

3ºD CPEM Nº 49
AÑO: 2021

PROF: RODRIGUEZ, CAROLINA

MAIL: rodriguez.carolina@outlook.com.ar

PROGRAMA REGULAR QUÍMICA

CPEM N°49

AÑO 2021

3°AÑO QUÍMICA

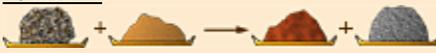
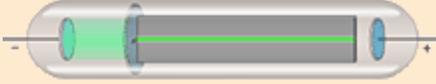
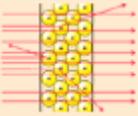
Unidad 1: modelos atómicos: Dalton, Thomson, Rutherford, y Bohr. Reseña histórica y aporte de cada uno de ellos. Átomo. Molécula. Partículas subatómicas. Carga. Masa. Numero atómico. Numero másico. Peso atómico y molecular. Configuración electrónica por niveles y subniveles. Isotopos. Tabla periódica. Propiedades periódicas. El átomo. Modelo actual del átomo. Representación de iones según el modelo de Bohr. Representación del átomo mediante notación de Lewis.

Unidad 2: Fenómenos químicos: reacciones químicas. Tipos de reacciones de formación y de descomposición. Símbolos, representación de las reacciones: ecuaciones químicas. Ley de conservación de la masa, balance de ecuaciones. Uniones químicas: tipos de uniones. Definiciones de unión iónica, unión covalente, unión metálica. Teoría del octeto. Formulación electrónica: notación de Lewis. Numero de oxidación. Propiedades físicas de sustancias iónicas y covalentes. Fuerzas intermoleculares, de Van der Waals, de London

Unidad 3: óxidos metálicos y no metálicos: formulación y nomenclatura. Propiedades físicas y químicas. Hidruros metálicos y no metálicos: formulación y nomenclatura. Propiedades físicas y químicas. Hidrácidos: nomenclatura. Propiedades físicas y químicas. Hidróxidos y oxácidos: Fórmula molecular, nomenclatura. Ecuación de formación e igualación. Sales: ecuación de formación, neutralización, igualación. Nomenclatura

Bibliografía: Química General e Inorgánica Fernández Serventi. Química General e Inorgánica Biasoli-Weitz-Chandías. Química 4 Aula Taller Mautino. Química General Chang.

1. MODELO ATÓMICO

Año	Científico	Descubrimientos experimentales	Modelo atómico
1808	 <u>John Dalton</u>	Durante el s.XVIII y principios del XIX algunos científicos habían investigado distintos aspectos de las reacciones químicas, obteniendo las llamadas <u>leyes clásicas de la Química</u> . 	La imagen del átomo expuesta por Dalton en su <u>teoría atómica</u> , para explicar estas leyes, es la de minúsculas partículas esféricas, indivisibles e inmutables, iguales entre sí en cada elemento químico. 
1897	 <u>J.J. Thomson</u>	Demostró que dentro de los átomos hay unas partículas diminutas, con carga eléctrica negativa, a las que se llamó <u>electrones</u> . 	De este descubrimiento dedujo que el átomo debía de ser una esfera de materia cargada positivamente, en cuyo interior estaban incrustados los electrones. (<u>Modelo atómico de Thomson.</u>) 
1911	 <u>E. Rutherford</u>	Demostró que los átomos no eran macizos, como se creía, sino que están vacíos en su mayor parte y en su centro hay un diminuto <u>núcleo</u> . 	Dedujo que el átomo debía estar formado por una <u>corteza</u> con los electrones girando alrededor de un núcleo central cargado positivamente. (<u>Modelo atómico de Rutherford.</u>) 
1913	 <u>Niels Bohr</u>	<u>Espectros atómicos</u> discontinuos originados por la radiación emitida por los átomos excitados de los elementos en estado gaseoso. 	Propuso un nuevo modelo atómico, según el cual los electrones giran alrededor del núcleo en unos niveles bien definidos. (<u>Modelo atómico de Bohr.</u>) 

Modelo atómico actual

Este modelo se basa en el principio de dualidad onda-corpúsculo y en el principio de incertidumbre de Heisenberg.

- En 1924, Louis de Broglie (1892-1977) concluyó que las ondas se comportan como partículas y que estas muestran propiedades ondulatorias. Toda partícula en movimiento lleva asociada una onda.
- En 1927, considerando el carácter ondulatorio y corpuscular del electrón, Werner Heisenberg (1901-1976) planteó el principio de incertidumbre, el cual indicaba que era imposible conocer simultáneamente la posición y el movimiento de un electrón. Mientras más exacta sea la determinación de una de las variables, más inexacta será la otra.

Si bien la mecánica cuántica no indica en que parte del átomo está un electrón, sí advierte la región de mayor probabilidad en un momento dado. Esta se conoce como orbital atómico.

En mecánica cuántica se define orbital como una zona del espacio donde existe mayor probabilidad de encontrar un electrón.

Principales científicos que realizaron aportes importantes en el descubrimiento del átomo.



1803
John Dalton

Definió al átomo como la unidad básica de un elemento, el cual puede intervenir en una reacción química.



1897
Joseph Thomson

Identificó a estas partículas subatómicas de carga negativa con el nombre de electrones. Esta revelación fue un gran avance para la estructura atómica.



1911
Ernest Rutherford

Propuso el modelo atómico llamado "el sistema planetario", en donde postuló que las cargas positivas estaban en el centro del átomo, mientras que los electrones se encontraban fuera de este centro atómico.



1913
Niels Bohr

Plantea que los electrones pueden tener órbitas alrededor del núcleo "los electrones pueden moverse en ciertas órbitas, cada órbita posee una energía en particular."



1932
James Chadwick

Demostó la existencia de partículas nucleares eléctricamente neutras con una masa ligeramente mayor que la de los protones, llamadas neutrones

Modelo atómico de Dalton

- Los elementos están constituidos por átomos consistentes en partículas materiales separadas e indestructibles.
- Los átomos de un mismo elemento son iguales en masa y en todas las demás cualidades.
- Los átomos de los distintos elementos tienen diferente masa y propiedades.
- Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en una relación numérica sencilla. Los «átomos» de un determinado compuesto son a su vez idénticos en masa y en todas sus otras propiedades.

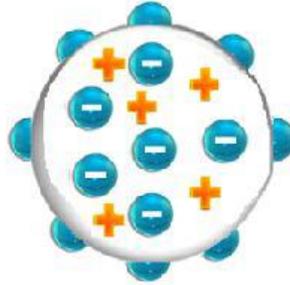
¿Qué importancia poseen los postulados de Dalton?

.....

.....

.....

.....



Modelo atómico de Thomson



En este modelo el átomo es neutro, es decir contiene el mismo número de cargas positivas que negativas, llamaré a este modelo "Budín de pasas"

Observe la analogía. ¿Qué representa el budín o pastel? ¿Y las pasas?

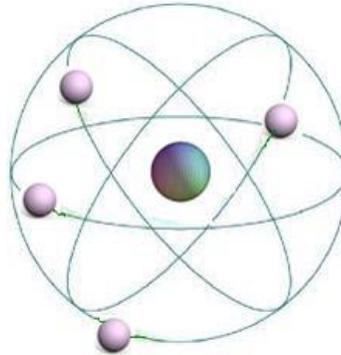
.....

.....

.....

Modelo atómico de Rutherford

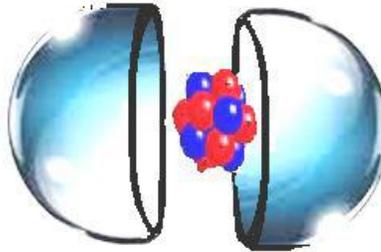
La estructura del modelo de Rutherford consiste en: Una parte central: núcleo y las cargas positivas que estaban dentro del núcleo las denominó protones y alrededor de este giran los electrones.



¿Qué similitud posee el modelo atómico de Rutherford con el sistema solar?

Modelo atómico de James Chadwick

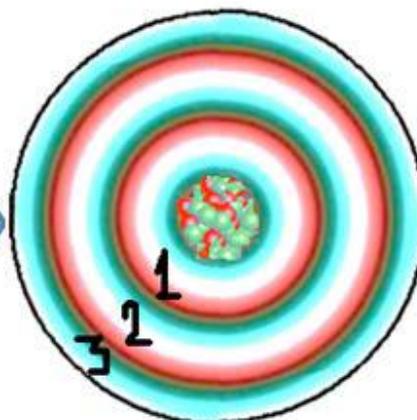
Descubrió una partícula que se encontraba en el núcleo y la llamó neutrón, este no tiene carga. Debido a este descubrimiento los átomos más pesados se pueden dividir, Chadwick realizó la fisión del Uranio 235, lo que conllevó a la creación de la bomba atómica.



¿Qué importancia tiene el descubrimiento del neutrón?

Modelo atómico de Niels Bohr

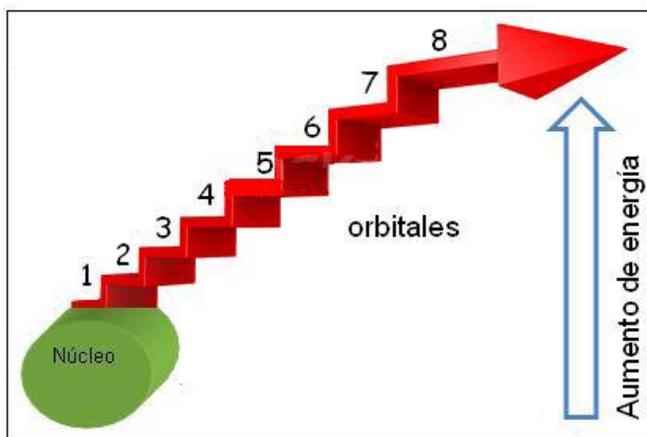
Este físico danés plantea la explicación de cómo los electrones pueden tener órbitas alrededor del núcleo. En su modelo establece que los electrones pueden moverse solo en ciertas orbitas, donde en cada órbita se le asocia una energía en particular y que para pasar de una órbita a otra el átomo debe absorber o emitir energía. Esta energía está cuantizada.



¿Qué significa que la energía del electrón esté cuantizada?

Si no comprendió esta pregunta ¡¡¡Te ayudaremos!!! Una materia está cuantizada cuando se dispone de ella en cantidades específicas. Por ejemplo, cuando compra leche está se encuentra en caja con una medida determinada, puede comprar una o dos o tres cajas, el volumen de leche está cuantizado en términos del número de cajas.

Los peldaños de una escalera representarían los niveles de energía en un átomo, estos se van acercando entre ellos a medida que tienden a alejarse del núcleo.



ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

En la corteza terrestre, la materia está compuesta por átomos. El átomo es el límite de la división química. Cuando varios átomos (iguales o distintos) se unen entre sí, forman las moléculas. La molécula es la porción más pequeña de materia que conserva las propiedades químicas.

	PROTÓN	NEUTRÓN	ELECTRÓN
MASA (Kg)	$1,673 \times 10^{-27}$	$1,675 \times 10^{-27}$	$9,11 \times 10^{-31}$
MASA (uma)	1	1	0
CARGA (C)	$+ 1,602 \times 10^{-19}$	0	$-1,602 \times 10^{-19}$
CARGA (uec)	+ 1	0	- 1

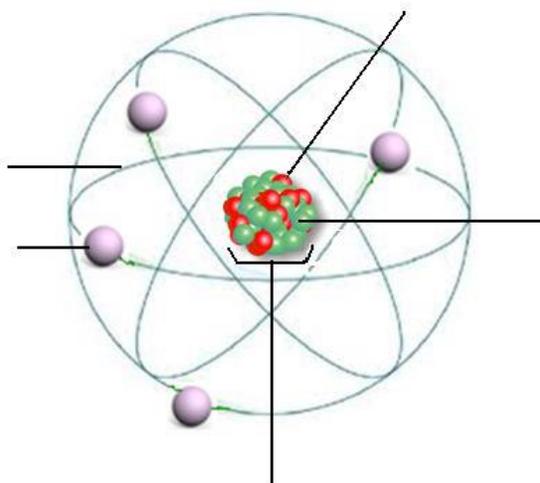
Los átomos están formados por tres tipos de partículas subatómicas: los protones, los neutrones y los electrones. Las partículas subatómicas se caracterizan básicamente por su masa y por su carga:

Cada átomo está formado por:

- un núcleo formado por protones y neutrones. Alberga la casi totalidad de su masa y tiene carga positiva
- Una corteza, integrada por electrones de carga eléctrica negativa y masa cero

Actividades

1. Complete las palabras que faltan en el siguiente modelo atómico.



2. Desarrollen la siguiente actividad:

Si el átomo se puede definir como "unidad estructural y funcional de la materia, que presenta un núcleo formado por protones y neutrones, además de órbitas en las que giran alrededor del núcleo, donde se ubican los electrones":

- a. Completen la siguiente tabla indicando los aportes de cada uno de los científicos para la construcción del actual modelo atómico.

Científicos	Aportes
Thomson	
Rutherford	
Bohr	

- b. Postulen una hipótesis que explique el error de los modelos atómicos de Thomson y Rutherford, lo que llevo a otros científicos a plantear un nuevo modelo atómico.

- d. Dibujen en una hoja de bloc los modelos atómicos de:

1. Thomson. 2. Rutherford. 3. Bohr.

NÚMERO ATÓMICO Y MASA ATOMICA

Número atómico (Z):

Es el número de protones que tiene un átomo en su núcleo. Cuando los átomos son neutros, el número de protones coincide con el número de electrones.

$$Z = p^+ = e^-$$

Número Másico (A):

Es el número total de protones más neutrones que tiene un átomo en su núcleo.

$$A = p^+ + n$$

De acuerdo a esta ecuación se puede obtener el número de neutrones.

$$n = A - p^+$$

Para representar el número atómico y de masa de un elemento, se anota:



Isotopos:

Los isotopos son átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente número de masa, es decir, son el mismo elemento, pero con diferente número de masa, es decir, son el mismo elemento pero con diferente número de neutrones en su núcleo. Por ejemplo: los isotopos del hidrogeno.

Todos los isótopos de un elemento presentan las mismas propiedades químicas, ya que estas se relacionan con el número de electrones. Sin embargo, presentan algunas diferencias en sus propiedades físicas, como la masa o la capacidad de desintegrarse radiactivamente.

Actividad

- Utilizando tu tabla periódica, escribe el símbolo de los elementos que corresponden a los siguientes valores de z
 - $Z=11$
 - $Z=35$
 - $Z=60$
 - $Z=92$
 - ¿Qué significado tienen estos valores de Z para los átomos respectivos?
 - Dar el símbolo químico y el número atómico del arsénico, azufre, paladio, oro
 - Te animas a calcular
 - ¿cuál es número de masa de un átomo de hierro que tiene 28 neutrones?
 - Isotopos: comprueba lo que has aprendido resolviendo los siguientes ejercicios.
 - ¿Cuál es el número de protones, neutrones y electrones de los isotopos del hidrogeno?
 - Calcular el número de protones, neutrones y electrones que contiene un átomo de uranio-238.
 - Escribe el símbolo químico completo para el núclido que contiene 18 protones, 18 electrones, y 22 neutrones.
 - El isótopo de uranio que se emplea para generar energía nuclear tiene 143 neutrones en su núcleo. El isótopo más común de uranio tiene 146 neutrones en su núcleo. Escribe los símbolos químicos completos (con subíndice y superíndice) de estos isotopos de uranio.
- 3. Completa** la siguiente tabla

Elemento	Símbolo	A	Z	N
Flúor				
Sodio				
Mercurio				
Francio				
Argón				

Configuración electrónica

Es la forma en la que se distribuyen los electrones en los orbitales de un átomo en su estado fundamental.

Como escribir configuraciones electrónicas

Se debe:

- Buscar el número de electrones que tiene el átomo, es decir, su Z.
- Ubicar los electrones en cada uno de los niveles de energía, comenzando por el más cercano al núcleo ($n=1$), según la regla de las diagonales
- Respetar la capacidad máxima de cada subnivel.

Diagrama de Moeller

Niveles		electrones
1	1s ²	2
2	2s ² 2p ⁶	8
3	3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰	18
4	4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 4f ¹⁴	32
5	5s ² 5p ⁶ 5d ¹⁰ 5f ¹⁴	32
6	6s ² 6p ⁶ 6d ¹⁰ 6f ¹⁴	32
7	7s ² 7p ⁶ 7d ¹⁰ 7f ¹⁴	32

Subnivel	orbitales	Capacidad máxima de e ⁻
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

Ejemplo:

Configuración electrónica del carbono

Se obtiene Z de la tabla periódica y según la regla de las diagonales se establece la configuración electrónica.

C z= 6 1s² 2s² 2p²

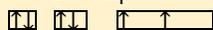


TABLA PERIÓDICA:

La tabla periódica es la disposición de los elementos en orden creciente de sus números atómicos, de tal manera que los elementos con propiedades similares quedan ubicados en columnas verticales. La ley periódica expresa que "las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos".

Los elementos de una columna de la tabla periódica, se conocen como grupo. Los elementos de un grupo tienen propiedades físicas y químicas similares. Estos grupos identifican las principales familias de los elementos. Las columnas más altas se denominan grupos principales de la tabla.

Existen tres esquemas diferentes de designación de los grupos.

- El que numera los grupos altos de 1A a 8ª y los bajos de 1B a 8B (puede usarse números romanos en vez de arábigos), conocidos como convención norteamericana.
- El que numera primero las columnas de la 1A (IA) a las 8ª (VIII A) y luego de 1B (IB) a la 8B (VIII B).
- El propuesto por la IUPAC, designa los grupos de 1 a 18 sin designaciones A o B. La más usada es la de la convención norteamericana.

Los grupos cortos ubicados en el centro de la tabla periódica corresponden a los elementos conocidos como metales de transición y el bloque que aparece debajo de la tabla principal contiene a los metales de transición interna. Este esquema obedece a la necesidad de ahorrar espacio, ya que así se evita una tabla periódica demasiado ancha.

Las filas, horizontales, se numeran hacia abajo y reciben el nombre de período. Hay siete períodos. Las propiedades de los elementos de un periodo varían progresivamente a lo largo de la tabla.

Muchos grupos de la tabla periódica tienen nombres especiales, por ejemplo, IA es el de los metales alcalinos; y el IIA metales alcalinos térreos.

Los elementos del lado izquierdo y la parte media de la tabla son metales y tienen propiedades características comunes; los metales están separados de los no metales por una línea gruesa escalonada que va del boro (B) al ástato (At). El hidrogeno, es un no metal y se lo encuentra en el grupo IA, aislado. Esto se debe a que el hidrogeno es un elemento muy especial. Los elementos situados a ambos lados de la línea divisoria, como el antimonio (Sb) y el germanio (Ge) se denominan metaloides (semimetales) y tienen propiedades intermedias entre las de los metales y los no metales. Solo hay 17 elementos que no son metales y se agrupan en el ángulo superior derecho de la tabla periódica.

Dado que la tabla periódica correlaciona de manera sistemática las propiedades de los elementos y ayuda a hacer predicciones respecto del comportamiento químico, se convierte en una herramienta muy útil.

Actividad

Te invitamos a trabajar con la tabla periódica para responder lo siguiente:

1. Observa tu tabla periódica ¿con que convención esta numerada tu tabla?
2. ¿Qué nombres reciben los diferentes grupos de la tabla periódica?
3. Investiga ¿A qué se debe la similitud de propiedades entre los elementos de un mismo grupo?
4. Completa la siguiente tabla periódica muda, indicando donde se encuentran los metales, no metales, gases nobles, grupo, periodo lantánidos, actínidos

Moléculas: están formadas por un número definido de átomos iguales o diferentes, unidos por enlaces químicos, y son la menor porción de materia que puede presentarse en estado libre y estable.

Iones: un Ion es un átomo o grupo de átomos que adquiere carga positiva o negativa, producto de la transferencia de electrones.

Un átomo neutro puede aceptar o ceder electrones. Según esto, se forman los cationes y aniones.

- Cati3n: se forma cuando un 3tomo neutro cede uno o m3s electrones. Queda entonces con carga positiva, es decir que posee una mayor cantidad de protones en su n3cleo que de electrones girando alrededor de 3l.
- An3n: se forma cuando un 3tomo neutro acepta uno o m3s electrones. Queda entonces con carga negativa, es decir, posee una mayor cantidad de electrones girando alrededor de 3l que de protones en su n3cleo.

Estructura de Lewis

Para facilitar el estudio de los enlaces, Gilbert Lewis (1875-1946) ide3 un sistema de notaci3n de puntos para representar los electrones de valencia, conocidos como s3mbolos de Lewis. En este, se escribe el s3mbolo qu3mico del elemento y un punto o una cruz por cada electr3n de valencia.

Ejemplo: para el 3tomo de f3sforo (**P**), **Z= 15**

- 1º se deben obtener los electrones de valencia

Configuraci3n electr3nica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

Ultimo nivel de energ3a: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

Electrones de valencia: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 \rightarrow 5e^-$ **valencia**

- Luego, alrededor del s3mbolo qu3mico se anotan los electrones de valencia con puntos o cruces.
- Los electrones apareados se anotan como dos puntos o cruces juntos, y los electrones desapareados, como puntos o cruces independientes.



F3sforo

Regla del octeto

Indica que la formaci3n de mol3culas y compuestos se produce por la tendencia que tienen los 3tomos de adquirir la configuraci3n electr3nica del gas noble m3s cercano, completando ocho electrones en su 3ltima capa.

Los metales ceden electrones.			
Aluminio Z = 13			
3tomo de aluminio	Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$\cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{Al}}}$
ion aluminio	Al^{3+}	$1s^2 2s^2 2p^6$	$[\text{Ne}]^{3+}$
gas noble m3s cercano	Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$	$:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Ne}}}:$
Los no metales ganan electrones.			
Fl3or Z = 9			
3tomo de fl3or	F	$1s^2 2s^2 2p^5$	$:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot}{\text{F}}}\cdot$
ion fluoruro	F^-	$1s^2 2s^2 2p^6$	$[\text{Ne}]^-$
gas noble m3s cercano	Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$	$:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Ne}}}:$

Los 3tomos consiguen el octeto, perdiendo, ganando o compartiendo electrones.

Actividad

1. Indicar el Z y A de un átomo que posee:
 - a. 22 p⁺, 22 e⁻ y 26 n.
 - b. 15 p⁺, 15 e⁻ y 20 n.
 - c. 7 p⁺, 7 e⁻ y 7 n.
2. Escribir las configuraciones electrónicas de:
 - a. Oxígeno, Z= 8
 - b. Fosforo, Z = 15
 - c. Potasio, Z= 19
3. Nombrar tres iones que posean igual configuración electrónica que el gas noble Argón.
4. Representa la estructura de Lewis de :
 - a. Cl₂
 - b. H₂
 - c. O₂
 - d. N₂