

TEMARIO

- MÉTODO CIENTÍFICO •
- MODELOS ATÓMICOS •
- TABLA PERIÓDICA •
- ENLACE QUÍMICO •

COMPENDIO N° 1

QUÍMICA COMÚN

2024

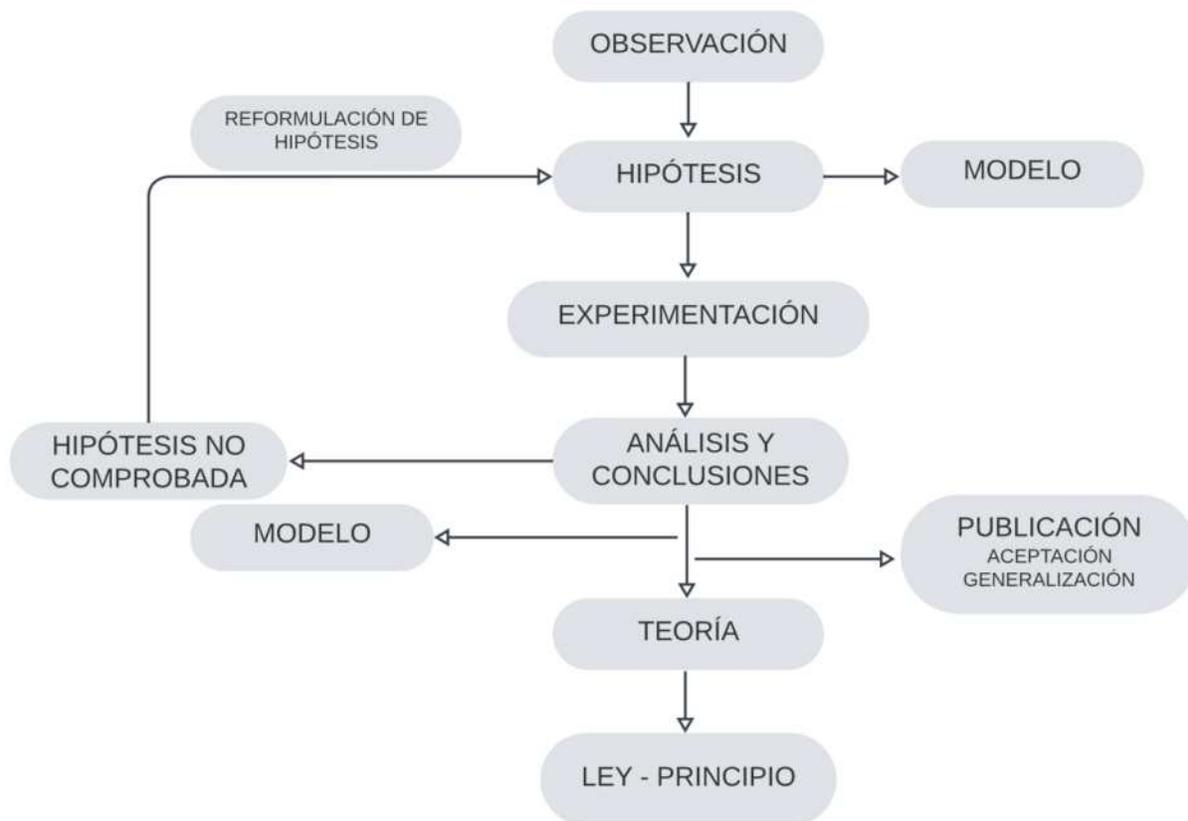
Para la resolución de algunos ejercicios, se adjunta una parte de la Tabla Periódica de los Elementos.

1 H 1,0	Número atómico \longrightarrow						2 He 4,0
	Masa atómica \longrightarrow						
3 Li 6,9	4 Be 9,0	5 B 10,8	6 C 12,0	7 N 14,0	8 O 16,0	9 F 19,0	10 Ne 20,2
11 Na 23,0	12 Mg 24,3	13 Al 27,0	14 Si 28,1	15 P 31,0	16 S 32,0	17 Cl 35,5	18 Ar 39,9
19 K 39,1	20 Ca 40,0						

LA QUÍMICA Y EL MÉTODO CIENTÍFICO

1. A la Química le corresponde el estudio de la materia y los cambios que experimenta. Materia es todo aquello que tiene masa, y los cambios que experimenta pueden ser físicos y químicos.
2. El descubrimiento del fuego, los fenómenos climáticos y el uso de los metales fueron los primeros cuestionamientos respecto de la materia y su entorno. Hoy en día se considera a la Química como una ciencia exacta, capaz de descifrar el origen de la materia, su composición y sus transformaciones.
3. Los cambios químicos que experimenta la materia fueron objeto de estudio por largo tiempo, siendo sus conclusiones variadas. Estas dependieron en gran medida del grado de certeza del método empleado y la objetividad con que se analizaron las primeras observaciones.
4. Los conocimientos científicos pueden ser utilizados para explicar fenómenos naturales, descifrar el mecanismo mediante el cual ocurren las reacciones químicas, comprender distintos tipos de mecanismo por el cual reaccionan los sistemas, hasta sintetizar moléculas con fines farmacológicos o industriales.
5. El método científico se originó en el siglo XVII con los aportes de Francis Bacon, Isaac Newton y Robert Boyle (entre otros). Ellos plantearon que mediante el método del razonamiento deductivo era posible conocer o alcanzar, de manera lógica, algunas verdades detrás de los fenómenos observables.
6. En términos generales, el **método científico** es una secuencia lógica de razonamiento. Las observaciones pueden conducir a explicaciones (hipótesis), las cuales, si soportan pruebas experimentales, se pueden transformar en teorías. Esta última permite predecir nuevos hechos científicos.
7. En el método científico se parte de una premisa fundamental: no se hacen suposiciones iniciales, sino que se llevan a cabo observaciones minuciosas de fenómenos o hechos naturales.

8. **Etapas del método científico:**



9. Cuando se plantea una **hipótesis** se idea, muchas veces, un **modelo** lógico que puede entenderse como una representación idealizada del fenómeno observado, o una representación simplificada que intenta ser un símil de la situación real.
10. Los resultados obtenidos en los experimentos, deben ser explicados a partir de una serie de proposiciones lógicas (**conclusiones**) que permitirán, inferir, corroborar, o bien, refutar una hipótesis.
11. El término **Inferir** tiene que ver con deducir una explicación basándose en hechos observables.
12. Si la hipótesis es aceptada se comunica a la comunidad científica en forma de texto (**paper**, o publicación científica) donde se incluye la explicación, la experimentación y las conclusiones coherentes.
13. Una **teoría científica** puede definirse como una explicación y se puede representar mediante un modelo basado en la observación de un fenómeno, la experimentación y el razonamiento.

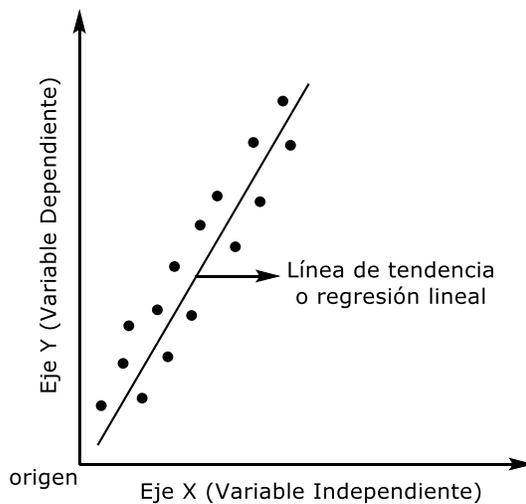
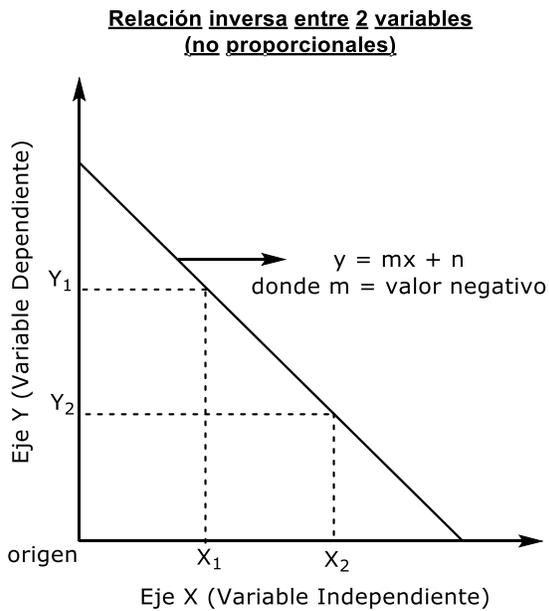
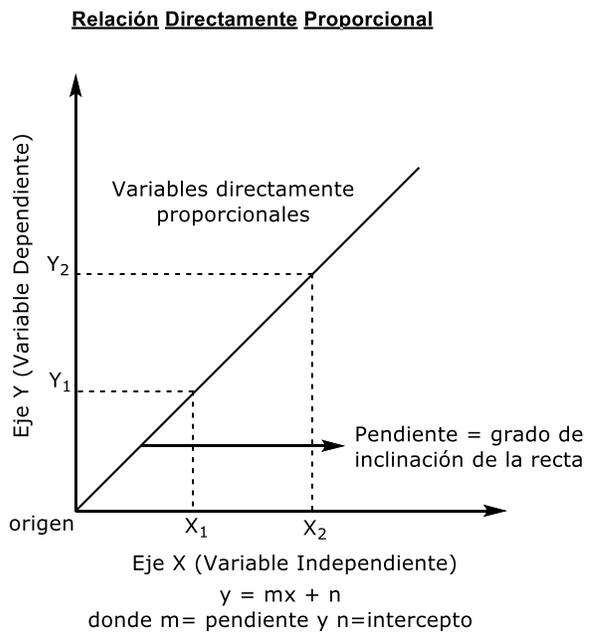
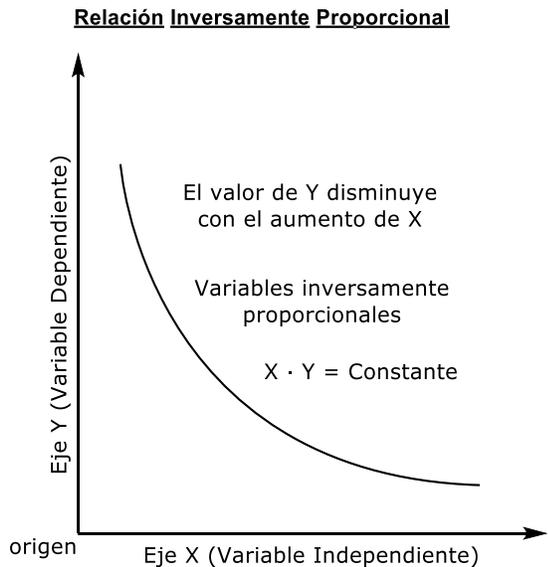
14. La teoría permite **predecir** y explicar un fenómeno y convertirse en **Ley** si es aceptada universalmente. El término **Ley** se aplica, en ocasiones, a un principio de gran relevancia básica como, por ejemplo, la conservación de la masa o la Ley de Gravedad.
15. Si una teoría, con el paso del tiempo, genera predicciones válidas, irrefutables, reproducibles y de aceptación universal, se transforma en un **Principio Científico**. Es importante entender que un principio es una verdad irrefutable que no necesita expresarse en términos matemáticos ni requiere de una fórmula aplicable. Por el contrario, una **Ley** puede ser definida como una generalización que se apoya en la evidencia empírica, por lo tanto, se puede enunciar de manera verbal o a través de ecuaciones matemáticas.
16. Los **gráficos** son diagramas que permiten evidenciar las relaciones entre las variables medidas y estimar datos importantes con valores intermedios o bien fuera de un rango medible.
17. En un gráfico puede evidenciarse un comportamiento porque las variables medibles muestran el par causa-efecto, esto es, una respuesta esperable al variar una de las causas posibles. Si la relación graficada es una causa-efecto, la variable que expresa esa causa se denomina **independiente** y se representa (frecuentemente) en el eje de las abscisas (eje X). La variable que se modifica como resultado de los cambios se denomina **dependiente** y se representa en el eje de las ordenadas (eje Y). Ambos ejes se cortan en el punto de origen.
18. La **variable dependiente**, en términos simples, corresponde al propósito de la investigación, es decir, lo que busca el científico cuando realiza ensayos. La **variable independiente**, en cambio, es aquella que selecciona, modifica y encausa con el propósito de obtener una respuesta relativa a lo que busca evaluar. Al respecto, las variables que mantiene fijas en cada ensayo realizado con el fin de evaluar la verdadera relación entre las otras, se denominan **variables de control**.
19. Existen diferentes tipos de gráficos para interpretar las relaciones entre las variables evaluadas en una investigación. Al respecto, se conocen los siguientes:

Gráfico de dispersión: Representa puntos individuales en un espacio bidimensional, donde cada punto es determinado por dos variables (una en el eje x y otra en el eje y). Se utiliza para visualizar la relación o correlación entre dos variables numéricas.

Gráfico de barra: Representa datos categóricos con barras rectangulares de longitudes proporcionales a los valores que representan. Puede ser horizontal o vertical. Es útil para comparar cantidades de diferentes categorías.

Gráfico de torta: Es un círculo dividido en segmentos, donde cada segmento representa una proporción de un total. Se utiliza para mostrar proporciones o porcentajes de un conjunto de datos.

20. Relaciones entre las variables comparadas en diferentes gráficos:



21. El uso de tablas, le permite al científico, ordenar, cuantificar, concluir e inferir a partir de los datos obtenidos en la experimentación. Ciertamente hay datos obtenidos a partir de los cuales es imposible hacer deducciones y conclusiones lógicas, por lo que deben desecharse.

22. Ejemplos de Teorías, Leyes y Principios:

TEORÍAS	LEYES	PRINCIPIOS
<i>Teoría cinética de gases</i>	<i>Ley de Dalton</i>	<i>Principio de Incertidumbre (W. Heisenberg)</i>
<i>Teoría Cuántica</i>	<i>Ley de Lavoisier</i>	<i>Principio de Exclusión (W. Pauli)</i>
<i>Teoría de la relatividad</i>	<i>Ley de proporciones múltiples</i>	<i>Principio de Le Chatelier (Equilibrio químico)</i>
<i>Teoría del Big Bang</i>	<i>Ley de Raoult</i>	<i>Principio de Máxima multiplicidad (F. Hund)</i>

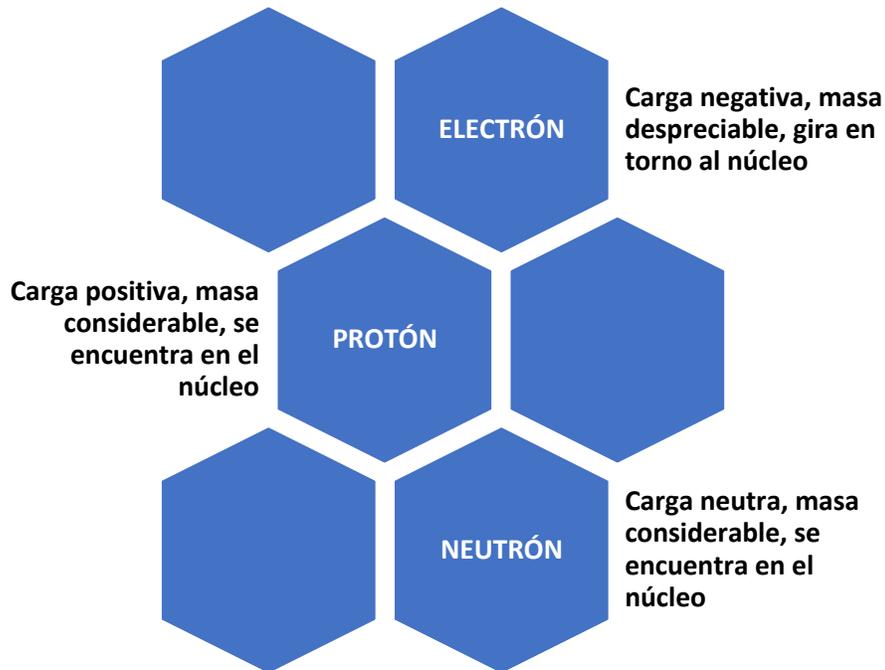
****Importante:** Revisa el ejemplo aplicado de método científico (Planteamiento del modelo Planetario de Ernest Rutherford) en tu libro de contenidos.

LOS MODELOS ATÓMICOS

1. El átomo es la partícula más pequeña de un elemento. Aunque el concepto fue propuesto por Leucipo y Demócrito en la antigua Grecia, no fue sino hasta 1808 que John Dalton lo planteó una Teoría (atómica).
2. En la **Teoría Atómica** se afirma lo siguiente:
 - La materia se compone de partículas pequeñísimas llamadas átomos. Son indivisibles y no pueden ser creados ni destruidos.
 - Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos y presentan las mismas propiedades, sin embargo, esto no ocurre con átomos de distintos elementos.
 - Se forman compuestos cuando se combinan átomos de distintos elementos en ciertas proporciones.
 - Durante las reacciones químicas los átomos sólo se reorganizan, no se destruyen ni se descomponen. Además, pueden combinarse entre sí en más de una proporción (entera y sencilla) y formar más de un compuesto (H_2O y H_2O_2 son buenos ejemplos).
3. Así como los átomos son las partículas unitarias más pequeñas de los elementos, las moléculas son las partículas unitarias más pequeñas de casi todos los compuestos. La molécula es un grupo de átomos unidos químicamente entre sí. Durante el siglo XVIII se comprobó que la materia tiene, íntimamente, una naturaleza eléctrica. Se pudo conseguir separar compuestos en elementos por medio de la **electrólisis**.
4. En 1879, Williams Crookes observó que en un tubo de vidrio en el que se había generado vacío podían producirse descargas eléctricas en forma de rayos al aplicar altos voltajes a un gas en su interior. El color y la intensidad de la luminosidad dependían de la descarga eléctrica y la naturaleza del gas. El análisis le permitió concluir estos **rayos catódicos** (porque se originaban en el cátodo) estaban conformados por partículas diminutas con masa y energía cinética.
5. Los experimentos con tubos de rayos catódicos mostraron que la materia tiene partículas cargadas negativamente, a las cuales se le dio el nombre de **electrones**. Al desviar los rayos catódicos con un imán **Thomson** consiguió determinar la relación carga/masa del electrón. Más tarde, con el experimento de la gota de aceite, **Robert Millikan** pudo determinar, primeramente, la carga del electrón y posteriormente su masa.
6. El experimento de **Goldstein** con tubos de descarga con gases y *cátodos perforados* mostraron que la materia también contiene partículas con carga positiva, sin embargo, los distintos gases contenidos en el tubo producían partículas positivas de masa diferente. Las partículas de masa menor se formaban cuando el gas del tubo era hidrógeno. A esas partículas positivas de tamaño mínimo se les llamó, más tarde, **protones**.
7. Otros avances químicos importante de fines del siglo XIX fueron el descubrimiento de los rayos X por **Röntgen** y de la radiactividad por **Becquerel**.

8. El experimento de la lámina de oro de **Rutherford** permitió inferir que el átomo tenía un núcleo diminuto y muy denso con carga eléctrica positiva. En 1932 que **Chadwick** descubrió el **neutrón**, una partícula nuclear de masa similar a la del protón, pero con carga eléctrica cero.

9. **Definición de algunas partículas elementales:**



10. **Resumen de Científicos y sus aportes ligados al estudio del átomo:**

CIENTÍFICO	DESCUBRIMIENTO
W. Crookes	Rayos Catódicos
J. Thomson	Electrones y relación carga / masa
R. Millikan	Carga eléctrica del electrón y su masa
E. Goldstein	Rayos canales
J. Chadwick	Neutrones
E. Rutherford	Protones

11. Datos importantes respecto de las partículas subatómicas:

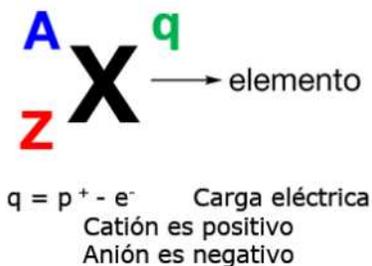
Propiedad	Protón	Neutrón	Electrón
Masa (kg)	$1,673 \cdot 10^{-27}$	$1,675 \cdot 10^{-27}$	$9,11 \cdot 10^{-31}$
Masa (u.m.a)	1	1	0
Carga (C)	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	Neutra	$-1,602 \cdot 10^{-19}$
Carga (neta)	+1	0	-1

12. El **número de protones** determina la cantidad de carga positiva presente en el átomo y se conoce como **número atómico**. Este valor *identifica e individualiza* a un elemento.

13. Si dos o más elementos presentan igual número atómico, pero difieren en su número másico (esto es, las partículas presentes en el núcleo), se les llama **isótopos**. Los isótopos de un elemento **difieren sólo en el número de neutrones y tienen el mismo comportamiento químico**.

14. Con el tiempo se supo que el núcleo del átomo es pequeñísimo y contiene protones y neutrones, por lo tanto, **concentra casi la totalidad de la masa del átomo**.

15. La notación estandarizada para un átomo consiste en escribir el número atómico (Z) como subíndice y el número de masa A (o número de nucleones) como superíndice, ambos colocados antes del símbolo del elemento:



16. El número atómico (Z) le da la identidad a un átomo y generalmente coincide con el número de electrones.

17. El número másico (A) representa una cifra, un número, no la masa de un determinado átomo. En rigor, es la suma de protones y neutrones en el núcleo.

18. El número de neutrones de un átomo NO debe, necesariamente, coincidir con el número atómico. Hay átomos de un mismo elemento que difieren únicamente en el número de neutrones y presentan las mismas propiedades químicas.
19. La diferencia entre el número de protones (Z) y el de electrones (\bar{e}) corresponde a la carga eléctrica (q) en cualquier elemento o ion. Su valor es cero si el átomo es neutro.
20. Algunos ejemplos:



Nº Másico (A)	35
Nº Atómico (Z)	17
Nº Neutrones (n)	18
Nº electrones (\bar{e})	18



Nº Másico (A)	25
Nº Atómico (Z)	12
Nº Neutrones (n)	13
Nº electrones (\bar{e})	10

21. Si un átomo (su núcleo) emite partículas puede modificar su número de protones, cambiando con ello su naturaleza. Este fenómeno se conoce como **transmutación**.
22. Independiente de si ocurre o no transmutación los núcleos que se generan pueden ser de distinto o igual elemento. Respecto de ello se define lo siguiente:

ISÓTOPOS	Átomos del mismo elemento con diferente cantidad de neutrones (igual Z y distinto A).
ISOBAROS	Elementos distintos con la misma cantidad de partículas nucleares (igual A y distinto Z).
ISOTONOS	Elementos distintos (distinto A y Z) con igual número de neutrones.

23. **Iones Isoelectrónicos**: especies con carga eléctrica que coinciden en el número total de electrones.

24. Cada elemento posee isótopos, átomos con el mismo número de protones, pero diferente cantidad de neutrones, por ende, distinto número másico A. La presencia de cada isótopo en la naturaleza es definida por la abundancia relativa. La masa atómica promedio de un elemento será cercana a la masa del isótopo más abundante. Por ejemplo, la masa atómica promedio del elemento hidrógeno es cercana a 1, porque el isótopo más abundante es el protio.

	Protio	Deuterio	Tritio
Isotopos	${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$
% Abundancia relativa	99,9885%	0,0114%	0,0001%

25. Tipos de emisiones nucleares que pueden (o no) modificar la naturaleza de un átomo:

GAMMA	${}^0_0\gamma$	${}^0_0\gamma^0$
EMISIÓN BETA	${}^0_{-1}\text{e}$	${}^0_{-1}\beta$
POSITRÓN	${}^0_{+1}\text{e}$	${}^0_{+1}\beta$
PARTÍCULA ALFA	${}^4_2\text{He}$	${}^4_2\alpha$

26. Detalle de estas emisiones:

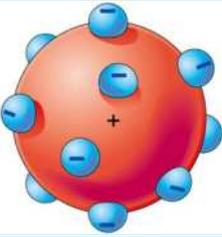
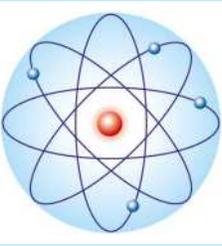
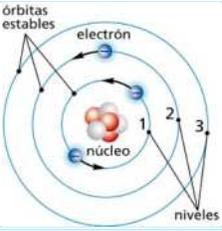
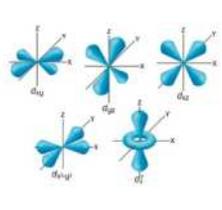
Alfa	Carga eléctrica positiva, capacidad ionizante. Baja energía, velocidad y poder de penetración.
Beta	Carga eléctrica negativa. Energía media, velocidad media, poco poder de penetración.
Gamma	Radiación electromagnética, neutra. Alta energía, velocidad y poder de penetración.

27. El primer modelo atómico fue planteado por Thomson y se denominó ***budín de pasas***. Este no presentaba protones ni menos un núcleo. Sin embargo, fue el primero en plantear la existencia de electrones.
28. El físico Ernest Rutherford planteó un modelo semejante al sistema planetario en cuyo centro se encontraba un núcleo positivo diminuto con protones y partículas sin carga eléctrica, pero con masa. Alrededor de este núcleo orbitaban los electrones a gran velocidad. El modelo se denominó ***planetario***.
29. El estudio de las líneas espectrales del hidrógeno llevó a **Niels Bohr**, tiempo más tarde, a proponer un átomo con capas concéntricas de electrones en torno a un núcleo cargado positivamente.
30. Cada capa en el modelo de Bohr representa un nivel energético. Cuanto más alejado del núcleo esté un nivel, mayor es la energía de los electrones y también la capacidad del nivel para alojarlos. El modelo de Bohr se denominó ***De Estados Estacionarios***.
31. De acuerdo con los planteamientos de Niels Bohr, los cuatro primeros niveles de energía tienen capacidad para alojar 2, 8, 18 y 32 electrones, respectivamente.
32. Los electrones pueden moverse entre niveles de energía absorbiendo o emitiendo energía. La evidencia de ello está demostrada en los espectros de energía. Si se alejan del núcleo, pasando a niveles de energía superiores, el átomo queda en un estado excitado y rápidamente emite fotones de energía, estabilizándose. En esta condición, los electrones vuelven a su estado original.
33. Aunque el sencillo modelo de Bohr era muy útil, nuestra imagen moderna del átomo es mucho más compleja. Los electrones se comportan como ondas y también como partículas, y se les puede estudiar aplicando los métodos matemáticos de la mecánica cuántica. En el ***modelo cuántico***, los niveles energéticos de Bohr se dividen adicionalmente en subniveles que difieren ligeramente en cuanto a energía, en virtud de las distintas formas de sus orbitales electrónicos.
34. El modelo más aceptado, en esa época, fue planteado por **Erwin Schrödinger**. En él se definieron zonas del espacio donde era posible calcular la probabilidad de existencia para un electrón, esto porque, de acuerdo con **Louis de Broglie**, un electrón tiene propiedades ***corpúsculares y ondulatorias*** (comportamiento dual), por lo tanto, no puede ser analizado considerando las leyes clásicas de la física (leyes de Newton).
35. En ese mismo tiempo se planteó un dogma en la física, en el que se aceptaba que el mero hecho de medir 2 variables físicas en forma simultánea conllevaba a errores en el cálculo. De esto se dedujo que, para cualquier partícula con masa despreciable, 2 variables físicas (posición y velocidad, por ejemplo) no podían medirse con exactitud. El dogma se conoció como ***principio de incertidumbre*** y fue planteado por **Werner Heisenberg**.

36. En el modelo atómico **mecánico-cuántico** los electrones se disponen en **orbitales** y sus variables son cuantificables en base a sus propiedades (combinación de números cuánticos). El átomo con menor número de protones y electrones es el hidrógeno.
37. Un **orbital** o **subnivel** es la solución matemática de una función de onda asociada al electrón. También puede entenderse como la zona del espacio donde la probabilidad de encontrar a un electrón es máxima.
38. Cuando un elemento o ion se encuentra en estado basal o fundamental sus electrones se ubican en los orbitales respetando los 3 principios básicos de energía que rigen el modelo cuántico.
39. Cada nivel cuántico posee un número limitado de orbitales atómicos que se relacionan con la capacidad máxima para situar electrones.
40. Fórmulas para determinar el número de electrones y orbitales por nivel electrónico:

N° electrones	$2n^2$
N° orbitales	n^2

41. Detalle de los modelos atómicos:

	<p><u>Budín de pasas, J.J.Thomson</u></p> <ul style="list-style-type: none">• El átomo posee electrones.• El átomo puede dividirse.
	<p><u>Planetario, Ernest Rutherford</u></p> <ul style="list-style-type: none">• El átomo posee un núcleo con protones (el núcleo es positivo).• Los electrones giran alrededor del núcleo.• La masa se concentra en el núcleo.
	<p><u>De Estado Estacionario, Niels Bohr</u></p> <ul style="list-style-type: none">• Los electrones giran ordenados en órbitas.• Mientras no ganen ni pierdan energía los electrones no se alejan de su órbita.
	<p><u>Mecano Cuántico, Erwin Schrödinger</u></p> <ul style="list-style-type: none">• Los electrones se ubican en orbitales (subniveles de energía).• Los orbitales representan la probabilidad de encontrar un electrón.

42. Algunos datos útiles para reflejar el estado de un átomo o ion:

- Si es neutro y contiene 2 electrones en el primer nivel y 4 en el segundo nivel, entonces tendrá un valor de Z igual a 6 y corresponderá al átomo de Carbono (${}^6\text{C}$). Se encontrará en estado basal o fundamental, dado que, sus electrones ocupan los niveles de energía que les corresponden. Además, tendrá 4 electrones en el nivel más externo (el segundo), así que, 2 de ellos se dispondrán en el orbital s del segundo nivel, en tanto, los últimos 2 se ubicarán en orbitales tipo p_x y p_y .
- Si una especie química contiene 8 protones en el núcleo y 10 electrones distribuidos en 2 niveles de energía, entonces, será un ion (específicamente un anión) con carga -2. Esta especie corresponderá al ion estable del átomo de oxígeno y presentará 2 niveles de energía completos con electrones. El nivel de energía más externo será el segundo y tendrá 8 electrones distribuidos en 1 orbital tipo s y 3 orbitales tipo p, cada uno con 2 electrones con diferente valor de spin.

TEST DE EVALUACIÓN

MÉTODO CIENTÍFICO Y MODELOS ATÓMICOS

1. De acuerdo con las siguientes afirmaciones:

1. Los electrones giran en orbitas alrededor del núcleo, igual que los planetas lo hacen alrededor del sol
2. Dada la evidencia de algunos fenómenos eléctricos observados, se propuso que la materia en su parte íntima estaba conformada por partículas con carga eléctrica
3. La posición y velocidad de una partícula como el electrón sólo puede determinarse en términos de probabilidades

Cada una corresponde a:

	1	2	3
A)	Ley	Modelo	Principio
B)	Modelo	Hipótesis	Principio
C)	Hipótesis	Principio	Ley
D)	Modelo	Ley	Principio
E)	Modelo	Principio	Hipótesis

2. Considere la siguiente definición:

"Una, científicamente se puede definir como una forma de razonamiento deductivo que la mente realiza frente a observaciones de un determinado hecho o datos provenientes de la experimentación y que, a través de la deducción, permiten predecir.

De acuerdo con sus conocimientos, en la línea punteada debe decir:

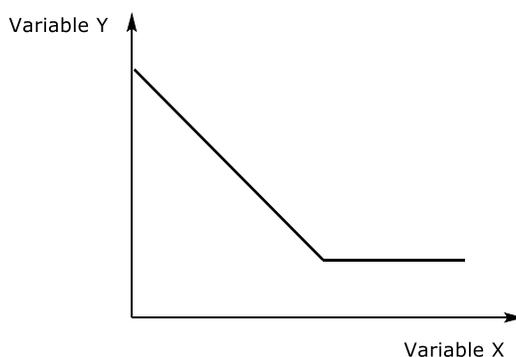
- A) Ley
- B) Hipótesis
- C) Observación
- D) Inferencia

3. Considere la siguiente información, relativa a la interacción entre 2 átomos:

"X e Y son elementos diferentes, con propiedades y naturalezas distintas. Cuando interactúan X cede 2 electrones a Y quedando con carga eléctrica +2 y un defecto de electrones. En esta condición, el número de electrones del ion de X coincide con el número de electrones del neón, así que, es posible afirmar que se estabilizó energética y electrónicamente. Respecto de Y, al captar los 2 electrones cambió a su estado de ion, también estable, con carga eléctrica -2. El compuesto formado por ambos elementos tiene alta estabilidad, un punto de fusión alto y otro de ebullición aún mayor. Entre los iones que conforman el compuesto hay interacciones de tipo electrostática".

Considerando todo lo anterior y sus conocimientos, se describe

- A) una hipótesis relativa a un tipo de enlace formado por sustancias iónicas con carga opuesta.
 - B) la explicación de un fenómeno físico a partir de datos colectados en un experimento de laboratorio.
 - C) un principio que justifica la alta estabilidad que presentan los compuestos con enlace iónico.
 - D) la explicación de un tipo de enlace entre 2 átomos con propiedades diferentes. La fuerza del enlace se fundamenta en la Ley de Coulomb.
 - E) las conclusiones respecto de los datos obtenidos en un procedimiento experimental. La información contenida puede ser graficada u ordenada en tablas.
4. Luego de obtener algunos datos relacionados con una serie de ensayos de laboratorio, un grupo de estudiantes construyó el siguiente gráfico:



Teniendo en cuenta que la variable independiente, es decir, la modificada por el experimentador es X y la respuesta obtenida, considerando la modificación, es Y, entonces, sería correcto concluir que:

- A) La relación entre las variables X e Y es directamente proporcional
- B) Los últimos datos obtenidos son incorrectos y deben repetirse
- C) En algunas mediciones la modificación de X no generó cambios en Y
- D) Ninguno de los ensayos permite establecer alguna relación entre las variables

5. Los isótopos son variantes de un mismo elemento químico que tienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones en sus núcleos. Esto significa que mientras comparten el mismo número atómico, sus masas atómicas son diferentes. Los isótopos pueden ser estables o inestables. Estos últimos son radiactivos y pueden descomponerse emitiendo radiación. Dentro de sus potenciales aplicaciones, los isótopos son ampliamente usados en medicina, técnicas de diagnóstico por imágenes y el tratamiento del cáncer como trazadores. Además, se utilizan en datación arqueológica de rocas y materiales orgánicos.

En una investigación destinada a determinar cómo afecta la cantidad de neutrones del núcleo en las propiedades de un isótopo, un grupo de científicos propuso la siguiente hipótesis:

"Al aumentar el número de neutrones en un elemento, el isótopo resultante tendrá menor estabilidad en el núcleo"

Para probar la hipótesis, los científicos sintetizaron diferentes isótopos del mismo elemento (variando únicamente el número de neutrones) y luego midieron sus respectivas estabilidades nucleares.

De acuerdo con sus conocimientos, ¿en cuál de las opciones se identifica correctamente la *variable independiente* y *dependiente* de esta investigación?

	Variable Independiente	Variable Dependiente
A)	Estabilidad nuclear	Número de neutrones
B)	Número de neutrones	Estabilidad nuclear
C)	Cantidad de protones	Número de neutrones
D)	Número de neutrones	Cantidad de electrones

6. Durante una clase de laboratorio, los estudiantes observaron que al mezclar una solución de cloruro de sodio (NaCl) con una solución de nitrato de plata (AgNO₃), se forma un precipitado blanco. Para investigar más sobre la naturaleza de las reacciones de precipitación, ¿cuál de las siguientes preguntas sería adecuada para desarrollar una experimentación que permita profundizar en este tipo de reacciones?
- A) ¿Qué método se puede aplicar para determinar la fórmula química del precipitado formado entre NaCl y AgNO₃?
 - B) ¿Mediante qué mecanismo interaccionan los átomos en este tipo de reacciones?
 - C) En la reacción de NaCl con distintos nitratos metálicos, ¿cómo influye el tipo de catión en la formación y características del precipitado?
 - D) Observando la reacción entre NaCl y AgNO₃, ¿cómo se puede predecir la presencia o ausencia de precipitados en otras reacciones similares usando otros compuestos?

7. Durante una investigación en el laboratorio, un grupo de estudiantes pretende determinar cómo la temperatura afecta la solubilidad de una sal en agua. Para ello, planean disolver distintas cantidades de sal en recipientes con 100 mL de agua a diferentes temperaturas. Al respecto, ¿qué opción corresponde a un diseño experimental adecuado para investigar la relación entre la temperatura y la solubilidad de la sal?
- A) Medir la cantidad de sal que se disuelve en agua a temperatura ambiente y compararlo con la cantidad que se disuelve en agua hirviendo, usando la misma cantidad de agua en cada caso
 - B) Disolver cantidades crecientes de sal en agua a temperatura constante hasta que no se disuelva más sal y repetir el procedimiento a diferentes temperaturas
 - C) Utilizar diferentes sales y disolver cada una en agua a diferentes temperaturas para ver cuál se disuelve más rápido, manteniendo constante el volumen de agua
 - D) Medir la temperatura del agua con un termómetro cada 5 minutos después de disolver la sal, sin tener en cuenta la cantidad añadida y el volumen de agua
8. Un grupo de estudiantes observó que al mezclar dos líquidos transparentes en un tubo de ensayo se genera una luz brillante durante unos segundos sin un cambio aparente de temperatura. Antes de realizar un experimento para investigar este fenómeno, ¿cuál de las siguientes hipótesis es adecuada para orientar una investigación sobre este fenómeno?
- A) Si los dos líquidos producen luz al mezclarse, entonces uno de los líquidos podría ser un compuesto que emite luz al reaccionar con el otro líquido
 - B) La luz generada al mezclar los dos líquidos es el resultado de una reacción fotosensible que sólo ocurre si uno de los líquidos es agua
 - C) La emisión de luz se debe a la electricidad estática presente en el tubo de ensayo y que interacciona con la mezcla de líquidos
 - D) La luz que se emite está directamente relacionada con un aumento en la temperatura dentro del tubo y que no puede ser detectada a simple vista
9. ¿En qué modelo atómico se propuso por primera vez la idea de un átomo con un núcleo central cargado positivamente rodeado por electrones en movimiento?
- A) En el modelo de John Dalton
 - B) En el modelo de Ernest Rutherford
 - C) En el modelo de Joseph Thomson
 - D) En el modelo de Niels Bohr

10. En una clase de química, se llevó a cabo una actividad experimental para ilustrar el modelo atómico de Thomson. Los estudiantes insertaron bolitas de vidrio (electrones) en una esfera hecha de arcilla que simbolizaba la carga positiva del átomo. Cada bolita se ubicó a la misma distancia de otra. De acuerdo con la estructura que se construyó, ¿cuál debió haber sido la hipótesis inicial que tendrían que haber planteado los estudiantes?
- A) Los electrones se ubican a igual distancia del núcleo atómico
 - B) Cuanto más grande es el tamaño de un átomo, más electrones debe contener inmersos en la esfera positiva
 - C) La distribución de los electrones en un átomo está directamente relacionada con el tamaño de la esfera positiva en el que están inmersos
 - D) La distribución de los electrones en el átomo es uniforme, independientemente del número de electrones y del tamaño del átomo
11. Mientras estudiaba la naturaleza del átomo en el inicio del siglo XX, Ernest Rutherford decidió llevar a cabo un experimento utilizando partículas alfa y una fina lámina de oro. De manera sorprendente, encontró que la mayoría de estas partículas (con carga positiva) atravesaban la lámina sin ser desviadas, en tanto, sólo unas pocas se desplazaban en ángulos inesperados e incluso algunas rebotaban. Estos hallazgos llevaron a Rutherford a conceptualizar una nueva estructura del átomo.

Basándose en estos descubrimientos, ¿cuál es el principal aporte que Rutherford propuso sobre la estructura atómica?

- A) La implementación de nuevos métodos para determinar la composición elemental mediante la dispersión de partículas
- B) La concepción de un átomo donde la mayoría del espacio es vacío y en su núcleo central denso reside la carga positiva
- C) La creación de dispositivos avanzados para evaluar la carga y el peso de las entidades subatómicas
- D) La técnica de dispersión como herramienta primordial para investigar las reacciones de los átomos

12. A principios del siglo XIX, el científico inglés John Dalton realizó experimentos y observaciones que lo llevaron a proponer teorías fundamentales sobre la estructura de la materia. Su postulado central fue:

"Los elementos están formados por partículas indivisibles y únicas llamadas átomos, que participan en reacciones químicas, pero mantienen su identidad"

A partir de sus investigaciones y observaciones, Dalton concluyó lo siguiente:

- Cada elemento se compone de átomos con propiedades específicas y únicas
- Los átomos de un mismo elemento son idénticos entre sí en masa y propiedades
- Los compuestos químicos se forman al combinarse átomos de diferentes elementos en proporciones fijas
- Las reacciones químicas no crean ni destruyen átomos, sólo reorganizan la forma en que están unidos

Los planteamientos propuestos por John Dalton permitieron entender

- A) que los átomos de diferentes elementos son distinguibles y diferenciables de otros.
- B) el proceso exacto por el cual los átomos se combinan para formar compuestos.
- C) la dinámica y la energía con la que los átomos interactúan en las reacciones.
- D) la ubicación precisa de las partículas subatómicas dentro de un átomo.

13. Del análisis del siguiente ion estable del selenio:



Se concluye que el número de partículas elementales que lo conforman es

	Protones	Neutrones	Electrones
A)	34	70	32
B)	32	36	36
C)	36	34	34
D)	32	32	36
E)	34	36	36

14. Durante un control de química, se solicitó a los estudiantes evaluar algunas afirmaciones respecto de 3 átomos distintos (X, Y, R):



Considerando el número de partículas en cada uno, la única afirmación correcta en las alternativas del control debe ser:

- A) R es el átomo con más neutrones
 - B) Los 3 átomos coinciden en el número másico
 - C) Los 3 átomos contienen la misma cantidad de neutrones
 - D) Para los 3 átomos se cumple que el número de neutrones es mayor que el de protones
15. Los siguientes iones tienen distinto valor de Z



Sin embargo, presentan igual

- A) carga eléctrica.
 - B) número de neutrones.
 - C) cantidad de electrones.
 - D) número de partículas en el núcleo.
16. Un ion con carga eléctrica +4 y 10 electrones en total, debe presentar un valor de Z igual a
- A) 14
 - B) 12
 - C) 11
 - D) 10
 - E) 9
17. Para que el átomo de Litio (Z=3) quede con la misma cantidad de electrones que el átomo de Helio (Z=2) tendría que
- A) ganar un protón.
 - B) perder un electrón.
 - C) ganar un neutrón.
 - D) ganar un protón y perder un electrón.

18. Respecto de un elemento químico, se conoce la siguiente información:

- Su catión estable contiene 18 electrones
- Su núcleo contiene 20 neutrones
- La carga eléctrica del catión estable es +2

De acuerdo con lo anterior, el *número atómico* y el *número másico* para el elemento deben ser

	Número atómico	Número másico
A)	20	40
B)	18	38
C)	20	42
D)	20	38

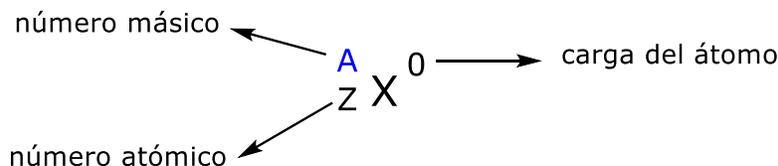
19. Un elemento químico contiene igual cantidad de protones y neutrones y entre ambas partículas suman 28 unidades. Considerando sólo esta información, sería correcto afirmar que

- A) presenta 18 electrones.
- B) posee 28 partículas subatómicas.
- C) contiene más neutrones que electrones.
- D) su núcleo es grande y posee en total 42 partículas.
- E) posee 14 protones y 14 electrones.

20. Si el ion estable del átomo de nitrógeno (N) contiene en total 8 neutrones y 10 electrones, entonces su valor de número másico debe ser

- A) 7
- B) 10
- C) 15
- D) 18

21. Respecto de la notación estandarizada de una especie química se tiene lo siguiente:



De acuerdo con lo anterior, si la simbología para un ion es ${}^{52}_{24}\text{Cr}^{+6}$, entonces el número de **neutrones** y **electrones** para la especie deben ser, respectivamente

- A) 28 y 18
- B) 28 y 21
- C) 18 y 24
- D) 52 y 28

22. Del análisis de las siguientes parejas de átomos, es correcto concluir que entre sí son:

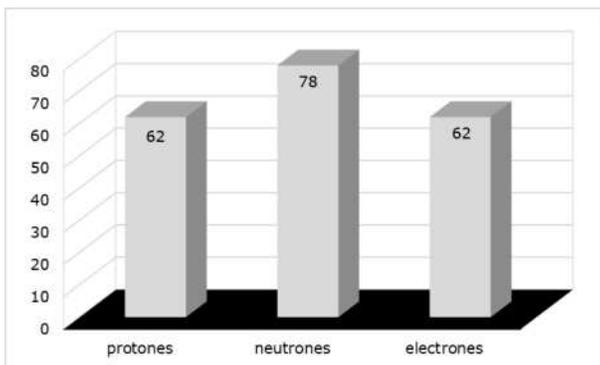
I		II	
${}^{11}_5\text{X}$	${}^{12}_6\text{Y}$	${}^{14}_6\text{W}$	${}^{14}_7\text{Z}$

	Pareja I	Pareja II
A)	isótopos	isotonos
B)	isotonos	isótopos
C)	isobaros	isotonos
D)	isotonos	isobaros
E)	isobaros	isótopos

23. ¿Cuál de las siguientes especies químicas presenta un número de electrones equivalente a la mitad del número de neutrones y en su núcleo 1/3 de su masa corresponde a protones?

- A) ${}^{10}_5\text{X}^{-5}$
- B) ${}^{15}_5\text{X}^{-1}$
- C) ${}^{30}_{10}\text{X}^{+1}$
- D) ${}^{60}_{30}\text{X}$
- E) ${}^{60}_{20}\text{X}$

24. 2 átomos (X) de un mismo elemento colisionaron en un acelerador de partículas. Luego de la interacción, el detector determinó la presencia de las siguientes cantidades de partículas:



Al respecto, si estos datos corresponden al número de partículas totales provenientes de ambos átomos, entonces es correcto afirmar que el elemento estudiado fue

- A) ${}_{62}^{140}\text{X}$
 B) ${}_{31}^{70}\text{X}^{31}$
 C) ${}_{62}^{78}\text{X}$
 D) ${}_{62}^{140}\text{X}^{62}$
 E) ${}_{31}^{70}\text{X}$

25. Respecto del elemento ${}_{12}\text{Y}$, se afirmó lo siguiente:

1. Es eléctricamente neutro
2. Corresponde a un átomo de magnesio
3. Con los datos no se puede determinar el número de neutrones de Y

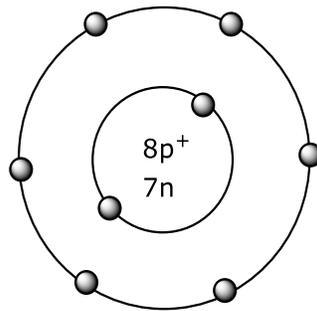
De acuerdo con sus conocimientos, ¿qué afirmación(es) se considera(n) correcta(s)?

- A) Sólo la afirmación 1
 B) Sólo la afirmación 2
 C) Sólo la afirmación 3
 D) Las afirmaciones 1, 2 y 3

26. ¿Qué combinación de partículas elementales en las alternativas corresponde al ion X^{-3} ?

	Protones	Electrones
A)	16	18
B)	17	14
C)	16	20
D)	17	16
E)	15	18

27. El siguiente es el modelo para un átomo neutro, de acuerdo con los principios establecidos por Niels Bohr:



Al respecto, considerando la información que contiene el átomo, usted podría afirmar correctamente que:

- I) Contiene 4 electrones de valencia
- II) El nivel con menor energía contiene 2 electrones
- III) El átomo puede estabilizarse como un anión con carga -2

- A) Sólo I.
- B) Sólo II.
- C) Sólo III.
- D) Sólo I y II.
- E) Sólo II y III.

28. De acuerdo con los planteamientos establecidos por Niels, un átomo que contiene en total 10 electrones debe presentar

- A) 1 nivel de energía.
- B) 2 niveles de energía.
- C) 3 niveles de energía.
- D) 4 niveles de energía.

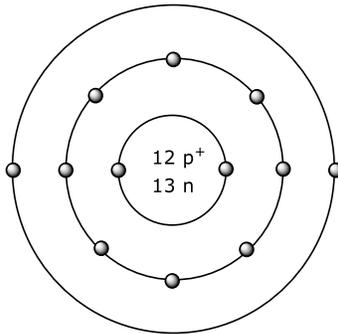
29. Cuando 1 electrón se traslada desde el nivel de energía $n=3$ al nivel $n=1$:

- I) Se emite energía en forma de fotones
- II) Se incrementa la carga eléctrica del átomo
- III) Se captan electrones y el átomo queda como anión

De las anteriores, es (son) correcta(s)

- A) sólo I.
- B) sólo II.
- C) sólo I y III.
- D) sólo II y III.

30. En clases de química, la profesora pidió a dos estudiantes que discutieran respecto del siguiente modelo para un átomo neutro:



Teniendo en cuenta los niveles de energía y las cantidades de partículas subatómicas, las estudiantes informaron lo siguiente:

María Isabel: Considerando la cantidad total de partículas y el número de niveles de energía con electrones es seguro que es un átomo voluminoso con un núcleo grande y denso. Sin duda, se trata de un átomo con una gran masa.

Rosita: El número de partículas no es directamente indicativo del volumen de un átomo ni tampoco de su masa. Además, el núcleo de cualquier átomo siempre es muy pequeño. En este caso, es un átomo que tiene 12 electrones, 2 de ellos de valencia y un número másico igual a 25.

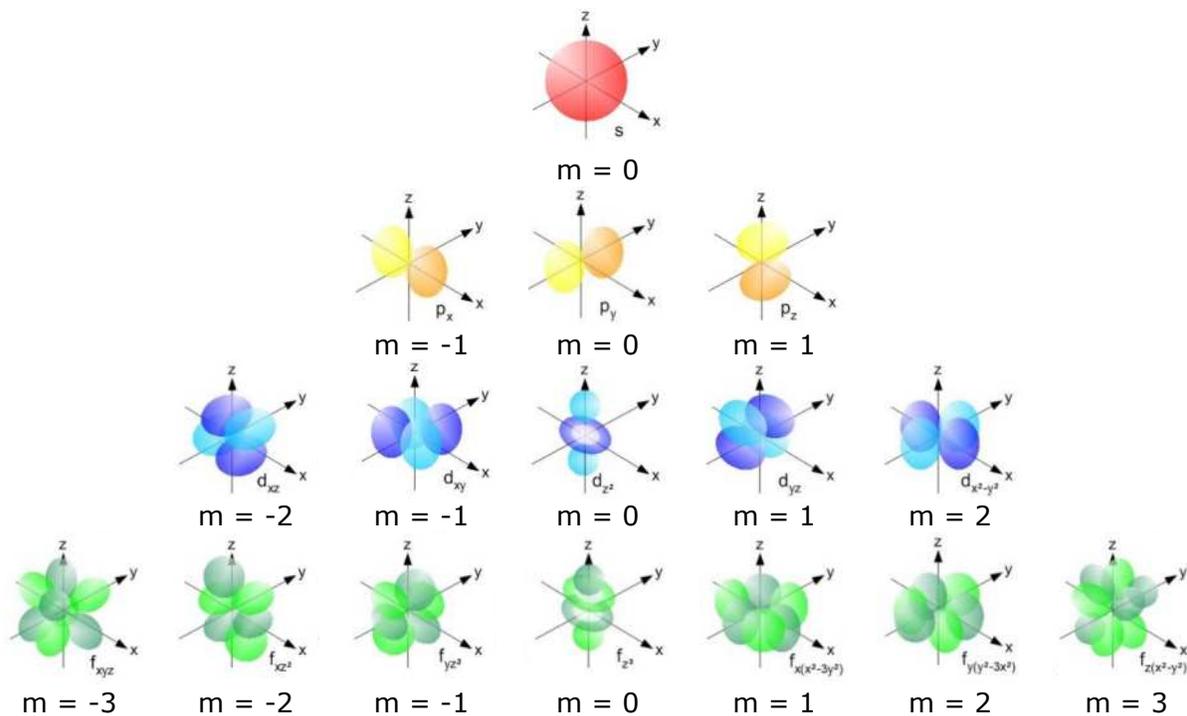
De acuerdo con lo anterior, es correcto concluir que:

- A) María Isabel está en lo correcto, pues el átomo es voluminoso y pesado
- B) Tanto Rosita como María Isabel plantearon afirmaciones incorrectas
- C) Rosita está en lo correcto, en tanto, María Isabel está equivocada
- D) Dependiendo del modelo con que se evalúe, ambas afirmaciones podrían ser correctas

NÚMEROS CUÁNTICOS Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

1. Los orbitales **s** tienen forma esférica, los orbitales **p** son lobulares y los orbitales **d** se forman por combinación de los otros.

2. **Orbitales atómicos:**



3. **Niveles y orbitales:**

Niveles de energía	Número y Tipo de orbital
$n = 1$	1 orbital \longrightarrow del tipo s
$n = 2$	4 orbitales \longrightarrow 1 del tipo s y 3 del tipo p
$n = 3$	9 orbitales \longrightarrow 1 tipo s , 3 del tipo p y 5 del tipo d
$n = 4$	16 orbitales \longrightarrow 1 del tipo s , 3 del tipo p , 5 del tipo d y 7 del tipo f

4. En general:

orbital	Valor de l	Nombre
s	0	sharp
p	1	principal
d	2	diffuse
f	3	fundamental

5. La situación energética de cada electrón está definida por cuatro **estados cuánticos**. A cada estado cuántico le corresponde un número, de modo que hay 4 números asociados a cada electrón. Estos números describen los orbitales atómicos e identifican los electrones dentro del átomo.

6. En general:

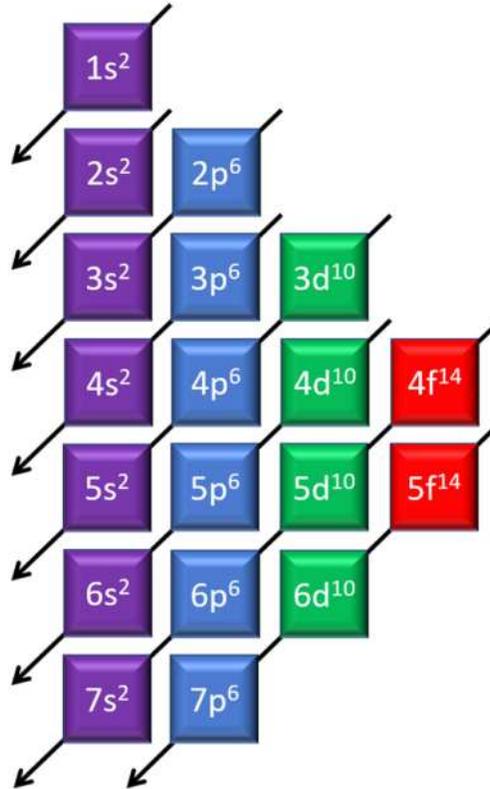
- El número **n** corresponde al nivel de energía donde se encuentra el electrón.
- El número **l** corresponde al orbital, se asocia a la forma espacial de la nube electrónica.
- El número magnético **m** se relaciona con la orientación espacial del orbital asignado.
- El número **s** describe el momento angular del electrón, es decir, su sentido de rotación.

7. La combinación correcta para los 4 números cuánticos de los 11 primeros electrones, de acuerdo con el **principio de construcción** es:

Electrón	1	2	3	4	5
n	1	1	2	2	2
l	0	0	0	0	1
m	0	0	0	0	-1
s	+1/2	-1/2	+1/2	-1/2	+1/2

Electrón	6	7	8	9	10	11
n	2	2	2	2	2	3
l	1	1	1	1	1	0
m	0	+1	-1	0	+1	0
s	+1/2	+1/2	-1/2	-1/2	-1/2	+1/2

8. La **configuración electrónica** corresponde al ordenamiento de los electrones en un átomo o ion considerando los **principios de energía (estado basal, exclusión y máxima multiplicidad)**. Para confeccionar la configuración electrónica es aconsejable seguir la secuencia planteada en el diagrama de **Möller**:



9. De acuerdo con el diagrama los orbitales **s** del cuarto nivel se llenan primero con electrones que los orbitales **d** del tercer nivel. Si un átomo contiene sus últimos electrones en los orbitales **d** del tercer nivel tendrá propiedades diferentes y se clasificará como un elemento **de transición**.
10. En general, los elementos de transición tienen propiedades metálicas y paramagnéticas.

NÚMEROS CUÁNTICOS Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

TEST DE EVALUACIÓN

NOTA: Los subtemas de números cuánticos y configuración electrónica NO están incluidos en el temario del proceso de admisión 2025, sin embargo, es importante considerar que son condicionantes para la comprensión cabal de tópicos como la posición de los Elementos de la Tabla Periódica, sus naturalezas y propiedades fisicoquímicas, las diferencias entre ellos, la notación de Lewis y las estructuras de moléculas estables. Se recomienda revisarlos y ejercitar con el siguiente set de preguntas.

1. El número cuántico que se relaciona con el nivel de energía en el que se encuentra un electrón es el
- A) número principal.
 - B) número azimutal.
 - C) número magnético.
 - D) número de espín.

2. El número cuántico que da cuenta del orbital para un electrón es el
- A) número magnético.
 - B) número azimutal.
 - C) número principal.
 - D) número de espín.

3. La combinación correcta de números cuánticos para el único electrón del átomo de hidrógeno, en estado basal, es

	n	l	m
A)	0	1	1
B)	1	0	0
C)	1	0	1
D)	1	1	1

4. Respecto de un átomo en estado basal se sabe que su último electrón se ubica en un orbital tipo p_y y su espín correspondiente tiene valor $+\frac{1}{2}$, por lo tanto, ese átomo podría ser
- A) calcio.
 - B) aluminio.
 - C) oxígeno.
 - D) azufre.
 - E) silicio.

5. La siguiente tabla está incompleta y contiene la combinación de números cuánticos del último electrón del átomo de carbono (${}^6\text{C}$):

n	l	m
2	a	b

De acuerdo con sus conocimientos, los valores de **a** y **b** deben ser respectivamente

- A) 1 y 0
B) 1 y 1
C) 0 y 0
D) 0 y 1
6. La configuración electrónica del ion X^{-2} es $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6$, por lo tanto, se puede afirmar correctamente que su último electrón
- I) está en el tercer nivel de energía.
II) está apareado con otro electrón.
III) es el de menor energía en el átomo.
- A) Sólo II.
B) Sólo III.
C) Sólo I y II.
D) Sólo I y III.
7. 2 átomos se consideran **representativos** cuando
- A) coinciden en el número de electrones.
B) están en un mismo grupo de la Tabla.
C) tienen menos de 3 niveles de energía con electrones.
D) sus electrones de valencia están en orbitales tipo s o p.
8. La configuración electrónica del ion X^{+3} es $1s^2, 2s^2 2p^6$, por lo tanto, se puede afirmar correctamente que
- A) el catión X^{+3} es un gas inerte.
B) X es un átomo del período 3.
C) X tiene 3 niveles completos con electrones.
D) el ion X^{+3} tiene más electrones que el átomo X.

9. La siguiente configuración electrónica corresponde al ion fluoruro (F^{-1}):



Respecto de ella se afirmó lo siguiente:

- I) El átomo neutro tiene 9 electrones
- II) En la Tabla el átomo se ubica en el grupo VII-A
- III) El ion es isoelectrónico con el gas neón ($_{10}Ne$)

- A) Sólo I.
- B) Sólo III.
- C) Sólo I y II.
- D) Sólo I y III.
- E) I, II y III.

10. Considere la siguiente configuración electrónica para un átomo neutro:



Al respecto, sólo con esta información, sería correcto afirmar que

- A) el átomo es del grupo I-A.
- B) el átomo debe ser hidrógeno.
- C) el átomo es un gas inerte.
- D) el átomo tiene 2 niveles de energía con electrones.

11. En clases de química, el profesor les pidió a sus alumnos anotar la simbología correcta de un ion con las siguientes características:

- Es un catión
- Es isoelectrónico con el argón (Ar)

Según lo anterior, la notación del ion será

- A) $_{15}X^{+3}$
- B) $_{14}Y^{+4}$
- C) $_{12}Z^{+2}$
- D) $_{16}R^{+4}$
- E) $_{20}W^{+2}$

12. La configuración electrónica basal del átomo de neón ($_{10}Ne$) es

- A) $1s^2, 2s^2 2p^8$
- B) $1s^2, 2s^2 2p^{10}$
- C) $1s^2, 2s^2 2p^5 3s^5$
- D) $1s^2, 2s^2 2p^6$

13. De acuerdo con sus conocimientos, ¿cuántos electrones por nivel tiene el elemento cloro ($_{17}\text{Cl}$)?

	1 ^{er} Nivel de energía	2 ^o Nivel de energía	3 ^o Nivel de energía
A)	2	8	7
B)	2	6	9
C)	2	5	10
D)	2	7	8

14. El último electrón del átomo de litio ($Z=3$)

- I) se ubica en el nivel $n=2$.
- II) está en un orbital tipo s.
- III) se encuentra apareado con otro electrón.

De las anteriores, es (son) correcta(s)

- A) sólo II.
- B) sólo III.
- C) sólo I y II.
- D) sólo II y III.

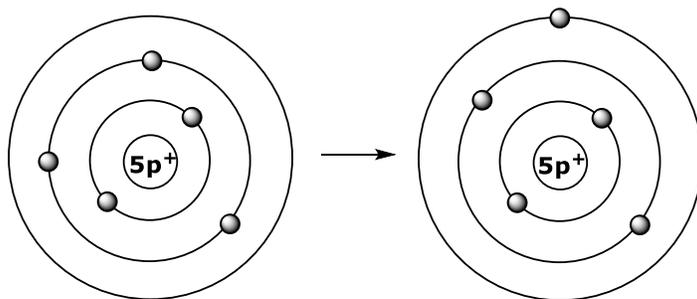
15. ¿Cuántos electrones tiene en su nivel más externo el átomo de fósforo ($_{15}\text{P}$)?

- A) 2
- B) 3
- C) 4
- D) 5
- E) 6

16. ¿Cuál de las siguientes secuencias de orbitales es la correcta para disponer los electrones de un átomo?

- A) $1s\ 2s\ 2p\ 3s\ 3p\ 3d$
- B) $1s\ 2s\ 2p\ 3s\ 3p\ 4s$
- C) $1s\ 2s\ 2d\ 3s\ 3p\ 3d$
- D) $1s\ 2p\ 3s\ 3p\ 4s\ 3d$

17. Considere el siguiente cambio en un átomo:



Según sus conocimientos, sería correcto afirmar que

- A) cambió el número de electrones.
- B) el átomo se convirtió en un anión.
- C) ocurrió un cambio de energía en el átomo.
- D) la configuración electrónica del átomo no cambió.

18. La configuración electrónica para el aluminio (Al) es la siguiente:



Según esta información el aluminio

- I) tiene un valor de Z igual a 13.
- II) tiene sólo 1 electrón de valencia.
- III) se estabiliza captando 3 electrones.

De las anteriores, es (son) correcta(s)

- A) sólo I.
- B) sólo II.
- C) sólo I y II.
- D) sólo I y III.

19. ¿Cuál es la configuración electrónica externa del elemento **azufre** ($_{16}\text{S}$)?

- A) $1s^2$
- B) $2s^2 2p^6$
- C) $3s^2 3p^4$
- D) $4s^2 3d^4$

20. Si el átomo de sodio ($Z=11$) cede 1 electrón, su configuración electrónica externa cambiará a

- A) $3s^2$
- B) $2p^5$
- C) $3s^1$
- D) $2s^2 2p^6$

LA TABLA PERIÓDICA

Tabla Periódica de los Elementos Químicos

Legend:

- Sólido (White)
- Líquido (Light Blue)
- Gas (Pink)
- Síntico (Yellow)

Callout for Iron (Fe):

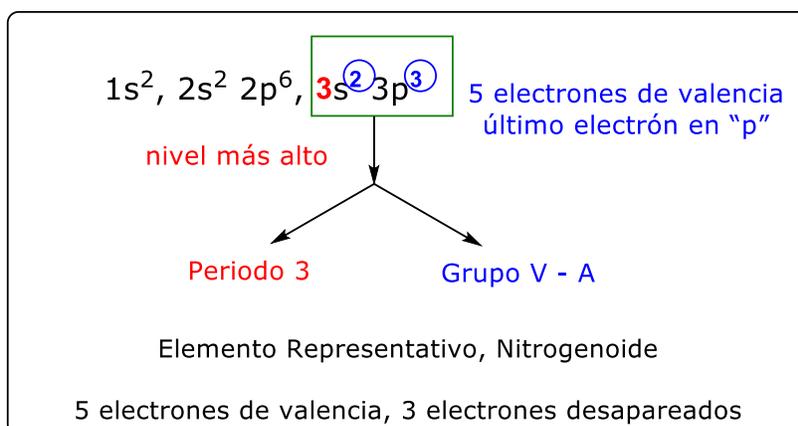
- Número atómico: 26
- Símbolo química: Fe
- Nombre: Hierro
- Estado de oxidación (Se más estables en negrita):

1. El comportamiento químico de los átomos está determinado por su configuración electrónica, siendo la distribución en el nivel más externo la que determina su reactividad, naturaleza y posición en la Tabla Periódica.
2. Los elementos se disponen en columnas (**grupos**) de acuerdo con el número de electrones de valencia. También se ubican en filas (**períodos**) de acuerdo con el número de niveles de energía que poseen.
3. En la Tabla Periódica existen 18 grupos designados con numeración romana a los que se les adiciona una letra (A ó B). Los elementos A se denominan *representativos*, mientras que los elementos B, *de transición*.
4. Los elementos **representativos** tienen sus últimos electrones sólo en orbitales **s** o **p**. Los elementos de **transición** tienen sus últimos electrones en orbitales **d** o **f**.
5. Cada período de la Tabla comienza con un metal alcalino y culmina con un gas noble (con excepción del período 1).

6. **Familias de elementos representativos:**

GRUPO	ELECTRONES DE VALENCIA ($n \geq 2$)	FAMILIA
IA	ns^1	METALES ALCALINOS
IIA	ns^2	METALES ALCALINOTÉRREOS
IIIA	ns^2np^1	BOROIDES O TÉRREOS
IVA	ns^2np^2	CARBONOIDES
VA	ns^2np^3	NITROGENOIDES
VIA	ns^2np^4	ANFÍGENOS O CALCÓGENOS
VIIA	ns^2np^5	HALÓGENOS
VIIIA	ns^2np^6	GASES NOBLES O INERTES

7. Ejemplo para comprender la información que se obtiene a partir de la configuración electrónica de un átomo, en estado basal:



8. Características de los **elementos metálicos**:

- Casi todos son sólidos a temperatura ambiente
- Son excelentes conductores del calor y la corriente eléctrica
- Pueden formar óxidos estables si reaccionan con el oxígeno del aire
- Son dúctiles, maleables y tienen brillo

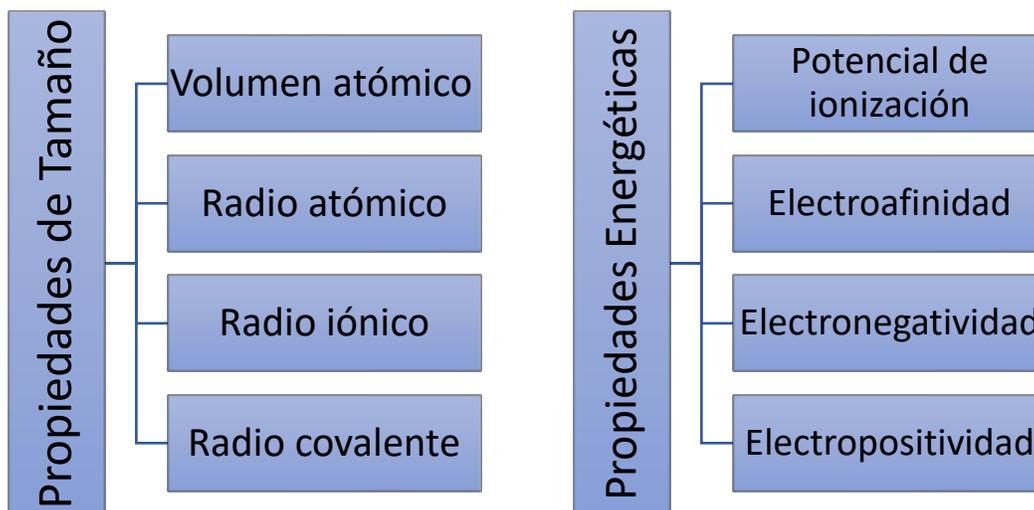
9. Características de los **elementos no metálicos**:

- Son malos conductores del calor y la corriente eléctrica
- No tienen brillo ni tampoco son dúctiles y maleables
- También pueden reaccionar con el oxígeno del aire formando óxidos
- Su ubican a la derecha de la Tabla Periódica

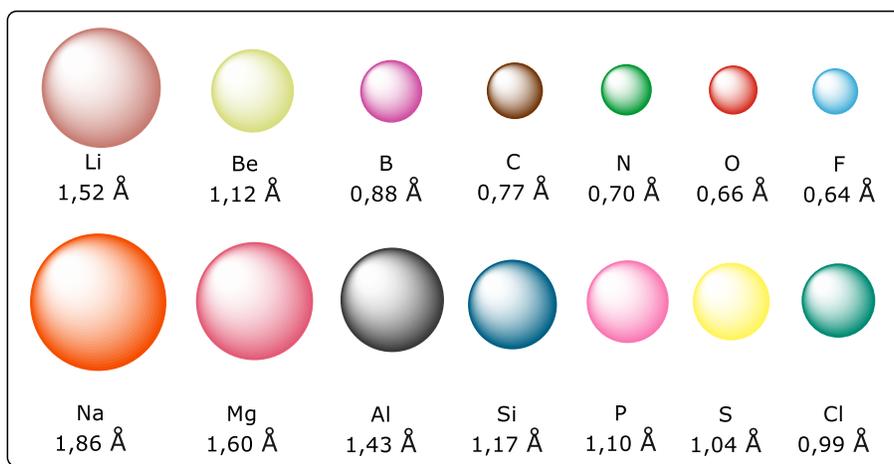
10. En general, todos los átomos tienden a estabilizarse electrónicamente, ganando, perdiendo o compartiendo electrones.
11. La tendencia de los metales es estabilizarse perdiendo electrones, en tanto, los no metales presentan una doble posibilidad: ganar o perder electrones (dependiendo con que átomos se enlacen).
12. El número de oxidación de los metales sólo es positivo, en tanto, los no metales pueden presentar estados de oxidación negativos y positivos.

13. **Importante:** *A pesar de que las propiedades periódicas de los Elementos son un subtema que no se evaluará de forma directa en la Prueba de Acceso a la Educación superior (PAES), sí es relevante conocerlas, evaluarlas y estudiar sus variaciones, pues se relacionan con los tópicos relativos al enlace químico y permiten tener una mejor comprensión, no sólo de las razones que fundamentan las interacciones entre los átomos, sino también, otorgan un enfoque global sobre la gran mayoría de las propiedades de los compuestos orgánicos e inorgánicos.*

14. Las propiedades periódicas son propiedades físicas de los átomos que varían en la Tabla de acuerdo con el número atómico y la posición de los elementos.
15. La **periodicidad** se relaciona con la variación de alguna propiedad física de un átomo en función del aumento o disminución de Z.
16. La masa atómica y el calor específico NO se consideran propiedades periódicas.
17. Algunas de las propiedades periódicas más comunes:

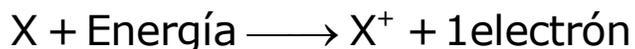


18. Se define **radio atómico** como la distancia entre el núcleo de un átomo y el último electrón que contiene, siempre que se asuma al átomo como una esfera dura. A partir del valor de radio atómico es posible deducir el volumen (tamaño) de un elemento.
19. El tamaño de un átomo o ion (radio) es directamente proporcional al número de niveles de energía con electrones e inversamente proporcional la carga eléctrica del núcleo.
20. El **radio metálico** es la mitad de la distancia entre los centros de 2 átomos adyacentes.
21. El **radio covalente** es la mitad de la distancia entre los centros atómicos de una molécula diatómica simétrica (Cl_2 , F_2 , H_2 , por ejemplo).
22. **El radio de un átomo aumentará al descender en un grupo.**
23. **En un período el radio atómico disminuirá siempre de izquierda a derecha.**
24. Variación del radio atómico:

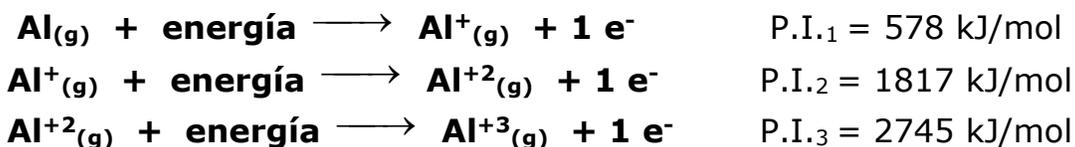


25. Se define carga nuclear efectiva (Z_{ef}) como la carga con que el núcleo atrae a los electrones más externos. Este factor depende de 2 variables: el número atómico y el efecto de pantalla. La carga nuclear efectiva permite discriminar y comparar el tamaño de iones o átomos con distinto valor de Z e igual cantidad de electrones.
26. En la Tabla Periódica se verifica que mientras mayor es el valor de Z_{ef} , menor es el radio de la especie química (átomo o ion). Lo anterior implica que mientras más positivo es un ion en una serie isoelectrónica, menor será su tamaño.

27. En general: **el radio de un catión siempre será menor que el radio de su propio átomo neutro. Por el contrario, el radio de un anión siempre será mayor que el de su átomo.**
28. Se define **energía de ionización** (potencial de ionización: P.I.) como la mínima energía necesaria para extraer un electrón desde el estado fundamental de un átomo o ion gaseoso. Este proceso es endergónico, por lo tanto, requiere de energía para su ocurrencia. La ecuación que da cuenta del potencial de ionización es la siguiente:



29. En un átomo pueden haber 1 o más potenciales de ionización, dependiendo del número de electrones que se extraigan, por ejemplo, para el átomo de aluminio se tiene que:



En este caso (y en todos) se cumple que: **P.I.₁ < P.I.₂ < P.I.₃**

30. Los gases inertes presentan los mayores valores de energía de ionización. El helio tiene el mayor valor de energía de ionización de la Tabla Periódica.
31. Los menores valores de P.I. lo presentan los metales alcalinos del grupo I-A.
32. En un grupo de la Tabla, el P.I. aumenta si el número atómico disminuye. En cambio, en un período, el P.I. aumenta conforme se incrementa el valor de Z.
33. La **afinidad electrónica** (electroafinidad) es una medida de la tendencia de un átomo a captar (ganar) un electrón. Cuanto mayor sea este valor, más factible es que el átomo se transforme en un anión estable. Se entiende también, como la energía liberada cuando un átomo, en estado gaseoso, capta 1 electrón. La ecuación general para la afinidad electrónica es:

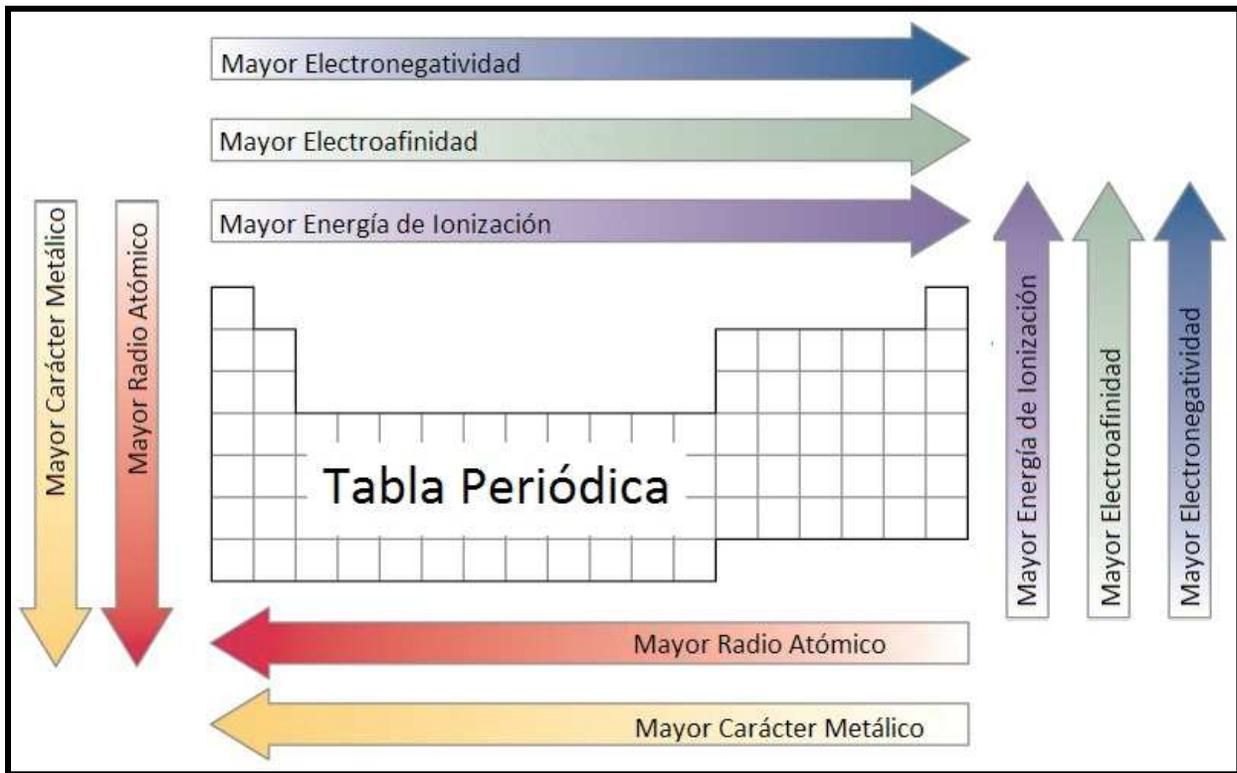


34. Como se trata de energía liberada, el proceso se considera exergónico.
35. Los gases inertes son los únicos átomos del sistema periódico que no experimentan afinidad electrónica.

36. En un período, conforme aumenta el valor de Z, también aumenta el valor de afinidad electrónica. En cambio, en un grupo, este valor disminuye conforme aumenta el número de protones del átomo.
37. Los metales de los grupos I-A y II-A tienen bajos valores para la afinidad electrónica.
38. El cloro (en vez del flúor) es el átomo con mayor afinidad electrónica.
39. La **electronegatividad** (E.N) es la tendencia de un átomo en una molécula para atraer los electrones compartidos hacia su nube o densidad electrónica. Se trata de una *capacidad*, por lo tanto, no es una propiedad observable o medible en términos energéticos. En 1930 Linus Pauling planteó una escala de E.N donde el mayor valor se le asignó al Flúor (4,0), en tanto el valor mínimo lo presentan Cesio y Francio (0,7).
40. Oxígeno (3,5), Cloro (3,2) y Nitrógeno (3,0) le siguen al flúor en la escala de E.N.
41. La E.N aumenta en un período conforme se incrementa el valor de Z, en cambio, disminuye su valor en un grupo si aumenta el número de protones por átomo.
42. El carácter metálico es la tendencia de un átomo a perder electrones. Se puede entender también como electropositividad. Esta propiedad varía igual que el radio atómico, es decir, aumenta con el incremento de Z en un grupo y la disminución de Z en un período.
43. Resumen de las propiedades antes mencionadas:

Potencial de ionización (PI)	Energía que debe entregarse a un átomo (en estado gaseoso) para sacar su electrón más débilmente retenido. <u>Los gases nobles son los de mayor PI y los metales los de menor PI.</u>
Electroafinidad (EA)	Energía liberada por un átomo gaseoso al captar un electrón. Los gases nobles no presentan EA, los metales tienen EA casi nulas y los no metales altos valores de EA.
Electronegatividad (EN)	Tendencia de un átomo a atraer electrones compartidos. Los gases nobles no presentan EN, los metales tienen una baja EN y los no metales un alto valor de EN.
Electropositividad	Tendencia de un átomo a ceder electrones, los metales son los más electropositivos (los menos electronegativos).

44. Resumen de las variaciones en las propiedades periódicas en grupos y períodos:



LA TABLA PERIÓDICA

TEST DE EVALUACIÓN

Nota: Si bien las propiedades periódicas de los elementos NO serán directamente evaluadas en la Prueba oficial, son conceptos fundamentales para comprender las nociones de enlace interatómico, algunas magnitudes y las diferencias en las propiedades de muchos compuestos inorgánicos y orgánicos. Se solicita desarrollar y resolver, totalmente, el siguiente set de preguntas, en donde algunas de ellas se evalúan tópicos relativos a las propiedades magnéticas.

1. ¿En cuál de las opciones que se plantean, la carga eléctrica que adopta el átomo cuando se estabiliza está INCORRECTA?

Ver Tabla Periódica

- A) ${}_{12}\text{Mg} \longrightarrow {}_{12}\text{Mg}^{+2}$
B) ${}_{17}\text{Cl} \longrightarrow {}_{17}\text{Cl}^{-1}$
C) ${}_{13}\text{Al} \longrightarrow {}_{13}\text{Al}^{+2}$
D) ${}_{16}\text{S} \longrightarrow {}_{16}\text{S}^{-2}$

2. ¿Cuál de las siguientes opciones cuenta con la cantidad correcta de electrones y niveles de energía para un *no metal en estado basal*?

	n = 1	n = 2	n = 3
A)	2	1	0
B)	2	4	0
C)	2	6	1
D)	2	8	2
E)	2	7	3

3. ¿Cuál de los siguientes datos permite conocer la ubicación de un elemento en un grupo específico de la Tabla Periódica?

- A) El número total de neutrones en el núcleo
B) El número total de electrones en el átomo
C) El número de niveles de energía con electrones
D) El número de electrones de valencia del elemento

4. Los elementos **X** e **Y** son vecinos en la Tabla y pertenecen al período 2. Respecto de ellos se sabe lo siguiente:

X = 5 electrones de valencia

Y = 6 electrones de valencia

Con esta información, se verifica que los números atómicos para **X** e **Y** deben ser respectivamente

- A) 1 y 2
B) 7 y 8
C) 3 y 4
D) 5 y 6
5. Teniendo en cuenta los siguientes datos para un átomo neutro y en estado fundamental, un estudiante concluyó lo siguiente:

Nivel de Energía	n=1	n=2	n=3
Nº de electrones	2	8	4

El átomo es del tercer período, contiene cuatro electrones de valencia y se ubica en el grupo de elementos carbonoides

De acuerdo con sus conocimientos, es correcto afirmar que

- A) no es posible establecer la conclusión, pues se desconoce el número atómico del elemento.
B) sólo se puede saber el grupo al cual pertenece el elemento, lo demás no, pues se desconoce su estado energético.
C) sólo es posible conocer el período al que pertenece el átomo, lo demás no, pues se desconoce si contiene más niveles de energía con electrones.
D) toda la información que concluye el estudiante es correcta y posible de determinar con los datos entregados.
6. ¿Qué opción contiene la información correcta de un elemento cuyo valor de Z es 21?

	Tipo de Elemento	Grupo	Período
A)	Representativo	II-A	3
B)	Representativo	I-A	4
C)	De transición	IV-B	3
D)	Representativo	II-A	4
E)	De transición	III-B	4

7. Respecto de los átomos del grupo VI-A de la Tabla Periódica, se afirmó lo siguiente:

- I) Son metales
- II) Son todos sólidos
- III) Son representativos

De las anteriores, es (son) correcta(s)

- A) sólo I.
- B) sólo II.
- C) sólo III.
- D) sólo I y III.

8. Si 2 elementos químicos representativos presentan la misma cantidad de electrones de valencia, entonces deben

- A) ser con seguridad isótopos entre sí.
- B) estar ubicados en el mismo período de la Tabla Periódica.
- C) presentar similares valores de electronegatividad.
- D) tener idénticos valores para el número másico.
- E) pertenecer al mismo grupo de la Tabla Periódica.

9. En la siguiente tabla se indican los datos de posición para un átomo:

Átomo	Fila (Período)	Columna (Grupo)
X	4	1 (I-A)

Respecto de lo anterior, se afirmó lo siguiente:

- Nº1: X es metálico
- Nº2: X es vecino del átomo ${}_{20}Y$
- Nº3: X tiene sólo 1 electrón de valencia
- Nº4: X cede 1 electrón a ${}_{9}F$ y queda con 10 electrones

De acuerdo con el análisis, sería INCORRECTO afirmar lo planteado en:

- A) Nº1
- B) Nº2
- C) Nº3
- D) Nº4

10. Un átomo que se ubica en el período 4 y grupo 17 (VII-A), pertenece a la familia de elementos

- A) metálicos.
- B) anfígenos.
- C) nitrogenoides.
- D) semimetálicos.
- E) halógenos.

11. Al comparar los elementos *representativos* con los *de transición*, se concluye que los primeros
- corresponden únicamente a átomos no metálicos.
 - reaccionan más fácilmente con el oxígeno formando óxidos metálicos.
 - son mejores conductores de la electricidad en comparación con los segundos.
 - suelen formar compuestos con carga eléctrica, en cambio los segundos no.
 - forman enlaces donde participan los electrones de nivel más externo de energía.
12. ¿En cuál de las siguientes opciones se describe de manera correcta a los elementos del grupo I-A conocidos como *metales alcalinos*?
- Son metales altamente densos y con elevados puntos de fusión
 - Reaccionan violentamente con el agua generando gas hidrógeno
 - Son todos líquidos a temperatura y presión ambiental
 - Contienen cinco electrones en su capa de valencia
13. Considerando las propiedades periódicas de los elementos de la Tabla Periódica, sería correcto afirmar (en general) que:
- Los gases inertes tienen los mayores valores de energía de ionización
 - En cada período los metales alcalinos son los átomos con menor tamaño
 - A temperatura ambiente la gran mayoría de los elementos son gases inertes
 - Sólo los metales alcalinos se encuentran en estado sólido a temperatura ambiente
14. Considere el siguiente esquema resumido de la Tabla Periódica, donde se identifican 3 elementos distintos **R**, **T** y **D**:

R										T						D	

De acuerdo con sus posiciones, es correcto afirmar que

- R y D son elementos de transición.
- T es el átomo con mayor electronegatividad.
- D es un elemento halógeno.
- R es un no metal.

15. Respecto de 2 elementos **X** e **Y** se sabe lo siguiente:

- **X** tiene menor valor de Z que **Y**
- Ambos son gases inertes

De acuerdo con lo anterior, ¿cuál de los siguientes fragmentos de la Tabla contiene a los posibles elementos?

A)

X
Y

B)

Y
X

C)

X	
	Y

D)

X	Y
---	---

E)

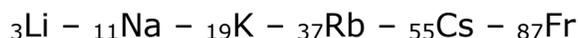
Y	X
---	---

16. Respecto de los elementos del grupo de metales alcalinos un alumno extrajo de un libro de química la siguiente información:

“Son todos blandos, de color blanquecino y muy reactivos en presencia del oxígeno del aire. Además, se pueden cortar fácilmente con un cuchillo. Sus temperaturas de fusión son bajas y disminuyen en forma continua con el aumento del número atómico. Sus densidades son también bajas y no superan los 2,0 g/mL.

Respecto de sus conductividades eléctricas se sabe que son muy elevadas, siendo capaces de emitir electrones si interaccionan con la luz. Esta capacidad para ceder electrones los convierte en elementos altamente reactivos, especialmente frente al agua en cualquiera de sus estados físicos.”

Teniendo en cuenta esta información y considerando que en el grupo de metales alcalinos está:



Sería correcto afirmar que:

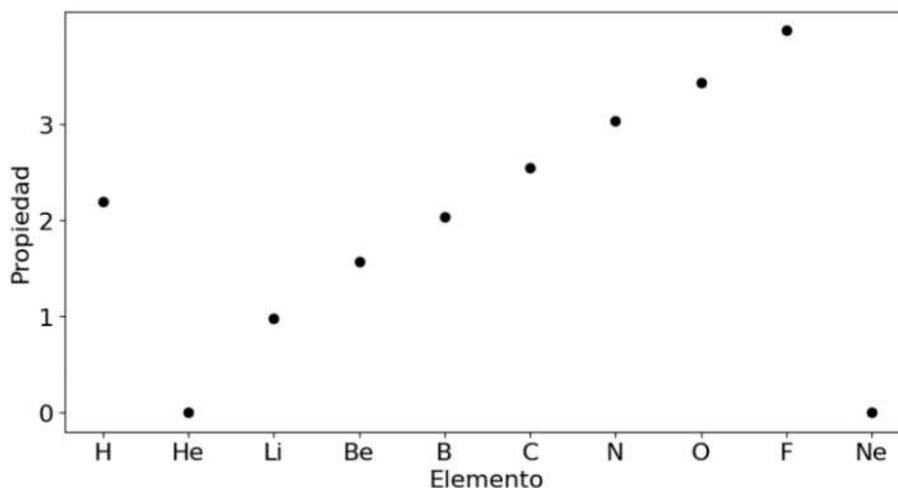
- A) Litio y sodio son más oscuros que cesio y francio
- B) Los de menor valor de Z son más reactivos que los elementos más pesados
- C) Francio es un átomo que se estabiliza cediendo más electrones que el litio
- D) Mientras más alto es el valor de Z, menor cantidad de electrones de valencia presentan los átomos
- E) De todos los elementos presentados, el francio es el que funde a menor temperatura

17. Durante una clase de química relacionada con las propiedades de los elementos, un profesor mostró una lámina del elemento silicio y explicó a los estudiantes lo siguiente:

"El silicio pertenece al grupo 14 de la Tabla Periódica y posee una capacidad limitada para conducir la electricidad. No es tan buen conductor como el cobre."

Con base en esta información, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- A) El silicio es un no metal debido a que presenta propiedades aislantes
 - B) El silicio es un metal alcalino que se ubica en el cuarto período del grupo 14
 - C) El silicio es un metal, así que, debe ubicarse con seguridad al lado izquierdo de la tabla
 - D) El silicio es un metaloide, así que, presenta propiedades intermedias entre los metales y los no metales
18. En el siguiente gráfico se muestra la variación de una propiedad magnética en los primeros 10 elementos de la Tabla Periódica:



Al respecto, de acuerdo con el análisis de los datos, es correcto afirmar que la propiedad graficada es la (el)

- A) energía de ionización.
 - B) afinidad electrónica.
 - C) electronegatividad.
 - D) carácter metálico.
19. ¿Cuál de las siguientes es la característica más distintiva de los átomos *halógenos* en la Tabla Periódica?
- A) Tienen baja reactividad y rara vez forman compuestos
 - B) Presentan brillo metálico y son buenos conductores de electricidad
 - C) Son gases con poca reactividad y bajas temperaturas de fusión y ebullición
 - D) Tienen tendencia a captar un electrón de otro átomo para estabilizarse
 - E) Dada su alta estabilidad química se encuentran en forma atómica en la naturaleza

20. Teniendo como información la posición de los átomos en la Tabla Periódica, ¿en cuál opción están ordenados de forma **creciente** respecto de sus valores de *electronegatividad*?

- A) Oxígeno < flúor < nitrógeno
- B) Nitrógeno < oxígeno < flúor
- C) Flúor < nitrógeno < oxígeno
- D) Oxígeno < nitrógeno < flúor

21. Suponga la siguiente situación hipotética:

2 átomos diferentes interactúan y uno de ellos transfiere 1 electrón al otro. En tal situación se generan iones con distinta carga, pero isoelectrónicos.

En tal condición, es correcto afirmar que

- A) el átomo más electronegativo queda estabilizado como un anión.
- B) el átomo más electronegativo transfiere el electrón al menos electronegativo.
- C) el átomo que cede el electrón de inmediato capta otro del medio y queda estable.
- D) los átomos que interactúan deben tener, por definición, un bajo valor de electronegatividad.

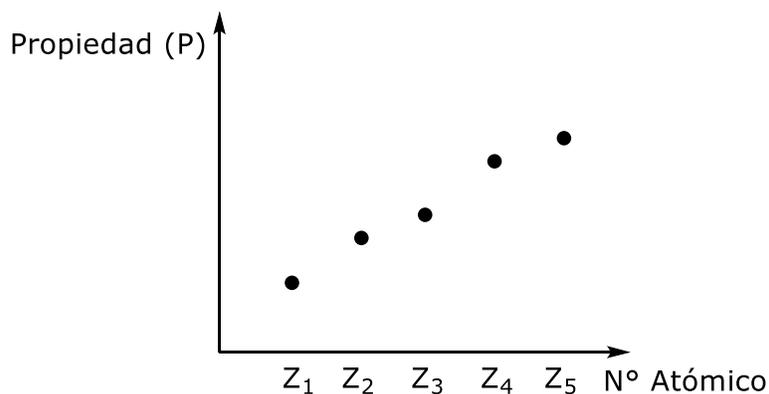
22. En la fracción de la Tabla Periódica que se muestran se posicionan los siguientes 4 átomos:

I-A		III-A	IV-A
${}_1\text{H}$			
X		Y	
			W

En un intento por diferenciarlos, un alumno planteó 4 afirmaciones. De acuerdo con sus conocimientos y el análisis, la única correcta es

- A) X e Y son átomos que contienen la misma cantidad de electrones de valencia.
- B) dada la posición de Y, es el único de los 4 que se estabiliza cediendo electrones.
- C) W no es metal y tiene el mayor valor de número atómico.
- D) X e Y son elementos no metálicos con alta electronegatividad.

23. En un libro de química se describe con el siguiente gráfico la relación entre una propiedad física y los valores crecientes de Z , no necesariamente consecutivos, de algunos átomos:



De acuerdo con la tendencia observada, ¿cuál de las siguientes es una inferencia posible o probable respecto de los datos que se entregan?

- A) La propiedad P no depende del número de electrones de valencia de los átomos
 - B) Conforme disminuye el número de protones, menos reactivo es el átomo
 - C) El valor de P es mayor en Z_5 que en Z_3 , pues el primero contiene más electrones
 - D) Es seguro que el átomo Z_6 debe presentar el valor de propiedad P más alto
24. En un estudio realizado en un laboratorio, se investigó la conductividad eléctrica de diferentes elementos de la Tabla Periódica. Se observó que el Litio (Li), un metal alcalino, presentó una conductividad eléctrica significativamente alta, mientras que el Oxígeno (O), un no metal, mostró una conductividad eléctrica prácticamente nula.

Con base en los resultados anteriores y con el objetivo de ampliar la investigación, ¿cuál sería el procedimiento más adecuado para estudiar la conductividad eléctrica de otros elementos en la Tabla Periódica?

- A) Realizar mediciones sistemáticas en otros metales alcalinos y comparar sus niveles de conductividad eléctrica con el Litio
- B) Comparar únicamente el Litio con elementos de transición, sin considerar otros átomos de otros grupos de la Tabla Periódica
- C) Asumir que el Litio es una excepción y no tomarlo como referencia en estudios futuros
- D) Estudiar exclusivamente el Litio a diferentes temperaturas, sin considerar otros elementos

25. Tamara, una aventajada estudiante de química, decidió investigar los estados físicos de los elementos del grupo VII-A. En su estudio, recopiló la siguiente información:

Elemento	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
Flúor	-219,62	-188,12
Cloro	-101,50	-34,04
Bromo	-7,20	58,80
Yodo	113,50	184,30

Con base en su investigación y considerando una temperatura de 25°C, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta respecto del estado físico de los átomos estudiados?

- A) Flúor y cloro son gases a 25°C, en tanto, bromo es líquido y yodo es sólido
 - B) Bromo y yodo son gases a 25°C, en tanto, flúor y cloro son sólidos cristalinos
 - C) Flúor, cloro y bromo son líquidos a 25°C, en tanto, yodo es el único en fase gas
 - D) Flúor, cloro y yodo son sólidos a 25°C, en tanto, bromo es un gas altamente inflamable
26. Un estudiante afirmó que los elementos no metálicos presentan mayor electronegatividad conforme se acercan al flúor en la Tabla Periódica. Al respecto, ¿cuál de las siguientes estrategias proporcionaría la mejor evaluación respecto de la veracidad de la afirmación planteada por el estudiante?
- A) Revisar la electronegatividad de cada elemento no metálico y correlacionarla con su número atómico
 - B) Comparar la electronegatividad de los elementos no metálicos con la de los metales para establecer diferencias generales
 - C) Observar las tendencias en los valores de electronegatividad sólo en el grupo de los metales alcalinos y extrapolar los resultados para todos los otros elementos no metálicos
 - D) Estudiar la variación de la electronegatividad de los elementos no metálicos en cada período y grupo conforme se acercan a la posición ocupada por el flúor

27. Considere la siguiente tabla con datos de energía de ionización (1° E.I) para algunos elementos del tercer período:

Elemento	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
1ª Energía de Ionización (kJ/mol)	496	738	577	786	1012	999	1251

Según los datos y sus conocimientos previos, ¿cuál de las siguientes conclusiones es correcta?

- A) La primera energía de ionización aumenta desde Na a Cl, debido a un cambio en la carga nuclear de los átomos
- B) El aluminio tiene un valor para la primera energía de ionización mayor que el de magnesio debido a que tiene más neutrones en su núcleo
- C) El fósforo tiene un valor para la primera energía de ionización más alto que el del azufre porque es un átomo con más electrones
- D) El sodio presenta el mayor valor para la primera energía de ionización respecto de los otros átomos debido a que es el átomo más electronegativo en su período

28. Los elementos situados en un mismo grupo de la Tabla Periódica tienden a mostrar patrones similares en sus propiedades químicas y físicas debido a la configuración de sus electrones de valencia. En esta situación, los elementos representativos y de transición dentro de un grupo tendrán reactividades químicas comparables y, a menudo, formarán compuestos con características físicas similares.

Al respecto, lo descrito en el párrafo anterior corresponde a un(a)

- A) registro de datos basado en la percepción directa de las tendencias en la Tabla Periódica, sin interpretaciones o explicaciones adicionales.
- B) información donde se describe un patrón observado consistentemente en los elementos de la Tabla Periódica y que sirve como una regla para comprender y predecir el comportamiento químico de los átomos.
- C) marco conceptual donde se explica de manera fundamentada un conjunto de observaciones hipotéticas relativas a la organización y comportamiento de los elementos.
- D) información preliminar que no ha sido ampliamente verificada, pero que sugiere una posible explicación para las tendencias y relaciones entre los elementos de la tabla periódica.

29. Durante un experimento de laboratorio, una estudiante observó que, al sumergir trozos de diferentes metales en agua, algunos reaccionaban formando burbujas de gas, mientras que otros no mostraban ninguna evidencia de reacción. Con base en esta observación, la estudiante decidió consultar en la Tabla Periódica a fin de obtener más información respecto del comportamiento de estos metales.

Según lo anterior, ¿cuál de las siguientes preguntas científicas podría ser resuelta mediante una investigación y permitiría explicar las diferencias de reactividad de los metales analizados?

- A) ¿En qué otro solvente los metales pueden reaccionar generando gases?
 - B) ¿Qué relación existe entre la densidad de un metal y la velocidad de la reacción con el agua?
 - C) ¿Qué relación existe entre la posición de los metales en la Tabla Periódica y su reactividad frente al agua?
 - D) ¿Qué otros productos se generan en la reacción de algunos metales con el agua a diferentes temperaturas?
30. Para un trabajo de colegio, unos estudiantes investigaron la reactividad de varios no metales al ser expuestos a gas hidrógeno, a temperatura constante. Los elementos seleccionados para el estudio fueron flúor, cloro y bromo. La reacción de cada uno con hidrógeno generó compuestos diferentes y las distintas velocidades de reacción se usaron como base para determinar y establecer la reactividad relativa de cada elemento. Al final del experimento, los estudiantes compararon sus resultados.

De acuerdo con lo anterior, ¿qué acción debieron considerar los estudiantes al momento de determinar las reactividades y poder compararlas?

- A) Calcular la energía de activación de cada reacción para comprender de qué forma ocurrían
- B) Verificar que el gas hidrógeno estaba a la misma presión en todas las reacciones
- C) Determinar las masas de los productos obtenidos y corroborar que se cumplía la ley de la conservación en cada reacción
- D) Determinar si la presencia o ausencia de luz durante los ensayos afectaba o no a la velocidad con que ocurrían las reacciones

ENLACE QUÍMICO

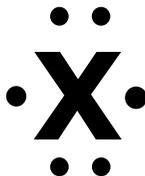
1. Todos los átomos de la Tabla Periódica (con excepción de los gases inertes) presentan inestabilidad energética y electrónica, por lo tanto, en busca de su estabilidad se **enlazan** con otros átomos iguales o distintos, ganando, perdiendo o compartiendo electrones.
2. Los electrones más externos (nivel de valencia) son los usados en el enlace. Cuando éste se forma **se libera siempre energía** (proceso exotérmico). En cambio, cuando se rompe un enlace **debe absorberse energía** (proceso endotérmico). De acuerdo con esto se conocen 3 tipos de enlace interatómico: **iónico, covalente y metálico**.
3. Los elementos menos reactivos son los gases nobles o inertes. Todos ellos, excepto el helio, tienen 8 electrones en la capa más externa, esta configuración electrónica le confiere gran estabilidad.
4. Los **enlaces iónicos** se generan entre un metal (de baja E.N) y un no metal (de alto valor de E.N). Los enlaces covalentes se generan entre 2 o más no metales (iguales o distintos). El enlace metálico sólo ocurre entre elementos de baja E.N (obviamente metales).
5. En el enlace iónico, el metal cede sus electrones al no metal alcanzando, ambos, estabilidad electrónica y energética. Este enlace es el de mayor energía y sólo se producirá si la diferencia en los valores de E.N es superior a 1,7.
6. Dentro de sus características, los compuestos con enlace iónicos:
 - Son sólidos a temperatura ambiente
 - Tienen altos valores de temperatura de fusión
 - Son sólidos cristalinos que se ordenan en redes estables
 - Tienen alta solubilidad en agua y otros solventes polares
 - Son buenos conductores de la corriente eléctrica en solución acuosa o en estado fundido
 - Pueden ser sales binarias, ternarias o hidróxidos de metales alcalinos y alcalinotérreos
7. En un **enlace covalente** se comparten los electrones de enlace y ambos elementos alcanzan la estabilidad electrónica quedando con la misma cantidad de electrones que un gas noble.
8. En los enlaces covalentes se pueden compartir 2, 4 o 6 electrones de enlace, por lo tanto, se generarán interacciones simples, dobles o triples, siendo éstas las llamadas **órdenes de enlace en la molécula**.
9. A las interacciones simples entre 2 átomos se les denomina enlaces sigma (σ). En general, éstas son de mayor longitud que las interacciones dobles y triples, así que, los núcleos de los átomos que interactúan están a mayor distancia.

10. Las interacciones que hay en los enlaces dobles y triples se denominan pi (π). Al respecto, en todo enlace doble hay una interacción σ y otra π , en cambio, una interacción triple se compone de 2 enlaces π 1 enlace σ .
11. Los enlaces de mayor longitud y menor energía son sigma (σ), en cambio los más cortos y con mayor energía son los enlaces pi (π).
12. Las diferencias de longitud entre los distintos tipos de enlace covalente se relacionan con la cantidad de electrones que se comparten y se estiman en función de las distancias entre los núcleos de los átomos que interaccionan.
13. Cuando los valores de E.N para 2 átomos (iguales o distintos) son los mismos, el enlace covalente que se genera es de tipo **apolar** y se caracteriza por una distribución simétrica de la nube electrónica alrededor de los átomos.
14. Cuando los valores de E.N son diferentes (y la diferencia entre ellos es menor a 1,7) el enlace covalente que se genera se denomina **polar** y tiene una distribución de la nube electrónica totalmente asimétrica. En este caso, se forma un dipolo donde la densidad de carga eléctrica está sobre el átomo más electronegativo.
15. Un enlace covalente entre 2 o más átomos será **dativo** (o covalente coordinado) si uno de los átomos (el de menor E.N) aporta los electrones de enlace. El otro, en cambio, aportará un orbital vacío (su valencia será cero). En este caso, el átomo que no aporta electrones no tiene valencia.

16. En la siguiente tabla se resumen los distintos tipos de interacciones interatómicas:

Enlace Metálico	Se forma entre 2 metales. Cada átomo contribuye con orbitales externos para formar orbitales más globales. En ellos una red de iones positivos genera el espacio para que los electrones se muevan.
Enlace Iónico	Metal con no metal. Hay transferencia electrónica. Se forman iones. $\Delta EN \geq 1,7$
Enlace Covalente	Se genera entre 2 o más no metales. Es apolar si son 2 átomos iguales ($\Delta EN = 0$). Es polar si se forma entre átomos distintos. Es dativo si un átomo aporta los electrones de enlace.

17. La llamada **notación de Lewis** permite conocer la cantidad de electrones que un átomo puede disponer para generar un enlace con otro. A partir de esta simbología puede inferirse la siguiente información:



- El átomo es del grupo VI-A
- Es un átomo calcógeno
- Posee 6 electrones de valencia
- Es un átomo no metálico
- Se estabiliza captando 2 electrones
- Adopta número de oxidación -2

18. La **estructura de Lewis** permite conocer la fórmula plana de una molécula (compuesto), el número de enlaces y la cantidad de electrones que participan (o no) en su formación. La estructura de Lewis NO permite conocer ni determinar la geometría o distribución espacial de los átomos en las moléculas.

19. En una estructura de Lewis donde hay enlaces covalentes, las interacciones se denotan con líneas simples, dobles o triples, según sea la multiplicidad del enlace. Los electrones que no participan del enlace se agrupan de a pares.

20. En general, los átomos alcanzan la estabilidad electrónica cuando enlazan y disponen en su último nivel de energía 8 electrones (octeto); con excepción de algunos que se estabilizan con 2 electrones (dueto).

21. Existen moléculas donde los átomos no cumplen la regla del octeto. En ciertas moléculas hay octetos incompletos de electrones y en otras hay octetos expandidos. Algunas moléculas tienen electrones no apareados lo cual las convierte en **radicales libres**.

22. Algunos ejemplos de moléculas que NO cumplen la regla del octeto:



23. En química, se define número de oxidación (estado de oxidación, EDO) como la carga eléctrica que adopta un átomo en una molécula como consecuencia de la diferencia de E.N entre 2 átomos que se enlazan.

24. Los metales tienen un EDO igual a su valencia (electrones de valencia). Los elementos halógenos tienen, por lo general un EDO igual a -1, mientras que en los elementos calcógenos el EDO más común es -2.

25. La valencia de un átomo, en una molécula, corresponde al número de electrones que pone a disposición del enlace.

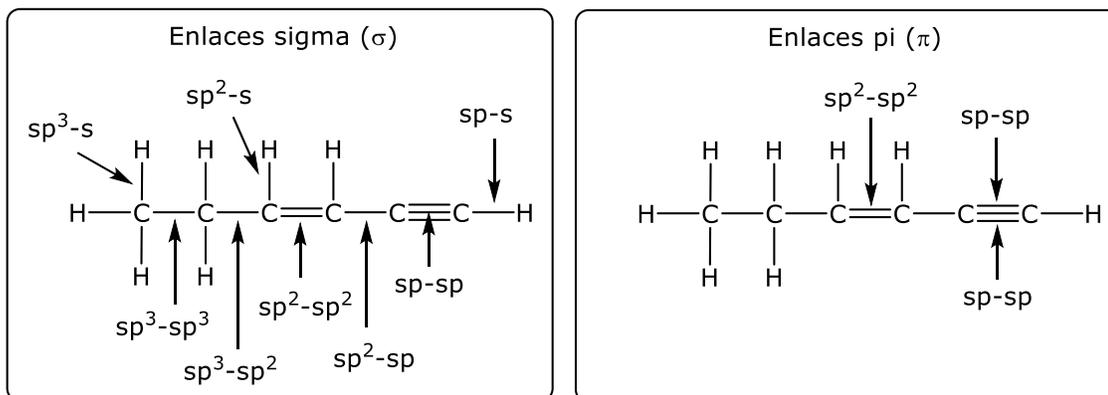
26. En los átomos no metálicos, la valencia no se relaciona con la posición del elemento en un grupo de la Tabla Periódica.

27. La **geometría de una molécula** corresponde a su forma espacial, considerando los átomos que participan, los enlaces que se forman y electrones que participan. Se determina teniendo en cuenta la **Teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia y la teoría de hibridación (superposición) de orbitales atómicos**.

28. Conociendo la geometría molecular es posible saber el ángulo de enlace que se formar entre los átomos y sus hibridaciones.

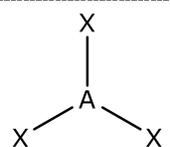
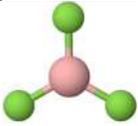
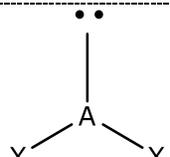
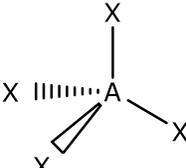
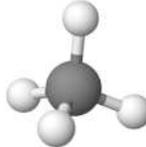
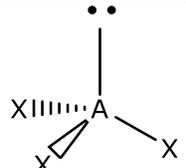
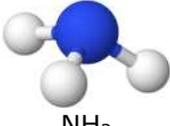
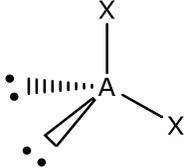
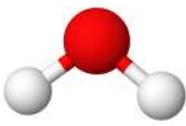
29. Las hibridaciones más comunes de los átomos en una molécula son: **sp, sp², sp³, sp³d y sp³d²** (existen más en moléculas más complejas).

30. En las siguientes figuras se ilustran los enlaces entre átomos de carbono con distintas hibridaciones. Al respecto, se detallan los enlaces sigma (σ) C - H y C - C y el enlace pi (π) entre carbonos:



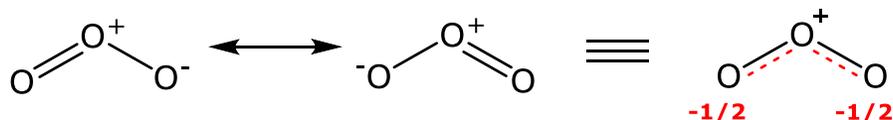
31. Cuando un átomo forma hasta 4 interacciones simples compartiendo electrones, su hibridación será sp^3 . Si forma hasta 3 interacciones, simples o dobles, entonces su hibridación será sp^2 . Cuando genere 2 interacciones, simples, dobles, triples o sus combinaciones, la hibridación será sp y corresponderá a la geometría bidimensional más sencilla (molécula lineal).
32. A partir de la geometría es posible comprender algunas características macroscópicas de los compuestos, por ejemplo, sus fuerzas de cohesión, el acomodo molecular en sistemas complejos, las temperaturas de transición de fase y la solubilidad en distintos solventes.

33. Cuadro resumen de geometrías moleculares:

Hibridación	Estructura molecular	Nomenclatura	Geometría molecular	Ángulo de enlace	Ejemplo
sp	X—A—X	AX ₂	Lineal	180°	 BeH ₂
sp ²		AX ₃	Trigonal	120°	 BF ₃
		AX ₂ E	Angular	<120°	 SO ₂
sp ³		AX ₄	Tetraedro	109°	 CH ₄
		AX ₃ E	Piramidal	<109°	 NH ₃
		AX ₂ E ₂	Angular	<109°	 H ₂ O

34. Considerando la disposición espacial de los átomos en una molécula es posible establecer dos parámetros fisicoquímicos relevantes, estos son, su **momento dipolar** y la **constante dieléctrica**. A partir de ellos, es posible conocer cómo interaccionan dos o más moléculas y las propiedades de la mezcla que formen.
35. El momento dipolar se define como la suma total de los momentos de fuerza en una molécula, considerando la diferencia de E.N de los átomos que participan en el enlace. Si la suma de fuerzas es cero entonces la molécula no presentará momento dipolar y se clasificará como **apolar**. Si la suma es distinta de cero, se clasificará como **polar** y tendrá momento dipolar resultante.
36. Las moléculas polares son, en general, muy hidrosolubles, y se caracterizan por presentar altos valores de constante dieléctrica. Las moléculas apolares tienen valores muy bajos o nulos de constante dieléctrica.
37. Las moléculas polares tienen distribuciones electrónicas asimétricas, razón por la cual la carga no está repartida de manera equitativa entre sus átomos. En esta situación, la formación de dipolos en el sistema incrementa el valor de momento dipolar. Todo lo anterior, no ocurre en moléculas con enlaces apolares. Dependiendo de la simetría con que se distribuye la carga o nube electrónica, es posible clasificar a las moléculas en simétrica o asimétricas.
38. En general, **toda molécula covalente simétrica será apolar, mientras que toda molécula covalente asimétrica debe ser polar.**
39. Las moléculas polares, en su gran mayoría, son solubles en solventes polares como el agua, de modo, que se clasifica como **hidrofílicas**. En cambio, las que son apolares serán solubles o miscibles en solventes orgánicos apolares y se les denomina **hidrofóbicas**.
40. Moléculas sin momento dipolar: **CCl₄, MgH₂, CO₂, C₂H₄, C₆H₆.**
41. Moléculas con momento dipolar: **CHCl₃, COS, NH₃, SO₂, H₂S, HCl, H₂SO₄.**
42. En general se dice que los sólidos solubles se *disuelven* en solventes polares, en cambio, los líquidos polares son *miscibles* en solventes polares. Dos líquidos inmiscibles, siempre deben tener polaridades diferentes.
43. En general, las moléculas con geometría **angular y piramidal** son siempre solubles (o miscibles) en solventes polares, debido a que presentan momento dipolar resultante.

44. La resonancia es el término que indica que una estructura molecular o iónica tiene varias formas de representaciones de Lewis, todas químicamente razonables y que cumplen con la regla del octeto. Esto ocurre cuando algunos electrones (π pi) se deslocalizan en la estructura molecular generando lo que se denomina **estructuras resonantes**, todos igualmente correctos y que satisfacen teóricamente lo esperado. Un ejemplo clásico es el **ozono** que presenta al menos 2 estructuras resonantes y distintas:

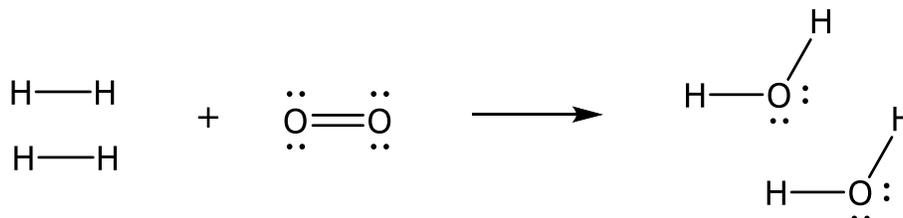


45. No sólo existen interacciones entre los átomos, las moléculas y iones (poliatómicos) también interactúan formando entidades de mayor tamaño. Estas fuerzas intermoleculares son de menor energía (más débiles) y se les denomina, en términos generales, *interacciones de Van der Waals*.
46. Dentro de estas interacciones se cuentan las **fuerzas dipolo-dipolo**, **las fuerzas ion-dipolo** **y el enlace puente de hidrógeno** (en esta última, un elemento muy electronegativo de una molécula atrae débilmente al hidrógeno positivo de otra).
47. En general, las moléculas que contienen enlaces **H - O**, **H - N** o **H - F** presentan **enlace puente de hidrógeno**.
48. Las moléculas no polares pequeñas se mantienen unidas por fuerzas de dispersión, por lo tanto, presentan bajos valores de temperatura de fusión y ebullición. Las moléculas polares, en cambio, se mantienen unidas por fuerzas entre dipolos, además de las fuerzas de dispersión y, por lo tanto, tiene mayores puntos de fusión y ebullición.

ENLACE QUÍMICO

TEST DE EVALUACIÓN

1. En el siguiente esquema se ilustra la reacción de formación de agua (H_2O) a partir de los elementos hidrógeno (H_2) y oxígeno (O_2):



Al respecto, la mejor explicación para este proceso debe ser:

- A) En la reacción se forman enlaces covalentes, por compartición de electrones. En el compuesto, los átomos quedan con sus capas de valencia completas con electrones
- B) En la reacción se generan enlaces iónicos, por transferencia de electrones desde el hidrógeno al oxígeno
- C) Entre los átomos de hidrógeno y oxígeno se generan enlaces de tipo metálico. El compuesto generado es altamente conductor de la corriente eléctrica
- D) La reacción entre hidrógeno y oxígeno se denomina enlace puente de hidrógeno y el compuesto que se forma contiene 2 de ellos
2. Teniendo en cuenta la posición de los elementos en la Tabla Periódica, ¿cuál de los siguientes átomos genera la mayor diferencia de electronegatividad si se enlaza con el flúor (${}_{9}F$)?
- A) Litio ($Z=3$)
- B) Potasio ($Z=19$)
- C) Sodio ($Z=11$)
- D) Calcio ($Z=20$)

3. En 1916, Walther Kossel y Gilbert Lewis, de manera independiente, sugirieron que los *gases nobles* son átomos químicamente inertes debido a que presentan niveles electrónicos completos. También postularon que los iones monoatómicos y los átomos en las moléculas alcanzan estructuras electrónicas idénticas a las de los gases nobles. El propio Lewis extendió estas ideas al postular que los átomos pueden compartir sus electrones con el propósito de alcanzar esta estabilidad electrónica. Así, por ejemplo, en el compuesto de fórmula CF_4 (tetrafluorometano), cada átomo de flúor comparte 1 electrón con el átomo de carbono. Cuando esto ocurre el halógeno queda con la misma cantidad de electrones que el neón al igual que el carbono. La molécula que se forma contiene 4 enlaces de tipo simple y 4 pares de electrones compartidos.

Lo anterior, constituyó la primera aproximación que permitió comprender las estructuras de moléculas covalentes. Al respecto, su importancia radica en que a partir de ella es posible

- A) explicar la estructura de cualquier compuesto orgánico e inorgánico.
 - B) conocer la naturaleza de cualquier interacción interatómica.
 - C) determinar el orden o multiplicidad de los enlaces en una molécula.
 - D) conocer las energías y longitudes de los enlaces en un compuesto.
 - E) determinar la geometría espacial de cualquier tipo de molécula.
4. El enlace covalente ocurre entre átomos no metálicos representativos de los grupos IV al VII (todos por compartición de electrones). De acuerdo con los múltiples estudios realizados a lo largo del tiempo, entre los que se cuentan la difracción de rayos X, este enlace genera un sistema molecular con orbitales híbridos donde los átomos se disponen en el espacio, generando una geometría para la molécula con la menor energía y repulsión entre los electrones que participan.

Según sus conocimientos, lo anterior, corresponde a un(a)

- A) conclusión que se establece en base a evidencia experimental.
 - B) ley válida para todas las moléculas inorgánicas conocidas.
 - C) principio unificador válido para cualquier compuesto en la naturaleza.
 - D) hipótesis donde se plantea la posible forma geométrica de algunas moléculas.
5. Considerando la posición de los elementos en la Tabla Periódica, ¿cuál de las siguientes afirmaciones explica mejor el tipo de enlace y las propiedades resultantes entre sodio (Na) y cloro (Cl)?
- A) Sodio, un metal alcalino y cloro, un halógeno, formarán un enlace covalente, resultando una molécula con propiedades similares a las de un compuesto molecular
 - B) Entre sodio y cloro se genera un enlace metálico, resultando un compuesto con alta ductilidad y conductividad eléctrica
 - C) Entre átomos de sodio y cloro se genera un enlace iónico debido a la transferencia de electrones. El resultado es un compuesto sólido con alto punto de fusión, muy soluble en agua
 - D) Los átomos del metal sodio, ubicado en el primer grupo de la Tabla Periódica, ceden electrones a los átomos de cloro, generándose compuestos sin dipolos ni cargas eléctricas

6. Cuando 2 o más átomos no metálicos, que se consideran representativos, se enlazan, el compuesto que se forma podría presentar enlaces de tipo

- I) covalente.
- II) simple.
- III) doble.

Según sus conocimientos, es (son) correcta(s)

- A) sólo I.
- B) sólo III.
- C) sólo I y II.
- D) sólo II y III.
- E) I, II y III.

7. Los enlaces covalentes se definen como uniones interatómicas donde se comparten los electrones de enlace. La interacción ocurre entre elementos no metálicos y, de acuerdo con las diferencias de electronegatividad, pueden clasificarse en: polares, apolares y coordinados o dativos. Teniendo en cuenta esta información y sus conocimientos previos, ¿cuál(es) de las siguientes moléculas contiene(n) enlace(s) de tipo covalente?

- I) CHCl_3
- II) AlF_3
- III) PH_3

- A) Sólo I.
- B) Sólo III.
- C) Sólo I y II.
- D) Sólo I y III.

8. De acuerdo con las posiciones de los elementos en la Tabla Periódica y sus electronegatividades, ¿cuál de las siguientes moléculas contiene el enlace covalente más polar?

- A) HF
- B) Cl_2
- C) CO_2
- D) NH_3

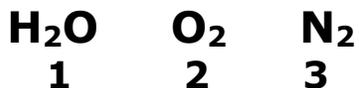
9. Una sal formada por la interacción de un metal alcalino y un no metal con 7 electrones de valencia debe

- A) ser una sal covalente.
- B) presentar enlace iónico.
- C) contener siempre átomos de hidrógeno.
- D) poseer al menos un átomo de oxígeno.

10. Teniendo en cuenta que el calcio (Ca) es un metal alcalinotérreo, ¿con cuántos átomos calcógenos debiera interactuar de tal forma de generar un compuesto estable con enlace iónico?

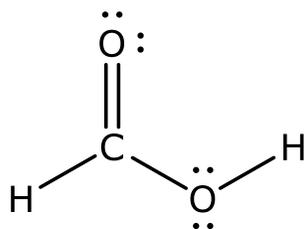
- A) 1
- B) 2
- C) 3
- D) 4
- E) 5

11. Las moléculas que se indican a continuación presentan respectivamente enlaces:



- | 1 | 2 | 3 |
|-----------|----------|----------|
| A) simple | doble | triple |
| B) triple | doble | doble |
| C) doble | triple | simple |
| D) simple | doble | simple |
| E) triple | doble | triple |

12. El **ácido fórmico** es un compuesto orgánico con la siguiente estructura:



Del análisis, sería INCORRECTO concluir que

- A) el carbono pone a disposición del enlace 4 electrones.
- B) alrededor de cada hidrógeno hay 2 electrones.
- C) el carbono en la molécula es tetravalente.
- D) sus enlaces son covalentes.
- E) uno de sus enlaces es apolar.

13. Un grupo de científicos sintetizó una nueva molécula con potenciales propiedades que podrían revolucionar el tratamiento de enfermedades degenerativas. Antes de iniciar una investigación, los científicos desean comprender la naturaleza de sus enlaces. Al respecto, ¿cuál de las siguientes preguntas es fundamental plantear para guiar la investigación inicial?
- ¿Cuál es el costo de producción por mol de la nueva molécula y cómo puede ser reducido?
 - ¿Qué métodos de síntesis podrían incrementar el rendimiento de producción de la nueva molécula?
 - ¿Qué aplicaciones industriales distintas a la medicina podrían tener la nueva molécula considerando sus enlaces químicos?
 - ¿Cómo influye la longitud y la fuerza de los enlaces interatómicos en la estabilidad de la nueva molécula en condiciones puntuales?
14. En un experimento de laboratorio, un grupo de estudiantes analizó las propiedades de fusión, ebullición y solubilidad de cuatro compuestos químicos: cloruro de potasio (KCl), dióxido de carbono (CO₂), metano (CH₄) y diamante (C). Los estudiantes registraron los siguientes datos:
- KCl tiene un alto punto de fusión y es soluble en agua
 - CO₂ sublima a temperatura ambiente y es poco soluble en agua
 - CH₄ tiene un bajo punto de ebullición y es insoluble en agua
 - El Diamante es insoluble en agua y tiene un punto de fusión extremadamente alto

Al respecto, ¿qué conclusión se puede obtener en relación con los tipos de enlace en cada uno de estos compuestos?

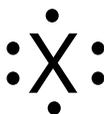
- KCl y diamante tienen enlaces iónicos, en tanto, CO₂ y CH₄ tienen enlaces covalentes no polares
 - KCl tiene enlace iónico, en tanto, CO₂ y el CH₄ tienen enlaces covalentes polares. El diamante tiene enlaces covalentes apolares
 - KCl tiene enlace iónico, en tanto, CO₂, CH₄ y diamante tienen enlaces covalentes apolares
 - KCl tiene enlaces covalentes apolares, en tanto, CO₂ tiene enlaces covalentes polares, CH₄ tiene enlaces iónicos y los enlaces en el diamante son metálicos
15. Considere las siguientes notaciones de Lewis para 2 elementos distintos:



De acuerdo con sus conocimientos, ¿qué compuesto formarán si se enlazan átomos de Y con átomos de X?

- YX
- YX₃
- Y₃X
- Y₂X

16. La notación de Lewis para un átomo representativo es la siguiente:



Al respecto, para alcanzar estabilidad electrónica este átomo

- A) debe perder 2 electrones.
- B) debe ganar 6 electrones.
- C) puede compartir 2 electrones.
- D) puede perder 4 electrones.

17. La Fosfina (trihidruro de fósforo) es un compuesto de fórmula PH_3 cuyo átomo central es un no metal del grupo V-A. Teniendo en cuenta su estructura de Lewis, sería correcto afirmar que la fosfina es un compuesto con

- A) 3 enlaces iónicos.
- B) carga eléctrica +3.
- C) 3 electrones sin enlazar.
- D) 3 pares de electrones enlazados.

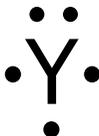
18. Una molécula con la siguiente fórmula:



¿Cuántos enlaces covalentes de tipo sigma contiene?

- A) 2
- B) 3
- C) 4
- D) 5

19. La notación de Lewis para un elemento del grupo V-A es la siguiente:



Al respecto, si se enlaza con átomos de hidrógeno se genera un compuesto covalente con fórmula:

- A) HY
- B) Y_3H
- C) H_2Y
- D) Y_2H_3
- E) YH_3

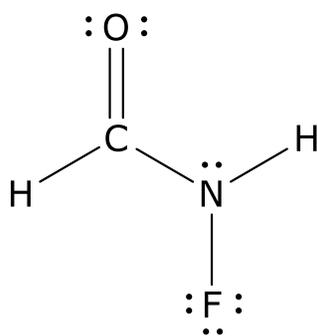
20. Considere las siguientes moléculas:



Respecto del análisis, sería INCORRECTO afirmar que

- A) contienen enlaces simples.
- B) presentan enlace múltiple.
- C) poseen 1 enlace covalente apolar.
- D) ambas presentan electrones sin enlazar.

21. En relación con la siguiente estructura de Lewis para una molécula covalente, 2 amigos discutían algunos datos:



Francisco: Los átomos que conforman esta molécula son no metales. Algunos de ellos no utilizan todos sus electrones de valencia, otros como el carbono enlazan con 4 electrones. Ninguna de las interacciones es apolar.

Carolina: Los átomos de flúor e hidrógeno ponen a disposición del enlace sólo 1 electrón, en cambio el oxígeno utiliza 2. Una de las interacciones es de tipo pi, en tanto, las demás, son de tipo sigma. Todos los átomos involucrados son representativos.

De acuerdo con sus conocimientos, sería correcto concluir que:

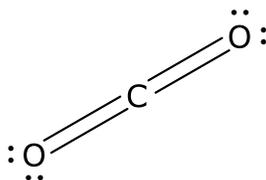
- A) Lo planteado por Francisco y Carolina está errado
- B) Lo planteado por Carolina contiene errores, no así, lo planteado por Francisco
- C) Lo planteado por Francisco contiene errores, no así, lo planteado por Carolina
- D) Lo planteado por Francisco y Carolina no contiene ningún error

22. ¿Qué compuesto en las alternativas tiene la mayor cantidad de electrones de valencia sin enlazar?

Ver Tabla Periódica

- A) CH_4
- B) H_2O_2
- C) CS_2
- D) NH_3
- E) PCl_3

23. En la pizarra de la sala de clases, el profesor Renato dibujó la siguiente estructura de Lewis para una molécula:



A continuación, le pidió a Vanesa que la analizara y estableciera 4 conclusiones relativas no sólo a su estructura, sino también a sus características. Al respecto, la alumna se tomó un tiempo, analizó la información, revisó en la Tabla Periódica las ubicaciones de los elementos y anotó lo siguiente:

1. La molécula tiene una estructura totalmente simétrica, por lo tanto, no debería presentar momento dipolar. En tal caso, debe considerarse una molécula apolar.
2. En torno a cada oxígeno hay electrones sin enlazar, por lo tanto, como es un átomo altamente electronegativo, es muy probable que el compuesto forme interacciones intermoleculares con otras moléculas como el agua.
3. Dado que el carbono es el átomo central y forma interacciones dobles con los átomos de oxígeno, es seguro que pone a disposición del enlace todos sus electrones de valencia.
4. Considerando todos los electrones de la molécula (los que enlazan y los que no), se concluye que la cantidad total es 12, así que, la molécula es inestable, pues debería contar con 18. En tal caso, interacciona rápidamente con otra (igual o distinta).

El profesor, junto con felicitar a Vanesa le comentó que una de sus conclusiones estaba errada, sin embargo, las otras 3 eran correctas. De acuerdo con sus conocimientos, la INCORRECTA debería ser:

- A) Conclusión 3
- B) Conclusión 4
- C) Conclusión 1
- D) Conclusión 2

24. Dentro de las propiedades periódicas, la *valencia* de los átomos es quizá la de mayor variabilidad a lo largo de un período, para los elementos representativos. De manera sencilla, se define como la cantidad de electrones que un átomo pone a disposición del enlace.

En los elementos del grupo de metales alcalinos su valor es idéntico al número de electrones de valencia ($n\bar{e}$), sin embargo, hacia la derecha varía, llegando en los halógenos a valores iguales a $8 - n\bar{e}$.

Según lo anterior, sería correcto afirmar que

- A) en H_2O la valencia del hidrógeno es 2.
- B) en Cl_2O_5 la valencia del cloro es 1.
- C) en AlF_3 la valencia del aluminio es 1.
- D) en SO_3 la valencia del azufre es 3.
- E) en SiH_4 la valencia del silicio es 4.

25. En la siguiente tabla se indican los valores de temperatura de ebullición para algunas moléculas diatómicas homonucleares, conformadas únicamente por elementos halógenos:

Molécula	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
T. Ebullición (°C)	-187,5	-34,46	58,8	184,5

Al respecto, el punto o temperatura de ebullición se relaciona con las interacciones intermoleculares, en fase líquida. Cuando la energía cinética de las moléculas es suficientemente alta, son capaces de vencer las fuerzas atractivas pudiendo separarse y pasar a la fase gas.

Según lo anterior, es correcto afirmar que:

- A) Sólo en F₂ y Cl₂ los enlaces entre los átomos son de tipo covalente apolar
 - B) Los enlaces en Br₂ y I₂ son de tipo covalente apolar, por este motivo, sus temperaturas de ebullición son más altas
 - C) Sin importar el tipo de enlace interatómico, es claro que las fuerzas intermoleculares atractivas son mayores en I₂ que en F₂
 - D) A pesar de que las moléculas difieren en sus temperaturas de ebullición, a 20°C son todas líquidas
26. La sal de mesa o cloruro de sodio, NaCl, es una sustancia de uso común en el mundo. Tiene una estructura cristalina, que resulta de la presencia de enlaces entre iones sodio e iones cloruro. Un estudiante verificó que la sal conducía la electricidad cuando se disolvía en agua, pero no cuando estaba en fase sólida. Respecto de esto, el estudiante se planteó un cuestionamiento y se propuso llevar a cabo una investigación científica relacionada con la conductividad eléctrica de esta sal. Según sus conocimientos, ¿cuál de los siguientes cuestionamientos sería el más adecuado y permitiría llevar a cabo la investigación?
- A) ¿Por qué no hay corriente eléctrica en el cloruro de sodio cuando se encuentra en fase sólida?
 - B) ¿Cuántos electrones se transfieren entre sodio y cloro por cada sistema cristalino que se genera?
 - C) ¿Cuál es el valor de solubilidad de la sal en el agua al momento de conducir la corriente eléctrica?
 - D) ¿Cómo influye la movilidad de los iones disueltos en la conductividad eléctrica de la sal cuando se encuentra en fase acuosa?

27. En un laboratorio, un grupo de estudiantes pretende evaluar algunas propiedades de compuestos con enlace iónico. Luego de discutir el marco conceptual, deciden investigar sus conductividades eléctricas en solución acuosa. Para ello, preparan varias soluciones con los compuestos y determinaron sus datos de conductividad con ayuda de un voltímetro.

De acuerdo con lo anterior, una hipótesis plausible y correcta podría ser:

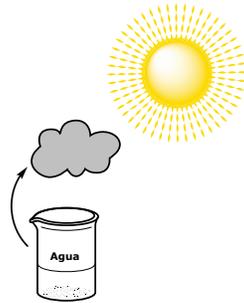
- A) Las mezclas con mayor cantidad de iones disueltos son las que presentan mayor valor de conductividad eléctrica
- B) Los compuestos con más átomos en su estructura pueden conducir más rápidamente la corriente eléctrica
- C) Mientras mayor sea la cantidad de electrones que se transfieren entre los átomos, menor es la conductividad eléctrica de la solución que contenga a ese compuesto
- D) Todo compuesto que presente electrones sin enlazar será un mal conductor de la corriente eléctrica, independiente si se encuentra en fase sólida o disuelto en agua

28. En el marco de una investigación sobre sales oxigenadas, un equipo de científicos ha sintetizado un nuevo tipo de oxisal que llamaron *Xalato* de X (XYO_4). Se discute si sus enlaces son iónicos o covalentes. Para determinarlo, los científicos han realizado una serie de pruebas incluyendo la medición del punto de fusión, la solubilidad en diferentes solventes y la conducción de electricidad en estado fundido. Los resultados muestran que el *Xalato* de X tiene un alto punto de fusión, es soluble en agua y conduce electricidad en estado fundido.

Al respecto, ¿cuál de las siguientes evaluaciones relacionadas con el tipo de enlace en XYO_4 es la más coherente con los resultados obtenidos?

- A) XYO_4 tiene enlaces covalentes, pues conduce electricidad en estado fundido
- B) XYO_4 tiene enlace iónico debido a su alta solubilidad en agua y su capacidad para conducir electricidad en estado fundido
- C) XYO_4 debe tener enlaces covalentes, pues los compuestos con enlace iónico no conducen la corriente eléctrica en estado fundido
- D) XYO_4 no debe contener enlace iónico, pero sí enlace dativo, pues su punto de fusión es alto

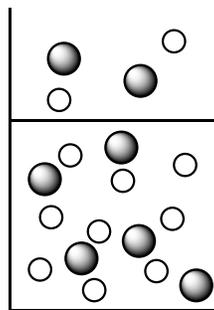
29. El siguiente esquema ilustra el proceso físico de la evaporación de agua. Respecto de este cambio físico, se sabe que es superficial y gradual (ocurre lentamente):



Según sus conocimientos, durante la evaporación se rompen enlaces de tipo

- A) covalente polar.
- B) dipolo-inducido.
- C) puente de hidrógeno.
- D) metálico.

30. Considere el siguiente recipiente donde se mezclaron 2 sustancias diferentes:



$T = 21^{\circ}\text{C}$

Considerando que algunas moléculas pasaron a la fase gas y escaparon del recipiente, es posible afirmar correctamente que

- A) las sustancias no se mezclaron porque difieren en la naturaleza de sus enlaces.
- B) las moléculas grises son apolares, en cambio las moléculas blancas son polares.
- C) ambas sustancias tienen distinta polaridad y bullen a la misma temperatura.
- D) ambas sustancias tienen polaridades similares y se consideran volátiles.