OXIGENADAS.....	47
5.3. FUNCIONES NITROGENADAS.....	51
<b>6. ESTEQUIOMETRÍA EN PROBLEMAS DE QUÍMICA .....</b>	<b>55</b>
6.1. FÓRMULA EMPÍRICA Y FÓRMULA MOLECULAR.....	55
6.2. DISOLUCIONES. FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN.....	55
6.3. REACCIONES QUÍMICAS.....	57
6.4. FACTORES DE CONVERSIÓN.....	58
6.5. CÁLCULO EN LAS ECUACIONES QUÍMICAS.....	59
6.6. ENERGÍA DE UN PROCESO QUÍMICO.....	60
<b>7. ACTIVADES DE QUÍMICA.....</b>	<b>61</b>

## 1. LA QUÍMICA COMO CIENCIA EXPERIMENTAL

### 1.1. Introducción.

Física viene del griego **fisis** y se traduce como naturaleza. Por eso, cuando hablamos de Física hablamos de la ciencia que estudia la naturaleza de lo que nos rodea en su aspecto más amplio. Según esto:

- Fenómenos físicos son aquellos que están asociados a los cuerpos y que provocan modificaciones en su estado o en su movimiento, su color o en su energía, pero no alteran la estructura interna.

Históricamente será durante la época de la Grecia clásica cuando se observe la Naturaleza, de una manera más lógica y racional, para describir el porqué de los fenómenos físicos.

Sin embargo, lo más significativo en el estudio de los fenómenos físicos se produce en el siglo XVI, y siendo Galileo Galilei (1564-1642) el personaje más importante. Galileo explica que solo con el uso de la razón y el estudio experimental de los fenómenos naturales se puede sacar un conjunto de leyes universales formuladas matemáticamente, y así conocer mejor el mundo que nos rodea y deducir el funcionamiento del Universo.

En la actualidad, la Física ya no se limita al estudio de los fenómenos naturales elementales, como el movimiento de los cuerpos, las fuerzas que los provocan o la energía puesta en juego en procesos de dichos movimientos, sino que su interés abarca un gran número de campos de investigación. Fenómenos eléctricos y electromagnéticos, luminosos, atómicos, astronómicos...

La palabra Química viene del griego **khemia** y se podría traducir cómo “jugo, sustancia, esencia”. Por eso, cuando hablamos de la Química nos referimos a la ciencia que estudia la esencia de la materia, sus propiedades y sus posibles transformaciones. Así que:

- Se consideran fenómenos químicos todos aquellos procesos que generan modificaciones internas de la materia y provocan cambios permanentes en la estructura de los cuerpos.

La Química también ha acompañado a la Humanidad desde sus inicios. Por ejemplo, ha servido para el descubrimiento del curtido de cueros y pieles, en la fermentación de jugos y mostos, en la obtención de metales y aleaciones, en la elaboración de jabones y perfumes, para la conservación de cadáveres momificados, en la fabricación de pólvora... todos ellos, procesos químicos.

# FÍSICA y QUÍMICA

---

Va a ser Antoine L. Lavoisier (1743-1794) el verdadero fundador de la Química moderna, ya que fue el primero que aportó los fundamentos científicos básicos que permitirían la evolución de la Química como ciencia experimental.

Ese rigor experimental en sus ensayos le permitió llegar a una nueva conclusión, revolucionaria para la época, del llamado principio de Lavoisier o Ley de Conservación de la Materia:

- En los procesos químicos, “la materia ni se crea ni se destruye, únicamente se transforma de unas sustancias a otras”.

A partir del siglo XIX, la Química empieza a evolucionar de una manera imparable. En la actualidad, la industria textil, la industria farmacéutica y alimentaria, la industria de los plásticos y derivados del petróleo, los fertilizantes, herbicidas e insecticidas... tienen algún componente químico en su desarrollo, en su síntesis y en su fabricación.

Nos da una idea sobre la gran cantidad de productos químicos que forman parte de nuestra vida y facilitan nuestro quehacer diario: desde la ropa y el calzado que llevamos, el jabón y el dentífrico, la tinta del bolígrafo o los papeles con los que escribimos.

## 1.2. El Método Científico. Introducción y Fases.

La Química, al igual que la Física, es una ciencia que se considera experimental; es decir, se basa en la comprobación de manera experimental de las hipótesis que los científicos formulan para justificar los fenómenos naturales que están estudiando.

Aunque existen muchas y diversas formas de trabajar en el extenso campo de las ciencias, y por tanto, no se puede hablar de un método científico igual para todos, para poder realizar los trabajos de investigación con algo de rigor, es necesario utilizar un método que sea aceptado de forma mayoritaria en la comunidad científica. Este método, que se designa normalmente como **Método Científico** comprende diferentes fases o etapas que vamos a resumir en:

- **Observación.**

Se trata de estudiar y describir los aspectos más relevantes del fenómeno que se está estudiando, así como descifrar los factores que puedan influir en su desarrollo del estudio. Se deben apuntar con precisión todos los aspectos observados para realizar bien los cálculos.

- **Formulación de hipótesis.**

Se intenta justificar nuestra observación del fenómeno examinado. Este paso requiere intuición e imaginación para poder interpretar los hechos que se están estudiando.

- **Comprobación experimental de la hipótesis propuesta.**

Se trata de repetir el fenómeno estudiado bajo unas condiciones controladas lo que permitirá al investigador ir comprobando la influencia de los diferentes factores que intervienen en dicho fenómeno.

En esta etapa es necesaria la utilización de instrumentos de medida adecuados, equipos de experimentación que permitan realizar modificaciones parciales de los diferentes parámetros que intervienen, lo que facilitará (en un proceso de “retroalimentación”) la formulación de nuevas hipótesis que mejoren la anterior interpretación.

- **Análisis de los resultados experimentales.**

Es una tarea que conlleva la recopilación de datos empíricos para ver las diversas variables que actúan sobre el fenómeno observado. Esta elaboración se facilita mediante la elaboración de tablas numéricas, representaciones gráficas, etc., que permiten la deducción de ecuaciones matemáticas que son las relaciones entre los factores observados, que reciben esas ecuaciones el nombre de *leyes*.

- **Elaboración de las conclusiones.**

Se obtienen y llegan a unas conclusiones que permitan la formulación de una teoría científica que englobe las leyes anteriormente descritas.

La formulación de una **Teoría Científica** también supone un trabajo teórico muy completo, ya que el conocimiento científico no se puede limitar a la simple extrapolación de los resultados experimentales. Las teorías deben ser explicaciones de la realidad que nos rodea, no meros “pronósticos” de los fenómenos que van a ocurrir.

Para facilitar, con frecuencia se recurre a la utilización de **modelos teóricos**, que son simplificaciones de los procesos reales (por ejemplo: habitación de gravedad cero, túneles de viento para los Fórmula 1). Estos modelos favorecen la elaboración de principios generales, para poder llegar a resultados semejantes a la realidad.

- **Valoración del Método Científico.**

Este método explicado de trabajo para el estudio de un fenómeno no es el único posible y su aplicación no presupone la adquisición automática de conocimiento. Este método asegura la aplicación correcta del proceso de aprendizaje experimental.

- **Mantener una buena actitud al cambio o variación.**

Los científicos deben mantener siempre que sea posible una actitud abierta, cuestionando lo que podría ser obvio, siendo más preciso (si tienen resquicios de errores) en el diseño y realización de los experimentos, así como en la elaboración de las conclusiones.

- **Importancia del factor divulgativo de los trabajos de investigación.**

Quiero destacar la importancia del factor divulgativo de los trabajos de investigación. Normalmente los resultados y las conclusiones, parciales o definitivas, de una investigación

## FÍSICA y QUÍMICA

---

se *publican en revistas especializadas*. El autor o los autores, al exponerlo a la luz pública, quieren así permitir el conocimiento de su trabajo y la posterior crítica de sus colegas, y al indicar sus fuentes de información, el diseño y desarrollo de los experimentos realizados ayudan a valorar la exactitud y validez de sus investigaciones.

Para concluir, la investigación científica resulta muy gratificante:

- Porque satisface nuestra curiosidad por desvelar los secretos de la naturaleza, poniendo a prueba nuestra inteligencia y capacidad de trabajo en equipo.
- Porque nos permite participar en actividades que benefician a la sociedad de múltiples maneras: desarrollo de nuevos fármacos, nuevo instrumental de ingeniería mejora de las comunicaciones, avances físicos de elementos y energías...

## 2. ESTRUCTURA ATÓMICA

### 2.1. La materia y los átomos.

Desde la Antigüedad, se consideró que la materia era continua e indivisible hasta que en el siglo XVIII diversos experimentos confirmaron que era posible separar la materia en partículas más pequeñas que se denominaron átomos.

Los átomos se pueden dividir en partículas más pequeñas. En la actualidad, la estructura interna de los átomos se describe mediante la mecánica cuántica y el denominado modelo estándar.

Asimismo, la radiación electromagnética nos proporciona información acerca de la estructura energética que los electrones tienen dentro de los átomos.

La colocación de los electrones dentro de los átomos determina sus propiedades fisicoquímicas, y conocer que es posible ordenar los elementos químicos en función de dichas propiedades.

#### 2.1.1. Los átomos de Dalton.

En 1808, John Dalton sentó las bases de la teoría atómica. En esta obra postulaba que la materia está compuesta por unidades elementales a las que denominó átomos. Su hipótesis se basó en los siguientes postulados:

- **Los elementos** están constituidos por átomos que son partículas, materias independientes, indivisibles e inalterables.
- Los **átomos de distintos elementos** tienen diferentes masas y propiedades.
- Los **compuestos** se forman por la unión de los átomos correspondientes elementos según la relación de números enteros sencilla.
- En las **reacciones químicas**, los átomos ni se crean ni se destruyen, solo se redistribuyen para formar nuevos compuestos.

Estas ideas de Dalton suponen el primer modelo teórico para explicar la química moderna. El principal argumento a favor de la validez de la teoría atómica de Dalton es que permitía interpretar de forma lógica todas las **Leyes Ponderales**.

## 2.2. La estructura atómica.

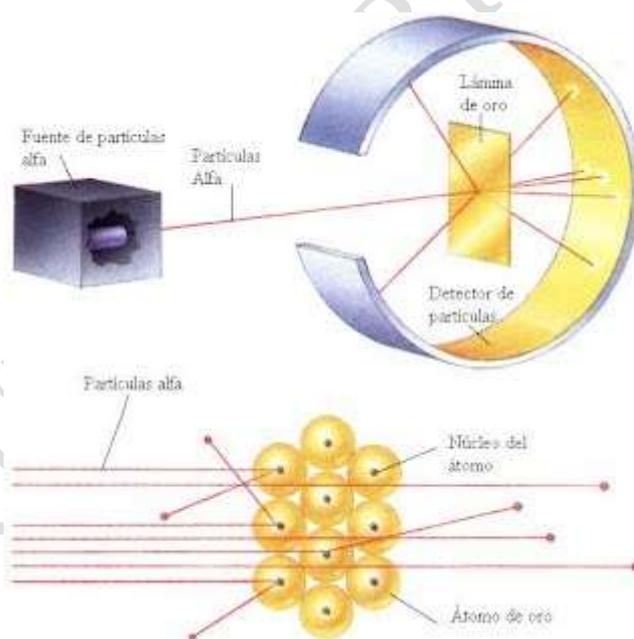
### 2.2.1. Los modelos atómicos.

#### A. El modelo de Thomson.

En 1898, Joseph J. Thomson propuso su modelo atómico, que suponía básicamente en la existencia de una **esfera de electricidad positiva** (pues todavía no se habían descubierto los protones como partículas individuales), que incluía **encajados** tantos **electrones** como fueran los necesarios para neutralizarla.

#### B. El modelo de Rutherford.

El científico británico Ernest Rutherford, en 1911, a fin de obtener información acerca de la estructura de los átomos, propuso un experimento consistente en bombardear con partículas  $\alpha$  una lámina de oro de unos  $5.000 \cdot 10^{-10}$  m de grosor, observando los choques de las partículas que atravesaban sobre una pantalla situada detrás de ella.



Rutherford esperaba que las “pesadas” partículas  $\alpha$ , (núcleos de helio, es decir, iones de  $\text{He}^{2+}$ ) con gran energía cinética, atravesarían la lámina con la facilidad. Rutherford irradió una lámina de oro y observó lo siguiente: la mayoría de las partículas atravesó la lámina, unas pocas se desviaron, y muy pocas de las partículas positivas volvieron en sentido contrario.

## FÍSICA y QUÍMICA

---

A tenor de los resultados, elaboró un modelo basado en las siguientes **conclusiones**:

- La materia está prácticamente “*hueca*”, pues la mayor parte de las partículas  $\alpha$  las atraviesa sin desviarse.
- Las partículas  $\alpha$  rebotan debido a las repulsiones electrostáticas que sufren al pasar cerca de las cargas positivas. Ya que esto ocurre muy raramente, es preciso que dichas cargas ocupen un espacio muy pequeño en el interior átomo, al cual denomina núcleo. Éste constituye la parte positiva del átomo y contiene casi toda su masa. El posterior descubrimiento de los protones confirmó la existencia del núcleo y que los protones se agrupan en él.
- Deben existir partículas neutras en el núcleo para evitar la inestabilidad por la repulsión entre los protones.
- Los electrones deben moverse alrededor del núcleo, a fin de que su giro compense la fuerza electrostática de atracción entre cargas de signos contrarios, y así no precipitarse sobre él.

Este fue el primer modelo que explicó la estructura de un átomo, de ahí su importancia. Aun así, tenía dos **limitaciones** principales:

- En él se suponía que los electrones giran en orbitas alrededor del núcleo, sometidas a la atracción eléctrica de éste. Según la teoría electromagnética, eso implica que constantemente DICHOS ELECTRONES DEBEN EMITIR ENERGÍA en forma de ondas electrónicas que obtendrían de su energía cinética. Tras un tiempo, ésta terminaría por agotarse cayendo los electrones sobre el núcleo, lo que se comprueba que no ocurre.
- Este modelo no es capaz de explicar las bandas discontinuas de absorción o emisión de los espectros atómicos. Para Rutherford, la energía de los electrones podía tomar cualquier valor en el átomo.

## 2.2.2. El núcleo y la corteza de los átomos.

Fue James Chadwick quien en 1932 probó a realizar un bombardeo de átomos de berilio con partículas alfa y observó que se desprendía algo de radiación. Al estudiarla, comprobó que el núcleo estaba formado por unas partículas neutras de masas ligeramente superiores a la del protón. Había descubierto los neutrones. Así se completó la estructura atómica. El átomo consta de un núcleo positivo, donde se encuentran los protones y neutrones en conjunto llamados nucleones, y en una zona perimetral cortical (o simplemente corteza), por donde deben girar los electrones (de carga eléctrica negativa) en torno al núcleo.

Existen dos conceptos que caracterizan a los núcleos atómicos:

- El **numero atómico (Z)** indica el número de protones que hay en un núcleo de un átomo. Coincide con el número de electrones si el átomo es neutro.
- El **numero másico (A)** indica el número de protones y neutrones del núcleo atómico. Coincide (en u.m.a.) con la práctica totalidad de la masa que tiene un átomo dado. No tiene unidades.

Se ha de tener presente que los símbolos químicos pueden estar rodeados de cuatro números (nosotros usaremos únicamente tres): a la izquierda, en la parte superior, el numero másico (A), y en la parte inferior, el numero atómico (Z); a la derecha, en la parte superior la carga iónica si ha perdido o ganado electrones (Q):



## 2.2.3. Variaciones en la masa de los átomos: LOS ISÓTOPOS.

- Se denomina isótopo a aquellos átomos del mismo elemento que presentan diferentes contenidos en neutrones y por ello distinto número másico.

En 92 elementos de los que se encuentran en la naturaleza, se observan 280 isótopos que se denominan por ello isótopos naturales.

Los isótopos artificiales suelen prepararse en el laboratorio, ya que pueden aumentarse el número de neutrones de los átomos estables al bombardear sus núcleos con partículas radioactivas o bien mediante la obtención de nuevos elementos.

Se han observado más de 2000 hasta ahora. Los isótopos del elemento del hidrógeno tienen nombres propios: son el hidrógeno o el **Protio** (que no posee neutrones), el **Deuterio** (con un neutrón) y el **Tritio** (con dos neutrones).

### 2.3. Radiación electromagnética: parámetros característicos.

- La **radiación electromagnética** está formada por ondas que se mueven a la velocidad de la luz ( $c$ ), y ésta se relaciona con la longitud de su onda ( $\lambda$ ) y su frecuencia ( $f$ ) mediante la ecuación:  $E = h \cdot f$

Las ondas se caracterizan por una serie de parámetros:

- Longitud de la onda ( $\lambda$ )** es la distancia entre dos máximos o mínimos sucesivos de una onda. Su unidad es el metro, aunque también puede expresarse en centímetros, nanómetros y en angstroms ( $10^{-10}$ ).
- Frecuencia ( $f$ )** es el número de oscilaciones que pasan por cada punto en la unidad de tiempo. Habitualmente su unidad es  $s^{-1}$ , que también se denomina hertzio (Hz). Una oscilación es una vibración que da lugar a una onda de longitud.
- Periodo ( $T$ )** es el tiempo que tarda la onda en recorrer una longitud de onda, es decir, el tiempo necesario para producirse una oscilación. Se expresa en unidades de tiempo habitualmente segundos. Su relación con la frecuencia es:

$$T = \frac{1}{f}$$

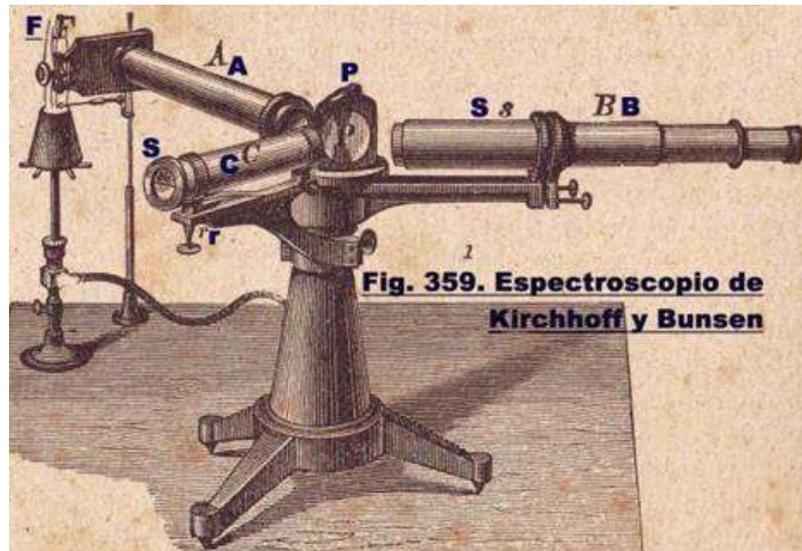
En 1900 **Max Planck** y **Albert Einstein** sugirieron de manera simultánea que la energía de la radiación electromagnética que los átomos absorbe o emiten está formada por pequeños paquetes energéticos denominados **cuantos o fotones**. Su hipótesis suponía que la energía de cada uno de los “*cuantos*” venía dada por la ecuación:

$$E = h \cdot f$$

Donde  $f$  es la frecuencia de la radiación absorbida o emitida y  $h$  una constante característica (llamada constante de Planck), cuyo pequeñísimo valor es  $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$

## 2.4. Interacción de la luz con la materia: espectros atómicos.

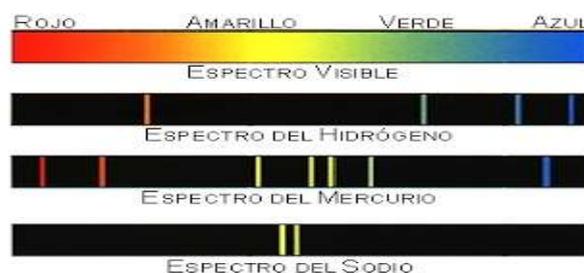
Cuando la luz solar atraviesa el prisma de un espectroscopio se descompone y aparece lo que llamamos espectro. Así la luz solar presenta un espectro con todos los colores que denominamos continuo, pues los límites de dichos colores no son nítidos y forma un todo ininterrumpido.



Si estimulamos sustancias que se encuentran en estado gaseoso mediante calentamiento o le producimos descargas eléctricas podemos conseguir que sean capaces de emitir radiación electromagnética. Al descomponerla y representarla en un diagrama obtenemos su **espectro de emisión**.

Cada átomo emite o absorbe radiación de determinadas frecuencias, que en los diagramas se observan como una serie de líneas. Se trata en este caso **de espectros discontinuos**.

Todo elemento químico excitado de la forma indicada emite siempre las mismas rayas cuyas frecuencias son características de él y que, por tanto, sirven para identificarlo.



Esta propiedad se manifiesta de la misma manera ya sea con un elemento puro o mezclado con otros, por lo que se trata de una técnica muy usada en los análisis de la identificación atómica.

## 2.4.1. Niveles energéticos atómicos.

Los espectros atómicos obtenidos experimentalmente indicaban la existencia de algunos estados energéticos dentro de los átomos, de manera que los electrones tendrían diferentes energías que correspondencia al nivel energético en el que se encontrasen.

En 1913, el físico danés, **Niels Bohr** propuso un nuevo modelo atómico, que incluía la existencia de dichos niveles energéticos, y que además solucionaba las limitaciones antes comentadas del **modelo de Rutherford**.

- Los electrones de los átomos solo pueden encontrarse en ciertos estados o niveles energéticos en los que mantienen una energía fija y determinada.

Es decir, cada electrón ocupa un determinado estado de energía en el átomo.

En su modelo afirmaba que los electrones pueden pasar de un nivel energético a otro, es decir, pueden cambiar de escalón energético mediante la absorción (ganancia de energía) o emisión (perdidas de energía) de un fotón, con una energía  $E$  igual a la diferencia energética existente entre ambos niveles, es decir:

$$E_{FOTÓN} = E_{nivel\ de\ llegada} - E_{niv\ de\ partida} = h \cdot f$$

**Estado fundamental:** se define una configuración electrónica en estado fundamental cuando los electrones se encuentran ordenados de menor a mayor energía.

**Estado excitado:** se define una configuración electrónica en estado excitado cuando uno o varios electrones, a los que se les ha transmitido una cierta energía, pasan a ocupar un nivel superior del que tendrían en estado fundamental.

Posteriormente vuelven a sus estados iniciales (fundamentales) directamente o bien pasan por otros niveles intermedios, emitiendo (luminiscencia), en forma de fotones, la energía correspondiente del tránsito efectuado.

A cada nivel energético se le asigna un número cuántico simbolizado por la letra  $n$ ; el más bajo es el  $n=1$ , y el segundo es el  $n=2$  y así sucesivamente.

## 2.5. Distribuciones electrónicas.

Es necesario tener en cuenta la existencia de subniveles energéticos.

Estos nuevos estados energéticos para los electrones dependen de un número cuántico  $n$ . Habrá tantos subniveles como marca el valor de ese número:

- El nivel  $n=1$ , al que denominamos con la letra  $s$ , carece de cualquier subnivel.
- El nivel  $n=2$  se estructura en dos subniveles energéticos denominados  $s$  y  $p$ .
- El nivel  $n=3$  consta de tres subniveles,  $s$ ,  $p$ , y  $d$ .
- El nivel  $n=4$  consta de cuatro subniveles  $s$ ,  $p$ ,  $d$  y  $f$ .

Cada subnivel admite un número distinto de electrones:

- En cada subnivel  $s$  caben 2 electrones.
- En cada subnivel  $p$  caben 6 electrones.
- En cada subnivel  $d$  caben 10 electrones.
- En cada subnivel  $f$  caben 14 electrones.

- A los subniveles  $s$  les corresponden  $l = 0$ .
- A los subniveles  $p$  les corresponde  $l = 1$ .
- A los subniveles  $d$  les corresponde  $l = 2$ .
- A los subniveles  $f$  les corresponde  $l = 3$ .

El valor máximo de " $l$ " equivale a  $(n - 1)$  por lo que decimos que " $l$ " varía entre 0 y  $(n - 1)$ .

Asimismo, bajo campos magnéticos se postula un nuevo número cuántico, el denominado magnético ( $m$ ), que supone diferentes energías para los subniveles en esas condiciones y cuyo valor varía de " $-l$ " a " $+l$ " incluido el 0.

## FÍSICA y QUÍMICA

Basándonos en estos números, se pueden conocer cómo se distribuyen los electrones. El llenado se efectúa colocando los electrones en los niveles y subniveles en orden creciente de energías, y éste a su vez se determina mediante la suma ( $n + l$ ).

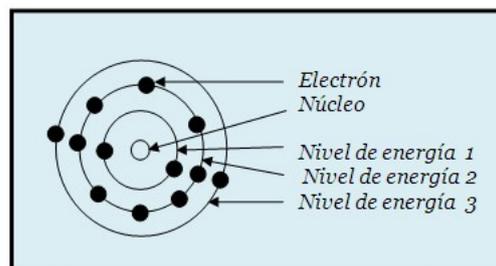
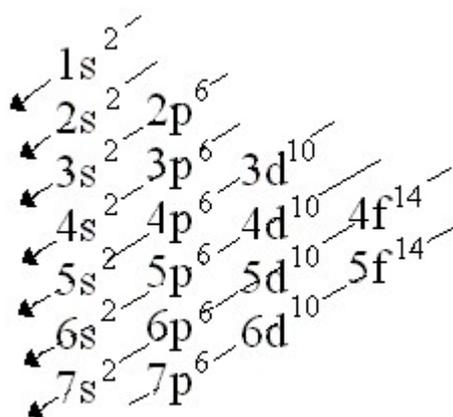
Es decir, cuanto mayor es esa suma para un número  $n$  dado, mayor es la energía del subnivel, y si la suma de  $n + l$  es la misma para dos subniveles, tendrá mayor energía aquel con mayor número cuántico  $n$ .

- La distribución de electrones en los niveles de energía del átomo se denomina configuración electrónica, en ella se escriben los electrones que existen en cada uno de los subniveles energéticos del átomo considerado.
- Se define la **CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA** de un átomo como la distribución de los electrones de sus átomos en los distintos niveles, subniveles y orbitales ordenados de menor a mayor energía.

Con esto, podemos conocer el número de electrones dentro de un nivel:

- Se puede deducir que el número máximo de electrones en cada nivel energético es de  $2n^2$ , donde  $n$  es el número cuántico del nivel.

Los electrones en un átomo vienen caracterizados por los tres números cuánticos de los niveles y subniveles energéticos donde se encuentran, además de por otro número cuántico propio de ellos, que se llama "*spin*", al que se le asignan los valores de  $\frac{+1}{2}$  o  $\frac{-1}{2}$



## 2.5.1. Ordenación periódica de los elementos: su relación con los electrones externos.

Los elementos se colocan en función de su número atómico y de su configuración electrónica.

Hay tantos periodos como niveles energéticos, y cada uno de ellos se inicia cuando empieza a llenarse un nivel. El primer periodo (nivel **1s**) solo contiene dos elementos. El segundo (subniveles **2s** y **2p**) contiene ocho. El tercero (subniveles **3s** y **3p**), otros ocho, puesto que la energía del nivel **4s** es inferior a la de **3d** y empieza a llenarse antes. Por eso, los periodos primero, segundo y tercero se separan a fin de que los elementos con subniveles **d** puedan incluirse a partir del cuarto periodo. En el sexto y séptimo periodos deberían colocarse los elementos con electrones en subniveles **f**, pero como resultarían excesivamente largos, se colocan fuera de ellos.

Al colocar los elementos de esta manera quedan en el mismo grupo vertical aquellos con la misma configuración electrónica externa, que comprobamos que tienen propiedades semejantes.

El sistema periódico actual, consta de 18 columnas o **GRUPOS** que se recomiendan nombrar del 1 al 18, numerados de izquierda a derecha, y de 7 filas o **PERIODOS**.

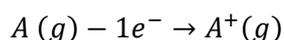
**FAMILIAS DE LA TABLA PERIODICA**

1 IA	2 IIA	3 III B	4 IV B	5 V B	6 VI B	7 VII B	8 VIII B	9 VIII B	10 VIII B	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
ALCALINOS	ALCALINOTÉRREOS	Escandio	Titanio	Vanadio	Cromo	Manganeso	Fierro	Cobalto	Niquel	Cobre	Zinc	TÉRREOS	CARBONOIDES	NITROGENOIDES	CALCÓGENOS	HALÓGENOS	GASES NOBLES
LANTÁNIDOS																	TIER
ACTÍNIDOS																	

## 2.6. Propiedades periódicas.

### 2.6.1. Energía de Ionización (Potencial de Ionización).

La energía de ionización (o potencial de ionización) es la energía que hay que suministrarle a un átomo en estado gaseoso y fundamental para arrancarle un electrón, transformándolo en un catión (ion positivo) con número de oxidación +1. El proceso que tiene lugar es:



En la tabla periódica la Energía de Ionización crece:

- En los periodos de izquierda a derecha debido a la carga nuclear efectiva.
- En los grupos de abajo hacia arriba debido a que cada vez hay menos capas o niveles.

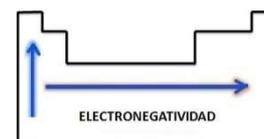


### 2.6.2. Electronegatividad.

La electronegatividad de un átomo es la medida de la capacidad de un átomo de atraer hacia sí al par de electrones con el cual está enlazado con otro átomo.

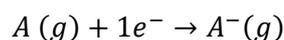
En la tabla periódica la Electronegatividad crece:

- En los periodos de izquierda a derecha debido a la carga nuclear efectiva.
- En los grupos de abajo hacia arriba debido a que cada vez hay menos capas o niveles.



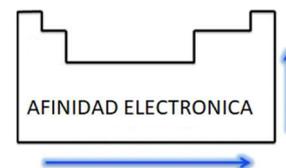
### 2.6.3. Afinidad electrónica (Electroafinidad).

La afinidad electrónica (o electroafinidad) es la energía que absorbe o desprende un átomo en estado gaseoso y fundamental cuando capta un electrón libre, transformándose en un anión (ion negativo) con número de oxidación -1. El proceso que tiene lugar es:



En la tabla periódica la Afinidad Electrónica crece:

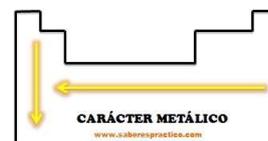
- En los periodos de izquierda a derecha debido a la carga nuclear efectiva.
- En los grupos de abajo hacia arriba debido a que cada vez hay menos capas o niveles.



## 2.6.4. Carácter metálico.

El carácter metálico es la tendencia que tienen los átomos a perder electrones y convertirse en un catión positivo.

En la tabla periódica el carácter metálico decrece:



- En los periodos de izquierda a derecha debido a la carga nuclear efectiva.
- En los grupos de abajo hacia arriba debido a que cada vez hay menos capas o niveles.

## 2.6.5. Radio o volumen atómico.

El radio atómico (o volumen atómico) se define como la distancia desde el centro del núcleo al electrón más externo, asimilando los átomos a esferas. También se puede definir como la distancia media entre dos núcleos idénticos unidos.

En la tabla periódica el radio decrece:



- En los periodos de izquierda a derecha debido a la carga nuclear efectiva.
- En los grupos de abajo hacia arriba debido a que cada vez hay menos capas o niveles.

**EXCEPCIONES:** Cuando existen especies que están en estado iónico, en vez de estar en estado neutro, al comparar radio atómico o energía de ionización, ya no podemos fijarnos en los criterios anteriores, sino que habrá que comparar el número de electrones con la carga nuclear efectiva. Es decir:

- A igualdad de electrones de dos o más especies iónicas que se comparen, tendrá menor radio atómico aquél que tenga mayor carga nuclear efectiva. Aquel núcleo que atraiga más al mismo número de electrones tendrá menor radio.
- A igualdad de electrones de dos o más especies iónicas que se comparen, tendrá mayor energía de ionización aquél que tenga mayor carga nuclear efectiva. Aquel núcleo que atraiga más al mismo número de electrones será más difícil arrancarle un electrón.

## 2.7. El enlace químico.

Las sustancias o compuestos químicos están formados por átomos enlazados. Solo los gases nobles, que se encuentran en la última columna de la tabla periódica, se presentan en la naturaleza como átomos aislados. Para formar estas sustancias los átomos ponen en juego una serie de fuerzas, generalmente de forma atractiva que posibilitan la unión estable entre unos y otros.

El enlace químico es el resultado de las fuerzas atractivas de carácter eléctrico entre las nubes, electrónicas con carga negativa situadas en la corteza del átomo y los núcleos con carga positiva. El enlace químico se produce mediante la **transferencia** o la **compartición** de electrones entre los átomos enlazados. Los electrones de la última capa, llamados electrones de valencia son los que se hallan más débilmente ligados a los núcleos de cada átomo y por ello son susceptibles de ser cedidos o compartidos dando lugar a un enlace químico.

En la naturaleza, cualquier proceso tiende a estabilizarse de manera espontánea, es decir, evoluciona hasta conseguir un estado de mínima energía. Así, los átomos se unen formando sustancias compuestas, a fin de rebajar su energía y, por tanto, aumentar su estabilidad.

- La energía de disociación es la energía necesaria para romper un enlace ya formado. Si comunicamos a los átomos enlazados una energía igual o mayor que la  $E_{\text{enlace}}$  conseguiremos separarlos totalmente hasta una distancia tal que no ejerzan interacciones entre sí. Entonces diremos que se ha roto el enlace químico.

Existe una determinada distancia intranuclear para la que el sistema es más estable, pues es mínima la suma algebraica de las fuerzas atractivas y las repulsivas. A esta distancia se le denomina distancia de enlace ( $d_0$ ) y le corresponde un valor energético mínimo, que es la energía que se desprende en la formación del enlace. Cuanto más profundo es el mínimo en la gráfica, mayor es la energía desprendida, por tanto, mayor es la estabilidad de la molécula.



Al aproximarse dos átomos, puede ocurrir que sus características sean tales que no lleguen a unirse y a formar una molécula estable: entonces se separarán de forma espontánea.

## 2.7.1. La Regla del Octeto. Limitaciones.

- Lewis sostuvo que la capa electrónica más externa de un átomo puede contener hasta ocho electrones ( $ns^2 np^6$ ). Así, esta estructura representa una disposición electrónica especialmente estable por ser la de un **gas noble**: es lo que se denomina **regla del octeto**.

Los átomos se unen por medio de enlaces cediendo, captando o compartiendo electrones con el fin de alcanzar el octeto electrónico.

Para los demás casos, las limitaciones de esta regla son evidentes. Por ejemplo, el hidrogeno es estable con solo dos electrones en su capa  $1s$ , y algunos elementos, a partir del tercer periodo, al poder alojar electrones con subniveles  $d$ , pueden rodearse de más de ocho electrones, situación que se denomina octeto expandido.

## 2.7.2. El enlace de tipo iónico.

- El enlace de tipo iónico se produce al unirse un elemento de carácter metálico, por tanto, situado a la izquierda en el sistema o tabla periódica, con uno no metálico, es decir, uno situado a la derecha en dicha ordenación.

Este enlace se forma al ceder el metal electrones al no metal, transformándose ambos en iones, uno positivo y otro negativo. Entonces se producen las siguientes atracciones eléctricas, con lo que se obtiene un compuesto sólido en forma de red cristalina.

Las sustancias iónicas no se presentan en forma molecular, sino que, a fin de estabilizarse energéticamente, aparecen formando entramados cristalinos, que denominamos redes

### A. Propiedades de los compuestos iónicos.

Algunas de las propiedades de los compuestos iónicos son las siguientes:

- Son sólidos y duros a temperatura ambiente, dado que se encuentran en la naturaleza formando redes cristalinas.
- Su solubilidad es buena en disolventes polares que, como el agua, sean capaces de disolver estos cristales.
- Su conductividad eléctrica es nula, salvo en caso de estar disueltos o fundidos, ya que al tener mucho más libre sus iones será sencillo desplazarlo por medio de un potencial eléctrico con lo que su conductividad entonces será elevada.

### 2.7.3. El enlace de tipo covalente.

- El enlace covalente se produce cuando se unen entre sí dos elementos de carácter no metálico, es decir, situados a la derecha en el sistema periódico. También son covalentes las uniones en las que el hidrógeno en el elemento unido al tipo no metálico.

Este enlace es el resultado de que los átomos comparten electrones entre sí, rebajando así su energía y estabilizándose al conseguir estructura de última capa llena. El par electrónico implicado en cada enlace se comporta, a todos los efectos prácticos, como si pertenecieran exclusivamente a cada uno de los átomos que une.

En el caso de que la covalencia sea mayor que la unidad, se pueden dar enlaces dobles entre dos átomos, e incluso triples, que se denominan genéricamente enlaces múltiples.

#### **A. Propiedades de los compuestos covalentes.**

- Las sustancias covalentes pueden presentarse en forma molecular o de redes, de manera que las propiedades que presentan son muy diferentes. Agua (forma molecular) y diamante (forma de redes covalentes).
- Las sustancias covalentes, los átomos están unidos formando moléculas que a temperatura ambiente pueden hallarse en estado gaseoso, líquido o sólidos.
- Sus temperaturas de fusión y de ebullición no son muy elevadas. La solubilidad de estos compuestos, excepto el agua y similares, es elevada en disolventes de tipo orgánico. Dado que carecen de cargas eléctricas netas, su capacidad conductora es prácticamente nula.
- Unas sustancias covalentes también pueden hallarse en forma de redes. Estos compuestos tienen altos puntos de fusión y ebullición son duros, malos conductores de la electricidad e insolubles en general.

### 2.7.4. El enlace de tipo metálico.

- El enlace es el responsable de la unión de los átomos de los metales entre sí. Estos átomos se agrupan de forma muy cercana unos con otros lo que produce estructuras muy compactas. Se trata de redes cristalinas.

#### A. Propiedades de los metales.

- Los metales son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio.
- Pueden estirarse en hilo (ductilidad) o formar laminas (maleabilidad).
- Sus superficies son pulidas y prácticamente no absorben la luz, sino que la reflejan, de ahí su brillo plateado. Las conductividades térmicas y eléctricas son muy elevadas.

### 2.7.5. Las fuerzas intermoleculares.

- Las moléculas con enlace covalente pueden ejercer entre sí fuerzas electrostáticas de tipo atractivo; son las llamadas fuerzas intermoleculares.

No se trata de enlaces propiamente dichos, aunque en algunos casos se denominen así, pues energéticamente son bastante más débiles que estos.

Las fuerzas intermoleculares son consecuencia de la electronegatividad de los átomos que forman la molécula covalente, es decir, de la tendencia que tienen un átomo de atraer hacia sí la pareja de electrones con quienes está emparentado con el otro átomo.

Así, cuando se enlazan dos átomos diferentes se produce una distorsión en la distribución de carga electrónica en el espacio, que aumenta en las cercanías del átomo más electronegativo y disminuye, por tanto, alrededor del otro. Es por ello que se crea un exceso de carga negativa en el primero y un defecto de carga negativa (o aumento de carga positiva) en el otro. Aparecen así dos polos eléctricos, y se dice entonces que el enlace es polar.

Cuando las moléculas con enlaces polares se encuentran cerca unas de las otras, ejercen entre sí fuerzas de atracción debido a los polos que en ellas existen.

Las fuerzas intermoleculares pueden ser principalmente, de dos tipos: puentes de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals.

## A. Puentes de Hidrógeno.

Se produce entre moléculas que contienen hidrógeno y un átomo muy electronegativo y pequeño (F, O, N). En estos casos, el elemento unido al hidrógeno atrae gran parte de la carga del enlace que los mantiene unidos, cargándose negativamente y provocando la aparición de una cierta carga positiva sobre el hidrógeno. Se crea así el enlace polar que permite a las moléculas unirse entre sí por mera atracción electrostática.

Los compuestos que sufren estas interacciones presentan anomalías en sus puntos de fusión y ebullición, y por tanto, su estado físico a temperatura ambiente. Un ejemplo es el H<sub>2</sub>O, que aunque tiene menor masa molecular que el resto de los hidruros de los anfígenos, tiene el mayor punto de ebullición.

## B. Fuerzas de Van der Waals.

Son fuerzas de tipo electrostático que unen con enlaces polares a aquellas moléculas que no están unidas por puentes de hidrógeno.

### 2.7.6. Diagrama de Lewis

En 1916 Lewis propuso una notación abreviada aplicable a cada molécula a fin de intentar facilitar la descripción y visualización de las uniones atómicas covalentes. Actualmente, las denominamos diagramas o estructuras de Lewis.

- En los diagramas de Lewis se indica cada átomo con su símbolo rodeado de unos puntos que representan los electrones de la capa de valencia (es decir, la capa más externa). Estos pueden aparecer también como aspas para diferenciarlos del otro átomo o como rayas en el caso de representar pares electrónicos enlazados o no.

Los átomos se enlazan uniendo los electrones necesarios mediante líneas, de manera que al final cada átomo esté rodeado de ocho electrones. Puede haber uniones entre átomos mediante simples enlaces (H<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>,...), dobles (O<sub>2</sub>) o triples (N<sub>2</sub>).

## 3. LEYES Y CONCEPTOS BÁSICOS EN QUÍMICA

### 3.1. Leyes ponderales de las Química.

Las leyes ponderales, se refieren a la cantidad de materia de las diferentes sustancias que intervienen en una combinación química

#### 3.1.1. Ley de la conservación de la materia.

Enunciada en 1783 A. Lavoisier.

- “La materia ni se crea ni se destruye, únicamente se transforma”. En otros términos, la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de los productos

#### 3.1.2. Ley de las proporciones constantes o definidas.

La ley de las proporciones constantes fue descrita por J. L. Proust en el año 1799 y dice que:

- Un compuesto contiene siempre los mismos elementos y en las mismas proporciones, independientes del proceso seguido en su formación. Dicho de otra forma. Cuando dos o más elementos se combinan químicamente para formar un compuesto, siempre lo hacen en una relación de masa constante

#### 3.1.3. Ley de las proporciones múltiples.

Así se puede enunciar esta ley de la forma siguiente:

- Si una cantidad (a) fija de un elemento A se combina con cantidades fijas ( $b_1$  y  $b_2$ ) de otro elemento B para dar dos compuestos diferentes X y Y , la relación en que se encuentran las cantidades  $b_1$  y  $b_2$  es la de números enteros sencillos es decir:
- $b_1 / b_2 = n$ , donde n es el numero entero sencillo

## 3.2. Ley de los volúmenes de combinación.

Todas las leyes tienen en cuenta exclusivamente la cantidad de materia puesta en juego en una combinación química; por ello se las denomina leyes ponderales.

Gay-Lussac, en el año 1808, propuso la ley de los volúmenes de combinación, según la cual:

- Los volúmenes de los gases reaccionantes y de los gases obtenidos guardan una relación de números enteros sencillos, siempre y cuando se trabaja a presión y temperatura constante.

## 3.3. Hipótesis de Avogadro. Concepto de molécula. Concepto de mol.

En 1811, Avogadro formuló una hipótesis que permitía explicar la ley de los volúmenes de combinación, a la que dio el nombre de moléculas.

La hipótesis de Avogadro, hoy reconocida como ley, al haber sido comprobada experimentalmente afirma que:

- Volúmenes iguales de distintos gases contienen el mismo número de moléculas siempre que los volúmenes se hayan medido en las mismas condiciones de temperatura.

- Existe un mismo número de moléculas independientemente del gas de que se trata.
- Si tenemos el mismo número de moléculas de distintos gases, todas ocuparán el mismo volumen, siempre y cuando estén medidas en las mismas condiciones.

- Es importante tener en cuenta que en una reacción química el volumen no se conserva al contrario de lo que ocurre con la masa.

- Un mol de átomos de cualquier elemento contiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de ese elemento. Un mol de moléculas de cualquier compuesto contiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de ese compuesto.

- Mol es la cantidad de sustancia que contiene este número de entidades elementales, que corresponde al número de Avogadro, cuyo valor es  $6,02 \cdot 10^{23}$ .

### 3.4. Leyes de los gases.

#### 3.4.1. Ley de Boyle y Mariotte. Transformaciones a temperaturas constantes.

El inglés R. Boyle y por el francés E. Mariotte afirmaron que:

- Manteniendo la temperatura constante el producto de la presión por el volumen de una cierta masa de gas constante:  $p \cdot V = cte$

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 = p_3 \cdot V_3 = \dots = cte$$

#### 3.4.2. Ley de Charles. Transformaciones a presión constante.

En 1798 Charles enunció su ley:

- A presión constante, el volumen varía en relación directa a la temperatura expresada en kelvin:  $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

#### 3.4.3. Ley de Gay-Lussac. Transformaciones a volumen constante.

En 1802, Gay-Lussac enunció su ley:

- A volumen constante, la presión varía en relación directa a la temperatura, expresada en Kelvin:  $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$

## 3.4.4. Ley de Clapeyron. Ecuación de los GASES IDEALES.

- Las tres leyes estudiadas se pueden globalizar en una sola ecuación, conocida como ecuación de estado de los gases:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$

- Y para “n” moles nos quedará esta ecuación:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

- A esta ecuación se le conoce como ecuación de Clapeyron o ecuación de los Gases Ideales.

## 3.4.5. Ley de las Presiones Parciales.

Dalton comprobó experimentalmente que, si en un recipiente tenemos herméticamente varios gases, de forma que estos no reaccionen entre sí, cada gas ejerce una presión igual a la que tendría si ocupase él solo el mismo volumen a la misma temperatura, siendo la presión total de la mezcla el resultado de la suma de las presiones parciales de todos los gases que la componen.

La presión parcial de un gas dentro de un recipiente de volumen V, se define como la presión que ejercería dicho gas, si estuviera él solo en el recipiente a una temperatura determinada.

Para calcular la presión total en el recipiente, basta con calcular la suma de todas las presiones parciales intervinientes.

$$P_i = \chi_i \cdot P_T$$

$$P_T = P_{i_1} + P_{i_2} + P_{i_3} + \dots$$

## 4. FORMULACIÓN INORGÁNICA

### VALENCIA DE LOS ELEMENTOS MÁS COMUNES

La valencia de un elemento es el número de átomos de hidrógeno que se combinan con un átomo de dicho elemento. Tomamos como referencia el hidrógeno, porque este elemento no se combina nunca con dos o más átomos de otro elemento. Por eso asignamos al hidrógeno valencia 1.

METALES	
1	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Ag, $(\text{NH}_4)^+$ (ion amonio)
2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn, Cd
3	Al
1 y 2	Cu, Hg
1 y 3	Au
2 y 3	Fe, Co, Ni
2 y 4	Sn, Pb, Pt, Pd
2, 3 y 4	Ti
2, 3, 4, 6 y 7	Mn (actuando como no metal, usa +2, +4, +6 y +7)
2, 3 y 6	Cr (+6 la utiliza actuando como no metal)

NO METALES	
-1	F, $(\text{OH})^-$ ion hidroxilo
1 Hidruros met. -1	H
1, 3, 5 y 7 Hidruros -1	Cl, Br, I
3 Hidruros -3	B, Bi
1, 3 y 5 Hidruros -3	N (también, en alguna ocasión, usa 2 y 4)
3 y 5 Hidruros -3	P, As, Sb
-2	O
2, 4 y 6 Hidruros -2	S, Se, Te
2 y 4 Hidruros -4	C, Si

## 4.1. Compuestos Binarios.

Los compuestos binarios están constituidos por combinación de dos elementos químicos diferentes. Se utilizará para estos compuestos dos de las nomenclaturas del año 2005 recomendadas por la IUPAC. Las dos se denominan de composición o estequiométrica y se diferencian en que una utiliza prefijos multiplicadores y otra expresa el número de oxidación con números romanos.

### 4.1.1. Óxidos Metálicos.

Los óxidos metálicos son la combinación de un metal con el oxígeno.

#### **Nomenclatura de composición con números de oxidación en números romanos.**

Para nombrar los óxidos de los metales se escribe la palabra óxido seguida del nombre del elemento. Si el elemento tiene más de una valencia se indica con números romanos y entre paréntesis.

**Nomenclatura de composición con prefijos multiplicadores.** Los óxidos metálicos se nombran indicando el número de átomos mediante los prefijos numerales griegos (mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, hexa-, hepta-, etc) colocados delante del nombre del elemento al cual se refieren. Cuando no hay posibilidad de error, se puede omitir el prefijo numeral, como en el caso del óxido de potasio, ya que el potasio actúa siempre con número de oxidación +1.

Nº	FÓRMULA	CON Nº DE OXIDACIÓN	CON PREFIJO MULTIPLICADOR
1	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Óxido de hierro (III)	Trióxido de dihierro
2	FeO	Óxido de hierro (II)	Óxido de hierro
3	PbO <sub>2</sub>	Óxido de plomo (IV)	Dióxido de plomo
4	PbO	Óxido de plomo (II)	Óxido de plomo
5	Na <sub>2</sub> O	Óxido de sodio	Óxido de disodio
6	K <sub>2</sub> O	Óxido de potasio	Óxido de dipotasio
7	CaO	Óxido de calcio	Óxido de calcio
8	HgO	Óxido de mercurio (II)	Óxido de mercurio

## FÍSICA y QUÍMICA

### 4.1.2. Peróxidos.

Con los metales alcalinos y alcalinotérreos, el oxígeno puede formar peróxidos de carácter iónico que difieren de los óxidos en el número de átomos de oxígeno presentes. En los óxidos existe el ión  $O^{2-}$  y en los peróxidos el ión presente es  $(O_2)^{2-}$ . La nomenclatura es similar a los óxidos. En la que se expresan los números de oxidación se pone peróxido en vez de óxido.

Nº	FÓRMULA	CON Nº DE OXIDACIÓN	CON PREFIJO MULTIPLICADOR
1	$Na_2O_2$	Peróxido de sodio	Dióxido de disodio
2	$BaO_2$	Peróxido de bario	Dióxido de bario
3	$Fe_2O_6$	Peróxido de hierro (III)	Hexaóxido de dihierro
4	$NiO_2$	Peróxido de níquel (II)	Dióxido de níquel
5	$Cs_2O_2$	Peróxido de cesio	Dióxido de dicesio
6	$PbO_2$	Peróxido de plomo (II)	Dióxido de plomo
7	$Co_2O_6$	Peróxido de cobalto (III)	Hexaóxido de cobalto
8	$Au_2O_2$	Peróxido de oro (I)	Dióxido de dioro

### 4.1.3. Óxidos No Metálicos.

Es la combinación de un no metal con el oxígeno. Se formulan y nombran de modo similar a los óxidos metálicos.

**NOTA:** Excepto la columna de los HALÓGENOS (F, Cl, Br, I y At), escribiéndose la fórmula de la siguiente manera  $O_xNMe_2$  y nombrándolos como (DI) HALOGENUROS DE OXÍGENO.

Nº	FÓRMULA	CON Nº DE OXIDACIÓN	CON PREFIJO MULTIPLICADOR
1	$SO_3$	Óxido de azufre (VI)	Trióxido de azufre
2	$SO_2$	Óxido de azufre (IV)	Dióxido de azufre
3	$N_2O_5$	Óxido de nitrógeno (V)	Pentaóxido de dinitrógeno

## FÍSICA y QUÍMICA

Nº	FÓRMULA	CON N° DE OXIDACIÓN	CON PREFIJO MULTIPLICADOR
1	OF <sub>2</sub>	Fluoruro de oxígeno (-II)	Difluoruro de oxígeno
2	OCl <sub>2</sub>	Cloruro de oxígeno (-II)	Dicloruro de oxígeno
3	O <sub>3</sub> Cl <sub>2</sub>	-----	Dicloruro de trioxígeno
4	O <sub>5</sub> Cl <sub>2</sub>	-----	Dicloruro de pentaoxígeno
5	O <sub>7</sub> Cl <sub>2</sub>	-----	Dicloruro de heptaoxígeno
6	OBr <sub>2</sub>	Bromuro de oxígeno (-II)	Dibromuro de oxígeno
7	O <sub>3</sub> Br <sub>2</sub>	-----	Dibromuro de trioxígeno
8	O <sub>5</sub> Br <sub>2</sub>	-----	Dibromuro de pentaoxígeno
9	O <sub>7</sub> Br <sub>2</sub>	-----	Dibromuro de heptaoxígeno
10	OI <sub>2</sub>	Yoduro de oxígeno (-II)	Diyoduro de oxígeno
11	O <sub>3</sub> I <sub>2</sub>	-----	Diyoduro de trioxígeno
12	O <sub>5</sub> I <sub>2</sub>	-----	Diyoduro de pentaoxígeno
13	O <sub>7</sub> I <sub>2</sub>	-----	Diyoduro de heptaoxígeno
14	OAt <sub>2</sub>	Astato de oxígeno (-II)	Diastato de oxígeno
15	O <sub>3</sub> At <sub>2</sub>	-----	Diastato de trioxígeno
16	O <sub>5</sub> At <sub>2</sub>	-----	Diastato de pentaoxígeno
17	O <sub>7</sub> At <sub>2</sub>	-----	Diastato de heptaoxígeno

#### 4.1.4. Hidruros Metálicos.

**Formulación.** Se escribe el símbolo del metal seguido del símbolo del hidrógeno. En estos compuestos el hidrógeno actúa con número de oxidación negativo -1, mientras que el metal lo hace con número de oxidación positivo. Por tanto, el metal no llevará subíndice mientras que el hidrógeno tendrá como subíndice la valencia del metal.

**Nomenclatura de composición con número de oxidación en números romanos.**

Se dice la palabra hidruro seguida del nombre del metal con un número romano, entre paréntesis, que indica la valencia que utiliza el metal, si tiene dos o más valencias.

**Nomenclatura de composición con prefijos multiplicadores.** Se nombran con un prefijo que indica el subíndice del hidrógeno, la palabra hidruro y, a continuación, el nombre del metal. Si el subíndice es 1, se puede prescindir del prefijo “mono-”.

## FÍSICA y QUÍMICA

Nº	FÓRMULA	CON Nº DE OXIDACIÓN	CON PREFIJO MULTIPLICADOR
1	NaH	Hidruro de sodio	Hidruro de sodio
2	PtH <sub>4</sub>	Hidruro de platino (IV)	Tetrahidruro de platino
3	CoH <sub>3</sub>	Hidruro de Cobalto (III)	Trihidruro de cobalto
4	CuH	Hidruro de cobre (I)	Hidruro de cobre
5	HgH <sub>2</sub>	Hidruro de mercurio (II)	Dihidruro de mercurio

### 4.1.5. Hidruros No Metálicos.

Compuestos del hidrógeno con los siguientes no metales: B, C, Si, N, P, As, Sb y Bi.



**Formulación y nomenclatura.** En estos compuestos el hidrógeno presenta número de oxidación -1. En estos compuestos no se utiliza la del número de oxidación. Se nombran con los prefijos multiplicadores como los hidruros metálicos. Tradicionalmente se les conoce con nombre propio que se muestra en la tabla siguiente:

Nº	FÓRMULA	NOMBRE PROPIO	CON PREFIJO MULTIPLICADOR
1	BH <sub>3</sub>	Borano	Trihidruro de boro
2	CH <sub>4</sub>	Metano	Tetrahidruro de carbono
3	SiH <sub>4</sub>	Silano	Tetrahidruro de silicio
4	NH <sub>3</sub>	Amoniaco	Trihidruro de nitrógeno
5	PH <sub>3</sub>	Fosfano	Trihidruro de fósforo
6	AsH <sub>3</sub>	Arsano	Trihidruro de arsénico
7	SbH <sub>3</sub>	Estibano	Trihidruro de antimonio
8	BiH <sub>3</sub>	Bismutano	Trihidruro de bismuto

Hidruros de no metales con carácter ácido. Compuestos del hidrógeno con los siguientes elementos: S, Se, Te, F, Cl, I y Br. En este tipo de compuestos el hidrógeno actúa con número de oxidación +1 por lo que se sitúa al principio de la fórmula.



## FÍSICA y QUÍMICA

**Formulación.** Se formulan escribiendo primero el símbolo del hidrógeno y después el del elemento. A continuación, se intercambian las valencias.

**Nomenclatura.** Se nombran añadiendo la terminación **-uro** a la raíz del nombre del no metal y especificando, a continuación, **“de hidrógeno”**. Las soluciones acuosas de estos compuestos deben nombrarse como ácidos. Se puede o no tener en cuenta el prefijo para el número de hidrógenos que tenga el compuesto.

Nº	FÓRMULA	SOLUCIÓN ACUOSA	CON PREFIJO MULTIPLICADOR
1	HF	Ácido fluorhídrico	Fluoruro de hidrógeno
2	HCl	Ácido clorhídrico	Cloruro de hidrógeno
3	HBr	Ácido bromhídrico	Bromuro de hidrógeno
4	HI	Ácido yodhídrico	Yoduro de hidrógeno
5	H <sub>2</sub> S	Ácido sulfhídrico	Sulfuro de dihidrógeno
6	H <sub>2</sub> Se	Ácido selenhídrico	Seleniuro de dihidrógeno
7	H <sub>2</sub> Te	Ácido telurhídrico	Telururo de dihidrógeno

### 4.1.6. Sales Binarias.

**Formulación.** Se escribe en primer lugar el metal (Me) y, después, el no metal (NMe), a continuación, se intercambian las valencias como subíndices.

**Nomenclatura con número de oxidación en números romanos.** Se nombra el no metal acabado en **“uro”** seguido del nombre del metal con su valencia, entre paréntesis.

**Nomenclatura con prefijos multiplicadores.** Se dice el nombre del no-metal acabado en **“uro”** con un prefijo que indique su subíndice y, a continuación, el nombre del metal con su prefijo correspondiente.

Nº	FÓRMULA	CON Nº DE OXIDACIÓN	CON PREFIJO MULTIPLICADOR
1	NaCl	Cloruro de sodio	Cloruro de sodio
2	Fe <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	Sulfuro de hierro (III)	Trisulfuro de dihierro
3	AlF <sub>3</sub>	Fluoruro de aluminio	Trifluoruro de aluminio

## 4.2. Compuestos Ternarios.

### 4.2.1. Hidróxidos.

Están formados por la combinación de un catión metálico con el ión o iones hidroxilo, (OH)<sup>-</sup>. Dado que los hidróxidos se forman por atracción de iones de carga eléctrica opuesta, se formulan como si se tratara de compuestos binarios. Por eso se dice que son compuestos “pseudobinarios”.

**Formulación.** Se formulan poniendo primero el catión y luego el anión hidróxido y se intercambian las valencias.

**Nomenclatura con número de oxidación en números romanos.** Se nombran con la palabra hidróxido, seguida del nombre del metal, indicando en números romanos y entre paréntesis su valencia si tiene más de una.

**Nomenclatura con prefijos multiplicadores.** Se indica con los prefijos mono-, di-, tri-, etc., el número de iones hidróxidos y se escribe, a continuación, el nombre del metal.

Nº	FÓRMULA	CON Nº DE OXIDACIÓN	CON PREFIJO MULTIPLICADOR
1	NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
2	Ca(OH) <sub>2</sub>	Hidróxido de calcio	Dihidróxido de calcio
3	Fe(OH) <sub>2</sub>	Hidróxido de hierro (II)	Dihidróxido de hierro
4	Fe(OH) <sub>3</sub>	Hidróxido de hierro (III)	Trihidróxido de hierro

## 4.2.2. Ácidos Oxoácidos.

**Formulación.** En la fórmula de estos compuestos participa el hidrógeno, el oxígeno y, por lo general, un no metal que se representa en la fórmula general por (NMe). Este componente puede ser también un metal de transición con valencia superior a 4, por ejemplo: el vanadio, el cromo, el manganeso, etc. Para escribir la fórmula de un ácido oxácido podemos sumar una molécula de agua al óxido del no metal correspondiente y, después, simplificar los subíndices. En estos compuestos el oxígeno siempre actúa con nº de oxidación -2 y el hidrógeno con +1.

**NOTA:** Utilizaremos sólo la nomenclatura tradicional.

**Nomenclatura Tradicional.** Se dice la palabra ácido y el nombre del no metal con los siguientes prefijos y terminaciones:

Nº DE VALENCIAS	NOMENCLATURA TRADICIONAL	
UNA	• <b>Ácido</b> .....-ico	(valencia única)
DOS	• <b>Ácido</b> .....-oso	(valencia menor)
	• <b>Ácido</b> .....-ico	(valencia mayor)
TRES	• <b>Ácido</b> hipo-.....-oso	(valencia menor)
	• <b>Ácido</b> .....-oso	(valencia del medio)
	• <b>Ácido</b> .....-ico	(valencia mayor)
CUATRO	• <b>Ácido</b> hipo-.....-oso	(valencia menor)
	• <b>Ácido</b> .....-oso	(valencia del medio menor)
	• <b>Ácido</b> .....-ico	(valencia del medio mayor)
	• <b>Ácido</b> per-.....-ico	(valencia mayor)

### CASOS ESPECIALES

a) Los óxidos de los elementos del grupo 15 (**P, As y Sb**) y **B** (que tienen valencias impares) pueden aceptar:

- Una molécula de agua:  $P_2O_5 + H_2O \rightarrow H_2P_2O_6$      $HPO_3$  **meta-**
- Dos moléculas de agua:  $P_2O_5 + 2 H_2O \rightarrow H_4P_2O_7$     **piro-**
- Tres moléculas de agua:  $P_2O_5 + 3 H_2O \rightarrow H_6P_2O_8$      $H_3PO_4$  **orto- o sin prefijo**

La nomenclatura tradicional distingue los ácidos anteriores con los prefijos “**meta**”, “**piro**” y “**orto**”.

## FÍSICA y QUÍMICA

b) Los óxidos del **Si** (que tiene valencias pares) pueden aceptar:

- Una molécula de agua:  $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$  **meta- o sin prefijo**
- Dos moléculas de agua:  $\text{SiO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{SiO}_4$  **orto-**

c) **Diácidos:**

Son compuestos resultantes de la condensación (o unión) de dos moléculas de un oxoácido con pérdida de una molécula de agua. Se nombran poniendo en la nomenclatura tradicional el prefijo **di-** delante del nombre del no metal con la terminación adecuada. Por tanto, cuando el nombre de un oxoácido lleva el prefijo **di-** significa que proviene de la unión de dos moléculas del oxoácido con pérdida de una molécula de agua.

Ejemplos:

- $2 \text{H}_2\text{SO}_4 - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$  (Ácido disulfúrico)
- $2 \text{H}_2\text{SO}_3 - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$  (Ácido disulfuroso)

d) **Ácidos orto-:**

Algunos no metales aceptan ácidos añadiéndole 2 moléculas de agua al oxácido correspondiente. Se les nombra con el prefijo **orto-**:

Ejemplos:

- Ácido ortotelúrico:  $\text{H}_2\text{TeO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_6\text{TeO}_6$
- Ácido ortoperiódico:  $\text{HIO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_5\text{IO}_6$

### RECUERDE

- Los oxoácidos de los halógenos llevan todos UN sólo hidrógeno.
- Los oxoácidos de los elementos del grupo de los nitrogenoideos llevan todos UN sólo hidrógeno.
- Los oxoácidos de los elementos del grupo de los anfígenos y de los carbonoideos llevan todos DOS hidrógenos.
- El subíndice del oxígeno multiplicado por 2 menos la valencia del NO METAL nos indica el subíndice que debe tener el hidrógeno.

## FÍSICA y QUÍMICA

Nº	FÓRMULA	NOMENCLATURA TRADICIONAL
1	HClO <sub>4</sub>	Ácido perclórico
2	HClO <sub>3</sub>	Ácido clórico
3	HClO <sub>2</sub>	Ácido cloroso
4	HClO	Ácido hipocloroso
5	H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>	Ácido selénico
6	H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>	Ácido selenioso
7	HPO <sub>3</sub>	Ácido metafosfórico
8	H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Ácido pirofosfórico
9	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Ácido ortofosfórico
10	HAsO <sub>2</sub>	Ácido metaarsenioso
11	H <sub>3</sub> SbO <sub>3</sub>	Ácido ortoantimonioso

### 4.2.3. Oxisales o Sales Neutras.

Las oxisales son compuestos que resultan de la unión de un anión procedente de un ácido oxoácido con un catión metálico. Ayuda pensar que se obtienen mediante la sustitución de todos los hidrógenos de los ácidos oxoácidos por cationes metálicos. Por tanto, las sales neutras son las que no contienen átomos de hidrógeno en su molécula.

**Formulación.** Se escribe en primer lugar el catión metálico (Me), seguido del anión procedente del ácido sin hidrógenos (X<sub>y</sub>O<sub>z</sub>). Seguidamente se pone la carga del anión (x) como subíndice del metal y la carga del metal (Me) como subíndice del anión entre paréntesis.

Utilizaremos sólo la nomenclatura tradicional con números de oxidación en números romanos o con el número de carga para los metales.

**Nomenclatura tradicional.** Se nombra el oxoácido del que procede sustituyendo la terminación “**ico**” por “**ato**” o la terminación “**oso**” por “**ito**”; a continuación, se dice el metal indicando su valencia entre paréntesis en números romanos o su carga, si tiene más de una valencia.

## FÍSICA y QUÍMICA

Nº	FÓRMULA	NOMENCLATURA TRADICIONAL
1	$\text{NaClO}_4$	Perclorato de sodio
2	$\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$	Perclorato de calcio
3	$\text{Al}(\text{ClO}_4)_3$	Perclorato de aluminio
4	$\text{Pb}(\text{ClO}_4)_4$	Perclorato de plomo (IV)
5	$\text{Na}_2\text{SO}_4$	Sulfato de sodio
6	$\text{CaSO}_4$	Sulfato de calcio
7	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	Sulfato de aluminio
8	$\text{PbSO}_4$	Sulfato de plomo (II)

### 4.3. Compuestos Cuaternarios.

#### 4.3.1. Sales Ácidas.

Las sales ácidas son compuestos que se obtienen por sustitución parcial de los hidrógenos de los ácidos por un elemento metálico. Para formular y nombrar estas sales se procede como en el caso de las sales neutras y se añade el prefijo “hidrógeno-” o “dihidrógeno-” para indicar el número de hidrógenos no sustituidos.

Nº	ÁCIDO	SAL ÁCIDA	NOMENCLATURA TRADICIONAL
1	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	Hidrógenocarbonato de calcio
2	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$	Dihidrógenofosfato de aluminio
3	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{MgHPO}_4$	Hidrógenofosfato de magnesio

## 5. FORMULACIÓN ORGÁNICA

HIDROCARBUROS	FUNCIÓN OXIGENADA	FUNCIÓN NITROGENADA
• <b>Alcanos</b>	• Alcoholes	• Aminas
○ Alcanos acíclicos lineales	• Éteres	• Amidas
○ Alcanos acíclicos ramificados	• Aldehídos	• Nitrilos
○ Alcanos cíclicos	• Cetonas	• Nitrocompuestos
• <b>Alquenos</b>	• Ácidos carboxílicos	
• <b>Alquinos</b>	• Ésteres	
• <b>Derivados halogenados</b>	• Sales ácidas	
• <b>Hidrocarburos aromáticos</b>		

En Química Orgánica a cada compuesto se le solía dar un nombre que generalmente hacía referencia a su procedencia como, por ejemplo, “*geraniol*” (presente en los geranios), “*ácido fórmico*” (presente en las hormigas), “*ácido láctico*” (presente en la leche), etc. Sin embargo, debido al enorme número de compuestos del carbono, se vio la necesidad de nombrarlos de una forma sistemática.

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) desarrolló un sistema de formulación y nomenclatura que es el que vamos a seguir en las siguientes páginas. Hemos seguido las recomendaciones de Nomenclatura de Química orgánica de la IUPAC de 1993. Dichas recomendaciones modifican las anteriores de 1979. Los cambios propuestos están relacionados con la nomenclatura de algunos compuestos y consisten básicamente en colocar los numerales que indican la posición del doble o triple enlace o del grupo funcional inmediatamente delante de la terminación del nombre.

Puede servir de ayuda, en la modificación de la nomenclatura del año 1993, tener en cuenta que al quitar los numerales se lee correctamente el nombre de la sustancia sin indicadores de posición.

Ejemplos:

FÓRMULA	NOMENCLATURA DE 1993
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH}_2$	But-1-eno
$\text{CH}_2\text{-CH(CH}_3\text{)-CH=CH}_2$	3-Metilbut-1-eno
$\text{CH}_2=\text{CH-CH=CH}_2$	Buta-1,3-dieno
$\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$	But-3-en-1-ol
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$	Butan-1-ol
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_2\text{OH}$	Butano-1,2-diol
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH(NH}_2\text{)-CH}_3$	Butan-2-amina

Las sustancias orgánicas se clasifican en bloques que se caracterizan por tener un átomo o grupo atómico definido (**grupo funcional**) que le confiere a la molécula sus propias propiedades características. Al conjunto de sustancias que tienen el mismo grupo funcional se les llama **función química**. Una **serie homóloga** es el conjunto de compuestos orgánicos que tienen el mismo grupo funcional.

Las funciones orgánicas se clasifican de la siguiente manera:

- **FUNCIONES HIDROGENADAS.** Sólo existen en la molécula átomos de carbono e hidrógeno. Son los **hidrocarburos**, que pueden ser de cadena cerrada o abierta. A su vez pueden ser saturados (enlaces simples), o insaturados (enlaces dobles o triples).
- **FUNCIONES OXIGENADAS.** En la molécula existen átomos de carbono, oxígeno e hidrógeno. Son los: **alcoholes, aldehídos, cetonas, ácidos, éteres y ésteres.**
- **FUNCIONES NITROGENADAS.** Las moléculas están constituidas por átomos de carbono, nitrógeno e hidrógeno y a veces de oxígeno. Son **amidas, aminas, nitrilos y nitrocompuestos.**

## FÍSICA y QUÍMICA

A veces sucede que en un mismo compuesto participan a la vez varias funciones por lo que se les denominan **sustancias polifuncionales**. En estos casos hay que tener en cuenta el siguiente orden de preferencia de los grupos funcionales:

**Ácidos > ésteres > amidas = sales > nitrilos > aldehídos > cetonas > alcoholes > aminas > éteres > insaturaciones (= > ≡) > hidrocarburos saturados**

La IUPAC ha establecido las siguientes reglas generales para la nomenclatura y formulación de compuestos orgánicos:

- La cadena principal es la más larga que contiene al grupo funcional más importante.
- El número de carbonos de la cadena se indica con los siguientes prefijos:

Nº de carbonos	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
PREFIJO	Met...	Et...	Prop...	But...	Pent...	Hex...	Hept...	Oct...	Non...	Dec...

- El sentido de la numeración será aquél que otorgue el localizador más bajo a dicho grupo funcional.
- Las cadenas laterales (ramificaciones) se nombran antes que la cadena principal, precedidas de su correspondiente número de localizador separado de un guión y con la terminación “**il**” o “**ilo**” para indicar que son radicales. Varias cadenas laterales idénticas se nombran con prefijos **di-**, **tri-**, **tetra-**, etc.
- Se indicarán los sustituyentes (ramificaciones) por **orden alfabético**, a continuación, el prefijo indicativo del número de carbonos que contiene la cadena principal y por último, la terminación (sufijo) característica del grupo funcional más importante.
- Cuando haya más de un grupo funcional, el sufijo de la cadena principal es el correspondiente al del grupo funcional principal, que se elige atendiendo al orden de preferencia mencionado anteriormente.

Empezaremos por describir la nomenclatura y formulación de las cadenas hidrocarbonadas, ya que el resto de los compuestos pueden considerarse derivados de los hidrocarburos, por sustitución de uno o más átomos de hidrógeno por átomos diferentes, que son los que aportan al compuesto determinada reactividad y que constituyen los grupos funcionales propiamente dichos.

## 5.1. Hidrocarburos.

Los hidrocarburos son compuestos formados exclusivamente por átomos de carbono e hidrógeno que se clasifican de la siguiente manera:

### 5.1.1. Alcanos.

#### A. Alcanos Acíclicos Lineales.

Son hidrocarburos saturados de cadena abierta. Se nombran con un prefijo que indica el número de átomos de carbono y el sufijo **-ano**.

Se representan dibujando la cadena hidrocarbonada en la que cada átomo de carbono se une al siguiente, con enlaces sencillos, y se completan todos los carbonos con los átomos de hidrógeno necesarios ("se saturan") correspondientes a la *tetravalencia* propia del átomo de carbono.

Ejemplos:

Nº	NOMBRE	FÓRMULA SEMIDESARROLLADA	FÓRMULA MOLECULAR
1	Metano	CH <sub>4</sub>	CH <sub>4</sub>
2	Etano	CH <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>
3	Propano	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>
4	Butano	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>
5	Pentano	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>
6	Hexano	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>

#### B. Alcanos Acíclicos Ramificados.

Son iguales que los anteriores, pero con sustituyentes de los hidrógenos que constituyen las ramificaciones en algún punto de la cadena. El nombre del hidrocarburo se forma con los  **nombres de los sustituyentes por orden alfabético, añadiendo al final, sin separación, el nombre de la cadena principal**. Varias cadenas laterales idénticas se nombran con prefijos **di-, tri-, tetra-**, etc.

Para ello se siguen las reglas de la IUPAC:

- Localizar la cadena principal: **aquella que tenga mayor longitud**. A igual longitud, aquella que tenga **mayor número de sustituyentes**.

## FÍSICA y QUÍMICA

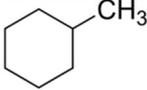
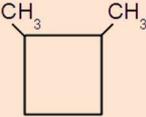
- Numerar la cadena principal. Utilizar la numeración que asigne los **números más bajos a los sustituyentes (ramificaciones)**. A iguales combinaciones, se escoge la menor numeración por orden alfabético de sustituyentes.
- Nombrar las cadenas laterales como **grupos alquilo precedidos por su localizador** separado por un guion.
- La representación de estos compuestos a partir de un nombre sistemático se hace dibujando la cadena principal, numerándola e identificando los sustituyentes con sus respectivos localizadores.

Nº	NOMBRE	FÓRMULA SEMIDESARROLLADA
1	2,2-Dimetilhexano	$\text{CH}_3\text{C}(\text{CH}_3)_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
2	3-Etil-2-metilhexano	$\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}(\text{CH}_2\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
3	Metilpropano	$\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_3$

### C. Alcanos Cíclicos.

Son hidrocarburos saturados de cadena cerrada. Se nombran igual que los de cadena abierta pero anteponiendo el prefijo **ciclo-**. Se representan de la misma manera que los de cadena abierta y se pueden omitir los símbolos de C e H que se suponen localizados en los vértices de la figura regular.

Ejemplos:

Nº	NOMBRE	FÓRMULA
1	Ciclopentano	
2	Metilciclohexano	
3	1,2-Dimetilciclobutano	

## 5.1.2. Alquenos.

Se llaman **alquenos** a los hidrocarburos que tienen uno o más **dobles enlaces**. Se nombran igual que los alcanos, pero terminan en **-eno**, y se indica la posición del doble enlace con el localizador más bajo posible.

Se representan dibujando la cadena hidrocarbonada señalando el o los dobles enlaces y se completa con los átomos de hidrógeno correspondientes a la tetravalencia propia del átomo de carbono. Si hay ramificaciones, se toma como cadena principal la más larga de las que contienen al doble enlace y se comienza a numerar por el extremo más próximo al doble enlace. Cuando existe más de un doble enlace, las terminaciones serán **-dieno**, **-trieno**, etc.

Ejemplos:

Nº	NOMBRE	FÓRMULA SEMIDESARROLLADA
1	Pent-2-eno	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{CHCH}_3$
2	Hexa-2,4-dieno	$\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}=\text{CHCH}_3$
3	2-Metilhex-1-eno	$\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

## 5.1.3. Alquinos.

Se llaman **alquinos** a los hidrocarburos que tienen uno o más triples enlaces. Se nombran igual que los alcanos, pero terminan en **-ino**, y se indica la posición del triple enlace con el localizador más bajo posible.

Se representan dibujando la cadena hidrocarbonada señalando el o los triples enlaces y se completa con los átomos de hidrógeno correspondientes a la *tetravalencia* propia del átomo de carbono. Si hay ramificaciones y/o más de un triple enlace, la nomenclatura es análoga a la de los alquenos. La cadena se nombra de forma que los localizadores de las insaturaciones sean lo más bajos posible. Cuando hay dobles y triples enlaces en la cadena, la terminación del compuesto debe corresponder a la del triple enlace, es decir, **-ino**.

Ejemplos:

Nº	NOMBRE	FÓRMULA SEMIDESARROLLADA
1	Pent-2-ino	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{C}\equiv\text{CCH}_3$
2	Hexa-2,4-diíno	$\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CC}\equiv\text{CCH}_3$
3	6-Metilhepta-1,4-diíno	$\text{CH}\equiv\text{CCH}_2\text{C}\equiv\text{CCH}(\text{CH}_3)\text{CH}_3$

## 5.1.4. Derivados halogenados.

Se trata de compuestos hidrocarbonados en los que se sustituye uno o varios átomos de hidrógeno por uno o varios átomos de los elementos del grupo de los halógenos (F, Cl, Br, I y At).

Se nombran y representan igual que el hidrocarburo del que procede indicando previamente el lugar y nombre del halógeno como si fuera un sustituyente alquílico (ramificación).

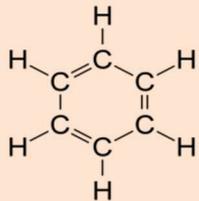
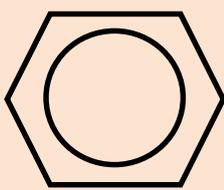
Ejemplos:

Nº	NOMBRE	FÓRMULA SEMIDESARROLLADA
1	2,2-Diclorohexano	$\text{CH}_3\text{C}(\text{Cl})_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
2	1-Bromopent-2-ino	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{C}\equiv\text{CCH}_2(\text{Br})$
3	1-Bromo-2-cloropropano	$\text{CH}_2(\text{Br})\text{CH}(\text{Cl})\text{CH}_3$

## 5.1.5. Derivados Aromáticos.

Se trata, fundamentalmente, de derivados del **benceno** mono y polisustituídos.

Pero, para empezar, ¿qué es el **benceno**? Es un compuesto hidrocarburo muy concreto: "Ciclohexa-1, 3, 5-trieno"

HIDROCARBURO DE PROCEDENCIA	NOMBRE	FÓRMULA ESTRUCTURAL	REPRESENTACIÓN	FÓRMULA MOLECULAR
Ciclohexa-1,3,5-trieno	Benceno			$\text{C}_6\text{H}_6$

Para bencenos monosustituídos, el localizador nº 1 se asigna al carbono con el sustituyente.

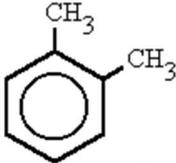
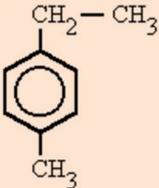
Para bencenos polisustituídos, se siguen las mismas normas que para los cicloalcanos.

Los sustituyentes en posiciones 1,2-, 1,3-, 1,4-, pueden nombrarse con los prefijos **o-** (orto), **m-** (meta) y **p-** (para) de manera respectiva.

Cuando el anillo bencénico es un sustituyente se le denomina **fenil**.

## FÍSICA y QUÍMICA

Ejemplos:

Nº	NOMBRE	FÓRMULA
1	Metilbenceno (Tolueno)	
2	1,2-Dimetilbenceno (o-Dimetilbenceno)	
3	1,4-Etilmetilbenceno (p-Etilmetilbenceno)	

## 5.2. Funciones Oxigenadas.

Las funciones oxigenadas son las que contienen, además de átomos de carbono y de hidrógeno, átomos de oxígeno.

### 5.2.1. Alcoholes.

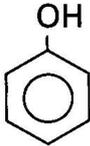
Un alcohol es un compuesto que contiene uno o más grupos **hidroxilos (-OH)** enlazados a un radical carbonado R. Los alcoholes que contienen sólo un grupo -OH se nombran añadiendo la terminación **-ol** al nombre del hidrocarburo correspondiente del cual deriva.

Para ello el primer paso es elegir como cadena principal, la cadena más larga que contiene al grupo -OH, de forma que se le asigne el localizador más bajo posible. Si hay más de un grupo -OH se utilizan los términos **-diol**, **-triol**, etc.; según el número de grupos hidroxilo presentes, eligiéndose como cadena principal, la cadena más larga que contenga el mayor número de grupos -OH, de forma que se le asignen los localizadores más bajos.

Cuando el grupo -OH se encuentra unido a un anillo aromático (benceno) el compuesto recibe el nombre de **fenol**.

Cuando el grupo -OH va como sustituyente se utiliza el prefijo **hidroxi-**.

Ejemplos:

Nº	NOMBRE	FÓRMULA
1	Hexan-2-ol	$\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
2	4-Metilpentan-2-ol	$\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_3$
3	3-Etilhexano-1,4-diol	$\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{CH}(\text{CH}_2\text{CH}_3)\text{CHOHCH}_2\text{CH}_3$
4	Pent-3-en-1-ol	$\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{CH}=\text{CHCH}_3$
5	Pentano-2,4-diol	$\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{CHOHCH}_3$
6	Fenol (Hidroxibenceno)	

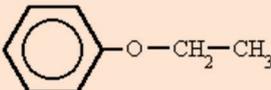
## 5.2.2. Éteres.

Podemos considerar los éteres como derivados de los alcoholes en los que el hidrógeno del grupo  $\text{-OH}$  es reemplazado por un radical  $\text{R}'$ .

Para nombrar los éteres, existen dos formas:

- Se nombra la cadena más sencilla unida al oxígeno (**RO-**) terminada en **-oxi-** (grupo alcoxi) seguido del nombre del hidrocarburo que corresponde al otro grupo sustituyente.
- También se pueden nombrar indicando los nombres de los radicales **R** y **R'** seguidos de la palabra **éter**.

Ejemplos:

Nº	NOMBRE	FÓRMULA
1	Metoxietano (Etil metil éter)	$\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{CH}_3$
2	Dietil éter (Etoxietano)	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-O-CH}_2\text{CH}_3$
3	Etil fenil éter (Etoxibenceno)	

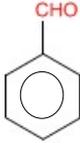
## 5.2.3. Aldehídos.

En los aldehídos, el grupo carbonilo ( $\text{C=O}$ ) se encuentra unido a un radical R y a un hidrógeno. El grupo  $\text{-CHO}$  es un grupo terminal, es decir, siempre que la cadena sea lineal, se encontrará en un extremo de la cadena y por lo tanto se le asigna el número localizador más bajo.

Para nombrar un aldehído se elige como cadena principal la cadena más larga que contenga al grupo  $\text{-CHO}$ . Si se encuentra alguna insaturación (doble o triple enlace) se elegirá como cadena principal la que contenga al grupo  $\text{-CHO}$  y la citada insaturación. El nombre del compuesto se obtiene añadiendo al nombre del compuesto que constituye la estructura principal la terminación **-al**. Si existen dos grupos  $\text{-CHO}$  se elegirá como cadena principal la que contiene a dichos grupos y se nombran de igual manera que en el caso anterior finalizando con el sufijo **-dial** y si además hay presentes insaturaciones se les debe asignar los localizadores más bajos. Cuando el grupo  $\text{-CHO}$ , siendo el grupo principal, se encuentra unido a un sistema cíclico el nombre se formará indicando el sistema cíclico seguido de la terminación **-carbaldehído**.

Cuando el grupo  $\text{-CHO}$  no es grupo principal entonces se nombra con el prefijo **formil-**.

Ejemplos:

Nº	NOMBRE	FÓRMULA
1	2-Metilpentanal	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CHO}$
2	4-Hidroxipentanal	$\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$
3	Hex-4-enal	$\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}_2\text{COH}$
4	Bencenocarbaldehído	

### 5.2.4. Cetonas.

En las cetonas el grupo principal es también el grupo carbonilo ( $\text{C}=\text{O}$ ), pero a diferencia de los aldehídos no es un grupo terminal por lo que para nombrar estos compuestos se elige la cadena más larga que contenga a dicho grupo y se le asignará el localizador más bajo posible. El nombre del compuesto se obtiene añadiendo la terminación **-ona** al nombre del compuesto que constituye la estructura principal.

Cuando el grupo carbonilo se encuentra como grupo sustituyente en una cadena y no es el grupo principal, entonces se nombra con el prefijo **-oxo**.

Ejemplos:

Nº	NOMBRE	FÓRMULA
1	Hexan-2-ona	$\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
2	Pentano-2,4-diona	$\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{COCH}_3$
3	Butanona	$\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$
4	Hept-3-ino-2,6-diona	$\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{C}\equiv\text{CCOCH}_3$
5	2-Oxopentanal	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COCHO}$

## 5.2.5. Ácidos Carboxílicos.

Los ácidos carboxílicos se forman por la sustitución de un hidrógeno del final de la cadena por un grupo hidroxilo (-OH) y otros dos hidrógenos del mismo carbono por un aldehído (=O). Quedando el grupo carboxilo de la siguiente manera (-COOH). Para ello, el grupo carboxilo, debe ser **grupo terminal**.

Para nombrar los ácidos carboxílicos se elige como cadena principal la cadena hidrocarbonada más larga que contenga al grupo principal el cual recibirá el localizador más bajo. Se antepone la palabra **Ácido** seguido de los sustituyentes con sus localizadores por orden alfabético, nombre de la cadena carbonada y terminación en **-oico**. Si hay alguna insaturación (doble o triple enlace) la cadena principal sería la que contiene el grupo -COOH y la insaturación.

Ejemplos:

Nº	NOMBRE	FÓRMULA
1	Ácido propanoico	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH
2	Ácido 4-metilpentanoico	CH <sub>3</sub> CH(CH <sub>3</sub> )CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> COOH
3	Ácido 3-hidroxibutanoico	CH <sub>3</sub> CHOHCH <sub>2</sub> COOH
4	Ácido 6-metilhept-3-enoico	CH <sub>3</sub> CH(CH <sub>3</sub> )CH <sub>2</sub> CH=CHCH <sub>2</sub> COOH
5	Ácido hex-3-enodioico	COOHCH <sub>2</sub> CH=CHCH <sub>2</sub> COOH
6	Ácido 3-oxopentanodioico	COOHCH <sub>2</sub> COCH <sub>2</sub> COOH

## 5.2.6. Ésteres.

Los ésteres se pueden nombrar a partir del ácido del cual derivan, eliminando la palabra ácido, cambiando la terminación **-oico** por **-oato** y seguida del nombre del radical que sustituye al H del grupo -OH del ácido.

Cuando este grupo no es el principal se utiliza el prefijo **oxicarbonil-**.

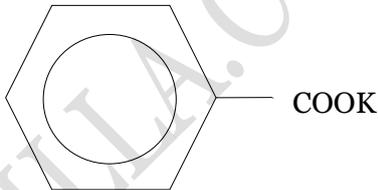
Ejemplos:

Nº	NOMBRE	FÓRMULA
1	Acetato de propilo	CH <sub>3</sub> COOCH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>
2	Butanoato de etilo	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> COOCH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>
3	Propanoato de etenilo	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOCH=CH <sub>2</sub>
4	5-Oxohexanoato de metilo	CH <sub>3</sub> COCH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> COOCH <sub>3</sub>
5	2,3-Dicloropropanoato de fenilo	CH <sub>2</sub> (Cl)CH(Cl)COO(C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> )

## 5.2.7. Sales Ácidas.

Las sales orgánicas se nombran como el ácido del cual derivan, eliminando la palabra ácido, cambiando la terminación **-ico** por **-ato** y seguida del nombre del metal que sustituye al H del grupo **-OH** del ácido.

Ejemplos:

Nº	NOMBRE	FÓRMULA
1	Etanoato de sodio (Acetato de sodio)	$\text{CH}_3\text{COONa}$
2	Benzoato de potasio	
3	But-2-enoato de calcio	$(\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCOO})_2\text{Ca}$

## 5.3. Funciones Nitrogenadas.

Las funciones nitrogenadas son las que contienen, además de átomos de carbono y de hidrógeno, átomos de nitrógeno, aunque también pueden contener átomos de oxígeno.

### 5.3.1. Aminas.

Las aminas pueden ser primarias, secundarias y terciarias según presenten uno, dos o tres radicales R unidos al átomo de nitrógeno. Para nombrar las aminas primarias ( $\text{R}-\text{NH}_2$ ) se puede proceder de dos formas. Una consiste en considerar el grupo **R** como un alcano al cual se le añade la terminación **-amina**. En este caso hay que buscar para el grupo **-NH<sub>2</sub>** el localizador más bajo posible. La segunda forma consiste en considerar el grupo **-NH<sub>2</sub>** como la estructura fundamental y se nombra el grupo R como un radical al que se le añade el sufijo **-amina**.

Para nombrar las aminas secundarias ( $\text{R}_1-\text{NH}-\text{R}_2$ ) y terciarias ( $\text{R}_1-\text{NR}_2\text{R}_3$ ) se toma como estructura principal aquella que contenga un radical **R** con mayor prioridad de acuerdo con los criterios de selección de cadena principal ya vistos y para indicar que los otros radicales se unen al nitrógeno se utiliza la letra **N** seguido del nombre del radical correspondiente.

También se pueden nombrar las aminas secundarias y terciarias indicando los nombres de todos los radicales sustituyentes seguidos del sufijo **-amina**.

Cuando el grupo **-NH<sub>2</sub>** va como sustituyente se utiliza el prefijo **amino-**.

Ejemplos:

Nº	NOMBRE	FÓRMULA
1	Pentan-2-amina	$\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
2	Heptano-2,5-diamina	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{CH}_3$
3	5-Metilhexano-2,4-diamina	$\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{CH}_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_3$
4	Dietilamina	$(\text{CH}_3\text{CH}_2)_2\text{NH}$
5	p-Aminofenol	

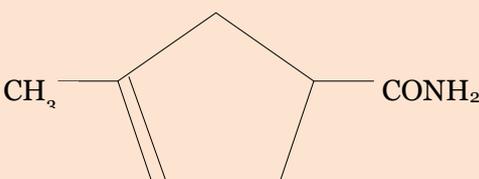
### 5.3.2. Amidas.

Las amidas primarias se nombran a partir del ácido correspondiente eliminando la palabra ácido y cambiando la terminación **-oico** por **-amida**. Se trata de un grupo terminal. Si el grupo **-CONH<sub>2</sub>** se encuentra unido a un anillo, siendo grupo principal, entonces se nombra como **-carboxamida**.

Si las amidas son secundarias (**R-CO-NH-R'**) o terciarias (**R-CO-NR'R''**) los sustituyentes que reemplazan a los hidrógenos se localizan empleando las letras N.

Cuando existen otros grupos funcionales de mayor prioridad se nombra con el prefijo **carbamoil-**.

Ejemplos:

Nº	NOMBRE	FÓRMULA
1	Etanamida (Acetamida)	$\text{CH}_3\text{CONH}_2$
2	N-Metilpentanamida	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CONH}(\text{CH}_3)$
3	N,N-Dietilpropanamida	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CON}(\text{CH}_2\text{CH}_3)_2$
4	N,N-Diformilpropanamida	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CON}(\text{CHO})_2$
5	4-Metilciclopent-3-enocarboxamida	
6	Ácido 3-carbamoilpentanoico	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{CONH}_2)\text{CH}_2\text{COOH}$

### 5.3.3. Nitrilos.

El grupo  $-CN$  es terminal, por lo que debe ir en el extremo de la cadena. Para nombrar los nitrilos se añade el sufijo **-nitrilo** al nombre del hidrocarburo correspondiente a la cadena carbonada. En el caso de que haya más de un grupo  $-CN$  o bien se encuentre unido a un anillo, se suele emplear el sufijo **-carbonitrilo**.

Cuando existen otros grupos funcionales de mayor prioridad, el grupo  $-CN$  se nombra con el prefijo **ciano-**.

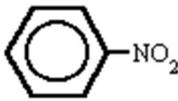
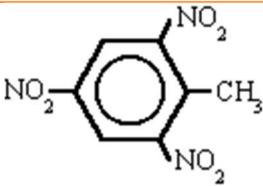
Ejemplos:

Nº	NOMBRE	FÓRMULA
1	Propanonitrilo (Cianuro de etilo)	$CH_3CH_2CN$
2	Butanodinitrilo	$CNCH_2CH_2CN$
3	Hex-4-enonitrilo	$CNCH_2CH_2CH=CHCH_3$
4	Heptano-2,4,6-tricarbonitrilo	$CH_3CH(CN)CH_2CH(CN)CH_2CH(CN)CH_3$

### 5.3.4. Nitrocompuestos.

Se pueden considerar derivados de los hidrocarburos en los que se substituyó uno o más hidrógenos por el grupo "nitro",  $-NO_2$ . Se nombran como sustituyentes del hidrocarburo del que proceden indicando con el prefijo "nitro-" y un número localizador su posición en la cadena carbonada.

Ejemplos:

Nº	NOMBRE	FÓRMULA
1	Nitrometano	$CH_3-NO_2$
2	3-Nitroprop-1-eno	$CH_2=CHCH_2-NO_2$
3	2-Nitrobutano	$CH_3CH(NO_2)CH_2CH_3$
4	Nitrobenceno	
5	p-cloronitrobenceno	
6	2,4,6-Trinitrotolueno (T.N.T.)	

## CUADRO RESUMEN DE FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA ORGÁNICA

Los compuestos orgánicos se nombran y formulan con las siguientes reglas de la IUPAC:

- La cadena principal es la más larga que contiene al grupo funcional más importante.
- El sentido de la numeración será aquél que otorgue el localizador más bajo a dicho grupo funcional.
- Las cadenas laterales se nombran antes que la cadena principal, precedidas de su correspondiente número de localizador y con la terminación “il” o “ilo” para indicar que son radicales.
- Se indicará los sustituyentes por orden alfabético, incluyendo la terminación característica del grupo funcional más importante a continuación del prefijo indicativo del número de carbonos que contiene la cadena principal.
- Cuando haya más de un grupo funcional, el sufijo de la cadena principal es el correspondiente al del grupo funcional principal, que se elige atendiendo al siguiente orden de preferencia:

Ácidos > ésteres > amidas = sales > nitrilos > aldehídos > cetonas > alcoholes > aminas > éteres > insaturaciones (= >≡) > hidrocarburos saturados

Los hidrocarburos son compuestos formados exclusivamente por átomos de carbono e hidrógeno. Si son saturados (sólo enlaces sencillos) se denominan alcanos y si son insaturados se denominan alquenos (enlaces dobles) o alquinos (enlaces triples). Pueden ser de cadena abierta o cerrada, alifáticos o aromáticos.

### GRUPOS FUNCIONALES SOXIGENADOS Y NITROGENADOS

ORDEN PREFERENC.	FUNCIÓN	GRUPO	SUFIJO GRUPO PRINCIPAL		PREFIJO GRUPO SECUNDARIO
			Cadena Principal	Cadena Secundaria	
1º	Ácido	R-COOH	Ácido R-oico	-carboxílico	-carboxi-
2º	Éster	R-COOR'	R-oatodeR'ilo	Carboxilato de R'	-oxicarbonil-
3º	Sales	R-COOM	R-oato de M	Carboxilato de M	Carbamoil-
	Amida	R-CONH <sub>2</sub>	R-amida	Carboxamida	
4º	Nitrilo	R-CN	R-nitrilo	Carbonitrilo	Formil-
5º	Aldehído	R-CHO	R-al	Carbaldehído	Oxo-
6º	Cetona	R-CO-R'	R-ona		Oxo-
7º	Alcohol	R-OH	R-ol		Hidroxi-
8º	Amina	R-NH <sub>2</sub>	R-amina		Amino-
9º	Éter	R-O-R'	RR'-éter(R-oxi-R')		R-oxi

## 6. ESTEQUIOMETRÍA EN PROBLEMAS DE QUÍMICA

### 6.1. Fórmula Empírica y Fórmula Molecular.

La Fórmula Empírica es la máxima simplificación posible de la Fórmula Molecular. Relaciona, mediante números enteros, la unión entre los átomos intervinientes en una molécula; siendo la Fórmula Molecular la que está presente en la Naturaleza. Es decir, es la que se usa en las reacciones.

Ejemplo:

- Fórmula Molecular  $C_4H_{10}$  (Butano).
- Fórmula Empírica  $C_2H_5$  (la máxima simplificación posible del butano)

### 6.2. Disoluciones. Formas de expresar la Concentración.

Normalmente, las reacciones químicas se efectúan entre compuestos en estado de disolución, debido a las ventajas que ello proporciona:

- Las sustancias en disolución tienen sus partículas (iones, moléculas, ...) más separadas, lo que implica que la reacción se producirá a mayor velocidad, y que el contacto entre reactivos será más profundo y no se producirá sólo en la superficie.
- Podemos usar la cantidad de reactivo que queramos, por pequeña que ésta sea. Cuando necesitemos una cantidad minúscula, bastará con diluir la disolución lo que queramos.

Una disolución es una mezcla homogénea entre un soluto –generalmente sólido, aunque también puede ser un líquido o un gas- y un disolvente, que normalmente será líquido (y en este caso agua).

**DISOLUCIÓN = SOLUTO + DISOLVENTE**

A la proporción entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolución, es a lo que llamamos **CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN**. Se puede expresar en tanto por ciento en masa de soluto dentro de la disolución, en Molaridad, en Normalidad, en Fracción Molar, en ppm (partes por millón), en Molalidad.

#### ▪ MOLARIDAD

La molaridad, se define como el cociente entre el número de moles de soluto que hay por cada litro de disolución.

$$M = \frac{n^{\circ} \text{ de moles (soluto)}}{V (L)}$$

- **NORMALIDAD**

La normalidad, N, se define como el cociente entre el número de equivalentes de soluto y el número de litros de disolución:

$$N = \frac{\text{n}^\circ \text{ equivalente gramo de soluto}}{V (L)}$$

- **FRACCIÓN MOLAR DE SOLUTO y FRACCIÓN MOLAR DE DISOLVENTE:**

La fracción molar del soluto, es el cociente entre el número de moles del soluto y el número de moles totales de disolución:

$$\chi_{\text{soluto}} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de disolvente}} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles totales de disolución}}$$

La fracción molar del disolvente, es el cociente entre el número de moles del disolvente y el número de moles totales de disolución:

$$\chi_{\text{disolvente}} = \frac{\text{moles de disolvente}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de disolvente}} = \frac{\text{moles de disolvente}}{\text{moles totales de disolución}}$$

- **MOLALIDAD**

- La molalidad la definimos como el número de moles de soluto que hay en cada gramo de disolvente:

$$m = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles (solutos)}}{\text{Kg de disolvente}}$$

## 6.3. Reacciones químicas.

Las reacciones químicas son las transformaciones que sufren las sustancias mediante una readaptación de sus enlaces, de reactivos en productos. Se representan mediante ecuaciones químicas al igual que los compuestos se representa con fórmulas químicas.

### 6.3.1. Teoría de las reacciones químicas.

#### A. Teoría de las colisiones.

Para que se produzca una reacción es necesario que el choque entre moléculas sea eficaz, para lo que se han de dar dos condiciones que las moléculas reaccionantes tengan energía suficiente y que las moléculas que colisiones lo hagan con la orientación adecuada.

#### B. Teoría del estado de transición.

Esta teoría admite que la reacción transcurre mediante una etapa intermedia en la que se empiezan a romper los enlaces de los productos. A este estado se le denomina estado de transición y al agregado molecular complejo activado.

La diferencia de energía que hay entre el complejo activado y las moléculas reaccionantes se denomina energía de activación que es la energía necesaria para que se forme el complejo activado a partir de los reactivos.

### 6.3.2. Ecuaciones químicas.

La representación de reactivos y productos con sus respectivos con sus respectivos coeficientes estequiométricos es lo que se denomina ecuación química.

Consta de dos miembros: en el primero se ponen los reactivos o sustancias reaccionantes y en el segundo, los productos o sustancias obtenidas.

Para escribir correctamente la ecuación de una reacción deberíamos tener en cuenta los siguientes aspectos:

- Conocer los reactivos y los productos.
- Saber las fórmulas de los reactivos y productos.
- Poner el mismo número de átomos de cada elemento químico en los dos lados de la ecuación química. Este proceso se denomina ajuste de la reacción.
- Conocer la energía asociada a la misma.

### 6.3.3. Coeficientes estequiométricos.

En todo proceso producido en un recipiente cerrado se debe cumplir la ley de Lavoisier o de conservación de la masa, según la cual el número de átomos de cada elemento debe permanecer constante.

Para conseguirlo se utilizan los llamados coeficientes estequiométricos, unos números que se colocan delante de cada uno de los compuestos o elementos que interviene en la reacción.

### 6.4. Factores de conversión.

Es indispensable utilizar correctamente las proporciones o, mejor las llamadas factores de conversión, con el fin de evitar muchos de los errores que se cometen en los cálculos de las reacciones química.

Los factores de conversión son las relaciones en forma de fracción que se obtienen de la información suministrada por la ecuación química.

#### 6.4.1. Utilización y método de los factores de conversión.

Para utilizar correctamente los factores de conversión se deben seguir los siguientes pasos:

- El dato de partida que puede venir expresado en masa, volumen de gas, volumen de disolución, etc. se pasa a un número de moles.
- A continuación, utilizando la información, de la ecuación química ajustada del proceso, se transforma en el número de moles de la sustancia que se quiere determinar.
- Por último, los moles calculados de la sustancia se pasan a la forma que pida el problema: masa, volumen de gas, volumen de disolución, etc.

## 6.5. Cálculo en las ecuaciones químicas.

### 6.5.1. Rendimiento.

Un proceso químico ajustado estequiométricamente describe de forma teórica lo que ocurre en una reacción. En la práctica, las cantidades de productos obtenidas son menores que las previstas teóricamente.

Rendimiento es la relación entre la cantidad que se obtiene y la que teóricamente debía haberse obtenido. Se suele expresar en forma de porcentaje:

$$\text{Rendimiento (\%)} = \frac{\text{dato formado real}}{\text{dato formado teórico}} \cdot 100$$

### 6.5.2. Riqueza.

En los procesos químicos es usual emplear reactivos impuros. Se emplean el concepto de riqueza para expresar la cantidad de sustancia para presente en una muestra:

Suele venir expresada en un tanto por ciento.

Riqueza (o pureza) es la cantidad que de una sustancia pura hay en una muestra. Se expresa normalmente en tanto por ciento

$$\text{Riqueza (\%)} = \frac{\text{gramos puros de la muestra reaccionados}}{\text{gramos totales de la muestra}} \cdot 100$$

### 6.5.3. Reactivo Limitante y Reactivo en Exceso.

Es habitual que cuando realizamos química no añadamos todos los reactivos en cantidades estequiométricas exactas. Por eso, puede ocurrir que uno de los reactivos se consuma totalmente cuando aún queda cantidades apreciables de otro reactivo, o reactivos sin reaccionar, de manera que cuando se acaba uno de los reactivos, por mucha cantidad que tengamos de otro, ya no se seguirá produciendo la reacción química.

Al reactivo que se consume primero se le denomina reactivo limitante y a los otros reactivos antecedentes.

### 6.6. Energía de un proceso químico.

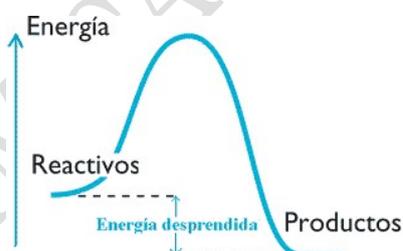
Cuando se produce una reacción química, el entorno de la reacción se calienta. Pero hay otras reacciones, aunque menos comunes, en las que el entorno se enfría.

La ruptura y formación de enlaces nuevos llevan asociada una determinada variación en la cantidad de energía. La energía de un proceso químico es la energía intercambiada en dicho proceso. A veces es necesario aportar energía exterior para que el proceso se lleve a cabo; otras veces, por el contrario, es el mismo proceso el que libera energía.

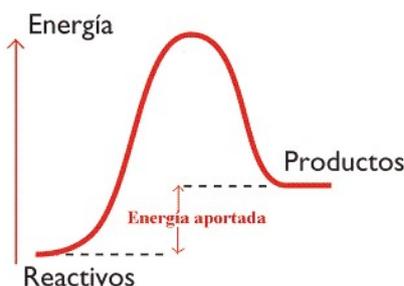
Por tanto, es imprescindible introducir términos nuevos para poder representar de forma clara y rigurosa lo que realmente ocurre en una reacción química.

- Se denominan **reacciones exotérmicas** las que, cuando se producen, desprenden calor hacia el entorno.
- Se denominan **reacciones endotérmicas** las que, cuando se producen, necesitan absorber calor del entorno para llevarse a cabo.

Si el contenido energético de los productos es menor que el de los reactivos, estaremos en una situación energéticamente favorable, y en la reacción se desprenderá energía en forma de calor hacia el entorno. El proceso será exotérmico.



Si el contenido energético de los productos es mayor que el de los reactivos, estaremos en una situación energéticamente desfavorable, y en la reacción se debe absorber energía en forma de calor del entorno para que se produzca. El proceso será endotérmico.



## 7. ACTIVIDADES DE QUÍMICA

1. Indique el número de protones, electrones, neutrones y el número másico de los siguientes elementos o especies iónicas:

- a) Mg ( $Z = 12$ ;  $A = 24$ )
- b) As ( $Z = 33$ ;  $A = 75$ )
- c)  $S^{2-}$  ( $Z = 16$ ;  $N = 16$ )
- d)  $Ag^+$  ( $Z = 47$ ;  $A = 108$ )
- e) K ( $Z = 19$ ;  $N = 20$ )
- f) P ( $Z = 15$ ;  $A = 31$ )
- g)  $Al^{3+}$  ( $Z = 13$ ;  $A = 27$ )
- h)  $Cl^-$  ( $Z = 17$ ;  $N = 18$ )

2. Indique el número de protones, electrones, neutrones y el número másico de los siguientes elementos o especies iónicas:

- a)  $Fe^{3+}$  ( $Z = 26$ ;  $A = 56$ )
- b) Ar ( $Z = 18$ ;  $A = 40$ )
- c) Sb ( $Z = 51$ ;  $N = 71$ )
- d)  $V^{5+}$  ( $Z = 23$ ;  $A = 51$ )
- e) ¿? ( $Z = 74$ ;  $N = 110$ ). En este caso, justifique de qué elemento se trata.
- f) Es ( $Z = 99$ ;  $A = 254$ )
- g) Ti ( $A = 48$ )
- h)  $Hg^{2+}$  ( $A = 200$ )

3. Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) Los átomos neutros de dos isótopos del mismo elemento tienen distinto número de electrones.
- b) El ion  $K^+$  tiene el mismo número de protones que el átomo de Ar.
- c) El Ne y el  $O^{2-}$  tienen el mismo número de electrones.

4. Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) El número de neutrones del  $Na^+$  y el Ne son los mismos.
- b) El número de electrones del  $Na^+$  y Ne son los mismos.
- c) El número de protones del  $Na^+$  y el Ne son los mismos.
- d) Los iones  $Na^+$  y el elemento Ne no son isótopos.

**5. Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos o especies iónicas:**

- a)  $\text{Al}^{3+}$
- b) K
- c)  $\text{Br}^-$
- d) Si
- e)  $\text{N}^{3-}$
- f)  $\text{Hg}^{2+}$
- g)  $\text{Cl}^-$
- h)  $\text{K}^+$
- i) Ar
- j) Fe

**6. Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos o especies iónicas:**

- a)  $\text{S}^{2-}$
- b)  $\text{Ca}^{2+}$
- c) W
- d)  $\text{F}^-$
- e) Al
- f) Pt
- g) Fr
- h) Na
- i) B
- j) I

**7. Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:**

- a) La configuración electrónica del Sc es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^1$
- b) La configuración electrónica siguiente está en estado excitado  $1s^2 2s^2 2p^7 3s^1$

**8. Dada la siguiente configuración electrónica  $A = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$ , razone qué le ocurre a dicha configuración, prediga el elemento y el grupo y periodo al que pertenece, así como su configuración electrónica más estable.**

**9. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, justifique el elemento de la tabla periódica correspondiente a dicha configuración, así como el grupo y el periodo al que pertenece:**

- a)  $A = 1s^2 2s^2 2p^4$
- b)  $B = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- c)  $C = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$
- d)  $D^{2-} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

**10. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, justifique el elemento de la tabla periódica correspondiente a dicha configuración, así como el grupo y el periodo al que pertenece:**

- a)  $A^{3+} = 1s^2$
- b)  $B = 1s^2 2s^2 3s^2 2p^3$
- c)  $C = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
- d)  $D = 1s^2 2s^1 2p^1$

**11. Dados los elementos Fe (Z = 26) y Ti (Z = 22):**

- a) Realice su configuración electrónica de cada uno.
- b) Escriba los números cuánticos del electrón más externo.
- c) Escriba los números cuánticos del electrón más energético.

**12. Dados los elementos C (Z = 6) y W (Z = 74):**

- a) Realice la configuración electrónica de cada uno.
- b) Escriba los números cuánticos del electrón más externo.
- c) Escriba los números cuánticos del electrón más energético.

**13. Dados los números cuánticos A = (3, 0, 0, +1/2), B = (2, 1, 1, -1/2) y C = (4, 1, -1, -1/2) ordénelos, razonándolo, de menor a mayor orden de energía del electrón.**

**14. Dados los números cuánticos A = (4, 0, 0, +1/2), B = (5, 1, 0, -1/2), C = (3, 1, 1, -1/2) y D = (3, 2, -2, +1/2) ordénelos, razonándolo, de mayor a menor orden de energía del electrón.**

**15. Dados los siguientes números cuánticos, A = (3, 3, 0, -1/2), B = (2, -1, 1, +1/2), C = (2, 0, 0, +1/2) y D = (4, 1, -2, -1/2):**

- a) Razone cuáles son posibles y cuáles no.
- b) Justifique cuál de los posibles tiene mayor energía.

**16. Realice el diagrama de Lewis de los siguientes compuestos:**

- a)  $H_2$
- b)  $O_2$
- c)  $N_2$
- d)  $H_2O$
- e)  $BeF_2$
- f)  $HCl$
- g)  $O_3$
- h)  $Cl_2$
- i)  $NaCl$
- j)  $CO_2$
- k)  $CH_4$
- l)  $BH_3$
- m)  $NH_3$

**17. Realice el diagrama de Lewis de los siguientes compuestos:**

- a)  $\text{H}_2\text{Se}$
- b)  $\text{GeH}_4$
- c)  $\text{SiF}_4$
- d)  $\text{SiO}_2$
- e)  $\text{CaBr}_2$
- f)  $\text{NH}_3$
- g)  $\text{PH}_3$
- h)  $\text{BeH}_2$
- i)  $\text{CH}_3(\text{OH})$

**18. Conteste a las siguientes cuestiones:**

- a) ¿Qué tipo de enlace existe en las moléculas  $\text{NaCl}$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{CH}_3(\text{OH})$ ?
- b) ¿Cuáles del apartado anterior se disolverán en agua?
- c) Ordene los compuestos anteriores de menor a mayor según su punto de ebullición.

**19. Conteste a las siguientes cuestiones:**

- a) ¿Qué tipo de enlace existe en las moléculas  $\text{HF}$ ,  $\text{Ni}$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{BH}_3$ ?
- b) ¿Quién conducirá bien la electricidad?
- c) ¿Quién tiene mayor punto de fusión?

**20. Dados los compuestos  $\text{Br}_2$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  y  $\text{NaBr}$ , justifique:**

- a) Si son solubles o no en agua.
- b) ¿Cuáles conducen la electricidad en estado sólido y en estado disuelto?

**21. Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:**

- a) ¿Por qué el  $\text{NH}_3$  tiene un punto de ebullición mayor que el  $\text{CH}_4$ ?
- b) ¿Por qué el  $\text{KCl}$  tiene un punto de fusión mayor que el  $\text{Cl}_2$ ?
- c) ¿Por qué el  $\text{CH}_4$  es insoluble en agua y el  $\text{NaF}$  sí lo es?
- d) ¿Qué enlace entre moléculas es más difícil de romper entre  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{H}_2\text{S}$ ?

**22. Dados los elementos neutros cuyos números atómicos son A ( $Z = 7$ ), B ( $Z = 20$ ), C ( $Z = 9$ ) y D ( $Z = 37$ ):**

- a) ¿Quién tiene mayor radio atómico?
- b) ¿Quién tiene mayor energía de ionización?
- c) ¿Quién tiene mayor electronegatividad?
- d) Ordene de mayor a menor por orden de afinidad electrónica.
- e) Ordene de mayor a menor por orden de carácter metálico.

## FÍSICA y QUÍMICA

23. Dados los elementos K ( $Z = 19$ ), Ga ( $Z = 31$ ), Se ( $Z = 34$ ) y F ( $Z = 9$ ):
- ¿Quién tiene menor radio atómico?
  - ¿Quién tiene menor energía de ionización?
  - ¿Quién tiene mayor electronegatividad?
  - Ordene de menor a mayor por orden de afinidad electrónica.
  - Ordene de menor a mayor por orden de carácter metálico.
24. Un gas que se comporta de manera isócara, cambia su temperatura de  $T_1 = 56^\circ\text{C}$  a  $T_2 =$  desconocida. Calcule su temperatura final si su presión inicial era  $P_1 = 1450$  mm de Hg y después  $P_2 = 570$  mm de Hg.
25. Un gas que se comporta de manera isotérmica cambia su volumen de  $V_1 = 3$  L a la mitad de lo que tenía, ¿Cómo será su presión final ( $P_2$ ) si tenía  $P_1 = 4$  atm?
26. Tenemos un gas con una presión de  $P_1 = 1140$  mm de Hg y una temperatura de  $T_1 = 27^\circ\text{C}$ . Si la presión aumenta 3 atm. ¿Cuál será su nueva temperatura  $T_2$ , permaneciendo constante el volumen?
27. Cierta gas que se comporta de manera isobárica tiene un volumen  $V_1 = 0,03$  m<sup>3</sup>, a una temperatura desconocida  $T_1$ . Si varía el volumen al triple de lo que tenía teniendo una temperatura de  $T_2 = 37^\circ\text{C}$ . ¿Cuál sería su temperatura inicial?
28. Un gas que se comporta de manera isobárica, cambia su temperatura de  $T_1 = 56^\circ\text{C}$  a  $T_2 =$  desconocida. Calcule su temperatura, sabiendo que su volumen varió de  $V_1 = 1$  L a otro de  $V_2 = 5$  L.
29. Un gas que se comporta de manera isotérmica cambia desde un volumen  $V_1 = 2$  L a un volumen  $V_2 = 3,5$  L. ¿Cómo será su presión final ( $P_2$ ) si empezó con  $P_1 = 4$  atm?
30. Tenemos un recipiente de vapor de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) a una temperatura de  $127^\circ\text{C}$  y a una presión de 950 mm de Hg. Calcule el volumen que ocupará este vapor si conocemos que tenemos de masa  $m = 72$  g.  
Datos: Masas atómicas  $\text{H} = 1$ ,  $\text{O} = 16$ ,  $R = 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$
31. ¿Cuántos gramos de  $\text{N}_2$  se pueden extraer de un recipiente de  $V = 2$  L que se encuentra a una temperatura de  $37^\circ\text{C}$  y a una presión de 1520 mm de Hg? Datos: Masas atómicas  $\text{N} = 14$ ,  $R = 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$
32. Un cilindro de 5 L quema 13,6 g de  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  (Butano) que se encuentran en estado gaseoso a una temperatura de  $227^\circ\text{C}$ . Calcule la presión a la que se está sometido el cilindro. Datos: Masas atómicas  $\text{C} = 12$ ,  $\text{H} = 1$ .  $R = 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$
33. Calcule los moles de 13,6 g de  $\text{CO}_2$  (Dióxido de carbono) y la temperatura en  $^\circ\text{C}$ , si se han quemado un volumen de 10 L del compuesto a 760 mm de Hg. Datos: Masas atómicas  $\text{C} = 12$ ,  $\text{O} = 16$ .  $R = 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$

# FÍSICA y QUÍMICA

## EJERCICIOS DE FORMULACIÓN INORGÁNICA

### ÓXIDOS METÁLICOS

Nº	FÓRMULA	CON Nº DE OXIDACIÓN	CON PREFIJO MULTIPLICADOR
1		Óxido de sodio	
2		Óxido de magnesio	
3		Óxido de cobre (II)	
4		Óxido de mercurio (I)	
5			Dióxido de platino
6			Óxido de calcio
7		Óxido de estaño (IV)	
8		Óxido de aluminio	
9		Óxido de hierro (III)	
10			Trióxido de dioro
11			Dióxido de plomo
12			Óxido de dipotasio
13	Cu <sub>2</sub> O		
14	SrO		
15	Cs <sub>2</sub> O		
16	PbO		
17	Au <sub>2</sub> O		
18	Co <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		
19	ZnO		
20	Ni <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		

# FÍSICA y QUÍMICA

## PERÓXIDOS

Nº	FÓRMULA	CON N° DE OXIDACIÓN	CON PREFIJO MULTIPLICADOR
21		Peróxido de potasio	
22		Peróxido de berilio	
23		Peróxido de magnesio	
24			Dióxido de calcio
25		Peróxido de hierro (II)	
26	SnO <sub>2</sub>	Peróxido de estaño (II)	
27			Dióxido de dilitio
28			Dióxido de estroncio
29		Peróxido de rubidio	
30	CoO <sub>2</sub>		
31	BaO <sub>2</sub>		
32	Cs <sub>2</sub> O <sub>2</sub>		
33	NiO <sub>2</sub>		
34	K <sub>2</sub> O <sub>2</sub>		
35	PbO <sub>2</sub>		

## ÓXIDOS NO METÁLICOS

Nº	FÓRMULA	CON N° DE OXIDACIÓN	CON PREFIJO MULTIPLICADOR
36		Óxido de azufre (VI)	
37		Óxido de nitrógeno (III)	
38			Trióxido de selenio
39			Dióxido de carbono
40			Trióxido de diboro
41			Dióxido de telurio
42			Trióxido de dinitrógeno
43			Pentaóxido de diantimonio
44		Óxido de arsénico (V)	
45			Óxido de azufre
46			Dióxido de selenio
47		Óxido de antimonio (III)	
48	OCl <sub>2</sub>	-----	

## FÍSICA y QUÍMICA

49	Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		
50	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		
51	SiO <sub>2</sub>		
52	O <sub>3</sub> I <sub>2</sub>	-----	
53	Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		
54	SO <sub>2</sub>		
55	CO		
56		-----	Dibromuro de heptaoxígeno

### HIDRUROS METÁLICOS

Nº	FÓRMULA	CON Nº DE OXIDACIÓN	CON PREFIJO MULTIPLICADOR
57			Hidruro de rubidio
58		Hidruro de estaño (IV)	
59			Trihidruro de Niquel
60			Dihidruro de cobre
61		Hidruro de magnesio	
62			Tetrahidruro de plomo
63		Hidruro de aluminio	
64		Hidruro de oro (I)	
65			Dihidruro de mercurio
66	CaH <sub>2</sub>		
67	CoH <sub>3</sub>		
68	KH		
69	PtH <sub>4</sub>		
70	BaH <sub>2</sub>		
71	AuH <sub>3</sub>		

# FÍSICA y QUÍMICA

## HIDRUROS NO METÁLICOS

Nº	FÓRMULA	CON N° DE OXIDACIÓN	CON PREFIJO MULTIPLICADOR
72		Ácido fluorhídrico	
73			Cloruro de hidrógeno
74		Ácido sulfhídrico	
75			Bromuro de hidrógeno
76		Ácido yodhídrico	
77	H <sub>2</sub> Se		
78	H <sub>2</sub> Te		
79	H <sub>2</sub> S		
80	HF		
81			Trihidruro de nitrógeno
82		Fosfano	
83		Silano	
84			Tetrahidruro de carbono
85		Amoniacó	
86			Trihidruro de bismuto
87	SbH <sub>3</sub>		
88	AsH <sub>3</sub>		
89	BH <sub>3</sub>		

## SALES BINARIAS

Nº	FÓRMULA	CON N° DE OXIDACIÓN	CON PREFIJO MULTIPLICADOR
90		Cloruro de oro(III)	
91		Bromuro de amonio	
92			Trisulfuro de dihierro
93			Diyoduro de mercurio
94		Seleniuro de potasio	
95		Nitruro de calcio	
96			Trifluoruro de aluminio
97		Carburo de sodio	
98		Antimoniuro de potasio	
99	AlCl <sub>3</sub>		

## FÍSICA y QUÍMICA

<b>100</b>	SnS <sub>2</sub>		
<b>101</b>	HgBr		
<b>102</b>	PtI <sub>4</sub>		
<b>103</b>	CaSe		
<b>104</b>	Rb <sub>2</sub> S		

### HIDRÓXIDOS

Nº	FÓRMULA	CON N° DE OXIDACIÓN	CON PREFIJO MULTIPLICADOR
<b>105</b>			Hidróxido de sodio
<b>106</b>		Hidróxido de cobalto (III)	
<b>107</b>		Hidróxido de oro (III)	
<b>108</b>			Dihidróxido de plomo
<b>109</b>			Trihidróxido de níquel
<b>110</b>			Tetrahidróxido de platino
<b>111</b>	Ca(OH) <sub>2</sub>		
<b>112</b>	NaOH		
<b>113</b>	Pb(OH) <sub>4</sub>		
<b>114</b>	Mg(OH) <sub>2</sub>		
<b>115</b>	Fe(OH) <sub>3</sub>		
<b>116</b>	HgOH		

# FÍSICA y QUÍMICA

## ÁCIDOS OXOÁCIDOS

Nº	FÓRMULA	NOMENCLATURA TRADICIONAL
117		Ácido cloroso
118		Ácido nítrico
119		Ácido perbrómico
120		Ácido sulfuroso
121		Ácido brómico
122		Ácido selénico
123		Ácido carbónico
124		Ácido hipoyodoso
125		Ácido perclórico
126		Ácido silícico
127		Ácido permangánico
128		Ácido mangánico
129		Ácido nitroso
130		Ácido telúrico

Nº	FÓRMULA	NOMENCLATURA TRADICIONAL
131		Ácido disulfúrico
132		Ácido diteluroso
133		Ácido disulfuroso
134		Ácido dicrómico
135		Ácido diselénico
136		Ácido ditelúrico
137		Ácido ortotelúrico
138		Ácido ortoperyódico
139		Ácido ortosilícico
140		Ácido ortoperbrómico

## FÍSICA y QUÍMICA

Nº	FÓRMULA	NOMENCLATURA TRADICIONAL
141		Ácido fosfórico
142		Ácido arsenioso
143		Ácido bórico
144		Ácido pirofosforoso
145		Ácido metabórico
146		Ácido metafosforoso
147		Ácido ortotelúrico
148		Ácido silícico
149		Ácido piroantimónico
150		Ácido metaantimonioso
151		Ácido ortosilícico
152		Ácido piroarsenioso

Nº	FÓRMULA	NOMENCLATURA TRADICIONAL
153	HClO	
154	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	
155	H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	
156	H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	
157	H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub>	
158	H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>	
159	HPO <sub>2</sub>	
160	H <sub>5</sub> IO <sub>6</sub>	
161	HClO <sub>4</sub>	
162	H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	
163	HSbO <sub>3</sub>	
164	H <sub>2</sub> TeO <sub>3</sub>	
165	H <sub>6</sub> TeO <sub>6</sub>	
166	H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	
167	H <sub>2</sub> Se <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	
168	HAsO <sub>2</sub>	
169	HMnO <sub>4</sub>	

## FÍSICA y QUÍMICA

---

<b>170</b>	HBrO <sub>3</sub>	
<b>171</b>	H <sub>4</sub> As <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	
<b>172</b>	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	
<b>173</b>	H <sub>6</sub> SeO <sub>6</sub>	
<b>174</b>	H <sub>3</sub> SbO <sub>4</sub>	
<b>175</b>	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	
<b>176</b>	HNO <sub>2</sub>	
<b>177</b>	H <sub>2</sub> SO <sub>2</sub>	
<b>178</b>	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	
<b>179</b>	H <sub>4</sub> Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	
<b>180</b>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	
<b>181</b>	HIO	
<b>182</b>	H <sub>5</sub> BrO <sub>6</sub>	
<b>183</b>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	
<b>184</b>	H <sub>4</sub> As <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	
<b>185</b>	HBO <sub>2</sub>	

# FÍSICA y QUÍMICA

## OXISALES (SALES NEUTRAS)

Nº	FÓRMULA	NOMENCLATURA TRADICIONAL
186		Hipobromito de sodio
187		Yodato de mercurio (II)
188		Hiposulfito de magnesio
189		Seleniato de cobre (I)
190		Permanganato de sodio
191		Fosfito de níquel (III)
192		Cromato de hierro (III)
193		Manganato de calcio
194		Nitrato de amonio
195		Clorato de aluminio
196		Nitrito de estroncio
197		Metafosfato de mercurio (II)
198		Piroarsenito de cesio
199		Carbonato de cobre (II)
200		Borato de estaño (IV)
201		Disulfito de potasio
202		Dicromato de cobalto (II)
203		Silicato de bario
204		Ortoperyodato de platino (IV)
205		Ortosilicato de plomo (II)
206		Carbonato de calcio
207		Pirofosfito de cobre (I)
208		Selenito de oro (III)
209		Disulfato de mercurio (II)

## FÍSICA y QUÍMICA

---

Nº	FÓRMULA	NOMENCLATURA TRADICIONAL
210	KIO <sub>3</sub>	
211	Fe <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	
212	CaSO <sub>4</sub>	
213	Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	
214	Hg <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>	
215	MgSO <sub>3</sub>	
216	Cu <sub>3</sub> (PO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	
217	AlBO <sub>3</sub>	
218	Sn(NO <sub>2</sub> ) <sub>4</sub>	
219	NaMnO <sub>4</sub>	
220	Ni <sub>2</sub> TeO <sub>6</sub>	
221	Ba <sub>2</sub> SiO <sub>4</sub>	
222	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	
223	AuClO	
224	Pt(Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> ) <sub>2</sub>	
225	KMnO <sub>4</sub>	
226	Au <sub>2</sub> TeO <sub>6</sub>	
227	Fe <sub>2</sub> P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	
228	NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	
229	Sn(SO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	
230	CoSe <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	

## FÍSICA y QUÍMICA

### SALES ÁCIDAS

Nº	FÓRMULA	NOMENCLATURA TRADICIONAL
231		Hidrógenosulfito de sodio
232		Dihidrógenofosfato de oro (III)
233		Hidrógenoortosilicato de cobre (II)
234		Trihidrógenopiroarsenito de calcio
235		Dihidrógenofosfito de mercurio (I)
236		Hidrógenocarbonato de potasio
237		Dihidrógenoortotelurato de cobre (II)
238		Trihidrógenopiroarseniato de cobalto (III)
239		Hidrógenodisulfito de rubidio
240		Dihidrógenoborato de platino (IV)

Nº	FÓRMULA	NOMENCLATURA TRADICIONAL
241	NaHSO <sub>4</sub>	
242	Cu <sub>3</sub> (HP <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ) <sub>2</sub>	
243	PbH <sub>2</sub> Sb <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	
244	KHCr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	
245	Cu <sub>2</sub> (H <sub>3</sub> IO <sub>6</sub> ) <sub>3</sub>	
246	Fe(H <sub>2</sub> AsO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	
247	Ca(HSe <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ) <sub>2</sub>	
248	HgHBO <sub>3</sub>	
249	Fe(HSO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	
250	Au(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	
251	Be <sub>3</sub> TeO <sub>6</sub>	
252	KH <sub>3</sub> P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	

# FÍSICA y QUÍMICA

## ACTIVIDADES TERCER TRIMESTRE

- La fórmula empírica de un compuesto orgánico es  $C_2H_4O$ . Si su masa molecular es 88:**
  - Determine su fórmula molecular.
  - Calcule el número de átomos de hidrógeno que hay en 5 g de dicho compuesto.
- En tres recipientes de 15 L de capacidad cada uno, se introducen, en condiciones normales de presión y temperatura, hidrógeno en el primero, cloro en el segundo y metano en el tercero. Para el contenido de cada recipiente, calcule:**
  - El número de moléculas.
  - El número total de átomos.
- Las masas atómicas del hidrógeno y del helio son 1 y 4, respectivamente. Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:**
  - Un mol de helio contiene el mismo número de átomos que un mol de hidrógeno,  $H_2$ .
  - En un gramo de monohidrógeno, H, hay  $6,023 \times 10^{23}$  átomos.
- Calcule el número de átomos que hay en:**
  - 44 g de  $CO_2$ .
  - 50 L de gas He, medidos en condiciones normales.
  - 0,5 moles de  $O_2$ .
- La fórmula del tetraetilplomo, conocido antidetonante para gasolinas, es  $Pb(C_2H_5)_4$ . Calcule:**
  - El número de moléculas que hay en 12,94 g.
  - El número de moles de  $Pb(C_2H_5)_4$  que pueden obtenerse con 1 g de plomo.
  - La masa, en gramos, de un átomo de plomo.
- El sulfato de amonio,  $(NH_4)_2SO_4$ , se utiliza como fertilizante en agricultura. Calcule:**
  - El tanto por ciento en peso de nitrógeno en el compuesto.
  - La cantidad de sulfato de amonio necesaria para aportar a la tierra 10 kg de nitrógeno.
- Una sustancia orgánica tiene la siguiente composición centesimal: C= 53,3%, H= 11,2% y O= 35,5%. Sabiendo que 0,850 g de éste en estado gaseoso ocupan 250 ml a 50 °C y a 760 mm de Hg, determine:**
  - La fórmula empírica.
  - La fórmula molecular.
- Un compuesto orgánico contiene 24,25% de C, 4,05% de H y el resto de cloro. Sabiendo que 1 L de dicho compuesto en estado gaseoso medido a 700 mm de Hg y a 110°C tiene una masa de 2,9g, deduzca:**
  - La fórmula empírica.
  - La fórmula molecular. ¿De qué compuesto se trata?
- En la combustión de 6,49 g de compuesto orgánico se formaron 9,74 g de  $CO_2$  y 2,64 g de vapor de agua. Sabiendo que el compuesto contiene C, H y O y que su masa molecular relativa es 88, determine:**
  - La fórmula empírica.
  - La fórmula molecular.
- En un recipiente de 2 L de capacidad, que está a 27°C, hay 60 g de una mezcla equimolar de hidrógeno y helio. Calcule:**
  - La presión total del recipiente.
  - Las presiones parciales ejercidas por los gases.
- Una disolución de  $HNO_3$  tiene una densidad de 1,40 g/ml. Calcule:**
  - La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa de  $HNO_3$ .
  - El volumen de la misma que debe tomarse para preparar 10 L de disolución de  $HNO_3$  0,05 M.
- Se toman 2ml de una disolución de ácido sulfúrico concentrado del 92% de riqueza en peso y de densidad 1,8 g/ml y se diluye con agua hasta 100 ml. Calcule:**
  - La molaridad de la disolución concentrada.
  - La molaridad de la disolución diluida.
- Una disolución acuosa de alcohol etílico ( $C_2H_5OH$ ), tiene una riqueza del 95% y una densidad de 0,90 g/ml. Calcule:**
  - La molaridad de la disolución.
  - Las fracciones molares de cada componente.

## FÍSICA y QUÍMICA

14. Si 25 ml de una disolución 2,5 M de  $\text{CuSO}_4$  se diluyen con agua hasta un volumen de 450 ml:

- ¿Cuántos gramos de cobre hay en la disolución original?
- ¿Cuál es la molaridad de la disolución final?

15. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1,05 g/ml, a 20°C, y contiene 174 g de ese ácido en 1500 ml de disolución. Calcule:

- La fracción molar de soluto y de disolvente de la disolución.
- ¿Qué volumen de la disolución anterior hay que tomar para preparar 500 ml de disolución 0,5 M del citado ácido?

16. Dada la disolución acuosa de HCl 0,2 M, calcule:

- Los gramos de HCl que hay en 20 ml de dicha disolución.
- El volumen de agua que habrá que añadir a 20 ml de HCl 0,2 M para que la disolución pase a ser 0,01 M. suponga que los volúmenes son aditivos.

17. Se disuelven 30 g de hidróxido de potasio en la cantidad de agua necesaria para preparar 250 ml de disolución.

- Calcule su molaridad.
- Se diluyen 250 ml de esa disolución hasta un volumen doble. Calcule en número de iones potasio que habrá en 50 ml de la disolución restante.

18. Dada la siguiente reacción química:



- Calcula los moles de  $\text{N}_2\text{O}_5$  que se obtienen a partir de 20 g de  $\text{AgNO}_3$
- Calcula el volumen de oxígeno obtenido, medido a 20°C y 620 mm de mercurio.

19. La tostación de la pirita se produce según la reacción:



Calcule:

- La cantidad de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  que se obtiene al tratar 500 kg de pirita de un 92% de riqueza en  $\text{FeS}_2$ , con exceso de oxígeno.
- El volumen de oxígeno, medido a 20 °C y 720 mmHg, necesario para tostar los 500 Kg de pirita del 92% de riqueza.

20. El ácido sulfúrico reacciona con el cloruro de bario según la siguiente reacción:



Calcule:

- El volumen de ácido sulfúrico de densidad 1,84 g/ml y 96% en peso de riqueza, necesario para que reaccionen totalmente 21,6 g de cloruro de bario.
- La masa de sulfato de bario que se obtendrá.

21. El carbonato de sodio se puede obtener por descomposición térmica del bicarbonato de sodio según la reacción:



Se descomponen 50 g de bicarbonato de sodio de un 98% de riqueza en peso. Calcule:

- El volumen de  $\text{CO}_2$  desprendido, medido a 25°C y 1,2 atm.
- La masa, en gramos, de carbonato de sodio que se obtiene.

## FÍSICA y QUÍMICA

22. Reaccionan 230 g de carbonato de calcio del 87% en peso de riqueza con 178 g de cloro según:



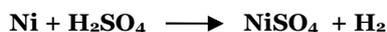
Los gases formados se recogen en un recipiente de 20 L a 10°C. En estas condiciones, la presión parcial del Cl<sub>2</sub>O es 1,16 atm. Calcule:

- El rendimiento de la reacción.
  - La molaridad de la disolución de CaCl<sub>2</sub> que se obtiene cuando a todo el cloruro de calcio producido se añade agua hasta un volumen de 800 ml.
23. Se hacen reaccionar 200 g de piedra caliza que contiene un 60% de carbonato de calcio con exceso de ácido clorhídrico, según:



Calcule:

- Los gramos de cloruro de calcio obtenidos.
  - El volumen de CO<sub>2</sub> obtenido, medido a 17°C y 740 mm de Hg.
24. El níquel reacciona con ácido sulfúrico según:



- Una muestra de 3 g de níquel impuro necesita, para reaccionar completamente, 2 ml de una disolución de ácido sulfúrico 18 M. Calcule el porcentaje de níquel en la muestra.
  - Calcule el volumen de hidrógeno desprendido a 25°C y 1 atm cuando reaccionan 20 g de níquel puro con exceso de ácido sulfúrico.
25. En el lanzamiento de naves espaciales se emplea como combustible hidracina, N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, y como comburente, peróxido de hidrógeno, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>. Estos dos reactivos arden por simple contacto según.



Los tanques de una nave llevan 15000 kg de hidracina y 20000 kg de peróxido de hidrógeno:

- ¿Sobraré algún reactivo? En caso de respuesta afirmativa, ¿en qué cantidad?
  - ¿Qué volumen de nitrógeno se obtendrá en condiciones normales de presión y temperatura?
26. Al tratar 5 g de galena con ácido sulfúrico se obtienen 410 cm<sup>3</sup> de H<sub>2</sub>S, medidos en condiciones normales, según la ecuación:



Calcule:

- La riqueza de la galena en PbS.
  - El volumen de ácido sulfúrico 0,5 M gastado en esta reacción.
27. El clorato de potasio se descompone a alta temperatura para dar cloruro de potasio y oxígeno molecular.
- Escriba y ajuste la reacción. ¿Qué cantidad de clorato de potasio puro debe descomponerse para obtener 5 L de oxígeno medidos a 20°C y 2 atmósferas?
  - ¿Qué cantidad de cloruro de potasio se obtendrá al descomponer 60 g de clorato de potasio del 83% de riqueza?
28. Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 ml de disolución de HCl 6M. Cuando finalice la reacción y cese el desprendimiento de hidrógeno:
- Calcule la cantidad de reactivo que queda en exceso.
  - ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27°C y 760 mm Hg se habrá desprendido?
29. Un compuesto orgánico de masa molecular 204 contiene un 58,8% de carbono, un 9,8% de hidrógeno y un 31,4% de oxígeno.
- Determine la fórmula empírica y molecular del compuesto.
  - ¿Qué volumen de oxígeno medido en condiciones normales será necesario para producir la combustión completa de 102 g del compuesto?