TEMA 1

Radiología convencional. Rx generalidades: Principios, unidades y equipos de radiodiagnóstico. Factores de exposición. Radiaciones ionizantes: concepto y tipos. Naturaleza, procedencia y propiedades de los Rx; La producción de Rx: generadores y tubos

Bibliografía

Eisberg, R., Resnick, R. Átomos, moléculas, sólidos, núcleos y partículas. 1988. Limusa.

Gárate, M. Fundamentos de la técnica radiográfica. 1986. Agfa-Gevaert. Ancora

Monnier, J.P. Manual de Radiodiagnóstico. 2ª Ed. 1984. Masson.

Monnier, J.P., Tubiana, J.M. Manual práctico de técnicas de radiodiagnóstico. 1996. Masson.

Ortega, X. Las radiaciones ionizantes. Su utilización y riesgos. 1994. Ediciones UPC.

Pizzutiello, R.J., Cullinan, J.E., Introducción a la imagen radiográfica médica. Kodak. División Diagnóstico por Imagen.

Van der Plaats, G.J. Técnica de la radiología médica. 3ª Ed. 1985. Paraninfo.

Zaragoza, J.R., Física e instrumentación médicas. 1992. Ediciones Salvat medicina.

Bibliografía Recomendada

Manual de Radiología para Técnicos. S.C. Bushong Ed. Mosby/Doyma

Objetivos

- Repasar la definición de la estructura del átomo
- Abordar los principios básicos de la Radiología
- Describir los equipos más importantes utilizados en Rayos X
- Analizar los factores de exposición y producción de las radiaciones
- Desarrollar la definición de Radiación ionizante

1. INTRODUCCIÓN A LA ESTRUCTURA ATÓMICA

1.1 Estructura del átomo

A lo largo de su historia el ser humano ha ido descubriendo la naturaleza. Los griegos supieron concretar algunas teorías sobre ésta, por ejemplo, de todos es conocido que para ellos la materia estaba compuesta por mezclas de distintas proporciones de aire, fuego, agua y tierra, pero no sólo eso, la herencia que los antiguos griegos nos han dejado es muy amplia y son numerosas sus teorías sobre el origen de la materia. Anaxágoras decía que todo existe desde siempre: "las partículas diminutas de todas las sustancias existían o existen desde siempre"; en el hombre predominan las partículas de hombre, aunque también las haya de otros tipos. Demócrito sin embargo fue más lejos e introdujo el concepto de átomo con formas distintas y además introdujo el concepto de vacío, de tal forma que entre átomo y átomo está el vacío lo que por otra parte permitía al átomo griego estar dotado de movimiento.

Es increíble que una teoría tan antigua como la teoría atómica de Demócrito haya llegado a ser tan parecida a la realidad hoy aceptada, no por lo lejana (hace ya varios miles de años), sino porque es sólo y exclusivamente pura filosofía y no ciencia apoyada en la experiencia.

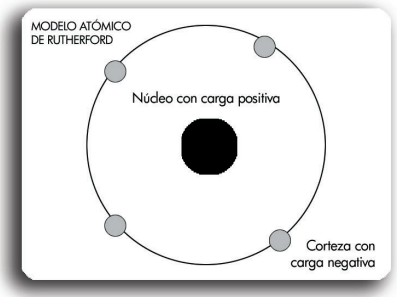
El primer científico que empezó a dar a la teoría de Demócrito una base experimental y a profundizar sobre ella, dados los resultados que ya en el siglo XIX se tenían, fue Dalton. Este químico inglés reunió y explicó las leyes experimentales de la época, con el resultado de que la mejor teoría que explicaba los comportamientos observados hasta entonces era la que decía que la materia es discontinua y formada por partículas indivisibles, con la particularidad entre otras, de que podía haber átomos distintos, con distintas propiedades físicas como peso, densidad, etc.... A partir de entonces el mundo de la ciencia entra en erupción. Con Dalton ya estaba probada la naturaleza atómica de la materia y quedaba algo aún más difícil de conocer, tanto su estructura, como las leyes que gobiernan su comportamiento.

A. El átomo de Rutherford

Rutherford es uno de los más importantes físicos de la historia. Además de otras muchas contribuciones a la ciencia, propuso un modelo para el átomo que fue la base del átomo moderno. En el modelo de Rutherford el átomo está compuesto por dos partes: la corteza y el núcleo. En la corteza se encuentran cargas negativas y en el núcleo cargas positivas, evidentemente la corteza rodea al núcleo de tal forma que el átomo es neutro, es decir, no tiene carga neta. El mérito de Rutherford no sólo está en el modelo que propuso, sino en que lo probó experimentalmente y además confirmó el tamaño del átomo (10^{-10} m), que ya Thomson había propuesto. Además, de sus experimentos dedujo que en el núcleo está localizada casi toda la masa del átomo y que éste debía estar confinado en un volumen de unos 10^{-14} m, es decir, una centésima de una billonésima de metro.

Con anterioridad a Rutherford había evidencias experimentales de la existencia de partículas cargadas negativamente que podían moverse libremente por el espacio, estos eran los electrones, incluso se sabía que estas partículas poblaban los átomos, pero no se sabía cómo ni de qué manera lo hacían, lo único que se logró estimar fue el tamaño del átomo. Sin embargo, a partir

del experimento de Rutherford se definió completamente la estructura global del átomo, sus dimensiones internas e incluso su comportamiento planetario: los electrones orbitan en torno al núcleo como los planetas en torno al sol, cuestión que trajo nuevos quebraderos de cabeza a la ciencia.



B. El átomo de Bohr

Con el modelo de Rutherford se dio un gran paso en la caracterización del átomo. Sin embargo, el modelo carecía de coherencia física. Ya entonces, se sabía que una carga en movimiento acelerado emitía energía en forma de radiación, esto es un problema en el modelo de planetario del átomo; si los electrones giran alrededor del núcleo en movimiento acelerado, deberían emitir radiación de forma continua (pues son cargas aceleradas), y todo esto a expensas de la energía del átomo, es decir, la energía radiante que se expulsa del átomo en forma de radiación debido al movimiento del electrón, debe salir de la energía que posee el electrón en el átomo, que poco a poco va quedándose sin energía, con lo que siguiendo con el razonamiento, el electrón perdería finalmente su velocidad y caería sobre el núcleo, con la consiguiente destrucción del átomo. Es evidente que algo falla en este modelo.

Fue el físico danés Niels Bohr quien dio un nuevo paso adelante en la construcción de la teoría del átomo. Bohr ya conocía nuevas evidencias experimentales sobre el comportamiento del átomo en lo que se refiere a la emisión de radiación por parte de éste. Por aquel entonces, los espectroscopistas tenían pruebas irrefutables de que el electrón no emitía energía radiante de manera continua, sino que lo hacía de manera discreta, es decir un electrón no está continuamente emitiendo energía en forma de radiación, con lo que el modelo planetario de electrones continuamente acelerados alrededor del núcleo falla. Así, el átomo no emite radiación de manera continua cuando el electrón gira en torno al núcleo, sino que lo hace sólo bajo ciertas condiciones, ¿cuáles son estas condiciones?

Bohr dio una serie de postulados que resumían el comportamiento observado del átomo hasta entonces. En lo que se refiere a la energía el cuarto postulado decía:

Se emite radiación electromagnética, si un electrón que inicialmente gira alrededor del núcleo con una energía E_i, cambia su movimiento para moverse alrededor del núcleo con una energía total E_f. Siendo la frecuencia de la radiación emitida proporcional a la energía (E_i-E_f).

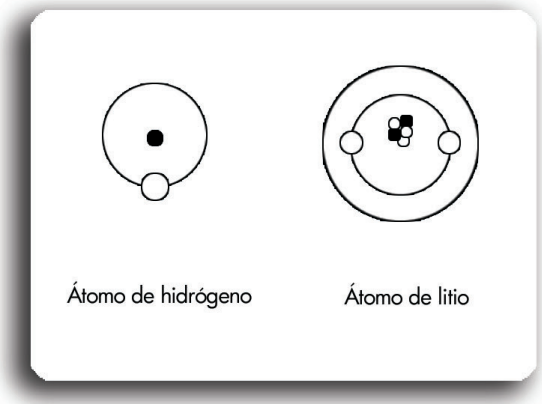
Con esto se ponía final a la controversia que nacía del modelo de Rutherford, el electrón no pierde energía en forma de radiación en su movimiento alrededor del núcleo, excepto cuando cambia de estado energético (es decir, cuando salta de un nivel energético a otro). El problema estaba ahora en la justificación de por qué esto era así, cuestión que la física zanjará con el nacimiento de la nueva teoría cuántica.

C. Resumen de algunas características del átomo

Hasta 1932, fecha en que se descubrió el neutrón, no se tuvo una noción clara de la verdadera composición del núcleo, determinándose a partir de entonces su estructura. Hoy se sabe que el núcleo está compuesto de protones y neutrones.

Los protones son cargas positivas, cuyo valor numérico es igual a la carga del electrón. Los neutrones son partículas sin carga.

Por aquel entonces ya se tenía una medida bastante buena de los valores de la masa de los constituyentes del átomo y se sabía que la masa del electrón era unas 2000 veces menor que la del protón, por lo que resulta evidente que la masa atómica se encuentra concentrada casi totalmente en el núcleo.



Podemos resumir brevemente todo lo que hasta ahora hemos ido recopilando sobre el átomo:

- Está compuesto de núcleo y corteza.
- En el núcleo hay protones (partículas con carga positiva) y neutrones (partículas sin carga).
- Neutrones y protones tienen aproximadamente la misma masa.
- La masa del átomo está concentrada en el núcleo.
- Los electrones se encuentran en la corteza, en orbitales en torno al núcleo y que dependen de la energía.

Las características principales de las partículas fundamentales son:

PARTÍCULA	LOCALIZACIÓN	CARGA	MASA (gr)
ELECTRÓN	CAPAS ELECTRÓNICAS	$-1{,}6\cdot10^{-19}$ C	$9{,}109\cdot10^{-28}$ gr
PROTÓN	NÚCLEO	$+1{,}6\cdot10^{-19}$ C	$1{,}671\cdot10^{-24}$ gr
NEUTRÓN	NÚCLEO	0	$1{,}673\cdot10^{-24}$ gr

1.2 La corteza atómica

La corteza atómica es la parte exterior del átomo, en ella se encuentran situados los electrones que están en distintas órbitas alrededor del núcleo, sujetos a la atracción electromagnética que los protones les confieren. Es obvio que las dimensiones del átomo son las de la corteza, puesto que está en la parte exterior de éste. Los electrones forman como una especie de nube que rodea al átomo formando una capa negativa que compensa la carga positiva del núcleo. En medio, entre el núcleo y la nube electrónica, no hay materia, está el vacío.

En la corteza atómica se encuentran los electrones orbitando alrededor del núcleo, los electrones adoptan distintas órbitas en función de su energía. Los electrones se distribuyen alrededor del núcleo en 7 capas orbitales o niveles de energía, que se designan con las letras K, L, M, N, O, P y Q.

La descripción de la órbita de un electrón se da a través de sus números cuánticos. Así, el estado de un electrón se describe a través de cuatro números (n, l, m, s) de tal forma que el valor de cada uno de estos números nos da información de la energía, subnivel, orientación y espín del electrón. Generalmente los tres primeros números describen la órbita en el espacio y el espín no tiene una explicación inmediata.

Es muy importante recordar ahora lo que se conoce como el principio de exclusión de Pauli. Este principio dice que dos electrones que pertenecen a un mismo átomo no pueden tener todos sus números cuánticos iguales, o lo que es lo mismo, dos electrones no pueden tener a la misma vez, y en el mismo átomo, la misma órbita y el mismo espín.

Cada órbita tiene un número determinado de electrones, que según Pauli es igual a $2n^2$, siendo n el número de la órbita (capa). Así la 1ª capa tiene $2 \cdot 1^2 = 2$ electrones, la 2ª tiene $2 \cdot 2^2 = 8$ electrones.

Número de nivel	Símbolo nivel	Número máximo de electrones
1	K	2
2	L	8
3	M	18
4	N	32
5	O	50
6	P	72
7	Q	98

A. Los números cuánticos

El número cuántico principal n nos indica el nivel energético del electrón; un electrón con un número cuántico n más grande que otro electrón indica que el primero está en una órbita de más energía que el segundo. Así, un electrón con un número cuántico n=1 se dice que está en la capa K, si n=2, se dice que está en la capa L, si n=3 en la capa M y así sucesivamente en la capa N, O…. Cada una de estas capas en el orden en el que se han definido antes, tienen una energía mayor y por ello tendrán una órbita más complicada. Por ejemplo, si un electrón tiene un número cuántico n=3 indica que el electrón está en un nivel de energía superior a un electrón con n=1 o n=2. Por otra parte, el número cuántico n nos indica el número de subniveles en los que se puede dividir un nivel dado. Así, para un electrón con un número cuántico n=3 se sabe que hay tres subniveles con distinta forma en el espacio.

El número cuántico angular l (también conocido como secundario o azimutal) es el que nos indica qué subnivel ocupa un electrón. Es decir, si éste ocupa el subnivel con forma esférica o si tiene forma elíp-

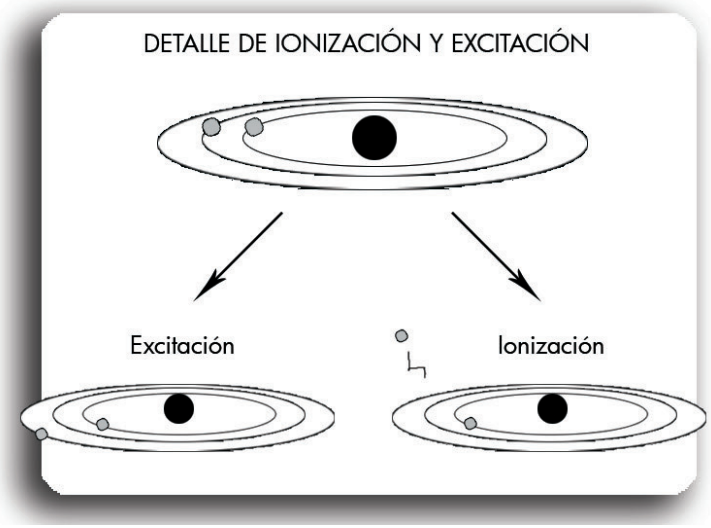
tica, etc., por ejemplo, un electrón con números cuánticos n=3, l=2, indica que el electrón está en el nivel de energía 3 y ocupando un subnivel con una forma definida por l=2. Puede valer desde 0 hasta n-1. Cada nivel energético se divide en tantos subniveles como valores tiene l. Estos subniveles se designan por las letras s(l=0), p(l=1), d(l=2), f(l=3). Los subniveles de los cuatro primeros niveles energéticos son: 1s, 2s2p, 3s3p3d, 4s4p4d4f.

El número cuántico magnético m es el que nos indica la dirección espacial del subnivel. Por ejemplo, si el subnivel es elíptico, el número cuántico m nos indica la dirección del espacio a la que apunta. Su valor está comprendido entre -l y +l. Para l=3, serán +3,+2,+1, 0,-1,-2,-3. Para un determinado valor de l, el número de valores posibles de m será 2l+1, es decir números impares sucesivos 1, 3, 5, 7,...

El número cuántico spín s no tiene una explicación intuitiva, pero se sabe que sólo puede tener dos valores. Los electrones además de girar alrededor del núcleo, tienen un movimiento de rotación alrededor de sí mismos, adquiriendo una forma alargada de huso (spín). Este giro puede tener lugar en 2 sentidos y puede tomar los valores +1/2 o -1/2.

NOMBRE	SÍMBOLO	VALORES	SIGNIFICADO
PRINCIPAL	n	1, 2, 3, 4,...	Nivel energético
SECUNDARIO O AZIMUTAL	l	0...(n-1)	Tipo de orbital (s,p,d,f)
MAGNÉTICO	m	-l...0...+l	Orientación del orbital
SPIN	s	-1/2 y +1/2	Sentido de giro del electrón

B. Ionización y excitación



Los electrones del átomo, si no hay una causa externa, cuando están en una órbita dada suelen quedarse en ella, puesto que en condiciones normales las órbitas electrónicas son estacionarias, pero si se les da la energía suficiente para pasar a otra órbita pueden pasar a esta otra dándose lugar a lo que se conoce como una excitación electrónica. Una vez en esta otra órbita pueden quedarse ahí un tiempo, generalmente un tiempo muy corto, volviendo a su estado original y devolviendo la energía que pierden al medio, produciéndose lo que se conoce como desexcitación electrónica. Si la energía que se recibe del exterior es suficiente como para poder hacer escapar al electrón del átomo, se dice que el átomo se ha ionizado, aunque al igual que antes y si nada lo impide el ion positivo captará un electrón del medio que lo rodea, volviendo al estado neutro.

Las energías que han de darse a los átomos para excitarlos o ionizarlos dependen de cada átomo en particular, del proceso que se busque, ya sea ionización o excitación, y de la órbita desde la cual se quiera hacer saltar el electrón.

C. Propiedades químicas de los átomos

a. Introducción

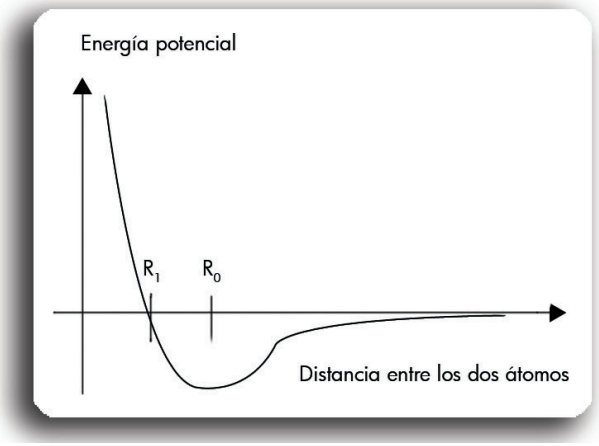
A partir del siglo XIX se supo que los electrones atómicos son los que confieren al átomo sus propiedades químicas. Ya se ha dicho que los átomos en su estado natural son neutros, eso quiere decir que poseen el mismo número de electrones en la corteza que de protones en el núcleo. Sin embargo, los electrones de algunos átomos tienen gran capacidad para saltar del átomo y dejarlo ionizado, necesitando para ello relativamente poca energía. Una vez que esto ha ocurrido se dice que el átomo ha quedado ionizado y se ha convertido en un ion positivo, puesto que tiene más carga positiva en el núcleo, que negativa en la corteza. Hay, sin embargo, otros átomos, que al contrario que los primeros, tienen la capacidad de acoger electrones de más en su corteza, con lo que se convierten en átomos ionizados negativamente. Una vez convertidos los átomos en iones de distinto signo, puede ocurrir que la formación de una estructura cristalina con estos iones compense la energía que hay que conferirles a estos átomos para convertirlos en iones, teniendo lugar lo que se denomina enlace iónico. Hay distintas formas de formar compuestos químicos en la naturaleza y no todas son debidas a la atracción de los iones. Por ejemplo, hay enlaces entre átomos que son debidos a que se comparten uno o varios electrones entre dos o más átomos, es decir podría darse el caso de que un mismo electrón se situase en la corteza de dos núcleos al mismo tiempo formando una molécula. El caso es que, sea como fuere, las propiedades químicas de los átomos se deben a la movilidad y posibles configuraciones de los electrones de los átomos con lo que son debidas enteramente a la corteza atómica.

b. El enlace químico

La interacción entre los átomos para formar moléculas u otros tipos de aglomeraciones tiene fundamentalmente un carácter eléctrico y es el estudio principal de la química. Los tipos de enlaces entre átomos son: el enlace iónico, el enlace metálico y el enlace covalente. En este apartado se van a enunciar brevemente los distintos modelos físicos de la estructura microscópica de los compuestos que explican la mayoría de sus propiedades observables.

La formación de cualquier tipo de enlace entre dos átomos iguales o distintos se basa en que la energía de los átomos unidos es menor que estando separados, por lo que tienden a unirse para alcanzar un estado de mayor estabilidad.

La interacción entre dos átomos que da lugar a la formación de una molécula se caracteriza por una energía potencial, cuya representación gráfica en función de la distancia entre ellos es:



Los átomos tienden a unirse bajando su energía potencial, tal que en conjunto se hallen en una situación más estable. Así, cuando están a distancias superiores a R_0 se atraen debido a una descompensación en su estructura electrónica. Para cierta distancia de aproximación R_1, comienza a actuar la repulsión electrostática entre los núcleos de los dos átomos, ambos cargados positivamente. El hecho de que exista una distancia R_0 de energía mínima es lo que confiere a la molécula estabilidad, es lo que hace que exista dicha molécula.

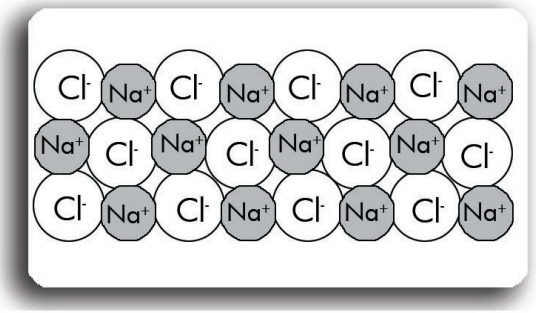
- **El enlace iónico**

Ocurre entre átomos metálicos y átomos no metálicos. Los átomos metálicos tienden a formar iones positivos al perder con facilidad (sin necesidad de un aporte energético muy elevado) uno o varios electrones de sus últimas capas, es decir, se ionizan quedando cargados positivamente. Son átomos metálicos el sodio, la plata, el calcio... Los átomos no metálicos forman iones negativos al atrapar un electrón del entorno. Son átomos no metálicos el carbono, el azufre, el cloro...

Así, debido a la atracción electrostática entre cargas de distinto signo, los átomos metálicos y no metálicos tienden a unirse en el denominado enlace iónico. Por ejemplo, el sodio y el cloro se unen mediante enlace iónico y forman la estructura del cloruro sódico o sal común: un átomo de sodio pierde un electrón y forma el ion positivo o catión Na^+ (11 protones en el núcleo y 10 electrones orbitales), mientras que el cloro gana un electrón y forma el ion negativo o anión Cl (17 protones en el núcleo y 18 electrones orbitales).

Los iones positivos y negativos se distribuyen en una estructura ordenada denominada red cristalina iónica. Este modelo explica bien las características observables de los compuestos iónicos: el que sean duros y se fundan a altas temperaturas (pues el enlace iónico es muy fuerte, al tener que vencer fuerzas electrostáticas para romperlo), conduzcan mal la electricidad y el calor (puesto que no hay electrones libres fácilmente móviles).

La estructura de la sal común gráficamente queda:

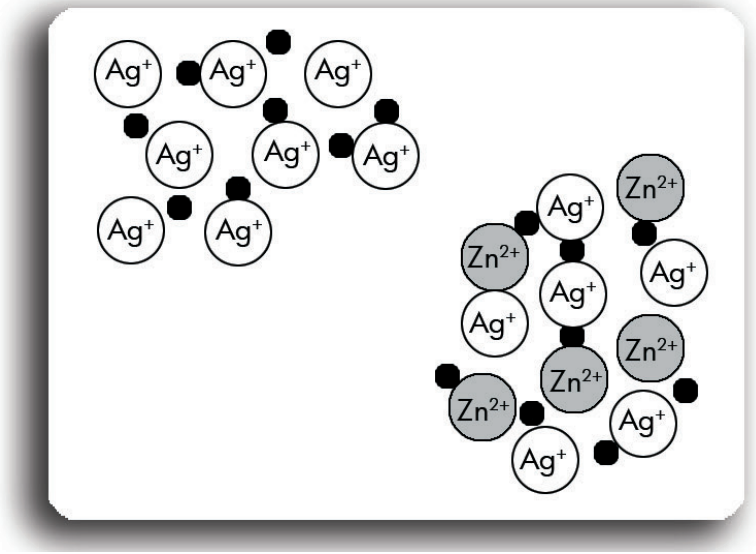


- **El enlace metálico**

  Se forma entre átomos metálicos. Éstos forman iones positivos y, debido a la fuerza electrostática entre cargas del mismo signo, se repelerán. Pero energéticamente es factible la formación de una red cristalina de iones positivos, cuya repulsión será compensada mediante la atracción que ejercen sobre los electrones que ellos mismos han liberado. Así, se forma una estructura ordenada, una red cristalina de cationes envuelta por un "mar" de electrones casi libres que no pertenecen a un átomo en concreto, sino que se mueven por toda la red. Este modelo explica el hecho de que los metales sean, en general, sólidos no tan duros como los iónicos, pues son maleables y dúctiles (la red cristalina de cationes no es tan fuerte como la red cristalina iónica). Al existir electrones casi libres se explica la alta conductividad eléctrica y calorífica que poseen los metales.

  Las aleaciones metálicas se consiguen mezclando metales puros a altas temperaturas, con lo que al ser enfriada la mezcla y formarse el sólido se obtiene un nuevo compuesto metálico homogéneo con características propias. El modelo del enlace metálico revela cómo los cationes, aunque distintos, se distribuyen homogéneamente en los nudos de la red cristalina.

  La estructura de la plata y de una aleación de plata y cinc es gráficamente:



- **El enlace covalente**

  Se forma entre dos átomos no metálicos. Este modelo explica la formación de las moléculas, por lo que es aplicable tanto a compuestos sólidos semiconductores (germanio, silicio), como a gases homonucleares (hidrógeno, oxígeno). Se basa en un solapamiento de las cortezas electrónicas de los dos átomos, tal que un electrón de cada uno de ellos es compartido por los dos. El enlace covalente consiste, así, en un par de electrones compartidos "que giran en torno a los núcleos de los dos átomos".

D. La tabla periódica

En ésta, cada elemento está representado en orden ascendente del número de protones de su núcleo o como se denomina habitualmente número atómico, que se nota por el símbolo Z. Así, para cada valor del número atómico tenemos un elemento distinto en la tabla. El primer elemento será el que tiene un protón en su núcleo o Z=1 y es el Hidrógeno, el segundo tiene Z=2 que es el Helio y así sucesivamente.

1.3 El núcleo atómico

El núcleo del átomo es todavía un elemento bastante desconocido para la ciencia actual, de él sí se sabe que ocupa unas dimensiones bastante reducidas respecto del átomo. Si sabemos que el átomo ocupa unos 10^{-10}m el núcleo ocupa unos 10^{-15}m, es decir unas cien mil veces más pequeño que el átomo, pero donde está localizada casi toda la masa de éste.

El núcleo es bastante estable y para provocar excitaciones o ionizaciones de los protones y neutrones del núcleo se necesitan energías del orden de millones de veces las que se necesitan para provocar los mismos efectos en la corteza, por lo que es fácil entender por qué en la naturaleza, y a las energías ordinarias, se observan propiedades químicas y no efectos relacionados con el núcleo.

Sin embargo, el núcleo es bastante similar a la corteza en ciertos aspectos, por ejemplo, el núcleo también dispone a los nucleones en niveles de energía. También existe un principio de exclusión para el núcleo y unos números cuánticos, aunque las leyes que rigen el comportamiento del núcleo son bastante más complejas que las que rigen el comportamiento de los electrones en la corteza. Esto se hace evidente al observar que en el núcleo sólo hay protones y neutrones y puesto que los neutrones no tienen carga, la fuerza que liga a los nucleones dentro del núcleo no es la electromagnética que ligaba a electrones y protones (partículas de carga positiva y negativa que se atraen por tener cargas distintas) sino que es una fuerza, que depende del espín de los nucleones entre otras cosas, que es de muy corto alcance y se denomina fuerza fuerte.

A. Isótopos, isótonos, isóbaros e isómeros

Se define el número atómico del átomo Z, como el número de protones que contiene un átomo. En general coincide con el número de electrones, pero esto no siempre es así, pues los átomos pierden o ganan electrones con facilidad, convirtiéndose en iones positivos o negativos según sea el caso. De la misma manera se define el número másico como el número de nucleones que pueblan el núcleo, es decir como la suma de los protones y neutrones de un átomo. Al número

másico se le nota por A. Se denomina número másico porque casi toda la masa del átomo es debida a los nucleones.

Se suele simbolizar el número de neutrones de un núcleo por la letra N y es evidente que A=Z+N.

Cuando se tratan temas relacionados con la física nuclear, se adopta la norma de notar los diferentes núcleos con la siguiente nomenclatura:

$$ {}^{A}_{Z}X_{N} $$

donde:

- X es el símbolo químico del elemento al que nos referimos.
- A se llama número másico, y es el número de protones más el número de neutrones del núcleo.
- Z se denomina número atómico, y es el número de protones nucleares.
- N se denomina número tónico o neutrónico y es el número de neutrones.

Como se puede observar, con esta forma de representar los núcleos se da toda la información necesaria para conocer los valores Z, A y N=A-Z del núcleo que estamos representando.

Un mismo elemento puede tener distintos núcleos, todos tienen, claro está, el mismo número de protones o número atómico Z, pues son el mismo elemento, pero pueden sin embargo tener distinto número de neutrones N. A cada uno de estos elementos con distinto núcleo se le denomina isótopo.

Veámoslo ahora con un ejemplo, el Oxígeno tiene Z=8, es decir 8 protones en el núcleo, pero hay 3 isótopos conocidos de éste, el que tiene 8 neutrones ($^{8}_{16}O$), el que tiene 9 ($^{8}_{17}O$) y el que tiene 10 ($^{8}_{18}O$). Todos ellos tienen 8 protones, pero su número másico A=Z+N es A=16, 17 y 18 respectivamente.

Si en vez de conservarse Z constante, nos fijamos en aquellos núcleos que tienen fijo el número de neutrones N y se diferencian solo en Z, hablamos en este caso de isótonos. Los isótonos son núcleos con diferente número atómico y diferente número de masa atómica, pero con un valor constante de la cantidad A-Z.

Son isóbaros aquellos núcleos que tienen igual número másico A, independientemente del valor de N y Z. Los isóbaros son núcleos que tienen distinto número de protones y distinto número de neutrones, pero el mismo número total de nucleones.

Finalmente son isómeros aquellos núcleos que tienen el mismo número atómico y el mismo número de masa atómica. Son átomos idénticos con la excepción de que tienen diferentes estados energéticos por diferencias en la disposición del núcleo.

	Número Atómico	**Número Masa Atómica**	**Número Neutrones**
ISÓTOPO	Igual	Distinto	Distinto
ISÓTONO	Distinto	Distinto	Igual
ISÓBARO	Distinto	Igual	Distinto
ISÓMERO	Igual	Igual	Igual

B. El número de Avogadro. El mol

Ya se ha visto que el número másico coincide con la suma de nucleones del átomo. Vamos ahora a introducir una nueva definición, la de masa atómica, nos referimos con masa atómica a la masa del átomo. Ésta coincide prácticamente con la suma de las masas de todos sus constituyentes, aunque hay una pequeña fracción de ésta que se pierde al formar el átomo. Pero en realidad, un átomo pesa muy poco si lo comparamos con las masas que acostumbramos a utilizar habitualmente. Un átomo pesa del orden de 10^{-24} gramos y parece lógico que trabajar con cantidades tan pequeñas no es en absoluto cómodo, por ello, los científicos del siglo XIX inventaron una nueva unidad mucho más cómoda para trabajar, esta unidad es el mol. Se define un mol de cualquier sustancia, ya sea un elemento químico puro o un compuesto de elementos, como una cantidad de masa de aquella sustancia que pesa en gramos el valor de su masa atómica en u. m. a. (unidades de masa atómica), por ejemplo, el agua tiene una masa atómica de 16 u.m.a., eso quiere decir que un mol de agua son 16 gramos de este compuesto.

Otra definición de mol es: "mol es la cantidad de cualquier materia que contiene 6.022×10^{23} de partículas, ya sean éstas átomos, moléculas, iones u otras partículas". Como se puede observar la ventaja de trabajar con moles es que por definición un mol de cualquier sustancia contiene siempre el mismo número de átomos o en su caso moléculas de esa sustancia, a ese número se le conoce en la literatura como número de Avogadro o N_A, el valor del número de Avogadro como se ha dicho es 6.022×10^{23} átomos o en su caso moléculas por mol. Es decir que si tuviéramos un mol de agua, su masa sería 16 gramos y en total tendíamos 6.022×10^{23} moléculas de H_20.

El uso del mol parece un recurso artificioso y sin mucha utilidad, pero no es cierto, en física y química es ampliamente utilizado. Realmente es la conexión entre las cantidades del orden de los gramos, pertenecientes al mundo macroscópico, y las del mundo microscópico, veámoslo con un ejemplo, si queremos conocer cuántas moléculas de agua hay en un gramo de agua, debemos de darnos cuenta que como en un mol hay 18 gramos de agua y por ello el número de Avogadro de moléculas, en un gramo habrá $1/18g \times 6.022 \times 10^{23}$ moléculas/gr = 3.34×10^{23} moléculas. Como vemos gracias al mol podemos pasar del concepto macroscópico gramo, al microscópico moléculas.

C. Unidades

Las unidades en física son básicas, no se da ninguna magnitud sin indicar la unidad a la que nos referimos. Por ejemplo, no es lo mismo 100 kilogramos que 100 gramos o que simplemente 100, ya que en este último caso no sabemos que es lo que medimos cuando decimos 100. Como vemos las unidades son muy importantes, por eso nos centraremos en ellas.

Para el caso de la masa ya hemos visto que el concepto de mol es muy práctico porque nos relaciona la cantidad macroscópica masa, con los elementos últimos que forman la materia, como pueden ser los átomos o las moléculas. En relación con el mol, se suele utilizar la unidad de masa atómica (u.m.a.) que es prácticamente equivalente a la masa de un átomo de hidrógeno 1 u.m.a.= 1.66×10^{-24} gramos ≈ masa del átomo de hidrógeno.

En lo que se refiere a energía, la unidad utilizada por la física es el Julio, que en comparación con las energías puestas de manifiesto a escala atómica es una unidad muy grande. Por ello en física atómica se usa una unidad más acorde con el tema que estamos tratando, por ejemplo, la energía del electrón del átomo de hidrógeno en estado fundamental es 2.17×10^{-18} Julios, es decir, del orden de la trillonésima parte del Julio y como se ve, el Julio no es apropiado para medir