

UNIDAD 3. TEORÍA ATÓMICA

¿CÓMO ES LA MICROESTRUCTURA DE LOS MATERIALES?

Desempeño esperado: El estudiante describe los modelos atómicos, analiza las propiedades que se derivan de los mismos y encuentra la estructura electrónica de algunos elementos.

1. INTRODUCCIÓN

Toda la materia está formada por átomos. Los filósofos griegos, hace más de 2.500 años, ya se planteaban las preguntas de si la materia sería continua o si, por el contrario, llegaría un momento en que las partículas obtenidas como fruto de la división de la materia no podrían dividirse ya más. Nos proponemos en esta unidad, estudiar cómo se distribuyen los electrones en los átomos, y cuáles de éstos, contribuyen a las propiedades de los mismos.

En grados anteriores, en su curso de Ciencias, se ha tenido alguna referencia con las partículas fundamentales del átomo, señalando la contribución más importante de los hombres de ciencia dedicados a estos menesteres. Se ha comentado que el átomo tiene partículas cargadas, que tiene un núcleo compuesto por protones y neutrones y que el núcleo está rodeado por los electrones. El átomo es increíblemente pequeño, y el núcleo es más pequeño todavía. Es conveniente recordar que todas las teorías (incluida la teoría atómica) han de ser reflexivamente analizadas y criticadas, y que los hechos en que se basan deben ser examinados y comprendidos.

Nadie sabe cuál es el aspecto de la estructura interna de un átomo, porque no hay manera de verla. Para visualizar los procesos que se llevan a cabo en el reino subatómico construimos modelos. El modelo planetario del átomo es uno de los primeros modelos sobre la estructura del mismo, tenemos la tendencia a pensar en términos de esta sencilla imagen, como el verdadero modelo del átomo, no obstante que este modelo ha sido reemplazado por otro más complejo en el cual los electrones se representan como nubes que se entienden en el interior del átomo.

Los modelos se evalúan no en términos de su Verdad®, sino en términos de su Autilidad®. Los modelos nos ayudan a entender procesos que resultan difíciles de visualizar.

La siguiente lectura es un ejemplo intrascendente que nos muestra cómo tomamos decisiones en la vida diaria.

Antonio tiene de vecino un nuevo inquilino de nombre Absalón. Antonio le dice a Absalón que el encargado de recoger las basuras viene todos los jueves, temprano, por la mañana. Más tarde, Marta, esposa de Absalón, preocupada por el problema de la basura, le plantea el problema a su esposo. Este le dice: A Me han dicho que hay un basurero que viene los jueves, por la mañana temprano. Veremos si es verdad®. Absalón, que es un científico, acepta la información de Antonio (quien ha tenido la oportunidad de hacer ya observaciones sobre la materia) pero la acepta provisionalmente hasta que él, por sí mismo, conozca los datos que le han llevado a esa conclusión.

Al cabo de unas semanas, el nuevo inquilino ha reunido un buen número de observaciones que están de acuerdo con la existencia de un basurero que viene los jueves. Quizá la más importante sea que la basura desaparece los jueves por la mañana; en segundo lugar, recibe de EMSIRVA (la empresa recolectora de basuras) una factura mensual por este servicio municipal. Además ha hecho observaciones suplementarias que están acordes; frecuentemente le despierta, a las cuatro de la mañana de los jueves, un fuerte ruido y el trepidar de un camión. En ocasiones, el ruido viene acompañado por un alegre silbido y con ladridos de perro.

El inquilino tiene ahora muchas razones para creer en la existencia del basurero, a pesar de que no lo ha visto nunca. Pero es un hombre curioso, un científico, y un miércoles por la noche dispone de su despertador para que suene a las cuatro de la mañana. Al mirar por la ventana el jueves, de madrugada, su primera observación es que afuera está muy oscuro y que le va a ser difícil ver nada. A pesar de todo, consigue vislumbrar el paso de una sombra que tiene la forma de un hombre cargando un objeto grande.

(Ver es creer! Pero, en realidad,)cuál de estos hechos supone realmente *Aver@* al basurero?)Cuál de estos hechos constituye una base para *Acreer@* que existe un basurero? La respuesta es que todos los hechos, en conjunto, suponen *Aver@*. Y todos los hechos, en conjunto, forman la base para aceptar la *Ateoría* del basurero y la desaparición de la *basura@*. La visión directa de una sombra a las cuatro de la madrugada no supondría *Aver@* a un basurero si al mismo tiempo no desapareciese la basura. (La sombra podría haber sido la del repartidor de los periódicos, o la del lechero). Tampoco la sola desaparición de la basura supondría *Aver@* al basurero. (Quizá vienen los perros todos los jueves y se comen y dispersan la basura. Recordemos que se oye el ladrido de un perro.) No, el inquilino queda convencido de que existe un basurero, porque la hipótesis es concordante con muchas observaciones y no está en contraposición con ninguna. La teoría del basurero pasa por la prueba de una buena teoría, y resulta útil para explicar un gran número de observaciones experimentales, lo cual era ya cierto aun antes de que el inquilino viese la sombra, a las cuatro de la mañana.

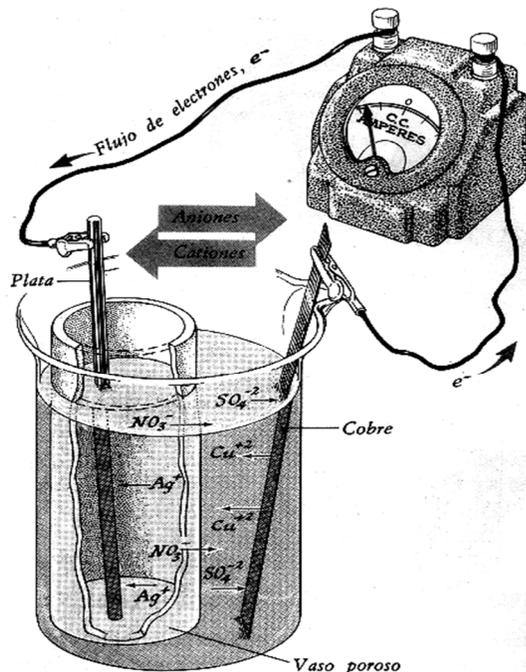
Actividad de Refuerzo 1.

1. Analice detenidamente el procedimiento seguido por Absalón para soportar la teoría del basurero. Dentro de las etapas del método científico, señale paso a paso, la actividad del inquilino para llegar a su teoría.
2. Contraste la teoría del basurero con la teoría atómica. (Atención ! Al iniciar el curso de química, el estudiante es el nuevo inquilino.)Cuántos Absalones tenemos en este momento en el grupo?
3. Frecuentemente, a nuestros alumnos les decimos que los químicos creen en los átomos. Una cosa es preguntarse *A)creemos en los átomos@?* y otra muy distinta preguntarse *A)por qué creemos en los átomos@?*.)Qué tipos de evidencias tiene Usted en este momento sobre la existencia del átomo?
4. En el inicio de la lectura se dice *A...ya se planeaban las preguntas de si la materia sería continua o si, por el contrario, llegaría un momento en que las partículas obtenidas como fruto de la división de la materia no podrían dividirse ya más. ...@.*)Con cuál de los dos planteamientos está Usted de acuerdo?,)porqué?
5. Escriba dos palabras que tengan el mismo significado que la palabra basurero utilizada en el texto.
6.)Qué entiende por modelo?)Por qué los científicos acuden a modelos en teoría atómica?

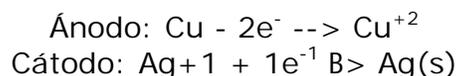
2. LA MATERIA ES DE NATURALEZA ELECTRICA

Faraday en 1833 descubrió la correspondencia electricidad - materia. Al pasar una corriente eléctrica a través de una solución o un sólido fundido, ocurrieron cambios químicos en la superficie de los electrodos (las varillas metálicas conectadas al circuito externo). En el electrodo cargado positivamente, el cobre se oxida, es decir libera electrones, los cuales viajan por el circuito externo al electrodo de plata, que tiene carga negativa.

El cobre metálico al perder electrones, se convierte en iones Cu^{+2} (de color azul) que viajan por la solución hacia el electrodo cargado negativamente. En la solución hay iones NO_3^{-1} (provenientes de AgNO_3 presente en la solución). El electrodo cargado positivamente se llama ÁNODO y el cargado negativamente se llama CÁTODO. Los electrones fluyen, entonces, del ánodo al cátodo. Los iones (en la solución) viajan así: Cu^{+2} , por ser positivo, viaja hacia el cátodo, por esta razón a los iones positivos se les llama CATIONES, igual ocurre con Ag^{+1} . Los iones negativos, NO_3^{-1} y SO_4^{-2} , llamados ANIONES viajan hacia el ánodo. En el cátodo los iones Ag^{+1} reciben los electrones que viajan por el circuito externo y se convierten en plata metálica. Faraday descubrió que la masa de plata depositada es proporcional a la cantidad de electricidad que se aplica en los electrodos.



Funcionamiento de una Pila electroquímica



El ánodo de cobre se oxida, el electrodo pierde peso y poco a poco se va disolviendo en el electrolito. El cátodo aumenta de peso porque allí se va depositando plata metálica (Ag(s)).

3. ESTRUCTURA Y TEORÍA ATÓMICA.

El átomo es la mínima porción de materia que puede entrar en combinación para formar moléculas. El átomo está constituido por tres clases de partículas fundamentales: electrones protones y neutrones.

3.1. Los Electrones.

Son partículas cargadas negativamente, que se mueven en forma permanente alrededor del núcleo, formando una nube electrónica, en regiones llamadas capas o niveles de energía que le dan el volumen al átomo.

La masa de los electrones es de $9,109 \times 10^{-28}$ g. Su carga es de $-1,607 \times 10^{-19}$ culombios.

La relación entre la carga y la masa ($e-/m$) es de -1.76×10^8 coul/g.

3.2. Descubrimiento de los Electrones.

La existencia de partículas subatómicas fue comprobada mediante la experimentación con tubos de descarga.

Un tubo de descarga, es un tubo de vidrio, provisto de dos placas metálicas o ELECTRODOS, llamados CÁTODO Y ÁNODO, según estén conectados respectivamente al terminal positivo o negativo de una fuente de alto voltaje y provisto además de una salida para una bomba de vacío. El tubo de descarga fue diseñado por Sir William Crookes en 1.886.

J.J. Thomson hacia 1.897 demostró que los rayos que se desprenden del cátodo, llamados rayos catódicos, independientes del material utilizado como cátodo, llevan carga negativa y se propagan en línea recta hacia el ánodo, se mueven rápidamente, son muy energéticos y están presentes en todos los elementos, y corresponden a las partículas subatómicas llamadas electrones.

3.3. Los Protones o Rayos Canales.

Eugen Goldstein en 1.886, realizó una serie de experimentos con tubos de descarga pero con cátodo perforado. Él observó la presencia de una radiación que aparecía detrás del cátodo, es decir, que se alejaba del ánodo y que constaba de partículas con carga positiva, que correspondían a los llamados protones.

La carga del protón es igual a la del electrón pero de signo positivo. La masa es 1836 veces mayor que la de aquél (1.67×10^{-24} g.)

3.4. Los Neutrones.

En 1.932 James C. Chadwick, publicó los resultados de sus experimentos sobre el bombardeo de átomos de berilio con partículas alfa, los cuales demostraron la presencia de una partícula no cargada y de masa semejante a la del protón, que fue llamada neutrón.

4. LA RADIOACTIVIDAD.

El descubrimiento de la radiactividad por el científico francés Henri Becquerel en 1896 suministró evidencias adicionales para entender la complejidad del átomo. La imaginación de Becquerel fue capturada con el descubrimiento de los rayos X, por W. C. Roentgen en Enero de 1896. Roentgen rápidamente encontró la importancia práctica de este descubrimiento y en un tiempo corto los rayos X se empezaron a utilizar en medicina. Los miembros de la comunidad científica internacional están de acuerdo con lo grandioso de este acontecimiento. Becquerel estaba enterado de que ciertas sustancias expuestas a la luz solar se volvían luminosas, a este fenómeno se le conoce con el nombre de fluorescencia. Él investigó lo que sucedía con este tipo de sustancias cuando se ponían en contacto con los rayos X.

En sus experimentos iniciales, Becquerel utilizó un mineral fluorescente de uranio. Colocó el mineral bajo la luz solar sobre una placa fotográfica que había sido envuelta de manera cuidadosa para protegerla de la radiación directa del sol. Cuando se desenvolvió la placa fotográfica, encontró en ella la imagen del mineral. A fines de febrero de 1896, Becquerel se equivocó al concluir que los penetrantes rayos, presumiblemente rayos X, podían ser inducidos por la luz solar y emitidos como parte de la fluorescencia. Sin embargo, hubo mal tiempo y Becquerel tuvo que posponer sus investigaciones. Mientras el sol estaba cubierto por las nubes, Becquerel guardó el mineral y la placa fotográfica envuelta en la gaveta de su escritorio. El 10 de marzo de 1896, decidió revelar la placa, esperando no hallar ninguna imagen. Se sorprendió cuando encontró siluetas muy intensas. Concluyó de manera correcta que el mineral producía radiación espontánea y este fenómeno lo llamó radiactividad. Por sugerencia de Becquerel, los esposos Marie Sklodowska Curie y Pierre Curie comienzan con su famoso experimento que consistía en aislar los componentes radiactivos del mineral llamado pechblenda.

Estudios posteriores realizados por Ernest Rutherford permitieron demostrar que hay tres clases de radiactividad: Alfa (α) positiva, beta (β) negativa y gamma (γ) neutra.

5. PROPIEDADES DEL ÁTOMO.

5.1. Número Atómico (Z).

El átomo tiene en el núcleo *protones y neutrones*; los *electrones* se encuentran en la periferia. Siendo el átomo **eléctricamente neutro** debe tener tantos electrones como protones. **El número atómico (Z)**, es igual **al número de protones que tiene el átomo en su núcleo**.

En un átomo eléctricamente neutro, el número de electrones debe ser igual al número atómico (Z).

El número de protones varía según la clase de átomos, pero es igual para todos los átomos de un mismo elemento. Este número es la base para la ordenación de los átomos. Así: el átomo de hidrógeno tiene número atómico 1 ($Z=1$), posee un protón en su núcleo y un electrón en su periferia. Todos los átomos de hidrógeno constituyen el elemento llamado hidrógeno y son ellos los únicos que poseen un protón. De la misma manera, el oxígeno ($Z=8$), posee 8 protones y 8 electrones.

5.2. NUMERO MÁSIICO O INDICE DE MASA (A).

La masa de los electrones es despreciable en comparación con la masa de los protones y los neutrones; en otras palabras la masa de un átomo se debe a la masa de los protones y de los neutrones que posee. Se considera la masa de un protón igual a la masa de un neutrón y equivalente a $1,67 \times 10^{-24}$ g. **El número de protones más neutrones es igual al número de masa (A).**

$$A = Z + N$$

Donde :
 A = número (o índice) de masa
 Z = número atómico
 N = número de neutrones

Así, el sodio (Na), número atómico 11, tiene 11 protones y 11 electrones. En la naturaleza se presentan átomos de un mismo elemento que tienen igual número de protones y electrones, pero diferente número de neutrones. A estos grupos de elementos se les llama **isótopos**. El número de protones y neutrones se conoce como número o índice de masa, A. Los isótopos se representan por el símbolo siguiente:



A = índice de masa (puede ir en la parte superior derecha o izquierda del símbolo)

X = símbolo del elemento

Z = número atómico

5.3. IÓN.

Es una especie química que tiene carga positiva o negativa. En el caso de los elementos, estas especies se conocen como *iones simples*, y la carga de los mismos se debe a un intercambio de electrones entre átomos. Veamos:

Caso 1. Na \rightarrow Na ⁺¹	
Na tiene: 11 protones 11 electrones	Na ⁺¹ tiene: 11 protones 10 electrones
Es decir el átomo de sodio perdió 1 electrón. Se convierte en un ión positivo (o catión). Na -1e ⁻ \rightarrow Na ⁺¹	
Caso 2. O \rightarrow O ⁻²	
O tiene: 8 protones 8 electrones	O ⁻² tiene: 8 protones 10 electrones
Es decir el átomo de oxígeno ganó 2 electrones. Se convierte en un ión negativo (o anión). O +2e ⁻² \rightarrow O ⁻²	

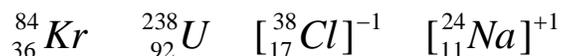
Los procesos en donde hay pérdida de electrones se conocen como OXIDACIÓN y los procesos en donde hay ganancia de electrones se conocen como REDUCCIÓN.

La carga que tiene el elemento se conoce como índice o estado de oxidación y se escribe encima del símbolo del elemento como un exponente. Observamos que en los átomos eléctricamente neutros, la suma de las cargas positivas (protones) y negativas (electrones) es igual a cero. La carga de un átomo neutro no se escribe.

Observamos, en los cambios químicos, que si hay oxidación el ÍNDICE DE OXIDACIÓN AUMENTA y si hay reducción, EL ÍNDICE DE OXIDACIÓN DISMINUYE

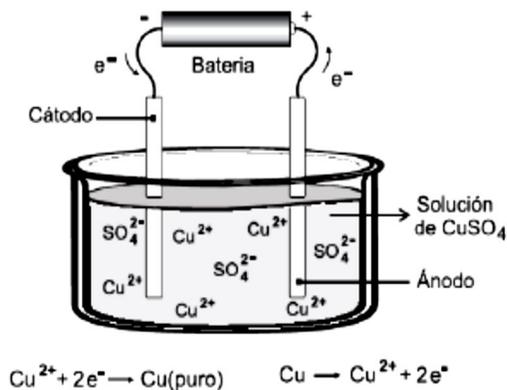
Actividad de refuerzo 2.

1. Obtener el número de electrones, protones y neutrones en los isótopos de los siguientes elementos:

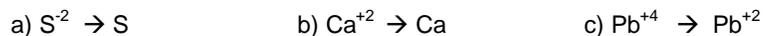


2. Calcula el número de neutrones, protones y el número de masa, de acuerdo con la información suministrada en cada caso:

- a. El átomo de silicio posee 14 neutrones y su número de masa es 28.
- b. El átomo de plata posee 47 protones y 60 neutrones.
- c. El átomo de oro tiene un número atómico igual a 79 y A es igual a 197.
- d. Represente el símbolo de cada uno de los tres isótopos.



3. En los procesos siguientes, decir cuántos electrones se ganaron o perdieron y explicar si hay oxidación o reducción.



4. En la pila electroquímica (ver figura):

- a. ¿cuál es el electrodo cargado positivamente?.
- b. ¿Cuál es el electrodo cargado negativamente.
- c. Con flechas indique la dirección en que se mueven los iones.
- d. Si usted quiere platear (recubrir con plata) una cuchara de cobre, ¿la colocaría como ÁNODO o como CÁTODO? Justifique su respuesta.

6. LOS MODELOS DEL ÁTOMO

6.1. EL MODELO DE THOMSON

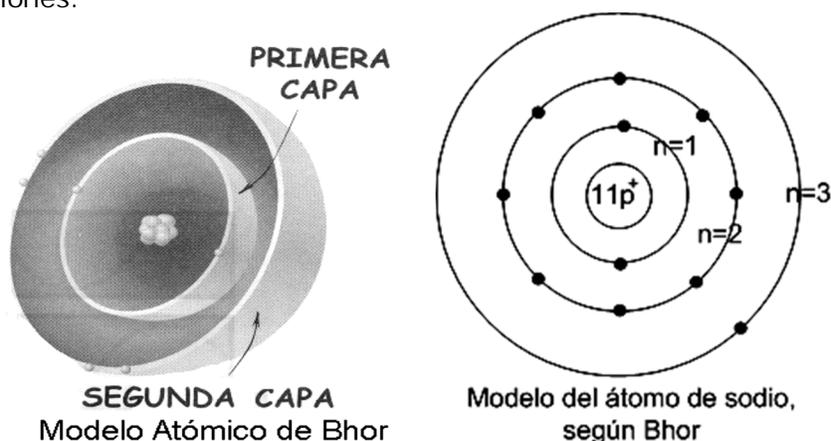
En realidad, Thomson no logró explicar (ni fue su propósito) cómo se distribuyen los electrones en el átomo. Simplemente manifestó que el *átomo es una esfera maciza cargada positivamente, y los electrones embebidos dentro de esa esfera.*

6.2. EL MODELO DE RUTHERFORD

Conocido como el modelo planetario, por su parecido al sistema solar, en este, se plantea la existencia de un núcleo en donde se encuentran los protones y neutrones, y los electrones distribuidos alrededor del núcleo en órbitas (como las que describen los planetas). Rutherford no logra explicar la cantidad de electrones en cada órbita, ni por qué los electrones al girar deben perder energía y finalmente ser absorbidos por el núcleo que es positivo. En realidad esto no ocurre.

6.3. MODELO DE BHOR (Mecánica Cuántica)

El acierto de Niels Bhor es descifrar cuantos electrones se presentan en cada órbita, ahora llamada **nivel** o **capa**. Sus experimentos estudiando los espectros de la luz lo llevaron a las siguientes conclusiones:



1. Los electrones se distribuyen por niveles de energía o capas de forma esférica. Estos niveles a partir del núcleo, se identifican por los números 1, 2, 3, 4, etc. Electrones en el nivel 4 se encuentran más lejos del núcleo y por lo tanto deben tener más energía (el núcleo los atrae menos). Los electrones más fuertemente atraídos son los del nivel 1. La denominación por capas se bautiza con las letras K, L, M, N, O, P.
2. La cantidad máxima de electrones en una capa o nivel ($= n$) es $2n^2$.

Distribución de los electrones del átomo de sodio por niveles: Z = 11		Distribución de los electrones del átomo de bromo por niveles: Z = 35	
Nivel n	# de electrones	Nivel n	# de electrones
1	2	1	2
2	8	2	8
3	1	3	18
		4	7
TOTAL	11	TOTAL	35

6.4. MODELO DE SOMMERFELD, DE BROGLIE, SCHRODINGER.

A pesar de lo avanzado del modelo de Rutherford, demostrado a través de experimentos, dejó muchos interrogantes. Uno de los errores fue trabajar con átomos que tenían pocos electrones (particularmente hidrógeno), razón por la cual ignoró la existencia de niveles intermedios, posteriormente llamados **subniveles**. Los postulados del trabajo realizado por estos científicos se resumen así:

1. No se puede conocer la posición y la trayectoria de un electrón: principio de Incertidumbre.
2. Los electrones se ubican en regiones del espacio llamadas **orbitales**, en donde máximo pueden existir **dos electrones**.
3. El número de subniveles es igual al número de niveles. Es decir, en el nivel 3 hay tres subniveles.

- Si dos electrones se ubican en un orbital, para que no se separen (repelen) deben tener **movimiento de rotación en sentido contrario. Principio de Pauli**. El movimiento de rotación también se llama *spin*.
- Existe un orbital con única energía, llamado *orbital S*, por su forma esférica (sphera en inglés). Todos los niveles tienen orbital S.
- Existen varios orbitales con igual energía llamados *p*, *d* y *f*. Se conocen **tres orbitales p**, **cinco orbitales d** y **7 orbitales f**. La energía de los orbitales p es igual, igual para los orbitales d, igual para los orbitales f. Pero, la energía de p es diferente de f y diferente de d.
- La distribución de los orbitales por niveles, subniveles con la cantidad máxima de electrones es la siguiente (ver tabla 3).
- Los electrones se van alojando en los subniveles de menor energía, de acuerdo al orden creciente de energía de éstos. Experimentalmente se ha encontrado que la energía de los subniveles aumenta en el orden siguiente:

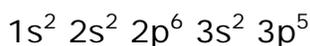
1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p 8s

Tabla 3. Distribución de los electrones por subniveles

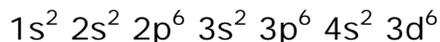
Nivel n	Número de Electrones	Subniveles		Orbitales ¹
		Cantidad	nombre	
1	2	1	S	1s ²
2	8	2	S , p	1s ² 2s ² 2p ⁶
3	18	3	S, p , d	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰
4	32	4	S, p, d, f	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 4f ¹⁴

- Cuando se organizan los electrones siguiendo estas reglas, se tiene la **distribución electrónica** del elemento. También se conoce como **notación electrónica** o **notación espectral**. Ver figura 1.

Ejemplo: Escribir la distribución electrónica de un átomo de cloro (número atómico 17).



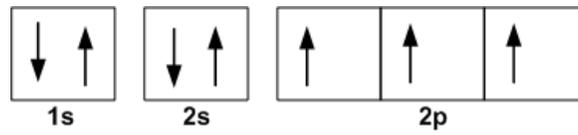
Ejemplo: Escribir la distribución electrónica de un átomo de hierro (número atómico 26).



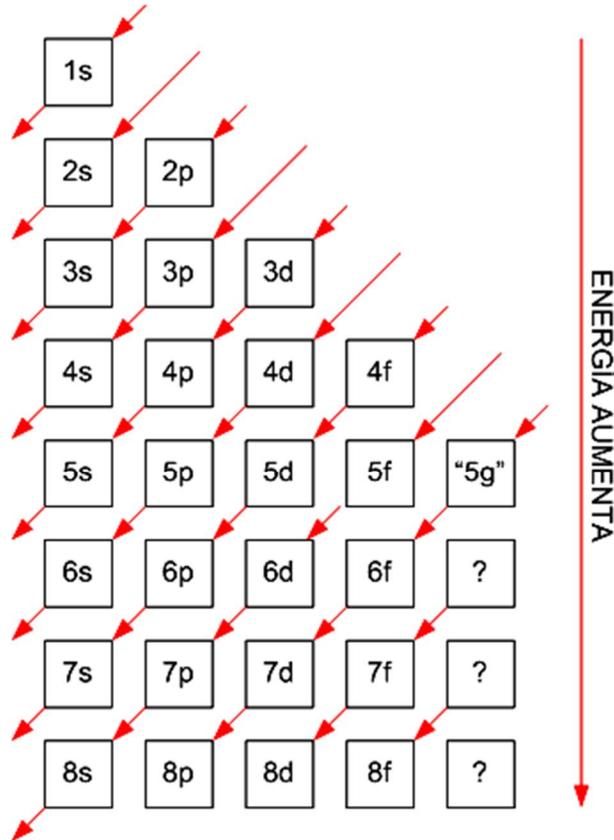
El movimiento de rotación del electrón se señala por medio de flechas, cuando se distribuyen los electrones por *orbitales*. En un mismo orbital puede haber dos electrones que deben tener spin opuesto (principio de Pauli), por lo tanto dibujamos dos flechas opuestas.

Los subniveles *p*, *d* y *f* constan de *tres*, *cinco* y *siete* orbitales respectivamente, de igual energía en el respectivo subnivel. Al colocar electrones en estos subniveles se deben colocar de uno en uno con *spines* paralelos, siguiendo el principio de Hund. En el siguiente diagrama se ilustra lo afirmado:

¹ El exponente corresponde al número de electrones en el subnivel



El nitrógeno tiene 3 subniveles con electrones, 5 orbitales, 5 electrones de valencia y tres electrones libres o desapareados



Orden de aumento de energía de los subniveles.
El elemento, aún no conocido, de $Z = 121$ ocupará el subnivel "5g" cuya letra no se ha asignado.

Figura 1

Cuando se organizan los electrones siguiendo estas reglas, se tiene la **distribución electrónica** del elemento. También se conoce como **notación electrónica** o **notación espectral**. Ver figura 2.

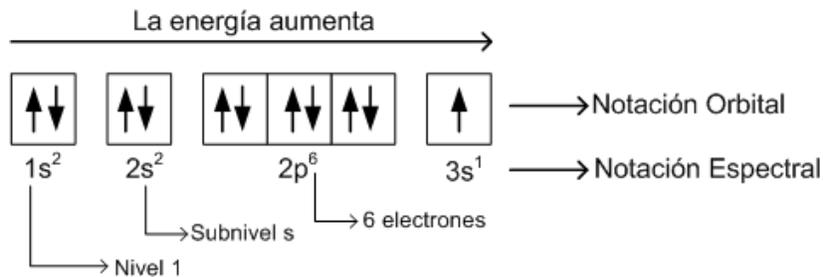


Figura 2

Actividad de Refuerzo 3.

1. Hallar la distribución electrónica de los elementos Ca($z=20$), Bromo ($z=35$) y Fósforo ($z=15$). Para cada uno de los elementos conteste las preguntas siguientes:
 - A. ¿Cuántos electrones tienen en el nivel 2?
 - B. ¿Cuántos electrones tienen en el último nivel?
 - C. ¿Cuántos subniveles tienen electrones?
 - D. ¿Cuántos orbitales tienen electrones?
 - E. ¿Cuántos electrones desapareados (solitarios) tienen cada uno de los elementos?

Actividad de Refuerzo 4.

Para investigar: establecer una analogía entre los niveles, subniveles, orbitales y el espín del electrón; con el número cuántico principal, número cuántico secundario, número cuántico magnético y número cuántico de espín.

7. LA ESTRUCTURA ELECTRÓNICA Y LA TABLA PERIÓDICA

Las teorías y modelos estudiados en esta unidad contribuyeron enormemente a confirmar la organización de los elementos hecha por Mendelejeff en la Tabla Periódica. La distribución electrónica permite descifrar el grupo, período y región a que pertenece un elemento en esta tabla. Los conceptos claves de la estructura que se conectan con la tabla son:

7.1. Grupo.

Identifique en la estructura electrónica, el número total de electrones en el último nivel. A este número se le conoce como los *electrones de valencia*. Utilice números romanos para esta magnitud.

7.2. Período.

Identifique en la estructura electrónica, el nivel máximo que tiene electrones. Es decir, el nivel en donde se encuentran los electrones de valencia.

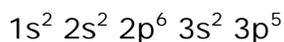
7.3. Región.

La tabla se encuentra dividida en cuatro regiones (*s*, *p*, *d*, *f*). Identifique el subnivel de mayor energía que contiene electrones. Este subnivel, identificado por las letras *s*, *p*, *d* o *f* corresponde a la región.

Los grupos que pertenecen a las regiones *s* y *p*, conocidos como **grupos largos**, se identifican además del número romano con la letra A.

En la región *d*, **no** es posible identificar el grupo aplicando el apartado 7.1. Los pormenores de esta discusión se dejan para el módulo sobre TABLA PERIÓDICA.

Ejemplo: Estudiemos la estructura electrónica del cloro para aplicar lo comentado.



Grupo VII: el último nivel es el 3. Tiene 7 electrones (electrones de valencia).

Período 3: Los electrones de valencia se encuentran en el período 3.

Región p: El subnivel de mayor energía es el p, ubicado en el nivel 3. Completamos el grupo diciendo que pertenece al grupo VIIA.

Actividad de Refuerzo 5.

- Indica cuántos electrones hay en el último nivel de energía de cada uno de los siguientes átomos: Al, I, Pb, Ca, C, Ne.
- Para cada uno de los átomos del ordinal A, decir cuántos electrones desapareados o solitarios tiene cada uno.
- Teniendo en cuenta los aportes de Rutherford, Bhor, Sommerfeld, De Broglie, Schrödinger, escribe los postulados en los que se podría resumir la teoría atómica actual. Especifique en cada uno de los personajes lo que no logró explicar o se demostró que era incorrecto.
- Un elemento pertenece al grupo VA, período 4. Escribir la estructura electrónica y decir cuántos electrones desapareados tiene.

8. PREGUNTAS EXPLICADAS

RESPONDA LAS PREGUNTAS 1 A 5 TENIENDO EN CUENTA LA SIGUIENTE INFORMACIÓN

Elemento	1	2	3	4	5	${}_{17}^{35}\text{Cl}$	${}_{30}^{66}\text{Zn}$	8
Protones	1	1	6					7
Electrones	0	1	1		4			
Neutrones	1	0	2	6	8			5
Carga				+4	+2	-1	+2	-3

Se recomienda al alumno completar la tabla, lo cual le permitirá responder más rápidamente las preguntas.

- Los elementos 1 y 2 son respectivamente
 - Un átomo neutro y un ión
 - Un catión y un anión
 - Un anión y un catión
 - Un catión y un átomo neutro

El elemento 1 es un catión porque tiene 1 protón y cero electrones. El elemento 2 es un átomo neutro porque tiene 1 protón y un electrón. Opción correcta D.

- El número de protones del elemento 5 y del cloro, Cl, son respectivamente
 - 6 y 17
 - 4 y 35
 - 6 y 35
 - 17 y 4

El elemento 5 tiene carga +2, es decir perdió 2 electrones. Como la tabla indica que tiene 4 electrones significa que es un catión, que al ser neutro debe tener 6 electrones y 6 protones. Cl tiene número atómico (z) 17, es decir tiene 17 protones. Opción correcta A.

- El número de electrones de Cl y Zn son respectivamente
 - 17 y 30
 - 30 y 17
 - 18 y 30
 - 18 y 28

Número atómico del cloro 17, por lo tanto el número de protones es 17. La especie mostrada es cloro -1, es decir tiene 17 protones y 18 electrones (1 electrón más por su carga -1). El número

atómico del cinc es 30, por lo que tiene 30 protones y 30 electrones al ser neutro, sin embargo, en la tabla aparece con carga +2, es decir, 2 electrones menos. Debe tener entonces 28 electrones. Opción correcta D.

4. El número de neutrones del Cl y Zn son respectivamente
A. 17 y 30 B. 35 y 73 C. 18 y 36 D. 30 y 17

El índice de masa del cloro es 35 y su número atómico 17. La diferencia es el número de neutrones, es decir 18. En el cinc el índice de masa es 66 y el número atómico 30. En este caso los neutrones son 36. Opción correcta C.

5. Son isótopos
A. 1, 2, 3 porque tienen el mismo número de protones y diferente número de neutrones e igual con 4, 5.
B. 2, 3 tienen igual número de electrones e igual número de protones y 1, 3 tienen igual número de protones.
C. 5, 8 porque tienen igual número de electrones y 2, 3 porque tienen igual número de electrones.
D. 1, 2, 3 porque tienen el mismo número de neutrones y diferente número de protones e igual con 4, 5.

Los isótopos son átomos de un mismo elemento, por lo tanto tienen igual número de protones, con diferente número de neutrones, es decir diferente índice de masa. Los elementos 1, 2 y 3 son isótopos (cada uno tiene 1 protón) pero diferente número de neutrones (1, 0 y 2 respectivamente). Lo mismo ocurre con 4 y 5; 4 tiene 6 protones y 6 neutrones y 5 tiene 6 protones y 8 neutrones. Opción correcta A.

9. LA QUÍMICA EN EL CONTEXTO DE LA TECNOLOGÍA Y LA SALUD.

En las reacciones ordinarias los átomos interactúan intercambiando o compartiendo sus electrones de valencia (ver módulo enlace químico más adelante). En otro tipo de reacciones, llamadas nucleares, los núcleos de los átomos cambian su composición y se transforman en otra clase de átomos. La energía almacenada allí es tan grande que se ha convertido en el símbolo de la era atómica, utilizada con fines pacíficos y políticos. Hemos afirmado en apartado anterior de este módulo, que en este proceso de desintegración radiactiva aparecen entre otras partículas, tres muy importantes que son las partículas alfa, beta y gamma.

En el campo médico, las sustancias radiactivas se utilizan tanto para el diagnóstico como para el tratamiento de determinadas enfermedades (radioterapia).

En el diagnóstico se suelen utilizar las sustancias radiactivas como trazadores, a partir del hecho de que los átomos emiten radiaciones. Por ejemplo si se inyecta en la sangre una pequeña cantidad de sal (NaCl) con $^{24}_{11}\text{Na}$, con un detector podría seguirse, desde el exterior, su movimiento por los vasos sanguíneos. Así, puede detectarse la presencia de obstrucciones en el sistema circulatorio.

El yodo 131 se utiliza para determinar datos tan importantes como el volumen de sangre de una persona, el caudal de bombeo del corazón, la actividad del hígado y el metabolismo de las grasas. Igualmente, se emplea para diagnosticar la presencia de cáncer en la glándula tiroides o de tumores cerebrales.

La radioterapia se utiliza en el tratamiento del cáncer. Se basa en que una misma dosis de radiación causa un daño mayor a las células en proceso de división que a las células normales. Dado que las células cancerosas se reproducen aceleradamente, resultan más afectadas por las

radiaciones nucleares que las células sanas que las rodean. Así, se consigue eliminar los tumores sin hacer daño a los tejidos circundantes.

Los rayos X son un buen ejemplo para obtener imágenes de partes duras del cuerpo como los huesos. Pero si se quieren obtener imágenes de órganos más blandos, como el cerebro, hay que emplear técnicas como por ejemplo la Tomografía por emisión de positrones (PET).

La radiografía industrial se basa en el gran poder de penetración de los rayos gamma. Con este tipo de radiación se pueden detectar desajustes en piezas soldadas, imperfecciones en huecos (caso de los pistones de un motor).

9.1. PROTECCIÓN CONTRA LAS RADIACIONES.

Una exposición prolongada a emisiones radiactivas supone un peligro serio para la salud. Por ello deben extremarse las precauciones en los recintos en que se encuentran los aparatos relacionados con la medicina nuclear y también en sus inmediaciones.

9.2. REFLEXIÓN.

La era nuclear plantea una paradoja. Aunque la energía nuclear se puede usar para destruir ciudades (caso de Hiroshima y Nagasaki en el Japón) y quizá hasta civilizaciones (se comenta que las bombas nucleares que almacenan algunos países alcanzan para destruir más de un planeta Tierra), la energía nuclear controlada se puede utilizar con fines pacíficos, como por ejemplo, producir la energía eléctrica en nuestras ciudades. Incluso aquí se presenta otra paradoja. El empleo controlado y pacífico de la energía nuclear no deja de presentar sus propios peligros potenciales (recordemos Chernóbil en Rusia y Fukushima en el Japón). No debemos confundir la química nuclear de la energía nuclear. En el primer caso nos referimos a las aplicaciones en medicina, la industria y la agricultura, como ya lo hemos comentado. La energía nuclear se refiere al aprovechamiento de la energía almacenada en los núcleos para liberarla con fines pacíficos (caso de la energía eléctrica) o bélicos (caso de la bomba atómica).

9.3. UN EJEMPLO DE REACCIÓN NUCLEAR.

Ciertos núcleos emiten partículas alfa. Los átomos de radio con un índice de masa A de 226 se descomponen de manera espontánea, liberando ${}_2\text{He}^4$, un isótopo del átomo de helio, también llamado partícula alfa. Este proceso de desintegración se llama **desintegración alfa** (α). Este proceso se escribe así:



Como aquí se aprecia, cada átomo de radio con un número de masa de 226, expulsa una partícula alfa y se transforma en un nuevo tipo de átomo con dos protones menos, radón. Se cumple la ley de conservación de la masa en reacciones nucleares:

La suma de los números de masa de cada lado de la ecuación deben ser iguales: $226 = 4 + 222$

La suma de los números atómicos o cargas nucleares de cada lado de la ecuación deben ser iguales: $88 = 2 + 86$.

9.4. PREGUNTA EXPLICADA.

El plutonio 239 emite una partícula alfa cuando se desintegra. ¿Cuál es el nuevo elemento que se forma?



Solución:

$$239 = 4 + A \implies A = 235$$

$$94 = 2 + Z \quad ==> Z = 92$$

En la tabla periódica buscamos el elemento de número atómico 92. El elemento Y es Uranio.

Actividad de Refuerzo 6.

- A. ¿Qué importancia tiene el uso de sustancias radiactivas como trazadores? ¿Qué ventajas presenta este procedimiento frente a otras técnicas de exploración y diagnóstico?
- B. Explica el fundamento del tratamiento para combatir tumores cancerosos con radiación gamma (gammagrafía).
- C. Explica qué es un alimento vegetal irradiado. Enumera las ventajas de esta técnica y razona acerca del por qué algunos sectores de la sociedad la rechazan.
- D. ¿Por qué se necesitan radiografías en la industria?
- E. Busca información sobre la científica Marie Curie y elabora un informe sobre ella. Incluye en él:
- F. La época de su vida y de sus descubrimientos científicos.
- G. Sus descubrimientos científicos más importantes.
- H. Las dificultades que encontró durante toda su vida para realizar el trabajo que realmente le gustaba.

El documento no debe de tener más de una página.