



COLEGIO NACIONAL NICOLÁS ESGUERRA
PLAN DE MEJORAMIENTO SEGUNDO PERIODO 2025
QUÍMICA GRADO SÉPTIMO
DOCENTE: IVÁN LARA GUALTEROS



NOMBRE _____ CURSO _____ FECHA _____

Actividad 1

1. Lee el texto y subraya con color azul las ideas importantes, con color rojo 15 palabras desconocidas.
2. Elabore un glosario ilustrado con las 15 palabras (definición y dibujo) utilice hojas de bloc donde sea necesario y adjúntenlas a la guía.

Configuración electrónica

¿Qué es la Configuración Electrónica?

La Configuración Electrónica de los elementos es la disposición de todos los electrones de un elemento en los niveles y subniveles energéticos (orbitales). El llenado de estos orbitales se produce en orden creciente de energía, es decir, desde los orbitales de menor energía hacia los de mayor energía.

Recordemos que los orbitales son las regiones alrededor del núcleo de un átomo donde hay mayor probabilidad de encontrar los electrones.

¿Cómo se escribe la Configuración Electrónica?

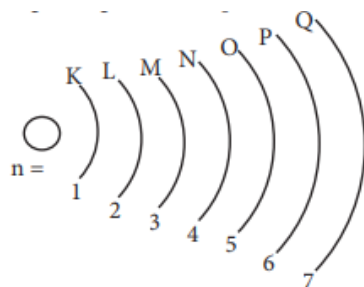
La configuración electrónica se escribe ubicando la totalidad de los electrones de un átomo o ion en sus orbitales o subniveles de energía.

- ✓ Recordemos que existen **7 niveles de energía**: 1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7. Y cada uno de ellos tiene, a su vez, hasta **4 subniveles** de energía denominados **s, p, d y f**.
- ✓ Así, el nivel **1** contiene solamente al subnivel **s**; el nivel **2** contiene subniveles **s y p**; el nivel **3** contiene subniveles **s, p y d**; y los niveles **4 a 7** contienen subniveles **s, p, d y f**.

¿Cómo se utiliza el Diagrama de Moeller o Regla de las Diagonales?

Diagrama de Moeller: Forma práctica para realizar la distribución electrónica por niveles y subniveles de energía. Se utiliza para recordar el orden de llenado de los orbitales atómicos.

Niveles de energía (n): Son regiones grandes o capas del átomo donde se localizan los electrones. Los niveles son de siete tipos.



Capas	K	L	M	N	O	P	Q	...
Nivel	1	2	3	4	5	6	7	...

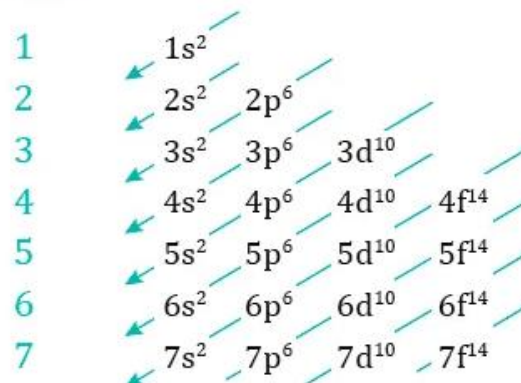
Subniveles de energía (l): Son regiones más pequeñas, más angostas, donde se localizan los electrones. Los subniveles son de cuatro tipos y alojan electrones.

Subnivel	Símbolo	Cantidad de e ⁻
Sharp	s	2
Principal	p	6
Difuso	d	10
Fundamental	f	14

La forma de construir este diagrama es escribir los niveles de energía atómicos (del 1 al 7) y los correspondientes subniveles a su lado. Luego se trazan líneas diagonales desde arriba hacia abajo.

Para utilizar la regla de las diagonales simplemente debes seguir las líneas diagonales del diagrama desde arriba hacia abajo. Eso marcará el orden de llenado de los subniveles de energía. La cantidad de electrones se escribe como superíndice. Una vez que un subnivel de energía está "completo" de electrones se pasa al subnivel siguiente.

Niveles



Ejemplos de Configuración Electrónica

Escribir la Configuración Electrónica del Manganeseo (Mn):

- **PASO 1:** Lo primero que debemos conocer es el Número Atómico (Z) del elemento en cuestión, en este caso, el Manganeseo el cual nos indica la cantidad de protones. Al tratarse de un átomo neutro, la cantidad de protones será igual a la cantidad de electrones.
- **PASO 2:** El siguiente paso será ubicar la totalidad de los electrones en los orbitales correspondientes utilizando la Regla de las Diagonales.

Veamos: El Manganeseo (Mn) tiene un número atómico **Z=25**, es decir, que tiene 25 **protones** y 25 **electrones**.

Siguiendo la Regla de las Diagonales escribimos la configuración electrónica (CE) del Mn de la siguiente manera:

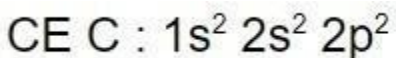


La suma de todos los electrones debe ser 25 en este ejemplo: $2+2+6+2+6+2+5= 25$

Escribir la Configuración Electrónica del Carbono (C)

El átomo de Carbono tiene un número atómico (Z) de 6. Es decir, tiene **6 protones** en su núcleo. Al tratarse de un átomo neutro tiene también **6 electrones** alrededor del núcleo, distribuidos en distintos niveles y subniveles de energía.

Utilizando la regla de las diagonales o Diagrama de Moeller escribimos la Configuración Electrónica (CE) del Carbono:



Configuración Electrónica del Hidrógeno (H)

El átomo de Hidrógeno tiene un número atómico (Z) de 1.

Es decir, tiene **1 protón** en su núcleo. Al tratarse de un átomo neutro tiene también **1 electrón** alrededor del núcleo.

Utilizando la regla de las diagonales o Diagrama de Moeller escribimos la Configuración Electrónica (CE) del Hidrógeno:



Actividad 2

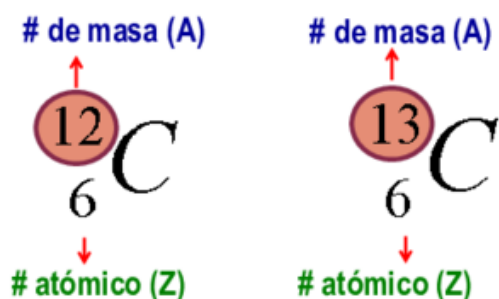
Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos o identifica el elemento de acuerdo con su configuración electrónica (según sea el caso), utilizando el diagrama de Moeller.

Átomo	Símbolo	Z	Configuración electrónica
Carbono	C	6	
Silicio	Si	14	
Cloro	Cl	17	
Calcio	Ca	20	
Magnesio	Mg	12	

Configuración electrónica	Símbolo
$1s^2 2s^2 2p^3$	
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	
$1s^2 2s^2$	
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	

Isótopos

Los isótopos son átomos cuyos núcleos atómicos tienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones. Los isótopos de un elemento tienen las mismas propiedades químicas, pero difieren en sus propiedades físicas.



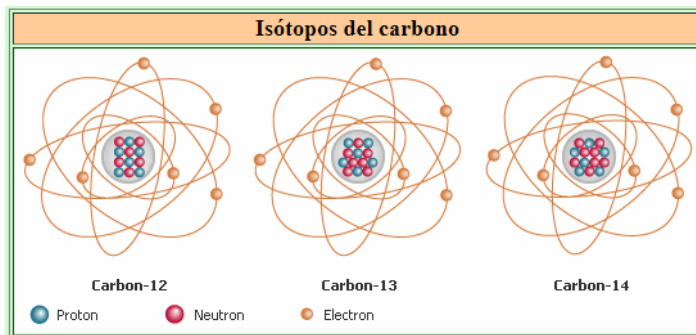
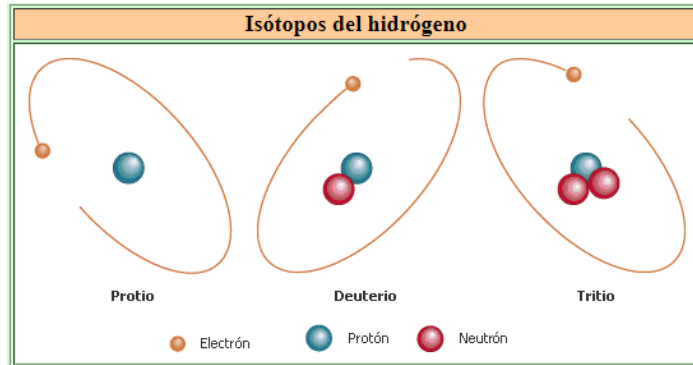
Cada elemento químico se caracteriza por el número de protones de su núcleo, que se denomina número atómico (Z). Así, el hidrógeno (1H) tiene un protón, el carbono (6C) tiene 6 protones y el oxígeno (8O) tiene 8 protones en el núcleo.

El número de neutrones del núcleo puede variar y la masa atómica (A) se obtiene sumando el número de protones y de neutrones de un núcleo determinado. Isótopos significa "mismo lugar", es decir, que como todos los isótopos de un elemento tienen el mismo número atómico, ocupan el mismo lugar en la Tabla Periódica.

Por tanto:

- ✓ Si a un átomo se le añade un protón, se convierte en un nuevo elemento químico
- ✓ Si a un átomo se le añade un neutrón, se convierte en un isótopo de ese elemento químico
- ✓ *Ejemplos de isótopos*

Se conocen 3 isótopos del elemento hidrógeno: ^1_1H es el hidrógeno ligero, el más abundante, con un protón y cero neutrones. El ^2_1H es el deuterio (D), cuyo núcleo alberga un protón y un neutrón y el ^3_1H es el tritio (T), cuyo núcleo contiene un protón y dos neutrones.



Los isótopos del carbono son $^{12}_6\text{C}$ (6 protones y seis neutrones), $^{13}_6\text{C}$ (6 protones y siete neutrones) y $^{14}_6\text{C}$ (6 protones y ocho neutrones).

¿Qué es la masa atómica?

En química se llama masa atómica a la masa de un átomo, la cual se compone del total de la masa de protones y neutrones.

La masa atómica es diferente al peso atómico, a la masa atómica relativa, al número atómico y al número másico o número de masa. La masa atómica se encuentra representada en la tabla periódica de los elementos.

Número atómico	5	10.811	Masa atómica
		B	Símbolo
		Boro	Nombre del elemento

Unidades de masa atómica

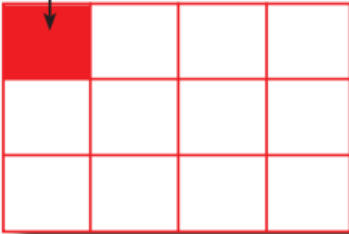
La unidad de medida de la masa atómica se conoce como “uma”, que resulta de la abreviación de “unidades de masa atómica”. También se conoce como “u”, que resume “unidades de masa atómica unificada”, y como “Da”, que significa “Dalton”.

Esta unidad se define como la 1/12 parte que posee un átomo de carbono 12 (C-12).

$$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} \text{ masa del isótopo } {}^{12}_6\text{C}$$

$${}^{12}_6\text{C} = \text{Tiene un peso de 12 uma}$$

u.m.a.



Masa atómica promedio

La química moderna establece la masa atómica promedio como el valor promedio del peso de los isótopos que conforman un elemento químico. Este valor físico es de tipo adimensional y se encuentra asociado a cada elemento químico presente dentro de la tabla periódica. Las masas promedio suelen expresarse en unidades de masa atómica (u).

Masa molecular

La masa molecular, cuyo símbolo es m_f , es una magnitud que indica cuántas veces la masa de una molécula de una sustancia es mayor que la unidad de masa atómica. Su valor numérico coincide con el de la masa molar, pero habitualmente expresado en unidades de masa atómica. Se calcula mediante la suma de las masas atómicas de los átomos que constituyen la molécula

Actividad 3

Completa las frases

- Cuando el número de _____ es igual al de electrones, el átomo es _____
- Si un átomo gana electrones, se convierte en un _____, y si los pierde en un _____
- Cuando un átomo gana o pierde _____ se convierte en un átomo de otro elemento
- Los isótopos son átomos con igual número de _____ y distinto número de _____
- El número atómico representa el número de _____ de un átomo y el número _____ al número de _____ y _____ del núcleo.

Actividad 4

Completa los siguientes datos de cada elemento.

<div>8 15.999</div> <div>O</div> <div>Oxígeno</div>	<div>Numero atómico</div> <div>Masa atómica</div> <div>Protones</div> <div>Neutrones</div> <div>Electrones</div>
<div>13 26.982</div> <div>Al</div> <div>Aluminio</div>	<div>Numero atómico</div> <div>Masa atómica</div> <div>Protones</div> <div>Neutrones</div> <div>Electrones</div>
<div>6 12.011</div> <div>C</div> <div>Carbono</div>	<div>Numero atómico</div> <div>Masa atómica</div> <div>Protones</div> <div>Neutrones</div> <div>Electrones</div>

Actividad 5

Haga la notación espectral o configuración electrónica para:

- a) $Z = 9$ b) $Z = 13$ c) $Z = 20$ d) $Z = 19$

Actividad 6

Haga la notación espectral o configuración electrónica. Ubique el grupo y periodo para los siguientes números atómicos, e identifique el elemento.

- a) $Z = 11$ b) $Z = 15$ c) $Z = 8$

BIBLIOGRAFIA

- Sherman, A., Sherman, S. J., y Russikoff L. (2006). *Conceptos básicos de Química* (7a ed.). México: CECSA.
- Petrucci, R. H., Harwood, W. S., y Herring, F. G. (2003). *Química General* (8a ed.). Madrid: Pearson Educación.
- Chang, R., y Colleague, W. (2002). *Química* (7a ed.). Colombia: McGraw-Hill.
- P. Atkins, T. Overton, J. Rourke, M. Weller, F. Armstrong; "Química Inorgánica" Mc Graw Hill, 4a ed. México, 2006.