9.- ¿Qué se entiende cuando decimos que un átomo se encuentra en estado basal.

10.- Explique el concepto de átomo excitado de acuerdo al modelo de Bohr.

11.- ¿Qué es un cuántum de energía?

12.- Considerar dos átomos de hidrógeno...

El electrón del primero está en la órbita de Bohr n=4, y el electrón del segundo está en la órbita de Bohr n=1.

(a) ¿Qué átomo tiene la configuración electrónica del estado basal o fundamental?

(b) ¿En qué átomo se mueve más rápidamente el electrón?

(c) ¿Qué órbita tiene mayor radio?

(d) ¿Qué electrón tiene la mayor energía potencial?

(e) ¿Qué átomo se encuentra excitado?

UNIDAD 4

PERIODICIDAD QUIMICA

INTRODUCCION.

Paralelamente el progreso de los conocimientos en el campo de la química y al descubrimiento de nuevos elementos se realizaron numerosas tentativas para ordenar en grupos los elementos -- con comportamiento químico análogo. En 1829 J. W. Dobereimer demostró que existían tríadas de elementos con diferentes pesos - atómicos (en aquella época la determinación de pesos atómicos y moleculares era bastante difícil) que mostraban grandes analo-- gías. A partir de 1860, con el descubrimiento de nuevos méto-- dos para la medición de pesos atómicos, las tentativas se multiplicaron.

En 1862 A.E.B. De Chancourtois dispuso los elementos en - una hélice cilíndrica, de manera que los que tenían semejanzas - en su comportamiento quedaban superpuestos. En 1864 J.A.R. Newlands subdividió los elementos en grupos de siete (cada serie de siete elementos era seguida por otra semejante). Finalmente, en 1869 el ruso D. Mendeleev llegó a la sistematización denominada en la actualidad sistema periódico de los elementos.

Mendeleev expuso su ley de la periodicidad como punto de - partida para la construcción de la tabla periódica.

Si penetramos más profundamente en la estructura del átomo encontramos nuevas pruebas que nos ayudan a explicar la Ley Pe-- riódica los nuevos progresos importantes que se realizaron posteriormente fueron consecuencia del descubrimiento de que la teo-- ría atómica de Dalton necesitaba ser modificada, y que las pro-- piedades químicas de los elementos estaban determinadas por la - distribución en el interior de los átomos de partículas de dimensiones todavía más pequeñas, los electrones.

OBJETIVOS.

OBJETIVO GENERAL

Al término de la unidad, el alumno:

Utilizará la tabla periódica como fuente de información de las propiedades periódicas de los elementos.

OBJETIVOS ESPECIFICOS

El alumno:

4. 1. Destacará la importancia del desarrollo histórico en la clasificación de los elementos.

4. 2. Enunciará la ley periódica.

4. 3. Definirá el concepto de periodicidad.

4. 4. Describirá la tabla periódica contemporánea.

4. 5. Relacionará la configuración electrónica de los elementos con su ubicación en la tabla periódica.

4. 6. Relacionará las configuraciones electrónicas de los elementos con sus propiedades químicas.

4. 7. Diferenciará entre elementos metálicos y no metálicos de acuerdo a los electrones de valencia.

4. 8. Definirá los conceptos de:
Electronegatividad.

Potencial de Ionización.
Radio Atómico.
Afinidad electrónica.
Volumen atómico.

4. 9. Definirá el concepto de número de oxidación.

4.10. Deducirá el número de oxidación de un elemento conforme a su ubicación en la tabla periódica.

4.11. Aplicará las reglas utilizadas para asignar el número de oxidación de un elemento.

1.- EL DESCUBRIMIENTO DE LA PERIODICIDAD

Durante los primeros veinticinco años del siglo XIX se descubrieron 20 nuevos elementos. A medida que el número de elementos conocidos aumentaba, resultaron evidentes las semejanzas físicas y químicas entre algunos de ellos. Los químicos buscaron algún principio natural que sirviera para agrupar los elementos similares. Dobereimer descubrió en 1817 que en muchos casos se pueden agrupar elementos semejantes en ternos de peso atómico creciente; el elemento de la mitad tiene un peso atómico que es el promedio entre el más pesado y el más liviano (tabla 1).

Cien años después, en 1913, U.G.J. Moseley descubrió el principio que guía la clasificación moderna: las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos. El descubrimiento de esta periodicidad o ley periódica, necesitó dos acontecimientos anteriores:

1) El establecimiento consciente y digno de confianza de una serie de pesos atómicos.

2) La formulación del concepto de átomo nuclear con un número definido de protones en el núcleo, igual al número de electrones que giran a su alrededor.

Los primeros intentos notables de clasificación de los elementos se hicieron después de la Conferencia de Karlsuhe (1860), donde el químico italiano Stanislao Cannizaro convenció a muchos de los presentes de la validez de la hipótesis de Avogadro (las moléculas de los gases comunes son biatómicas). El desacuerdo acerca de los pesos atómicos del oxígeno, el carbono, el hidrógeno y otros elementos desapareció, haciéndose posible una clasificación significativa de los elementos basada en sus pesos atómicos. Como veremos, el orden ascendente de los elementos de acuerdo con sus pesos atómicos es casi idéntico al orden según los números atómicos, y la clasificación basada en los unos casi equivale a la clasificación basada en los otros.

TABLA 1 TERNOS DE DOBEREINER

Litio	7	Cloro	35
Sodio	23	Bromo	80
Potasio	39	Yodo	129
Promedio	23	Promedio	82
Calcio	40	Azufre	32
Estroncio	88	Selenio	79
Bario	137	Telurio	128
Promedio	89	Promedio	80

FIGURA 1

Tabla de Mendeleev para representar las regularidades periódicas de los elementos químicos.

Series	*Grupo I* – R^2O	*Grupo II* – RO	*Grupo III* – R^2O^3	*Grupo IV* RH^4 RO^2	*Grupo V* RH^3 R^2O^5	*Grupo VI* RH^2 RO^3	*Grupo VII* RH R^2O^7	*Grupo VIII* – RO^4
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	– = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63
5	(Cu = 63)	Zn = 65	– = 68	– = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	– = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	I = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	–	–	–	–
9	(–)	–	–	–	–	–	–	–
10	–	–	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	–	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	–	–	–
12	–	–	–	Th = 231	–	U = 240	–	–

En 1868 el químico inglés J.A.R. Newlands leyó ante los miem -- bros de la Real Sociedad Química de Londres un trabajo titulado "La - Ley de las octavas y las causas de relaciones numéricas entre los pesos atómicos. Presentando una tabla en la cual había ordenado los elementos según su peso atómico, intentó demostrar que cada ocho elementos de la serie repetían ciertas propiedades físicas similares. Desafortunadamente, entonces faltaban muchos elementos por descubrir, por lo cual la Ley de las Octavas no fue suficientemente válida. Las i -- deas de Newlands parecieron absurdas a muchos de sus colegas, quienes lo ridiculizaron y lo desanimaron de continuar su trabajo. Esta injusticia fue reparada 19 años después, cuando la Real Sociedad le otorgó la medalla Davy, cinco años después de haber concedido análoga distinción a Mendeleev y Meyer, considerados como descubridores de la Ley - Periódica.

Dimitri Ivanovich Mendellev (ruso) y Julius Lothar Meyer (ale - mán) descubrieron, independientemente, que los elementos pueden sistematizarse a base de su peso atómico. Cuando se ordenan según dicho peso, las propiedades químicas y físicas se repiten en forma regular o periódica. La figura 1 muestra la tabla de Mendeleev que representa las regularidades periódicas de los elementos químicos.

Mendeleev no ordenó ciegamente los elementos según el peso atómico. Se guió por otro principio muy importante. Insistió en que sólo los elementos con propiedades químicas y físicas semejantes po -- dían ser miembros de un mismo grupo o familia. Así, como el arsénico se parecía al fósforo, lo colocó en el grupo V y dejó espacios vacíos en los grupos III y IV, suponiendo correctamente que había dos elementos no descubiertos en la serie 5 (ver fig. 1) No solo pronosticó los pe-- sos atómicos de estos elementos aún no descubiertos, sino sus propiedades químicas y físicas. La Tabla 2 muestra la precisión de sus pronósticos para los elementos hoy conocidos como galio y germanio.

Las predicciones de Mendeleev se basaron en tendencias de las series o períodos (filas horizontales) y grupos (columnas verticales) de su tabla. Hoy hacemos pronósticos y conjeturas de igual manera. Como Mendeleev insistía en que sólo los elementos similares po

TABLA 2 PRONOSTICOS DE MENDELEEV

Propiedad	*Ekaaluminio* (galio)* Pronosticada 1871	*Ekaaluminio* (galio)* Descubierta 1875	*Ekasilicio (germanio)* Pronosticada 1871	*Ekasilicio (germanio)* Descubierta 1886.
Peso atómico	68	69,9	72	72,33
Densidad, g/ml	5,9	5,93	5,5	5,47
Valencia o número de oxidación	3	3	4	4
Calor específico, cal/g	0,091	0,089	0,073	0,077
Punto de fusión, °C	Bajo	30,1	. . .	. . .
Fórmula del óxido	Ea_2O_3	Ga_2O_3	EsO_2	GeO_2
Fórmula del cloruro	$EaCl_3$	$GaCl_3$	$EsCl_4$	$GeCl_4$
Densidad del óxido g/ml	. . .	. . .	4,7	4,703
Punto de ebullición del cloruro, °C	. . .	. . .	100	86

* *Eka-*, del sánscrito *uno*, significa "anterior."

dían ser miembros del mismo grupo, no sólo llegó a la conclusión de que algunos elementos aún no habían sido descubiertos sino que se -- vio obligado a hacer ciertas trasposiciones en el orden. Así aunque el telurio, (Te), tenía un peso atómico mayor que el yodo, (I), colocó el telurio antes del yodo. Para él era obvio que el telurio es similar al azufre y el selenio y que el yodo es similar al cloro y al bromo en cuanto a sus propiedades físicas y químicas.

Mendeleev utilizó su principio de periodicidad para corregir - muchos errores de juicio hechos en la interpretación de datos. Un ejemplo notable es el indio, (In), al cual los químicos habían atribuido un peso atómico de 76.6. En la clasificación de Mendeleev esto lo habría situado entre el arsénico y el selenio, pero no podía haber espacio vacío entre estos dos elementos, que son miembros de grupos adyacentes. Mendeleev demostró que las propiedades del indio son

semejantes a las del aluminio y el talio e intermedia entre el cadmio y el estaño. Llegó a la conclusión de que el indio tiene que ser miembro del grupo III y adujo pruebas de la validez de su conclusión mediante la aplicación de la Ley de Dulong y Petit. Esta ley empírica afirma que *el producto del peso atómico y el calor específico es aproximadamente igual a 6.2*. Midió el calor específico del indio, obteniendo 0.055 cal/g, y calculó el peso atómico del indio como 113 (el valor actualmente aceptado es 114.82):

Ley de Dulong y Petit:
Peso átomo-gramo X calor específico $\approx$ 6.2

El calor específico* medido para el indio es 0.55 cal/g; por consiguiente

$$\text{Peso átomo-gramo} = \frac{6.2}{0.055} = 113$$

La precisión de las predicciones de Mendeleev llamó la atención, y el poder de la clasificación periódica de los elementos quedó bien establecido.

Meyer, quien descubrió independientemente la Ley Periódica, demostró con mayor claridad el principio de periodicidad trazando una gráfica del volumen atómico de los elementos en función de sus pesos atómicos (Fig. 2).

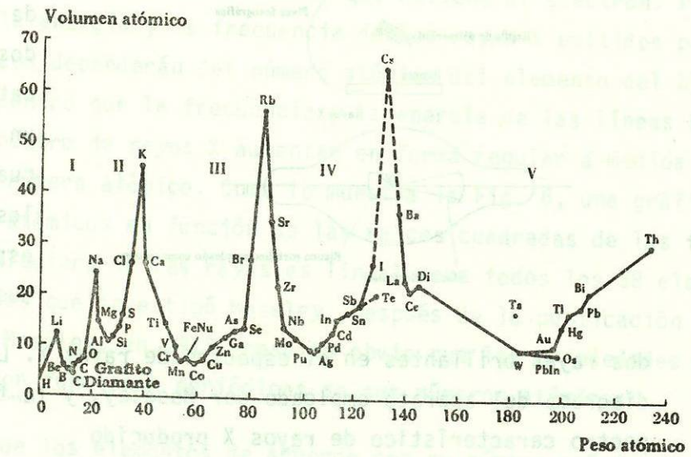
2 EL NUMERO ATOMICO Y LA MODERNA LEY PERIODICA.

Después de ordenar los elementos en la tabla periódica, era natural dar a cada uno un número que indicara únicamente su posición en la serie, basada en el peso atómico creciente. No se concedió ningún significado físico al concepto de número atómico cuando comenzó a

* Calor específico es el calor necesario para elevar 1°C. la temperatura de 1 *g* de la sustancia.

FIGURA 2

El volumen atómico en función del peso atómico. (Según J. L. Meyer, 1870)



utilizarse; pero cuando Rutherford propuso el átomo como sistema solar con un núcleo diminuto, estimó que la carga del núcleo se aproximaba a la mitad del peso atómico:

Carga del núcleo = Z = 1/2 (peso atómico)

Para muchos elementos la mitad del peso atómico es igual al número atómico; por ejemplo, el peso atómico del helio es 4 y ocupa el segundo lugar de la tabla; el peso atómico del carbono es 12 y es el sexto de la tabla; el del oxígeno es 16 y es el octavo; el del azufre es 32 y es el dieciseisavo. En el segundo y tercer periodos, sigue teniendo vigencia la regla, de manera que la ecuación puede ampliarse.

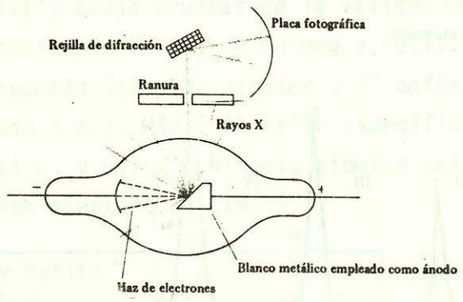
Carga nuclear = Z = 1/2 (peso atómico) = número atómico

Rutherford dedujo que la carga nuclear es igual al número atómico y que, además, la magnitud de la carga nuclear es algún múltiplo entero de la carga electrónica *e* .

Z = carga nuclear = número atómico = *ne*

FIG. 3

Esquema del aparato de Moseley.



La verificación de esta hipótesis se dio con el trabajo de Moseley sobre el análisis de los rayos X producidos cuando los rayos catódicos chocan contra un metal como blanco. Cuando se hace esto, los metales emiten un espectro de rayos X; suele haber dos rayas brillantes en el espectro de rayos X. La figura 3 muestra un diagrama del aparato empleado por Moseley, y la figura 4 presenta un espectro característico de rayos X producido por un blanco metálico.

Los rayos X se generan cuando el rayo catódico choca contra un electrón de la capa K y expulsa el electrón del átomo. El vacío de la capa K es llenado por electrones de niveles superiores de energía que caen a la capa K. Esto produce la emisión de una radiación X (figura 5).

FIGURA 4

Espectro típico de rayos X.

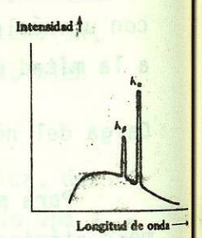
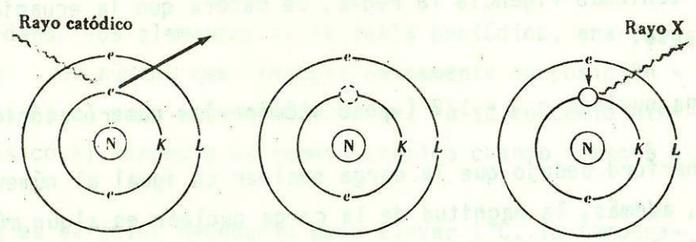


FIGURA 5

Mecanismo de producción de rayos X por bombardeo de rayos catódicos



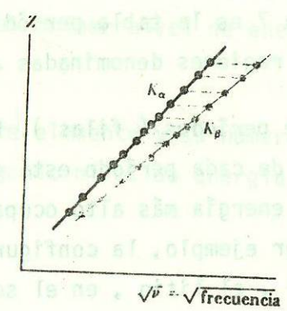
(a) El rayo catódico expulsa un electrón de la capa K

(b) La expulsión deja un vacío en la capa K.

(c) Un rayo X es emitido cuando un electrón de una órbita superior cae en la capa K.

La energía de un electrón en un átomo depende de la carga nuclear Z, identificada por Rutherford con el número atómico. Al aumentar la carga nuclear, aumenta la fuerza que retiene al electrón. Por consiguiente, la energía y la frecuencia de los rayos X emitidos por blancos metálicos dependerán del número atómico del elemento del blanco. Moseley encontró que la frecuencia y la energía de las líneas brillantes del espectro de rayos X aumentan en forma regular a medida que aumenta el número atómico. Como lo muestra la Fig. 6, una gráfica de los números atómicos en función de las raíces cuadradas de las frecuencias de cualquiera de las rayas es lineal para todos los 38 elementos metálicos que investigó Moseley. Después de la publicación del trabajo de Moseley, en 1913, resultó obvio que las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.

El orden de los elementos de acuerdo con su número atómico es casi idéntico al orden de acuerdo con el peso atómico, pero hay algunas diferencias notables. Siguiendo estrictamente la guía de peso atómico, el potasio quedaría antes del argón, el níquel antes del cobalto y el yodo antes del telurio:

Figura 6

Gráfica del número atómico Z en función de la raíz cuadrada de la frecuencia de las rayas brillantes del espectro de rayos X.