

CBS

Colegio Bautista Shalom



Química

Quinto BACL

Primer Bimestre

Contenidos**LA CIENCIA****QUÍMICA**

- ✓ ¿QUÉ ES LA QUÍMICA?
- ✓ UNIDADES Y EQUIVALENCIAS.
- ✓ UNIDADES BÁSICAS DEL SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES DE MEDIDA (SI).
 - ALGUNAS EQUIVALENCIAS PARA MASA.
 - ALGUNAS EQUIVALENCIAS PARA TIEMPO.
 - ALGUNAS EQUIVALENCIAS PARA ÁREA.
 - ALGUNAS EQUIVALENCIAS PARA LONGITUD.
 - ALGUNAS EXPRESIONES PARA VELOCIDAD.
- ✓ PREFIJOS DE USO COMÚN EN EL SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES.

MASA Y PESO

- ✓ MASA.
- ✓ MATERIA.
- ✓ PESO.
- ✓ VOLUMEN.
 - ALGUNAS UNIDADES DE VOLUMEN Y SUS EQUIVALENCIAS.
- ✓ DENSIDAD.
- ✓ ECUACIONES PARA ÁREA Y VOLUMEN DE ALGUNOS.
- ✓ CUERPOS GEOMÉTRICOS.
- ✓ TEMPERATURA.
 - ESCALAS DE TEMPERATURA.

CONVERSIÓN DE UNIDADES

- ✓ MÉTODO DEL FACTOR UNITARIO DE CONVERSIÓN.
- ✓ ALGUNOS PROBLEMAS RESUELTOS.

TEORÍAS ATÓMICAS

- ✓ LAS PRIMERAS TEORÍAS DE LA QUÍMICA.
- ✓ EL ÁTOMO.
- ✓ PARTÍCULAS SUBATÓMICAS.
- ✓ SÍMBOLOS ATÓMICOS.
- ✓ PROPIEDADES ATÓMICAS.
- ✓ RADIO ATÓMICO.
- ✓ RADIO IÓNICO.
- ✓ ENERGÍA DE IONIZACIÓN.
- ✓ ELECTRONEGATIVIDAD.
- ✓ CARÁCTER METÁLICO.
- ✓ NÚMERO DE OXIDACIÓN.
- ✓ VARIACIONES PERIÓDICAS EN LOS ESTADOS DE OXIDACIÓN.
- ✓ MANIFESTACIÓN EN LA TABLA PERIÓDICA.

ISÓTOPO E ISÓBAROS

- ✓ DIFERENCIA ENTRE ISÓTOPOS E ISÓBAROS.
- ✓ ESPECTROS ATÓMICOS.
- ✓ RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA.
- ✓ PROPIEDADES DE LAS ONDAS.
- ✓ NÚMEROS CUÁNTICOS.
- ✓ SUSTANCIAS PARAMAGNÉTICAS.
- ✓ SUSTANCIAS DIAMAGNÉTICAS.

LA LEY PERIÓDICA

- ✓ CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS.
- ✓ OCUPACIÓN DE LOS SUBNIVELES DE ENERGÍA Y RELACIÓN CON LA TABLA PERIÓDICA.

NOTA: conforme tu catedrático/a vaya avanzando con el contenido del presente curso, te indicará la actividad o ejercicio a realizar (como lo considere).

LA CIENCIA

Ciencia (del latín *scientia*, 'conocer').

La ciencia es el conocimiento sistematizado en cualquier campo.

QUÍMICA

¿QUÉ ES LA QUÍMICA?

La química es la ciencia experimental que estudia la materia, sus propiedades y sus cambios de naturaleza.

Y, es que toda la materia está formada por elementos químicos simples o por sus compuestos, cada uno con sus propias características diferenciales.

Podemos decir que, la química está presente en absolutamente todos y cada uno de los procesos vitales, ya que desde en una pequeña célula hasta en un organismo superior se producen reacciones químicas en las que se transforma la materia y se produce un intercambio de energía.

Es importante saber, que la química juega también un papel fundamental en nuestra vida cotidiana: plásticos, ordenadores, baterías, lámparas, jabones, detergentes, cosméticos, perfumes, textiles, pinturas, combustibles, fertilizantes, medicamentos, prótesis, bebidas (¡incluida el agua potable!) y un largo etcétera de cosas que nos rodean y utilizamos a diario existen gracias a la química aplicada.



La química se fundamenta en conceptos que necesitan la medición de magnitudes físicas como la longitud, volumen, masa y temperatura. Estas medidas son cuantitativas, es decir, van asociadas con números.

Una magnitud física es una propiedad que puede medirse, tal como una longitud, el tiempo, la masa, o la temperatura, o calculada al multiplicar o dividir otras dimensiones, tales como longitud / tiempo (velocidad), longitud al cubo (volumen), o la relación masa / volumen (densidad).

Las magnitudes físicas de mayor relevancia son principalmente:

1. La longitud.
2. La masa.
3. El tiempo.
4. La temperatura.
5. La cantidad de sustancia.
6. La corriente eléctrica.
7. La intensidad luminosa.

A nivel mundial se ha buscado la manera de implementar un único sistema de unidades, el Sistema Internacional, el cual considera los siguientes patrones de medida:

UNIDADES Y EQUIVALENCIAS

Las unidades medibles son valores específicos de dimensiones que se han definido por convención, costumbre o ley, tales como los gramos para la masa, los segundos para el tiempo, los centímetros o pies para longitud, etc.

Toda magnitud física medida o contada posee un **valor numérico** y una **unidad**, por ejemplo 5.42 metros, el valor numérico es 5.42 y la unidad la representa los metros.

En la actualidad las mediciones en el campo de la ciencia se expresan en unidades del sistema métrico decimal o su moderno sucesor, el Sistema Internacional de unidades (SI), adoptado por la National Bureau of Standards

(NBS) en 1964. Sin embargo, por el uso generalizado de unidades expresadas en otros sistemas de unidades, es necesario conocer algunas equivalencias entre uno y otro sistema, especialmente para longitud, masa y el tiempo.

UNIDADES BÁSICAS DEL SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES DE MEDIDA (SI)

ALGUNAS EQUIVALENCIAS PARA MASA

1 kilogramo (kg)	=	1000 g
1 kilogramo	=	2.20462 libras
1 libra (lb)	=	16 onzas
1 onza	=	28.35 gramos
1 onza troy	=	31.1 gramos
1 libra	=	454 gramos
1 gramo (g)	=	1000 miligramos (mg)
1 tonelada	=	2000 lb
1 tonelada	=	20 quintales
1 tonelada métrica	=	1000 kg
1 quintal	=	100 libras
1 quintal	=	4 arrobas (@)
1 arroba	=	25 libras
1 quilate	=	2×10^{-4} kg
1 grano	=	6.479891×10^{-5} kg
1 gramo	=	15.432 granos
1 slug	=	32.17 lb

ALGUNAS EQUIVALENCIAS PARA TIEMPO

1 minuto	=	60 segundos (s)
1 hora	=	60 minutos
1 hora	=	3600 segundos
1 día	=	24 horas
1 día	=	86400 segundos
1 año	=	365 días
1 año comercial	=	360 días
1 mes comercial	=	30 días

ALGUNAS EQUIVALENCIA PARA ÁREA

1 acre	=	4046.86 metros cuadrados (m ²)
1 hectárea	=	10,000 m ²
1 hectárea	=	2.471 acres
1 m ²	=	10,000 cm ²

ALGUNAS EQUIVALENCIAS PARA LONGITUD

1 metro (m)	=	100 cm
1 metro	=	3.28 pies (feet = ft)
1 metro	=	1000 mm
1 pie	=	12 pulgadas (in)
1 pie	=	30.48 cm
1 pulgada	=	2.54 cm
1 milla (mi)	=	1609 m
1 milla	=	5280 ft
1 yarda	=	3 ft
1 yarda	=	36 pulgadas
1 yarda	=	91 cm
1 braza	=	6 pies
1 ángstrom	=	1×10^{-10} metros
1 vara	=	84 cm
1 milla náutica	=	1852 m
1 milla náutica	=	6080 pies
1 codo	=	0.4572 m
1 año luz	=	9.46055×10^{15} metros
1 legua	=	3.45 millas

ALGUNAS EXPRESIONES PARA VELOCIDAD

1 nudo	=	0.5144 m / s
velocidad de la luz	=	300, 000 km / s
velocidad de la luz	=	3×10^8 m / s

PREFIJOS DE USO COMÚN EN EL SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES

Los sistemas métricos y SI son sistemas decimales, en los que se emplean prefijos para indicar fracciones y múltiplos de diez. Los mismos prefijos se usan con ***todas las unidades de medición.***

Estos prefijos son indispensables cuando las cantidades a representar son muy grandes o muy pequeñas. Estos prefijos se presentan en los cuadros siguientes:

Los prefijos pueden utilizarse para abreviar cualquier cantidad, por ejemplo:

1 megametro (1 Mm)	=	1×10^6 metros
1 decímetro (1 dm)	=	1×10^{-1} metros
1 miligramo (1 mg)	=	1×10^{-3} gramos
1 nanogramo (ng)	=	1×10^{-9} gramos
1 terasegundo (Ts)	=	1×10^{12} segundos
1 petapie (Ppie)	=	1×10^{15} pies
1 dekametro (dam)	=	1×10^1 metros
1 ggalibra (Glb)	=	1×10^9 libras
1 picopulgada (pin)	=	1×10^{-12} pulgadas

PREFIJO	SÍMBOLO	POTENCIA
yotta	Y	10^{24}
zetta	Z	10^{21}
exa	E	10^{18}
peta	P	10^{15}
tera	T	10^{12}
giga	G	10^9
mega	M	10^6
kilo	k	10^3
hecto	h	10^2
deka	da	10^1

PREFIJO	SÍMBOLO	POTENCIA
deci	d	10^{-1}
centi	c	10^{-2}
mili	m	10^{-3}
micro	μ	10^{-6}
nano	n	10^{-9}
pico	p	10^{-12}
femto	f	10^{-15}
atto	a	10^{-18}
zepto	z	10^{-21}
yocto	y	10^{-24}

MASA Y PESO

Masa. La masa es una medida de la inercia de un objeto, es decir, la resistencia a los cambios de movimiento. Es importante hacer notar que la masa de un cuerpo no varía si el cuerpo cambia de posición.

La masa también se define como la medida de la cantidad de materia que posee un objeto.

Materia. Es todo lo que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio.

Peso. El peso de cualquier cuerpo es la fuerza con la cual el cuerpo es atraído verticalmente hacia abajo por la gravedad. Cuando un objeto cae libremente hacia la Tierra, la única fuerza que actúa sobre él es su peso (**W**). Esta fuerza neta produce una aceleración g (aceleración gravitacional), que es la misma para todos los cuerpos que caen, la cual varía según la distancia al centro de la tierra. Un objeto pesa ligeramente menos en la cima de una montaña, que en el fondo de un valle profundo.

La relación entre el peso de un cuerpo y su masa está dada por:

$$W = mg$$

donde: W = peso (Newton)
 m = masa (kg)
 g = aceleración gravitacional de la tierra cuyo valor a nivel del mar es 9.8 m/s^2

Volumen. Se define como el espacio que un cuerpo ocupa. En el sistema Internacional, la unidad fundamental es el **metro cúbico** (m^3), es común que se trabaje con volúmenes mucho menores como el centímetro cúbico (cm^3) y el decímetro cúbico (dm^3). Otra unidad común es el **litro** (L), que se define como **el volumen ocupado por un decímetro cúbico**.

El instrumento más frecuentemente usado para medir volúmenes en química, es una probeta graduada, con la que se pueden medir volúmenes con una precisión de unos 0.1 cm^3 . Si se necesita más precisión, se usa una pipeta (volumétrica o serológica) o una bureta.

ALGUNAS UNIDADES DE VOLUMEN Y SUS EQUIVALENCIAS

1 m^3	=	1000 litros
1 cm^3	=	1 ml
1 ml	=	1×10^{-3} litros
1 galón	=	3.785 litros
1 galón	=	5 botellas
1 galón	=	8 pintas
1 pinta	=	32 cucharadas
1 ft^3	=	28.32 litros
1 pinta	=	0.48 litros

1 litro	=	1000 cm ³
1 litro	=	2.08 pintas
1 litro	=	4 vasos
1 litro	=	1 decímetro cúbico (dm ³)
1 botella	=	3 vasos
1 garrafón	=	5 galones
1 tonel	=	0.23848 m ³
1 taza	=	2.365882 x 10 ⁻⁴ m ³
1 cuchara	=	1.478676 x 10 ⁻⁵ m ³
1 barril (bb)	=	42 galones
1 barril	=	0.1589873 m ³

DENSIDAD

La densidad se define como una relación de masa sobre volumen, constituye una propiedad intensiva de la materia, es decir no depende del tamaño de la muestra.

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

$$\rho = m / v$$

La densidad se utiliza para distinguir una sustancia de otra. Las unidades para la densidad en el Sistema Internacional son **kg / m³**.

La densidad de líquidos y sólidos se expresa normalmente en gramos por centímetro cúbico (g / cm³) mientras que para los gases suele expresarse en gramos por litro (g / L) por ser valores más pequeños.

DENSIDAD PARA ALGUNAS SUSTANCIAS COMUNES

Sustancia	Densidad (g / cm ³)
Hidrógeno (gas)	8.9 x 10 ⁻⁵
Dióxido de carbono (gas)	1.9 x 10 ⁻³
Alcohol etílico	0.789
Agua (4 °C)	1.00
Hielo	0.92
Madera de corcho	0.21
Madera de roble	0.71
Madera de balsa	0.16
Madera de eucalipto	1.06
Arena	2.32
Vidrio	2.6
Acero	7.8
Gasolina	0.68
Mercurio	13.6
Aire	0.00129
Espuma plástica	0.10
Petróleo	0.800

Cuando el concepto de densidad se aplica en la solución de problemas reales, resulta conveniente conocer de alguna manera el área y/o volumen de ciertas figuras. Las más comunes se presentan en el cuadro siguiente.

ECUACIONES PARA ÁREA Y VOLUMEN DE ALGUNOS

CUERPOS GEOMÉTRICOS

FIGURA	ÁREA	VOLUMEN
Cubo	$A = 6a^2$	$V = a^3$
Paralelepípedo	$A = 2ab + 2ac + 2bc$	$V = abc$
Esfera	$A = 4\pi r^2$	$V = (4/3) \pi r^3$
Cilindro	$A_{\text{TOTAL}} = 2\pi rh + 2\pi r^2$	$V = \pi r^2 h$
Cono	$A = \pi rg + \pi r^2$	$V = (\pi r^2 h) / 3$
Tetraedro	$A = a^2 (\sqrt{3})$	$V = (a^3 \sqrt{2}) / 12$

TEMPERATURA

La temperatura de una sustancia en cualquier estado particular de agregación (sólido, líquido o gas) es una medida de la energía cinética media que poseen las moléculas de la sustancia. Esta mide la intensidad del calor.

Resulta de interés plantearse la interrogante en cuanto a ¿por qué se siente caliente un pedazo de metal a 100°C, mientras que un cubo de hielo a 0°C se siente frío?

Al responder a esta inquietud simplemente se puede mencionar que es debido a que la temperatura del metal es mayor que la temperatura de la mano y la del cubo de hielo es menor.

Una observación muy importante cuando se trabaja con transferencia de energía es que *el calor fluye en forma espontánea del cuerpo más caliente al más frío, y nunca en dirección contraria.*

Dado que esta energía no puede medirse en forma directa, la temperatura debe determinarse en forma indirecta mediante la medición de alguna propiedad física de la sustancia cuyo valor depende de la temperatura en una forma conocida.

Tales propiedades, así como los dispositivos de medición de temperatura basados en ellas, incluyen la resistencia eléctrica de un conductor (**termómetro de resistencia**), el voltaje en la unión de dos metales diferentes (**termopar**), el espectro de radiación emitido (**pirómetro**), y el volumen de una masa fija de un fluido (**termómetro**).

Las temperaturas se miden generalmente con termómetros de vidrio que contienen mercurio, y en términos generales consisten en un depósito de mercurio en la base de un tubo de vidrio, conectado a una columna ascendente muy delgada. Conforme aumenta la temperatura el mercurio se expande, subiendo por la columna lo que se traduce en una lectura a través de la escala marcada en el termómetro.

ESCALAS DE TEMPERATURA

Las escalas de temperatura pueden definirse en función de cualesquiera de las propiedades mencionadas, o en función de fenómenos físicos tales como el congelamiento y ebullición que ocurren a determinadas presiones y temperaturas.

Una escala definida de temperatura se obtiene asignando arbitrariamente valores numéricos a dos temperaturas fácilmente medibles y reproducibles.

Las escalas Fahrenheit y Celsius son relativas; esto es, el punto correspondiente a cero fue establecido arbitrariamente por sus inventores. Frecuentemente, es necesario utilizar temperaturas absolutas en lugar de los

valores relativos. En las escalas absolutas, el punto perteneciente a cero corresponde a la temperatura mínima que el hombre piensa que puede existir.

La escala absoluta que está basada en los grados Celsius, y cuyas unidades son de la misma magnitud que éstos, es la escala Kelvin; la escala absoluta correspondiente a los grados Fahrenheit se llama escala Rankine.

En el sistema Internacional el **Kelvin (K)** es la unidad fundamental. Esta escala debe su nombre a Lord Kelvin, físico inglés que mostró matemáticamente, basándose en la teoría y la experimentación que es imposible alcanzar una temperatura inferior a cero Kelvin, por lo que la escala Kelvin se clasifica como escala absoluta.

También se utilizan las escalas Celsius (°C) y Fahrenheit (°F). Éstas se basan en el comportamiento de una sustancia elegida en forma arbitraria, el agua, por lo que Celsius y Fahrenheit son escalas relativas.

La relación entre las escalas mencionadas está dada por las siguientes expresiones, donde:

°C = grados Celsius
K = Kelvin

°F = grados Fahrenheit
°R = grados Rankine

Para convertir grados:

a) Fahrenheit a Celsius:

$$^{\circ}\text{C} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{1.8}$$

b) Celsius a Fahrenheit:

$$^{\circ}\text{F} = (^{\circ}\text{C} \times 1.8) + 32$$

c) Celsius a Kelvin:

$$\text{K} = 273.15 + ^{\circ}\text{C}$$

d) Fahrenheit a Rankine:

$$^{\circ}\text{R} = ^{\circ}\text{F} + 460$$

CONVERSIÓN DE UNIDADES

MÉTODO DEL FACTOR UNITARIO DE CONVERSIÓN

Las mediciones y el uso de cifras significativas, permiten resultados numéricos precisos, que deben ser acompañados de las unidades correctas. Para resolver problemas de conversión de unidades, se utiliza el procedimiento del *análisis dimensional*, el cual se basa en la relación que existe entre diferentes unidades que expresan la misma cantidad física.

Ejemplo:

$$1 \text{ ft} = 12 \text{ in}$$

$$(1 \text{ pie} = 12 \text{ pulgadas})$$

si se dividen ambos lados de la ecuación entre 1 ft, se obtiene:

$$\frac{1 \text{ ft}}{1 \text{ ft}} = \frac{12 \text{ in}}{1 \text{ ft}} \quad \text{o bien,} \quad 1 = \frac{12 \text{ in}}{1 \text{ ft}}$$

El factor 12 in / 1 ft es un factor unitario porque el numerador y el denominador describen la misma distancia. El nombre de unitario se deriva de la relación que presentan siempre las equivalencias, ya que estas siempre mantienen una relación igual a la unidad.

El recíproco de cualquier factor unitario también es un factor unitario.

1 libra / 454 gramos	$\longleftrightarrow$	454 gramos / 1 libra
1 galón / 3.785 litros	$\longleftrightarrow$	3.785 litros / 1 galón
1 hora / 3600 segundos	$\longleftrightarrow$	3600 segundos / 1 hora
1 megalitro / 1000000 litros	$\longleftrightarrow$	1000000 litros / 1 megalitro
1 legua / 3.45 millas	$\longleftrightarrow$	3.45 millas / 1 legua

ALGUNOS PROBLEMAS RESUELTOS

1. Convierta una densidad de 3.50 g / cm³ a kilogramos por metro cúbico.

$$\frac{3.50 \text{ g}}{\text{cm}^3} \times \frac{1 \text{ Kg}}{1000 \text{ g}} \times \frac{(100 \text{ cm})^3}{1 \text{ m}^3} = 3.50 \times 10^3 \text{ kg / m}^3$$

2. ¿A cuántas pulgadas equivale 1.47 millas?

$$1.47 \text{ mi} \times \frac{1609 \text{ m}}{1 \text{ mi}} \times \frac{3.28 \text{ ft}}{1 \text{ m}} \times \frac{12 \text{ in}}{1 \text{ ft}} = 9.31 \times 10^4 \text{ in}$$

3. Convertir 2.35 libras a onzas:

$$2.35 \text{ lb} \times \frac{16 \text{ onz}}{1 \text{ lb}} = 37.6 \text{ onz}$$

4. Si el precio de la gasolina es Q. 5.75 por galón, ¿Cuál será el precio por metro cúbico?

$$\frac{\text{Q. } 5.75}{\text{galón}} \times \frac{1 \text{ galón}}{3.785 \text{ L}} \times \frac{1000 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} = \frac{\text{Q. } 1519.15}{\text{m}^3}$$

5. El mercurio es uno de los líquidos más densos. Un estudiante mide con una bureta 12.1 cm³ de Hg y establece que la masa correspondiente es de 164.56 g. ¿Cuál es la densidad del mercurio?

SOLUCIÓN:

$$\rho = \frac{\text{masa}}{\text{Volumen}}$$

$$\rho = \frac{164.56 \text{ g}}{12.1 \text{ cm}^3} = \frac{13.6 \text{ g}}{\text{cm}^3}$$

6. Expresar las siguientes temperaturas en las escalas indicadas:

a. 20 °F $\Rightarrow$ °C

$$^{\circ}\text{C} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{1.8}$$

$$^{\circ}\text{C} = \frac{20 - 32}{1.8} = -6.67$$

b. $-10^{\circ}\text{F} \quad \Rightarrow \quad \text{K}$

En primer lugar se debe convertir la temperatura a escala Celsius y luego a escala Kelvin:

$$^{\circ}\text{C} = \frac{-10 - 32}{1.8} = -23.33$$

$$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273.15$$

$$\text{K} = -23.33 + 273.15$$

$$\text{K} = 249.82$$

8. Suponiendo que el átomo de fósforo es esférico, calcule su volumen en nm^3 , sabiendo que el radio es de 1.10 Angstroms (A).

$$\text{Volumen de una esfera} = (4/3)\pi r^3$$

Primero se convierte el radio de Angstroms a nanómetros

$$1.10 \text{ A} \times \frac{1 \times 10^{-10} \text{ m}}{1 \text{ A}} \times \frac{1 \text{ nm}}{1 \times 10^{-9} \text{ m}} = 0.11 \text{ nm}$$

El dato del radio (nm) se sustituye en la fórmula del volumen de una esfera.

$$V = (4/3) \pi (0.11 \text{ nm})^3$$

$$V = 5.58 \times 10^{-3} \text{ nm}^3$$

9. Establezca el resultado de las siguientes expresiones con el número correcto de cifras significativas:

a. $x = 1.85 \text{ g} + 12.33 \text{ g} + 6.124 \text{ g} = 20.304 \text{ g}$
x = 20.30 g

b. $y = 0.6347 \text{ in} \times 0.0308 \text{ in} = 0.01954876 \text{ in}^2$
y = 0.0195 in²

c. $z = \frac{1.173 \text{ g} + 7.2 \text{ g}}{(5.10 \text{ cm})(1.234 \text{ cm}^2)} = \frac{8.373 \text{ g}}{6.2934 \text{ cm}^3}$
 $z = \frac{8.4 \text{ g}}{6.29 \text{ cm}^3} = \frac{1.3 \text{ g}}{\text{cm}^3}$
z = $\frac{1.3 \text{ g}}{\text{cm}^3}$

10. El volumen del plasma sanguíneo de un adulto es de unos 3.1 L y la densidad es de $1.020 \text{ g} / \text{cm}^3$. ¿Cuántos μg de plasma hay en un cuerpo adulto?

$$V = 3.1 \text{ L} \times \frac{1000 \text{ ml}}{1 \text{ L}} = 3100 \text{ ml} = 3100 \text{ cm}^3$$

$$m = \text{densidad} \times \text{volumen}$$

$$m = \frac{1.020 \text{ g}}{\text{cm}^3} \times 3100 \text{ cm}^3 = 3162 \text{ g plasma}$$

$$m = 3162 \text{ g plasma} \times \frac{1 \text{ } \mu\text{g plasma}}{1 \times 10^{-6} \text{ g plasma}} = 3.162 \times 10^9 \text{ } \mu\text{g de plasma.}$$

Se desparrama petróleo en el agua formando una capa de 325 nm.

11. ¿Cuántos ft² de océano se podrían cubrir si se desparraman 6 barriles de petróleo?

Convirtiendo el volumen de barriles a metros cúbicos:

$$V = 6 \text{ barriles} \times \frac{42 \text{ galones}}{1 \text{ barril}} \times \frac{3.785 \text{ Litros}}{1 \text{ galón}} \times \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}} = 0.95382 \text{ m}^3$$

Convirtiendo el espesor de la capa de petróleo a metros:

$$\text{Espesor} = 325 \text{ nm} \times \frac{1 \times 10^{-9}}{1 \text{ nm}} = 325 \times 10^{-9} \text{ m}$$

El volumen ocupado por la capa de petróleo se relaciona por la expresión:

$$\text{Volumen} = \text{Área} \times \text{Espesor}$$

$$\text{Área} = \frac{\text{Volumen}}{\text{Espesor}} = \frac{0.95382 \text{ m}^3}{325 \times 10^{-9} \text{ m}}$$

$$\text{Área} = 2.93 \times 10^6 \text{ m}^2 \times \frac{(3.28 \text{ ft})^2}{1 \text{ m}^2} = 31.52 \text{ ft}^2$$

12. ¿Qué volumen de plomo (Pb) sólido en galones tendría la misma masa que 6.75 m³ de Oro (Au)?

SOLUCIÓN:

En este problema la condición que se debe cumplir es la igualdad de masa para las dos sustancias, es decir que:

$$\text{Masa de Pb} = \text{masa de Au}$$

Convirtiendo el volumen de oro dado a cc :

$$V_{\text{oro}} = 6.75 \text{ m}^3 \times \frac{(100 \text{ cm})^3}{1 \text{ m}^3} = 6.75 \times 10^6 \text{ cm}^3 \text{ de oro}$$

con el volumen y densidad del oro, se puede encontrar la masa de oro :

densidad del oro (valor tomado de la tabla periódica) = 19.3 g/cm³

$$\text{masa de oro} = \text{Volumen de oro} \times \text{densidad del oro}$$

$$\text{masa de oro} = 6.75 \times 10^6 \text{ cm}^3 \times 19.3 \text{ g / cm}^3 = 130.27 \times 10^6 \text{ g}$$

Ahora la masa de plomo debe ser igual a la masa de oro, por la condición inicial del problema:

$$\text{masa de oro} = \text{masa de plomo} = 130.27 \times 10^6 \text{ g}$$

Con la masa y densidad del plomo, se encuentra finalmente el volumen de plomo:

$$\text{densidad del plomo (tomada de la tabla periódica)} = 11.4 \text{ g / cm}^3$$

Volumen de plomo = masa de plomo / densidad de plomo

$$\text{Volumen Plomo} = \frac{1.30 \times 10^8 \text{ g}}{11.4 \text{ g/cm}^3} = 11.40 \times 10^6 \text{ cm}^3$$

Convirtiendo los cc a galones:

$$11.40 \times 10^6 \text{ cm}^3 \times \frac{1 \text{ ml}}{1 \text{ cm}^3} \times \frac{1 \text{ Litro}}{1000 \text{ ml}} \times \frac{1 \text{ galon}}{3.785 \text{ L}} = \mathbf{3011.89 \text{ galones}}$$

13. Los átomos de Cesio son los más grandes que existen en forma natural. El diámetro de un átomo de Cesio es de 5.24 Å. Si 1×10^9 átomos se colocan uno junto a otro.

¿De qué tamaño será la fila que se forme en pulgadas? (Suponga que los átomos son esféricos)

$$1 \times 10^9 \text{ átomos} \times \frac{5.24 \text{ Å}}{1 \text{ átomo}} \times \frac{1 \times 10^{-8} \text{ cm}}{1 \text{ Å}} \times \frac{1 \text{ pulgada}}{2.54 \text{ cm}} = \mathbf{20.63 \text{ pulgadas}}$$

14. A cuánto equivalen 325 grados Celsius expresados en Fahrenheit, Kelvin y Rankine?

SOLUCIÓN:

El problema se resuelve fácilmente con el uso de las expresiones algebraicas que relacionan estas escalas de temperatura:

Convirtiendo los Celsius a Fahrenheit:

$$^{\circ}\text{F} = (^{\circ}\text{C} \times 1.8) + 32$$

$$^{\circ}\text{F} = (325 \times 1.8) + 32 = \mathbf{617 \text{ Fahrenheit}}$$

Convirtiendo los Celsius a Kelvin:

$$\text{K} = 273.15 + ^{\circ}\text{C}$$

$$\text{K} = 273.15 + 325 = \mathbf{598.15 \text{ Kelvin}}$$

Para convertir los Celsius a Rankine, es necesario convertir en primer lugar los Celsius a Fahrenheit, valor que ya se encontró en la primera para de este problema, por consiguiente:

$$^{\circ}\text{R} = ^{\circ}\text{F} + 460$$

$$^{\circ}\text{R} = 617 + 460 = \mathbf{1077 \text{ Rankine}}$$

15. Convertir 950 Rankine a Celsius.

$$^{\circ}\text{F} = ^{\circ}\text{R} - 460 = 950 - 460 = 490 \text{ Fahrenheit}$$

$$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) / 1.8 = (490 - 32) / 1.8 = \mathbf{254.44 \text{ Celsius}}$$

16. Establecer a que temperatura las escalas Celsius y Fahrenheit tienen el mismo valor numérico.

SOLUCIÓN:

Para que las dos escalas tengan igual valor numérico de temperatura, se debe cumplir la siguiente relación:

$$^{\circ}\text{C} = ^{\circ}\text{F} \quad (\text{ecuación 1})$$

La relación entre Celsius y Fahrenheit está dada por:

$$^{\circ}\text{F} = (^{\circ}\text{C} \times 1.8) + 32 \quad (\text{ecuación 2})$$

Si en la ecuación 1, se sustituye la ecuación 2 se obtiene:

$$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{C} \times 1.8) + 32$$

Esta ecuación que resulta, solamente tiene una incógnita, al resolverla se encuentra el valor de los grados Celsius que corresponden a la temperatura en la cual ambas escalas coinciden en valor numérico:

$$\begin{aligned} ^{\circ}\text{C} - 1.8 ^{\circ}\text{C} &= 32 \\ ^{\circ}\text{C} &= 32 / -0.8 = -40 \end{aligned}$$

Por consiguiente, las escalas Celsius y Fahrenheit, coinciden en valor numérico exactamente cuando la escala Celsius tiene una lectura de -40 grados.

PRUEBA:

Al convertir -40 Celsius a Fahrenheit, se obtiene:

$$^{\circ}\text{F} = (^{\circ}\text{C} \times 1.8) + 32$$

$$^{\circ}\text{F} = (-40 \times 1.8) + 32 = -40 \text{ Fahrenheit}$$

TEORÍAS ATÓMICAS

Los filósofos griegos se preguntaban:

¿Es posible dividir la materia en pedazos cada vez más pequeños, o hay un punto en el que no se puede dividir más?

LAS PRIMERAS TEORÍAS DE LA QUÍMICA

Una de las interrogantes más comunes que se hacían los primeros observadores de la naturaleza era: ¿de qué está hecha la materia?

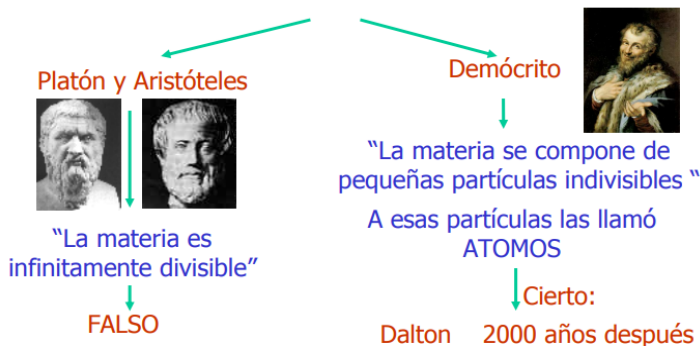
Esta inquietud fue estudiada por los antiguos griegos y la conclusión racional a la que llegaron fue: Si una pieza grande de plata se divide (*tomos*) a la mitad, ambas mitades son plata todavía.

Luego, si estas mitades se cortan en mitades miles de veces, se obtendría finalmente las partículas de plata más pequeñas que es posible lograr. Estas partículas minúsculas no pueden cortarse (del griego *a-tomos*, indivisible) pues son las partículas unitarias de la plata: *átomos de plata*.

Durante más de 2,000 años después de esta conclusión, la influencia de los átomos en el pensamiento humano fue casi nula. Sin embargo, no fue sino hasta las postrimerías del siglo XVII, cuando el nacimiento de la química enfocó su atención sobre la investigación de las cosas materiales.

En realidad, fue el inglés John Dalton en 1,803, quien inició el desarrollo de la química moderna al enunciar su famosa teoría atómica de la materia, fundamentada en las ideas de elementos y compuestos. Sus ideas en resumen consideraban que:

- ✓ Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas *átomos*.
- ✓ Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas.
- ✓ Los átomos de un elemento son diferentes de los átomos de todos los demás elementos.
- ✓ Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento.
- ✓ En cualquier compuesto, la relación del número de átomos entre dos de los elementos presentes siempre es un número entero.



- ✓ Una reacción química incluye sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos; nunca se crean o destruyen.

EL ÁTOMO

Dalton imaginó al átomo como una partícula extremadamente pequeña e indivisible; sin embargo, investigaciones posteriores demostraron que los átomos poseen una estructura interna, es decir están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas *partículas subatómicas*, entre ellas: el neutrón, electrón y protón.

- 1 El electrón.** El electrón se define como la partícula subatómica con carga eléctrica negativa que gira alrededor del núcleo del átomo, distribuidos en niveles de energía. Su descubrimiento se atribuye al físico inglés Joseph John Thomson (1856 – 1940).
- 2 El protón.** Su descubrimiento se atribuye al físico neozelandés Ernest Rutherford (1871 – 1937). Se define como la partícula subatómica con carga eléctrica positiva localizada en el núcleo del átomo. La masa del protón es aproximadamente 1,836 veces la masa del electrón.
- 3 El neutrón.** Partícula subatómica con carga neutra, localizada en el núcleo del átomo. Se atribuye su descubrimiento al físico británico James Chadwick (1891 – 1972).

PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

Partícula	Masa (gramos)	Carga
neutrón	1.674954×10^{-24}	0
electrón	9.109535×10^{-28}	1-
protón	1.672649×10^{-24}	1+

La clave para el estudio de la estructura del átomo está en su naturaleza eléctrica. Un átomo es eléctricamente neutro, y en su estructura intervienen cargas eléctricas positivas y cargas eléctricas negativas. La carga positiva está localizada y concentrada en el núcleo del átomo, y la carga negativa se encuentra distribuida en la vecindad de este núcleo.

Para explicar la estructura del átomo, muchos científicos propusieron diversas teorías, desarrollándose las ideas hasta los conceptos actuales:

- 1 Joseph John Thomson.** Este científico propuso un modelo en el cual la carga positiva se parecía a un "budín" que contenía las cargas negativas uniformemente distribuidas, como lo están las pasas en un bizcocho.
- 2 Perrin.** Tomando la idea propuesta por Thomson, modificó el modelo atómico de este, sugiriendo que las cargas negativas son externas al "budín" positivo.
- 3 Ernest Rutherford.** Propuso un modelo atómico en el cual el núcleo es el responsable de la masa del átomo y de la carga positiva que reside en este.

En relación a los electrones propuso que estos se ubican alrededor del núcleo a manera de "satélites" describiendo diversas trayectorias.

- 4 Niels Bohr.** Haciendo una aplicación de las ideas de Max Planck, derivadas del estudio de la distribución energética de la radiación del cuerpo negro, introdujo el concepto de *cuantización energética*, a fin de que las "órbitas circulares" fuesen estables y coincidentes con los espectros de emisión, para los cuales ya Johannes Rydberg había encontrado una expresión matemática empírica, en la que aparecía un parámetro "n" con valores enteros y positivos.

El modelo de Bohr, solamente fue exacto para el átomo de hidrógeno.

- 5 Sommerfeld.** Basado en la teoría *de la relatividad* de Albert Einstein, logró modificar considerablemente el modelo atómico propuesto por Bohr. En las ecuaciones de Sommerfeld aparecen dos parámetros con características de números enteros:

- ✓ El parámetro "n" (igual al que se aplica en la Teoría de Bohr).
- ✓ Y el parámetro "l"

En el modelo atómico propuesto por Sommerfeld las "órbitas" son circulares y elípticas.

- 6. Louis de Broglie.** Con hábil razonamiento, logró establecer el paralelismo entre la estructura de la materia y la estructura de la luz.

Logra predecir que, de la misma manera que la radiación, en ciertas condiciones, se manifiesta cuantizada y al igual que la teoría electromagnética de la luz era capaz de describir el campo eléctrico, en el caso de la materia debería existir un fenómeno ondulatorio asociado a la partícula electrón.

- 7. Erwin Schrödinger.** Considerando las matemáticas de Hamilton, las ideas de Max Planck y de Louis de Broglie, aborda el problema "núcleo – vecindad del núcleo" con la finalidad de obtener las posibles distribuciones "espacio – energéticas" para el átomo.

Obtiene una ecuación (ecuación diferencial parcial de segundo orden) en la que aparecen tres parámetros: n (ya tratado por Rydberg y Bohr), l (considerado en la teoría de Bohr – Sommerfeld) y m , que se relaciona con el impulso magnético del electrón.

- 8. Werner Heisenberg.** Al mismo tiempo que Schrödinger también con base en las ideas de Planck y de Broglie, utilizando álgebra de matrices establece el *principio de incertidumbre* que nos explica por qué no se puede describir la trayectoria exacta del electrón en una región espacio – energética y por qué sólo debemos conformarnos con tener una idea bastante aproximada de la *región espacio energética de manifestación probabilística electrónica* (reempe), nombre actual de lo que en otra época se llamó *orbital*. En el fondo, los trabajos de Schrödinger y Heisenberg coinciden, y de ellos surge la mecánica ondulatoria y la mecánica cuántica.

- 9. Dirac y Jordan.** Estos científicos logran ampliar el conocimiento del átomo al incorporar la teoría general de la relatividad de Einstein, a la mecánica ondulatoria, y es precisamente en sus ecuaciones donde aparece el cuarto parámetro con características cuánticas, denominado "s". Actualmente, la ecuación de Dirac y Jordan es la que describe con mayor exactitud la distribución electrónica en la vecindad del núcleo aprovechando el concepto de "reempe", que exige el concepto de "spin", atribuido al sentido de rotación del electrón sobre su propio eje.

SÍMBOLOS ATÓMICOS

Un átomo se identifica por medio de:

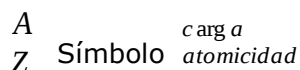
El número atómico (Z). Este número es el número de unidades de carga positiva en el núcleo del átomo. Por conveniencia se le ha asignado al protón una carga de 1^+ , Por consiguiente el número atómico es igual al número de protones en el núcleo del átomo. Como un átomo es eléctricamente neutro, el número atómico también indica el número de electrones extranucleares.

El número de masa (A). Este número representa el número total de protones y neutrones en el núcleo del átomo. A los protones y neutrones en conjunto se les denomina "*nucleones*".

El número de neutrones (n) se puede calcular por sustracción: $n = A - Z$

Un átomo de cualquier elemento se designa por el símbolo químico del elemento con el número atómico colocado en la parte inferior izquierda y el número de masa en la parte superior izquierda.

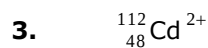
La parte superior derecha se utiliza para indicar la carga del átomo (es decir si el átomo ha ganado o perdido electrones) y la parte inferior derecha para indicar el número de átomos en la molécula o fórmula (atomicidad).



Ejemplo:

Describir la composición para los siguientes átomos:

- 1.** $^{195}_{78}\text{Pt}$



Solución:

Para el átomo ${}_{78}^{195}\text{Pt}$, el número atómico (Z) es 78, lo que equivale a 78 protones, y como el átomo es eléctricamente neutro (es decir el número de cargas positivas es igual al número de cargas negativas) también contiene 78 electrones.

El número de neutrones se obtiene por diferencia: $n = A - Z$ de donde $n = 195 - 78 = 117$ neutrones.

De forma similar se establece la composición para ${}_{13}^{27}\text{Al}$:

Número atómico (Z) = 13, lo que equivale a 13 protones y 13 electrones.

Número de neutrones (n) : $n = 27 - 13 = 14$

Para el átomo ${}_{48}^{112}\text{Cd}^{2+}$, el número atómico (Z) es 48, lo que implica 48 protones, sin embargo este átomo tiene una carga 2+, esta carga positiva indica que el átomo ha perdido 2 cargas negativas (2 electrones que hacen eléctricamente neutro al átomo), por lo tanto el número de electrones será 46 ($Z - 2$). El número de neutrones es: $n = 112 - 48 = 64$

En el átomo ${}_{35}^{80}\text{Br}^{1-}$, $Z = 35$, lo que conduce a 35 protones, ahora este átomo presenta una carga negativa (tiene 1 electrón más), por consiguiente el número de electrones será 36 ($Z + 1$).

El número de neutrones es: $n = 80 - 35 = 45$

La información de los ejemplos anteriores se resume en el siguiente cuadro:

Símbolo	A	Z	Protones	Electrones	Neutrones
${}_{78}^{195}\text{Pt}$	195	78	78	78	117
${}_{13}^{27}\text{Al}$	27	13	13	13	14
${}_{48}^{112}\text{Cd}^{2+}$	112	48	48	46	64
${}_{35}^{80}\text{Br}^{1-}$	80	35	35	36	45

Observaciones importantes:

1. El número atómico (Z) de cualquier elemento es *constante*, y será el que aparezca en la tabla periódica para el elemento en estudio.
2. Cuando no se da información respecto al número de masa (A) para un elemento, se considera como número de masa el "peso atómico" que aparece en la tabla periódica para el elemento en cuestión.

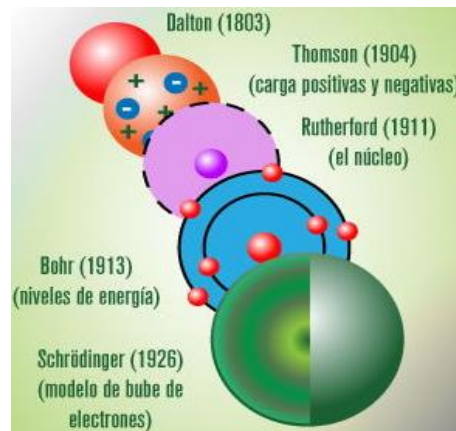
PROPIEDADES ATÓMICAS

Carga nuclear efectiva: es la diferencia que existe entre la carga nuclear real del átomo y la constante de apantallamiento. $Z_{\text{ef}} = Z - s$, donde Z es la carga nuclear real y sigma se llama constante de apantallamiento. Una forma de mostrar el apantallamiento de los electrones es analizar el valor de la energía requerida para quitar un electrón de un átomo polieletrónico.

RADIO ATÓMICO

La distancia promedio que hay desde el núcleo hasta el electrón de la última capa es lo que se conoce con el nombre de radio atómico. A lo largo de un periodo hay un decrecimiento pequeño aunque generalizado en el tamaño del radio atómico. Esto se debe al hecho de que a medida que avanzamos en el periodo, los elementos están en el mismo nivel de energía o a igual distancia del núcleo, pero al mismo tiempo la carga nuclear va aumentando de 1 en 1 en cada elemento. A pesar de esto, hay también un incremento en el número de electrones, cada electrón es atraído hacia el núcleo, por tanto a mayor carga nuclear mayor atracción de los electrones hacia el núcleo. Bajando en cualquier grupo en la tabla periódica se observa un incremento más bien considerable en el tamaño atómico. En este caso al aumentar el número atómico, aumenta la cantidad de niveles de energía, por lo que el átomo aumenta su tamaño, encontrándose los electrones más alejados del núcleo, donde son atraídos con menor fuerza.

Medir directamente el radio atómico es muy difícil ya que el tamaño de un átomo se piensa como el volumen que contiene el 90% de la totalidad de la densidad electrónica. Así el radio atómico es la mitad de la distancia entre dos núcleos de dos átomos adyacentes. Analicemos la tendencia periódica en un periodo, siempre teniendo en cuenta que el radio atómico está determinado por cuán fuerte atrae el núcleo a los electrones. A mayor carga nuclear efectiva, los electrones estarán más fuertemente enlazados al núcleo y menor será el radio atómico. En el Segundo período de la tabla periódica, para los elementos del Li al F el número de niveles es el mismo: 2, es decir, todos tienen un orbital 1s lleno y el subnivel 2 pasa de tener 1 electrón en el Litio a tener 7 en el caso del Flúor. Como resultado la carga nuclear efectiva aumenta, por lo tanto hay una mayor atracción del núcleo por los últimos electrones y estos tienden a acercarse, provocando que el radio atómico disminuya constantemente del Litio al Fluor.



RADIO IÓNICO

El radio iónico es el radio de un anión o de un catión.

El radio iónico afecta las propiedades físicas y químicas de un compuesto iónico. Cuando un átomo neutro se convierte en un anión, su tamaño o radio aumenta, dado que la carga nuclear permanece constante pero la repulsión resultante de la adición de un electrón es mayor. Por otra parte un catión es menor que su átomo neutro, dado que al quitar electrones reduce la repulsión electrónica y se contrae la nube electrónica. En un grupo el radio atómico y el radio iónico varían de igual forma, es decir al descender en un grupo el radio atómico aumenta y el radio iónico también. Para iones derivados de elementos de diferentes grupos la comparación solo tiene significado si los iones son isoelectrónicos. Si se analizan iones isoelectrónicos se encuentra que los aniones son más grandes que los cationes.

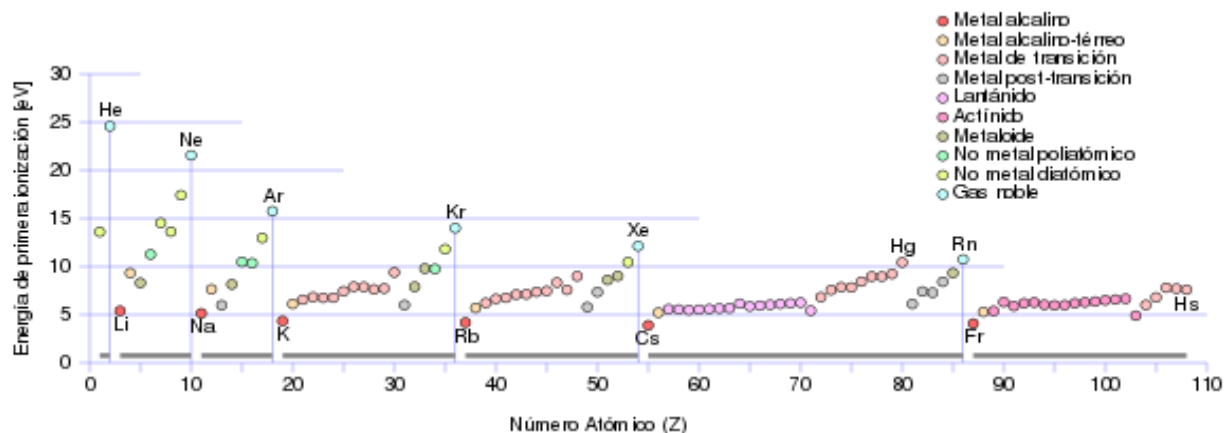
ENERGÍA DE IONIZACIÓN

La energía de ionización es la mínima energía requerida para quitar un electrón de un átomo gaseoso en su estado fundamental. Esta magnitud es una medida del esfuerzo necesario para quitarle un electrón a un átomo o de cuán fuertemente está enlazado un electrón al núcleo en el átomo. A mayor energía de ionización, es más difícil quitar el electrón. La energía de ionización es una energía absorbida por átomos (o iones) por lo cual será siempre una energía positiva.

La primera energía de ionización para un átomo en particular es por tanto la cantidad de energía requerida para remover un electrón de dicho átomo; la segunda energía de ionización es siempre mayor que la primera debido a que ha sido removido un electrón de un ion positivo y tercero es igualmente mayor que la segunda.

Una vez adquirida la configuración de gas noble, como lo es el caso del Na^{1+} , Be^{2+} y Mg^{2+} la próxima energía de ionización es muy alta. Esto explica por qué una vez se ha obtenido la configuración de gas noble, no se puede remover más electrones del átomo por medio de una simple reacción química. En un grupo la energía de ionización disminuye al aumentar el número atómico. Los elementos de un mismo grupo tienen configuraciones electrónicas externas similares. Sin embargo a medida que aumenta el número cuántico principal n aumenta de igual manera la distancia promedio de los últimos electrones con respecto al núcleo.

Una mayor separación entre el electrón y el núcleo significa una atracción más débil, de tal manera que se hace más fácil quitar el electrón a medida que descendemos en un grupo.



ELECTRONEGATIVIDAD

La tendencia general de un átomo para tener electrones hacia sí mismo en un compuesto. Esta es determinada a partir de la electroafinidad y de la energía de ionización. Sin embargo, no es una medida de energía, pero sí una simple tendencia de los átomos para atraer electrones. Hay diferentes escalas de electronegatividad, pero la más común es la escala que realizó Linus Pauling. La siguiente tabla muestra una lista de las electronegatividades de los elementos según la escala de Linus Pauling. Se puede notar que hay un aumento en la electronegatividad a medida que avanzamos de izquierda a derecha en un período y una disminución a medida que bajamos en un grupo. Este concepto es muy útil para predecir el tipo de enlace, para la escritura de nombres y fórmulas de compuestos y para la polaridad de enlaces y moléculas.

La **afinidad electrónica** es el cambio de energía cuando un átomo acepta un electrón en el estado gaseoso. Vamos a analizar en este caso también el cambio de energía cuando se forma un ión univalente. Esta es una energía que se libera y tendrá un valor negativo. Mientras más negativa sea la afinidad electrónica mayor será la tendencia del átomo a aceptar un electrón.

En un período al aumentar el número atómico los valores se hacen más negativos, es decir es mayor la afinidad electrónica, y esto se debe al aumento de la carga nuclear efectiva y se reduce el radio atómico. Al descender en un grupo, aun cuando a partir del Segundo período hay una estabilización de la carga nuclear efectiva, debido al aumento del radio atómico habrá una disminución de la afinidad electrónica.

CARÁCTER METÁLICO

Es la facilidad que tiene un átomo para oxidarse y aumentar su número de oxidación. En un grupo el carácter metálico aumenta al aumentar el número atómico, los electrones están más separados del núcleo por lo que son cedidos con mayor facilidad. En un período al disminuir el tamaño del átomo, el átomo se contrae, los electrones son atraídos con mayor fuerza y el carácter metálico disminuye.

NÚMERO DE OXIDACIÓN

Número de oxidación: Este es un valor positivo o negativo que no solamente describe la capacidad de combinación de un átomo sino que también da una indicación de cómo están ordenados los electrones en el compuesto.

1. Para un elemento en estado libre o no combinado es siempre cero.
2. La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos en la fórmula de un compuesto es igual a cero.
3. El número de oxidación de un ión es igual a su carga.
4. La suma de los números de oxidación de los átomos en un ión poliatómico debe ser siempre igual al carga del ión.

Algunos números de oxidación más comunes son:

- Grupo IA: 1+
- Grupo IIA: 2+
- El Hidrógeno es generalmente 1+, excepto en los hidruros en donde es 1-.
- El Oxígeno es usualmente 2-, excepto en los peróxidos como el H_2O_2 y Na_2O_2 , donde es 1-. En superóxidos como KO_2 es 1/2.
- Grupo VIIA: 1-.
- Azufre: 2-.
- Nitrógeno: 3-.
- Aluminio (grupo IIIA): 3+, Zn 2+, Ag 1+.
- Sn y Pb: 2+ y 4+, Cu y Hg: 1+ y 2+, Fe: 2+ y 3+.

Todos los otros metales similares a estos cinco últimos, tienen más de un estado de oxidación o se dice que tienen estado de oxidación variable. Estos cinco son los más comunes y por tanto deben aprenderse.

VARIACIONES PERIÓDICAS EN LOS ESTADOS DE OXIDACIÓN

En la predicción de variaciones periódicas de los estados de oxidación debemos considerar tres tipos de elementos diferentes; no metales, metales representativos y metales de transición.

Los no metales generalmente tienen diferentes estados de oxidación con excepción del flúor. El estado de oxidación mínimo es igual al número del grupo menos ocho, como lo es 1- para los elementos del grupo VII, 2- para los no metales del VI y así sucesivamente. El máximo estado de oxidación es igual al número de grupo.

Los metales representativos en los grupos I y II y el aluminio, como lo hemos visto, solamente presentan un estado de oxidación. Para los metales siguientes a la serie de transición hay dos estados de oxidación posible para cada uno. Estos corresponden al caso donde los electrones p (electrones de los orbitales p) son utilizados o cuando se utilizan los electrones s y p. Por esta razón el estaño y el plomo con la configuración s2 y p2 pueden ser 2+ ó 4+.

MANIFESTACIÓN EN LA TABLA PERIÓDICA

En el grupo IA de la tabla periódica se comportan de la forma siguiente:

- Mayor radio atómico Fr, menor el Li.
- Mayor electronegatividad el Li, menor el Fr.
- Mayor carácter metálico el Fr, menor el Li.

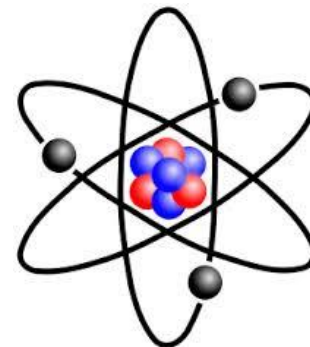
Al átomo de Li hay que aplicarle mayor energía de ionización para arrancar los electrones de la última capa.

ISÓTOPO E ISÓBAROS

Isótopo. Es el conjunto de átomos de un mismo elemento que poseen diferente índice de masa e igual número atómico y se comportan químicamente de igual forma. Son átomos de un mismo elemento, que de forma general poseen en sus núcleos además de protones, una cantidad de neutrones que hacen variar su masa, aunque estos no afectan sus propiedades químicas, la que es influenciada por la cantidad de protones (partículas cargadas positivamente en el núcleo) y por los electrones (partículas cargadas negativamente) de su envoltura).

La palabra isótopo proviene del vocablo *iso* que significa igual y de *topo* que significa suelo, tierra.

La etimología hace alusión a que los isótopos poseen el mismo (iso) número atómico (Z) o cantidad de protones, que es la base o piso (suelo) para que el elemento químico sea el mismo y no varíe en cuanto a su principal cualidad que la define el núcleo. Éste se refiere al lugar de orden de cierto elemento en el sistema periódico, la mayoría de los elementos químicos naturales no son isotópicamente puros.



El estaño (Sn), por ejemplo, está constituido por una mezcla de 10 isótopos diferentes, en tanto que sólo 22 de los 90 elementos naturales, están conformados por un solo tipo de átomos, entre ellos el Helio (He). Se conoce como isótopo a las variedades de átomos que tienen el mismo número atómico y que, por lo tanto, constituyen el mismo elemento aunque tengan un diferente número másico. Los átomos que son isótopos entre sí tienen el mismo

número de protones en el núcleo y ocupan el mismo lugar en la tabla periódica. Para nombrarlos se indica su nombre seguido de su número másico; por ejemplo, sodio-23 (Na-23).



Hidrógeno-1.

Este isótopo tiene: 1 protón, 1 electrón y 0 neutrones.

Hidrógeno-2.

Este isótopo tiene: 1 protón, 1 electrón y 1 neutrón.

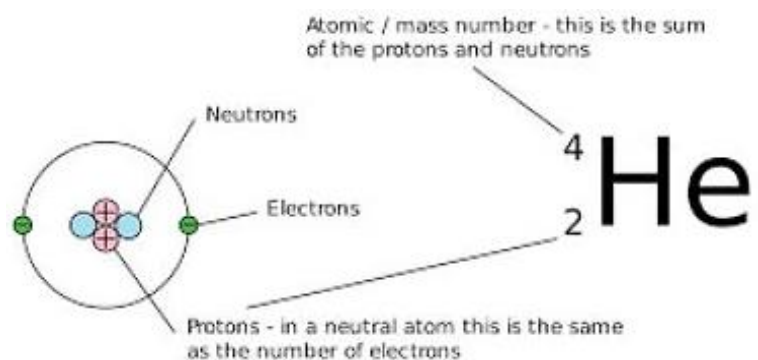
Hidrógeno-3.

Este isótopo tiene: 1 protón, 1 electrón y 2 neutrones.

Los **isóbaros** son aquellas especies atómicas que poseen igual masa pero que provienen de elementos químicos distintos. Como consecuencia de esto, se puede decir que los están constituidos por distintos números de protones y neutrones.

Tanto los protones como los neutrones se encuentran en el núcleo de sus átomos, pero la cantidad neta de neutrones y protones presentes en cada núcleo se mantiene igual. Dicho de otra manera, una especie isóbara se origina cuando un par de núcleos atómicos muestra el mismo número neto de neutrones y protones para cada especie.

Sin embargo, el número de neutrones y protones que constituyen esa cantidad neta es distinto. Una manera de notarlo gráficamente es observar el número másico (el cual se coloca en el lado superior izquierdo del símbolo del elemento químico que se represente), pues en los isóbaros este número es igual.



En primer lugar, la etimología del término isóbaro proviene de los vocablos griegos *isos* (que significa "igual") y *baros* (que significa "peso"), lo cual alude a la igualdad de pesos entre ambas especies nucleares. Cabe destacar que los isóbaros guardan ciertas similitudes con otras especies cuyos núcleos presentan coincidencias, como los isótonos, que poseen igual cantidad de neutrones pero con número de masa y número atómico diferentes, tales como los pares ^{13}C y ^{14}N o ^{36}S y ^{37}Cl .

Por otro lado, el término "nucleido" es la denominación que se le ha acuñado a cada uno de los conjuntos de nucleones (estructuras conformadas por neutrones y protones) que se pueden formar.

De manera que los nucleidos posiblemente se distingan por sus números de neutrones o protones, o incluso por la cantidad de energía que posea la estructura de su conglomeración. Igualmente, se tiene que un núcleo hijo surge luego del proceso de desintegración β y este, a su vez, es un isóbaro del núcleo padre, debido a que la cantidad de nucleones presentes en el núcleo permanece inalterada, a diferencia de lo que ocurre por medio de la desintegración α .

Es importante recordar que los isóbaros distintos presentan distinto número atómico, confirmando que son elementos químicos distintos. Para denotar los diferentes nucleidos se utiliza una notación específica, que se puede representar de dos maneras: una consiste en colocar el nombre del elemento químico seguido de su número másico, los cuales están unidos mediante un guión. Por ejemplo: nitrógeno-14, cuyo núcleo está constituido por siete neutrones y siete protones.

El otro modo de representar estas especies consiste en colocar el símbolo del elemento químico, precedido por un superíndice numérico que indica el número de masa que posee el átomo en cuestión, así como un subíndice numérico que designa el número atómico del mismo, de la siguiente manera:



En esta expresión X representa el elemento químico del átomo en cuestión, A es el número másico (resultado de la adición entre la cantidad de neutrones y protones) y Z representa el número atómico (igual a la cantidad de protones en el núcleo del átomo).

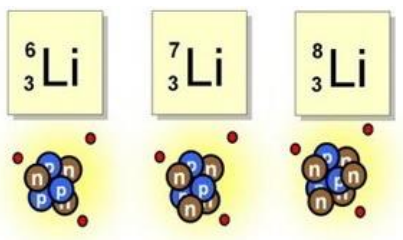
Cuando se representan estos nucleidos, suele omitirse el número atómico del átomo (Z) debido a que no otorga datos adicionales relevantes, así que frecuentemente se representa como AX .

Una manera de mostrar esta notación es tomando el ejemplo anterior (nitrógeno-14), el cual se denota también como ${}^{14}\text{N}$. Esta es la notación empleada para los isóbaros.

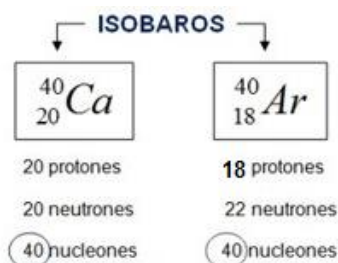
DIFERENCIA ENTRE ISÓTOPOS E ISÓBAROS

Los isótopos de un elemento tienen las mismas propiedades químicas, pero difieren algo en sus propiedades físicas. Esta pequeña deriva de su distinta masa atómica.

Los isótopos tienen el mismo número atómico.



Los isóbaros son átomos de diferentes elementos químicos que tienen igual número de masa, pero diferente número atómico y número de neutrones. Sus propiedades químicas son diferentes. Al número de masa también se le llama nucleones:



ESPECTROS ATÓMICOS

Cuando un rayo de luz atraviesa un prisma, el rayo se desvía o se refracta; la refracción depende de la longitud de onda. Una señal con una *longitud de onda* corta se desvía más que una con longitud de onda larga. Debido a que la luz blanca ordinaria está formada por ondas con todas las longitudes de onda en el espectro visible, un rayo de luz blanca se esparce en una banda ancha llamada espectro continuo.

El espectro es un arcoíris de colores sin espacios vacíos.

Las ondas de radio, las infrarrojas y los rayos X son tipos de radiación electromagnética.

RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA

La energía radiante puede considerarse como campos eléctricos y magnéticos que oscilan perpendicularmente a la dirección de desplazamiento. La luz visible es uno de los diversos tipos de energía radiante. Todas las energías

radiantes se desplazan a la velocidad de la luz ($c = 3.00 \times 10^8$ m/s) pero difieren en frecuencia y longitud de onda.

PROPIEDADES DE LAS ONDAS

Actualmente una onda se considera como una perturbación vibracional por medio de la cual se transmite la energía. La velocidad de la onda depende del tipo de onda y de la naturaleza del medio a través del cual viaja.

Frecuencia (ν , ν): La frecuencia se define como el número de ciclos de una onda que pasan por un cierto punto en una unidad de tiempo. Por lo general se usa el segundo como intervalo de tiempo, y la unidad de frecuencia se expresa en ciclos por segundo o s^{-1} , sobre entendiéndose los ciclos. En el sistema internacional de unidades (SI), la unidad de frecuencia es el *Hertz* (Hz); $1 \text{ Hz} = 1 \text{ ciclo / segundo}$, abreviado normalmente como: $1s^{-1}$.

Longitud de onda (λ , λ): La longitud de onda es la distancia entre dos puntos idénticos de dos ciclos repetitivos adyacentes de la onda, y se expresa en unidad de longitud (metros, centímetros, nanómetros, etc.)

Amplitud (a): La amplitud es la distancia vertical de la línea media de la onda a la cresta o valle.

La frecuencia y longitud de onda se relacionan por la expresión:

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

La energía de la luz se absorbe, emite o convierte en otras formas de energía en unidades individuales, o *cuantos*. La unidad en sí, considerada a menudo como la partícula de la luz, se llama *fotón*. La energía de un fotón es proporcional a la frecuencia:

$$E_{\text{fotón}} = h\nu$$

Dónde: h es la constante de proporcionalidad universal, llamada constante de Planck, e igual a 6.626×10^{-34} Joule.segundo (J.s).

Según la física moderna, la materia no sólo tiene naturaleza corpuscular, sino que todas las partículas elementales, tienen carácter ondulatorio. La longitud de onda correspondiente a una partícula determinada depende de su naturaleza y de la velocidad de la partícula.

Al ser calentados los átomos, los electrones absorben energía y pasan a niveles exteriores (estados energéticos superiores). Cuando un electrón vuelve a un nivel inferior, emite una cantidad definida de energía. La diferencia de energía entre el estado de energía superior y el estado de energía inferior es emitida en la forma de cuanto de luz. El cuanto de luz tiene una frecuencia y longitud de onda características y puede encontrarse por la relación siguiente:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_o^2} \right)$$

Dónde: n_i y n_o representan los niveles interno y externo de energía respectivamente.

R_H es una constante conocida como constante de Rydberg y tiene un valor de $1.09678 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$.

En 1924, *Louis De Broglie* formuló la hipótesis de que los electrones se comportan como ondas.

Dos años más tarde el científico austríaco Erwin Schrödinger utilizó la idea de (*De Broglie*) planteando una ecuación llamada *ecuación de onda*, que relaciona la onda de un electrón con su estado energético y con su posición. Esta ecuación es la base científica de la mecánica ondulatoria.

La ecuación está construida alrededor de cuatro constantes análogas a los cuatro números cuánticos de la teoría de Bohr. La resolución de la ecuación de Schrödinger (la cual debe resolverse mediante los métodos de las ecuaciones diferenciales parciales) proporciona valores numéricos para la energía de los electrones y predice la ubicación más probable del electrón alrededor del núcleo.

Según la descripción *mecánico – ondulatoria* del átomo, los electrones están localizados en niveles de energía alrededor del núcleo y sus energías están *cuantizadas*. Cada nivel principal de energía consiste en uno o más subniveles o subcapas; estas subcapas a su vez comprenden uno o más orbitales. Los orbitales se definen como *regiones tridimensionales alrededor del núcleo donde existe una mayor probabilidad de localizar un electrón particular*.

No es posible especificar una trayectoria definida para un electrón; sólo se puede hablar de la probabilidad de la presencia del electrón en cierta región del espacio alrededor del núcleo.

PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISENBERG (Werner Heisenberg, 1926):

Este principio establece que es imposible determinar simultáneamente, la posición exacta y el momento exacto de un cuerpo tan pequeño como el electrón. Cuanto más precisamente se trate de determinar uno de estos valores, más inseguro se estará del otro.

Los objetos son vistos observando la interferencia con los rayos de luz usados para iluminarlos. Se necesitaría una radiación con una longitud de onda extremadamente corta para localizar un objeto tan pequeño como el electrón. La radiación que posee una longitud de onda corta tiene una frecuencia alta y es muy energética. Cuando choca con el electrón, el impacto hace que la dirección del movimiento y la velocidad del electrón cambien. Los intentos para localizar el electrón cambian el momento del electrón drásticamente.

Los fotones, que tienen longitudes de onda más largas y son menos energéticos, poseerán un efecto menor sobre el momento del electrón. Debido a que los fotones tienen longitudes de onda más largas, no indicarán la posición del electrón con tanta precisión. Parece, por lo tanto, que no es posible una descripción exacta de la trayectoria de un electrón en una órbita de Bohr.

NÚMEROS CUÁNTICOS

El modelo mecánico-ondulatorio describe cada electrón en términos de cuatro números cuánticos. Estos números permiten calcular la energía del electrón y predecir el área alrededor del núcleo donde se puede encontrar el electrón. Estos números son:

- Número cuántico principal (n):** Este número cuántico relaciona la magnitud del volumen ocupado por la región espacio-energética de manifestación probabilística electrónica (*reempe*), donde se localiza el electrón diferencial. Determina casi exclusivamente la energía del orbital en sistemas de un solo electrón, y aún es el determinante principal de la energía en sistemas polieletrónicos.

Puede tener cualquier valor entero positivo; para los elementos conocidos en la actualidad, los valores van de $n=1$ a $n=7$. La capa $n=1$ es la más cercana al núcleo y tiene la menor energía. Los electrones que tienen un valor dado de n se dice que están en la misma capa. Las capas se designan por letras mayúsculas, sin embargo se prefiere el uso de números enteros para designarlas, sus correspondientes valores se presentan en la siguiente tabla:

n	1	2	3	4	5	6	7
Designación	K	L	M	N	O	P	Q

- Número cuántico de momento angular (l):** Anteriormente denominado auxiliar, adicional, secundario (por mala traducción), subsidiario o azimutal (según los conceptos de Sommerfeld). Este número determina el subnivel o subcapa dentro del nivel principal de energía. Indica la forma de la nube electrónica (*reempe*) u orbital, alrededor del núcleo.

Puede tomar cualquier valor entero desde 0 hasta $n - 1$. Sus valores pueden calcularse por una relación sencilla: $l = n - 1$ pudiéndose obtener valores como 0, 1, 2, 3, ..., $n - 1$.

Por razones históricas, los orbitales con un valor dado de l se designan mediante una letra minúscula característica.

l	0	1	2	3	4
Designación	s	p	d	f	g

Los orbitales atómicos se encuentran en el espacio alrededor del núcleo en un orden definido que corresponde a un conjunto de niveles de energía discretos. Estos orbitales difieren en tamaño y en forma, así como en energía.

Los orbitales atómicos se designan 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, etc. Aquellos con la designación menor están más cerca del núcleo y son inferiores en energía.

- 3. Número cuántico magnético (m_l):** Representa la orientación angular de los orbitales en el espacio. Cada subnivel consta de uno o más orbitales electrónicos, y el número cuántico magnético describe el número de orbitales de determinada clase en cada nivel principal de energía.

Puede tomar cualquier valor entero desde $-l$ hasta $+l$, incluyendo cero. Esta regla da el número correcto de orbitales: $2l + 1$.

- 4. Número cuántico por spin (m_s):** Se relaciona con la posibilidad de que una reempe ya previamente ocupada por un electrón, acepte o no al electrón diferencial. Este parámetro describe la orientación de giro del electrón y sólo puede adquirir dos valores: el que permite la aceptación del electrón diferencial y el que no la permite.

Se acostumbra anotar estos valores como $+1/2$ o $-1/2$. Las dos orientaciones generalmente se designan por flechas $\uparrow\downarrow$ las cuales representan el giro del electrón, en dirección de las manecillas del reloj y en dirección contraria.

PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI (en honor a Linus W. Pauling):

Establece que: "no puede haber dos electrones de un mismo átomo con sus cuatro números cuánticos idénticos". Dos electrones podrán tener los primeros tres números cuánticos idénticos, sin embargo, tendrán diferente el cuarto número cuántico (el número cuántico de spin) ya que no pueden girar en la misma dirección.

Con base en este principio, el número máximo de electrones en cualquier nivel está representado por la expresión: $2n^2$. Así, 2 electrones están permitidos en el primer nivel, 8 en el segundo y 18 en el tercero.

En resumen: el número de subniveles es igual a n ; el número de orbitales igual a n^2 ; el tipo de subnivel (l) se establece por la relación: $l = n - 1$, y de acuerdo al valor calculado podrá recibir las designaciones s, p, d, f,... correspondientes.

El número de orbitales por subnivel se calcula así: # orbitales por subnivel = $2l + 1$; el número máximo de electrones por subnivel: $2(2l + 1)$; el número máximo de electrones por nivel principal se encuentra por: $2n^2$.

En la siguiente tabla se presenta las subdivisiones de los niveles principales de energía:

Nivel energético principal (n)	1	2	3	4
Número de subniveles (n)	1	2	3	4
Número de orbitales (n^2)	1	4	9	16
Tipo de subnivel ($l = n - 1$)	s	s p	s p d	s p d f
# de orbitales por subnivel ($2l + 1$)	1	1 3	1 3 5	1 3 5 7
# máximo de e^- por subnivel $2(2l + 1)$	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14
# máximo de e^- por nivel principal ($2n^2$)	2	8	18	32

La forma más sencilla para recordar la información de esta tabla consiste en relacionarla lo más posible con el nivel energético principal, que se designa con la letra n .

- Para el nivel principal de energía más cercano al núcleo, esto es, el primer nivel principal, $n = 1$, existe 1 subnivel de energía, el subnivel 1s.
- Para el siguiente nivel principal de energía, $n=2$, hay dos subniveles de energía, los subniveles 2s y 2p. Si el segundo nivel principal está ocupado con su máximo de electrones, habrá dos electrones en el subnivel 2s y seis en el 2p.
- Continuando hacia fuera del núcleo, el siguiente nivel es el tercer nivel principal, $n = 3$, que puede tener 3 subniveles, el 3s, el 3p y el 3d. Si el tercer nivel principal está completo a su máxima capacidad, habrá dieciocho electrones: dos en el subnivel 3s, seis en el 3p y diez en el 3d.

- Para el cuarto nivel principal, $n = 4$, hay cuatro subniveles de energía, el $4s$, el $4p$, el $4d$ y el $4f$. El cuarto nivel principal puede contener un máximo de 32 electrones; dos en el subnivel $4s$, seis en el $4p$, diez en el $4d$ y catorce en el $4f$.

PRINCIPIO DE MÍNIMA ENERGÍA

La distribución de los electrones en los orbitales atómicos está regulada por el principio de *mínima energía*: “cuando un átomo se encuentra en el llamado *estado normal* o *estado fundamental*, esto es, en forma de átomo simple neutral y en ausencia de excitaciones, los electrones ocupan los orbitales más estables, es decir aquellos que tienen menos energía”.

Los electrones de una misma subcapa ($s, p, d, \dots$) se encuentran en el mismo estado energético; entre una misma capa ($K, L, M, \dots$) la energía de cada una de las subcapas aumenta en el orden $s < p < d < f \dots$.

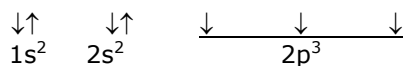
Para las primeras capas, la energía de los electrones aumenta en el orden $K < L < M$. Pero a partir de la cuarta capa, las diversas subcapas tienen energías que se diferencian poco, por lo tanto, se presenta la superposición, esto es, las subcapas se suceden en el siguiente orden de energía creciente:

$$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f \dots$$

REGLA DE HUND: (o principio de multiplicidad máxima)

Esta regla (que ha sido confirmada por mediciones magnéticas) establece que: “en un determinado subnivel de energía, cada orbital es ocupado por un electrón antes de que cualquier orbital tenga dos (es decir quede apareado), y los electrones solitarios en cada orbital tienen spines paralelos”. El término spin paralelo significa que todos los electrones no apareados tienen un spin en la misma dirección: todos los valores de m_s de estos electrones tienen el mismo signo.

De acuerdo a este principio los electrones que ocupan orbitales de igual energía (orbitales *degenerados*) se encontrarán en el mayor número posible de éstos. Así, por ejemplo: el átomo de nitrógeno que contiene 7 electrones ($Z = 7$) tiene la siguiente estructura:



El nitrógeno tiene 3 electrones no apareados que ocupan los orbitales $2p$.

SUSTANCIAS PARAMAGNÉTICAS

Las sustancias *paramagnéticas* son aquellas que contienen electrones no apareados. Estas sustancias son atraídas hacia campos magnéticos.

Dos efectos contribuyen al paramagnetismo de un átomo: El spin de los electrones no apareados y el movimiento orbital de estos electrones. El efecto del spin del electrón es el más grande de los dos y en muchos casos, el efecto por el movimiento orbital es despreciable.

SUSTANCIAS DIAMAGNÉTICAS

Los materiales que tienen todos sus electrones apareados son *diamagnéticos*. Estos materiales son débilmente repelidos por un campo magnético. Es de notar, que un átomo está, por lo tanto, constituido por un núcleo positivo, alrededor del cual se encuentran los electrones, que giran en órbitas de varias formas y dimensiones, tanto más lejanas del núcleo cuanto mayor es el número atómico.

Los electrones de las órbitas más internas son obviamente aquellos que están ligados más fuertemente al núcleo; pero a medida que aumenta su distancia del núcleo, su ligazón es siempre menos fuerte, sea por efecto de la mayor distancia, o por el efecto de “pantalla”, es decir, *por la acción de pantalla ejercida por los electrones intermedios*.

Siendo los más débilmente ligados al núcleo, los electrones más externos son los que pueden ser arrancados con más facilidad por acción de fenómenos que implican cambios energéticos limitados. Debido a que en las reacciones

químicas las energías en juego tienen valores relativamente bajos, son los electrones más externos (“*electrones de valencia*”) los que determinan las propiedades químicas de los átomos. Por lo tanto, los átomos con la misma estructura electrónica externa tienen generalmente propiedades químicas muy similares, independientemente de sus dimensiones y de su número atómico.

LA LEY PERIÓDICA

Esta ley propone que: “las propiedades físicas y químicas de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos”.

Así, si ordenamos los diferentes átomos según el valor creciente del número atómico y si se considera en cada uno la estructura electrónica, se notará una repetición periódica de la estructura electrónica externa y también de las propiedades químicas y físicas del elemento. Esta periodicidad de la estructura electrónica de los átomos constituye el criterio sobre el cual está basada la *clasificación periódica de los elementos*.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS

En resumen, los electrones están distribuidos en varios niveles de energía de acuerdo a las reglas siguientes:

1. Los electrones se asignan a los orbitales atómicos en orden creciente de energía, principiando por el menor nivel de energía posible, o sea, el orbital 1s (principio de Aufbau; que en idioma alemán significa construcción).
2. Un orbital no puede acomodar más de dos electrones, y un par de electrones en el mismo orbital deben tener spines opuestos (principio de exclusión de Pauli).
3. Un orbital puede ser ocupado por un par de electrones sólo después que otros orbitales de igual energía (orbitales degenerados) han sido ocupados, al menos por un electrón. Esto lo establece la regla de Hund. Esta regla también requiere que los electrones únicos en orbitales degenerados tengan spines paralelos.

OCUPACIÓN DE LOS SUBNIVELES DE ENERGÍA Y RELACIÓN CON LA TABLA PERIÓDICA

1. El orden de ocupación de los electrones al formar estructuras atómicas está relacionado con la tabla periódica de la siguiente manera:
2. Con el primer elemento de cada período, que es un miembro del grupo IA, se inicia la ocupación de un nuevo nivel principal con la adición de un electrón a un subnivel *s*. La ocupación de un subnivel *s* con dos electrones se completa en un miembro del grupo IIA.
3. Con el tercer elemento de los períodos 2 y 3, que son miembros del grupo III A, se inicia la ocupación de un subnivel *p* con la adición de un electrón después de que se ha completado el subnivel *s*. Aunque en los otros períodos, el tercer elemento no corresponde al grupo IIIA, siempre hay un elemento IIIA asociado con dos electrones en el subnivel *s* más externo y uno con el subnivel *p* más externo. Los elementos en los grupos IVA, VA, VIA, Y VIIA implican la adición sucesiva de electrones al subnivel *p* externo, hasta que éste se completa con seis electrones con un miembro del grupo VIIIA.

Cada período contiene el número de elementos correspondiente a la ocupación de ciertos tipos de subniveles:

- El período 1 tiene un solo subnivel *s* y contiene 2 elementos. Los períodos 2 y 3 pueden llenar subniveles *s* y *p* y contienen 8 elementos cada uno.
 - Los períodos 4 y 5 llenan subniveles *s*, *p* y *d*, y contienen 18 elementos cada uno.
 - El período 6 tiene subniveles *s*, *p*, *d* y *f* y contiene 32 elementos.
 - El período 7 contiene los demás elementos conocidos.
 - Es de esperarse que si se llegan a descubrir o sintetizar suficientes elementos, el período 7 también contendrá 32 elementos.
4. La mayor parte de los elementos de familias B en los períodos del 4 al 7 implican la ocupación de un subnivel interno después que el subnivel *s* externo contenga electrones. En los 28 elementos de la parte de debajo de la tabla periódica, los electrones se adicionan a un subnivel *f* interno. En los otros elementos de familias B, los electrones ocupan un subnivel *d* interno.
 5. Cada período excepto el primero, termina con la ocupación completa de un subnivel *p* en un átomo de un gas noble. La configuración electrónica que caracteriza al helio en el período 1 es $1s^2$. Todos los gases nobles que terminan los períodos del 2 al 6 tienen una configuración electrónica del nivel externo de s^2p^6 .