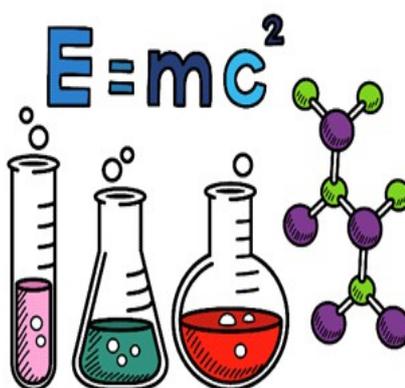
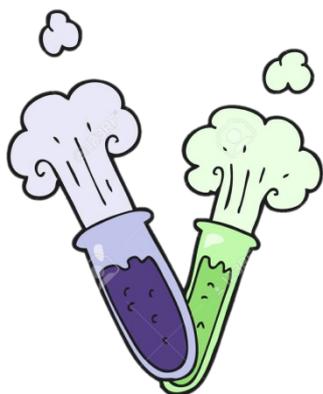




BLOQUE 5. REVISIÓN Y PROFUNDIZACIÓN DE LA TEORÍA ATÓMICO-MOLECULAR



ÍNDICE

1. La materia.....	1
1.1. Los cuerpos materiales y sus propiedades.....	1
2. Clasificación de la materia.....	2
2.1. Sustancias puras.....	2
2.2. Mezclas.....	3
3. Leyes ponderales.....	4
3.1. Ley de la conservación de la masa o de Lavoisier.....	5
3.2. Ley de las proporciones definidas o de Proust.....	7
3.3. Ley de las proporciones múltiples o de Dalton.....	7
4. Teoría atómica de Dalton.....	8
4.1. Dalton justifica las leyes ponderales.....	8
4.2. Enunciado de la teoría atómica.....	8
4.3. Limitaciones a la teoría atómica.....	9
5. Leyes volumétricas.....	9
5.1. Ley de los volúmenes de combinación o de Gay-Lussac.....	10
5.2. La hipótesis de Avogadro.....	10
6. La unidad de cantidad de sustancia: el mol.....	12
6.1. Fórmulas químicas.....	12
6.2. Masas atómicas y moleculares.....	12
6.3. Concepto de mol y masa molar.....	13

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A y B

6.4. Composición centesimal.....	15
6.5. Determinación de la fórmula empírica y la fórmula molecular de un compuesto.....	16
7. Los estados de agregación de la materia.....	17
7.1. Los cambios de estados progresivos.....	18
7.2. Los cambios de estados regresivos.....	20
8. Los gases y la teoría cinética.....	21
8.1. Medida de presión ejercida por un gas.....	21
9. Las leyes de los gases.....	22
9.1. Ley de Boyle.....	23
9.2. Ley de Charles y Gay-Lussac.....	24
9.3. Ley combinada de los gases ideales.....	26
9.4. Ley de Dalton para las presiones parciales.....	28
10. Disoluciones.....	30
10.1. Las partes de una disolución.....	30
10.2. Tipos de disoluciones.....	31
10.3. Concentración de una disolución.....	31

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

1. La materia

Resulta difícil definir de un modo sencillo qué es la materia. Una primera definición afirma que materia es todo lo que nos rodea, todo aquello que ocupa un lugar en el espacio; ahora bien, esta definición es demasiado general.

1.1. Los cuerpos materiales y sus propiedades

Al igual que ocurre con otros conceptos ciertamente abstractos, como los de espacio, tiempo y energía, resulta más sencillo describir la materia por las propiedades que presentan los cuerpos materiales ordinarios: masa, gravedad, volumen, etc. Hay otras cualidades específicas que nos sirven para diferenciar unas formas de materia de otras. Estas cualidades pueden clasificarse en propiedades físicas y químicas.

Son **propiedades físicas** aquellas que muestran los cuerpos materiales cuando no se altera su composición.

Algunas propiedades físicas son, entre otras, el color, el olor, el brillo, la dureza, el punto de fusión, el punto de ebullición y la conductividad eléctrica o térmica. La densidad es otra propiedad física de los cuerpos materiales y nos informa de la masa que corresponde a un volumen dado:

La temperatura y la presión son condiciones bajo las que se miden las propiedades físicas anteriores.

Son **propiedades químicas** aquellas que únicamente se ponen de manifiesto cuando unas sustancias se transforman en otras.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

El mayor o menor grado de oxidación que puede sufrir una sustancia, la facilidad o dificultad con que es atacada por otra sustancia, constituyen, entre otros, ejemplos de este tipo de propiedades.

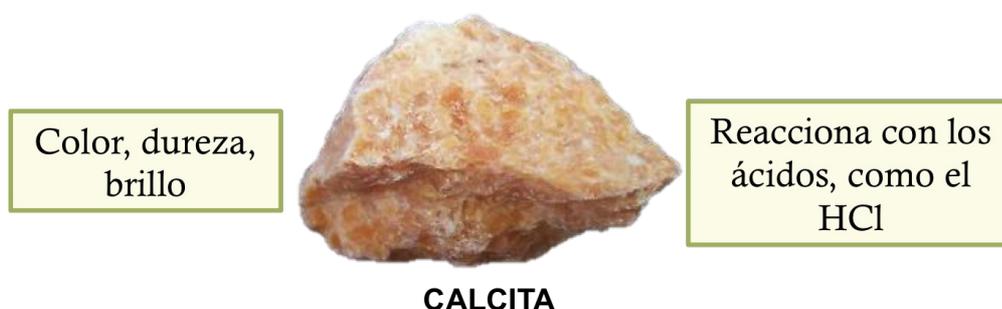


Imagen 1. Propiedades físicas y químicas de la calcita.

2. Clasificación de la materia

La forma en que la materia se presenta en la naturaleza es muy variada. En una primera aproximación, cabe distinguir entre **sustancias puras** y **mezclas**.

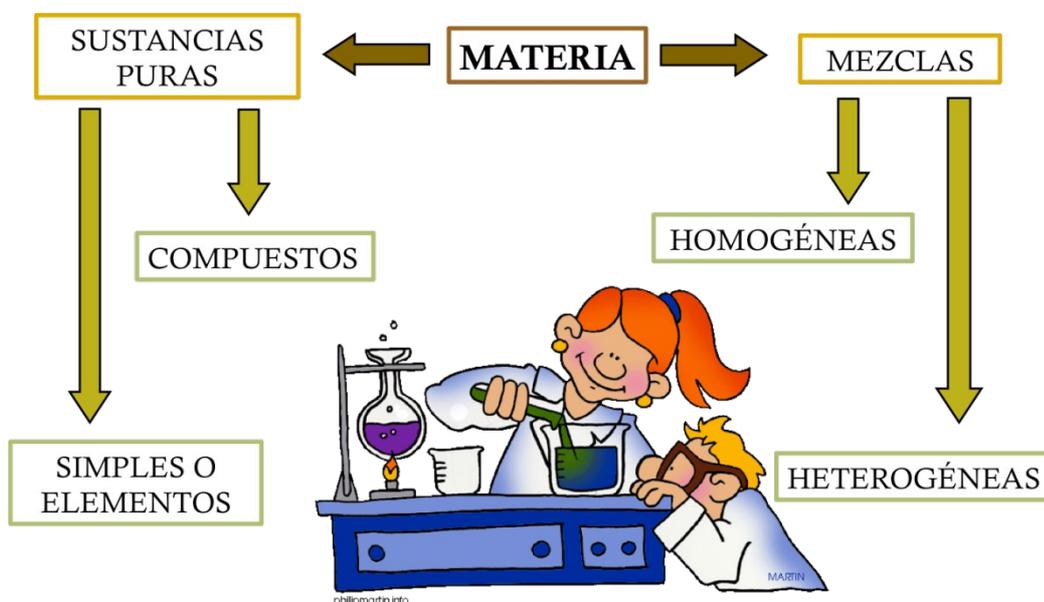


Imagen 2. Clasificación de la materia.

2.1. Sustancias puras

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

Una sustancia pura es cualquier clase de materia que presenta una composición y unas propiedades fijas en una porción cualquiera de la misma, con independencia de su procedencia.

Ejemplo: cualquier porción de **agua pura** es incolora e inodora y tiene una composición fija, 11,1% de hidrógeno y un 88,9% de oxígeno. Además, su densidad, sus puntos de fusión y ebullición a determinada presión, así como su índice de refracción, entre otras propiedades, son siempre los mismos e independientes de su procedencia.

A su vez, las sustancias puras puede ser sustancias *simples* o *compuestos*.

Una sustancia simple, o elemento, es cualquier sustancia pura que no puede descomponerse en otras sustancias más sencillas, ni siquiera utilizando los métodos químicos habituales.

Son ejemplos el oxígeno (O₂), el ozono (O₃), el hidrógeno (H₂), el sodio (Na), etc. Una sustancia simple está formada por un solo tipo de elemento.

En la naturaleza es poco frecuente encontrar elementos en estado puro; en la mayoría de los casos se hallan unidos a otros elementos formando *compuestos*.

Un compuesto es cualquier sustancia pura que está formada por dos o más elementos diferentes combinados siempre en una proporción fija y separables únicamente por métodos químicos.

Son ejemplos el agua (H₂O), el ácido sulfúrico (H₂SO₄), el cloruro de sodio (NaCl), la glucosa (C₆H₁₂O₆)...

2.2. Mezclas

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

La mayor parte de la materia se halla en la naturaleza en forma de *mezclas*.

Las mezclas son combinaciones de dos o más sustancias puras, cada una de las cuales mantiene su propia composición y propiedades, y puede ser separadas mediante procedimientos físicos.

Las mezclas puede ser *homogéneas* o *heterogéneas*.

- Una mezcla es **homogénea** cuando presenta unas propiedades y una composición uniformes en todas sus porciones. Se denomina también **disolución**.
- Una mezcla es **heterogénea** cuando los componentes que la forman están físicamente separados y pueden observarse a simple vista o con un microscopio óptico.

El aire puro, el suero fisiológico, la gasolina, son ejemplos de mezclas homogéneas. El hormigón, el agua con aceite..., son mezclas heterogéneas.

3. Leyes ponderales

La revolución de la química tuvo lugar a finales del siglo XVIII, con más de un siglo de retraso con respecto a la física. La causa de esto hay que buscarla en la dificultad de estudiar los complejos sistemas químicos, que requerían nuevas técnicas de trabajo experimental y una mejora en la precisión a la hora de medir las masas y los volúmenes que aparecen en las reacciones. En el siglo XVIII se perfeccionaron las técnicas y se concedió la debida importancia a la medida, lo que permitió descubrir y enunciar importantes leyes.

Las **leyes ponderales** son las leyes generales que rigen las combinaciones químicas. Se basan en la experimentación y miden cuantitativamente la cantidad de materia que interviene en las reacciones químicas.

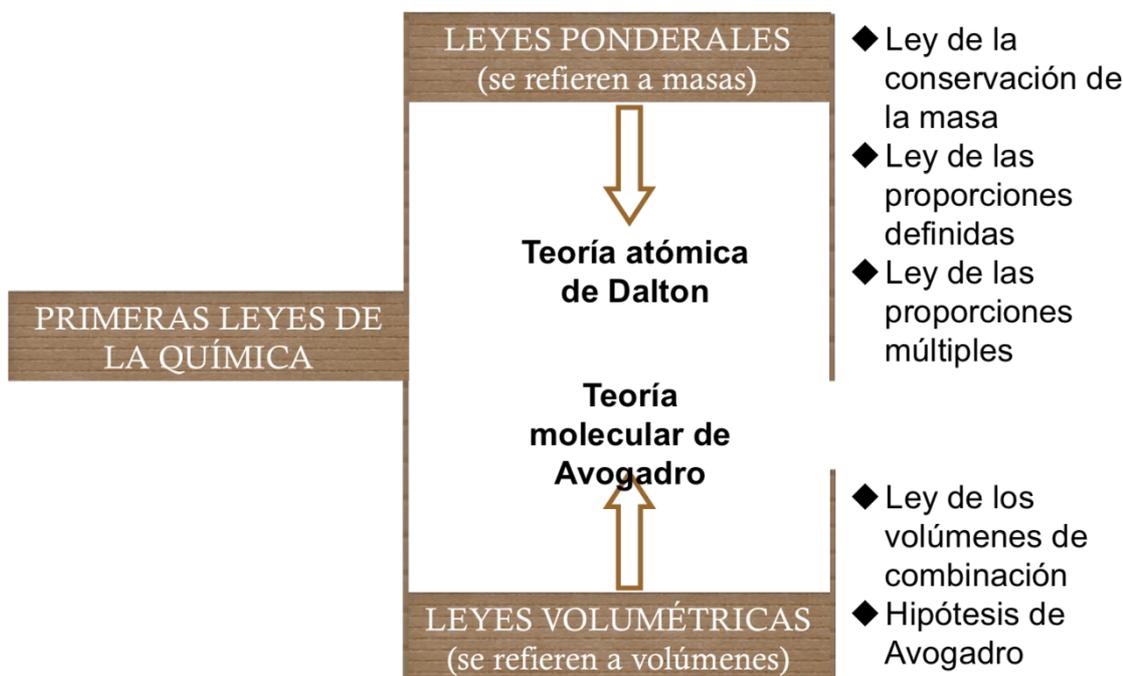
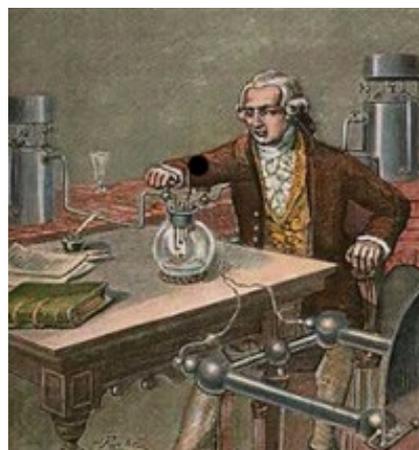


Imagen 3. Primeras leyes de la química

3.1. Ley de la conservación de la masa o de Lavoisier

El químico **A. L. Lavoisier** se dio cuenta de la importancia que tenía la precisión de las medidas. En 1773 repitió el experimento realizado por **Boyle**(1627-1691) para verificar el supuesto aumento de masa que sufrían los metales cuando eran calentados, aumento de la masa que, según Boyle, se debía a la absorción de partículas del fuego con el que se calentaban.



Lavoisier calentó un metal (estaño o plomo) con cierta cantidad de aire en un **recipiente cerrado**. La superficie del metal quedó calcinada, pero el conjunto (recipiente, metal calcinado y aire) pesaba lo mismo que antes de producirse la calcinación. Lavoisier entendió lo que estaba pasando: el **calcinado** que se producía en la superficie del metal era una combinación de metal y de aire (es

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

decir, se había producido una reacción química). Así, enunció, en 1774, la que podemos considerar la **primera ley de la química**.

En cualquier reacción química que tenga lugar en un sistema cerrado, **la masa total de las sustancias allí existentes se conserva**. O lo que es lo mismo, en una reacción química, la masa de las sustancias de partida (reactivos) es la misma que la de las sustancias finales (productos).

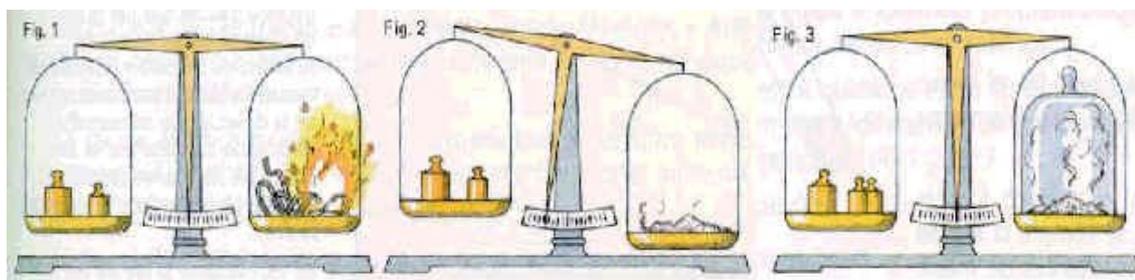


Imagen 4. Experimento llevado a cabo por Lavoisier.

Ese mismo año, **Joseph Priestley**, químico inglés, visitó París y comentó a Lavoisier el resultado de sus propios experimentos con el aire. Entre sus observaciones destacaban dos importantes hallazgos:

- En la calcinación, el metal absorbía como máximo una quinta parte del volumen del aire existente en el recipiente.
- De la calcinación del óxido de mercurio surgió un nuevo gas, que tenía la propiedad de dar viveza a las combustiones y que se llamó oxígeno.

Lavoisier comprendió inmediatamente que el **aire era una mezcla**, y lo que se combinaba con el metal era uno de los elementos de la masa: se trataba precisamente del nuevo gas descubierto por Priestley (o por Scheele), y que Lavoisier llamó oxígeno.

En 1789, este científico publicó el *Tratado elemental de química*, donde explicaba los procesos químicos basándose en sus nuevas teorías; la tierra, el

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

agua, el aire y el fuego ya no podían seguir siendo considerados **elementos**: había muchos tipos de tierras; el agua se componía de hidrógeno y el oxígeno; el aire, de oxígeno y nitrógeno, y el fuego, de calor, luz y humo.

La ley de la conservación de la masa no es válida para reacciones nucleares, ya que la materia se convierte en energía a través de la ecuación de Einstein: $E=mc^2$. Para estas reacciones, deberíamos hablar de conservación de la materia y de la energía.

El verdadero descubridor del oxígeno

Karl Scheele (1742-1786) fue el primero en descubrir el gas oxígeno; señaló que el aire no era una sustancia elemental y que estaba formado por la mezcla de dos gases, *el aire fuego* y *el aire impuro* (los actuales oxígeno y nitrógeno). Sin embargo, debido a que sus trabajos no se publicaron hasta 1777, fue Joseph Priestley (1733-1804), que también consiguió aislar oxígeno, el que se llevó toda la fama. Este químico inglés también aisló otros gases, como el amoníaco, el óxido nitroso, el óxido nítrico y el monóxido de carbono.

3.2. Ley de las proporciones definidas o de Proust

Proust demostró en 1799 que, cualquiera que fuera la manera en que se obtuviera un compuesto, la proporción en la que se encontraban las masas de los diferentes elementos que contenía era siempre la misma.

Trabajando con el carbonato de cobre(II), CuCO_3 , comprobó que contenía 5,3 partes de cobre, 1 parte de carbono y 4 partes de oxígeno. Y esto era siempre así independientemente de cómo se hubiera obtenido la sustancia, en el laboratorio o en la naturaleza. La ley de Proust puede enunciarse así:



Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

Cuando se combinan químicamente dos o más elementos para dar un determinado compuesto, siempre lo hacen en una proporción fija, con independencia de su estado físico y forma de obtención.

3.3. Ley de las proporciones múltiples o de Dalton

El químico inglés que algunos elementos de una proporción con otro elemento para dar en lo que parecía ser compleja de la ley de enseguida se percató regularidad que **las proporciones**



John Dalton descubrió se combinaban en más una cantidad fija de compuestos distintos, una extensión más Proust. Sin embargo, de la existencia de una enunció como **ley de múltiples:**

Dos elementos pueden combinarse entre sí en más de una proporción para dar compuestos distintos. En ese caso, determinada cantidad fija de uno de ellos se combina con cantidades variables del otro elemento, de modo que las cantidades variables de este último elemento guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.

4. **Teoría atómica de Dalton**

Como hemos visto, las leyes ponderales de Proust y Dalton están basadas en distintas experiencias, y fue Dalton, con su teoría atómica, quien las justificó.

4.1. Dalton justifica las leyes ponderales

Las consecuencias que se deriva de la ley de las proporciones definidas y de la de las proporciones múltiples es que la materia está formado por **átomos**.

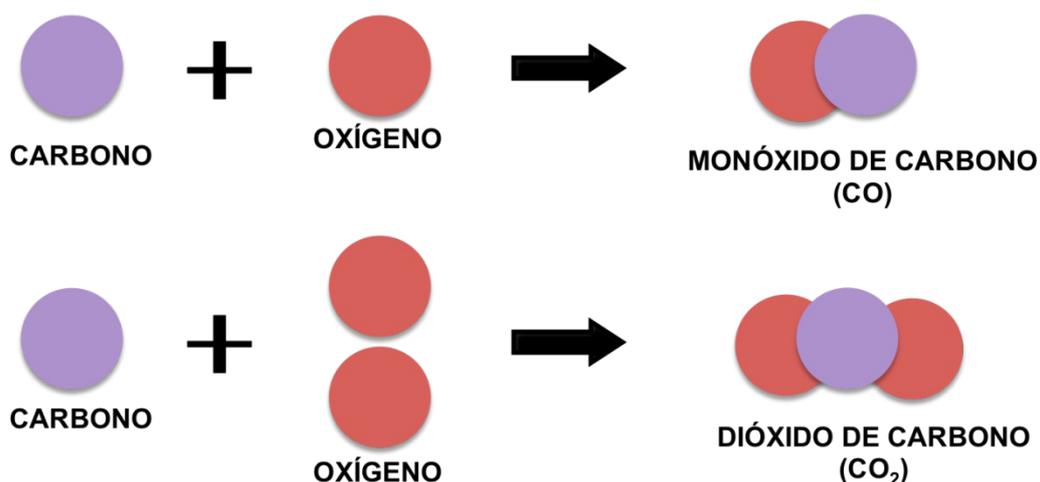


Imagen 5. Justificación leyes ponderales según Dalton

4.2. Enunciado de la teoría atómica

En 1808, Dalton publicó su **teoría atómica**, que podemos resumir en los siguientes postulados:

- Los elementos químicos están formados por partículas pequeñísimas, llamadas **átomos**, que son indivisibles e inalterables.
- Todos los átomos de un mismo elemento son iguales, y por tanto, tienen la misma masa y propiedades, mientras que los átomos de diferentes elementos tienen distinta masa y propiedades.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

- Los compuestos químicos están formados por la unión de átomos de diferentes elementos, y estos átomos se combinan entre sí en una relación de números enteros sencillos.
- Los átomos no se crean ni se destruyen en una reacción química, solo se redistribuyen.

4.3. Limitaciones a la teoría atómica

En la época de Dalton era inimaginable conocer la masa absoluta de los átomos, pero a través de medidas indirectas sí sabían sus **masas relativas**.

Por ejemplo, si la proporción en masa de hidrógeno y oxígeno para formar agua es 1:8, y suponemos que el agua consta de un átomo de H y otro de O (como erróneamente creyó Dalton), y establecemos de modo arbitrario que la masa del átomo de H es igual a 1, entonces, el átomo de O le correspondería una masa relativa de 8. Así, Dalton elaboró la primera tabla de masas atómicas (relativas al hidrógeno). Esta tabla contenía muchos errores, debido a que en aquella época no había manera de conocer cuántos átomos de un elemento se combinaban con un solo átomo de otro elemento.

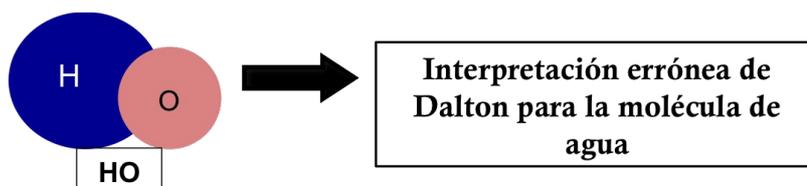


Imagen 6. Interpretación errónea de Dalton

5. Leyes volumétricas

Estas leyes se refieren a los volúmenes de combinación entre sustancias gaseosas.

5.1. Ley de los volúmenes de combinación o de Gay-Lussac

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

En 1808, el químico francés **Joseph Louis Gay-Lussac** (1778.1850), al experimentar con gases, realizó un descubrimiento que ayudó a conocer el número de átomos de un elemento que se combinaban con un solo átomo de otro elemento.

En la época de la publicación de la teoría atómica se había observado que dos volúmenes de hidrógeno reaccionaban con uno de oxígeno y formaban dos volúmenes de vapor de agua. Después de experimentar con toras muchas reacciones entre gases, Gay-Lussac enunció lo que hoy se denomina **ley de los volúmenes de combinación**.

Cuando los gases se combinan para formar compuestos gaseosos, los volúmenes de los gases que reaccionan y los volúmenes de los gases que se forman, medidos ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, mantienen una relación de números enteros sencillos.



5.2. La hipótesis de Avogadro

¿Cómo interpretar la ley de Gay-Lussac desde el punto de vista de la teoría atómica? La clave la dio en 1811 el italiano **Amedeo Avogadro** (1776-1856); sin embargo, su propuesta permaneció en el olvido hasta que **Stanislao Cannizzaro** la desempolvó cincuenta años más tarde, esta vez con notable éxito.

Volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas.

Según esta idea, si un volumen de nitrógeno y otro de oxígeno producían dos volúmenes de NO, era porque en el caso del NO había el doble de partículas.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

Ahora bien, *¿cómo era eso posible si se sabía con certeza que un átomo de nitrógeno se combinaba con uno de oxígeno y los átomos, según la teoría atómica, no se pueden romper en dos mitades?* La solución la encontró el propio Avogadro: “Las partículas fundamentales de nitrógeno, oxígeno y otros gases no son átomos sino agrupaciones de varios átomos del elemento”. Avogadro llamó **moléculas** a estas agrupaciones de átomos.

Si el nitrógeno y el oxígeno fueran moléculas diatómicas que se rompen al reaccionar, los átomos quedarían libres para combinarse de otra forma y originar óxido de nitrógeno. ¡Ahora todo encaja!: una molécula de O_2 reacciona con una molécula de N_2 para originar dos moléculas de NO .

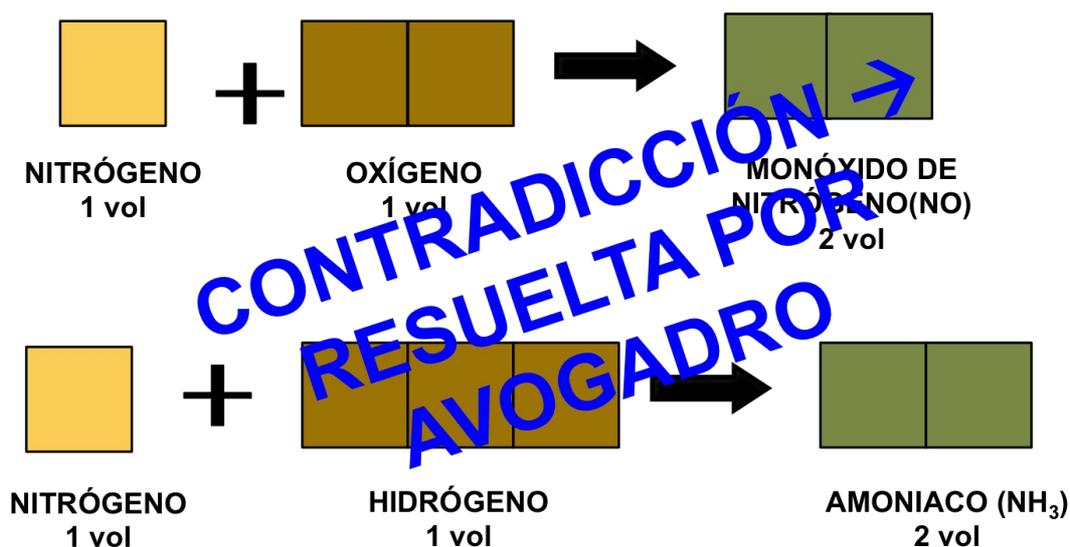
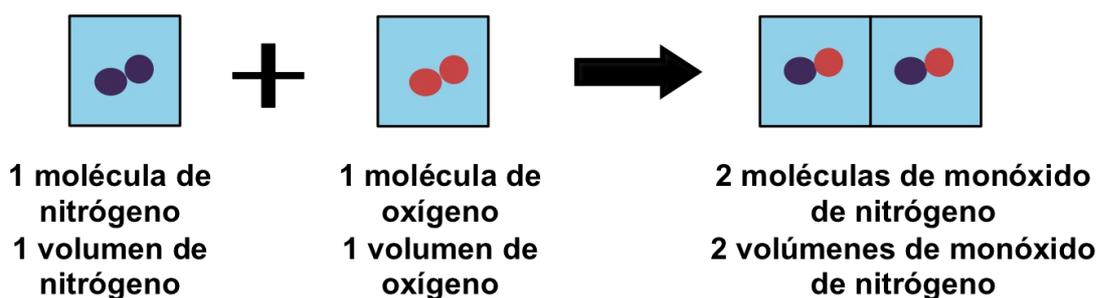


Imagen 7. Ley de los volúmenes de conservación

Imagen 8. Hipótesis de Avogadro.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B



La combinación de la teoría atómica de Dalton, la ley de Gay-Lussac y la hipótesis de Avogadro constituye la **teoría atómico-molecular**.

6. La unidad de cantidad de sustancia: el mol

Antes de definir el concepto de mol, hay que repasar otros, como el de fórmula química o el de masa atómica.

6.1. Fórmulas químicas

Dalton se sirvió de símbolos, círculos con punto en el centro, sin punto, con una raya vertical..., para representar átomos y moléculas.

Por su parte, el químico sueco **Jöns Jakob Berzelius** (1779-1848) sugirió que cada elemento tuviese un símbolo y que este sirviese para representar tanto dicho elemento en general como cualquiera de sus átomos; este símbolo, por último, consistiría en la inicial del nombre latino del elemento en cuestión. Si dos o más elementos poseían la misma inicial, podía añadirse una de las letras siguientes del nombre. Para representar moléculas formadas por varios átomos, se unirían los símbolos de los átomos que interviniesen, y con números se indicaría la cantidad de cada uno de ellos.

Así, **Cl** representa tanto el elemento cloro como el átomo de cloro, mientras que para referirse a la molécula de cloro se utiliza el **Cl₂**.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

La **fórmula química** de una sustancia representa los elementos que contiene, así como la relación en la que se encuentran los átomos de dichos elementos (su composición química).

6.2. Masas atómicas y moleculares

Dalton elaboró la primera tabla de masas atómicas **relativas al hidrógeno**. En 1828, Berzelius publicó otra que incluía **números decimales**.

Más tarde se eligió como patrón al oxígeno, al que le fue asignada una masa atómica de 16,000 0 (al hidrógeno le correspondía una de 1,008). Este patrón se mantuvo hasta 1961, año en el que la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) acordó establecer **una escala de masas atómicas relativas** que tenía como patrón de referencia un átomo de un tipo particular de carbono: el **carbono-12**.

La **masa atómica relativa** (o simplemente masa atómica) de un elemento es la masa que le corresponde a un átomo de ese elemento cuando se lo compara con un átomo patrón, el isótopo carbono-12.

La **unidad de masa atómica** (u) se define como 1/12 de la masa del isótopo carbono-12.

En la escala, la masa atómica relativa es adimensional. Así, al decir que la masa atómica del oxígeno es 15,999 4, se está indicando que la masa de un átomo de oxígeno es 15,999 4 veces mayor que la doceava parte de un átomo de carbono-12.

La masa molecular de un compuesto es la suma de las masas atómicas de los elementos de la fórmula, multiplicadas cada una por el número de veces en que está presente el elemento.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

Así, la masa molecular del H₂O es $1,007\ 94 \cdot 2 + 15,999\ 4 = 18,015\ 28$. En la práctica, el resultado se redondea a 18.

6.3. Concepto de mol y masa molar

Los átomos (o las moléculas) son de dimensiones tan pequeñas que la cantidad mínima de sustancia que se puede medir sin demasiado error contiene ya un número muy elevado de átomos o moléculas. Se necesita, pues, definir una **unidad** que contenga un alto número de átomos o moléculas.

Esta unidad, aceptada universalmente, es el **mol**, que en 1971 fue señalado como una de las siete unidades fundamentales del sistema internacional:

El mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas, (átomos, moléculas, iones, etc.), como las que hay en 0,012 kg (12g) de carbono-12.

Diversas medidas experimentales realizadas a lo largo del siglo XX, han permitido comprobar que:

El número de partículas existentes en 1 mol de sustancia es $6,022 \cdot 10^{23}$.
Este número se conoce como **constante de Avogadro (N_A)**, en honor al científico.

Detrás de la constante de Avogadro debe indicarse siempre si el número se refiere a **átomos, moléculas, iones**, etc. Veamos algunos ejemplos:

- En 1 mol de H hay $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de H.
- En 1 mol de H₂ hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de H₂ o $12,044 \cdot 10^{23}$ átomos de H.
- En un mol de CCl₄ hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de tetracloruro de carbono o, lo que es lo mismo, $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de C y $24,088 \cdot 10^{23}$ átomos de Cl.

MASA MOLAR

La **masa molar** es la masa de un mol de átomos, moléculas, iones, etc. Se representa mediante la letra M y se expresa en kg/mol o en g/mol.

El valor numérico de la masa molar coincide con el valor numérico de la masa atómica, molecular o iónica, de elemento, molécula o ion, respectivamente. Veamos algunos ejemplos:

Las masas atómicas del Fe, C y Cl son 55,8; 12,0 y 35,5, respectivamente. Entonces, la masa molar del Fe es 55,8 g/mol y del CCl₄, 154 g/mol.

La relación entre cantidad de sustancia y masa molar es:

APLICACIÓN

Se tiene una muestra de 2,5 mol de agua (H₂O). Calcula:

a) La cantidad de agua en gramos.

Hallamos la masa molar de H₂O; $M = (1 \cdot 2) \text{ g de H} + 16 \text{ g de O} = 18 \text{ g de H}_2\text{O}$.
Sustituimos los datos en la ecuación y despejamos.

El número de moléculas de H₂O y el de átomos de H y O.

b) Como cada molécula de H₂O contiene 2 átomos de H y 1 de O, tendremos:

$$2 \cdot 1,505 \cdot 10^{24} = 3,011 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H}$$

$$1 \cdot 1,505 \cdot 10^{24} = 1,505 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O}$$

6.4. Composición centesimal

La **composición centesimal** indica el porcentaje de masa de cada elemento que forma parte de un compuesto.

Para hallar la composición centesimal de un compuesto, debemos establecer una relación entre la cantidad de elemento existente en 1 mol de compuesto y la cantidad de este mismo elemento que hay en 100 g de compuesto.

Aplicación

Calcula la composición centesimal del ácido nítrico (HNO_3).

Hallamos la masa molar del HNO_3 : 1 g de H + 14 g de N + 3 · 16 g de O = 63 g/mol

Ahora establecemos las siguientes relaciones

6.5. Determinación de la fórmula empírica y la fórmula molecular de un compuesto

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

- La **fórmula empírica** de un compuesto es aquella que indica la relación más sencilla en que están combinados los átomos de cada uno de los elementos.
- La **fórmula molecular** expresa el número real de átomos de cada clase que forma la molécula de un compuesto.

Para determinar la fórmula, es preciso hallar primero la empírica a partir de la composición centesimal. El procedimiento es el siguiente:

1. Se calcula la cantidad de sustancia, en mol, de cada uno de los elementos dividiendo los porcentajes entre la masa molar de cada elemento.
2. Si los cocientes no son cifras enteras, se dividen estas cifras entre la menor de todas ellas; si aún no fueran enteros, se multiplican todas ellas por el número necesario hasta conseguirlo. Se trata de encontrar una relación de números enteros entre los átomos que forma el compuesto.
3. Supongamos que la fórmula empírica es AB_2 . La fórmula molecular responderá a la expresión $(AB_2)_n$, donde n es el resultado de la siguiente operación.
4. Por último, se expresa la fórmula molecular así: A_nB_{2n} .

APLICACIÓN

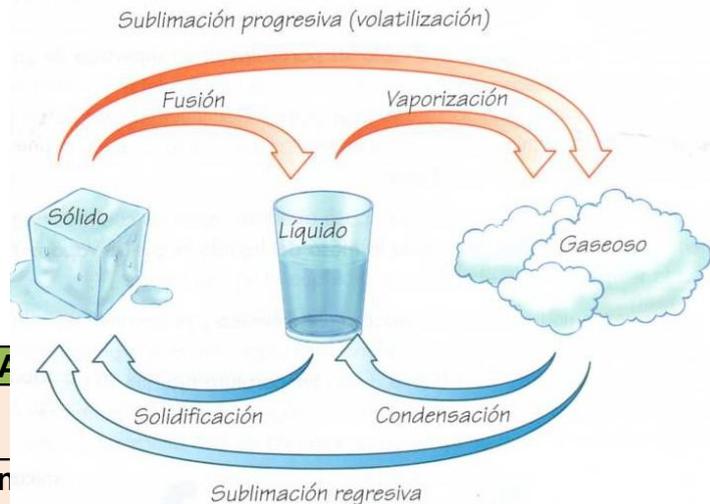
Un hidrocarburo contiene 85,63% de C y 14,37% de H. Su masa molecular es de 28, calcula su fórmula molecular.

Primero hallamos la fórmula empírica de este hidrocarburo:

Como la relación de números enteros es $7,14/7,14 = 1$ átomo de C; $14,37/7,14 = 2$ átomos de H, la fórmula empírica es CH_2 . Y su masa en u es $12 + 1 \cdot 2 = 14$. Como la masa molecular del hidrocarburo es 28, y $28/14 = 2$, la fórmula molecular es C_2H_4 .

7. Los estados de agregación de la materia

En la unidad anterior vimos que la materia está constituida por átomos moléculas. Estas partículas ejercen interacciones entre sí, que, dependiendo de su intensidad, hacen que la materia que nos rodea se presente en tres estados: sólido, líquido y gaseoso.



PROPIEDAD	Sólido	Líquido	Gaseoso
Forma	Definida	Indefinida	Indefinida
Volumen	Definido	Indefinido	Indefinido
Rigidez	Rígido (no fluye)	Fluido	Fluido
Expansión o dilatación térmica	Pequeña	Pequeña	Expansión ilimitada
Compresibilidad	Prácticamente nula	Prácticamente nula	Muy elevada
Densidad	Alta	Media	Baja

Tabla 7.1. Propiedades de los tres estados de la materia.

Una cuidadosa observación de lo que ocurre con una sustancia sólida (por ejemplo el hielo), que sometida a calentamiento, pasa primero a líquido y luego de líquido a gas, te hará comprobar que se trata del mismo material, pero en distintos estados. Como la naturaleza de la sustancia no se altera, se ha producido un **cambio físico**.

Imagen 7.1. Los cambios de estados del agua.

7.1. Los cambios de estados progresivos

Se producen cuando **se aporta energía** al cuerpo o sistema material.

- **La transición del estado sólido al líquido** se denomina fusión. Cada sólido puro se funde a una determinada temperatura (dad una cierta presión constante), **llamada punto o temperatura de fusión** (tabla 1.2).

Sustancia	Temperatura de fusión (°C)	Calor latente de fusión (J/kg)
Platino	1.775	112.860
Cloruro de sodio	801	518.320
Plomo	327	24.662
Agua	0	334.400
Mercurio	-39	11.704
Alcohol etílico	-117	108.680

Tabla 7.2. Temperaturas y calores latentes de fusión de algunas sustancias tomados a la presión de 1 atm.

Mientras dura el cambio de estado, la temperatura se mantiene constante.

Por ejemplo, mientras se está produciendo la transición del naftaleno, cuyo punto de fusión es de 80°C, observamos que la temperatura no cambia aunque se siga calentando. Por tanto, la energía transferida no se emplea en aumentar la temperatura, sino en debilitar las fuerzas que mantienen unidas a las moléculas que forman el sólido.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

- Se denomina **calor latente de fusión (L_{fus})** a la energía que hay que suministrar a 1 kg de sustancia pura para que pase al estado líquido.
- Si queremos fundir una masa, m , de sustancia sólida, necesitaremos suministrar una cantidad de energía en forma de calor: **$Q = mL_{fus}$**

- La transición del estado líquido al gaseoso recibe el nombre de vaporización

- Se llama **calor latente de vaporización (L_{vap})** a la energía que hay que suministrar a 1 kg de sustancia líquida pura para que pase al estado de vapor.
- Para que una masa, m , de sustancia líquida pase a fase de vapor, necesitaremos suministrar una cantidad de energía en forma de calor: **$Q = mL_{vap}$**

Si el cambio de estado tiene lugar en la superficie libre de los líquidos, se denomina **evaporización** y se produce a cualquier temperatura.

Cuando es toda la masa del líquido la que, mediante la formación de burbujas de vapor, pasa al estado gaseoso, el proceso se denomina **ebullición**. Cada líquido puro hierve a una determinada temperatura (dada una cierta presión constante) **llamado punto o temperatura de ebullición** (tabla 1.3.).

Sustancia	Temperatura de ebullición (°C)	Calor latente de vaporización (J/kg)
Agua	100	2.257.200
Alcohol etílico	78	852.720
Oxígeno	-183	213.180
Nitrógeno	-196	200.640

Tabla 7.3. Temperatura de ebullición y calores latentes de vaporización de algunas sustancias tomados a la presión de 1 atm.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

- **La transición de sólido a gas** se denomina **sublimación**. Dos ejemplos de sólidos que subliman son el yodo y el paradiclorobenceno (sustancia orgánica que prácticamente ha sustituido a las viejas bolas de naftalina como repelente de polillas).

7.2. Los cambios de estado regresivos

Cuando se producen cambios de estado en cuerpos o sistemas materiales en los que estos **ceden energía**, se está hablando de **cambios de estado regresivos**.

- **La transición de líquido a sólido** se denomina **sodificación o congelación**. La temperatura a la que se produce se llama **punto o temperatura de congelación** y coincide con la de fusión del sólido.
- **La transición de gas a líquido** recibe el nombre de **condensación**. El vaho que se forma en el espejo del cuarto de baño al ducharse es un ejemplo de un gas (el vapor de agua) que al enfriarse (al entrar en contacto con el espejo frío) pasa al estado líquido en forma de gotitas.
- **La transición de gas a sólido** es un proceso tan poco frecuente que incluso carece de nombre propio; se denomina **sublimación inversa o regresiva**.

8. Los gases y la teoría cinética

El estudio de los gases y las leyes que se establecieron para explicar dicho comportamiento condujeron finalmente, en el siglo XIX, a establecer una teoría netamente atomista y basada en concepciones energéticas.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

Dicha teoría explicaba satisfactoriamente las leyes de los gases y dotaba de sentido físico a los conceptos de presión y temperatura. Servía, de paso, para explicar las propiedades de los líquidos y los sólidos. Era la **teoría cinético-molecular de la materia**.

8.1. Medida de la presión ejercida por un gas

El italiano **Evangelista Torricelli** (1608-1647), discípulo de Galileo, realizó un experimento con un tubo recto de vidrio de un metro de longitud por un centímetro cuadrado de sección, cerrado en uno de sus extremos. Lo llenó de mercurio y lo introdujo boca abajo en un recipiente que también contenía mercurio; el mercurio del tubo descendió hasta quedar a una altura de 76 cm (760 mm).

En esas condiciones de equilibrio, los puntos A y B, al estar a la misma altura, deben tener la misma presión. Como el punto B está sometido a la presión que ejercería la columna de aire en su vertical (es decir, a la de la atmósfera), diremos que dicha presión equivale a la que ejerce una columna de mercurio a 760 mm de altura (presión que soporta el punto A).

Al nivel del mar y a una latitud de 45° N (lugar donde realizó Torricelli sus experimentos), la presión atmosférica promedio equilibra una columna de 760 mmHg a 0°C. Esta presión se conoce comúnmente como una atmósfera (1 atm).

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

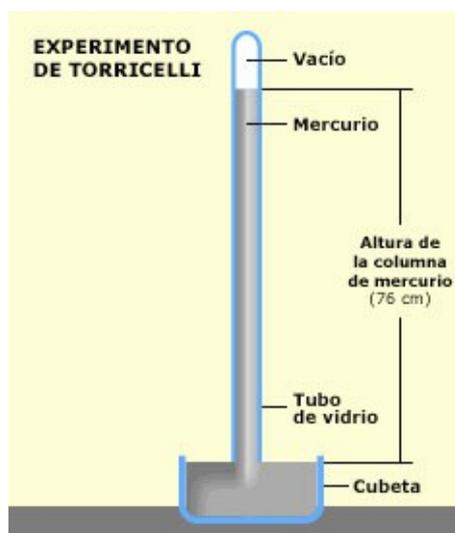


Imagen 8.1. El instrumento e utilizó Torricelli es un tipo de barómetro.

Por tanto, podemos afirmar que:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

La presión ejercida por un fluido viene dada por la expresión:

$$p = \rho gh$$

donde ρ es la densidad del fluido (13.600 kg/m^3 para el mercurio); g , la aceleración de la gravedad, y h , la profundidad; por el consiguiente, la equivalencia entre la atmósfera y las unidades del sistema internacional es:

$$1 \text{ atm} = 13.600 \text{ kg/m}^3 \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 0,76 \text{ m} = 101.300 \text{ N/m}^2 = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

La unidad de presión en el sistema internacional es el newton por metro cuadrado (N/m^2), que se denomina pascal (Pa).

Resumiendo las equivalencias de las unidades de presión son estas:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

9. Las leyes de los gases

Las propiedades del aire y de la presión atmosférica fueron ampliamente investigadas por el irlandés **Robert Boyle** (1627-1691), quien conocía los

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

experimentos de Torricelli para determinar la presión atmosférica. En 1662 publicó la ley de hoy lleva su nombre.

Algo más de un siglo después, **Jacques Charles** enunció la relación existente entre el volumen y la temperatura de un gas. Analicemos ambas leyes.

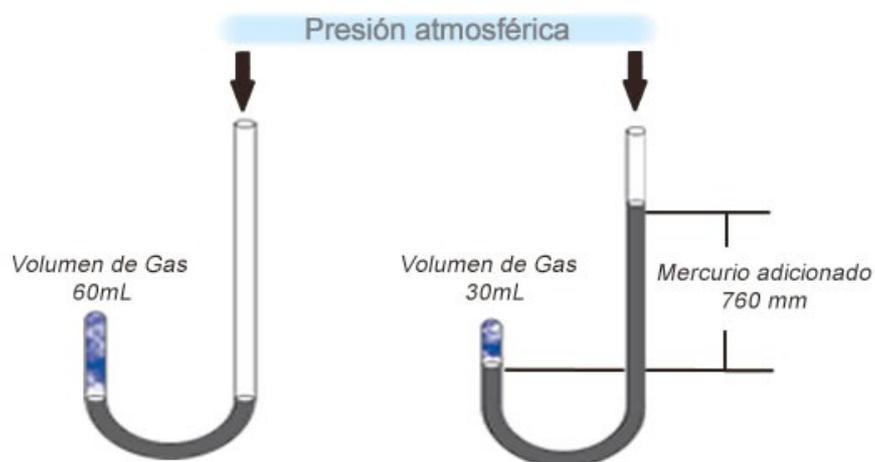
9.1. Ley de Boyle

El dispositivo usado por Boyle para estudiar las propiedades elásticas de los gases (su compresibilidad) era muy sencillo: un tubo largo de vidrio, de aproximadamente 3,5 m, doblado en forma de “jota” y cerrado por el extremo más corto. Boyle vertió mercurio por el brazo largo e, inclinando un poco el tubo para que el aire pasase de este extremo al corto, consiguió que el mercurio quedara a la misma altura en ambos. De este modo, la presión del aire encerrado quedaba igualada a la atmosférica. A esa presión, p_1 , le correspondía un cierto volumen, V_1 . Posteriormente, Boyle siguió añadiendo mercurio hasta que la diferencia de alturas entre los dos brazos fue de 76 cm. En estas condiciones, la presión sobre el brazo pequeño se había incrementado en 1 atm, es decir, se había duplicado hasta 2 atm, y el volumen ocupado por el aire encerrado se había comprimido hasta la mitad con respecto al inicial.

Imagen 8.1. Dispositivo de Boyle.

A temperatura constante, el volumen que ocupa una masa de gas es inversamente proporcional a la presión que ejerce dicho gas sobre las paredes del recipiente que lo contiene.

Matemáticamente, la ley de Boyle se puede expresar del siguiente modo:



Que es la ecuación de una hipérbola, y donde k es la constante de proporcionalidad entre p y V . La fórmula anterior también puede expresarse como:

$$pV = k$$

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

Si consideramos un mismo gas en dos condiciones diferentes, se obtiene

$$p_1V_1 = p_2V_2$$

A temperatura constante, el producto de la presión por el volumen de una masa de gas permanece también constante.

A temperaturas y presiones no excesivamente altas, la mayoría de los gases cumplen esta ley.

9.2. Ley de Charles y Gay-Lussac

A finales del siglo XVIII y comienzos del XIX se extendió en Francia la afición a volar globos aerostáticos. El físico **Jacques Alexandre César Charles** fue uno de los pioneros en este tipo de vuelos. Sus investigaciones sobre el calentamiento de volúmenes de gases le llevaron a publicar en 1787 la ley que relaciona aquellos con la temperatura. Las conclusiones de Charles fueron corroboradas por su compatriota Gay-Lussac en 1802 para una amplia muestra de gases.

Los dos científicos llegaron a la conclusión de que, al aumentar 1°C la temperatura de un gas, se producía un aumento o dilatación de 1/273 por cada unidad de volumen. Es decir, si tenemos un volumen V_0 a una determinada temperatura y aumentamos 1°C, el nuevo volumen será:

Si la temperatura aumenta el t grados, el nuevo volumen será:

Si consideramos un mismo gas a dos temperaturas diferentes (t_1 y t_2), sus volúmenes respectivos (V_1 y V_2) serán los siguientes:

Por lo tanto, la relación entre los volúmenes será:

O bien:

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

Esta formulación corresponde a lo que se conoce como ley de Charles y Gay-Lussac y podemos enunciarla así:

A presión constante, el volumen de una masa de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

La ley de Charles y Gay-Lussac se puede representar como $V = k'T$, que corresponde con la ecuación de una recta, donde k' es la pendiente y la constante de proporcionalidad entre el volumen y la temperatura.

En la representación gráfica de dicha ley para una masa determinada de gas se obtienen rectas con distintas pendientes, cada una a una presión fija. **Sir William Thomson**, conocido como lord **Kelvin**, observó que, al prolongar las distintas rectas hasta un hipotético volumen cero, todas se encontraban en un punto común: **-273,15°C**.

Como la disminución del volumen de una masa de gas dada no puede ir más allá de cero, esa temperatura constituye un límite. Este se conoce, en honor al científico, como **cero kelvin (0 K)** o **cero absoluto**. Y la escala absoluta de temperaturas, en la que $T = t + 273$, se denomina **escala de Kelvin**.

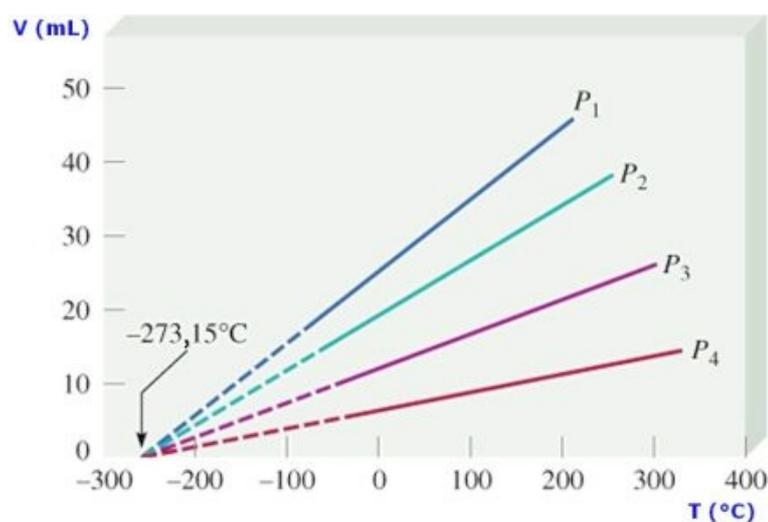


Imagen 8.2. Representación de la ley de Charles y Gay-Lussac. Esta ley no es aplicable por debajo de la temperatura de licuefacción, pues el gas se ha transformado en líquido (línea punteada).

9.3. Ley combinada de los gases ideales

Los gases que cumplen perfectamente las leyes de Boyle y de Charles y Gay-Lussac reciben la denominación de gases ideales.

Los **gases reales** se aproximan al estado ideal cuando se encuentran a muy bajas presiones (se dice que están en “enrarecidos”). Sin embargo, el modelo de gas ideal constituye una aproximación válida para la descripción de los gases.

Las dos leyes que acabamos de estudiar hacen referencia a la dependencia entre dos magnitudes variables cuando una tercera es constante. Pero *¿qué ocurre si las tres magnitudes (p , V , T) están sometidas a variación?*

Supongamos que, para x gramos de un gas, las condiciones iniciales (p_1 , V_1 , y T_1) cambian a otras condiciones con los valores p_2 , V_2 , T_2 . Podemos imaginar el proceso como si fuese la suma de dos procesos continuados.

- **Primer proceso.** Variación producida a T constante desde el estado inicial (p_1 , V' , T_1).

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

- **Segundo proceso.** Transformación a p constante desde el estado intermedio (p_1, V', T_1) hasta el estado final (p_2, V_2, T_2).
En el primer proceso podemos aplicar la ley de Boyle, con lo que:

En el segundo proceso es posible recurrir a la ley de Charles y Gay-Lussac:

Si sustituimos en esta última expresión el valor de V' deducido en el primer proceso y reorganizamos los términos de la expresión tenemos que:

Esta es la ecuación de **ley combinada de los gases ideales**.

Aplicación

**Un gas ideal a 30°C y 0,5 atm de presión ocupa un volumen de 50,5 L.
¿Qué volumen ocupará a 1 atm de presión y 0°C de temperatura?**

- Condiciones iniciales: $p_1 = 0,5 \text{ atm}$; $T_1 = 303 \text{ K}$; $V_1 = 50,5 \text{ L}$

- Condiciones finales: $p_2 = 1 \text{ atm}$; $T_2 = 273 \text{ K}$; $V_2 = x \text{ L}$

Aplicando la ley combinada de los gases ideales:

Ecuación general de los gases

La ecuación combinada de los gases adquiere particular interés cuando consideramos 1 mol de sustancia gaseosa. En ella, el cociente pV/T alcanza un valor conocido como **constante molar de los gases** y que simbolizamos como **R**. Para 1 mol de gas:

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

Dependiendo de las unidades que se consideren, R tiene distintos valores:

- $R = 0,082 \text{ atm L/mol K}$
- $R = 8,31 \text{ Pa m}^3/\text{mol K}$ (o bien J/mol K)
- $R = 1,99 \text{ cal/mol K}$
- Si consideramos un número cualquiera de moles (n) de gas ideal, entonces:

Para comparar cantidades de gas, se ha establecido una temperatura y una presión universales. Son 0°C (273 K) para la temperatura y 1 atm en el caso de la presión; a esto se lo llama **condiciones normales (CN)**.

Aplicación

¿Qué volumen ocupará 1 mol de gas ideal en condiciones normales?

Hacemos uso de la ecuación de los gases ideales.

$$pV = nRT$$

$$1 \text{ atm} \cdot V = 1 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L/K mol} \cdot 273 \text{ K}$$

$$V = 22,4 \text{ L}$$

Aplicación

¿Qué presión ejercen 20 g de metano (CH_4) que se encuentran contenidos en un recipiente de 2.500 cm^3 si la temperatura es de 60°C ? Considérese en esas condiciones al metano como un gas ideal.

Hallamos la masa molar del CH_4 : 16g/mol ; y el número de moles:

Ahora, aplicamos la ecuación de los gases ideales:

$$pV = nRT$$

$$p \cdot 2,5 \text{ L} = 1,25 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L/K mol} \cdot 333 \text{ K}; p = 13,7 \text{ atm}$$

9.4. Ley de Dalton para las presiones parciales

El comportamiento de las mezclas de gases ideales puede expresarse mediante una ley enunciada por Dalton en 1801:

En una mezcla de gases ideales, cada gas ejerce una presión parcial igual a la que ejercería si él solo ocupase todo el volumen a la misma temperatura, y la presión total de la mezcla coincide con la suma de las presiones parciales de todos los gases que la componen.

Consideremos que n_1 y n_2 son los moles de dos gases ideales que no reaccionan entre sí, encerrados ambos en un recipiente de volumen V a una temperatura T . La ley de Dalton asegura que la presión que ejerce cada uno es:

Como de la ecuación general de los gases ideales se deduce que:

Entonces, las presiones parciales de cada gas se pueden expresar así:

Comprobándose que la suma de ambas coincide con la presión total:

Aplicación

Se mezclan 1 L de oxígeno (O_2) y 4 L de nitrógeno (N_2) a 1 atm y 25°C. Sabiendo que la temperatura es constante, calcula la presión ejercida por cada uno de los gases. Considérese un comportamiento ideal.

El O_2 y el N_2 se difunden hasta ocupar 5 L, es decir, se expanden sin modificar su temperatura. Según la ley de Boyle, la presión de cada uno será inferior a la de entrada. Las presiones parciales de cada gas se hallan de la siguiente forma:

Sabemos que $p = p/RT$. Al sustituir este valor en la expresión anterior:

Simplificando, quedaría $p = p/RT$, expresión que coincide con el enunciado de la ley de Dalton. Si sustituimos:

Procedemos de igual forma con el otro gas: $p = p/RT$, es decir:

Puede observarse que la suma de ambas presiones origina la total (1 atm).

10. Disoluciones

En nuestro “mundo de mezclas”, las disoluciones cobran una gran importancia. El medio acuoso se encuentra presente en gran proporción en el interior de los seres vivos y en el ambiente en el que vivimos. Esto convierte el estudio y el conocimiento de las disoluciones en una cuestión fundamental para comprender la mayor parte de los procesos biológicos, como, por ejemplo, la nutrición.

10.1. Las partes de una disolución

Si añadimos un terrón de azúcar a una determinada cantidad de agua, comprobaremos cómo, al cabo de un cierto tiempo, toda el agua ha adquirido un sabor dulce y resulta imposible distinguirla del azúcar. Habremos preparado una disolución.

Una **disolución** es una mezcla homogénea de sustancias puras donde las partículas disueltas son iones, moléculas aisladas o agrupaciones muy pequeñas de estos componentes, por lo que no sedimentan aunque empleemos potentes centrifugadoras.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

Las disoluciones consta de un **disolvente** y uno o más **solutos**.

El **disolvente** es el medio en el que los solutos se disuelven.

Podemos, pues, decir que soluto es lo que se disuelve, mientras que disolvente es lo que disuelve, si bien esta es una idea que presenta ciertas objeciones. En general, se considera disolvente al componente que se encuentra en mayor cantidad. Los solutos suelen ser iones o moléculas y frecuentemente se encuentran en menor proporción que el disolvente.

10.2. Tipos de disoluciones

Las disoluciones pueden clasificarse de dos modos:

- Según el **número de componentes** que la forman son binarias, ternarias, cuaternarias, etcétera.
- Según el **estado físico** son gaseosas, líquidas o sólidas.

Soluto	Disolvente	Estado	Ejemplo
Gas	Gas	Gaseoso	Aire
Gas	Líquido	Líquido	Agua carbonada
Líquido	Líquido	Líquido	Gasolina
Sólido	Líquido	Líquido	Azúcar en agua
Gas	Sólido	Sólido	Hidrógeno en paladio
Líquido	Sólido	Sólido	Amalgamas
Sólido	Sólido	Sólido	Aleaciones

Tabla 1.1. Tipos de disoluciones binarias según el estado físico.

Las disoluciones líquidas son las más corrientes, y de ellas, las **disoluciones acuosas** son las que presentan mayor interés. Gran parte de las reacciones rutinarias que se llevan a cabo en los laboratorios y en la naturaleza tienen lugar en un medio acuoso. En esta unidad solo analizaremos las disoluciones líquidas.

10.3. Concentración de una disolución

Para que una disolución queda completamente definida, debemos conocer la naturaleza de sus componentes y las cantidades relativas en las que se hallan.

Cuando una disolución contiene, a una cierta temperatura, la máxima cantidad posible de soluto en una determinada cantidad de disolvente, decimos que estamos ante una disolución **saturada**.

Si la cantidad de soluto en esta misma cantidad de disolvente está próximo a la saturación, la denominamos **disolución concentrada**.

Por último, si la cantidad de soluto es muy pequeña con respecto a la de soluto en una disolución saturada, diremos que está **diluida**.

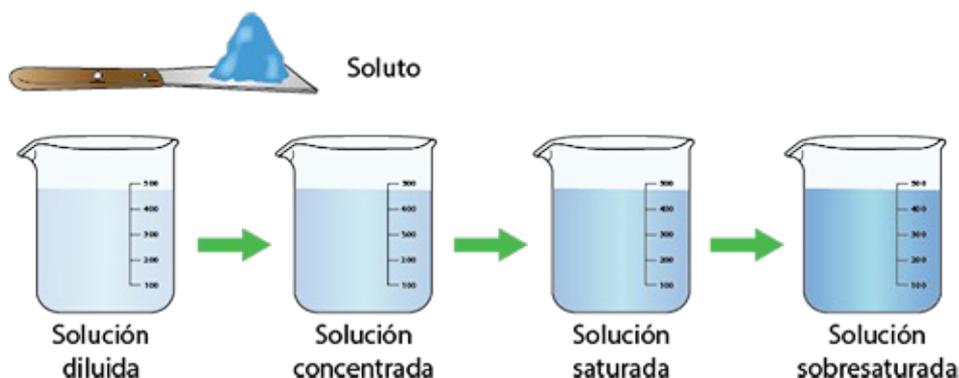


Imagen 1.1. Disolución de una concentración.

Se denomina **concentración de una disolución** la cantidad de soluto que está disuelto en una determinada cantidad de disolución o en una determinada cantidad de disolvente.

Las formas más comunes de expresar la concentración de una disolución son:

- **En unidades físicas**, cuando no se considera la composición de la sustancia disuelta: porcentaje en masa, porcentaje en volumen y masa de soluto por volumen de disolución.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

- **En unidades químicas**, cuando se tiene en cuenta la composición de la sustancia disuelta: molaridad, molalidad y fracción molar.

Porcentaje en masa

El porcentaje en masa representa la masa (en gramos) de soluto que existe en 100 g de disolución:

Por ejemplo, una disolución acuosa de nitrato de hierro (II), $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, al 6% indica que contiene 6 g de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ por cada 100 g de disolución o lo que es lo mismo, 6 g de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ en 94 g de agua.

Aplicación

Calcula la masa de nitrato de hierro(II), $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, existente en 100 mL de disolución acuosa al 6%. Dato: densidad de la disolución = 1,16 g/mL a 25°C

Por la densidad sabemos que a 100 mL de disolución le corresponde una masa de 116g. Como la disolución es al 6%, la masa de soluto existente será:

En 100 g de disolución hay 6 g de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ y en 100 mL de disolución, 6,69 g de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$. Solo cuando la densidad de la disolución sea 1 g/cm³, existirá la misma cantidad de soluto en 100 g que en 100 mL de disolución. Este es el caso del agua pura.

Porcentaje en volumen

El porcentaje en volumen es el volumen de soluto existente en 100 unidades de volumen de disolución.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

Por ejemplo, si se dice que una disolución acuosa de agua oxigenada (H_2O_2) es de 30 volúmenes (30% en volumen), se está indicando que en 100 L de disolución hay 30 L de H_2O_2 .

Masa de soluto por volumen de disolución

La masa de un soluto por volumen de disolución es la masa de soluto (en gramos) existente en 1 L de disolución:

Cuando se dice que una disolución acuosa de hidróxido de sodio, NaOH, tiene una concentración de 3 g/L significa que en 1 L de disolución hay 3 g de NaOH. Esta forma de expresar la concentración no debe confundirse con la densidad de la disolución, que indica la masa de disolución que corresponde a cierto volumen.

Molaridad

La **molaridad**, o concentración molar, es la forma más usual de expresar la concentración de una disolución.

- La **molaridad (M)** de una disolución indica la cantidad, en mol, de soluto existente en 1 L de disolución:

- La **unidad** en la que se expresa es **mol/L**, aunque comúnmente suele indicarse el resultado como XM (se lee "x molar"), donde x puede tomar cualquier valor.

Aplicación

Calcula la molaridad de la disolución obtenida al disolver 40 g de bromuro de potasio (KBr) en agua hasta completar 500 mL de disolución.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

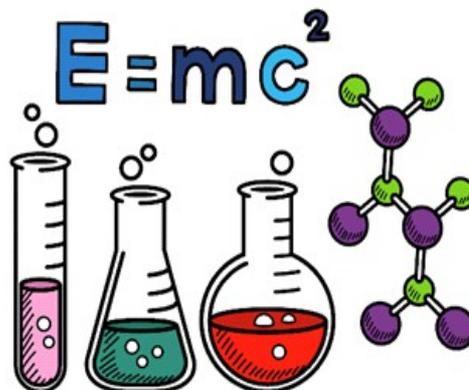
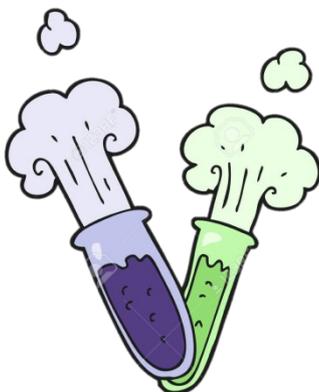
Necesitamos conocer la cantidad de bromuro de potasio, en mol, que se halla presente en la disolución. La masa molar del KBr es 119 g/mol. Los moles de KBr son $40 \text{ g} / 119 \text{ g/mol} = 0,34 \text{ mol}$, y la molaridad será:

Molalidad

- La **molalidad (m)** de una disolución expresa la cantidad, en mol, de soluto que hay por cada kilogramo de disolvente:
- La **unidad** en la que se expresa la molalidad es **mol/kg** o bien como x m (que se lee "x molal").



BLOQUE 6. EL ÁTOMO Y SUS ENLACES



ÍNDICE

1. El átomo	
divisible.....	
.....	1
1.1. Descubrimiento de	
electrón.....	1
2. Modelos	
atómicos.....	
.....	2
2.1. Primer modelo atómico: modelo de	
Thomson.....	3
2.2. Descubrimiento de	
protón.....	3
2.3. Modelos atómico de	
Rutherford.....	4
2.4. Descubrimiento de	
neutrón.....	5
3. Números que identifican a los	
átomos.....	6
3.1. Número	
atómico.....	
.....	6

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

3.2. Número másico.....	7
4. Modelo atómico de Bohr.....	10
4.1. Correcciones al modelo de Bohr.....	11
4.2. De las órbitas a los orbitales.....	12
4.3. Configuraciones electrónicas.....	14
5. El sistema periódico actual.....	15
5.1. Periodicidad en la configuración electrónica y la valencia.....	17
6. Naturaleza del enlace químico.....	19
6.1. La naturaleza de los enlaces.....	20
6.2. Tipos de enlace.....	21
7. Enlace iónico.....	21
7.1. Propiedades de los compuestos iónicos.....	23

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

8. Enlace	
covalente.....	
.....	24
8.1. Naturaleza del enlace	
covalente.....	24
8.2. Enlace covalente coordinado o	
dativo.....	27
8.3. Polaridad del enlace	
covalente.....	29
8.4. Polaridad de las moléculas y geometría	
molecular.....	31
8.5. Propiedades de los compuestos	
covalentes.....	32
9. Fuerzas	
intermoleculares.....	
.....	34
9.1. Fuerzas intermoleculares de Van der	
Waals.....	34
9.2. Enlace de	
hidrógeno.....	
.....	36
10. Enlace	
metálico.....	
.....	37
10.1. El modelo del “mar	
electrónico”.....	37
10.2. Propiedades de los	
metales.....	37

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA

I.	Conceptos básicos de formulación.....	39
II.	Compuestos binarios.....	39
	a. Óxidos.....	39
	b. Peróxidos.....	40
	c. Hidruros metálicos.....	41
	d. Hidruros no metálicos.....	42
	e. Sales binarias.....	43
III.	Compuestos ternarios.....	44
	a. Oxoácidos.....	44
	b. Sales oxoácidas.....	46

Química Acceso a CCFF de grado superior Op Ay B

c. Hidróxidos.....	
.....	47
Sales ácidas.....	48

1. El átomo divisible

Como ya sabemos, la materia es discontinua y está formada por partículas indivisibles denominadas átomos; sin embargo, esta idea empezó a ser sometida a discusión a mediados del siglo XIX, cuando se inició el estudio del comportamiento de la materia frente a la electricidad.

1.1. Descubrimiento del electrón

En 1875, el inglés **William Crookes** (1832-1919) observó que si en un tubo de vidrio que contiene gas a muy baja presión se introducen dos electrodos (varillas metálicas) y entre ellos se aplica una diferencia de potencial elevada, aparece un flujo de corriente que parte del electrodo negativa, o **cátodo**, y viaja hasta el electrodo positivo, o **ánodo**. Allí choca con el vidrio que está tras él (que tiene una capa de sulfuro de cinc, ZnS), produciendo una luminiscencia. El alemán **Eugen Goldsteins** (1850-1930) llamó dicho flujo **rayos catódicos**, al tener su origen en el cátodo del tubo.

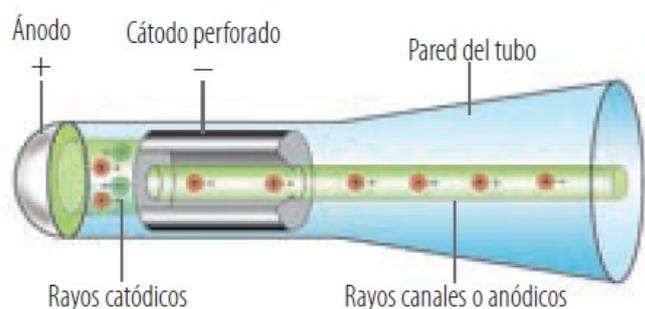


Imagen 1. Rayos catódicos

Diversos experimentos realizados con estos rayos demostraron que:

- Viajan en línea recta: un objeto colocado en la trayectoria de los rayos catódicos proyecta una sombra.
- Tienen carga eléctrica negativa: los rayos catódicos tienen carga negativa, pues son desviados por los campos eléctricos.
- Poseen masa: los rayos catódicos tienen masa, ya que pueden hacer girar una rueda de paletas.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

En 1897, el inglés **Joseph John Thomson**, estudiando el grado de desviación de los rayos catódicos en presencia de campos eléctricos y magnéticos, demostró que se trataba de partículas cargadas negativamente, halló su relación carga/masa ($1,759 \cdot 10^{11}$ C/kg) y les llamó **electrones**, denominación que ya había sugerido en 1891 el físico irlandés **George Stoney**.

Pronto se vio que la relación carga/masa era la misma independientemente del tipo de gas existente en el tubo, la fuente de electricidad empleada o la composición de los electrodos. Esto hizo pensar que los electrones debían estar presentes en todos los átomos.

Thomson no pudo medir ni la carga ni la masa del electrón, pero el estadounidense **Robert Millikan** (1868-1953), con su experimento de la “gota de aceite”, determinó en 1909 **la carga eléctrica del electrón ($1,602 \cdot 10^{-19}$ C)**. Este valor constituye la carga eléctrica mínima que puede transportar una partícula.

Conocida la carga del electrón, se puede hallar su masa:

La masa más ligera conocida hasta entonces era la del átomo de hidrógeno ($1,661 \cdot 10^{-27}$ kg). ¡El electrón tiene una masa casi dos mil veces inferior a la del átomo más pequeño! No había duda:

Los **electrones** son partículas fundamentales que se encuentran en todos los átomos.

2. Modelos atómicos

Para interpretar la naturaleza, el científico hace uso de modelos. Un modelo es una construcción lógica que sirve para explicar las características o los hechos que se presentan en una realidad. Así, por ejemplo, para explicar la construcción de los átomos, se han propuesto diferentes modelos a lo largo de la historia: desde los de Dalton, Thomson, Rutherford o Bohr, a los actuales modelos atómicos, cada vez más claros y completos.

2.1. Primer modelo atómico: modelo de Thomson

En 1904, **J.J. Thomson** sugirió un modelo que permitía encajar a los recién descubiertos electrones dentro de un átomo eléctricamente neutro (ya que así se suele presentar la materia). Imaginó a los átomos como esferas macizas y uniformes de carga positiva neutralizada por los electrones, que estarían incrustados en ellas.

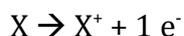
La adición de nuevos electrones dotaría al átomo de una carga negativa, mientras que la pérdida de algunos de los electrones primitivos le proporcionaría una carga positiva.

2.2. Descubrimiento de protón

En 1886, **Goldstein** observó, en un tubo de rayos catódicos con cátodo perforado, unos nuevos rayos que atravesaban los orificios o canales. Fueron llamados rayos canales o positivos porque viajaban hacia el electrodo negativa, es decir, en sentido opuesto al de los rayos catódicos. Los rayos canales también se propagan en línea recta, presentan luminosidad y son desviados por la acción de campos eléctricos y magnéticos, lo que demuestra su naturaleza eléctrica, aunque esta es de signo contrario a la de los rayos catódicos. A diferencia de ellos, la relación carga/masa de estos nuevos rayos sí depende de la naturaleza del gas encerrado en el tubo, lo que hizo pensar que el origen de los rayos canales se encontraba en los choques de los rayos catódicos con los

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

átomos del gas del tubo, a los que arrancaban algunos de sus electrones y convertían en iones, es decir, en **átomos cargados eléctricamente**.



Cuando el tubo contiene hidrógeno, sucede lo siguiente:

- Cada partícula positiva posee una masa aproximadamente igual a la del propio átomo de hidrógeno, es decir, 1836 veces mayor que la del electrón.
- Su carga positiva es igual, en valor, a la del electrón.
- La relación carga/masa es la más alta obtenida: $9,573 \cdot 10^7$ C/kg.

Todo esto indica que el ion H^+ es otra partícula fundamental.

Ernest Rutherford, discípulo de Thomson, llamó protones (p) a estas iones H^+ .

Conocida la carga del protón, su masa se obtiene mediante la siguiente relación:

Dado que los átomos del gas hidrógeno encerrado en el tubo son neutros, podemos concluir que electrones y protones son partes integrantes de los átomos y que en cada átomo neutro existe el mismo número de ambas partículas.

2.3. Modelo atómico de Rutherford

En 1910, un grupo de investigadores dirigido por **Rutherford** realizó un experimento, ya clásico, que mostraba cómo se distribuyen los electrones y los protones en el átomo.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Dirigieron sobre una lámina de oro muy fina (es decir, con pocas fila de átomos) un haz de partículas α (iones positivos) procedentes de una fuente radiactiva, las cuales actuaban a modo de proyectil. Estas, al incidir sobre la lámina de oro, la atravesaban y llegaban a una pantalla recubierta con sulfuro de cinc, ZnS, donde producían un destello luminoso observable mediante una lupa. Se contaron todos los impactos para así poder determinar el número relativo de partículas α que se desviaban en diversos ángulos. Como se esperaba, y debido a la gran masa, velocidad y energía cinética de las partículas α , la mayoría pasaba en línea recta a través de la lámina, pero unas pocas, aproximadamente una de cada veinte mil, experimentaban grandes desviaciones e incluso rebotaban.

Luego, si la masa y la carga eléctrica del átomo estuviesen distribuidas de manera uniforme, tal y como mantenía Thomson, no tendrían por qué aparecer las desviaciones que experimentaban las partículas α , algunas de las cuales como se ha indicado, llegaban incluso a rebotar contra la lámina.

Por consiguiente, el átomo, según Rutherford, contenía una zona con carga positiva, muy pequeña y extremadamente densa, que explicaría, por repulsión, el rebote de algunas de las partículas α . Rutherford le dio el nombre de núcleo y en 1911 sugirió un nuevo modelo atómico. Según dicho modelo, el átomo consta de dos partes:

- El núcleo, que ocupa una fracción muy pequeña del volumen total del átomo, acapara la mayor parte de su masa y está cargado positivamente con protones.
- La corteza, extensa zona donde los electrones giran alrededor el núcleo. Como dicha zona ocupa la mayor parte del volumen atómico y

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

la masa de los electrones es tan pequeña, se puede decir que es una zona de vacío.

2.4. Descubrimiento del neutrón

Rutherford sugirió, en 1920, la existencia de un tercer tipo de partícula que, sin carga, tendrían una masa parecida a la del protón y estabilizaría el núcleo. Propuso llamarle **neutrón**. En 1932, **James Chadwick** (1891-1974), discípulo de Rutherford, bombardeando berilio con partículas α , detectó una radiación neutra muy penetrante: eran los neutrones (n).

Hoy se sabe que los neutrones tienen una masa ligeramente mayor que la del protón y que se encuentran junto a este en los núcleos de todos los átomos, con excepción de la forma común del hidrógeno. A siguiente tabla refleja las características más importantes de las partículas fundamentales constituyentes del átomo (electrón, protón y neutrón) descubiertas hasta ese momento.

Partícula	Carga (C)	Carga (C) relativa	Masa(g)	Masa (u) reposo
Electrón	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,107 \cdot 10^{-28}$	0,00055
Protón	$1,602 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,673 \cdot 10^{-24}$	1,0076
Neutrón	0	0	$1,675 \cdot 10^{-24}$	1,0090

3. **Números que identifican a los átomos**

Los átomos se diferencian entre sí por el número de partículas subatómicas que contienen, que vienen identificadas mediante dos números: el atómico y el másico.

3.1. Número atómico

En 1913, el inglés Henry Moseley (1887-1915) ideó un método que permitía conocer la carga positiva existente en el núcleo de un átomo. A

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

partir de ese momento, los elementos pudieron ser ordenados en orden creciente por su carga nuclear, que pasó a llamarse número atómico.

El número atómico expresa la carga nuclear de un átomo, es decir, el número de protones que tiene, y es una propiedad característica del elemento al que pertenece. Se representa por la letra Z.

Así, $Z_{\text{H}} = 1$, $Z_{\text{He}} = 2$, $Z_{\text{Li}} = 3$... significa que los átomos de hidrógeno tienen 1 protón en su núcleo; los de helio, 2 protones; los de litio, 3, etcétera.

En un átomo neutro, el número de protones coincide con el de electrones. No sucede así en los iones positivos (cationes), donde el número de electrones es menor que el de protones; ni en los iones negativos (aniones), donde es mayor el número de electrones.

Por ejemplo, $Z_{\text{Na}} = 11$ indica que el átomo de sodio tiene 11 protones en el núcleo y 11 electrones en la corteza, mientras que su ion Na^+ tendrá 11 protones en el núcleo y 10 electrones en la corteza. Siguiendo el mismo razonamiento, S^{2-} ($Z_{\text{S}} = 16$) es un ion con 16 protones en el núcleo y 18 electrones en su corteza.

3.2. Número másico

El número másico expresa la suma de protones y neutrones existentes en el núcleo de un átomo. Se representa por la letra A.

$$A = Z + \text{neutrones}$$

El número atómico, el número de neutrones y los números másicos son siempre números enteros positivos.

La composición del núcleo de un átomo se indica de la siguiente forma:

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

donde X es el símbolo del elemento, Z es el número atómico (se sitúa abajo y a la izquierda), y A es el número másico (se sitúa arriba y a la izquierda).

Así, la expresión ${}_{10}^{20}\text{Ne}$ nos informa de que el núcleo de un átomo del elemento neón está formado por 10 protones y 10 neutrones (20 – 10).

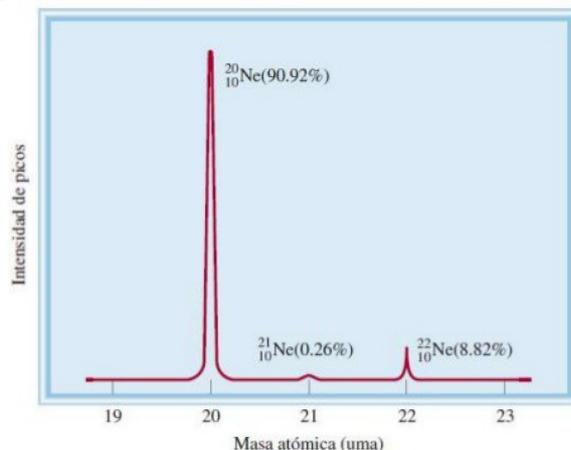
Aplicación 1:

Calcula el número de protones, neutrones y electrones que existen en los siguientes elementos e iones: Al, Al³⁺, O y O²⁻, sabiendo que sus números másicos son 27 para el Al y 16 para el O, y sus números atómicos, 13 y 8, respectivamente.

- Para el Al: protones = 13, electrones = 13, neutrones = 14
- Para el Al³⁺: protones = 13, electrones = 10, neutrones = 14
- Para el O: protones = 8, electrones = 8, neutrones = 8
- Para el O²⁻: protones = 8, electrones = 10, neutrones = 8

Isótopos

En 1913, se observó que si los tubos de descarga contenían neón, de masa atómica 20, 18, aparecían dos tipos de desviaciones cuando se aplicaban dos campos paralelos, uno eléctrico y otro magnético. Una de las desviaciones correspondía a partículas de masa 20, y la otra, más débil, a partículas de masa 22. Esto quería decir que el elemento neón contenía dos tipos atómicos.



El espectro de masas de los tres isótopos del neón.

Imagen 2. Espectro de masas del neón. Hoy se sabe que este elemento tiene tres isótopos.

Desde Dalton se creía que todos los átomos de un elemento eran iguales. Sin embargo, este experimento parecía contradecir aquel postulado. Como estos átomos de masa distinta debían colocarse en el mismo lugar del sistema periódico, pues pertenecen al mismo elemento, se les llamo isótopos, término griego que significa precisamente “mismo lugar”.

Se llaman isótopos las distintas clases de átomos que forman un elemento. Los isótopos tienen el mismo número atómico y distinto número másico, es decir, se diferencian e el número de neutrones.

Actualmente se sabe que la mayoría de los elementos se encuentran en forma de mezclas isotópicas. Por ejemplo, el hidrógeno tiene tres isótopos: , y , cuya abundancia en el elemento hidrógeno es de 99,985 %, 0,015 % y 0,0001 %, respectivamente. Cada isótopo de hidrógeno tiene nombre propio: protio, deuterio y tritio .

En la naturaleza, la mayoría de los elementos poseen dos o más isótopos que se presentan siempre en las mismas proporciones.

Las masas atómicas no son números enteros. Así, la masa atómica del hidrógeno es 1,00794; la del oxígeno, 15,9994; la del cloro, 35,457, etcétera.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

La causa principal de que las masas atómicas de los elementos sean números decimales es que son medias ponderadas de las masas atómicas de los isótopos que contiene.

La masa atómica de un isótopo es algo menor que la correspondiente al conjunto de sus protones y neutrones, debido a la pérdida de masa que se libera en forma de energía al formarse el núcleo. Por ejemplo, el isótopo ^{35}Cl tiene una masa de 34,96885.

En base a todo esto, se puede mejorar la definición de elemento de Boyle (“sustancia que no puede descomponerse en otras más sencillas”):

Un elemento químico es aquella sustancia pura formada por átomos que tienen igual número atómico.

Así, el protio, el deuterio y el tritio son átomos que pertenecen al mismo elemento, el hidrógeno (H). Y los tres isótopos del neón, por su parte forman parte del elemento Ne (neon).

Aplicación 2:

Calcula la masa atómica del cloro sabiendo que está constituido por dos isótopos, , , d masas 34,9688 u y 36,9659 u, y que sus abundancias en la naturaleza son del 75,53 % y del 24,47 % respectivamente.

Se trata de hallar una media ponderada. Así, en 10000 átomos de cloro habrá 7553 átomos de y 2447 átomos de . La masa de todo ellos será:

$$7553 \cdot 34,9688 + 2447 \cdot 36,9659 = 354574 \text{ u}$$

Con lo que la masa promedio de cada uno es

La elección de 10000 átomos está relacionada con el número de decimales de los porcentajes de abundancia. De esta forma conseguimos un número entero de átomos de cada clase.

El problema puede resolverse también eligiendo 100 átomos, pero entonces no debe extrañarnos, que se hable de 75,53 átomos y 24,47 átomos.

4. Modelo atómico de Bohr

Cuando Rutherford diseñó su modelo, no tuvo en cuenta ciertos trabajos publicados en aquella época (la hipótesis de Planck, los espectros atómicos y la explicación del efecto fotoeléctrico), que le hubieran permitido corregir alguno de sus errores. Estos hechos no pasaron inadvertidos para Niels Bohr, quien, teniéndose en cuenta, sugirió que en el átomo:

- Los electrones giran en torno al núcleo en ciertas órbitas circulares estables donde al moverse no pierden energía (a estas órbitas se les denomina estacionarias).

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

- Las únicas órbitas permitidas son aquellas cuya energía adopta unos valores determinados (y no cualquier valor). A estas órbitas les llamó niveles de energía y las representó por la letra n.
- Cuanto más alejado esté el nivel del núcleo, mayor será su energía.
- Un electrón puede saltar de un nivel de mayor energía a otro emitiendo ese exceso en forma de radiación (o absorbiendo el defecto de energía, si salta de un nivel menos energético a otro más energético).

4.1. Correcciones al modelo de Bohr

Pronto se vio que el modelo de Bohr solo explicaba satisfactoriamente el espectro de hidrógeno y, cuando se construyeron espectroscopios de mayor poder resolutivo, pudo comprobarse que las rayas de los espectros atómicos poseían una estructura fina: cada raya era, en realidad, un conjunto de líneas muy próximas.

Para explicar este fenómeno, el alemán **Arnold Sommerfeld** (1868-1951) sugirió, en 1915, que las órbitas no tenían por qué ser circulares, sino que también podían ser elípticas, y en cada una de ellas el electrón se movería con una energía ligeramente distinta.

En 1896, el holandés **Pieter Zeeman** (1865-1943) descubrió que las rayas espectrales sufrían un desdoblamiento cuando el espectro se realizaba bajo la influencia de un intenso campo magnético, lo cual se interpretó diciendo que las órbitas elípticas podían adoptar **distinta orientación espacial**.

Finalmente, en 1925, los también holandeses **George Uhlenbeck** (1900-1988) y **Samuel Goudsmit** (1902-1978) comprobaron experimentalmente empleando potentes campos magnéticos y métodos espectroscópicos de alto poder de resolución, un desdoblamiento de cada una de las rayas de Zeeman. Con esto se confirmaba la hipótesis lanzada tres años antes por los científicos **Stern** y **Gerlach** de que el electrón, al girar sobre su eje, creaba un pequeño campo magnético en la dirección del giro.

4.2. De las órbitas a los orbitales

El francés **Louis Victor**, duque de **Broglie** (1892-1987), sostuvo, en 1925, que la materia y la radiación deberían poseer propiedades tanto de partículas como de ondas.

Un año después, **Davisson** y **Germer** obtuvieron figuras de difracción de un haz de electrones, lo que corroboraba la hipótesis anterior: los electrones **se comportaban como ondas**. Había que abandonar las ideas e la mecánica clásica (la de Newton) y crear una nueva mecánica que tuviera en cuenta la naturaleza ondulatoria del electrón.

Entre 1925 y 1930, científicos como el alemán **Werner Heisenberg**, el austriaco **Erwin Schrödinger** (1887-1961) y el inglés **Paul Dirac** (1902-1984) entre otros, desarrollaron esta nueva teoría, que fue denominada **mecánica cuántica**.

El enfoque que se adopta ahora era muy diferente al de la mecánica básica: había que abandonar cualquier modelo mecánica del átomo del tipo de Bohr y centrarse en el planteamiento y la resolución de las ecuaciones matemáticas que caracterizaron a las ondas estacionarias. Las soluciones de estas ecuaciones dieron como resultado unos valores llamados **número cuánticos**.

El **principio de incertidumbre de Heisenberg**, enunciado en 1927, establece que:

Es imposible conocer simultáneamente y con precisión la posición y la velocidad de un electrón en el átomo, ya que en el caso de que pudiéramos detectar un electrón para poder medir su velocidad habría que comunicarle energía, con el consiguiente tránsito a un nivel energético superior.

Al no poder localizar con exactitud el electrón debemos hablar de la **probabilidad** de encontrarlo en una cierta región del espacio alrededor del núcleo del átomo donde la energía es menor.

Un **orbital atómico** es la zona del espacio en la que hay mayor probabilidad de encontrar un electrón con determinada energía.

Los **cuatro número cuánticos** están relacionados con los orbitales así:

- **n es el número cuántico principal.** Indica la energía del orbital. Sus valores son número enteros a partir de 1.
- **l es el número cuántico secundario o azimutal.** También es responsable de la energía del orbital, aunque en menor medida que n . Sus valores indican el tipo de orbital que puede ocupar el electrón y varían desde 0 hasta $n - 1$:
 - Si $l = 0$, diremos que el orbital es de tipo **s**
 - Si $l = 1$, diremos que el orbital es de tipo **p**
 - Si $l = 2$, diremos que el orbital es de tipo **d**
 - Si $l = 3$, diremos que el orbital es de tipo **f**
- **m es el número cuántico magnético.** Indica las posibles orientaciones espaciales de los orbitales. Sus valores desde $-l$ hasta $+l$, pasando por el cero. Se manifiesta cuando a la muestra atómica se le aplica un campo magnético.
- **s es el número cuántico de espín.** Señala la orientación del minúsculo campo magnético que produce el electrón. Sus valores son $-1/2$ y $+1/2$.

Principio de exclusión de Pauli

Según este principio, en un átomo cualquiera no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales, es decir, cada orbital atómico solo puede alojar a dos electrones.

Por ejemplo, cuando $n = 1$, entonces $l = 0$ y $m = 0$. Como m solo tiene un valor, estamos ante un único orbital: el 1s. Este orbital puede contener dos electrones de números cuánticos $(1, 0, 0, +1/2)$ y $(1, 0, 0, -1/2)$. Sin embargo, no puede contener ninguno más, ya que, si así fuera, el tercer electrón repetiría valores de números cuánticos (pues el espín solo puede tomar dos valores).

4.3. Configuraciones electrónicas

El ordenamiento de los electrones de un átomo en los diferentes niveles y orbitales se conoce como configuración electrónica del estado fundamental (estado de mínima energía). Para determinarla, ten en cuenta estas tres reglas:

- **Regla de la mínima energía o principio de construcción.** Los electrones van ocupando los orbitales en orden creciente de energía, empezando por los de menor energía, que son los más cercanos al núcleo. El orden de energía se puede recordar con ayuda del diagrama de Moeller
- **Regla de Pauli o principio de exclusión.** En un orbital solo caben dos electrones apareados, es decir, con sus espines opuestos.
- **Regla de Hund o principio de máxima multiplicidad.** A la hora de llenar orbitales de la misma energía (como en los 3 orbitales p, en los 5 orbitales d y en los 7 orbitales f), los electrones se disponen de manera que estén apareados al máximo y

mantengan sus espines paralelos: dos electrones no se situarán en el mismo orbital $2p_x$ si están libres los $2p_y$ y $2p_z$.

La configuración electrónica de un elemento se puede indicar de tres formas.

- Señalando los orbitales atómicos en forma de celda (diagrama de orbitales), y los electrones con una flecha hacia arriba, \uparrow , o hacia abajo, \downarrow , según espín. Ejemplo, Li: $\uparrow\downarrow\uparrow$
 $1s \quad 2s$
- Utilizando la notación de sus orbitales e indicando el número de electrones totales arriba y a la derecha. Ejemplo, Li: $1s^2 2s^1$
- Empleando el símbolo del gas noble que le precede y continuado según la notación anterior. Ejemplo, Li: $[\text{He}] 2s^1$

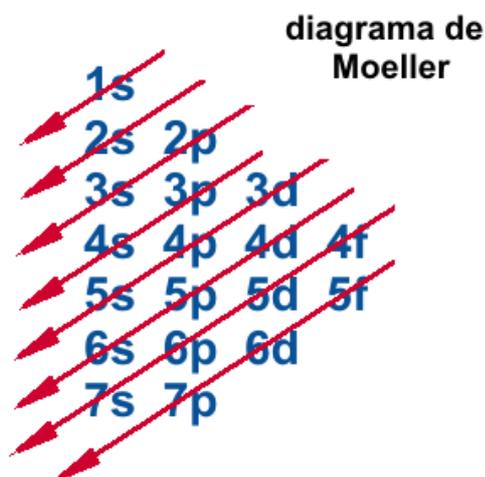


Imagen 3. Diagrama de Moeller.

5. El sistema periódico actual

Desde 1870, varios descubrimientos vinieron a amenazar el equilibrio de la tabla de Mendeliev. El primero fue el de las tierras raras (hoy llamadas lantánidos). Mendeliev conocía cinco: el iterbio, el lantano, el erbio, el

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

terbio y el didimio (este último era en realidad una mezcla de dos elementos, el praseodimio y el neodimio), pero nunca consiguió encontrarles un sitio.

Aunque más fáciles de clasificar, los gases nobles también sacudieron violentamente la tabla de Mendeleiev. En 1895, el escocés **William Ramsay** (1852-1916) aisló el argón y el helio; como no presentaban ninguna propiedad de tipo químico, resultaban difíciles de clasificar. Finalmente, se decidió formar un grupo nuevo, el grupo cero, que rápidamente fue completado al descubrimiento del neón (“nuevo”), el criptón (“oculto”) y el xenón (“extranjero”).

El inglés **Henry Moseley** (1887-1915) encontró, en 1914, una relación entre la frecuencia de las rayas espectrales y el número atómico del elemento y demostró que es el **número atómico** (y no la masa atómica) **el que responde a las propiedades químicas de los elementos.**

El sistema periódico actual consta de 117 elementos y sitúa:

- A los elementos por orden creciente de sus número atómicos.
- En un mismo grupo (columna vertical) a elementos con propiedades químicas y físicas parecidas. Existe dieciocho grupos.
- En un mismo período (fila horizontal) a los elementos cuyas propiedades cambian de forma progresiva. Hay siete períodos.
- A los metales a la izquierda y en el centro, y a los no metales a la derecha, con excepción del hidrógeno, que se coloca en el grupo 1 por tener una configuración electrónica parecida.

Los grupos se nombran con números arábigos desde el uno hasta el dieciocho. Algunos de ellos tienen nombres propios, concretamente el grupo 1 (alcalinos), el grupo 2 (alcalinotérreos), el grupo 13 (térreos o boroideos), el grupo 12 (carbonoideos), el grupo 15 (nitrogenoideos), el grupo 16 (anfígenos), el grupo 17 (halógenos) y el grupo 18 (gases nobles).

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

La imagen muestra una tabla periódica de los elementos, organizada en 7 períodos y 18 grupos. Los elementos están clasificados por grupos y períodos, con colores que indican sus propiedades químicas. Los grupos están numerados del 1 al 18. Los períodos están numerados del 1 al 7. Los elementos de transición y los elementos de transición interna (lantánidos y actínidos) están representados con asteriscos y se sitúan fuera del sistema periódico principal.

Período	Grupo 1	Grupo 2	Grupo 3	Grupo 4	Grupo 5	Grupo 6	Grupo 7	Grupo 8	Grupo 9	Grupo 10	Grupo 11	Grupo 12	Grupo 13	Grupo 14	Grupo 15	Grupo 16	Grupo 17	Grupo 18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
			*	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Le
			**	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Imagen 4. Clasificación de los elementos por grupos en el sistema periódico.

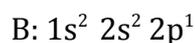
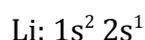
Del primero, segundo y tercer períodos se dice que son cortos, y desde este hasta el séptimo, que son largos, debido a que ellos están situados los elementos de transición y los elementos de transición interna (lantánidos y actínidos); estos últimos suelen situarse fuera del sistema periódico.

5.1. Periodicidad en la configuración electrónica y la valencia

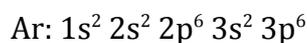
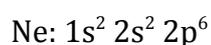
El elemento más sencillo, el hidrógeno (H), tiene un solo electrón, que se encuentra en el orbital $1s$, es decir, su configuración es $1s^1$. La configuración del resto de los elementos puede construirse sin más que ir añadiendo un electrón (electrón diferenciador) en el orbital vacante de menor energía. Así, en el caso del helio (He), que tiene dos electrones, el electrón diferenciador va también al orbital $1s$, y su configuración es $1s^2$. De este modo, cada elemento tiene de forma sucesiva la misma configuración electrónica que su predecesor en el sistema periódico más un electrón diferenciador, salvo alguna excepción.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

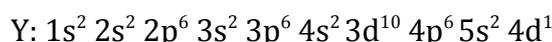
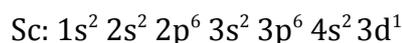
- Los elementos de los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16 y 17 tienen su electrón diferenciador en orbitales **s** o **p** en el nivel del mismo número que el indica su período. Ejemplos.



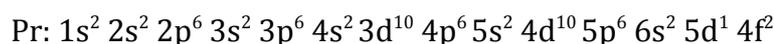
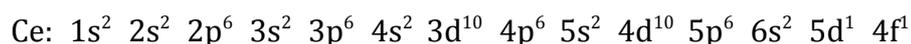
- Los gases nobles tienen completos los orbitales **p** en el nivel del mismo número que el que indica su período (excepto el He). Ejemplos.



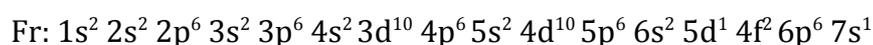
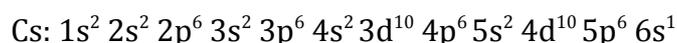
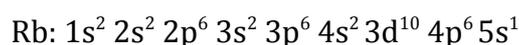
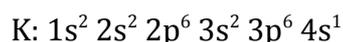
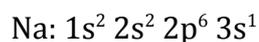
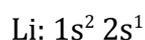
- Los elementos de transición tienen el electrón diferenciador en orbitales **d** en el nivel del número anterior al que indica su período. Ejemplos.



- Los elementos de transición interna tienen el electrón diferenciador en orbitales **f** en el nivel del número dos unidades menos al de su período. Ejemplos.



- Los elementos de un mismo grupo poseen el mismo número de electrones en su nivel más externo. Ejemplos.



Valencia de un elemento

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Al nivel electrónico más externo de un átomo se le conoce como **nivel de valencia**, y a los electrones allí situados, **electrones de valencia**. Si nos fijamos en las configuraciones electrónicas anteriores, podemos concluir que los metales alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs y Fr) poseen un electrón de valencia. Como, además, los elementos de un mismo grupo tienen parecidas propiedades químicas, puede afirmarse que:

El comportamiento químico de un elemento lo determinan fundamentalmente los electrones de valencia.

Se conoce de manera experimental la muy escasa reactividad que presentan los átomos de los gases nobles. Por otra parte, estos átomos tienen una distribución electrónica especialmente estable, con los orbitales s y p del nivel de valencia completos (s^2 y p^6). Los restantes átomos del sistema periódico son mucho más reactivos y no presentan los niveles de valencia completos.

Con estos hechos, es fácil llegar a la conclusión de que, si exceptuamos los gases nobles, el resto deben combinarse, cediendo, captando o compartiendo electrones, hasta alcanzar la configuración estable del gas noble, es decir, hasta poseer ocho electrones en el nivel de valencia. Esta regla es conocida como **regla del octeto** o de los **ocho electrones**.

La capacidad de combinación que tienen los átomos se denomina **valencia** y se define como el número de átomos de hidrógeno que pueden unirse o ser sustituidos por un átomo del correspondiente elemento.

El átomo de oxígeno, con seis electrones de valencia, puede captar dos más y, combinándose con dos átomos de hidrógeno, formar agua (H_2O).

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Diremos que la valencia del oxígeno es dos. El átomo de nitrógeno, con cinco electrones de valencia, puede adquirir tres más y, combinándose con tres átomos de hidrógeno, formar amoníaco (NH_3). Así pues, la valencia del nitrógeno es tres.

La **valencia iónica** de un elemento viene dada por el número de electrones que gana o pierde para formar un ion estable. Para deducir la valencia iónica de un elemento, debemos conocer su estructura electrónica. Por ejemplo, el sodio (Na : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) tiende a perder el electrón del orbital $3s$ para adquirir una estructura de gas noble y convertirse en Na^+ (ion sodio). La valencia iónica del sodio es 1.

Los elementos de transición suele presentar varias valencias debido a la facilidad con la que pierden algunos electrones de los subniveles d . Por ejemplo, las valencias del hierro son 2 y 3.

La tendencia del átomo de flúor, $1s^2 2s^2 2p^5$, es ganar un electrón y completar su octeto. Así se convierte en F^- (ion fluoruro). La valencia del flúor es 1.

La valencia de un elemento viene determinada por su disposición electrónica.

6. Naturaleza del enlace químico

Los procesos naturales, en su transcurso, tienden siempre a adquirir la máxima estabilidad.

En la naturaleza, solo los gases nobles poseen el don de la estabilidad como átomos aislados. La configuración electrónica que tienen los gases nobles ($ns^2 np^6$ en general, salvo en el caso del helio, que es $1s^1$) es, pues, la única configuración estable, y en ella, la última capa está totalmente completa. Por tanto, admitiremos este hecho como un criterio de estabilidad.

Un átomo es estable cuando su última capa está completa.

Así, el hidrógeno será estable cuando consiga tener dos electrones en la última capa, como el helio ($1s^2$); el oxígeno ($1s^2 2s^2 2p^4$) alcanzará la estabilidad cuando adquiriera los dos electrones que le faltan para completar su capa, mientras que el sodio ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) deberá perder su electrón del orbital 3s para tener su última capa completa.

¿Y cómo se pierden o ganan los electrones necesarios para conseguir la estabilidad? La mayoría de los átomos tratan de alcanzar la estabilidad uniéndose con otros átomos para formar un **compuesto químico**, que es más estable que los átomos por separado. A esta unión se la denomina **enlace químico**.

Los átomos se enlazan formando compuestos con el fin de adquirir conjuntamente configuraciones electrónicas estables.

6.1. La naturaleza de los enlaces

Al aproximarse dos átomos se producen varios tipos de interacciones: atracción núcleo-electrón, repulsión entre núcleos y repulsión entre nubes electrónicas. Cuando la repulsión entre los núcleos y entre las nubes electrónicas de ambos átomos **se iguala** a la fuerza de atracción entre el núcleo de un átomo con las nubes electrónicas del otro átomo, se forma el **enlace**. Ambas fuerzas, tanto las atractivas como las repulsivas, determinan la distancia de equilibrio a la que se sitúan finalmente los átomos (**longitud o distancia de enlace**). Se llega así a una situación estable que presenta una cantidad mínima de energía (**energía de enlace, E_e**).

Como las fuerzas que dan lugar al enlace son de tipo electrostático (repulsivas y atractivas), debemos concluir que:

La naturaleza del enlace es siempre **electrostática**.

6.2. Tipos de enlace

Existen tres mecanismos de formación de enlaces entre átomos:

- **Enlace iónico.** Se produce entre iones de distinto signo.
- **Enlace covalente.** Los átomos comparten sus electrones de valencia.
- **Enlace metálico.** Los átomos metálicos liberan sus electrones de valencia y estos pueden moverse por toda la red metálica.

Sin embargo, las uniones entre las moléculas son diferentes y se denominan **uniones intermoleculares**.

7. Enlace iónico

Una de las formas de alcanzar la configuración estable del gas noble es perdiendo o ganando electrones. Como ejemplo, vamos a analizar la formación del cloruro de magnesio (MgCl_2).

- La configuración electrónica del magnesio es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

Para tener una configuración estable, deberá perder los electrones del orbital 3s. Al hacerlo, se convertirá en el catión Mg^{2+} .



- La configuración electrónica del cloro es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

Para tener una configuración estable, deberá adquirir un electrón y completarlos orbitales 3p; de este modo, se convertirá en el anión Cl^{-} .



La unión entre magnesio y cloro nunca podrá ser uno a uno, puesto que el magnesio debe perder dos electrones, y el cloro solo puede aceptar uno. La única posibilidad, pues, es que cada átomo de magnesio ceda cada uno de sus dos electrones a dos átomos de cloro siguiendo una relación de 1 a 2. Por consiguiente, será:



Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B



Se produce, de este modo, una atracción electrostática entre iones de signo opuesto y se forma el enlace iónico. Además, como una carga eléctrica atrae a las de signo opuesto en todas las direcciones del espacio por igual, el ion Mg^{2+} se rodeará de varios iones Cl^{-} que, a su vez, se rodearán de varios iones Mg^{2+} , y así sucesivamente.

Por tanto, en los compuestos con enlaces iónicos lo que de verdad se forman son agregados de iones, de modo que la fórmula no corresponde a una molécula real, sino que refleja la proporción en la que participan los distintos iones. Es decir, la fórmula MgCl_2 solo indica que en el compuesto hay doble proporción de iones Cl^{-} que de Mg^{2+} .

- Los compuestos iónicos no forman moléculas, sino agregados iónicos cuya ordenación espacial da lugar a **redes cristalinas geométricas**.
- La fórmula química de un compuesto iónico es una **fórmula empírica**, ya que solo refleja la proporción en la que participan los iones en la red cristalina.

En el siguiente cuadro se indican algunos ejemplos de uniones iónicas:

Uniones iónicas	Ejemplos
Metales de los grupos 1 y 2 (alcalinos y alcalinotérreos) con no metales de los grupos 15, 16 y 17 formando óxidos, haluros...	Bromuro de potasio, KBr; fluoruro de calcio, CaF_2 ; cloruro de sodio, NaCl; óxido de sodio, Na_2O ; óxido de calcio, CaO; óxido de magnesio, MgO; cloruro de magnesio, MgCl_2
Unión de algunos metales de transición y del grupo 13 con no metales de los grupos 15, 16 y 17	Óxido de hierro (II), FeO; óxido de cobre (I), Cu_2O ; cloruro de oro (III), AuCl_3 ; óxido de aluminio, Al_2O_3 ; sulfuro de hierro (III), Fe_2S_3 ; fosfuro de boro,

	BP
Compuestos formados por aniones complejos unidos a cationes metálicos	Carbonato de calcio, CaCO_3 ; carbonato de sodio, Na_2CO_3 ; sulfato de calcio, CaSO_4 ; nitrato de sodio NaNO_3 ; clorato de potasio, KClO_3

7.1. Propiedades de los compuestos iónicos

Las intensas fuerzas eléctricas entre iones y la estructura en forma de red cristalina explican las propiedades de los compuestos iónicos:

- A temperatura ambiente, son **sólido cristalinos**.
- Tienen **altos puntos de fusión y ebullición**. Las intensas fuerzas confieren al cristal una elevada estabilidad térmica y se requiere gran cantidad de energía para destruirlo.
- Son **duros y frágiles**. La dureza indica la oposición que presentan los cuerpos a ser rayados o, lo que es lo mismo, a romper sus enlaces. Los sólidos iónicos son muy compactos y cuesta mucho rayarlos; sin embargo, son frágiles: un golpe seco altera la red y hace que se enfrenten iones del mismo signo, lo que provoca la ruptura del cristal por efecto de la repulsión.
- Muchos de ellos son solubles en disolventes polares, como el agua, pero ninguno lo es en disolventes orgánicos apolares: gasolinas, benceno...
- En estado **sólido no conducen la electricidad**, ya que los iones ocupan posiciones fijas en la red cristalina y no pueden desplazarse. Sin embargo, **fundidos o en disolución**, los iones quedan libres y, si aplicamos un diferencia de potencial a la disolución, pueden desplazarse, con lo que se convierten en **conductores** de la electricidad.

Las reglas para disociar correctamente los compuestos iónicos son:

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

- La carga de cada uno de los iones resultantes de la disolución debe coincidir con su valencia y será positiva en el ion metálico y negativa en el no metálico.
- La suma de las cargas de todos los iones ha de ser cero.

Ejemplos:



Las propiedades de los iones son diferentes a las de los átomos de los que proceden.

8. Enlace covalente

En el mundo atómico existen casos de compartición que dan lugar a que dos átomos satisfagan sus necesidades de estabilidad al formar una molécula en la que comparten determinado número de electrones.

8.1. Naturaleza del enlace covalente

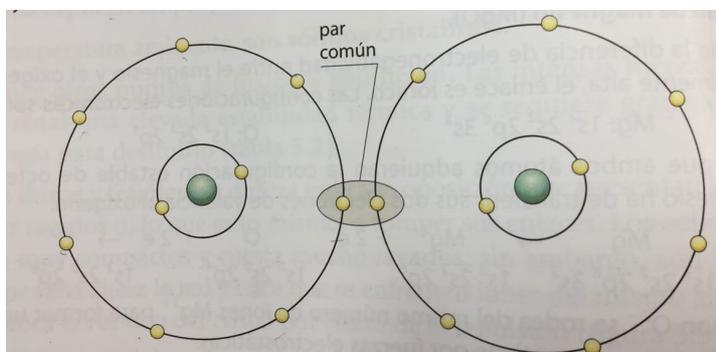
El modelo de enlace iónico analizado en el apartado anterior no sirve para explicar la formación de moléculas como la de hidrógeno (H_2), la de oxígeno (O_2), la de agua (H_2O), la de cloruro de hidrógeno (HCl) y la de cloro (Cl_2), por ejemplo. Así, el hecho de que los dos átomos de cloro ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$) tengan idéntica electronegatividad imposibilita el que uno de ellos pueda atraer, con más intensidad que el otro, un electrón de valencia de su compañero; por otra parte, aunque esto fuera posible, el sistema formado no sería estable, ya que uno de los átomos de cloro completaría el octeto y el otro no.

En 1916, **Lewis y Lagmuir** sugirieron que el enlace covalente se forma por compartición de pares de electrones (dos, cuatro o seis electrones).

Veamos esto en el caso de la molécula de (F_2). La configuración electrónica del átomo de flúor es $1s^2 2s^2 2p^5$. Si representamos esta configuración por capos, el flúor tiene dos electrones en la primera capa

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

y siete electrones en la segunda. Al combinarse dos átomos de flúor, ninguno puede quitar al otro un electrón. La única opción posible es aportar un electrón cada uno y compartirlos, de modo que el par de



electrones compartido pueda asignarse por igual a uno o a otro. De este modo, podemos considerar que hay ocho electrones en la última capa de cada átomo de flúor.

Imagen 5. Compartiendo el par de electrones, cada flúor completa el octeto.

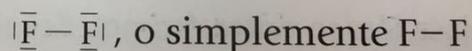
Diagrama de Lewis

Con los diagramas de Lewis se representan los electrones de la última capa en pareja o aislados mediante puntos o cruces en los cuatro lados alrededor del símbolo del elemento. Así, la última capa de flúor se representa:



(cada punto corresponde a un electrón)

El par electrónico compartido suele indicarse mediante un guión largo, mientras que los pares no compartidos se simbolizan por uno más corto.

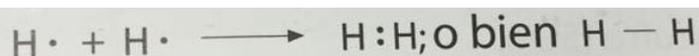


Mediante los diagramas de Lewis, explicaremos el enlace de algunas moléculas.

Moléculas de hidrógeno

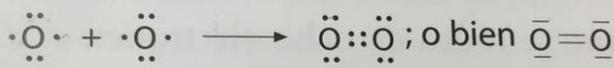
Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

El átomo de hidrógeno tiene una configuración electrónica $1s^1$. Al formarse la molécula (H_2), cada átomo aporta un electrón a una zona común de la molécula. Simultáneamente, esta adquiere la estabilidad del gas noble más cercano (helio).



Moléculas de oxígeno

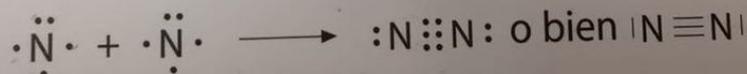
El átomo de oxígeno tiene como configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^4$. Al tener seis electrones de valencia, cada átomo de oxígeno debe compartir dos electrones. Por tanto, entre los dos comparten dos pares de electrones adquiriendo la configuración del gas noble más próximo.



En la molécula de oxígeno (O_2), los átomos están unidos mediante un enlace covalente doble (dos pares de electrones compartidos).

Moléculas de nitrógeno

El átomo de nitrógeno tiene como configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^3$. Al formarse la molécula (N_2), cada átomo comparte tres electrones, y así adquieren la estabilidad del octeto.

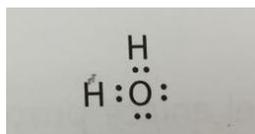


En la molécula N_2 , los átomos están unidos mediante un enlace covalente triple (tres pares de electrones compartidos).

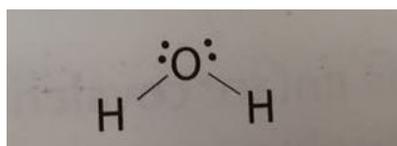
Moléculas de agua

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

El enlace covalente también se presenta entre átomos diferentes con electronegatividades semejantes. El agua, por ejemplo, está formada por la unión de dos átomos de hidrógeno con un átomo de oxígeno. Cada átomo de hidrógeno tiene un electrón, y el átomo de oxígeno posee seis electrones de valencia; por tanto, su estructura de Lewis sería;

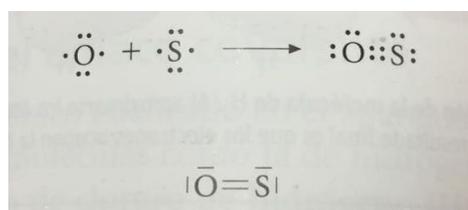


En esta estructura, ambos átomos adquieren por compartición la configuración del gas noble más próximo, Ne. Se representa del siguiente modo:



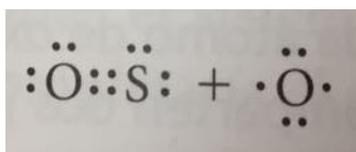
8.2. Enlace covalente coordinado o dativo

Para formar la estructura de monóxido de azufre, SO, y a fin de adquirir la estabilidad del gas noble más cercano, cada átomo debe compartir dos electrones:



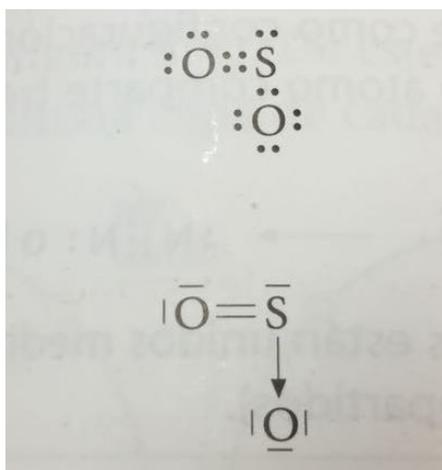
Para realizar la estructura de Lewis del dióxido de azufre (SO₃), partimos de la del monóxido de azufre (SO), pero se debe añadir otro átomo de oxígeno a dicha molécula:

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B



Si intentas unir el átomo de azufre con el nuevo átomo de oxígeno, comprobaras qué si este último se rodea de ocho electrones, el azufre no cumplirá la regla del octeto, ya que se rodearía de diez electrones.

Existe, sin embargo, una manera de unir al átomo de azufre y al nuevo átomo de oxígeno y, a la vez, cumplir la regla del octeto: que el azufre aporte, él solo, un par de electrones de los que tiene en la capa de valencia y los comparta con el átomo de oxígeno:



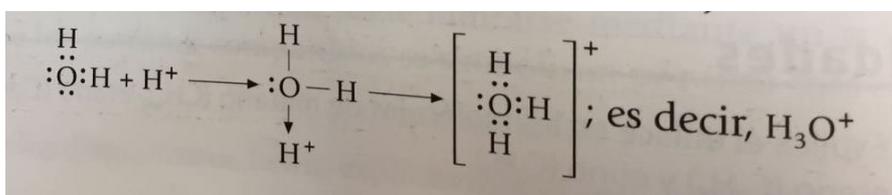
Así el átomo de azufre actúa como dador de un par de electrones, con respecto al segundo átomo de oxígeno, que actúa como aceptor. La molécula estaría formada por un doble enlace covalente y un enlace covalente coordinado o dativo.

Experimentalmente, se ha comprobado que la distancia entre los átomos de oxígeno y azufre es la misma, por lo que podemos considerar ambos enlaces equivalentes.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Cuando el par de electrones del enlace procede de uno solo de los átomos, se dice que el enlace es covalente coordinado o dativo, y se señala con una flecha dirigida hacia el átomo que no aporta electrones.

Analicemos otro ejemplo de enlace covalente coordinado. Los iones H^+ no pueden permanecer libres en disolución acuosa, de modo que se unen siempre a una molécula de H_2O para formar el ion hidronio (H_3O^+):



8.3. Polaridad del enlace covalente

Cuando los dos átomos enlazados de modo covalente pertenecen al mismo elemento, dado que su electronegatividad es idéntica, el par de electrones se comparte igual entre ambos. En este caso se dice que el enlace es covalente apolar (sin polos eléctricos). Un ejemplo es la molécula de Cl_2 :



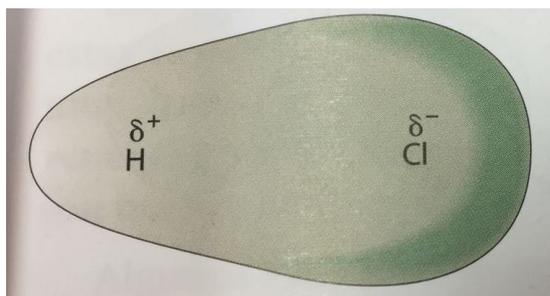
La distribución electrónica de un enlace covalente apolar es idéntica en cada uno de los átomos.

Todas las moléculas diatómicas homonucleares (H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , e I_2) presentan enlaces covalentes apolares.

Cuando dos átomos unidos por enlace covalente tienen electronegatividades diferentes, el más electronegativo consigue

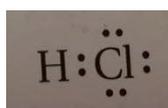
Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

desplazar la nube electrónica hacia sí, de forma que el par de electrones permanece más tiempo cerca de él. Se origina así un dipolo eléctrico, es decir, la asociación de dos cargas eléctricas del mismo valor (inferior a la del electro) y de signos opuestos (δ^+ y δ^-).



Los símbolos δ^+ y δ^- representan una carga parcial positiva y una negativa, respectivamente, y no la transferencia total de un electrón de un átomo al otro, como sucede con el enlace iónico. Diremos entonces que el enlace es covalente polar (con polos eléctricos).

Veamos el ejemplo de la molécula de cloruro de hidrógeno:



También puede representarse del siguiente modo:



En un enlace covalente polar, la densidad electrónica no es simétrica con respecto al plano perpendicular a la línea que une los dos núcleos. En el ejemplo anterior el extremo Cl es negativo con relación al extremo H. En general, el carácter polar de un enlace disminuye en cada grupo con el número atómico.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

El enlace iónico puro sería el caso límite de la polaridad, al transferirse completamente el electrón a uno de los átomos. Por tanto, los enlaces covalentes polares pueden considerarse como enlaces covalentes con cierto carácter de enlace iónico.

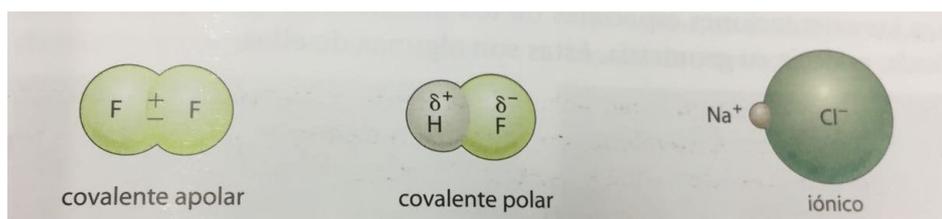


Imagen 7. Ejemplos de enlaces covalentes e iónico.

Así suele hablarse en términos de porcentaje de carácter iónico.

Diferencia de electronegatividad	0,1	0,4	0,7	1,0	1,3	1,6	1,9	2,2	2,5	2,8	3,1
Porcentaje de carácter iónico	0,5	4	12	22	34	47	59	70	79	86	91

8.4. Polaridad de las moléculas y geometría molecular

Una estructura lineal del tipo H-O-H no conseguiría explicar ese comportamiento, pues los dipolos quedarían compensados por simetría, y la polaridad total sería nula. Sin embargo, una estructura angular si dotaría de polaridad a la molécula de H₂O.

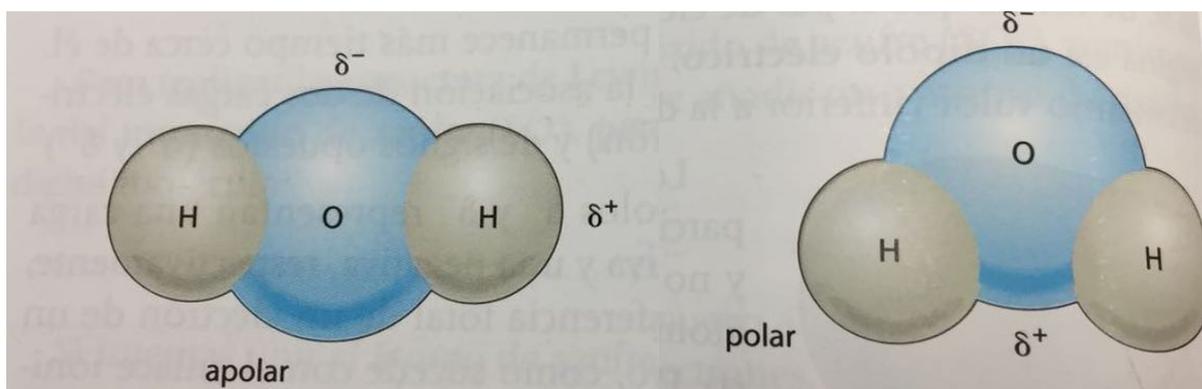


Imagen 8.

La molécula de H_2O es polar porque sus dos dipolos no se compensan por simetría.

Por otra parte, se sabe que la solubilidad del CO_2 en H_2O es inferior a la de cualquier otro gas de naturaleza polar. Esto nos hace pensar que la molécula de CO_2 no es polar, en cuyo caso su estructura no puede ser angular. Solo una geométrica lineal puede explicar el comportamiento del CO_2 ;

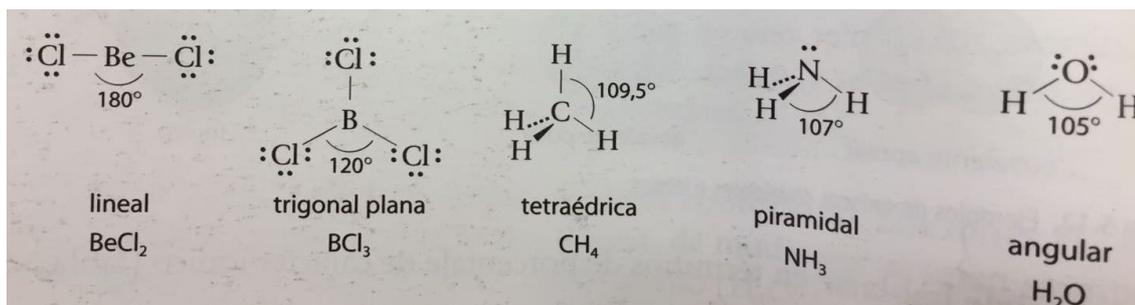


La molécula de CO_2 , es apolar aunque sus enlaces sean polares, ya que los dos dipolos quedan compensados por simetría.

Todo lo anterior debe hacernos reflexionar sobre la importancia que tiene el conocimiento de la geometría molecular a la hora de interpretar las propiedades de las sustancias.

La interpretación que del enlace covalente hace la mecánica cuántica explica las orientaciones espaciales de los distintos enlaces que forman una molécula, es decir, su geometría. Estas son algunas de ellas:

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B



8.5. Propiedades de los compuestos covalentes

Las sustancias covalentes se encuentran formando asociaciones de moléculas o redes cristalinas, de forma que sus propiedades son muy diferentes.

Propiedades de los compuestos covalentes moleculares

La mayoría de estas sustancias, a temperatura y presión ordinaria, son gases (forman moléculas perfectamente definidas, como el cloro); las hay también líquidas (agua y alcohol etílico) e incluso algunas sólidas (yodo y azufre), pero con bajos puntos de fusión y ebullición.

No conducen la electricidad, ya que los electrones están ligados al enlace. En cuanto a su solubilidad, hay una máxima en química que dice: “lo polar disuelve a lo polar, y lo no polar, a lo no polar”. Así, el NH₃, que es polar, se disolverá en H₂O, que también es polar, y ambos serán malos disolventes del I₂, sustancia apolar que se disolverá perfectamente en CCl₄, que como él es apolar.

Propiedades de los sólidos covalentes cristalinos

Los fuertes enlaces covalentes que unen los átomos de la red justifican que estas sustancias presenten altos puntos de fusión y de ebullición, que sean muy duras y que resulten prácticamente insolubles en cualquier tipo de disolvente. No son conductores de la electricidad (a excepción del grafito) y tampoco son buenos conductores del calor.

Algunos ejemplos de estos sólidos covalentes cristalinos son el diamante, el carbono grafito y la sílice.

- Estructura del diamante:

El diamante cristaliza en el sistema cúbico y es el mineral más duro que existe en la naturaleza (nivel 10 de la escala de Mohs). Es incoloro, aunque la presencia de impurezas le da cierta coloración. El diamante no conduce la electricidad.



Imagen 9. Diamante.

- Estructura del grafito:

El grafito está formado por láminas de color negro opaco que forman una estructura hexagonal; además, puede exfoliarse (dividirse en láminas) y es un buen conductor de la electricidad, a diferencia de otros covalentes cristalinos.



Imagen 10. Grafito.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

- Estructura de la sílice:

En la sílice (SiO_2), los átomos de silicio se encuentran en el centro de tetraedros, mientras que los átomos de oxígeno se hallan en los vértices y cada uno es común a dos tetraedros. La sílice se funde a 1710°C .

Imagen 11. Variedad de sílice (calcedonia).



9. Fuerzas intermoleculares

Es un hecho comprobado que los átomos de una molécula unidos covalentemente forman una estructura más estable y están más próximos entre sí que dos iones unidos por enlace iónico; esto es, el enlace covalente es más fuerte que el iónico. Entonces, *¿por qué la mayoría de las sustancias covalentes moleculares son gaseosas o líquidas con bajos puntos de fusión y ebullición?* La respuesta está en las débiles unidos entre una molécula y otra, es decir, en la poca intensidad de las fuerzas intermoleculares.

Las moléculas covalentes no permanecen aisladas unas de otras, sino que se unen mediante fuerzas que son de dos tipos: fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno.

9.1. Fuerzas intermoleculares de Van der Waals

Estas fuerzas fueron descubiertas por el holandés Johannes Diderik Van der Waals (1837-1923). Se diferencian dos tipos de fuerzas:

Dipolo-dipolo

Se dan en el caso de las moléculas polares, donde los dipolos permanentes originan atracciones entre cargas de signo opuesto.

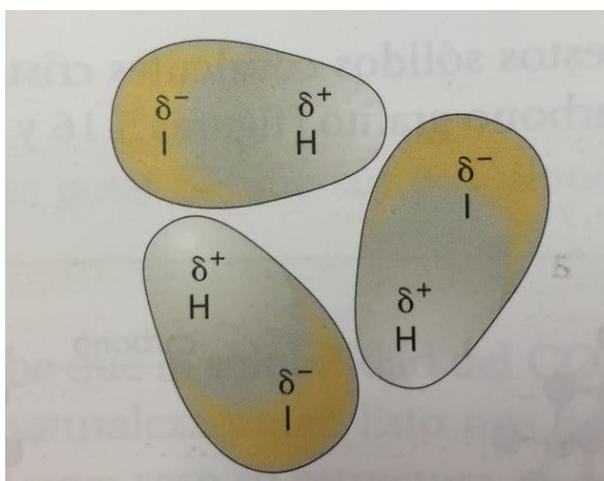


Imagen 12. Fuerzas de Van der Waals dipolo-dipolo.

Estas fuerzas son mucho más débiles que las existentes entre iones de signos opuestos, por ejemplo entre Cl^- y Na^+ .

De inducción

Se dan en todo tipo de moléculas, ya sean polares o apolares, y se deben a la formación de dipolos instantáneos que son inducidos por la asimétrica distribución eléctrica que en un momento determinado adopta la molécula como consecuencia del incesante movimiento electrónico. La situación dura muy poco tiempo, ya que dicho movimiento electrónico hace que la molécula adopte, instantes después, una orientación diferente.

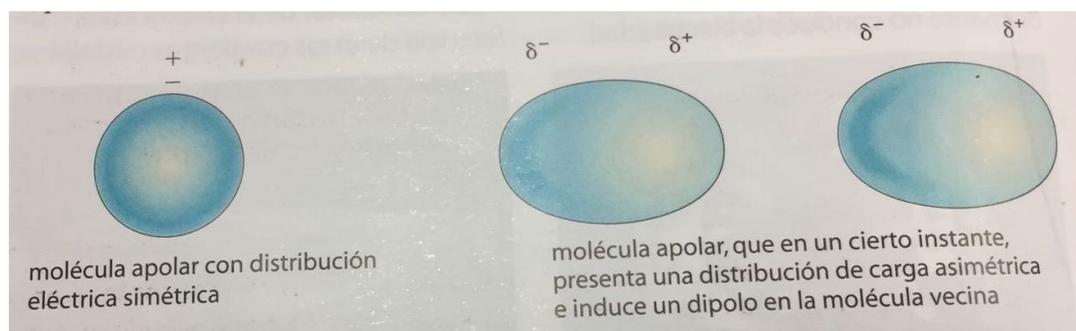


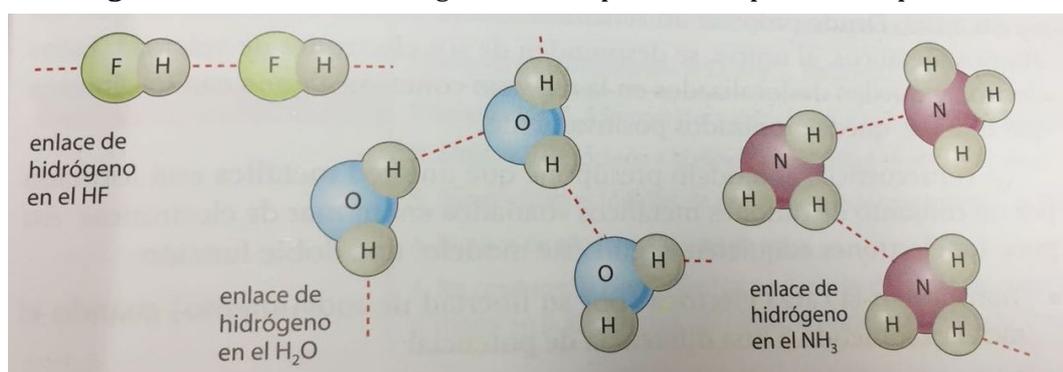
Imagen 13. Formación de dipolos instantáneos.

La debilidad de estas fuerzas es lo que explica que sustancias por moléculas apolares, como el oxígeno o el nitrógeno, pueden pasar al estado líquido, e incluso al sólido, si se enfrían lo suficiente.

9.2. Enlace de hidrógeno

Es un caso especial de interacción dipolo-dipolo de mayor intensidad. Este tipo de enlace se forma entre las moléculas covalentes polares que contienen hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo, como el flúor, el oxígeno o el nitrógeno. El pequeño tamaño de estos tres átomos, en combinación con su alta electronegatividad, hace que sobre ellos se concentre una posición de carga negativa (δ^-) y deja en el otro extremo de la molécula al átomo de hidrógeno con una porción de carga positiva (δ^+); esta, a su vez, ejerce un efecto notable en la atracción sobre el extremo contrario ($\delta^+\delta^-$) de otra molécula vecina. El enlace de hidrógeno se representa normalmente mediante una línea discontinua.

Imagen 14. El enlace de hidrógeno se ha representado por la línea punteada



roja.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Las fuerzas que intervienen en el enlace de hidrógeno explican las propiedades, aparentemente normales, de estas sustancias en comparación con otros compuestos de masa y geometría molecular similares. Por su sencilla fórmula molecular, el H_2O debería ser un gas difícilmente licuable, si lo comparamos con los hidruros de azufre (S), de selenio (Se) y del telurio (Te), elementos del mismo grupo que el oxígeno; sin embargo, sabemos que a temperatura ambiente es un compuesto líquido. La explicación reside en los enlaces de hidrógeno encargados de unir entre sí a las moléculas de H_2O frente a las débiles fuerzas de Van der Waals que unen a las moléculas de los otros hidruros.

10. Enlace metálico

La principal característica de los metales es su excelente conductividad eléctrica, solo explicable por la gran movilidad que deben tener sus electrones. Los modelos de transferencia electrónica (enlace iónico) o comparación electrónica (enlace covalente) presuponen la “localización” de los electrones en uno o en los dos átomos que se enlazan, supuesto incompatible con la deslocalización y libertad de movimiento de los electrones del metal. Entonces *¿cómo se explica la unión entre los átomos del metal?*

10.1. El modelo del “mar electrónico”

En 1900, Drude propuso un sencillo modelo basado en la idea de que los átomos metálicos, al unirse, se desprenden de sus electrones de valencia. Estos electrones quedan deslocalizados en la red y sin conexión alguna con los átomos que, a su vez, quedan ionizados positivamente.

En consecuencia, el modelo presupone que una red metálica está formada por un conjunto de cationes metálicos “bañados en un mar de electrones”. Así pues, los electrones adquieren, según este modelo, una doble función.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

- Transportan la carga eléctrica (por su libertad de movimiento) cuando el metal es sometido a una diferencia de potencial.
- Actúan de aglutinante de la red, impidiendo la repulsión entre cationes.

10.2. Propiedades de los metales

- A excepción del mercurio, que es líquido, todos los metales son sólidos a temperatura ambiente. Sus altas densidades así como sus altos puntos de fusión y ebullición se debe a las grande fuerzas que intervienen.
- Poseen un brillo característico, denominado brillo metálico.
- Son dúctiles y maleables, es decir, se les puede estirar en hilos finos y laminar en chapas delgadas, respectivamente. La explicación está en que al deformar mecánicamente un solido metálico, no cambia la disposición enfrentada de los cationes y no se produce fractura en la red.
- Son excelentes conductores:
 - Del calor: al dar calor a una región del metal los cationes allí situados vibran con mayor energía cinética. Ese aumento en la energía lo van transfiriendo a los cationes vecinos, al colisionar con ellos. De esta manera el calor se extiende por toda la red.
 - De la electricidad: debido a que los electrones están deslocalizados estos tienen libertad de desplazamiento por toda la red, de tal forma que, al aplicar una diferencia de potencial entre dos puntos del metal los electrones fluyen de uno al otro creando una corriente eléctrica.
- No se disuelven en los disolventes ordinarios.

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA

I. **Conceptos básicos de formulación**

Antes de empezar a formular y nombrar los compuestos inorgánicos es conveniente definir una serie de términos:

- La **valencia** es el poder de combinación de un átomo o radical, igual al número de átomos de hidrógeno que el átomo puede combinar con o sin desplazamiento en un compuesto químico (el hidrógeno tiene valencia 1). Es igual a la carga iónica en los compuestos iónicos, por ejemplo, en el Na_2S , el sodio tiene una valencia 1 (Na^+), y el azufre, una valencia 2 (S^{2-}). En los compuestos covalentes es igual al número de enlaces formados; en el CO , tanto el carbono como el oxígeno tienen una valencia 2.
- El **número de oxidación o estado de oxidación** es la carga real o formal que tiene un átomo, suponiendo que todos los enlaces que for-

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

ma sean iónicos. Se escribe en número arábigos con el signo positivo o negativo que le corresponda.

- El **número de oxidación de Stock** es el número romano escrito entre paréntesis que acompaña a la fórmula de un compuesto.

II. Compuestos binarios

a. Óxidos

Los óxidos son combinaciones de oxígeno con otro elemento (metálico o no metálico), en las cuales se intercambian sus valencias, colocadas como subíndices y simplificando si es posible. El oxígeno siempre tiene número de oxidación -2-

Se formulan anteponiendo el oxígeno (O) al metal o no metal, excepto el F, ya que este es más electronegativo.

Para nombrarlos se utilizan dos nomenclaturas:

- **Nomenclatura de Stock:** se nombra con la palabra *óxido* seguida del nombre del metal o del no metal, indicando a continuación el número de oxidación de Stock del elemento, con números romanos y entre paréntesis. Si el elemento solo tiene un número de oxidación, este no se indica.
- **Nomenclatura sistemática:** se nombra señalando el número de átomos de cada elemento mediante los prefijos *mono-, di-, tri-, tetra-,* etc. (siempre que no cause confusión, se suprime el prefijo *mono-*).

Óxido	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
Na ₂ O	Óxido de sodio	Monóxido de disodio	Óxido sódico
CaO	Óxido de calcio	Monóxido de calcio	Óxido cálcico
FeO	Óxido de hierro (II)	Monóxido de hierro	Óxido ferroso
Fe ₂ O ₃	Óxido de hierro (III)	Trióxido de dihierro	Óxido férrico
Cl ₂ O ₅	Óxido de cloro (V)	Pentóxido de dicloro	Anhídrico clórico
Cl ₂ O ₇	Óxido de cloro (VII)	Heptaóxido de dicloro	Anhídrico perclórico

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

SO ₂	Óxido de azufre (IV)	Dióxido de azufre	Anhídrico sulfuroso
SO ₃	Óxido de azufre (VI)	Trióxido de azufre	Anhídrico sulfúrico
CO	Óxido de carbono (II)	Monóxido de carbono	-
CO ₂	Óxido de carbono (IV)	Dióxido de carbono	Anhídrido carbónico

b. Peróxidos

Son combinaciones de un metal con oxígeno, donde este átomo presenta la agrupación no simplificable -O-O-, llamada **ion peróxido**. En este caso, el oxígeno actúa con número de oxidación -1.

Se formula como los óxidos y se nombra del siguiente modo:

- **Nomenclatura de Stock:** se emplea la palabra *peróxido* seguida del nombre del elemento unido al oxígeno, e indicando, con número romanos y entre paréntesis, el número de oxidación de Stock del elemento en el compuesto. Si el elemento solo tiene un número de oxidación, este no se indica.
- **Nomenclatura sistemática:** se nombra con la palabra *óxido* y, mediante prefijos numerales, *mono-*, *di-*, *tri-*, etc., se indica el número de oxígenos y del otro elemento que contiene la molécula.

Peróxido	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
H ₂ O ₂	Peróxido de hidrógeno (agua oxigenada)	Dióxido de dihidrógeno	Peróxido de hidrógeno (agua oxigenada)
Ba ₂ (O ₂) ₂ = BaO ₂	Peróxido de bario	Dióxido de bario	Peróxido bórico
Na ₂ O ₂	Peróxido de sodio	Dióxido de disodio	Peróxido sódico
ZnO ₂	Peróxido de cinc	Dióxido de cinc	Peróxido de cinc
Fe ₂ O ₄ = FeO ₂	Peróxido de hierro (II)	Dióxido de hierro	Peróxido ferroso
Fe ₂ (O ₂) ₃ = Fe ₂ O ₆	Peróxido de hierro (III)	Hexaóxido de hierro	Peróxido férrico
Cu ₂ O ₂	Peróxido de cobre (I)	Dióxido de dicobre	Peróxido cuproso
CuO ₂	Peróxido de cobre (II)	Dióxido de cobre	Peróxido cúprico
MgO ₂	Peróxido de magnesio	Dióxido de magnesio	Peróxido magnésico

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

K_2O_2	Peróxido de potasio	Dióxido de dipotasio	Peróxido potásico
----------	---------------------	----------------------	-------------------

c. Hidruros metálicos

Son combinaciones de hidrógeno con un metal. El hidrógeno actúa con número de oxidación -1.

Se formulan anteponiendo al hidrógeno el metal e intercambiando sus valencias. Se nombran según las nomenclaturas siguientes:

- **Nomenclatura de Stock:** se nombra con la palabra hidruro seguida de la preposición de y del nombre del metal; a continuación, entre paréntesis y con números romanos, se indica el número de oxidación de Stock de dicho metal. Si tiene un único número de oxidación, este no se indica.
- **Nomenclatura sistemática:** se utiliza los prefijos *mono-*, *di-*, *tetra-*, etc., para indicar el número de hidrógenos.

Hidruro	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
LiH	Hidrudo de litio	Monohidruro de litio = hidruro de litio	Hidruro lítico
CuH	Hidruro de cobre (I)	Monohidruro de cobre	Hidruro cuproso
CuH ₂	Hidruro de cobre (II)	Dihidruro de cobre	Hidruro cúprico
CaH ₂	Hidruro de calcio	Dihidruro de calcio = hidruro de calcio	Hidruro cálcico
CrH ₃	Hidruro de cromo (III)	Trihidruro de cromo	Hidruro crómico
PtH ₄	Hidruro de platino (IV)	Tetrahidruro de platino	Hidruro platínico
CrH ₆	Hidruro de cromo (VI)	Hexahidruro de cromo	-

d. Hidruros no metálicos

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

En los hidruros no metálicos, el hidrógeno tiene un número de oxidación +1.

- Los hidruros de los **grupos 13, 14 y 15** se formulan situando el H a la derecha de la fórmula. Se nombran, según la **nomenclatura sistemática**, anteponiendo los prefijos *mono-*, *di-*, *tri-*, *tetra-*, etc., a la palabra *hidruro* y, a continuación el nombre del no metal; aunque la IUPAC admite la **nomenclatura tradicional** de estos hidruros.

Compuesto	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
BH ₃	Trihidruro de boro	Borano
NH ₃	Trihidruro de nitrógeno	Amoníaco
PH ₃	Trihidruro de fósforo	Fosfina
AsH ₃	Trihidruro de arsénico	Arsina
SbH ₃	Trihidruro de antimonio	Estibina
CH ₄	Tetrahidruro de carbono	Metano
SiH ₄	Tetrahidruro de silicio	Silano

- Los hidruros de los grupos **16 y 17** se formulan situando el H a la **izquierda** de la fórmula. En la **nomenclatura sistemática** se nombran añadiendo el sufijo *-uro* al nombre del no metal y a continuación, *de hidrogeno*. En disolución acuosa se denominan **hidrácidos** debido a sus propiedades ácidas. Se nombran según el esquema: **ácido + raíz del nombre del no metal + -hídrico**.

Compuesto	Nomenclatura sistemática	En disolución acuosa
HF	Fluoruro de hidrógeno	Ácido fluorhídrico
HCl	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico
HBr	Bromuro de hidrógeno	Ácido bromhídrico
HI	Yoduro de hidrógeno	Ácido yodhídrico
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico
H ₂ Se	Seleniuro de hidrógeno	Ácido selenhídrico
H ₂ Te	Telururo de hidrógeno	Ácido telurhídrico

e. Sales binarias

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Resultan de sustituir los hidrógenos de los hidruros no metálicos por un metal o un no metal. Su fórmula M_aX_b , donde M puede ser un metal o un no metal, siempre menos electronegativo que el no metal X. Se nombra según:

- **Nomenclatura de Stock:** se añade el sufijo *-uro* al nombre del no metal más electronegativo, seguido del nombre del no metal menos electronegativo o del metal, indicando, si fuese necesario, su número de oxidación de Stock entre paréntesis y escrito en número romanos.
- **Nomenclatura sistemática:** se utiliza los prefijos *mono-*, *di-*, *tri-*, *tetra-*, etc, para señalar el número de átomos del elemento más electronegativo seguido de la raíz de su nombre terminado en *-uro*; por último, se indica el nombre del otro elemento (el metal o el no metal menos electronegativo).

Sal	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
NaCl	Cloruro de sodio	Cloruro de sodio	Cloruro sódico
FeBr ₃	Bromuro de hierro (III)	Tribromuro de hierro	Bromuro férrico
CrS ₃	Sulfuro de cromo (VI)	Trisulfuro de cromo	-
PCl ₃	Cloruro de fósforo (III)	Tricloruro de fósforo	-
NH ₄ Cl	Cloruro de amonio	Cloruro de amonio	Cloruro amónico

III. Compuestos ternarios

a. Oxoácidos

Se componen de un anión poliatómico oxigenado y el ion hidrógeno (H^+). Obedecen a la fórmula general $H_aX_bO_c$. La X es normalmente un no metal o un metal de transición en su estado de oxidación más alto. Dado que el oxígeno actúa con -2, y el hidrógeno, con +1, X actúa siempre con estado de oxidación positivo, que se calcula del siguiente modo:

Los oxoácidos se nombran de la siguiente forma:

- **Nomenclatura tradicional:** se escribe la palabra *ácido* seguida de la raíz del nombre del no metal con prefijos y sufijos dependiendo del número de estados de oxidación positivos de dicho no metal.

Nº de oxidación de X	Prefijo/sufijo	Fórmula
+1	hipo-...-oso	HXO
+3	...-oso	HXO ₂
+5	...-ico	HXO ₃
+7	per-...-ico	HXO ₆

Nº de oxidación de X	Prefijo/sufijo	Fórmula
+2	hipo-...-oso	H ₂ XO ₂
+4	...-oso	H ₂ XO ₃
+6	...-ico	H ₂ XO ₄

Nº de oxidación de X	Prefijo/sufijo	Fórmula
+2	...-oso	H ₂ XO ₂
+4	...-ico	H ₂ XO ₃

Ácido	Nomenclatura tradicional
HClO	Ácido hipocloroso
HClO ₂	Ácido cloroso
HClO ₃	Ácido clórico
HClO ₄	Ácido perclórico
H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso
H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

4	
HNO ₂	Ácido nitroso
HNO ₃	Ácido nítrico
H ₂ CO	Ácido carbónico
3	

Excepciones
<u>Manganeso (Mn)</u> Ácido manganoso: H ₂ MnO ₃ Ácido mangánico: H ₂ MnO ₄ Ácido permangánico: HMnO ₄
<u>Cromo (Cr)</u> Ácido cromoso: HCrO ₂ Ácido crómico: H ₂ CrO ₄ Ácido dicrómico: H ₂ Cr ₂ O ₇
Los elementos fósforo (P), arsénico (As), antimonio (Sb) y boro pueden dar lugar a otros ácidos con diferente número de hidrógenos, que van precedidos de los prefijos meta-, piro- y orto-. Por ejemplo: <div style="text-align: center;"> Meta-: HXO_c Piro-: H₄X₂O_{2c+1} Orto-: H₃XO_{c+1} </div> Ácido metafosfórico: HPO ₃ Ácido pirofosfórico: H ₄ P ₂ O ₇ Ácido ortofosfórico o ácido fosfórico: H ₃ PO ₄

b. Sales oxoácidas

Son las sales de los oxoácidos. Resultan de sustituir todos los iones hidrógeno del ácido por cationes metálicos. Se nombran de la siguiente manera:

- **Nomenclatura tradicional (en desuso):** se suprime el término ácido y se sustituyen los sufijos *-oso/-ico* del oxoácido de procedencia por *-ito/-ato*, respectivamente (los prefijos *hipo-/per-*, cuando los llevase el ácido de procedencia, se conservan). Se sigue con la raíz del nombre del metal que forma la sal terminada en *-oso* o *-ico*, según se emplee la valencia menor o mayor, respectivamente.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

- **Nomenclatura de Stock:** se nombra igual que en la tradicional, pero indicando el número de oxidación de Stock del metal que forma la sal, entre paréntesis y en número romanos.
- **Nomenclatura sistemática:** se nombran como el oxoácido de procedencia sustituyendo el término *hidrógeno* por el nombre del metal con su número de oxidación de Stock entre paréntesis y escrito en número romanos (salvo que el metal solo tenga un número de oxidación). Si por el intercambio de valencias, el anión del oxoácido llevase subíndices, estos se indican por medio de los multiplicativos griegos *bis*, *tris*, *tetraquis*, etc. no obstante, al indicar la valencia del metal, no son necesarios estos prefijos, pues queda suficientemente clara la nomenclatura del compuesto.

Sal	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
NaClO	Hipoclorito de sodio	Monoxoclorato (I) de sodio	Hipoclorito sódico
$\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2$	Perclorato de cobre (II)	Tetraoxoclorato (VII) de cobre (II)	Perclorato cúprico
Ag_2SO_3	Sulfito de plata	Trioxosulfato (IV) de plata	Sulfito argéntico
FeSO_4	Sulfato de hierro (II)	Tetraoxosulfato (VI) de hierro (II)	Sulfato ferroso
$\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$	Carbonato de aluminio	Trioxocarbonato (IV) de aluminio	Carbonato alumínico
NH_4NO_3	Nitrato de amonio	Trioxonitrato (V) de amonio	Nitrato amónico

c. Hidróxidos

Están formados por la combinación de un catión metálico con iones hidróxido (OH^-) de número de oxidación -1. Se formulan anteponiendo a los iones hidróxido el catión metálico.

- **Nomenclatura de Stock:** se nombra con la palabra *hidróxido* seguida del nombre del metal, indicando su número de oxidación

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

de Stock entre paréntesis y con números romanos. Si el elemento solo tiene un número de oxidación, este no se pone.

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

Hidróxido	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio	Hidróxido sódico
Sn(OH) ₂	Hidróxido de estaño (II)	Dihidróxido de estaño	Hidróxido estannoso
Cr(OH) ₂	Hidróxido de cromo (III)	Trihidróxido de cromo	Hidróxido crómico
Mn(OH) ₂	Hidróxido de manganeso (II)	Dihidróxido de manganeso	-
NH ₄ OH	Hidróxido de amonio	Hidróxido de amonio	Hidróxido amónico

IV. Sales ácidas

Proviene de la sustitución parcial de los iones hidrógeno de un ácido por cationes. Solo forman sales ácidas aquellos ácidos que tienen 2 o más átomos de hidrógeno en su molécula, como son los ácidos polipróticos. Se nombran:

- **Nomenclatura tradicional:** se nombra igual que la sales neutras, pero colocando los prefijos *mono-*, *di-*, *tri-*, etc., delante del nombre del metal según el número de hidrógenos sustituidos; cuando se sustituyan la mitad de los hidrógenos del ácido, se antepone el prefijo *bi-* al nombre de la sal o se intercala la expresión *ácido de*.
- **Nomenclatura de Stock:** se antepone la palabra *hidrógenoal* nombre de la sal neutra, añadiendo los prefijos *di-*, *tri-*, etc., según el número de hidrógenos si sustituir (si solo queda un hidrógeno sin sustituir, no es necesario anteponer el prefijo *mono-*).
- **Nomenclatura sistemática:** se antepone al nombre de la sal neutra correspondiente la palabra *hidrógeno* precedida de los prefijo *di-*, *tri-*, *tetra-*, etc., según el número de hidrógenos sin sustituir.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Sal	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura Stock	Nomenclatura sistemática
NaHS	Bisulfuro de sodio Sulfuro ácido de sodio	Hidrogenosulfuro de sodio	Hidrogenosulfuro de sodio
Ca(HS) ₂	Bisulfuro de calcio Sulfuro ácido de calcio	Hidrogenosulfuro de calcio	Bis[hidrogenosulfuro] de calcio
Mg(HSO ₄) ₂	Bisulfato de magnesio	Hidrogenosulfato de magnesio	Bis[hidrogenotetraoxosulfato(VI)] de magnesio
NaHCO ₃	Bicarbonato de sodio	Hidrogenocarbonato de sodio	Hidrogenotrioxocarbonato(IV) de sodio
NaH ₂ PO ₄	Dihidrogenofosfato de sodio	Dihidrogenofosfato de sodio	Dihidrogenotetraoxofosfato(V) de sodio

7

Cambios Energéticos y Materiales en las Reacciones Químicas

Tema 7: Cambios energéticos y materiales en las reacciones químicas.

Repaso:

✓ El mol

La masa de un átomo es muy pequeña. A escala atómica utilizamos la **unidad de masa atómica, u o uma**. para medir su masa. La unidad de masa atómica coincide, aproximadamente, con la masa de un protón o de un neutrón ($1,6 \times 10^{-24}$ g). Pero en el laboratorio se hace inviable poder trabajar con estas cantidades, por eso se hace necesario contar con un factor que convierta la unidad de masa atómica a una unidad manejable como es el gramo. Ese factor es el **mol**.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ uma} \quad 1,6 \times 10^{-24} \text{ g} \\ 6,022 \times 10^{23} \text{ uma} \quad 1 \text{ g} \end{array}$$

Como ya hemos aprendido, en 1 mol de una sustancia hay **$6,022 \times 10^{23}$** átomos o moléculas de esa sustancia.

La masa en gramos de un **mol** de cualquier sustancia coincide con la masa en unidad de masa atómica de su fórmula, sea esta una molécula, un retículo o un átomo.

Veamos algunos ejemplos que demuestran esto:

<ul style="list-style-type: none">▪ 1 átomo de C = 12,0 u de C▪ 1 mol de C = 12,0 g de C▪ 12,0 g de C tienen $6,022 \times 10^{23}$ átomos de C
<ul style="list-style-type: none">▪ 1 átomo de Fe = 55,8 u de Fe▪ 1 mol de Fe = 55,8 g de Fe▪ 55,8 g de Fe tienen $6,022 \times 10^{23}$ átomos de Fe
<ul style="list-style-type: none">▪ 1 molécula de CO_2 = 1 átomo de C + 2 átomos de O▪ 1 molécula de CO_2 = $12,0 \times 1 + 16,0 \times 2 = 44,0$ u de CO_2▪ 1 mol de CO_2 = 44,0 g de CO_2▪ 44,0 g de CO_2 tienen $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de CO_2

✓ Ecuación de estado de los gases ideales $PxV=nxRxT$

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

La ecuación de los gases ideales se aplica a cualquier cantidad de gas y en cualquier condición de presión, temperatura y volumen suponiendo que el gas tiene un comportamiento ideal:

Un gas ideal estaría formado por partículas puntuales con desplazamiento aleatorio que no interactúan entre sí. En condiciones normales de presión y temperatura, la mayoría de los gases reales se comporta en forma cualitativa como un gas ideal.

Unidades de medida:

- Presión= Atmósferas (1 atm=760mmHg).
- Temperatura= Kelvin (273,15°C =1K, $T^a(K)=T^a(^{\circ}C)+273,15$)
- Volumen= Litros (1l=10⁻³m³=1dm³=10³cm³=10⁶mm³)
- n=nºmoles=
- R=0,082

Relación ecuación de los gases ideales y la densidad:

Si se expresa el número de moles, n, como el número de gramos dividido entre la masa molecular del gas:

Volumen que ocupa un gas en condiciones normales (C.N.):

Condiciones normales:

- Presión= 1 atm.
- Temperatura= 0°C=273,15 K

Aplicamos la ecuación de los gases ideales para determinar el volumen que ocupa un gas cualquiera a condiciones normales de presión y temperatura:

Medida de la concentración, Molaridad

La concentración relaciona la cantidad de soluto con la cantidad de disolvente o de disolución.

Molaridad, M, es la relación entre la cantidad de soluto en moles y el volumen de disolución en litros:

✓ Ejercicios de repaso:

Ejercicio 1 (Examen 2015 Tipo C)

a) Calcula qué volumen ocuparán 2,5 moles de dióxido de azufre (SO₂) en condiciones normales.

Opción 1. En el caso de que no recordemos la fórmula anteriormente vista de los gases ideales a C.N. procedemos a utilizar la ecuación de los gases ideales.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

- Paso 1: Escribe los datos de partida conocidos.
 - $n=2,5$ moles SO_2
 - Condiciones normales $\{P=1\text{atm}; T=0^\circ\text{C}=273,15\text{K}\}$
- Paso 2: ¿Qué queremos determinar?
 - Volumen SO_2
- Paso 3: Como se trata de un gas, usamos la ecuación de los gases ideales. Escribimos la ecuación.
- Paso 4: Despejamos la incógnita y resolvemos:

Opción 2. Conocemos la relación del volumen que ocupa un mol de cualquier sustancia a condiciones normales. Sabríamos por tanto que un mol de cualquier sustancia ocupa 22,4 litros a condiciones normales de presión y temperatura.

b) ¿cuál será su masa?

Como conocemos los moles y peso molecular del podemos obtener su masa con la siguiente ecuación:

c) Razona (no calcules) si 2,5 moles de trióxido de azufre (SO_3) ocuparán un volumen mayor, igual o menor que los 2,5 moles del dióxido de azufre.

Como ya hemos podido comprobar a condiciones normales un mol de cualquier sustancia, ocupa un volumen de 22,4 litros, por lo que no depende de la naturaleza de la sustancia. Observando la ecuación de los gases ideales, podemos deducir, que siempre que las condiciones de presión y temperatura sean las mismas para los dos gases, así como el número de moles, el volumen será el mismo para las dos sustancias. Lo demostramos a continuación:

Si ; entonces se observa que

Por tanto, 2,5 moles de SO_3 ocuparán el mismo volumen que 2,5 moles de , es decir, 56 litros.

Datos: Ar O = 16 u. Ar S = 32u.

1. Ajuste de reacciones.

Una **reacción química** es un proceso por el cual unas sustancias químicas se transforman en otras. Este proceso va acompañado de liberación o absorción de energía, generalmente en forma de calor aunque puede ser energía eléctrica o lumínica.

Al producirse una reacción química se rompen los enlaces que unen los átomos presentes en los reactivos, que, una vez libres, se reordenan para formar el producto o los productos de reacción.

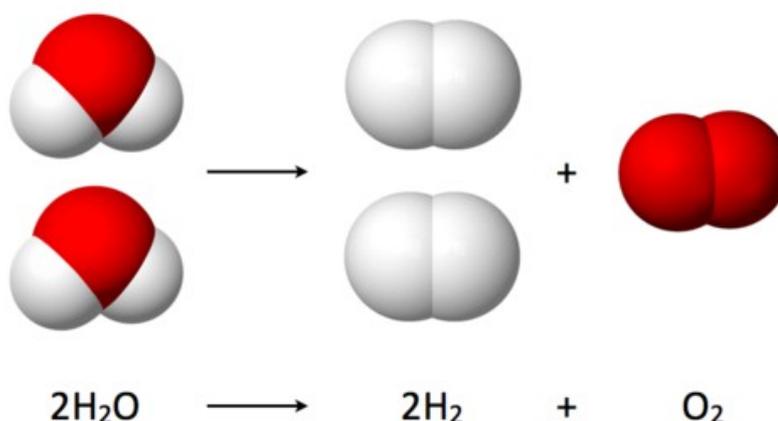


Figura 1. Reacción de electrólisis del agua (By JSquish (Own work) [CC BY-SA 3.0 (<https://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>)], via Wikimedia Commons)

Una **ecuación química** es una representación simbólica de una reacción química, en la que como mínimo se indican:

- ✓ A la izquierda se escriben las fórmulas de los **reactantes o reactivos**.
- ✓ A la derecha la de los **productos**.
- ✓ Entre ambas, una **flecha** que indica el sentido en que se produce la reacción (en algunos casos se escribe una **doble flecha** para significar que la reacción directa **coexiste** con la reacción inversa).

Además, en una ecuación química, es conveniente escribir:

- ✓ Abreviado, para cada fórmula, y a la derecha, el **estado físico** en que se encuentra la sustancia: (s), sólido, (l), líquido, (g), gas y (aq), en disolución acuosa.
- a) La **energía** desprendida (negativa) o absorbida (positiva) referida a 1 mol formado o desaparecido de la sustancia protagonista de la reacción.

Los **coeficientes estequiométricos** a la izquierda de cada fórmula. Un número que indica la proporción en moléculas, o en moles, en la que interviene esa sustancia en la reacción (si es 1, no se escribe). Estos coeficientes deben ser tales, que el número de átomos de cualquier elemento sea el mismo al principio y al final de la reacción.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Reactivos	para dar	productos
$2\text{HCl}(\text{aq}) + 1\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})$		$1\text{CaCl}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ $\Delta H = -828 \text{ kJ/mol}$ (a C.N.)
<i>2 moles de cloruro de hidrógeno reaccionan con 1 mol de hidróxido de calcio ambos en disolución acuosa reaccionan para dar 1 mol de cloruro de calcio sólido y 2 moles de agua líquida.</i>		
$1\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l}) + 3\text{O}_2(\text{g})$		$2\text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ $\Delta H = -1371 \text{ kJ/mol}$ (a C.N.)
<i>1 mol de etanol líquido con 3 moles de oxígeno gas reaccionan para dar 2 moles de dióxido de carbono gas y 2 moles de vapor de agua.</i>		
Coeficientes estequiométricos		
Estado en el que se encuentran		
Energía liberada (-) o absorbida (+)		

Ajustar una ecuación química es encontrar los coeficientes que indican en qué proporción interviene cada sustancia para que se cumpla que el número de átomos de cada elemento en los reactivos es el mismo que en los productos.

Ajustar reacciones químicas es una tarea a veces fácil y otras resulta difícil, pero siempre es posible. A veces el método más utilizado es la simple prueba por tanteo de coeficientes hasta dar con los adecuados. Otras veces, cuando esto no funciona, se pueden utilizar algunos procedimientos generales de igualación, que describimos con el siguiente ejemplo.

Veamos unos ejemplos.

Ejemplo 1. (Examen 2011 Tipo B). El sodio reacciona con agua según la reacción $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$

a) Ajusta la reacción

Datos: Masas atómicas: Na=23 u y H=1 u.

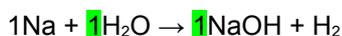
Opción 1: Tanteo

Paso 1: Escribir la ecuación: $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$

Paso 2: Comenzamos ajustando aquellos elementos que se encuentren en menos fórmulas en cada lado de la reacción y que sean distintos de H y O. En este caso, el Na sólo se encuentra en una fórmula en cada lado de la reacción. Comprobamos que se encuentra ya ajustado.

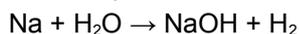


Paso 3: Como ya no hay más elementos distintos de H y O, seguimos con el siguiente elemento que se encuentra en menos fórmulas. En este caso sería el elemento O, que se encuentra en solo una fórmula en cada lado de la reacción. Comprobamos que se encuentra también ya ajustado.



Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Paso 4: Seguimos con el elemento que falta, el hidrógeno, H. Comprobamos que en los reactivos hay un total de 2 elementos de H y en los productos hay 3 elementos de hidrógeno, por lo que para poder igualar los elementos a ambos lados, estudiamos si hay alguna forma de hacerlo sin variar las cantidades de elementos del resto de elementos que ya teníamos ajustados. En estos casos, buscamos si hay alguna fórmula que sólo contenga el elemento en cuestión. Así ocurre en nuestro caso, en los productos hay una fórmula que sólo contiene el elemento, H₂, por lo que habría que añadirle a la izquierda el coeficiente 1/2, quedando la ecuación ajustada:



Hemos eliminado los coeficientes iguales a 1, y si queremos podemos multiplicar todos los coeficientes por 2 para que todos los coeficientes sean enteros, aunque esto no sería necesario.



Paso 4: Para finalizar, SIEMPRE, comprobamos que hemos ajustado bien la ecuación, realizando una tabla como la siguiente:

Elemento	Reactivos	Productos
Na	1+0=1 2+0=2	1+0=1 2+0=2
H	0+2=2 0+2x2=4	1+(1/2)x2=2 2x1+2=4
O	0+1=1 0+2x1=2	1+0=1 2x1+0=2

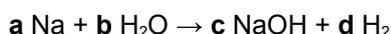
Paso 5 (opcional). Describimos la reacción que tiene lugar:

2 moles de sodio reaccionan con 2 moles de agua para dar 2 moles de hidróxido sódico y 1 mol de vapor de agua.

Opción 2: Método de "Flor". Lo utilizaremos cuando nos atasquemos realizando el método del tanteo.

Paso 1: Escribir la ecuación: $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$

Paso 2: Asignamos una letra a cada uno de los coeficientes de cada fórmula química o sustancia de la reacción:



Paso 3: Comenzaremos suponiendo que el coeficiente estequiométrico del Na en la reacción es 1, a=1:

Paso 4: Planteamos las siguientes ecuaciones por elemento:

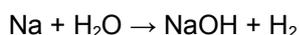
Na: ; como **a=1**; **c=1**.

H: b como sabemos que c=1, la ecuación quedaría: $2b=1+2d$

O: b; como sabemos que c=1; **b=1**;

Sustituimos la ecuación que nos queda ahora que conocemos b: $2=1+2d$; $1=2d$; **d=1/2**

Paso 5: Escribimos la ecuación con los coeficientes obtenidos:



Paso 6:

Para finalizar, SIEMPRE, comprobamos que hemos ajustado bien la ecuación, realizando una tabla como la siguiente:

Elemento	Reactivos	Productos
----------	-----------	-----------

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Na	1+0=1	1+0=1
H	0+2=2	1+(1/2)x2=2
O	0+1=1	1+0=1

¡Ojo! Nunca debe igualarse una reacción cambiando los subíndices de las fórmulas. Eso no sería igualar la reacción sino cambiarla por otra. Por ejemplo:



Batería de ejercicios para resolver en clase:

1. Ajusta las siguientes reacciones químicas:

- a. $C_8H_{16} + O_2 \quad CO_2 + H_2O$
- b. $NH_3 + O_2 \quad NO + H_2O$
- c. $NaOH + NaHCO_3 \quad Na_2CO_3 + H_2O$
- d. $CO_2 + C \quad CO$
- e. $HCl + Al \quad AlCl_3 + H_2$
- f. $HCl + Be(OH)_2 \quad BeCl_2 + H_2O$
- g. $NaClO_3 \quad NaCl + O_2$
- h. $HNO_3 + Fe \quad H_2 + Fe(NO_3)_2$
- i. $KI + Pb(NO_3)_2 \quad PbI_2 + KNO_3$
- j. $C + O_2 \quad CO_2$
- k. $Ca(HCO_3)_2 \quad CaCO_3 + CO_2 + H_2O$

Soluciones:

- a. $C_8H_{16} + 12O_2 \quad 8CO_2 + 8H_2O$
- b. $2NH_3 + O_2 \quad 2NO + 3H_2O$
- c. $NaOH + NaHCO_3 \quad Na_2CO_3 + H_2O$
- d. $CO_2 + C \quad 2CO$
- e. $3HCl + Al \quad AlCl_3 + H_2$
- f. $2HCl + Be(OH)_2 \quad BeCl_2 + 2H_2O$
- g. $NaClO_3 \quad NaCl + O_2$
- h. $2HNO_3 + Fe \quad H_2 + Fe(NO_3)_2$
- i. $2KI + Pb(NO_3)_2 \quad PbI_2 + 2KNO_3$
- j. $C + O_2 \quad CO_2$
- k. $Ca(HCO_3)_2 \quad CaCO_3 + CO_2 + H_2O$

2. Información que se puede extraer de una reacción ajustada y realización de cálculos con cantidades de sustancia involucrada en una reacción química (cálculos estequiométricos). Cálculos con intervención de gases.

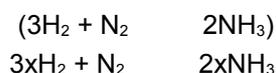
El significado de los coeficientes estequiométricos de una reacción se puede entender:

- b) A **escala molecular**. Por ejemplo, en la formación del amoníaco:



Los coeficientes indican que se necesitan 3 moléculas de H₂ para reaccionar con 1 molécula de N₂ y producir 2 moléculas de NH₃.

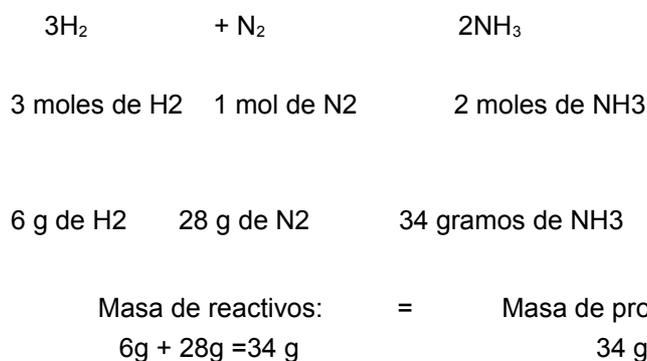
- c) A **escala de moles**. Hay que multiplicar por el número de Avogadro (toda la ecuación anterior para que la proporción en número de moléculas se transforme en proporción en número de moles que, evidentemente, es la misma. Así:



Se necesitan 3 moles de H₂ para reaccionar con 1 mol de N₂ y producir 2 moles de NH₃.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

- d) A **escala de gramos**. Multiplicando los moles por el peso molecular de cada sustancia:



Se demuestra la **ley de Lavosier o Principio de conservación de la masa** que dice: *“En una reacción química la masa se conserva. Esto es, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos”*.

Batería de ejercicios:

Ejercicio 3 Tipo C 2012:

Completa la tabla siguiente sabiendo que 4 gramos de azufre reaccionan en proporción estequiométrica con 7 gramos de hierro para formar sulfuro de hierro (II).

Azufre + Hierro \rightarrow sulfuro de hierro (II)

	Azufre	Hierro	Sulfuro de Hierro (II)
Caso 1	4g	7g	<i>11g</i>
Caso 2	8g	<i>14g</i>	22g
Caso 3	3g	7g	<i>8,25g (quedando un exceso de 1,75 g de Hierro)</i>
Caso 4	4g	10g	<i>11g (quedando un exceso de 3 g de Hierro)</i>

Para casa (Ejercicio 1 Tipo C 2014):

Completa la siguiente tabla si se sabe que 1 gramo de hidrógeno reacciona exactamente con 8 gramos de oxígeno para dar agua.

Hidrógeno	Oxígeno	Agua
1g	8g	<i>9g</i>
2g	<i>16g</i>	18g
<i>4g</i>	<i>32g</i>	36g

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

1g	10g	9g (+2g exceso oxígeno)
----	-----	-------------------------

Para comprobar que lo hemos hecho bien, revisamos que se cumple la ley de conservación de la masa, es decir, que la masa total de reactivos es la misma que la de los productos. Los reactivos en este caso son Hidrógeno y oxígeno y el producto es el agua.

2.1. Cálculos estequiométricos.

A partir de una reacción igualada y conociendo la cantidad de una sustancia que participa en ella, se pueden averiguar la cantidad del resto de sustancias que intervienen en la reacción. En estos cálculos se usan equivalencias y proporciones en forma de factores de conversión y siempre se realizan en moles, aunque a menudo los datos de partida y los resultados se den en otras unidades, como puede ser kilogramos, porque resulta una unidad mucho más común para el comercio o la industria.

Por tanto, como regla general, todos los cálculos químicos deben seguir el siguiente procedimiento:

Procedimiento para resolver problemas de estequiometria:

1. Escribe la **ecuación química** de la reacción y ajústala.
2. Debajo de cada sustancia escribe los **datos conocidos**.
3. Expresa en **mol** la cantidad de esa sustancia de la que conoces los datos.
4. Calcula, en mol, la cantidad de la sustancia por la que te preguntan utilizando la **proporción** que indican los coeficientes estequiométricos.
5. Expresa las cantidades obtenidas de las sustancias en las **unidades pedidas**.

Cálculos masa-masa

El dato está expresado en gramos y la incógnita la piden también en gramos.

Ejemplo (Ejercicio 6 Tipo B 2011): El sodio reacciona con agua según la reacción $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$

- 1) Ajusta la reacción.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

- 2) Hacemos reaccionar 10g de sodio metálico con agua. Determina la masa de hidrógeno que se formará.

Datos: Masas atómicas: Na=23 u y H=1 u.

Paso 1: Escribir y ajustar la **ecuación química**. Realizar una tabla si así resulta más fácil. Ver tabla abajo.

Paso 2: Debajo de cada sustancia, en la tabla, escribe los **datos conocidos**.

Paso 3: Expresa en **mol** la cantidad de esa sustancia de la que conoces los datos. Lo obtenemos con el peso molecular del Sodio. La masa del Na es 23 g/mol.

Paso 4: Calcula, en mol, la cantidad de la sustancia por la que te preguntan utilizando la **proporción** que indican los coeficientes estequiométricos. La cantidad de Hidrógeno, en mol, producido a partir del Na:

Paso 5: Expresa la cantidad obtenida en las **unidades pedidas**. Nos piden la masa por lo que calcularemos los gramos de hidrógeno obtenidos.

Pasos	Na	+	H ₂ O	→	NaOH	+	H ₂
1	1 mol de Sodio	con	1 mol de agua	dan	1 mol de hidróxido de Sodio	con	0.5 moles de Hidrógeno
2	10 g						
3	0,44 mol						
4							0,22 mol
5							0,44 g

Cálculos masa-volumen

El dato está expresado en gramos y la incógnita, por ser un gas, piden su volumen en litros.

Ejemplo (Ejercicio 6 Tipo B 2010): El cloro gas se prepara a partir de la siguiente reacción química:



- 1) Averigua el volumen de cloro (gas) en C.N. que se obtendrá a partir de 15 g de MnO₂ con el HCl necesario.

Datos: Masas atómicas: Mn=54,9 u ; O= 16 u.

Paso 1: Escribir y ajustar la **ecuación química**. Realizar una tabla si así resulta más fácil. Ver tabla abajo.

Paso 2: Debajo de cada sustancia, en la tabla, escribe los **datos conocidos**.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Paso 3: Expresa en **mol** la cantidad de esa sustancia de la que conoces los datos. Lo obtenemos con el peso molecular.

Paso 4: Calcula, en mol, la cantidad de la sustancia por la que te preguntan utilizando la **proporción** que indican los coeficientes estequiométricos. La cantidad de Cloro, en mol, producido a partir del :

Paso 5: Expresa la cantidad obtenida en las **unidades pedidas**. Nos piden el dato en volumen. Diferentes formas de obtenerlo:

- Conociendo la relación volumétrica que existe en 1 mol de cualquier gas a C.N.:
- Si no recordamos la anterior relación, utilizamos la ecuación de los gases ideales, teniendo en cuenta que a condiciones normales, la presión es 1 atmósfera y la temperatura $0^{\circ}\text{C}=273^{\circ}\text{K}$.
- Si nos hubieran dado la densidad del cloro, podríamos haber obtenido el volumen de este otro modo ($\rho=35,45$). Como sabemos que densidad es masa partido por volumen, conociendo la masa de Cl_2 , podríamos obtener el volumen:

;

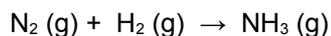
Paso	MnO_2	+	4HCl	\rightarrow	MnCl_2	+	$2\text{H}_2\text{O}$	+	Cl_2
1	1 mol de óxido de manganeso	con	4 moles de cloruro de hidrógeno	dan	1 mol de cloruro de Manganeso	con	2 moles de Agua	y con	1 mol de Cloro
2	15 g								
3	0,17 mol								
4									0,17 mol
5									3,81 l

Cálculos volumen-volumen

En estos casos seguiremos usando el mismo procedimiento visto hasta ahora. Sin embargo, si las sustancias consideradas están en fase gaseosa, la relación establecida por la ecuación ajustada puede considerarse relación en volumen, **siempre que los gases estén medidos en las mismas condiciones de P y T** (volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de P y T contienen el mismo número de moles).

Ejemplo: Calcular los litros de amoníaco que se obtendrán cuando reaccionan 0,5 L de H_2 (se supone que ambos gases están medidos a igual P y T).

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B



En este problema debemos advertir que al estar las dos sustancias (sobre la que nos dan información y sobre la que nos piden averiguar un dato) en fase gaseosa y a las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación estequiométrica en moles de la reacción, coincide con la relación en volumen. Pensad que como no nos dan datos de presión, ni temperatura, ni densidad, si esto no fuera así, no habría manera de resolver el problema. Por tanto en este caso, sólo tendremos que realizar:

Paso 1: Escribir y ajustar la **ecuación química**. Ver tabla.

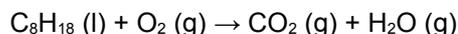
Paso 2: Debajo de cada sustancia, en la tabla, escribe los **datos conocidos**.

Paso 4: Calcula, en este caso en volumen, la cantidad de la sustancia por la que te preguntan utilizando la **proporción** que indican los coeficientes estequiométricos:

Paso	$\text{N}_2 (\text{g})$	+	$3\text{H}_2 (\text{g})$	\rightarrow	$2\text{NH}_3 (\text{g})$
1	1 mol de nitrógeno	con	3 moles de hidrógeno	dan	2 moles de amoníaco
2			0,5 l		
4					0,33 l

Ejemplo (Ejercicio 5 Tipo C 2014):

En la combustión de la gasolina se produce dióxido de carbono y agua según la siguiente reacción:



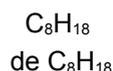
Si se quema 1 L de gasolina, calcula el volumen de dióxido de carbono, medido a 25 °C y 2 atmósferas de presión, que se obtendrá en esa reacción.

Datos: Densidad de la gasolina = 0,78 kg/L; Ar C = 12 u.; Ar H = 1 u.;

Paso 1: Escribir y ajustar la **ecuación química**. Realizar una tabla si así resulta más fácil. Ver tabla abajo. Comenzamos ajustando el carbono, que es el elemento que se encuentra en menos fórmulas químicas junto con el hidrógeno, continuamos con este y terminamos con el oxígeno.

Paso 2: Debajo de cada sustancia, en la tabla, escribe los **datos conocidos**.

Paso 3: En este caso, no podemos considerar que la relación establecida en la ecuación ajustada sea válida en volumen porque la sustancia de la que conocemos el dato de partida está en fase líquida. Seguimos por tanto el procedimiento habitual. Pasamos a moles el volumen de gasolina líquida. En este caso tendremos que usar el dato de la densidad **¡Ojo!** ¡No podemos usar la ecuación de los gases ideales, se trata de un líquido!!)



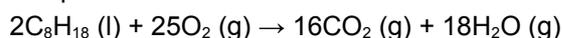
Paso 4: Calcula, en mol, la cantidad de la sustancia por la que te preguntan utilizando la **proporción** que indican los coeficientes estequiométricos. La cantidad de Hidrógeno, en mol, producido a partir del Na:

Paso 5: Expresa la cantidad obtenida en las **unidades pedidas**. Nos piden volumen por lo que usaremos la ecuación de los gases ideales, utilizando los datos de presión y temperatura del enunciado:

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Pasos	C ₈ H ₁₈ (l)	+	O ₂ (g)	→	8CO ₂ (g)	+	9H ₂ O (g)
1	1 mol de gasolina	con	25/2 moles de oxígeno	dan	8 moles de dióxido de carbono	con	9 moles de agua
2	1 l; 0,78kg/m ³				25°C, 2 atm		
3	6,84 mol						
4					54,72 mol		
5					688 l		

La ecuación química se podría haber multiplicado por 2 para convertir en un número entero el coeficiente estequiométrico del O₂.



3. Procesos químicos que ocurren con reactivo limitante. Rendimiento de una reacción.

Procesos químicos que ocurren con reactivo limitante

La estequiometría de una reacción indica en qué proporciones deben encontrarse los reactivos para que no falte ni sobre de ninguno. Cuando las proporciones en las que se encuentran los reactivos no son las indicadas por los coeficientes estequiométricos, ni son múltiplos ni submúltiplos de ellas, ocurre que alguno o algunos de los reactivos se agotarán, mientras que otros quedarán, en parte, sin reaccionar, por el hecho de que se habrán agotado aquellos y no encontrarán con qué reaccionar.

A veces se dice que el **reactivo limitante** es el que se encuentra en menor cantidad. Pero esto no es estrictamente así, sino que es el que se encuentra más por debajo de la cantidad que le correspondería según la estequiometría. Es el de menor cociente entre su número de moles y su coeficiente estequiométrico.

El **reactivo limitante** es el que **determina la cantidad máxima de producto**.

Los **reactivos en exceso** son por tanto, aquellos cuyas cantidades superan la que le corresponde según la estequiometría.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Sabiendo las cantidades de reactivos, se debe averiguar si entre ellos existe algún reactivo limitante, para posteriormente calcular las cantidades de producto respecto a la cantidad presente del reactivo limitante. Veamos un ejemplo:

Ejemplo: Se mezclan en un depósito 100 gramos de propano y 200 gramos de oxígeno y se hace saltar una chispa. Averigua si alguno de los dos reactivos es limitante y calcula las cantidades en gramos de todas las sustancias presentes después de la reacción.

Paso 1: Escribir y ajustar la **ecuación química**. Ver tabla abajo. Sabemos que se trata de una reacción de combustión de un hidrocarburo, el propano, y que por tanto los productos de la reacción como en toda reacción de combustión serán dióxido de carbono y agua. Comenzamos ajustando los elementos que se encuentren en menos fórmulas químicas.

Paso 2: Debajo de cada sustancia, en la tabla, escribe los **datos conocidos**.

Paso 3: Calcula, en mol, la cantidades de los datos conocidos.

de C_3H_8

de O_2

Verificamos entonces si las cantidades de ambos reactivos están en la proporción que indican los coeficientes estequiométricos. Empezamos calculando la cantidad de O_2 que necesitamos para reaccionar con 2,27 moles de C_3H_8 :

Por tanto, como tenemos menos moles de O_2 , se comprueba que el reactivo en exceso es el propano. Y por tanto, el **reactivo limitante** es el O_2 , y este determinará las cantidades de las demás sustancias que participan en la reacción.

Paso 4: Calcula, en mol, la cantidad de la sustancia por la que te preguntan (productos de la reacción, ¡Ojo! El reactivo en exceso también será un producto de la reacción) a partir de los 6,25 moles O_2 utilizando la **proporción** que indican los coeficientes estequiométricos. La cantidad de CO_2 , en mol, producido a partir del O_2 :

La cantidad de H_2O , en mol, producido a partir del O_2 :

Para calcular la cantidad de propano que queda en exceso, primero calculamos la cantidad de C_3H_8 , en mol, que reacciona con los 6,25 mol de O_2 :

Por tanto, queda en exceso un total de $2,27 - 1,25 = 1,02$ mol de C_3H_8

Paso 5: Expresa la cantidad obtenida en las **unidades pedidas**. Nos piden masa en gramos:

Masa de C_3H_8 :

Masa de CO_2 :

Masa de H_2O :

Pasos	C_3H_8 (l)	+	$5O_2$ (g)	→	$3CO_2$ (g)	+	$4H_2O$ (g)
1	1 mol de propano	con	5 moles de oxígeno	dan	3 moles de dióxido de carbono	con	4 moles de agua
2	100 g		200 g				
3	2,27 mol		6,25 mol				
4	1,02 mol		0 mol		3,75 mol		5 mol
5	44,88 g		0 g		165 g		90 g

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Rendimiento de una reacción

Incluso con reactivos puros, las cantidades de productos obtenidas nunca son las que teóricamente se esperan. Esto se debe a que las reacciones no han funcionado con un 100% de eficacia. Existen diversas causas:

- **La aparición de la reacción inversa**, que hace reaccionar los productos entre sí y revierten a reactivos. De este modo se establece un equilibrio entre las reacciones directa e inversa, impidiendo que cualquiera de las dos progrese hasta el final.
- **El envenenamiento de catalizadores**, que son sustancias que facilitan y aceleran las reacciones, pero que son muy sensibles a algunos agentes contaminantes y pueden dejar de realizar su función. Así, la reacción se vuelve tan lenta que tampoco consigue llegar al final.
- **Las pérdidas durante el proceso**, tales como fugas, evaporaciones o incrustaciones en las vasijas de reacción. Pueden afectar tanto a reactivos como a productos, de modo que las cantidades obtenidas son menores.
- **Las reacciones laterales** que den otros productos no deseados.
- **La producción de isómeros químicos** que no sean interesantes como productos. Por ejemplo, la obtención simultánea de propanol y propan-2-ol cuando solo se desea una de estas sustancias.

El **rendimiento** define la relación entre las cantidades obtenidas de producto y las cantidades esperadas según los cálculos teóricos sobre la estequiometría de la reacción, y teniendo en cuenta las cantidades de partida de reactivos. Puede expresarse en tanto por uno o en tanto por cien como:

Ejemplo. El trióxido de dicromo reacciona con el aluminio, en el proceso conocido por aluminotermia, obteniéndose el metal de una elevada pureza y óxido de aluminio. Si han reaccionado 250 g de trióxido de dicromo calcula la masa de cromo obtenida si el rendimiento del proceso es del 85%.

$M(\text{Cr}): 52\text{g/mol}$

¡Utilizamos el mismo procedimiento para obtener las cantidades buscadas teóricas y posteriormente se obtienen las reales utilizando la ecuación del rendimiento, en el paso 6!

Paso 1: Escribir y ajustar la **ecuación química**. Ver tabla abajo.

Paso 2: Debajo de cada sustancia, en la tabla, escribe los **datos conocidos**.

Paso 3: Calcula, en mol, la cantidad del dato conocido.

de Cr_2O_3

Paso 4: Calcula, en mol, la cantidad de la sustancia por la que te preguntan utilizando la **proporción** que indican los coeficientes estequiométricos. La cantidad de Cr, en mol, producido a partir del Cr_2O_3 :

Cr

Paso 5: Expresa la cantidad obtenida en las **unidades pedidas**. Nos piden masa en gramos:

Paso 6: Calculamos la cantidad real obtenida a partir de la teórica y el rendimiento de la reacción:

Paso s	Cr ₂ O ₃	+	2Al	→	2Cr	+	Al ₂ O ₃
1	1 mol de trióxido de dicromo	con	2 moles de aluminio	dan	2 moles de cromo	con	1 mol de trióxido de dialuminio
2	250 g						
3	1,65 mol						
4					3,3 mol		
5					171,6 g teóricos		
					145,6 g reales		

4. Cálculos estequiométricos con reacciones en las que intervienen disoluciones y con reactivos de determinada riqueza, mezclas y reactivos impuros.

Cálculos con reacciones en disolución

Lo común es que los reactivos que se utilicen se encuentren en forma de disolución acuosa y que se trabaje directamente con cantidades de disolución y no de soluto. En estos casos se debe tener en cuenta que:

- ✓ Los cálculos estequiométricos se hacen en moles.
- ✓ La mayoría de las veces, las cantidades de reactivos y productos se facilitan mediante el volumen y la concentración de las disoluciones.
- ✓ A diferencia de la masa, el volumen no es una propiedad aditiva. Al mezclar dos disoluciones, el volumen resultante solo es aproximadamente igual a la suma de los volúmenes de ambas disoluciones de partida. Con todo, esta aproximación se hace si no se conocen las densidades de las disoluciones y estas son suficientemente diluidas.

Ejemplo (Ejercicio 6 Tipo B 2014):

Cuando se añade ácido clorhídrico sobre mármol, CaCO₃, lo disuelve, apareciendo una serie de burbujas de dióxido de carbono. La reacción que tiene lugar es:



¿Qué volumen de ácido clorhídrico 0,5 M es necesario para reaccionar con 500 g de mármol? Masas atómicas: Ca = 40 u.; C = 12 u.; Cl = 35,5 u.; O = 16 u.; H = 1 u.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Paso 1: Escribir y ajustar la **ecuación química**. Ver tabla abajo.

Paso 2: Debajo de cada sustancia, en la tabla, escribe los **datos conocidos**.

Paso 3: Calcula, **en mol**, la cantidades de los datos conocidos.

Paso 4: Calcula, en mol, la cantidad de la sustancia por la que te preguntan utilizando la **proporción** que indican los coeficientes estequiométricos. La cantidad de Hidrógeno, en mol, producido a partir del Na:

Paso 5: Expresa la cantidad obtenida en las **unidades pedidas**. Nos piden volumen de HCl 0,5 M:

Paso	CaCO ₃	+	2HCl	→	CaCl ₂	+	CO ₂	+	H ₂ O
1	1 mol de carbonato cálcico	con	2 moles de cloruro de hidrógeno	dan	1 mol de cloruro de Calcio	con	1 mol de dióxido de carbono	y con	1 mol de agua
2	500 g		V? dis 0,5 M						
3	5 mol								
4			10 mol						
5			20 l dis. 0,5M						

Cálculos con reactivos de determinada riqueza, mezclas y reactivos impuros

La estequiometría de las reacciones químicas establece relaciones entre los moles de una y otra sustancia participantes en la reacción. Ahora bien, estas proporciones son de las sustancias representadas por sus fórmulas químicas, o sea, de las sustancias químicamente puras.

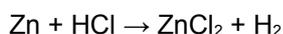
En cambio, tanto en el laboratorio, como, sobre todo en la industria, la mayor parte de las veces se trata con mezclas o sustancias impurificadas con otros componentes:

- ✓ En la **minería** se debe contar siempre con los **porcentajes de riqueza**, pues los minerales son una mezcla de productos químicos y la sustancia de interés se verá acompañada de otras que hay que desechar.
- ✓ Las **materias primas** vegetales y animales también son **mezclas de muchas sustancias** y es habitual que la sustancia de interés se encuentre en bajísima cantidad, como ocurre con las vitaminas o las esencias. En los procesos de preparación hay muchas pérdidas.
- ✓ La **producción de medicamentos** en laboratorios farmacéuticos.
- ✓ La **producción de reactivos y especialidades químicas** para el análisis.

En los cálculos hay que tener en cuenta los porcentajes de riqueza de cada sustancia y multiplicar adecuadamente las cantidades de cada reactivo en bruto por el porcentaje de riqueza en la sustancia en cuestión.

Ejemplo (Ejercicio 6 Tipo B 2012):

Tratamos una muestra de cinc con ácido clorhídrico del 82 % de riqueza. La reacción es



Ajusta la reacción y calcula el volumen de hidrógeno desprendido en C.N. si se precisan 32 g de ácido para que reaccione todo el cinc.

Datos: Masas atómicas: H=1 u y Cl= 35,5 u.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Paso 1: Escribir y ajustar la **ecuación química**. Ver tabla abajo.

Paso 2: Debajo de cada sustancia, en la tabla, escribe los **datos conocidos**.

Paso 3: Calcula, **en mol**, la cantidades de los datos conocidos. Primero calculamos la cantidad de HCl puro que contienen los 32 g al 85% pureza.

Paso 4: Calcula, en mol, la cantidad de la sustancia por la que te preguntan utilizando la **proporción** que indican los coeficientes estequiométricos. La cantidad de Hidrógeno, en mol, producido a partir del HCl:

Paso 5: Expresa la cantidad obtenida en las **unidades pedidas**. Nos piden volumen de un gas, el hidrógeno, a condiciones normales. Por tanto, como ya vimos anteriormente, hay dos formas de calcular el volumen:

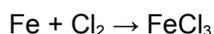
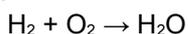
- Conociendo la relación volumétrica que existe en 1 mol de cualquier gas a C.N.:
- Si no recordamos la anterior relación, utilizamos la ecuación de los gases ideales, teniendo en cuenta que a condiciones normales, la presión es 1 atmósfera y la temperatura $0^{\circ}\text{C}=273^{\circ}\text{K}$.

Paso	Zn	+	2HCl	→	ZnCl ₂	+	H ₂
1	1 mol de Zinc	con	2 moles de cloruro de hidrógeno	dan	1 mol de cloruro de Zinc	con	1 mol de hidrógeno
2			32 g 85% riqueza				
3			0,745 mol				
4							0,372
5							8,331

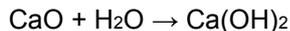
5. Clasificación de algunos tipos de reacciones químicas: síntesis, descomposición, intercambio, combustión...

Reacciones de Síntesis o Formación:

Partiendo de dos o más sustancias, producen un solo producto:

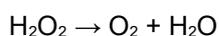
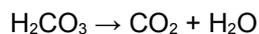


Ejemplos de reacciones de síntesis son las reacciones de los óxidos con el agua. El comportamiento es muy distinto cuando reacciona un óxido no metálico o uno metálico. En el primer caso se obtiene un ácido y en el segundo una base. Por esta razón se dice que los óxidos no metálicos tienen un carácter ácido, mientras que los metálicos tienen un carácter básico.



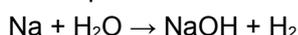
Reacciones de Descomposición:

Partiendo de un solo reactante, da lugar a varios productos:

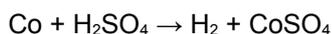


Reacciones de Desplazamiento o Intercambio:

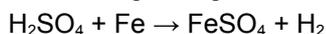
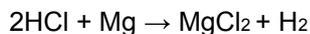
Son aquellas en las que algún átomo de una de las sustancias que reacciona es desplazado o sustituido/intercambiado por otro de una sustancia simple:



Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

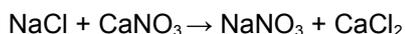
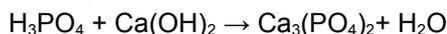


La mayor parte de los metales reaccionan con los ácidos desplazando el hidrógeno (que se desprende como gas) y el metal se disuelve formando la sal correspondiente. Esta reacción se produce muy fácilmente en el caso de metales alcalinos y alcalino-térreos.



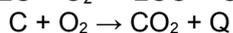
Reacciones de Doble Desplazamiento o Doble Intercambio:

Es muy parecida a la anterior pero, esta vez, el átomo que entra en la molécula proviene de un compuesto y el átomo desplazado entra en la molécula del otro compuesto.

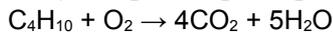
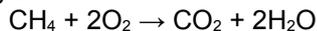


Reacciones de Combustión:

Químicamente son oxidaciones (que veremos en detalle más adelante), pero al contrario que éstas son reacciones que transcurren muy rápidamente y con un desprendimiento notable de energía:



Siempre que se queme un hidrocarburo (compuesto que contiene únicamente carbono e hidrógeno) se obtiene CO_2 y agua:



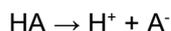
6. Reacciones ácido-base. Conceptos de ácido y base de Arrhenius y de Brønsted-Lowry. Ácidos y bases fuertes. Concepto de pH. Reacciones de neutralización.

En este apartado vamos a ver qué entendemos por un ácido y por una base. Para ello nos vamos a centrar en dos teorías, una primera teoría más sencilla, la Teoría de Arrhenius, y una segunda, más compleja, que engloba la de Arrhenius, que es la teoría de Brønsted-Lowry.

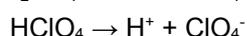
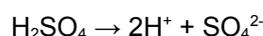
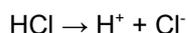
Teoría de Arrhenius sobre ácidos y bases:

En 1887, el sueco **Svante August Arrhenius** propuso la **teoría de la disociación iónica**, según la cual ácidos, bases y sales eran sustancias neutras que, al disolverse en agua, se disociaban en iones positivos (cationes) y negativos (aniones).

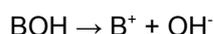
- ✓ Los **ácidos** se disocian dando iones H^+ e iones negativos. Los ácidos son todas aquellas sustancias neutras que en disolución acuosa son capaces de ceder iones H^+ :



Ejemplos:

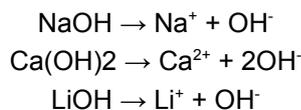


- ✓ Las **bases** se disocian dando iones OH^- e iones negativos. Las bases son todas aquellas sustancias neutras que en disolución acuosa son capaces de ceder iones OH^- :



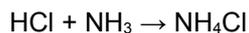
Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Ejemplos:



La teoría de Arrhenius de los ácidos y bases tiene una serie de limitaciones:

- Sólo se puede aplicar en disoluciones acuosas, sin embargo, hay casos en los que se observan propiedades ácido-base en medios no acuosos, como por ejemplo la reacción:



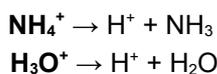
Se trata de una reacción de neutralización en la que el HCl se comporta como ácido y el NH₃ como base, sin necesidad de la disociación respectiva en iones H⁺ y OH⁻.

- Se conocen muchas sustancias como el amoníaco o el carbonato sódico, que no tienen en su composición el OH⁻ y sin embargo se comportan como una base.
- Existen ácidos y bases que no son sustancias neutras, como por ejemplo, los iones cloruro, carbonatos, etc.
- No contempla que se puedan dar reacciones ácido-base en fase gaseosa, cuando si existen.

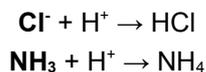
Teoría de Brönsted-Lowry:

Para encontrar una salida a las dificultades de la teoría de Arrhenius, el químico danés **Brönsted** y el inglés **Lowry** propusieron en 1923 una nueva teoría de ácidos y bases. Esta engloba todos los aspectos de la teoría de Arrhenius, **elimina la necesidad de una solución acuosa** y amplía las sustancias que pueden considerarse ácidas y básicas. Según Brönsted y Lowry:

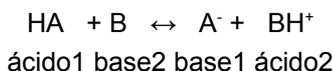
- ✓ Los **ácidos** son todas las sustancias (moleculares o iónicas) que pueden ceder iones H⁺ a otra sustancia:



- ✓ Las **bases** son todas las sustancias (moleculares o iónicas) que pueden aceptar iones H⁺ de otra sustancia. Por tanto, ahora ya una base no es la sustancia que libera un OH⁻, como decía Arrhenius:



De forma que la reacción ácido-base de Brönsted-Lowry siempre es un binomio, siempre la existencia de un ácido implica la existencia de una base:

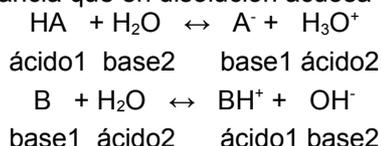


- HA se considera un ácido porque cede su ión H⁺ a otra sustancia, quedando el anión A⁻, que a su vez, está en posición de captar un ión H⁺, por lo que se comporta como una base, siendo la base conjugada del ácido HA.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

- B se considera una base porque es capaz de captar un protón de otra sustancia, quedando el catión BH^+ , que a su vez, está en posición de ceder un protón, por lo que se comporta como un ácido, siendo el ácido conjugado de la base B.

Esta teoría se puede aplicar también a disoluciones acuosas, de forma que, un ácido sería aquella sustancia que en disolución acuosa es capaz de ceder un protón al agua, y una base, sería aquella sustancia que en disolución acuosa captaría un protón:



Se observa que el agua, cuando se enfrenta a un ácido se comporta como una base, y cuando se enfrenta con una base, el agua se comporta como un ácido. Las sustancias que según a quien se enfrenten se comportan como un ácido o como una base se las llama sustancias anfóteras.

-Son ácidos de Brønsted-Lowry:

- Moléculas como: HCl, H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_2O ...
- Cationes como: NH_4^+ , H_3O^+ ...
- Aniones como: HSO_4^- , $H_2PO_4^-$, HS^- ...

Como se aprecia en la lista, se amplía la gama de sustancias ácidas a otros compuestos moleculares y sobre todo a especies iónicas.

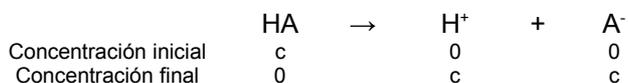
-Son bases de Brønsted-Lowry:

- Moléculas como: NH_3 , H_2O , CH_3NH_2 ...
- Aniones como: I^- , Cl^- , SO_4^{2-} , HPO_4^{2-} , OH^- ...
- Cationes como: $[Cu(H_2O)_3OH]^+$...

También aquí se amplía la lista de bases respecto a la de Arrhenius.

Fortaleza y debilidad de ácidos y bases. Ácidos y bases fuertes:

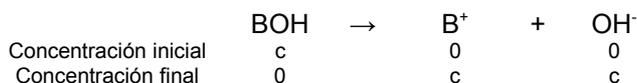
La reacción de disociación que predice la teoría de Arrhenius solo es total si los ácidos y las bases son fuertes. En el caso de ácidos y bases débiles, la disolución es parcial. Así, un ácido fuerte tendrá una disociación como:



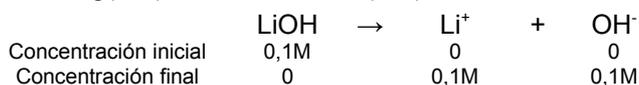
Por ejemplo, son ácidos fuertes el cloruro de hidrógeno, HCl; el ácido nítrico, HNO_3 ; el ácido sulfúrico, H_2SO_4 , o el ácido perclórico, $HClO_4$.



Lo mismo se puede decir las bases. Las bases fuertes se disocian así: $BOH \rightarrow B^+ + OH^-$



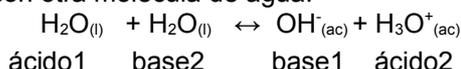
Por ejemplo, son bases fuertes los hidróxidos de litio, LiOH; de sodio, NaOH; de potasio, KOH; de magnesio, $Mg(OH)_2$, o de calcio, $Ca(OH)_2$.



Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Producto iónico del agua y concepto de pH y pOH:

El agua pura es una mala conductora de la corriente eléctrica, pero si medimos dicha conductividad eléctrica con aparatos de alta sensibilidad, vemos que sí conduce en cierto modo. Eso se debe al carácter anfótero del agua, es decir, a la reacción de ionización de una molécula de agua con otra molécula de agua:



Como se trata de un equilibrio químico, podemos plantear la constante de este equilibrio:

Como la reacción está muy desplazada hacia la izquierda, podemos decir que la concentración de agua es prácticamente constante:

K_w es una nueva constante, que recibe el nombre de **producto iónico del agua**. A 25°C, el producto iónico del agua es: $K_w=10^{-14}$.

Por tanto, si añadimos iones OH^- o iones H_3O^+ , es lo que hará que la disolución, en vez de ser neutra, sea básica o ácida.

Por tanto, a 25°C:

- ✓ En una disolución neutra, .
- ✓ En una disolución ácida, .
- ✓ En una disolución básica, .

En 1909 el danés **Soren Peter Lauritz Sorensen** introdujo el concepto de pH para facilitar el manejo de las concentraciones de los iones H^+ y OH^- . Definió pH como el logaritmo en base diez de la concentración de H^+ en moles por litro. La definición es aplicable a concentraciones de H^+ entre 1M y 10^{-14} M.

$\text{pH}=-\log[\text{H}^+]$ o **$\text{pH}=-\log[\text{H}_3\text{O}^+]$** lo transforma en una escala más manejable de 0-14.

- ✓ En una disolución neutra, .
- ✓ En una disolución ácida, , $\text{pH}<7$.
- ✓ En una disolución básica, .

El concepto de pOH es **$\text{pOH}=-\log[\text{OH}^-]$** .

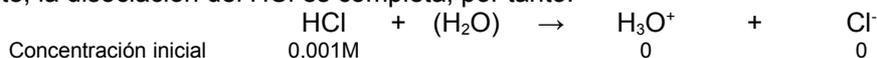
Si aplicamos logaritmos a la expresión anteriormente vista del producto iónico del agua:

$$\begin{aligned} \log 10^{-14} &= \log([\text{H}^+]\cdot[\text{OH}^-]) = \log[\text{H}^+] + \log[\text{OH}^-] \\ \log[\text{H}^+] + \log[\text{OH}^-] &= -14 \text{ (cambiando los signos a ambos lados)} \\ \mathbf{\text{pH} + \text{pOH} &= 14} \end{aligned}$$

Ejemplo (Ejercicio 4 Tipo C 2013): Tenemos una disolución 0,001 M de ácido clorhídrico HCl (ac). Calcula:

- a) Las concentraciones de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y de $[\text{OH}^-]$.
- b) El pH y el pOH.

Comenzamos escribiendo la reacción química que tiene lugar y al tratarse de un ácido fuerte, la disociación del HCl es completa, por tanto:



Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Concentración final 0 0,001M 0,001M
Por tanto, la concentración de $[H_3O^+]=0,001M$. Para calcular la concentración de $[OH^-]$ utilizamos la ecuación del producto iónico del agua:

Una vez conocemos las concentraciones de $[H_3O^+]$ y de $[OH^-]$, podemos calcular el pH y el pOH:

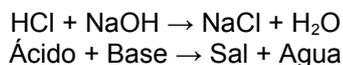
$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log[10^{-3}] = 3$$
$$pOH = -\log[OH^-] = -\log[10^{-11}] = 11$$

O también se podría haber obtenido con la ecuación: $pH + pOH = 14$; $pOH = 14 - 3 = 11$

Reacciones de Neutralización (pregunta de examen):

Las reacciones de neutralización son aquellas que tienen lugar cuando un ácido se pone en contacto con una base, dando como producto de la reacción una sal y agua.

Cuando un ácido fuerte y una base fuerte reaccionan para neutralizarse se forma una sal y agua. Veamos un ejemplo:



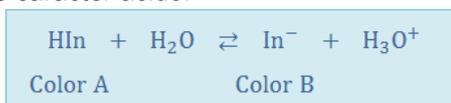
NaCl será la sal correspondiente de la unión entre el catión Na^+ de la Base y el anión Cl^- del anión del ácido. A esta reacción se la llama neutralización, porque cuando ponemos un ácido fuerte y una base fuerte en contacto en proporciones estequiométricas, que son ambos productos corrosivos y peligrosos, se forma agua con sal, convirtiéndose así una disolución inocua, que en este caso concreto incluso nos podríamos beber.

En este caso, como reaccionamos una base fuerte con un ácido fuerte en condiciones estequiométricas, el pH resultante de la reacción será neutro, $pH=7$. Esto no ocurre cuando se pone en contacto un ácido o base fuerte con una base o ácido débil, pero esto se estudiará en otros niveles.

Indicadores ácido-base (pregunta de examen):

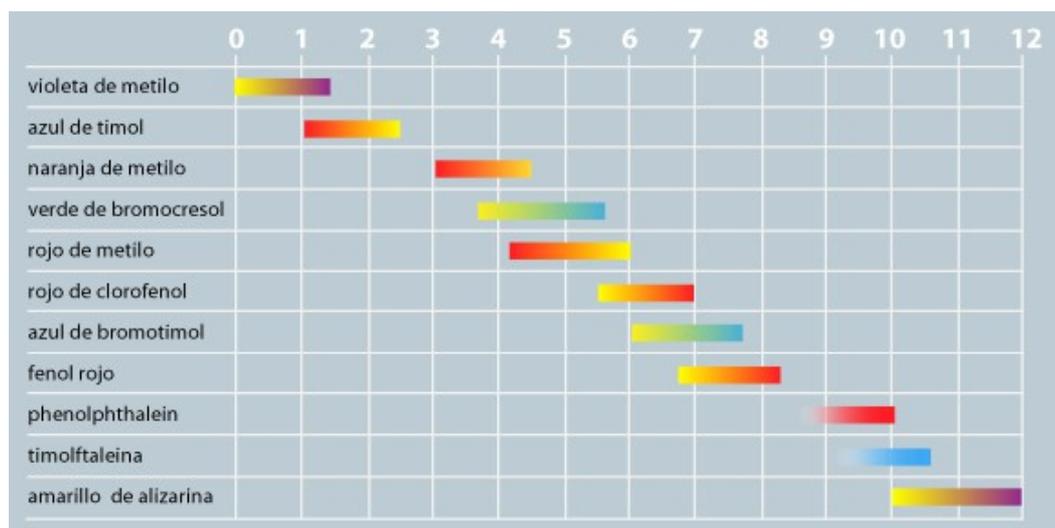
Los indicadores ácido-base son **compuestos orgánicos de fórmula compleja cuyo color cambia según el pH** del medio en el que se encuentren.

Son **ácidos o bases débiles** cuyas bases o ácidos conjugados poseen una estructura química diferente que hace que presenten un color diferente. Si consideramos un indicador genérico HIn de carácter ácido:



- En las disoluciones ácidas la concentración de H_3O^+ es muy alta, por lo que el equilibrio del indicador se desplaza hacia la izquierda y aparece el **color A**.
- En las disoluciones básicas, el equilibrio está desplazado hacia la derecha para que aumente la concentración de H_3O^+ y se obtiene el **color B**.

El cambio de color de un indicador se denomina **viraje** y el intervalo de pH en el cual se produce es el **intervalo de viraje**, y es característico de cada indicador:



Pongamos como ejemplo el comportamiento del indicador azul de bromotimol, en tres soluciones diferentes: la solución ácida, neutra y básica.

- Al añadir nuestro indicador azul de bromotimol, en un tubo de ensayo que contenga una disolución de HCl por ejemplo, veremos un color amarillo en la solución, que tendrá un pH < 6.0.
- Si añadimos el mismo indicador a otro tubo de ensayo, esta vez relleno de agua, veremos que tendrá una coloración verde, con un pH= 7.
- Por último, cuando añadimos el indicador de azul de bromotimol, a un tubo de ensayo que contenga una disolución de NaOH, veremos como ésta se tinte de azul, con un pH > 7.6. Se comprueba de este modo que el intervalo de viraje está entre 6.0 y 7.6.

Los indicadores ácido-base son de uso habitual en los laboratorios químicos, se utilizan con la finalidad de determinar el valor del [pH](#) de las disoluciones, así como también, el punto final de las valoraciones ácido –base.

7. Reacciones de oxidación-reducción. Asignación de número de oxidación. Cambios en los números de oxidación. Oxidante y reductor.

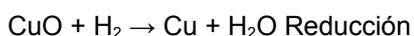
Reacciones de oxidación-reducción:

Las **reacciones de oxidación-reducción** o **reacciones redox** reciben este nombre porque al principio los químicos pensaron que se trataba simplemente de la **reacción de ciertas sustancias con el oxígeno**. Por ejemplo, el proceso de oxidación del hierro:



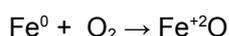
Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

A las reacciones contrarias, a las que perdían oxígeno se las llamaba reacciones de reducción:

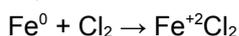


Sin embargo, a medida que fue avanzando la Química, se dieron cuenta estas reacciones no se llevaban a cabo solamente con oxígeno.

En la reacción anterior de oxidación del hierro, el hierro metálico en el lado izquierdo de la reacción es neutro, y el Fe que forma parte del óxido de Hierro (II) tiene de valencia +2, es un ión.



Esta misma transformación del hierro, también ocurre en la siguiente reacción:



Por analogía con la primero, esta reacción también se llamó de oxidación a pesar de que no intervenga el oxígeno.

Por tanto, se observaba que en realidad, lo que ocurre en las reacciones de oxidación-reducción es la **transferencia de electrones**.

✓ **Oxidación:** Es una reacción en la que una sustancia **pierde electrones**.

✓ **Reducción:** Es una reacción en la que una sustancia **gana electrones**.

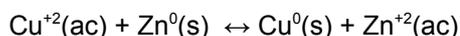
Cuando una sustancia se oxida, pierde electrones, tiene que haber otra que gane esos electrones y por tanto se reduzca. Por lo tanto, las dos reacciones siempre van **aparejadas**, como ocurría en el caso de las reacciones ácido-base. Son reacciones complementarias, no puede haber una reducción sin una oxidación y viceversa.

En las reacciones redox, tendremos por tanto, sustancias que se comporten como oxidantes o como reductoras:

✓ **Oxidante:** Sustancia capaz de producir una oxidación \rightarrow capta e^- \rightarrow **se reduce**.

✓ **Reductor:** Sustancia capaz de producir una reducción \rightarrow cede e^- \rightarrow **se oxida**.

Veamos un ejemplo: Tenemos en un vaso de precipitados una disolución con iones de cobre 2+ e introducimos una barra metálica de Zinc. La reacción que tiene lugar es:



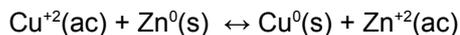
El cobre ha ganado 2 electrones, para pasar de +2 a 0, por tanto, esta reacción sería de reducción el cobre 2+ se ha comportado como un oxidante. Escribimos la **semireacción de reducción** que tiene lugar:



El zinc ha perdido 2 electrones, para pasar de 0 a +2, por tanto, esta reacción sería una oxidación y el zinc metálico se ha comportado como un reductor. Escribimos la **semireacción de oxidación** que tiene lugar:



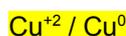
Otra forma de representar este tipo de reacciones redox, sería del siguiente modo:



El **oxidante 1** sería el Cu^{+2} . Una vez que este pasa a Cu^0 , este estaría en posición de ceder electrones, y por tanto, se podría comportar como un reductor, por eso, se dice que el **reductor 1**, es par conjugado del oxidante 1, Cu^{+2} .

El **reductor 2** sería el Zn^0 , que una vez pasa a Zn^{+2} , este estaría en posición de coger electrones, y por tanto, se podría comportar como un oxidante, por eso se dice el **oxidante 2**, es el par conjugado del reductor 2.

Los pares redox conjugados son:



Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

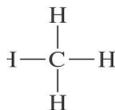
Agentes de oxidación-reducción más comunes:

- ✓ Agentes reductores:
 - H₂.
 - C.
 - Metales, principalmente los alcalinos y alcalinotérreos (1º y 2º columna de la tabla periódica).
- ✓ Agentes oxidantes:
 - O₂.
 - Halógenos: Cl₂, F₂ (Penúltima columna tabla periódica).
 - Permanganato potásico, KMnO₄.
 - Dicromato potásico, K₂Cr₂O₇.
 - Ácido nítrico concentrado, HNO₃.

Número de oxidación:

El número de oxidación es la carga formal, no real, que asignamos a un átomo en un compuesto:

- ✓ Compuesto que es un **ión**, el número de oxidación coincidirá con su **carga real**, por ejemplo:
 - Na⁺, tiene un número de oxidación de +1.
 - Cl⁻, tiene un número de oxidación de -1.
- ✓ **Compuesto covalente**, le asignamos una **carga ficticia** en función de las electronegatividades de los átomos que forman el compuesto. En cada enlace covalente, supondremos que los átomos más electronegativos son a los que se le asignan los pares de electrones del enlace covalente. De esta forma, el número de oxidación del elemento más electronegativo será negativo, y el elemento menos electronegativo tendrá un número de oxidación positivo.
CH₄ Como el carbono es más electronegativo que el hidrógeno, al carbono se le asignan los 8 electrones de los 4 enlaces C-H. Por tanto, como el carbono gana 4 electrones, tendría una carga ficticia de -4 y el hidrógeno, al perder un electrón, se quedaría con carga de +1.



CH₄

En el compuesto quedaría del siguiente modo expresado el número de oxidación:



Reglas de asignación del número de oxidación:

1. Número de oxidación de un elemento libre o un elemento combinado consigo mismo es cero, por ejemplo:

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

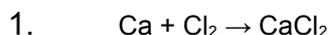
- Metales no disueltos: Cu, Zn
 - Halógenos: Cl₂, Br₂, F₂
 - O₂, N₂, H₂, etc.
2. Iones de un átomo, el número de oxidación es la carga del ión.
 3. Número de oxidación del F combinado siempre es -1, porque es el átomo más electronegativo de la tabla periódica (más a la derecha y más arriba).
 4. Número de oxidación del O siempre es -2, excepto:
 - Peróxidos: -1.
 - Combinado con Fluor: +2.
 5. Número de oxidación del H siempre es +1, excepto:
 - Hidruros metálicos: NaH
 6. Algunos elementos tienen distinto número de oxidación en distintos compuestos:
 - SbCl₃

 - SbCl₅

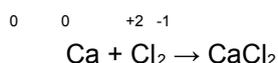
 7. La suma algebraica de los números de oxidación de los elementos de un compuesto neutro tiene que ser siempre cero y en un ión igual a la carga del ión.

Ejemplo (Ejercicio 5 Tipo C 2012):

Considera las dos siguientes reacciones, justifica si son o no reacciones redox. En el caso de que sean redox identifica la especie oxidante y la reductora.



Como sabemos que en las reacciones redox tiene que haber una transferencia de electrones entre las sustancias, primero vamos a indicar sobre cada compuesto el número de oxidación de los elementos:

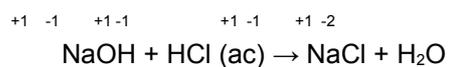


Se observa como el Ca pierde 2 electrones y el Cl gana 1 electrón, por lo que sí se trata de una reacción redox. Como sabemos que oxidante es aquel que es capaz de provocar una oxidación y que por tanto se reduce, es decir, que gana electrones, el elemento oxidante es el Cloro. Por tanto, el Ca es la especie reductora, porque es capaz de provocar una reducción y por tanto, es el que se oxida, el que pierde electrones.



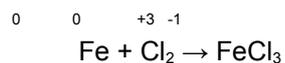
Se observa que es una reacción de neutralización donde un ácido (HCl) reacciona con una base (NaOH) para dar sal más agua. Por tanto, no es una reacción redox. El Na y el Cl no ganan ni pierden electrones durante la reacción.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B



Ejemplo (Ejercicio 4 Tipo C 2011): El metal hierro (Fe) reacciona con el gas cloro (Cl_2) para formar tricloruro de hierro (FeCl_3). Se pide:

- a) Escribe y ajusta la reacción. Indica de qué tipo de reacción se trata.



Se trata por tanto de una reacción de oxidación-reducción, ya que el hierro pierde 3 electrones y el cloro gana 1 electrón. El hierro por tanto, se oxida, y actúa como un reductor, provocando que el cloro se reduzca y el cloro se reduce y actúa como oxidante, ya que provoca que el hierro se oxide.

8. Modelo elemental de reacción a partir de las colisiones que provocan roturas y formación de nuevos enlaces. Existencia de reacciones endotérmicas y exotérmicas con este modelo.

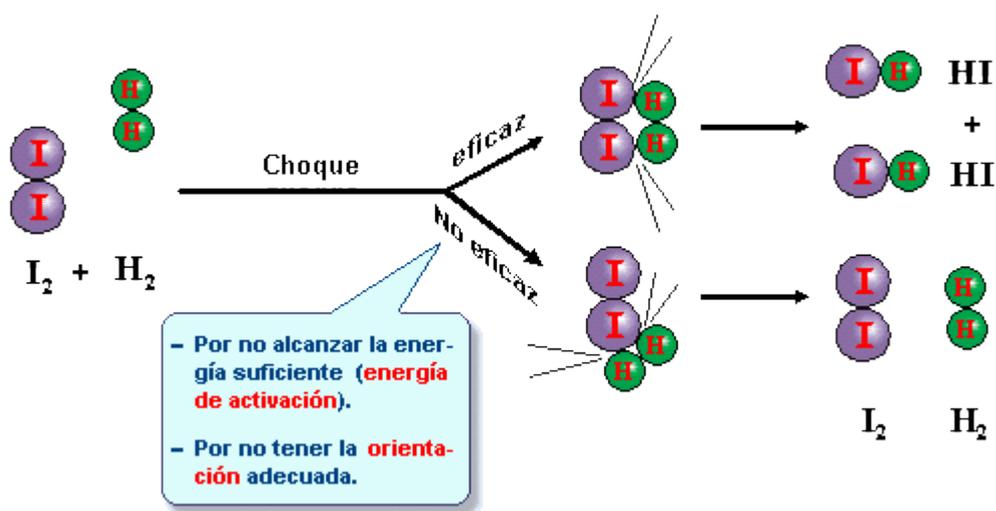
Además de la transformación de unas sustancias en otras, en las reacciones químicas se produce un **intercambio de energía**. Para romper enlaces, hay que suministrar energía, y en la formación de nuevos enlaces, se desprende energía. La **termodinámica** es la parte de la Física y Química que estudia la evolución de los sistemas en función de la energía. Esta ciencia no tiene en cuenta el tiempo, es decir, predice el estado final de una evolución, en este caso de una reacción, pero no el tiempo que tardará en alcanzarse. De la velocidad de las reacciones se ocupa la cinética química, que se estudiará en otros niveles educativos.

Teoría de las colisiones:

Según esta teoría, para que ocurra una reacción química es necesario que existan **choques entre las moléculas de reactantes que den origen a productos**. Pero que no todos los choques que se producen entre moléculas de reactivos van a dar moléculas de productos, es decir, no todas las colisiones van a ser efectivas, van a producir la reacción química. Por este motivo, se dice que los choques son **eficaces**, cuando la colisión que se produce entre las moléculas de reactivo, dan lugar a la formación de productos y al resto de choques los llamaremos ineficaces. Para que las colisiones sean efectivas, se deben cumplir las siguientes condiciones:

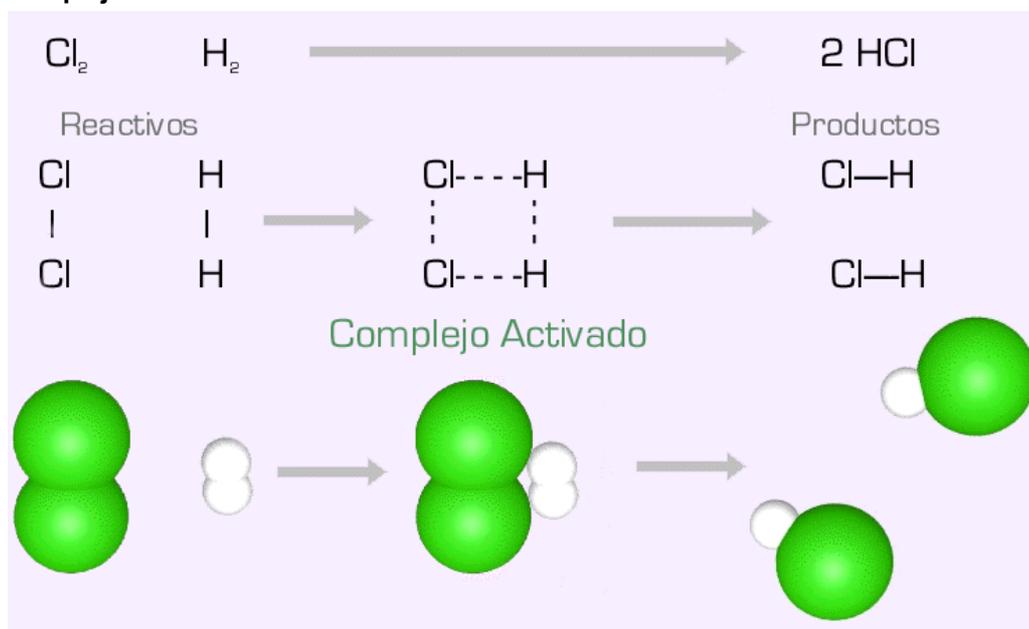
1. Los **choques** entre las moléculas deben efectuarse **con la debida orientación** en los reactantes. Si el choque entre las moléculas cumple con estas condiciones, se dice que las colisiones son efectivas y ocurre la reacción entre los reactantes; entonces se forman productos.
2. Las moléculas de reactantes deben **poseer la energía cinética suficiente** para que pueda ocurrir el rompimiento de enlaces, un reordenamiento de los átomos y luego la formación de los productos. Si no se dispone de la energía suficiente, las moléculas rebotan sin formar los productos. Esta energía recibe el nombre de **energía de activación**.

Cabe destacar que no todas las colisiones entre reactantes son efectivas, por lo tanto no todas originan productos. Sin embargo, mientras más colisiones existan entre reactantes, mayor es la probabilidad de que sean efectivas.



Teoría del estado de transición o complejo activado. Reacciones exotérmicas y endotérmicas:

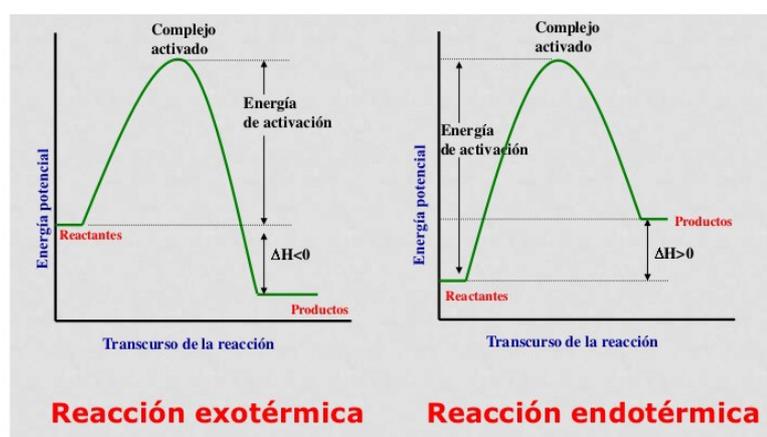
Esta teoría explica cómo ocurre una reacción química a nivel molecular. Postula que cuando las moléculas de los reactivos se acercan lo suficiente experimentan una deformación que da lugar a un **estado transitorio de alta energía** y de muy corta duración. Este estado transitorio recibe el nombre de **estado de transición** y la estructura geométrica que se forma durante este estado energético se denomina **complejo activado**.



Según esta teoría, la energía necesaria para que se forme el complejo activado es la **energía de activación** anteriormente vista.

Usaremos los diagramas entálpicos o energéticos para explicar mejor el estado de transición que tiene lugar en las reacciones químicas:

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B



El punto más energético se corresponde con el estado de transición donde se forma el complejo activado y la energía de activación se corresponde con la diferencia entre la energía de los reactivos y el máximo nivel energético de la reacción o energía del estado de transición.

En el caso de las reacciones exotérmicas, la entalpía de reacción será negativa, $\Delta H_r = H_P - H_R < 0$, es decir, desprende energía. Es el caso en el que la energía de los productos es menor que la energía de los reactivos.

En el caso de las **reacciones endotérmicas**, la entalpía de reacción será positiva, $\Delta H_r = H_P - H_R > 0$, es decir, absorbe energía. Es el caso en el que la energía de los productos es mayor que la energía de los reactivos.

9. Cálculo de la energía de una reacción a partir de las energías de enlace.

La **entalpía de enlace** es la energía necesaria para romper un enlace y es la misma que se desprende en su formación y se suele referir a un mol de dichos enlaces.

La energía de una reacción es la diferencia entre la energía de absorbida para la rotura de enlaces y la energía liberada en la formación de nuevos enlaces:

Desde el punto de vista energético, existen dos tipos de reacciones:

- **Reacción Exotérmica** (desprende energía): la energía liberada en la formación de enlaces supera a la invertida en la ruptura de los enlaces.
- **Reacción Endotérmica** (absorbe energía): la energía invertida en la ruptura de enlaces supera a la liberada en la formación de enlaces nuevos.

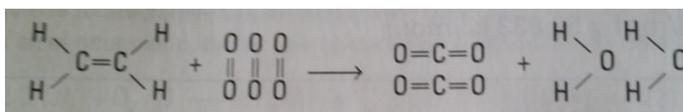
Ejemplo: A partir de las entalpías de enlace de la siguiente tabla, calcula el calor de combustión del eteno:

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Tabla 2. Energías de enlace a 25 °C y 1 atm

Energías de enlace	E kJ/mol
H-H	436
C-H	415
N-H	390
O-H	460
C-C	347
C-N	285
C-O	352
N-N	159
C=C	610
C=N	615
C=O	730
N=N	418
O=O	494
C≡C	830
C≡N	887
N≡N	946
Cl-Cl	242
H-Cl	431

Escribimos y ajustamos la reacción mostrando los enlaces de las moléculas:



10. Concepto de reacción de formación y de calor de formación. Cálculo de calores de reacción a partir de los calores de formación de las sustancias involucradas.

Reacción de formación es la reacción en la que un compuesto se obtiene a partir de sus elementos, no a partir de otros compuestos.

Por ejemplo:

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Si una entalpía de reacción no puede medirse experimentalmente, se obtiene matemáticamente a partir de las entalpías de formación de productos y reactivos:



La entalpía de formación de un elemento en condiciones estándar es cero.

Ejemplo (Ejercicio 5 Tipo C 2011):

Sea la reacción de combustión del butano (C_4H_{10}). Se pide:

- Escribe y ajusta la reacción.
- Calcular la entalpía estándar de combustión del butano (entalpía molar) conocidas las entalpías estándar de formación del butano (C_4H_{10})= -124,7 kJ/mol, del agua líquida= -285,8 kJ/mol y del CO_2 = -393,5 kJ/mol.



8

Introducción a la Química del Carbono

Tema 8: Introducción a la Química del Carbono.

La química desde sus inicios en el siglo XVIII y XIX, se divide en dos grandes ramas: química orgánica y química inorgánica.

Química orgánica o Química del Carbono: Se asoció a la química de los seres vivos y sustancias relacionadas con ellos. Se pensaba que las sustancias orgánicas sólo las podían sintetizar los seres vivos porque para preparar compuestos orgánicos se necesitaba algo que sólo poseían los seres vivos, la **fuerza vital**.

Química inorgánica: Se asoció a las **sustancias inertes**. Comprendía al resto de la química distinta a la química relacionada con los seres vivos.

Sin embargo, en 1828, **F. Wöhler sintetiza** una sustancia orgánica, la **urea**, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, a partir de sustancias inorgánicas, destruyendo así a la teoría de la fuerza vital. Esto supuso romper la barrera de la "vitalidad" y crecieron los trabajos dedicados a obtener y purificar compuestos orgánicos de la naturaleza.

Denominamos **compuestos orgánicos** a los que están formados a partir de carbono, con la participación de algunos pocos elementos más. La mayoría de compuestos orgánicos contienen solo seis elementos: **Carbono, C; Hidrógeno, H; Oxígeno, O; Nitrógeno, N; Azufre, S y Fósforo, P.**

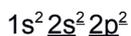
Existe una grandísima cantidad de compuestos orgánicos diferentes, del orden de 10 elevado a 7 y esto se explica por las características químicas del Carbono, cuyo átomos son capaces de enlazarse unos a otros formando cadenas de longitud y ramificación muy variable.

11. Posibilidades de combinación que tiene el carbono: existencia de cadenas ramificadas. Posibilidad de enlaces múltiples consigo mismo o con otros elementos como el oxígeno, el nitrógeno.

1.1. Características del átomo de Carbono.

El carbono es el **sexto elemento de la tabla periódica**, porque sus átomos tienen un núcleo con **6 protones** y una capa electrónica con **6 electrones** que orbitan alrededor del núcleo ($Z=6$).

La configuración electrónica que presenta el carbono es:



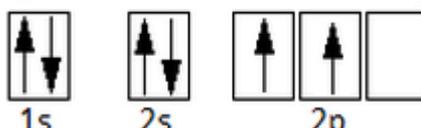
En el último nivel o capa electrónica ($n=2$) hay 4 electrones ($2s^2 2p^2$), faltándole o sobrándole, por tanto, otros 4 para obtener la configuración de capa completa o configuración estable de gas noble ($1s^2 2s^2 2p^6$ o $1s^2$). Para ello, tendría que ganar o perder 4 electrones, pero estos serían demasiados.

Por ello, el carbono tiende a compartir 4 electrones mediante enlaces covalentes. Los tipos de enlaces pueden ser: simples (comparten un par de electrones), dobles (comparten dos pares), triples (comparten tres pares) y aromáticos, que son "enlaces especiales", que pueden considerarse intermedios entre los enlaces simples y dobles.

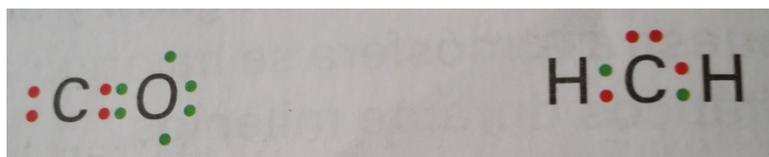
1.2. Tipos de enlaces del átomo de carbono.

En un principio, si representamos la configuración electrónica del átomo de carbono, pareciera que este sólo puede formar dos enlaces covalentes porque únicamente tiene dos electrones desapareados.

Estado fundamental del carbono

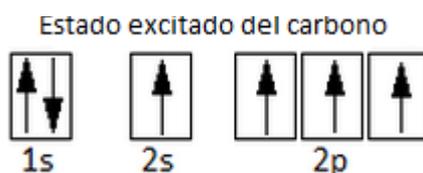


Según esto, 2 sería la valencia natural del C. Pero el uso de esta valencia es muy raro; sólo se da en dos compuestos: el monóxido de carbono, CO, y el carbeno, CH_2 .



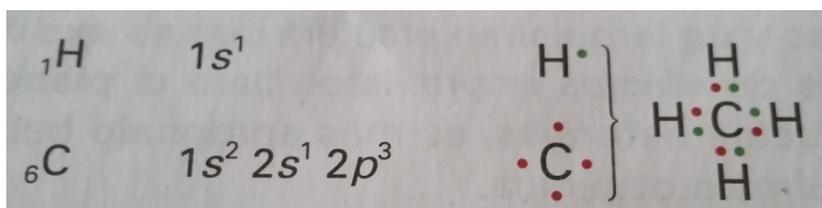
En la mayoría de compuestos, el C actúa con valencia 4. O sea, comparte 4 pares de electrones con otros átomos. Para eso, promociona uno de los electrones situados en el orbital 2s a uno de los orbitales p, que está vacío. Así, resultan 4 electrones desapareados en la capa de valencia:

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

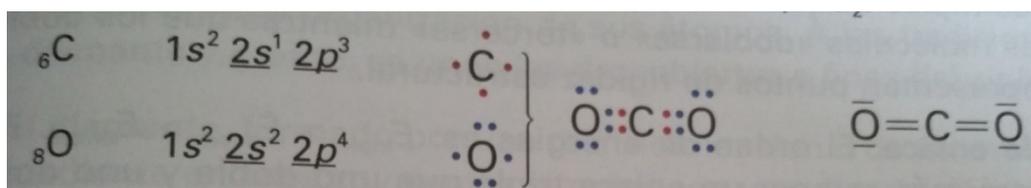


Su notación de Lewis muestra 4 electrones, cada uno de los cuales puede formar, con electrones de otros átomos, un par para compartir. Formando estos 4 enlaces covalentes, el átomo de C alcanza el octeto de valencia completo, es decir, una configuración estable comparable a la de los gases nobles.

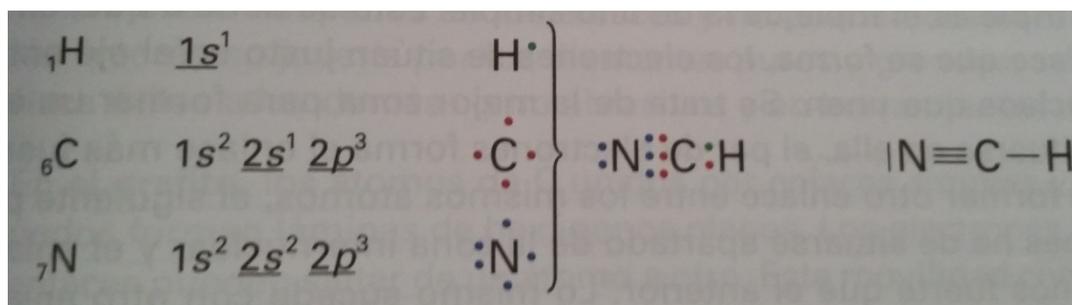
Por ejemplo, con hidrógeno forma el metano, CH_4 , mediante **enlaces simples**:



El átomo de carbono puede formar **dobles enlaces** con otros átomos. Por ejemplo, en la molécula de dióxido de carbono, CO_2 :



Y también forma **triples enlaces**, como en la molécula de cianuro de hidrógeno, HCN :

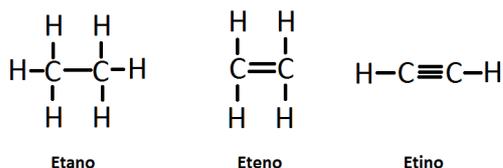


1.3. Enlaces entre átomos de carbono.

Los átomos de carbono pueden formar enlaces consigo mismo. Esto ocurre también con muchos otros elementos: así, existen moléculas de O_2 , O_3 , N_2 , Cl_2 , S_8 . Pero solo dos elementos, el Si y el C, pueden formar largas cadenas de átomos del mismo elemento. Esto es lo que permite al C construir la gran variedad de moléculas orgánicas y bioquímicas que mantienen el extraordinario sistema químico de los seres vivos.

Los ejemplos más simples de enlace simple, doble y triple entre átomos de C lo constituyen los hidrocarburos de dos C, etano, eteno y etino:

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

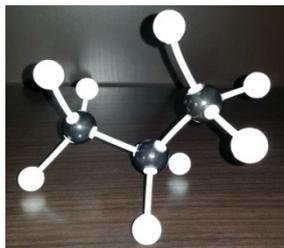


Naturalmente, un enlace triple es más fuerte que uno doble y este es más fuerte que uno simple. Las energías y las longitudes de enlace se recogen en la siguiente tabla:

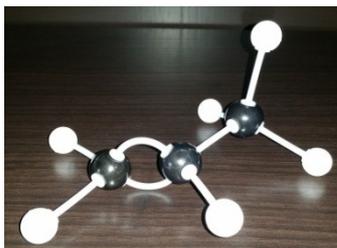
	Longitud de enlace (10^{-10} m)	Energía de enlace (KJ/mol)
C-C	1,543	348
C=C	1,337	612
C≡C	1,204	898

• **Ángulo de enlace.** A continuación se muestran los ángulos que forman tres átomos de C cuando entre dos de ellos hay un enlace simple, doble o triple.

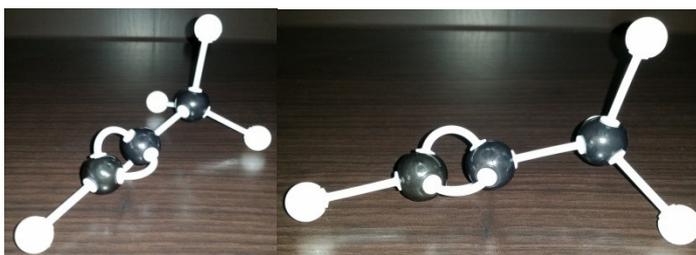
- **Enlace simple:** Cuando un átomo de C solo forma enlaces simples, estos se disponen los más alejados posibles unos de otros, es decir, siguiendo los vértices de un tetraedro.



- **Enlace doble:** Si dos átomos de C se unen mediante un doble enlace, los enlaces con otros átomos se disponen en un mismo plano.



- **Enlace triple:** Cuando se forma un enlace triple, los dos átomos y los otros dos que se unen a continuación están en línea recta.



- **Rotación.** Una diferencia fundamental entre los enlaces simples y los dobles o los triples es que los simples pueden girar sin romperse permitiendo a las moléculas “doblarse” o “torcerse” mientras que los dobles y triples representan puntos de rigidez estructural.
- **Energías de enlace.** El orden de las energías es: $E_{\text{triple}} > E_{\text{doble}} > E_{\text{simple}}$. Por tanto, costará más romper un enlace triple que uno doble y uno doble que uno simple.
- **Reactividad.** Reactividad de $C \equiv C >$ reactividad de $C = C >$ reactividad de $C - C$.

12. Clasificación de las funciones orgánicas. Nomenclatura y formulación IUPAC para estos compuestos (limitados a compuestos con un grupo funcional).

A continuación se presenta una tabla con las funciones más importantes que estudiaremos en la presente guía.

Grupo funcional es un átomo o conjunto de átomos que representan un punto singular en una molécula orgánica, es decir, un lugar con propiedades físico-químicas características que dan lugar a comportamientos específicos. Las moléculas que tienen el mismo grupo funcional tienen comportamientos químicos análogos que denominamos “función”.

	FUNCION	GRUPO FUNCIONAL
HIDROCARBUROS	Alcanos (Parafinas)	
	Alquenos (Olefinas)	
	Alquinos (Acetilenos)	
	Aromáticos	
Halogenuros	Derivados halogenados	$R-X$
FUNCIONES OXIGENADAS	Alcoholes	$R-OH$
	Éteres	$R-O-R'$
	Aldehídos	
	Cetonas	
	Ácidos carboxílicos	
	Ésteres	
FUNCIONES NITROGENADAS	Aminas	$R-NH_2$ $R-NH-R'$ $R-N(R')_2$
	Amidas	
	Nitrilos	$R-C\equiv N$
	Nitrocompuestos	$R-NO_2$

Hidrocarburos: Son compuestos formados sólo por carbono e hidrógeno, de ahí su nombre:

- **Alcanos:**
 - Carecen de dobles o triples enlaces.
 - Son saturados porque poseen el máximo número posible de H unidos a los C.
 - Su fórmula general es C_nH_{2n+2} .
 - Se nombran con la raíz que indica el número de átomos de C:

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

N.º de Carbonos	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Prefixo	Met	Et	Prop	But	Pent	Hex	Hept	Oct	Non	Dec

y el sufijo **-ano**.

NOMBRE DE LOS ALCANOS	FORMULA QUIMICA	FORMULA ESTRUCTURAL
Metano	CH ₄	CH ₄
Etano	C ₂ H ₆	CH ₃ CH ₃
Propano	C ₃ H ₈	CH ₃ CH ₂ CH ₃
n-Butano	C ₄ H ₁₀	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃
n-Pentano	C ₅ H ₁₂	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃
n-Hexano	C ₆ H ₁₄	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃
n-Heptano	C ₇ H ₁₆	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃
n-Octano	C ₈ H ₁₈	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃
n-Nonano	C ₉ H ₂₀	CH ₃ CH ₂ CH ₃
n-Decano	C ₁₀ H ₂₂	CH ₃ CH ₂ CH ₃
n-Undecano	C ₁₁ H ₂₄	CH ₃ CH ₂ CH ₃
n-Dodecano	C ₁₂ H ₂₆	CH ₃ CH ₂ CH ₃

- **Alquenos:**

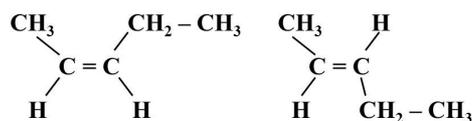
- Son hidrocarburos no saturados que presentan uno o más dobles enlaces entre átomos de C.
- Si sólo presentan un solo enlace doble su fórmula general es C_nH_{2n}.
- Pueden presentar isomería cis-trans. Isomería cis cuando los dos radicales se encuentran en el mismo lado (arriba o abajo) con respecto al doble enlace. Y trans cuando se encuentran en lados opuestos.
- Se nombran con la raíz que indica el número de átomos de C, y el sufijo **-eno**.
- Si hay más de un doble enlace, se indica con los prefijos **di-**, **tri-**, **tetra-**, etc, delante del sufijo **-eno**.
- Las posiciones de los dobles enlaces se indican mediante números con un guión delante del nombre del alqueno. El número será el menor posible.

Ejemplos:

Eteno	CH ₂ =CH ₂
Propeno	CH ₂ =CH-CH ₃
1-buteno	CH ₂ =CH-CH ₂ -CH ₃
2-penteno	CH ₃ -CH=CH-CH ₂ -CH ₃
1,3-butadieno	CH ₂ =CH-CH=CH ₂

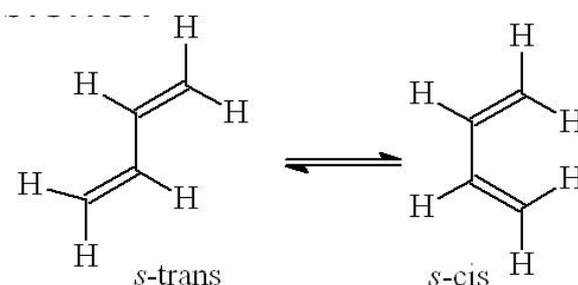
De los anteriores ejemplos, eteno, propeno y 1-buteno no tienen isomería cis-trans, pero sí tienen los otros dos compuestos:

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B



Cis-2-penteno

trans-2-penteno



- **Alquinos:**

- Son hidrocarburos no saturados que presentan uno o más triples enlaces entre átomos de C.
- Si sólo presentan un solo enlace triple su fórmula general es C_nH_{2n-2} .
- No presentan isomería cis-trans.
- Se nombran con la raíz que indica el número de átomos de C, y el sufijo **-ino**.
- Si hay más de un doble enlace, se indica con los prefijos **di-**, **tri-**, **tetra-**, etc, delante del sufijo **-ino**.
- Las posiciones de los dobles enlaces se indican mediante números con un guión delante del nombre del alquino. El número será el menor posible.

Ejemplos:

Etino	$CH\equiv CH$
Propino	$CH\equiv C-CH_3$
1-butino	$CH_3-CH_2-C\equiv CH$
2-butino	$CH_3-C\equiv C-CH_3$
Butadiíno	$CH\equiv C-C\equiv CH$
1,3-pentadiíno	$CH\equiv C-C\equiv C-CH_3$

- **Alicíclicos y Aromáticos:**

- Los hidrocarburos de cadena cerrada se nombran igual que los de cadena abierta, anteponiendo el prefijo **ciclo-**.
- El **Benceno, C₆H₆**, es el nombre usual del 1,3,5-ciclohexatrieno. Sus dobles enlaces alternados le dan una estabilidad adicional que se conoce como aromaticidad. La molécula del benceno es plana. Los dobles enlaces alternados actúan como un doble enlace que se repartiera por toda la molécula, por eso se suele representar como:

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B



Ejemplos:

Ciclopropano	
Ciclobuteno	
Ciclopentino	
Naftaleno	

Halogenuros o Haluros de alquilo:

- Son hidrocarburos en los cuales uno o varios átomos de -H se han sustituido por uno o varios átomos de elementos halógenos.
- Se nombran anteponiendo al nombre del hidrocarburo el del halógeno, y si hay más de uno se numeran, siempre con los localizadores más bajos posibles y por orden alfabético. A igualdad de número localizador, se tiene en cuenta el orden alfabético.

Ejemplos:

Triclorometano	CHCl_3
Diclorodifluorometano	CCl_2F_2
2-bromobutano	$\text{CH}_3\text{-CHBr-CH}_2\text{-CH}_3$
1,3-dicloropentano	$\text{CH}_2\text{Cl-CH}_2\text{-CHCl-CH}_2\text{-CH}_3$
1,2-diclorobenceno	

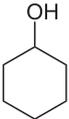
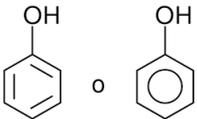
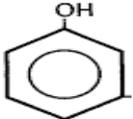
Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Funciones oxigenadas: Todas ellas llevan en sus grupos funcionales oxígeno.

- **Alcoholes y fenoles:**

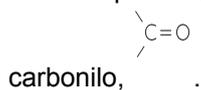
- Son hidrocarburos en los que se han sustituido uno o varios átomos de $-H$ por grupos $-OH$.
- Se nombran añadiendo el sufijo $-ol$ al nombre del hidrocarburo de referencia.
- Se indica numéricamente la posición del grupo hidroxilo en la cadena carbonada cuando es necesario.
- Si hay más de un grupo $-OH$, se indica con los prefijos **di-**, **tri-**, **tetra-**, etc, delante del sufijo $-ol$.
- El **fenol** es el alcohol del benceno.

Ejemplos:

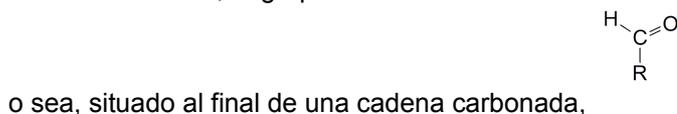
Metanol	CH_3OH
Etanol	CH_3-CH_2OH
1-propanol	$CH_3-CH_2-CH_2OH$
1,3-butanodiol	$CH_2OH-CH_2-CHOH-CH_3$
Ciclohexanol	
Fenol	
1,3-bencenodiol	

- **Aldehídos y cetonas:**

- Son compuestos orgánicos con el mismo grupo funcional, el denominado grupo

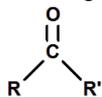


- En los **aldehídos**, el grupo carbonilo se encuentra en un átomo de **C primario**,



Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

- En las **cetonas**, el grupo carbonilo se encuentra situado en un átomo de **C**



secundario,

- Los aldehídos se nombran añadiendo a la raíz que indica el número de carbonos el sufijo **-al**.
- Las cetonas se nombran añadiendo a la raíz que indica el número de carbonos el sufijo **-ona**. Si es necesario se indica numéricamente la posición de la función.
- Para evitar confusiones con la función alcohol, la función aldehído se representa abreviadamente como **-CHO** en lugar de **-COH**.
- Si hay más de un grupo **-CHO** o **-CO**, se indica con los prefijos **di-**, **tri-**, **tetra-**, etc, delante del sufijo **-al** u **-ona**, respectivamente.

Ejemplos:

Aldehídos		
Metanal	HCHO	
Etanal	CH ₃ -CHO	
Propanal	CH ₃ -CH ₂ -CHO	
Butanodial	CHO-CH ₂ -CH ₂ -CHO	
Cetonas		
Propanona o Acetona	CH ₃ -CO-CH ₃	
3-pentanona	CH ₃ -CH ₂ -CO-CH ₂ -CH ₃	
2,4-pentadiona	CH ₃ -CO-CH ₂ -CO-CH ₃	

- **Ácidos carboxílicos:**

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B



- Reciben este nombre porque contienen el **grupo carboxilo, -COOH** ($\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$), consistente en un **grupo oxo (=O)** y un **grupo hidroxilo (-OH)** en el mismo átomo de C.
- El grupo carboxilo consume 3 de las 4 valencias de un átomo de C, por lo que, sólo puede estar en un átomo de **C primario**, al extremo de una cadena.
- Se conocen también como ácidos grasos.
- Se nombran añadiendo el sufijo **-oico** a la raíz, que indica el número de C.
- Si hay dos grupos -COOH, se indica con el prefijo **di-** delante del sufijo **-oico**.

Ejemplos:

Ácido metanoico o ácido fórmico	HCOOH	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$
Ácido etanoico o ácido acético	CH ₃ -COOH	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$
Ácido butanodioico	COOH-CH ₂ -CH ₂ -COOH	$\begin{array}{c} \text{O} \qquad \qquad \text{O} \\ \parallel \qquad \qquad \parallel \\ \text{HO}-\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}-\text{OH} \end{array}$
Ácido benzoico	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C}_6\text{H}_5-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$

• Ésteres:

- Resultan de la **sustitución** de un **grupo hidroxilo -OH** de un **ácido** carboxilo por un **grupo alcoxi -OR**.



- El grupo funcional tiene esta forma, $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{OR}' \end{array}$.
- Se nombran como las **sales de alquilo**, cambiando el sufijo **-oico** de los ácidos por el sufijo **-oato**, e indicando el radical alquilo acabado en **-ilo**.

Ejemplos:

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Propanoato de metilo	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOCH}_3$	
Etanoato de butilo	$\text{CH}_3\text{-COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{-CH}_3$	
Butanoato de etilo	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOCH}_2\text{-CH}_3$	

- **Éteres:**

- Resultan de la unión de dos cadenas alquílicas por un átomo de oxígeno, O.
- Se nombran indicando el nombre de las dos cadenas acabadas en **-il** y se añade la palabra **éter**.

Ejemplos:

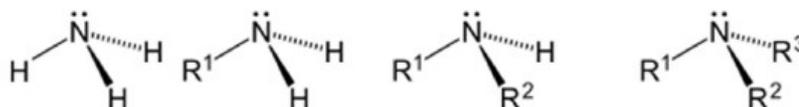
Dimetil éter	$\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$
Dietil éter	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$
Etil propil éter	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

Funciones nitrogenadas: Todas ellas llevan en sus grupos funcionales nitrógeno.

- **Aminas:**

- Pueden considerarse derivadas del amoníaco, NH_3 , en el que uno o varios de sus hidrógenos se han sustituido por cadenas hidrocarbonadas.
- Según el número de radicales que se unan al nitrógeno, hablaremos de amina **primaria** (1 radical), amina **secundaria** (2 radicales), amina **terciaria** (3 radicales).

Amoníaco Amina primaria Amina secundaria Amina terciaria

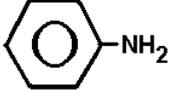
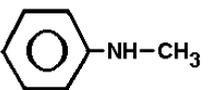


- Para nombrarlas, se nombran en primer lugar los radicales por orden alfabético, terminando con la palabra **“amina”**.

Ejemplos:

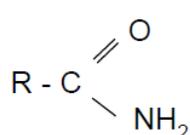
Metilamina	$\text{CH}_3\text{-NH}_2$
Etilmetilamina	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH-CH}_3$
Dimetilamina	$\text{CH}_3\text{-NH-CH}_3$

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

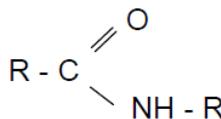
Trimetilamina	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{N} - \text{CH}_3 \end{array}$
Fenilamina	
Metil-fenilamina	

- **Amidas:**

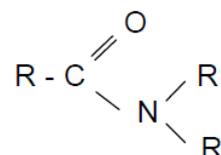
- Las amidas son derivadas de los ácidos carboxílicos. Su grupo funcional resulta de sustituir el grupo hidroxilo (-OH) del grupo ácido por un grupo de amino (-NH₂) o, en general, por diversos radicales amino sustituidos: NHR, NRR', donde R y R' son radicales; se forman así, respectivamente, las amidas sencillas o primarias, las N-sustituidas o secundarias y las N, N-disustituidas o terciarias.



Amida Primaria



Amida Secundaria



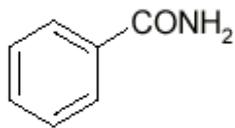
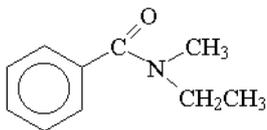
Amida Terciaria

- Se nombran anteponiendo a la terminación –amida el prefijo del ácido del que derivan. En el caso de las amidas sustituidas, se han de nombrar todos los radicales unidos al nitrógeno anteponiendo la letra N. Si se sustituyen los 2 “H” del NH₂ se nombra así: N, N – radicales (R y R') – amida.

Ejemplos:

Etanamida	CH ₃ -CONH ₂
Propanamida	CH ₃ -CH ₂ -CONH ₂
Etanodiamida	H ₂ NOC-CONH ₂
N-metiletanamida	CH ₃ -CONHCH ₃
N-metilpropanamida	CH ₃ -CH ₂ -CONHCH ₃
N,N-dimetilpropanamida	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ / \\ \text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CON} \\ \backslash \\ \text{CH}_3 \end{array}$

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Benzamida	
N,N-etilmetilbenzamida	

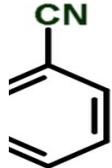
- **Nitrilos:**

- Los nitrilos son compuestos orgánicos que poseen un grupo de cianuro (-C≡N) (ciano) como grupo funcional principal.
- Son derivados orgánicos del cianuro de los que el hidrógeno ha sido sustituido por un radical alquilo.



- Se nombran añadiendo el sufijo **-nitrilo** al nombre del alcano con igual número de carbonos.

- **Ejemplos:**

Metanonitrilo	H-C≡N
Etanonitrilo	CH ₃ -C≡N
Etanodinitrilo	N≡C-C≡N
Bencenonitrilo	
Propanodinitrilo	N≡C-CH ₂ -C≡N

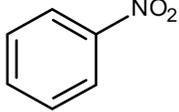
- **Nitrocompuestos o Nitroderivados:**

- Proviene de una cadena de carbono a la que se ha unido un grupo nitro (-NO₂).
- En estos compuestos el grupo nitrilo se nombra siempre como radical.

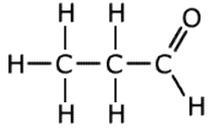
Ejemplos:

Nitrometano	H ₃ -C-NO ₂
-------------	-----------------------------------

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Nitroetano	$\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{N}$
Nitrodipropano	$\text{O}_2\text{N-C-CH}_2\text{-C-NO}_2$
Nitrobenceno	

Formas de representar las fórmulas moleculares:

Condensada	Expresa el tipo y número de átomos pero no informa de los enlaces que presenta la misma	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$
Semidesarrollada	Se representan sólo los enlaces entre carbonos	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$
Desarrollada o estructural	Se representan todos los enlaces de las moléculas	

13. Concepto de isomería. Isomería de cadena, de posición y de función.

La isomería no es ninguna propiedad química especial, sino una consecuencia de la manera de representar las moléculas que, a veces, puede dar la misma representación a moléculas que pertenecen a sustancias químicas distintas y que tienen propiedades químicas diferentes.

Isómeros son aquellos compuestos que presentan la misma fórmula molecular y distinta fórmula estructural.

Isomería estructural

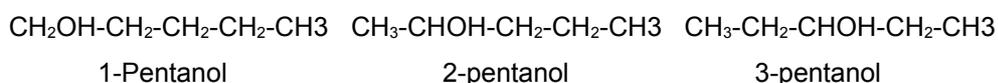
Isómeros estructurales son los compuestos que, a pesar de tener el mismo número de átomos de cada elemento, estos se unen entre sí de forma diferente:

- **Isomería de cadena:** Se presenta cuando las uniones entre los C que forman la cadena son diferentes. Esto se puede dar en cadenas de cuatro o más C. Por ejemplo, los siguientes hidrocarburos tienen todos ellos cinco C y son, por tanto, pentanos, pero se trata de sustancias químicas distintas, con diferentes puntos de fusión y ebullición, con distinta densidad, con distinta reactividad, etc.

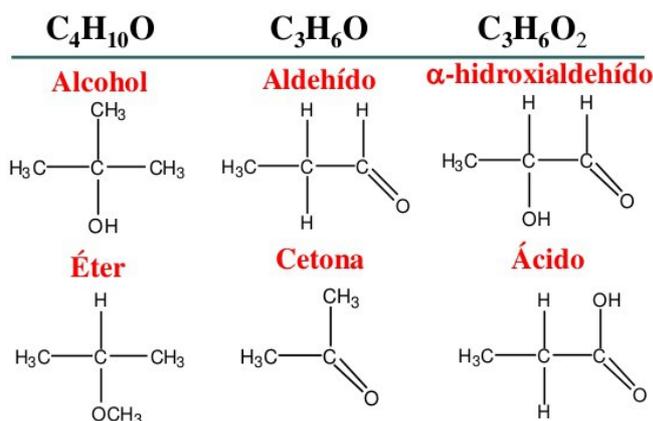
Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B



- **Isomería de posición:** Se da entre compuestos que presentan el grupo funcional en distintos C de una misma cadena carbonada. A diferencia del anterior, las uniones entre los C son las mismas entre estos isómeros. Ejemplo:



- **Isomería de función:** Ocurre cuando dos grupos funcionales diferentes tienen el mismo número y tipo de átomos. Ejemplo:



Ejercicios de repaso:

(Ejercicio 6 Tipo C 2011): Escribe las fórmulas semidesarrolladas y el nombre de 2 compuestos diferentes que tengan la siguiente fórmula molecular: C_5H_{12}

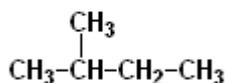
Para empezar escribimos una cadena lineal de 5 carbonos y completamos con los hidrógenos que tenemos:



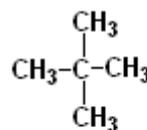
Se trata del pentano. Con estas cantidades de C e H sabemos que no puede haber dobles, ni triples enlaces ni ningún grupo funcional. Por tanto, sólo podemos cambiar los enlaces entre carbonos para formar otras cadenas y por tanto isómeros de cadena:

Otros dos isómeros pueden ser:

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B



**2-metilbutano
(isopentano)**

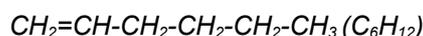


**2,2-dimetilpropano
(terc-pentano)**

(Ejercicio 6 Tipo C 2012):

- a) Formula y nombra un isómero de posición del 1-hexeno.

Escribimos primero el compuesto 1-hexeno en su forma molecular y semidesarrollada:



Recordamos que los isómeros de posición son aquellos donde los átomos entre carbonos se mantienen y sólo cambia de posición el grupo funcional, en nuestro caso, el alqueno, y por tanto, debemos cambiar de posición el doble enlace:

$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ se trata del 2-hexeno. Comprobamos que conserva el mismo número de átomos de carbono e hidrógeno, que siempre debe ocurrir en cualquier isómero.

- b) Formula y nombra un isómero de función del 2-butanol.

Escribimos primero el compuesto 2-butanol en su forma molecular y semidesarrollada:



Recordamos que los isómeros de función son aquellos que tienen grupos funcionales distintos pero que tiene el mismo número y tipo de átomos. Por lo que debemos buscar otro compuesto que tenga el mismo número y tipo de átomos pero con un grupo distinto al grupo alcohol. Tendrá que ser un grupo funcional con oxígeno, vamos probando con las distintas funciones oxigenadas que tenemos siempre manteniendo el mismo número y tipo de átomos:

Éster: No puede ser porque este grupo funcional tiene 2 oxígeno.

Cetonas: Podría ser por ejemplo $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$, escribimos su fórmula molecular y comprobamos si tenemos el mismo número de átomos de C, H y O:

$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$, por tanto, el butanona no es un isómero de función del 2-butanol por no tener el mismo número de átomos de C, H y O.

Aldehido: Podría ser por ejemplo $\text{CHO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$, escribimos su fórmula molecular y comprobamos si tenemos el mismo número de átomos de C, H y O:

$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$, por tanto, el butanal no es un isómero de función del 2-butanol por no tener el mismo número de átomos de C, H y O.

Acido carboxílico: No puede ser porque este grupo funcional tiene 2 oxígeno.

Química Acceso a CCFF de grado superior Op A;B

Éter: Podría ser por ejemplo $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$, escribimos su fórmula molecular y comprobamos si tenemos el mismo número de átomos de C, H y O:

$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$, por tanto, el metil propil éter es un isómero de función del 2-butanol.

Otro isómero podrían ser el dimetil éter: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ ($\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$)

(Ejercicio 6 Tipo C 2013):

Sabemos que el pentano es un hidrocarburo. Se desea saber:

- a) La composición química los hidrocarburos.

Los hidrocarburos son compuestos que están formados sólo por átomos de carbono e hidrógeno. Los hidrocarburos se clasifican en hidrocarburos de cadena abierta y cerrada. Los de cadena abierta se clasifican a su vez según los enlaces que existan entre los carbonos en alcanos (enlaces simples), alquenos (enlaces dobles) y alquinos (enlaces triples). Los de cadena cerrada se clasifican en alicíclicos y aromáticos.

- b) La fórmula semidesarrollada del pentano.



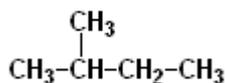
- c) La fórmula molecular del pentano.



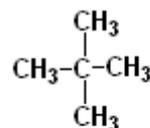
- d) Formula y nombra un isómero del pentano.

Solo puede tratarse de un isómero de cadena puesto que sólo tenemos átomos de C e H y por tanto se trata de un hidrocarburo. Como se tiene que mantener el número de átomos de C e H, tampoco podremos obtener un isómero con dobles o triples enlaces.

Isómeros del pentano pueden ser:



2-metilbutano
(isopentano)



2,2-dimetilpropano
(terc-pentano)

Como siempre revisamos que la fórmula molecular coincide y por tanto tenemos el mismo número y tipo de átomos.