

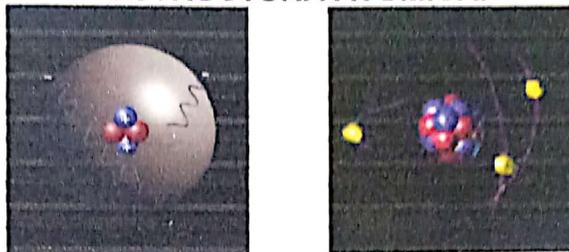
UNIDAD 2.- ESTRUCTURA ATÓMICA

Competencia particular: Emite juicios de valor sobre los beneficios y repercusiones del uso del átomo en los diferentes campos de la ciencia integrando los fundamentos de la mecánica cuántica.

RAP 1: Predice la estructura del átomo empleando modelos atómicos para caracterizar los diferentes elementos químicos.

RAP 2: Explica la construcción de la tabla periódica tomando como base la determinación de los cuatro números cuánticos.

ESTRUCTURA ATÓMICA.



Concepto del Átomo: (En química y física, átomo (del latín *atomus*, y éste del griego *άτομος*, indivisible) es la unidad más pequeña de un elemento químico que mantiene su identidad o sus propiedades y que no es posible dividir mediante procesos químicos. El concepto de átomo como bloque básico e indivisible que compone la materia del universo ya fue postulado por la escuela atomista en la Antigua Grecia. Sin embargo, su existencia no quedó demostrada hasta el siglo XIX. Con el desarrollo de la física nuclear en el siglo XX se comprobó que el átomo puede subdividirse en partículas más pequeñas.

Estructura Atómica. La teoría aceptada hoy es que el átomo se compone de un **núcleo** de carga positiva formado por protones y neutrones, alrededor del cual se encuentra una **nube de electrones** de carga negativa.

El Núcleo Atómico El núcleo del átomo se encuentra formado por:

- **Protones:** Partícula de carga eléctrica positiva igual a una carga elemental, y una masa de 1.67262×10^{-27} Kg; una masa 1837 veces mayor que la del electrón.
- **Neutrones:** Partículas carentes de carga eléctrica y una masa un poco mayor que la del protón (1.67493×10^{-27} Kg.)

La cantidad de protones contenidos en el núcleo del átomo se conoce como **número atómico**, el cual se representa por la letra **Z**, es el que distingue a un elemento químico de otro. Según lo descrito anteriormente, el número atómico del hidrógeno es 1 (${}_1\text{H}$), y el del helio, 2 (${}_2\text{He}$).

La cantidad total de partículas contenidas en el núcleo del átomo (protones + neutrones) se conoce como **numero de masa o masa atómica**, representado por la letra **A**. Para los ejemplos dados anteriormente, la masa atómica del hidrógeno es 1 (${}^1\text{H}$), y el del helio, 4 (${}^4\text{He}$).

Existen también **átomos que tienen el mismo número atómico, pero diferente número de masa**, los cuales se conocen como **isótopos**. Por ejemplo, existen tres isótopos naturales del hidrógeno, el **protio** (${}^1\text{H}_1$), el **deuterio** (${}^2\text{H}_1$) y el **tritio** (${}^3\text{H}_1$). Todos poseen las mismas propiedades químicas del hidrógeno y pueden ser diferenciados únicamente por ciertas propiedades físicas.

Lo más maravilloso e increíble del átomo es el hecho de que algo tan sólido y aparentemente estático como una roca esté íntegramente formado por partículas en continuo movimiento.

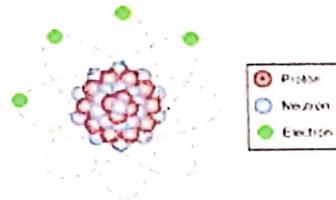
Nube electrónica. Alrededor del núcleo se encuentran los electrones que son partículas elementales de carga negativa y con una masa de 9.10×10^{-31} Kg. La cantidad de electrones de un átomo en su estado basal es igual a la cantidad de protones que contiene en el núcleo, es decir, al número atómico; por lo que un átomo en estas condiciones tiene una carga eléctrica neta igual a 0, lo que muchas veces se describe por el término de que un átomo puro es eléctricamente neutro.

EJEMPLOS: En el siguiente cuadro, se encuentran algunos elementos, mostrando tanto su No. Atómico, como Masa Atómica o Número de masa: indicando también la cantidad de partículas que cada uno contiene:

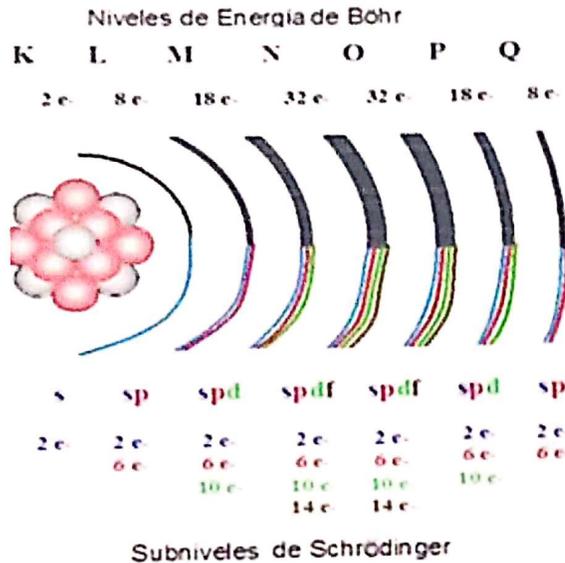
Símbolo	Nombre	Masa atómica	No. atómico	No. de e ⁻	No. de p ⁺	No. de n ⁰
Ba	Bario	137	56	56	56	81
Ca	Calcio	40	20	20	20	20
S	Azufre	32	16	16	16	16
Ni	Nitrógeno	14	7	7	7	7
Br	Bromo	80	35	35	35	45
I	Yodo	127	53	53	53	74

Como se puede observar, el valor del Número atómico corresponde directamente a la cantidad de

MODELO DE SCHRÖDINGER: MODELO ACTUAL



Después de que Louis-Victor de Broglie propuso la naturaleza ondulatoria de la materia en 1924, la cual fue generalizada por Erwin Schrödinger en 1926, se actualizó nuevamente el modelo del átomo. En el modelo de Schrödinger se abandona la concepción de los electrones como esferas diminutas con carga que giran en torno al núcleo. En vez de esto, Schrödinger describe a los electrones por medio de una función de onda, estableciendo que los niveles de energía de Bohr están formados por regiones discretas a las que denomino orbitales. Los cuales representan la **región de mayor probabilidad de presencia de los electrones** en una región delimitada del espacio (**REEMPE**). Esta zona de probabilidad se conoce como **orbital**.



Sommerfeld modificó (1915) la sencilla teoría de Bohr para explicar el hecho de que los campos aplicados externamente perturbaban en forma natural las órbitas de los electrones, que de otro modo permanecerían circulares. Tales perturbaciones hacían elípticas las órbitas y modificaban las propiedades del momento angular del electrón. **Louis de Broglie** introduce en 1924 la sugerencia de que una partícula lleva asociada una onda.

Una consecuencia del carácter ondulatorio de la materia (es decir, de gozar ésta de propiedades ondulatorias) es la **imposibilidad de especificar, simultáneamente y con exactitud, la posición y el momento lineal de una partícula**, lo que se conoce como **Principio de Incertidumbre de Heisenberg**.

NÚMEROS CUÁNTICOS:

Wolfgang Pauli fue uno de los científicos más importantes del grupo que crearon la teoría cuántica, juega un papel crucial en el desarrollo de esta teoría. Cada una de las capas del modelo atómico de Bohr correspondía a un conjunto de números cuánticos, es decir, de la región en la que se pueden encontrar los electrones dentro de un átomo y formuló lo que hoy se conoce como el:

Principio de Exclusión de Pauli, según el cual **“dos electrones no pueden tener nunca el mismo conjunto de números cuánticos”**, proporcionando así una razón para justificar la forma de llenarse las capas de átomos cada vez más pesados.

Los números cuánticos son valores numéricos que nos indican las características de los electrones de los átomos, esto está basado desde luego en la teoría atómica de Neils Bohr que es el modelo atómico más aceptado y utilizado en los últimos tiempos.

Los números cuánticos más importantes son cuatro:

- **n = Número Cuántico Principal.**
- **l = Número Cuántico Secundario.**
- **m = Número Cuántico Magnético.**
- **s (m_s) = Número Cuántico de Spin.**

Son los que determinan la región espacio-energía de mayor probabilidad para encontrar para encontrar a un electrón (**REEMPE** u orbital). Se llaman números cuánticos porque se basan en la teoría cuántica, pueden presentar los siguientes **Valores**.

n =	Número Cuántico Principal: Proporciona el Nivel de energía donde se localiza un electrón; así como la distancia promedio relativa del electrón al Núcleo. n posee valores de 1, 2, 3,... (los elementos conocidos hasta estas fechas, solo tienen como máximo valor de niveles de energía el 7).
l =	Número Cuántico Azimutal: Proporciona el subnivel, que determina la forma en que gira un electrón alrededor del núcleo. Cada orbital de un subnivel dado es equivalente en energía, en ausencia de un campo magnético. " l " posee valores desde 0 hasta (n-1) . Ejemplo: n = 1 l = 0 (subnivel llamado "s") n = 2 l = 0, 1 (subniveles "s" y "p") n = 3 l = 0, 1, 2 (subniveles "s", "p", "d") n = 2 l = 0, 1, 2, 3 (subniveles "s", "p", "d", "f")
m =	Número Cuántico Magnético: Define la cantidad y orientación de los Orbitales dentro de un subnivel. m posee valores desde (- l pasando por 0 hasta + l). Cada valor de "m" indica la presencia de un orbital; por lo que se observa que para el subnivel s = 1 orbital; en el subnivel "p" = 3 orbitales; en "d" = 5 orbitales y en el subnivel "f" = 7 orbitales, representados por medio de una línea.
m_s =	Número Cuántico de Spin: Define el giro del Electrón en un orbital. Cada orbital tiene un máximo de 2 electrones . Posee valores de +1/2 y -1/2.

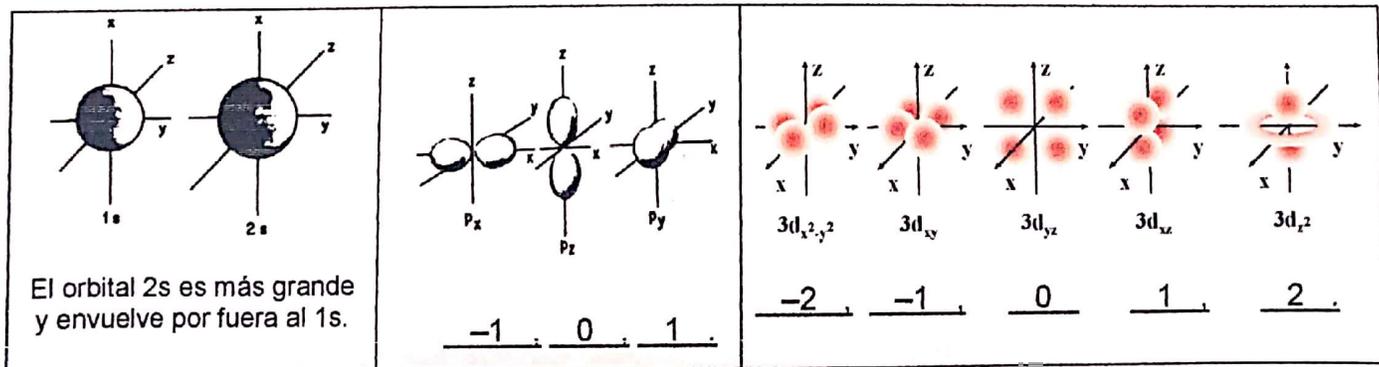
Como puedes observar, si:

l = subnivel
0 = s
1 = p
2 = d
3 = f

subnivel = l =	"m"
s = 0 =	0
p = 1 =	-1 0 1
d = 2 =	-2 -1 0 1 2
f = 3 =	-3 -2 -1 0 1 2 3

Para simbolizar la presencia de los electrones en cada orbital, se emplean flechas de la siguiente forma: \uparrow \downarrow
+1/2 -1/2

Orbitales: Cada tipo de subnivel, cuenta con diferentes orbitales, tabulados como lo indicamos anteriormente; en las siguientes figuras podemos apreciar la forma de los orbitales s, p y d, respectivamente; así como los valores que corresponden al número cuántico "m" para cada caso.



Configuración Electrónica

Para saber dónde se localizan los electrones en el modelo atómico cuántico, se utiliza la Configuración Electrónica.

Configurar significa "ordenar" o "acomodar" y electrónico deriva de "electrón"; así configuración electrónica es la manera ordenada de repartir los electrones en los niveles y subniveles de energía.

Para acomodar correctamente los electrones en el Modelo Atómico de la Mecánica Cuántica Ondulatoria, existen dos principios denominados fundamentales:

"Principio de Edificación Progresiva o Regla de Auf - Bau". Cada nuevo electrón añadido a un átomo entrará en el orbital disponible de mínima energía

Regla de las diagonales: Consiste en distribuir los electrones de un átomo a partir de su número atómico, considerando el nivel y los posibles subniveles que existan en cada uno; lo que nos indica la forma en la que los electrones se "localizan" en un átomo. La REGLA DE LAS DIAGONALES ofrece un medio sencillo para realizar dicho cálculo. Recordemos que el número máximo de electrones en los subniveles es:

	s	p	d	f
1	s			
2	s	p		
3	s	p	d	
4	s	p	d	f
5	s	p	d	f
6	s	p	d	
7	s	p		

s: 2 electrones
p: 6 electrones
d: 10 electrones
f: 14 electrones



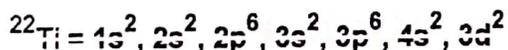
La configuración electrónica es el modo en el cual los electrones están ordenados en un átomo. Están sujetos al principio de exclusión de Pauli, que dice que **no puede haber dos electrones en un mismo átomo con los cuatro valores de los números cuánticos iguales**. La configuración electrónica se basa en los cuánticos o Quantum, los cuales son unidades de energía atómica.

El **Número atómico** nos indica la **cantidad de electrones y de protones** que tiene un elemento, por lo tanto, es el dato que se utiliza para la realización de la configuración electrónica.

1 s² Se escribe un número como **coeficiente**, mismo que indica el **nivel**; una letra "s, p, d, f", para señalar el subnivel; y un superíndice, que muestra la cantidad de electrones en ese subnivel.

Ejemplo: Escribe la configuración electrónica del elemento con número atómico 22 (Titanio).

- Escribe el símbolo químico del elemento. Ti
- Coloca como superíndice izquierdo o derecho el número atómico de ese elemento (el número atómico indica las cargas positivas del núcleo, protones, que son numéricamente igual al total de cargas negativas, electrones). ²²Ti
- Utilizando la "Regla de Diagonales" distribuye los electrones; comienza en la posición 1s que será llenado con los electrones que caben en ese orbital (recuerda que el orbital "s" con 2 electrones; "p" con 6 e⁻; "d" con 10 y "f" con 14). Y así sucesivamente hasta llegar al total de los 22 electrones siguiendo la secuencia del esquema.
- Escribe la cantidad de electrones que caben en cada orbital siguiendo las flechas del cuadro y observa que la configuración electrónica para este elemento queda expresada:



Para conocer **los valores de los números cuánticos** de los electrones en cada átomo, se parte de la configuración electrónica y se simboliza cada orbital con una línea y los electrones por medio de flechas, recordando que en cada orbital solo pueden existir como máximo 2 electrones con spin contrario (flechas opuestas). Para tal fin, se debe seguir la **Regla de Hund**, conocida como **principio de máxima multiplicidad**. "Para el llenado de orbitales en un átomo, en un subnivel se debe ocupar cada orbital con un electrón con un mismo spin, una vez ocupados todos los orbitales se formarán parejas de electrones con spin opuesto".

18. () Partícula negativa localizada girando alrededor del núcleo de un átomo.
 A) Neutrón B) Muón C) Electrón D) Protón
19. () Propiedad que permite conocer el número de protones o electrones que tiene un átomo.
 A) Número cuántico B) Número atómico
 C) Número de masa D) Número de oxidación
20. () Número cuántico que indica la orientación que tienen los orbitales en un átomo
 A) " n " B) " l " C) " m " D) " m_s "
21. () Número de electrones que presenta el subnivel "p" :
 A) 2 B) 6 C) 10 D) 14
22. () Un electrón que tiene n = 3 y m = 0
 A) debe tener m_s=+1/2
 B) debe tener l=1
 C) puede tener l=0,1 o 2
 D) debe tener l=2
23. () El enunciado: "No se puede conocer con precisión la velocidad y posición exacta de un electrón dentro de un átomo" corresponde a:
 A) Principio de exclusión de Pauli B) Principio de máxima multiplicidad
 C) Principio de incertidumbre de Heisenberg D) Regla de las diagonales
24. () No pueden existir dentro de un átomo dos electrones con los cuatro números cuántico iguales. El enunciado corresponde a:
 A) Principio de exclusión de Pauli B) Principio de máxima multiplicidad
 C) Principio de incertidumbre de Heisenberg D) Regla de las diagonales
25. () Científico que postuló un modelo atómico similar a un "budín con pasas".
 A) Dalton B) Demócrito C) Thomson D) Sommerfeld
26. () Número cuántico en el cual el electrón tiene valores de: + 1/2 ; - 1/2.
 A) " n " B) " l " C) " m " D) " m_s "
27. () Si un elemento tiene un Número de electrones = 25 y una Masa atómica = 54, su número de protones será igual a:
 A) 25 B) 29 C) 50 D) 54
28. () Para estudiar la actividad del Yodo en el metabolismo de los seres humanos, se emplea un trazador que contiene ⁵³Yodo₁₃₁; a diferencia del ⁵³Yodo₁₂₇, que es la forma en la que se encuentra normalmente en la naturaleza, la diferencia que tienen en su _____ se debe a que tienen distinto número de _____ y por lo tanto se les llama _____:
 A) Número Atómico; Protones; Isómeros. B) Masa Atómica; Protones; Isómeros.
 C) Masa Atómica; Neutrones; Isótopos. D) Número Atómico; Electrones; Isótopos.
29. () Configuración electrónica que corresponde al átomo de ²⁴Cr₅₂
 A) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 4p⁴
 B) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d⁴
 C) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s² 4p⁶ 4d¹⁰ 4f⁶
 D) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁴

UNIDAD 3. TABLA PERIÓDICA.

Competencia particular 3 (Unidad III): Maneja la tabla periódica como fuente de información básica con enfoque CTSA (Ciencia – Tecnología – Sociedad – Ambiente).

RAP 1: Demuestra cómo se construye la tabla periódica a partir del empleo de la distribución electrónica.

RAP 2: Predice las propiedades de los elementos químicos a partir de la tendencia de las propiedades periódicas

Lee atentamente la siguiente información.

HISTORIA DE LA TABLA PERIÓDICA

Dado que los seres humanos siempre han deseado encontrar una explicación a la complejidad de la materia que nos rodea, están en continua indagación respecto a la naturaleza de la misma; ¿qué es?, ¿cómo está formada?, etc.

Al principio se pensaba que los elementos presentes se resumían al agua, tierra, fuego y aire. Sin embargo al paso del tiempo y gracias a la mejora de las técnicas de experimentación física y química, se encontró que la materia es en realidad más compleja de lo que parece. Los químicos del siglo XIX encontraron entonces la necesidad de ordenar los nuevos elementos que fueron descubiertos. Inicialmente, se trató de clasificarlos por sus masas atómicas, pero esta clasificación no reflejaba sus diferencias y similitudes. Muchas más clasificaciones fueron adoptadas antes de llegar a la tabla periódica que es utilizada en nuestros días.

Uno de los propósitos de la química, es el estudio de los elementos y sus compuestos. En la actualidad se conocen más de 100 elementos cuyas combinaciones entre sí forman miles de compuestos diferentes, pero su estudio sería sumamente complicado y tendría un conjunto de hechos separados, de no ser porque los científicos han descubierto muchas semejanzas que se repiten de manera regular en el comportamiento de los diferentes elementos químicos, así como de sus compuestos, desarrollando diversas teorías que tratan de explicar estos hechos.

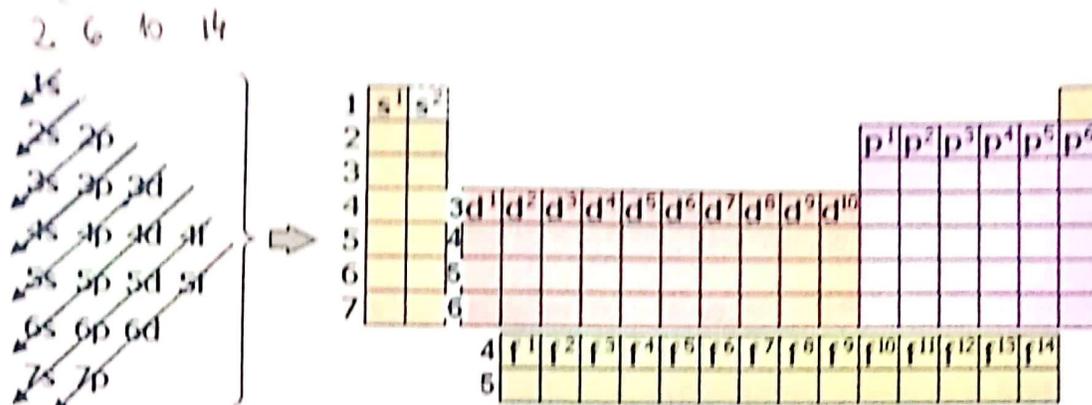
La primera clasificación de elementos conocida fue propuesta por Antoine Lavoisier, quien sugirió que los elementos se clasificaran en **metales, no metales y metaloides**, pero no fue suficiente para comprender del todo la naturaleza de esos elementos.

En 1869, Mendeliev, químico ruso, presenta una primera versión de su tabla periódica. Esta tabla fue la primera presentación coherente de las semejanzas de los elementos, se dio cuenta de que clasificándolos según el orden creciente de sus masas atómicas, podía verse una **periodicidad** en lo que concierne a ciertas propiedades. La primera tabla contenía 63 elementos que son clasificados verticalmente. Las agrupaciones horizontales se suceden representando los elementos de la misma "familia" al compartir características similares.

Tabla periódica moderna

La tabla de Mendeliev condujo a la tabla periódica actualmente utilizada, misma que muestra la clasificación de los elementos en función de esa periodicidad en cuanto a su comportamiento químico. Hoy se acepta que la ordenación de los elementos en el sistema periódico está relacionada con la estructura electrónica de los átomos de los diversos elementos, a partir de la cual se pueden predecir sus diferentes propiedades químicas.

De tal forma que, considerando la regla de las diagonales, los elementos se encuentran distribuidos de acuerdo al siguiente esquema:



Como se puede observar, se localizan en un mismo "bloque" aquellos elementos que comparten una configuración electrónica, lo que permite identificar sus propiedades.

La tabla periódica, de acuerdo con este ordenamiento, debería tener la estructura que a continuación se muestra:

1	H	2											12	14	15	16	17	18														
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	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									

Poro, para hacer más práctico su diseño, la tabla que actualmente utilizamos es la siguiente:

IA	IIA	GRUPOS B										IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	Tradicional	
1	2											13	14	15	16	17	18	Moderno	
1	H	2											B	C	N	O	F	He	
2	Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
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	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt										
6	La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb																Lantánidos		
7	Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No																Actínidos		

CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Las propiedades químicas de un átomo dependen mucho de cómo están ordenados los electrones, sobre todo los del último nivel de energía de cada átomo que son llamados **electrones de valencia**, lo que permite establecer tanto su ubicación dentro de la tabla, como las **propiedades periódicas** que presentan. Considerando la configuración electrónica, los elementos se clasifican dentro de la tabla periódica en **periodos**, **grupos**, **clases** (bloques) y **tipos de elementos**; así como en **metales** y **no metales**.

Periodos: Son los elementos que se encuentran en una misma fila horizontal en la Tabla Periódica y el número del periodo **corresponde al máximo nivel de energía** que ocupan los electrones de dichos elementos. La tabla periódica consta de 7 periodos:

Ejemplo: Para la configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Se observa que el máximo nivel de energía ocupado es el **4**, por lo que se puede asegurar que el elemento en cuestión está localizado en el **periodo 4** dentro de la tabla periódica.

En el caso de la configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^3$ el máximo nivel ocupado es el **5**, por lo que el elemento debe localizarse en el **periodo 5** de la tabla periódica.

Grupo: Corresponde a los elementos que comparten una misma columna vertical de la tabla. Presentan una configuración electrónica muy similar, donde la única diferencia es el nivel energético donde se localiza su electrón diferencial, teniendo iguales los valores de los números cuánticos "l, m y m_s". Todos los elementos que pertenecen a un grupo tienen el mismo **número de electrones de valencia** (electrones que se localizan en el máximo nivel de energía ocupado) y es por ello que sus propiedades físicas y químicas son muy similares, integrando **familias** de elementos (que ya había descrito Mendeliev).

Por ejemplo, los elementos en el grupo **I A** tienen **un electrón** en su último nivel de energía y todos tienden a perder ese electrón al enlazarse, formando iones positivos de carga 1+. Los elementos en el grupo **VII A** tienen **7 electrones** en su último nivel de energía y todos tienden a ganar un electrón al enlazarse, formando iones negativos de carga 1-. Los elementos en el último grupo de la derecha son los Gases Nobles, los cuales tienen su último nivel de energía lleno, con 8 electrones de valencia (regla del octeto) y por ello son todos extremadamente no-reactivos, el grupo que se les asigna de manera tradicional es el **VIII A ó 0**.

Hay 18 grupos en la tabla estándar, como se puede observar en la tabla periódica. En el sistema tradicional se dividen en dos subgrupos. Si los electrones diferenciales de los elementos se localizan en los **subniveles s y p**, el subgrupo al que corresponde se considera **A**. Dada la importancia de cada grupo de elementos, se nombran por familias:

Si el electrón diferencial se localiza en el **subnivel d**, el subgrupo será **B**. Para los elementos de los Grupos B, se considerarían otras numeraciones tomando en cuenta tanto los electrones presentes en el máximo nivel ocupado y los electrones que tiene en el subnivel d (donde se localiza su e⁻ diferencial). Aquellos elementos que tienen su electrón diferencial en el subnivel f se conocen en términos generales como **tierras raras** y si su configuración está en 4f, se denominan Lantánidos, los 5f son los **Actínidos**.

Elementos cuya configuración termina en s y/o p		Elementos que termina en d		Elementos f Su grupo solo se determina como se indicó en la parte superior, considerando si su configuración termina en 4f (lantánidos) o en 5f (actínidos).
s ¹	Grupo (I A): metales alcalinos	s ² d ¹	Grupo III B	
s ²	Grupo (II A): metales alcalinotérreos	s ² d ²	Grupo IV B	
s ² p ¹	Grupo (III A): Térreos (familia del Boro)	s ² d ³	Grupo V B	
s ² p ²	Grupo (IV A): carbonoideos (del Carbono)	s ² d ⁴	Grupo VI B	
s ² p ³	Grupo (V A): nitrogenoideos (del Nitrógeno)	s ² d ⁵	Grupo VII B	
s ² p ⁴	Grupo (VI A): los calcógenos o anfígenos	s ² d ⁶ s ² d ⁷ s ² d ⁸	Grupo VIII B	
s ² p ⁵	Grupo (VII A): los halógenos	s ² d ⁹	Grupo I B	
s ² p ⁶	Grupo (VIII A): los gases nobles	s ² p ⁶	Grupo II B	

En los ejemplos:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, el grupo al que pertenece el elemento, por tener **2 electrones de valencia es el II A**.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^3$ tiene **2 e⁻ en el 5s + 3 electrones en el 4d; por lo que su grupo será el V B**

Clase o bloque: son el conjunto de elementos que tienen su electrón diferencial en un mismo subnivel de energía, existiendo en este caso 4 clases que son: clase s, clase p, clase d y clase f.

En los ejemplos:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, la clase a la que pertenece el elemento es **Clase s**.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$, la clase a la que pertenece el elemento es **Clase p**

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^3$, la clase a la que pertenece el elemento es **Clase d**

$[Xe] 6s^2 4f^2$, la clase a la que pertenece el elemento es **Clase f**

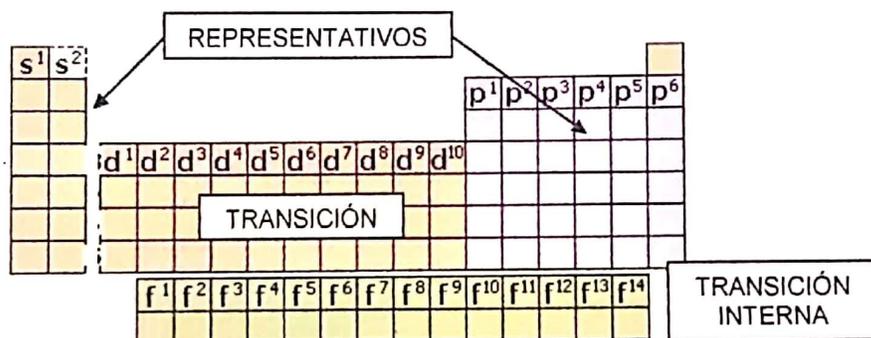
ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

ELEMENTO DE TRANSICIÓN

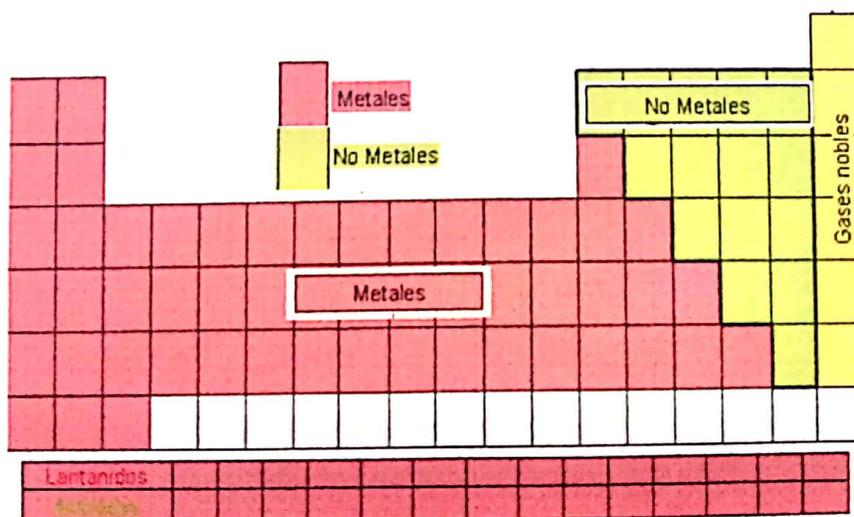
ELEMENTO DE TRANSICIÓN INTERNA

Tipo de elementos. De acuerdo con la clase a la que pertenecen los elementos, se consideran 3 tipos de elementos:

Clase	Tipo de elemento
s y p	Representativos
d	De transición
f	De transición interna



También se clasifican los elementos como Metales y No metales:



ACTIVIDADES PROPUESTAS PARA LOS ALUMNOS:

1. Elaborar un resumen que contenga lo siguiente:
 - Clasificación periódica de los elementos. Criterio actual empleado para esa clasificación.
 - Periodo.
 - Grupo, subgrupo, familia.
 - Clase y tipos de elementos.
 - Metales y no metales.
 - Considerar pequeños esqueletos de la tabla periódica (como el que se presenta enseguida), donde se muestren, con colores o algún tipo específico de señal, cada una de las subdivisiones y clasificaciones de la misma.
 - Realizar los ejercicios propuestos como reforzamiento de la unidad.

PERIODOS

GRUPOS

CLASE O BLOQUES

TIPOS DE ELEMENTOS

METALES Y NO METALES

3.- Completa el siguiente cuadro, anotando lo que se te indica.

Nombre del elemento	ARSÉNICO	BARIO	YODO	ZINC
Símbolo				
Configuración electrónica:				
Periodo:				
Grupo y familia				
Clase:				
Tipo de elemento:				
Valencia (s) más probables.				

4. Tomando como base la configuración electrónica de los siguientes elementos, completa la siguiente tabla anotando en los recuadros los datos que faltan.

Configuración electrónica:	$[Rn_{86}] 7s^2 5f^3$	$[Kr_{36}] 5s^2 4d^{10} 5p^3$	$[Xe_{54}] 6s^1$	$[Ar_{18}] 4s^2 3d^5$
PERIODO:				
GRUPO:				
CLASE:				
TIPO DE ELEMENTO				