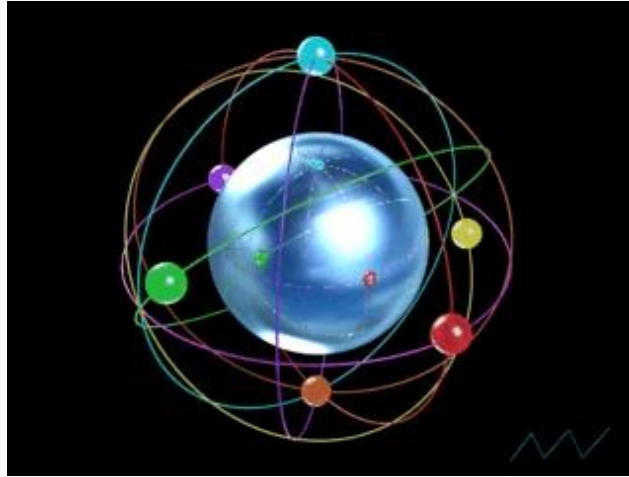


ESTRUCTURA ATÓMICA



QUÍMICA APLICADA
QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

FACULTAD DE INGENIERÍA
UNIVERSIDAD NACIONAL DE CUYO

<https://youtu.be/iDyWEjTI5xM>

Dra. Graciela Valente

Partículas subatómicas

Un **átomo** es la unidad constituyente más pequeña de la materia que tiene las propiedades de un elemento químico y que puede intervenir en una combinación química.

Los átomos y, por lo tanto, toda la materia, se componen principalmente de tres partículas fundamentales: **electrones**, **protones** y **neutrones**. Es esencial conocer las naturaleza y funciones de estas partículas para comprender las relaciones químicas.

Partícula	Masa (uma)	Carga (escala relativa)
Electrón (e ⁻)	0,00054858	1-
Protón (p o p ⁺)	1,0073	1+
Neutrón	1,0087	Sin carga

El número de protones en un átomo recibe el nombre de **número atómico (Z)**. En un átomo, que debe ser eléctricamente neutro, el número de electrones es igual al número de protones. Todos los átomos de un determinado elemento tienen el mismo número atómico.

El número total de protones y neutrones de un átomo se llama **número másico (A)**. Este número es diferente para los isótopos de un mismo elemento.

Todos los átomos que tienen igual número atómico (Z) pero distinto número másico (A) se denominan **isótopos**.

Cada elemento químico se representa a través de su **símbolo químico**.



1. Complete:

Símbolo	Número atómico	Número másico	Cantidad de protones	Cantidad de neutrones	Cantidad de electrones	Isótopo
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	17	35	17	18	17	${}^{36}_{17}\text{Cl}$
${}^{64}_{29}\text{Cu}$						

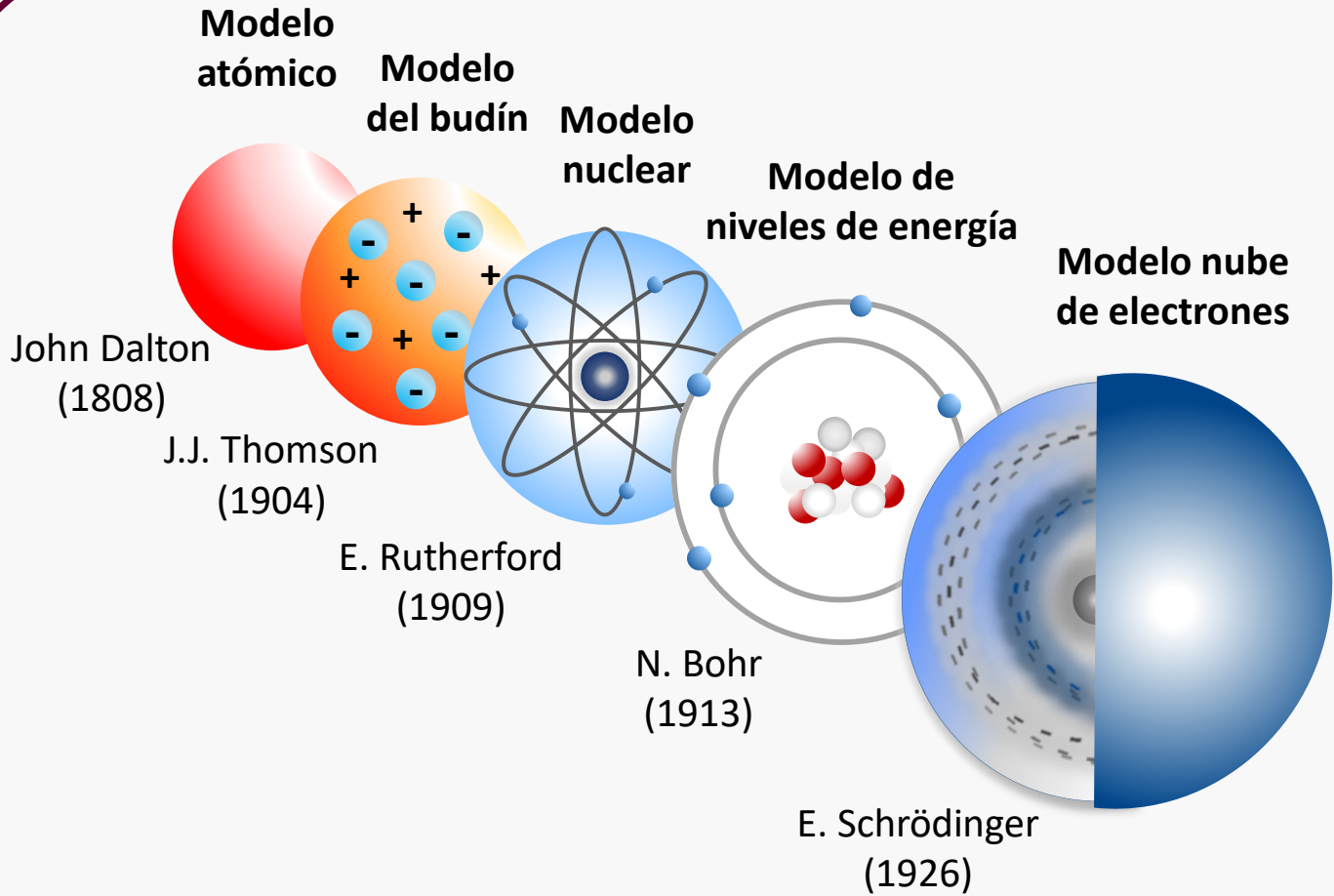
2. Se tienen los elementos ${}^{10}_5\text{A}$, ${}^{11}_5\text{B}$ y un tercer elemento C del cual se sabe que tiene 10 electrones, 7 protones y 7 neutrones. Se pide:

a) ¿Cuáles de las tres especies indicadas son átomos neutros?

b) ¿Algunas de ellas representa un ion? En caso afirmativo indica cuál sería la carga y si esta sería la más estable del elemento.

c) ¿Cuáles son isótopos? ¿Por qué?

EVOLUCIÓN DEL MODELO ATÓMICO



LIMITACIONES DE LA FÍSICA CLÁSICA

A finales del siglo XIX aparecieron algunos fenómenos físicos experimentales que pusieron en duda las leyes clásicas aplicadas a la interacción entre la radiación electromagnética y la materia.


Tres de estos fenómenos fueron claves para el desarrollo de la denominada revolución científica: la radiación térmica del cuerpo negro (que se explica mediante la hipótesis de Planck), el efecto fotoeléctrico y los espectros atómicos.

VISIÓN DEL ÁTOMO A TRAVÉS DE LA MECÁNICA CUÁNTICA

Gracias a los aportes de investigadores como Planck, Einstein, De Broglie, Davisson y Germer, entre otros, resulta más eficaz tratar a los electrones en los átomos como ondas y no como partículas compactas viajando en órbitas definidas.

Los objetos grandes (macroscópicos) como una pelota de golf, obedecen a las leyes de la física clásica (Leyes de Newton) pero esto no sucede con las partículas pequeñas, como los átomos (microscópicos).


Para estudiar estos “sistemas microscópicos” aparece una mecánica diferente, la física cuántica, que se basa en las propiedades ondulatorias de la materia. La cuantización de la energía es una consecuencia de este comportamiento.



Uno de los principios fundamentales de la mecánica cuántica es que no puede determinarse con precisión la trayectoria que siguen los electrones cuando se están moviendo alrededor del núcleo atómico.

Principio de incertidumbre de Heisenberg

Es imposible determinar con exactitud el momento y la posición de un electrón (o de cualquier otra partícula muy pequeña) en forma simultánea.



PROBABILIDAD

MECÁNICA CUÁNTICA

IDEAS BÁSICAS

Los átomos y las moléculas solo pueden existir en ciertos estados de energía. En cada estado posee una energía definida. Para cambiar de estado deber absorber o emitir energía suficiente para alcanzar otro estado.

Cuando los átomos o moléculas emiten o absorben radiación (luz), modifican su energía. Este cambio de energía está relacionado con la frecuencia o con la longitud de onda de la luz que emite o absorbe. La energía que gana o pierde un átomo al cambiar de estado es igual a la energía del fotón emitido o absorbido durante la transición.

Los estados permitidos de los átomos o moléculas pueden describirse mediante una serie de números llamados **números cuánticos**.

El enfoque matemático de la mecánica cuántica implica el tratamiento del electrón en un átomo como una onda estacionaria.

ECUACIÓN DE SCHRÖDINGER

El tratamiento mecánico cuántico de átomos y moléculas es en esencia matemático, a través de una ecuación de onda propuesta en 1926 por Erwin Schrödinger.

Cada solución de la ecuación de onda describe un estado de energía posible para los electrones de un átomo.

Cada solución se describe utilizando una serie de tres números cuánticos.

En 1928 Paul Dirac volvió a formular la mecánica electrónica a fin de tomar en cuenta los efectos de la relatividad, dando origen a un cuarto número cuántico.

NÚMEROS CUÁNTICOS

Las soluciones de las ecuaciones de Schrödinger y Dirac para átomos de hidrógeno dieron **funciones de onda**, ψ , que describen los estados del electrón del átomo de hidrógeno.

Posteriormente estos **números cuánticos** se aplicarán para designar la distribución electrónica de todos los átomos, las llamadas **configuraciones electrónicas**.

Estos números cuánticos definen los niveles de energía de los electrones y las formas de los **orbitales** que describen la distribución de los electrones en el espacio.

Un orbital atómico es una región del espacio en la que existe una gran probabilidad de encontrar un electrón.

NÚMEROS CUÁNTICOS

NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL

- Describe el nivel principal de energía o capa que ocupa un electrón.
- Se representa con **n** y puede tomar valores enteros y positivos: 1, 2, 3, 4, ...

NÚMERO CUÁNTICO DEL MOMENTO ANGULAR

- Designa un subnivel o una forma específica del orbital atómico que puede ocupar un electrón.
- Se representa con la letra **l** y puede tomar valores enteros que van desde 0 hasta (n-1).

NÚMERO CUÁNTICO MAGNÉTICO

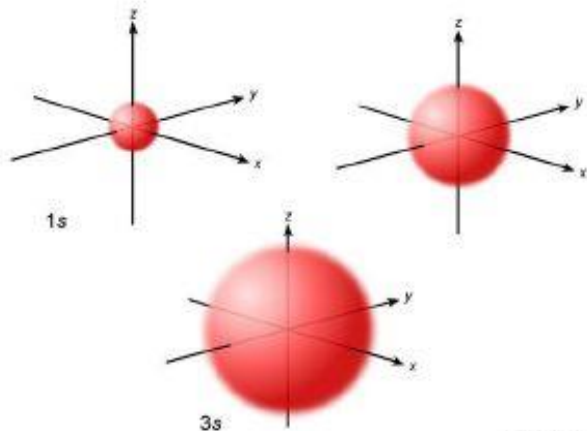
- Designa a un orbital específico en un subnivel y su orientación en el espacio.
- Se representa con la letra **m** y puede tomar valores que van desde $-l$, pasando por 0, hasta $+l$

NÚMERO CUÁNTICO DEL ESPÍN

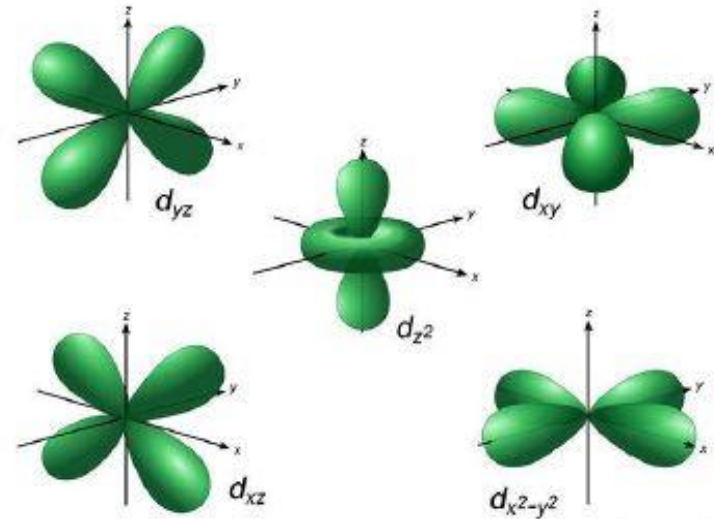
- Se refiere al giro del electrón y a la orientación del campo magnético que genera este giro.
- Puede tomar valores de $+1/2$ y $-1/2$.

n	l	m	s	Electrones por subnivel	Electrones por nivel
1	0 (1s)	0	+1/2, -1/2	2	2
2	0 (2s) 1 (2p)	0 -1, 0, +1	+1/2, -1/2 +1/2, -1/2 Por cada valor de m	2 6	8
3	0 (3s) 1 (3p) 2 (3d)	0 -1, 0, +1 -2, -1, 0 +1, +2	+1/2, -1/2 +1/2, -1/2 +1/2, -1/2 Por cada valor de m	2 6 10	18
4	0 (4s) 1 (4p) 2 (4d) 3 (4f)	0 -1, 0, +1 -2, -1, 0 +1, +2 -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	+1/2, -1/2 +1/2, -1/2 +1/2, -1/2 +1/2, -1/2 Por cada valor de m	2 6 10 14	32

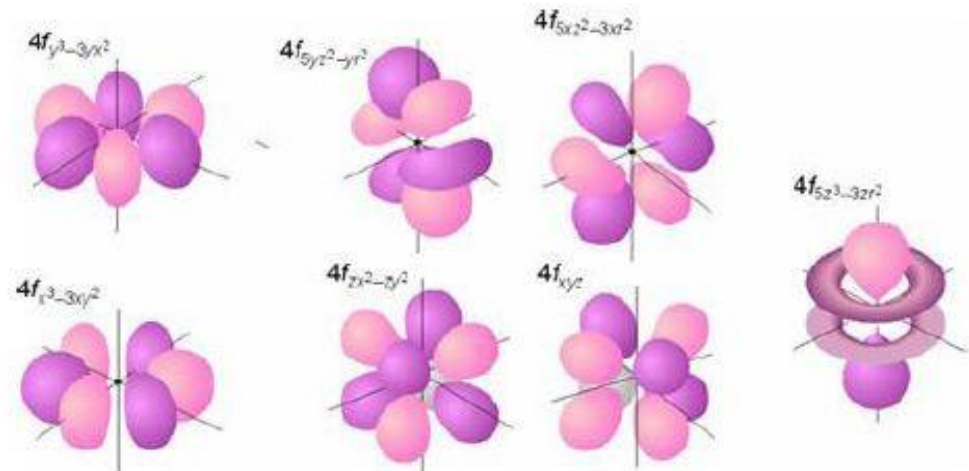
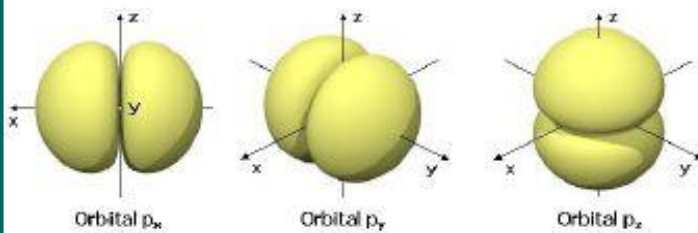
FORMA DE LOS ORBITALES ATÓMICOS (s, p, d y f)



©NCSSM 2003



©NCSSM 2003



1. ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede contener un nivel energético con:
 - a. $n = 1$?
 - b. $n = 2$?
 - c. $n = 3$?
 - d. $n = 4$?
 - e. ¿Qué fórmula aplicaría para determinarlo?

2. Realice un cuadro consignando los cuatro números cuánticos, sus símbolos, los valores que pueden tomar y qué indican.

Nombre	Símbolo	Valores	Significado

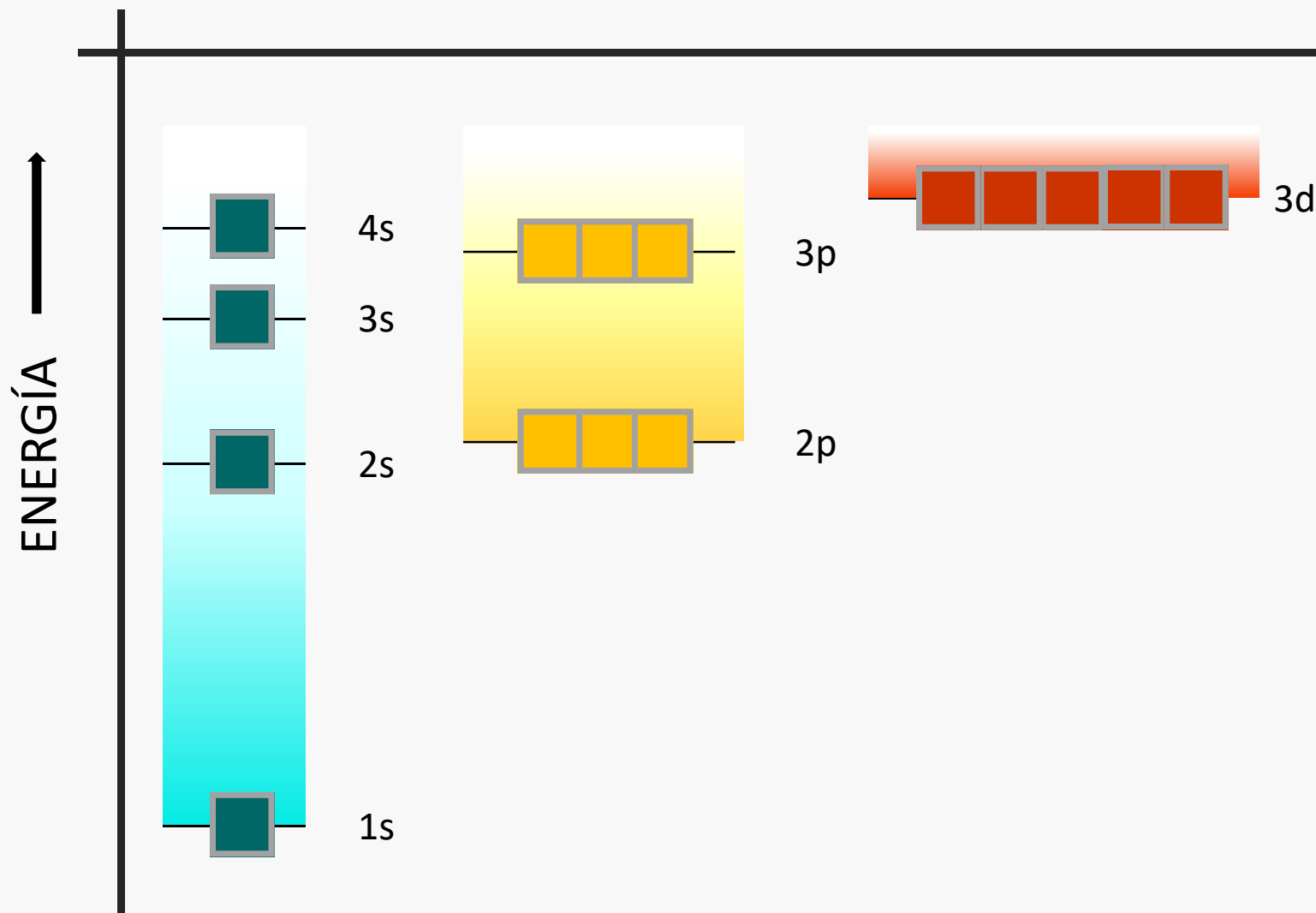
3. Considere el orbital 3d:

- a. ¿Qué valor posee el número cuántico principal?
- b. ¿Qué valor posee el número cuántico secundario o azimutal?
- c. ¿Qué valores puede tomar el número cuántico magnético?
- d. ¿Cuántos electrones puede tener como máximo?

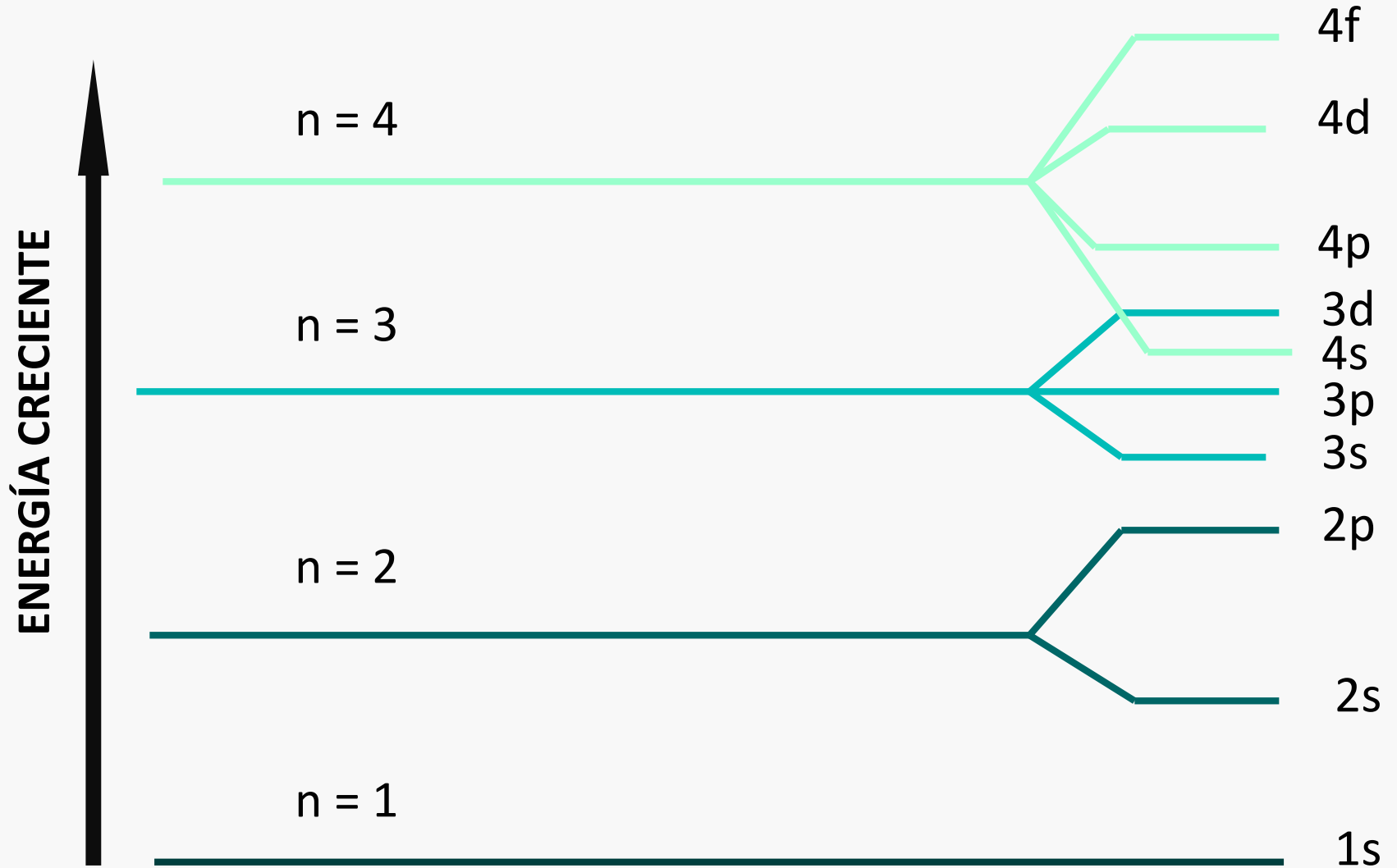
4. El siguiente conjunto de números cuánticos $n = 2$, $l = 1$, $m_l = -1$, $m_s = +\frac{1}{2}$ caracterizan a un electrón. Marque la opción que indique el orbital en que se encuentra dicho electrón.

- a. 2s
- b. 3d
- c. 3s
- d. 3p
- e. 2p

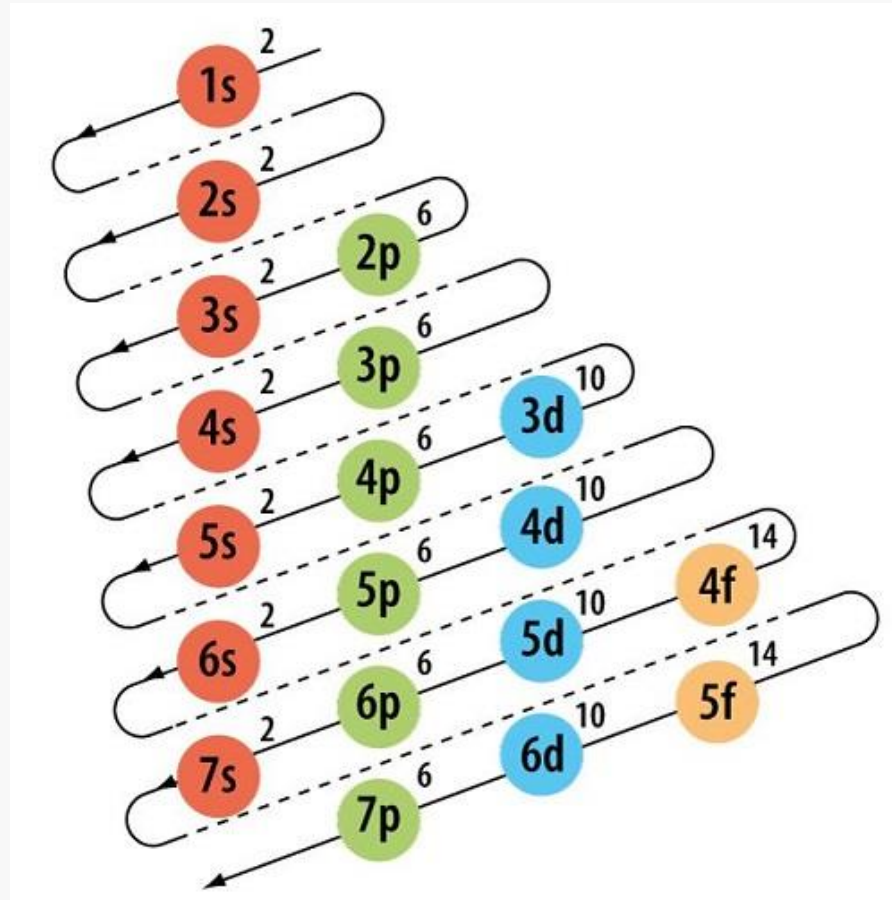
ENERGÍAS RELATIVAS DE LOS NIVELES, SUBNIVELES Y ORBITALES



Desdoblamiento de los niveles de Energía (Átomos multielectrónicos)



ORDEN DE LLENADO



Máxima cantidad de electrones por orbital

- *Orbital s* $\rightarrow 2 e^-$
- *Orbital p* $\rightarrow 6 e^-$
- *Orbital d* $\rightarrow 10 e^-$
- *Orbital f* $\rightarrow 14 e^-$

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

La configuración electrónica indica la manera en la cual los electrones se estructuran, comunican u organizan en un átomo de acuerdo con el modelo de la mecánica cuántica. Permite llenar casilleros en los diagramas de niveles y subniveles.

Para el llenado de los orbitales se deben cumplir ciertas reglas:

1-Principio de exclusión de Pauli: “Dos electrones en un átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales.”

2-Regla de Hund de Máxima multiplicidad:

“Todos los orbitales de un subnivel dado primero se ocupan con un solo electrón antes de comenzar el apareamiento. Estos electrones desapareados tienen espines paralelos.”

3- En la descripción de la configuración electrónica del estado fundamental, la idea conductora es que la energía total del átomo es la más baja posible. Para determinar estas configuraciones se utiliza el **Principio de Construcción de Aufbau.**

5. Escriba la *Configuración Electrónica* (CE) de los siguientes elementos:

- a. ${}_{11}\text{Na}$
- b. ${}_{19}\text{K}$
- c. ${}_{17}\text{Cl}$
- d. ${}_{20}\text{Ca}$
- e. ${}_{35}\text{Br}$
- f. ${}_{7}\text{N}$
- g. ${}_{16}\text{S}$
- h. ${}_{18}\text{Ar}$

6. La “Configuración Electrónica Abreviada” (CEA) es aquella en la cual se han reemplazado los electrones de las capas internas completas (denominado núcleo o kernel) por el símbolo del elemento que posee dicha configuración (normalmente un gas noble). Por ejemplo: ${}_{20}\text{Ca} : [\text{Ar}]4s^2$. Escriba las CEA para los elementos del ejercicio anterior.

7. Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos de los elementos de $Z= 3; 11; 19; 37; 55$.
¿Observa alguna semejanza entre ellas?

Reconozca la existencia de capas o niveles completos o semicompletos.

8. Para un átomo de Litio ($Z=3$):

- a. ¿Cuáles son los números cuánticos que caracterizan a sus electrones? Escribalos.
- b. Observe los números cuánticos que caracterizan a los electrones 1 y 2 de dicho átomo.
¿Qué los distingue?
- c. Observe los números cuánticos que caracterizan a los electrones 1 y 3 de dicho átomo.
¿Qué los distingue?

Configuración electrónica de iones

Para escribir la configuración de un catión se resta al número atómico (número de electrones del elemento neutro), la carga positiva que tiene el catión.

Ejemplo:

Elemento ${}_3\text{Li}$

Configuración: es $1s^2 2s^1$

Catión Li^{+1}

Configuración: es $1s^2$

Para escribir la configuración de un anión se suma al número atómico (número de electrones del elemento neutro), la carga negativa que tiene el anión.

Ejemplo:

Elemento ${}_8\text{O}$

Configuración: es $1s^2 2s^2 2p^4$

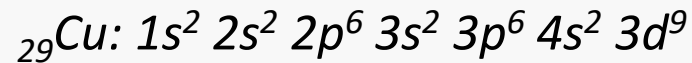
Anión O^{-2}

Configuración: es $1s^2 2s^2 2p^6$

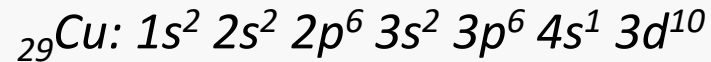
Estabilidad adicional

Configuración Electrónica del Cu.

- ***Teórica:***



- ***Real***



Niveles completos o semicompletos confieren estabilidad adicional.

8. Escriba la distribución electrónica de las siguientes especies químicas:

Hierro

Catión ferroso

Catión férrico

Azufre

Anión sulfuro

Cromo

Plata

9. Indique los 4 números cuánticos para el electrón diferencial de los átomos de hierro, oxígeno, cloro y sodio.

TABLA PERIÓDICA

En 1869, Dimitri Mendeleev y Lothar Meyer publicaron en forma independiente , ordenamientos de los elementos que se asemejan a la Tabla Periódica actual.

Mendeleev

- **Propiedades químicas**
Incremento de la masa atómica

Meyer

- **Propiedades físicas**

Ordenamiento de la Tabla Periódica
Según el **número creciente** de los
Números Atómicos



PERIODICIDAD



Ordenamiento de la Tabla Periódica
Columnas: **Grupos o familias**
Líneas horizontales: **Períodos**

Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.

TABLA PERIÓDICA

Metales

- Las capas externas tienen pocos electrones, por lo general 3 o menos.
- Forman cationes (iones positivos) por pérdida de electrones.
- Forman compuestos iónicos con los no metales.
- Estado sólido caracterizado por enlace metálico.

No metales

- Las capas externas tienen 4 o más electrones (excepto H y He).
- Forman aniones (iones negativos) por ganancia de electrones (excepto los gases nobles).
- Forman compuestos iónicos con los metales y compuestos moleculares (covalentes) con otros no metales.
- Moléculas enlazadas covalentemente, los gases nobles son monoatómicos.

Metaloides

- Exhiben algunas propiedades que son características tanto de metales como de no metales.
- Actúan como semiconductores, importantes en los circuitos electrónicos.

Para estudiar las propiedades periódicas de los elementos es importante conocer los arreglos de electrones dentro de los átomos. Tales arreglos permiten explicar, además de las propiedades de los elementos, los enlaces químicos.

TABLA PERIÓDICA Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

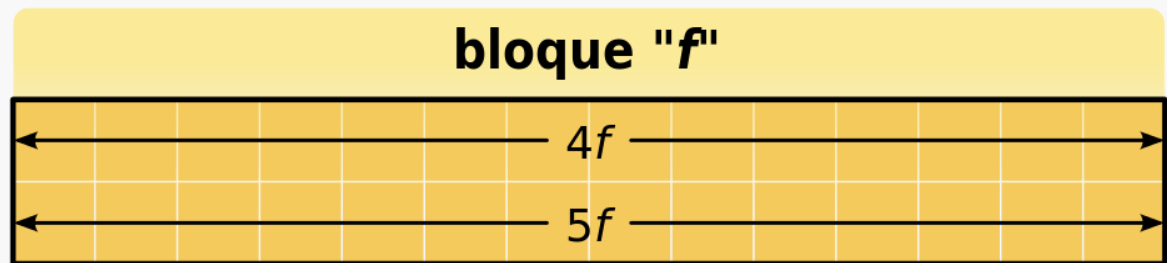
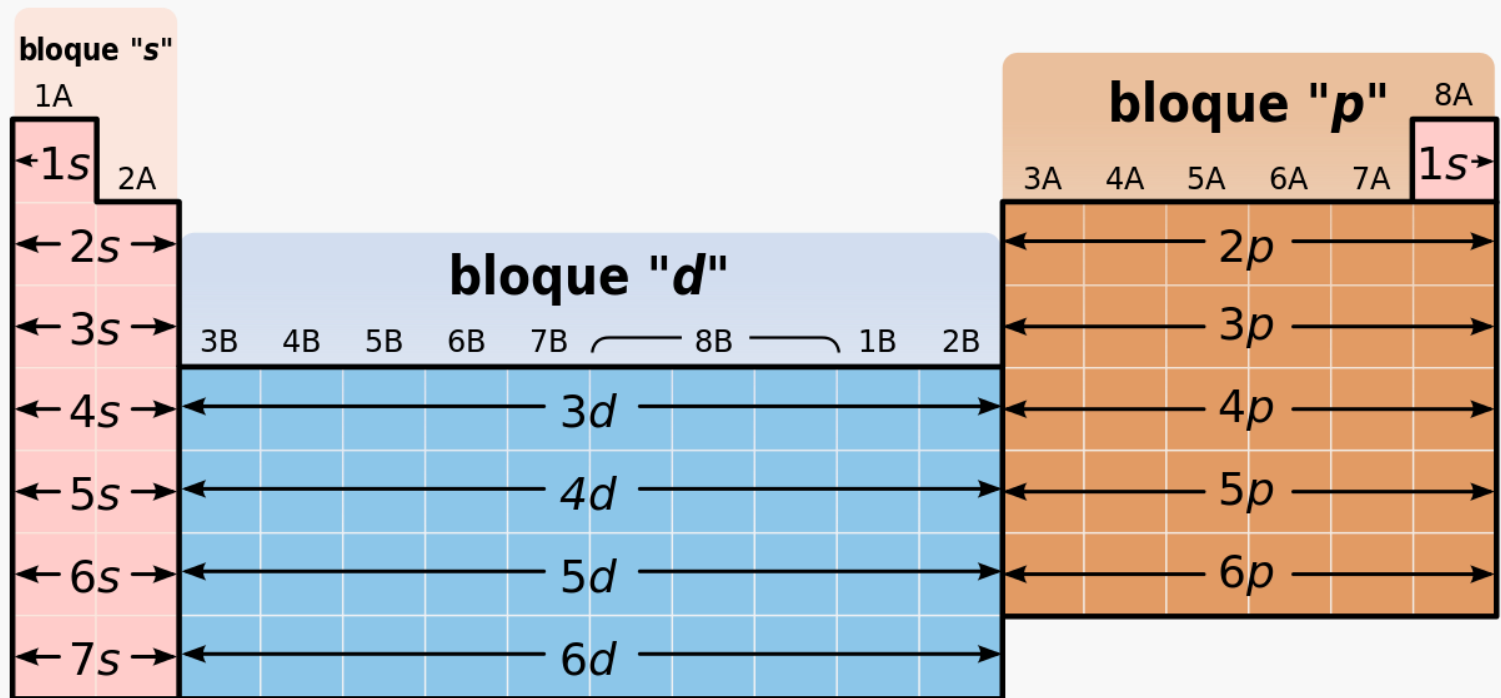
La Tabla Periódica puede analizarse desde una perspectiva más útil como una representación sistemática de las configuraciones electrónicas.

En la Tabla Periódica, los elementos se distribuyen en bloques en base a los tipos de orbitales atómicos que se están llenando.

Se clasifican en elementos A y B. Los del grupo A son aquellos que están llenando orbitales s y p. En el grupo B se incluyen los metales de transición en los cuales hay uno o dos electrones en los orbitales s de la capa ocupada más externa y orbitales d de una capa anterior.

Los períodos se numeran según el número cuántico principal de la capa de valencia.

TABLA PERIÓDICA Y BLOQUES



Elementos Representativos	$ns^a np^b$	$a = 1, 2$ $b = 1, \dots, 6$
Elementos de Transición	$(n-1)d^c$	$c = 1, \dots, 9, 10$
Elementos Transición Interna	$(n-2)f^d$	$d = 1, \dots, 14$

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de su número atómico.

Conocer la periodicidad en las propiedades de los elementos es muy valioso para predecir el comportamiento químico ya que los cambios en estas propiedades dependen de las configuraciones electrónicas. Permite además comprender los enlaces entre los átomos.

Las propiedades periódicas más importantes son:

- Radio atómico
- Energía de ionización
- Afinidad electrónica
- **Electronegatividad**

PROPIEDADES PERIÓDICAS

RADIO ATÓMICO

- Se define como la mitad de la distancia entre los núcleos de átomos vecinos

ENERGÍA DE IONIZACIÓN

- Cantidad mínima de energía necesaria para separar al electrón menos fuertemente unido de un átomo gaseoso aislado para formar un catión.

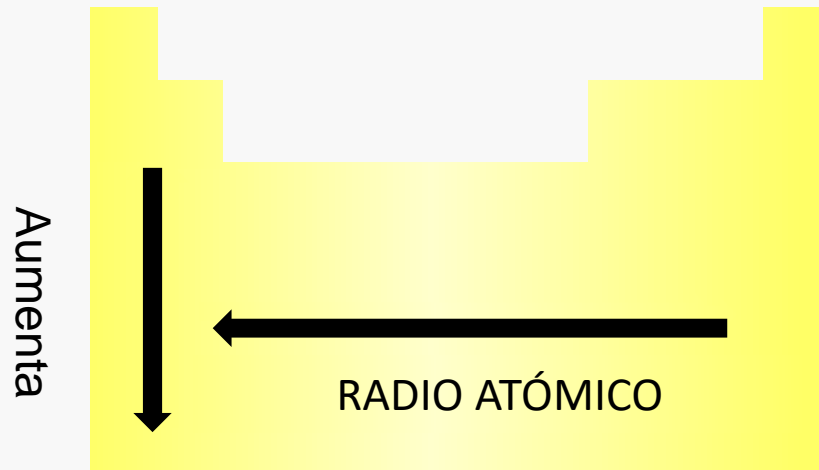
AFINIDAD ELECTRÓNICA

- Cantidad de energía que se absorbe cuando se añade un electrón a un átomo gaseoso aislado para formar un anión.

ELECTRONEGATIVIDAD

- Es una medida de la tendencia relativa de un átomo a atraer electrones hacia sí mismo cuando está combinado químicamente con otro átomo.

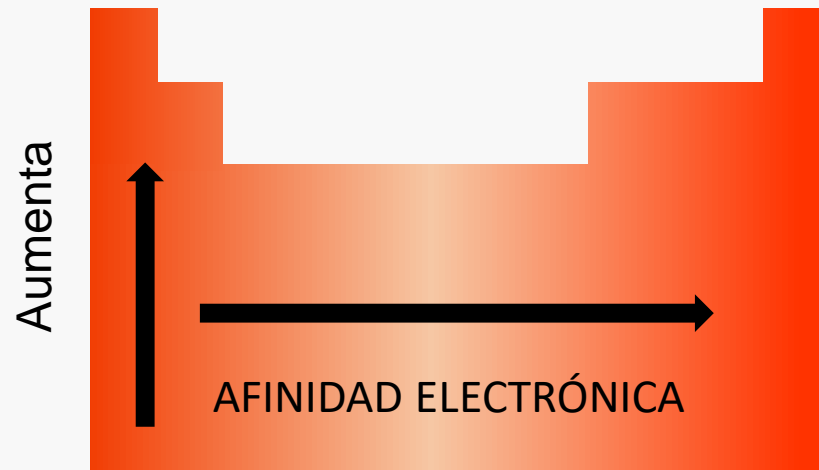
TENDENCIAS DE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS



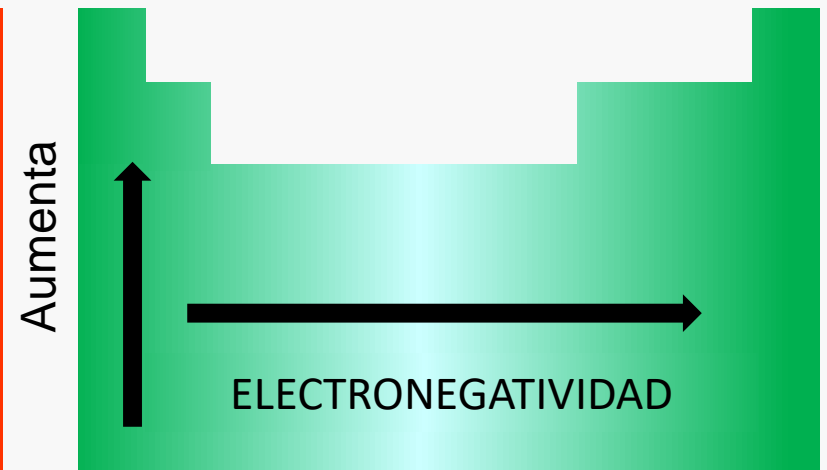
Aumenta



Aumenta



Aumenta



Aumenta

9. Agrupe las siguientes configuraciones electrónicas en parejas que representen átomos con propiedades químicas semejantes:

- a. $1s^2 2s^2 2p^5$
- b. $1s^2 2s^1$
- c. $1s^2 2s^2 2p^6$
- d. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- e. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- f. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

10. Defina especies isoelectrónicas. ¿Cuáles de las siguientes especies son isoelectrónicas entre sí?

- a. C
- b. Cl^-
- c. Mn^{2+}
- d. Ca^{2+}
- e. Ar
- f. Zn
- g. Fe^{3+}
- h. Ge^{2+}

11.

- a. En la tabla periódica, el elemento hidrógeno en ocasiones se agrupa con los metales alcalinos y otras veces con los elementos halógenos. Explique por qué el hidrógeno se puede parecer a los elementos del grupo 1A y a los del grupo 7A.
- b. ¿Por qué se dice que los elementos se combinan para parecerse al gas noble más cercano? ¿Cuál es la razón por la cual los gases inertes no se combinan con otros elementos en condiciones naturales? Explique.
- c. ¿Cómo se relaciona la configuración electrónica de los iones derivados de los elementos representativos con su estabilidad?

CONFORMACIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA

METALES ALCALINOS

- Los metales alcalinos corresponden al **Grupo 1** de la Tabla Periódica (anteriormente grupo I A), son **metales muy reactivos**, se oxidan con facilidad por lo que no se encuentran libres en la naturaleza. El nombre proviene de sus propiedades básicas (alcalinas).
- Constituyen el 4,8% de la corteza terrestre, incluyendo capa acuosa y atmósfera. El sodio y el potasio son los más abundantes; el resto es raro.
- Su configuración electrónica es ns^1 . Son muy **electropositivos: baja energía de ionización**. Por tanto, pierden este electrón fácilmente (número de oxidación +1) y se unen mediante **enlace iónico** con otros elementos.
- **Son maleables, dúctiles y buenos conductores del calor y la electricidad**. Son blanco-plateados, con **puntos de fusión bajos** que decrecen según se desciende en el grupo y blandos, siendo el litio el más duro.
- Los metales alcalinos se recubren rápidamente de una **capa óxido en contacto con el aire** y reaccionan violentamente en contacto con el agua, liberando hidrógeno. Deben guardarse en líquidos no polares anhidros.
- Son **reductores poderosos**, sus óxidos son básicos así como sus hidróxidos. Reaccionan directamente con los halógenos, el hidrógeno, el azufre y el fósforo originando los haluros, hidruros, sulfuros y fosfuros correspondientes.
- **Casi todas las sales son solubles en agua**, siendo menos solubles las de litio. Se emplean como refrigerantes líquidos en centrales nucleares (litio, sodio, potasio) y como conductores de corriente dentro de un revestimiento plástico.
- Sus compuestos tienen un gran número de aplicaciones.

METALES ALCALINOTÉRREOS

- Son los elementos metálicos del **grupo 2** (antiguo IIA) de la Tabla Periódica. El nombre del grupo proviene de la situación entre los metales alcalinos y los elementos térreos y del hecho de que sus "tierras" (nombre antiguo para los óxidos de calcio, estroncio y bario) son básicos (álcalis).
- Constituyen algo más del 4% de la corteza terrestre (sobre todo calcio y magnesio), pero son bastante reactivos y no se encuentran libres. El radio es muy raro.
- Se obtienen por electrólisis de sus haluros fundidos o por reducción de sus óxidos.
- Son metales ligeros con colores que van desde el gris al blanco, con **dureza variable** (el berilio es muy duro y quebradizo y el estroncio es muy maleable). Son más duros que los alcalinos. Su configuración electrónica es ns^2 . Tienen todos el número de oxidación **+2** y son **muy reactivos**, aumentando la reactividad al descender en el grupo. Se oxidan superficialmente con rapidez. **Son buenos reductores**.
- Sus propiedades son intermedias a las de los grupos entre los que se encuentran: sus óxidos son básicos (aumentando la basicidad según aumenta el número atómico) y sus hidróxidos (excepto el de berilio que es anfótero) son bases fuertes.
- Reaccionan directamente con halógenos, hidrógeno, oxígeno, carbono, azufre, selenio y telurio formando, excepto el berilio, compuestos **mayoritariamente iónicos**.
- Todos los compuestos suelen ser menos solubles en agua que los del grupo 1.
- Se emplean en la tecnología nuclear (berilio) y en aleaciones de baja densidad, elevada solidez y estabilidad frente a la corrosión (berilio, magnesio).
- El berilio y el bario son venenosos, mientras que el **magnesio y el calcio son oligoelementos** fundamentales de los seres vivos.

METALOIDES

- El término metaloide significa "parecido a un metal" y sirve para agrupar elementos que tienen algunas **propiedades de metales y no metales**.
- Los metaloides son elementos que se encuentran en la línea que separa metales y no metales. Esta línea pasa entre el boro y aluminio y acaba entre el polonio y el astato.
- El aluminio se considera metal. El resto de los elementos vecinos a esta línea tienen características intermedias metal-no metal. Los más claros son los cinco que se mencionan a continuación y que se emplean en la fabricación de dispositivos de estado sólido en ordenadores y calculadoras (son **semiconductores**: pueden conducir la corriente en determinadas condiciones).
- Grupo 14: Silicio, germanio
- Grupo 15: Arsénico y antimonio
- Grupo 16: Teluro

NO METALES

- Los no metales son los elementos situados por **encima de la línea quebrada de los grupos 13 a 17** de la Tabla Periódica y el hidrógeno.
- Tienen muchos electrones en su capa externa, elevado potencial de ionización, **elevada afinidad electrónica, son electronegativos, son oxidantes, forman aniones y los óxidos son ácidos.**
- Tienen en común ser **malos conductores de la electricidad y del calor.** Al contrario de los metales, son **muy frágiles** y no pueden estirarse en hilos ni en láminas.
- Se encuentran en los tres estados de la materia a temperatura ambiente: son gases (como el oxígeno), líquidos (bromo) y sólidos (como el carbono).
- **No tienen brillo metálico** y no reflejan la luz. Suelen presentar **enlace covalente.** Los números de oxidación suelen ser negativos: ± 4 , -3, -2, -1; para el hidrógeno ± 1 .
- **Muchos no metales se encuentran en todos los seres vivos:** carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, fósforo y azufre en cantidades importantes. Otros son oligoelementos: flúor, silicio, arsénico, yodo, cloro.
- Grupo 1: Hidrógeno
- Grupo 13: Boro
- Grupo 14: Carbono
- Grupo 15: Nitrógeno, fósforo
- Grupo 16: Oxígeno, azufre, selenio
- Grupo 17: Halógenos.

HALÓGENOS

- Los halógenos son los cinco elementos no metálicos que se encuentran en el Grupo 17 de la Tabla Periódica.
- El término "halógeno" significa "**formador de sales**" y a los compuestos que contienen halógenos con metales se les denomina "sales".
- No se encuentran libres en la naturaleza, pero si, mayoritariamente, en forma de **haluros alcalinos y alcalinotérreos**. El astato es muy raro, ya que es producto intermedio de las series de desintegración radiactiva.
- Aunque su **electronegatividad es elevada**, el carácter metálico aumenta según lo hace el número atómico, así, el yodo tiene brillo metálico.
- Se presentan en **moléculas diatómicas** cuyos átomos se mantienen unidos por enlace **covalente simple** y la fortaleza del enlace disminuye al aumentar el número atómico. A temperatura ambiente, los halógenos se encuentran en los tres estados de la materia.
- Los halógenos tienen **7 electrones en su capa más externa**, lo que les da un número de **oxidación de -1 y son enormemente reactivos (oxidantes)**, disminuyendo la reactividad según aumenta el número atómico. **Excepto el flúor**, presentan también los estados de oxidación **+1, +3, +5, +7**. **El flúor es el elemento más reactivo y más electronegativo del Sistema Periódico**.
- **Reaccionan con el oxígeno**, formando óxidos inestables.
- **Reaccionan con el hidrógeno para formar haluros de hidrógeno**, que se disuelven en agua, formando disoluciones ácidas, ácidos hidrácidos.
- Todos los halógenos son tóxicos. Algunas combinaciones halogenadas (fluoruros, cloratos y bromatos) son muy venenosos.
- **El flúor, el cloro y el yodo son oligoelementos** importantes para los seres vivos.

METALES DE TRANSICIÓN

- Los 40 elementos de los grupos 3 al 12 ubicados en la parte central de la Tabla Periódica se denominan **metales de transición** debido a su carácter intermedio o de transición entre los metales de la izquierda (más electropositivos, alcalinos y alcalinotérreos) y los elementos de la derecha (más electronegativos, formadores de ácidos).
- Llenan **orbitales d** de la penúltima capa; estos electrones d son los responsables principales de sus propiedades.
- Como el resto de los metales, **son dúctiles y maleables, conductores del calor y de la electricidad. Son más duros, más quebradizos y tienen mayores puntos de fusión y ebullición y mayor calor de vaporización** que los metales que no son de este grupo. Sus iones y compuestos suelen ser coloreados. **Forman iones complejos.**
- Muchos son **buenos catalizadores** de muchas reacciones.
- Sus **electrones de valencia**, es decir, *los que utilizan para combinarse con otros elementos, se encuentran en más de una capa*, la última y la penúltima, que están muy próximas. Esta es la razón por la que muestran varios estados de oxidación y éstos son variables. El carácter no metálico aumenta según lo hace el número de oxidación del metal. **Los óxidos e hidróxidos en los estados de oxidación superiores son más ácidos** que los mismos compuestos con estados de oxidación inferiores del mismo elemento, mientras que los compuestos con **números de oxidación intermedios son anfóteros.**
- Hay tres elementos que destacan: el hierro, cobalto y níquel, con interesantes **propiedades magnéticas** (son ferromagnéticos), que corresponden a elementos de los grupos 8, 9 y 10.

TIERRAS RARAS O METALES DE TRANSICION INTERNA

- Los treinta elementos denominados **tierras raras** constituyen las series de los lantánidos y actínidos.
- Uno de los lantánidos y casi todos los actínidos se denominan transuránidos, ya que no existen de forma natural. Estos metales pertenecen al grupo 3 de la Tabla Periódica y a los períodos 6 y 7.
- Tienen **3 electrones en sus capas más externas** (2 electrones s de la última capa y 1 o ninguno d de la penúltima, pasando, en este último caso, el electrón a orbitales f de la antepenúltima) completando los orbitales f de la antepenúltima capa: 4f (lantánidos) y 5f (actínidos).

Lantánidos:

- Su proporción en la corteza terrestre es del orden del 0,02% en peso. Debido a que la mayoría de las propiedades son parecidas y se encuentran en los mismos minerales son difíciles de separar.
- Son elementos del **período 6 que llenan orbitales 4f teniendo las capas 5 y 6 incompletas**.
- Los metales se obtienen metalotérmicamente con sodio, calcio, magnesio o lantano en atmósfera inerte. La electrólisis de una mezcla fundida de cloruros de lantánidos conduce a una aleación.
- Son metales de **brillo argentífero que se oxidan rápidamente** al aire y son bastante reactivos. Se disuelven en agua y en ácidos con desprendimiento de hidrógeno.
- Se utilizan como **catalizadores** en el craqueo del petróleo, como material luminoso en los televisores en color, lámparas de mercurio, etc.

Actínidos:

- Son elementos del **período 7 que llenan orbitales 5f teniendo las capas 6 y 7 incompletas**, por lo que sus propiedades químicas son muy parecidas entre sí y a las de los lantánidos, salvo que presentan mayor número de estados de oxidación, pues los electrones 5f están más alejados del núcleo.
- Son raros, excepto torio y uranio.
- Son **metales blanco plateados**, reactivos que se **oxidan rápidamente** en contacto con el aire. Reaccionan con el agua y los ácidos desprendiendo hidrógeno.
- Todos son radiactivos, aunque los primeros miembros del grupo tienen períodos de semidesintegración bastante grandes.

GASES NOBLES O INERTES

- Los gases nobles se encuentra en [el grupo 0 o 18](#) de la Tabla Periódica.
- Estos elementos se consideraron inertes hasta 1962, debido a que su estado de [oxidación es 0, teniendo 8 electrones en su última capa](#) (2 electrones s y 6 electrones p), lo que les impide formar compuestos fácilmente.
- Tienen una [energía de ionización muy alta](#), por lo que son [muy estables](#).
- El helio es el segundo elemento más abundante del Universo. En la atmósfera hay un 1% de gases nobles, fundamentalmente argón (0,94%).
- Se obtienen por licuación fraccionada de aire.
- Todos son [gases incoloros, inodoros e insípidos, solubles en agua](#).
- Tienen [puntos de fusión muy bajos](#) ya que las únicas fuerzas existentes entre los átomos en estado líquido y sólido son las de London.
- Excepto el helio, que lo hace en el sistema hexagonal, cristalizan en el sistema cúbico.
- En 1962 se informó de la formación del XePtF_6 . Posteriormente se han obtenido compuestos de criptón, xenón y radón con flúor, cloro, oxígeno y nitrógeno.
- Su uso principal está en iluminación: [tubos de descarga](#) (helio da color marfil, neón rojo, argón azul rojizo, criptón azul verdoso y xenón violeta); bombillas incandescentes (criptón y xenón, que impiden la difusión térmica del metal del filamento y aumentan la temperatura de trabajo y el rendimiento luminoso).
- Otros usos son la creación [de atmósferas inertes](#) en soldadura y corte (argón), relleno de globos (helio), gases de inmersión (helio), refrigerantes para bajas temperaturas y superconductividad (helio, neón).

PERIODIC TABLE of the ELEMENTS



Proudly sponsored by the
**SHUTTLEWORTH
FOUNDATION**
[Supporting social institutions]
Tel: +27 21 970 1200 | Fax: +27 21 970 1200 | www.shuttleworthfoundation.org

H Hydrogen 1.01

At room temperature the element is:

- Gas
- Liquid
- Natural solid
- Man-made solid [synthetic]

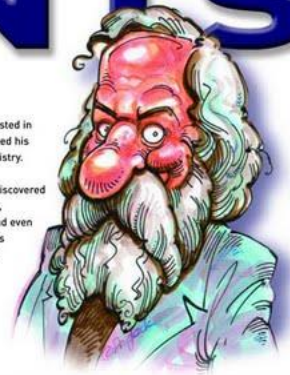
Legend:
 ALKALI METALS
 ALKALI EARTH METALS
 TRANSITION METALS
 OTHER METALS
 UNKOWN/UNKNOWN METALS
 HALOGENS
 NOBLE GASSES
 RARE EARTH METALS

DMITRI MENDELEYEV (1834 - 1907)

The Russian chemist, Dmitri Mendeleev, was the first to observe that if elements were listed in order of atomic mass, they showed regular (periodical) repeating properties. He formulated his discovery in a periodic table of elements, now regarded as the backbone of modern chemistry.

The crowning achievement of Mendeleev's periodic table lay in his prophecy of then, undiscovered elements. In 1869, the year he published his periodic classification, the elements gallium, germanium and scandium were unknown. Mendeleev left spaces for them in his table and even predicted their atomic masses and other chemical properties. Six years later, gallium was discovered and his predictions were found to be accurate. Other discoveries followed and their chemical behaviour matched that predicted by Mendeleev.

This remarkable man, the youngest in a family of 17 children, has left the scientific community with a classification system so powerful that it became the cornerstone in chemistry teaching and the prediction of new elements ever since. In 1955, element 101 was named after him: Md, Mendeleevium.



IIA 2	III A 13	IVA 14	VA 15	VI A 16	VII A 17
Li 3 Lithium 6.94	B 5 Boron 10.81	C 6 Carbon 12.01	N 7 Nitrogen 14.01	O 8 Oxygen 16.00	F 9 Fluorine 19.00
Be 4 Beryllium 9.01	Al 13 Aluminium 26.98	Si 14 Silicon 28.09	P 15 Phosphorus 30.97	S 16 Sulphur 32.06	Cl 17 Chlorine 35.45
Mg 12 Magnesium 24.31	Al 13 Aluminium 26.98	Si 14 Silicon 28.09	P 15 Phosphorus 30.97	S 16 Sulphur 32.06	Cl 17 Chlorine 35.45
Ca 20 Calcium 40.08	Sc 21 Scandium 44.96	Ti 22 Titanium 47.88	V 23 Vanadium 50.94	Cr 24 Chromium 52.00	Mn 25 Manganese 54.94
Sr 38 Strontium 87.62	Y 39 Yttrium 88.91	Zr 40 Zirconium 91.22	Nb 41 Niobium 92.91	Mo 42 Molybdenum 95.94	Tc 43 Technetium [98]
Ba 56 Barium 137.33	La-Lanthanide Series	Hf 72 Hafnium 178.49	Ta 73 Tantalum 180.95	W 74 Tungsten 183.85	Re 75 Rhenium 186.21
Ra 88 Radium [226]	Actinide Series	Rf 104 Rutherfordium [261]	Db 105 Dubnium [262]	Sg 106 Seaborgium [263]	Bh 107 Bohrium [262]
Ac 89 Actinium [227]	Actinide Series	La 57 Lanthanum 138.91	Ce 58 Cerium 140.12	Pr 59 Praseodymium 140.90	Nd 60 Neodymium 144.24
Th 90 Thorium 232.04	Actinide Series	Pu 94 Plutonium [244]	Am 95 Americium [243]	Cm 96 Curium [247]	Bk 97 Berkelium [247]
U 92 Uranium 238.03	Actinide Series	Np 93 Neptunium [237]	Pm 61 Promethium [145]	Sm 62 Samarium 150.36	Eu 63 Europium 151.96
Np 93 Neptunium [237]	Actinide Series	Pu 94 Plutonium [244]	Am 95 Americium [243]	Cm 96 Curium [247]	Bk 97 Berkelium [247]
Pu 94 Plutonium [244]	Actinide Series	Am 95 Americium [243]	Cm 96 Curium [247]	Bk 97 Berkelium [247]	Cf 98 Californium [251]
U 92 Uranium 238.03	Actinide Series	Np 93 Neptunium [237]	Pm 61 Promethium [145]	Sm 62 Samarium 150.36	Eu 63 Europium 151.96
Np 93 Neptunium [237]	Actinide Series	Pu 94 Plutonium [244]	Am 95 Americium [243]	Cm 96 Curium [247]	Bk 97 Berkelium [247]
Pu 94 Plutonium [244]	Actinide Series	Am 95 Americium [243]	Cm 96 Curium [247]	Bk 97 Berkelium [247]	Cf 98 Californium [251]
Am 95 Americium [243]	Actinide Series	Cm 96 Curium [247]	Bk 97 Berkelium [247]	Cf 98 Californium [251]	Es 99 Einsteinium [252]
Cm 96 Curium [247]	Actinide Series	Bk 97 Berkelium [247]	Cf 98 Californium [251]	Es 99 Einsteinium [252]	Fm 100 Fermium [257]
Bk 97 Berkelium [247]	Actinide Series	Cf 98 Californium [251]	Es 99 Einsteinium [252]	Fm 100 Fermium [257]	Md 101 Mendelevium [258]
Cf 98 Californium [251]	Actinide Series	Es 99 Einsteinium [252]	Fm 100 Fermium [257]	Md 101 Mendelevium [258]	No 102 Nobelium [259]
Es 99 Einsteinium [252]	Actinide Series	Fm 100 Fermium [257]	Md 101 Mendelevium [258]	No 102 Nobelium [259]	Lr 103 Lawrencium [260]
Fm 100 Fermium [257]	Actinide Series	Md 101 Mendelevium [258]	No 102 Nobelium [259]	Lr 103 Lawrencium [260]	
Md 101 Mendelevium [258]	Actinide Series	No 102 Nobelium [259]	Lr 103 Lawrencium [260]		
No 102 Nobelium [259]	Actinide Series	Lr 103 Lawrencium [260]			
Lr 103 Lawrencium [260]	Actinide Series				



BIBLIOGRAFÍA

- Atkins, P. Jones, L. 2012. Principios de Química. Quinta edición. Ed. Panamericana.
- Brown, LeMay y Bursten. 1998. Química: La Ciencia Central. Séptima edición. Ed. Prentice Hall
- Chang, R. 1998. Química General. Sexta edición. Ed. Mc Graw Hill.
- Kotz, J. Treichel, M. 2003. Química y reactividad química. Quinta edición. Ed. Thomson.
- Petrucci, R. Harwood, W. Herring F. 2002. Química General. Vol. I y II. Octava edición. Ed. Prentice Hall.
- Whiten, Davis y Peck. 2015. Química General. Octava edición. Ed. Mc Graw Hill.