el Mg como / Ne/ 3½², y así sucesivamente. Pruebas experimentales indican que la pulpa de neón de los elementos del tercer período no es perturbada mayormente por el ingreso de electrones a los orbitales - 3½ y 3p. A medida que el número atómico aumenta, también aumenta la carga central, porque el número de protones del núcleo aumenta mientras el número de electrones de la pulpa permanece constante en 10. El electrón de valencia 3½¹ del sodio "ve" una carga central de +1, porque hay 11 protones en el núcleo y 10 electrones en el primero y el segundo niveles de energía de la pulpa. Es atraído por una carga +1. En el magnesio la carga central es de +2 (12 protones rodeados por 20 electrones de los orbitales 1½, 2½ y 2p). Los dos electrones

TABLA .9: VARIACION EN EL RADIO ATOMICO, Å

Período	IA .	IIA	IIIA	IV	VA	VI	VIIA	0
alca	H 0,55	son ill	ay rea	2 500	na s		Inewte	He 0,93
2	Li 1,33	Be 0,90	B 0,80	C 0,77	N 0,73	O. 0,74	F 0,72	Ne 1,12
3	Na 1,54	Mg 1,36	Al 1,25	Si 1,17	P 1,10	S 1,04	Cl 1,01	Ar 1,54
4	K 1,96	Ca	Ga 1,26	Ge 1,22	As	Se 1,16	Br 1,15	Kr 1,69
5	Rb 2,16	Sr 1,92	In 1,44	Sn	Sb 1,38	Ti 1,35	I 1,33	Xe 1,90

3s del átomo de magnesio son atraídos, cada uno, por un centro de car ga +2. Los electrones de valencia 3s del magnesio son atraídos por el núcleo, con mayor fuerza que en el caso del sodio, por lo cual el áto mo de magnesio es más pequeño que el de sodio. La carga central aumenta a través del período, y los átomos del período presentan un radio atómico cada vez más pequeño.

Cuando descendemos en las familias aumenta el nivel de ener-gía del electrón de valencia de los elementos, pero la carga cen-tral permanece constante. El electrón de valencia del litio está en el segundo nivel de energía, frente a una carga central de +1 (3p + 2e). Los dos electrones del orbital 1s protegen al electrón
de valencia del efecto de atracción del núcleo. El siguiente ele-mento de la familia del sodio tiene su electrón de valencia en el
tercer nivel de energía, frente a una carga central de +1 (11p+10e)
Cada elemento sucesivo tiene electrones en el siguiente nivel en escala ascendente de energía, y los electrones de valencia están cada vez más separados del núcleo.

Ahora podemos comprender por qué disminuye la naturaleza metá lica de los elementos a medida que pasamos a través de un período y aumenta cuando descendemos en un grupo. A través de un período - la carga central aumenta, y aumenta la fuerza de atracción sobre - los electrones de valencia. Al descender en un grupo la carga central permanece constante, pero como el electrón de valencia está - en un nivel de energía más alto, puede ser retirado más fácilmente del átomo.

7.b. POTENCIAL DE IONIZACION (ENERGIA DE IONIZACION).

El potencial de ionización (PI) es la energía necesaria para desprender completamente un electrón de un átomo aislado. Se puede considerar que un átomo de un gas es un átomo aislado cuando la -- presión es baja. El proceso de ionización puede simbolizarse así:

emilias, pero la tendencia suel, siolarse; por ejambo, el talio -
$$(x_1, y_2)$$
 subtimo miembro de (x_1, y_2) (y_2) (y_3)

donde el potencial de ionización es la energía mínima necesaria -- para que el átomo de X, en su fase gaseosa, pierda un electrón.

Aunque hay varias excepciones, el potencial de ionización generalmente aumenta a través de un período y disminuye al descender en un grupo. Tiende a variar en forma exactamente opuesta al radio atómico; y esto no es coincidencial: cuanto más cercanos del nú-

cleo están los electrones, más energía se necesita para desprender los. A través del período los radios atómicos disminuyen y los potenciales de ionización aumentan; cuando descendemos en un grupo, el radio atómico aumenta y disminuye el potencial de ionización, - como lo indica la tabla 10.

TABLA 10: POTENCIALES DE IONIZACION DEL SEGUNDO PERIODO Y DE LA FAMILIA IA

Segundo período	Configuración electrónica del segundo nivel de energía	Potencial de ionización, kcal/mol	IA Familia	Estado del electrón de valencia	Potencial de ionización, kcal/mol
Liober-	2s1	124	₃ Li	2s1	124
Be	$2s^2$	217*	₁₁ Na	351	120
В	$2s^2 2p^1$	190	19K	451	100
C SAG	$2s^22p^2$	261	37Rb	5s1	95
N-MSS I	$2s^22p^3$	340*	₅₅ Cs	6s1	90
0	$2s^22p^4$	315	¥ 2 C	Q.	met fano er
F	$2s^22p^5$	402			
Ne	$2s^22p^6$	500		A SI LES	

^{*} En el segundo período los potenciales de ionización violan la tendencia pronosticada. Los orbitales completamente llenos y a medio llenar del 4Be $1s^2$, $2s^2$ y del $_7$ N $1s^2$, $2s^2$, $2p^3$, respectivamente, representan configuraciones electrónicas estables; esto dificulta la pérdida de un electrón y los potenciales de ionización son altos.

El potencial de ionización de los elementos de la familia de los metales alcalinos (IA) disminuye continuamente a medida que aumenta el número atómico. Esta es la tendencia general dentro de las familias, pero la tendencia suele violarse; por ejemplo, el talio - (TL), último miembro de la familia III A, tiene un potencial de ionización más alto que el de cualquier elemento de la familia, excepto el boro.

No obstante, en general el potencial de ionización varía en forma paralela al carácter no metálico de los elementos.

A medida que aumenta el potencial de ionización (y se necesita más energía para perder un electrón), los elementos se hacen -

AFINIDAD ELECTRONICA

La afinidad electrónica A es la cantidad de energía liberada cuando un átomo neutro se combina con un electrón para formar un -- ion negativo en la fase gaseosa:

$$X(g) + e \rightarrow X(g) + energia$$

Como su nombre lo indica, mide la afinidad de un átomo por -un electrón. Los metaloides forman iones negativos estables. Los ha
lógenos (VIIA) y algunos miembros de las familias VA y VIA tienen carga central elevada, que ejerce fuerzas elevadas de atracción sobre
los electrones adicionales; éstos ocupan los vacíos de los orbitales
p. Los metales tienen carga central relativamente baja y su afinidad
por los electrones es muy baja, e incluso cero.

Es claro que la afinidad electrónica debe aumentar a través de un período y disminuir al descender en un grupo; la Tabla 11 presenta las afinidades electrónicas de diferentes elementos, y esta predic -- ción parece sostenerse en general, salvo algunas excepciones. Por ejem plo, los valores del flúor y el oxígeno parecen bajos, pero se presenta un aumento general a través del período 2. No hay tendencia clara - en la familia IA, pero parece existir un patrón general de disminución de la afinidad electrónica al descender en una familia. Desafortunadamente, la afinidad electrónica es difícil de medir, y no se dispone de datos suficientes para llevar a cabo una prueba buena.

No obstante, el concepto es muy útil para pronosticar y explicar las propiedades químicas de los elementos.

🚴 8 LOS FREONES: UMA CONTRIBUCION DE LA TABLA PERIODICA.

En la primera parte de este siglo se utilizaron el amoniaco, - el dióxido de azufre y el propano como líquidos refrigerantes en los con geladores eléctricos, tanto para los de uso doméstico como comercial. El

amoniaco (NH₃) es venenoso, el dióxido de azufre es venenoso y corrosivo y el propano es combustible y peligroso. Lo que se necesitaba era un com puesto gaseoso, fácil de licuarse, inodoro, no corrosivo y no tóxico. Naturalmente que también tenía que ser barato para lograr una amplia aceptación.

¿Cómo buscar un compuesto tal? Thomas Midgley Jr. ingeniero nortea mericano, acudió a la tabla periódica. Observó que sólo los metaloides del lado derecho de la tabla forman compuestos que son gaseosos a la tem peratura ambiente y que la inflamabilidad de los compuestos disminuye de izquierda a derecha. En efecto, los compuestos de los halógenos se em plean como retardadores del fuego. También observó que los compuestos de los elementos más pesados suelen ser los más tóxicos. Estas observa ciones indicaban que los compuestos de flúor con otros metaloides livianos podrían ser buenos refrigerantes. Después de dos años de traba jos experimentales en el laboratorio había sintetizado y probado un grupo de compuestos que hoy conocemos con el nombre de freones. Estos compuestos de carbono, flúor y cloro, como Cf₄ y CCl₂F. Tienen propie dades refrigerantes ideales y son los utilizados casi exclusivamente en los modernos refrigeradores y acondicionadores de aire.

9 PERIODICIDAD DE LA VALENCIA

La variación periódica más sorprendente e importante en los elementos es la valencia. Esta tendencia se demuestra en las fórmulas tipo que encabezan la lista de elementos de Mendellev. La periodicidad de los elementos representativos es clara; es menos fácilmente discernible en los elementos de transición, y es inútil tratar de determinar
la en los de transición interna.

Valencias de los elementos representativos. Si al número de grupo le llamamos G, podemos escribir.

Valencia de los elementos representativos = G y/o 8 - G.

10 PERIODICIDAD DE LAS PROPIEDADES QUIMICAS

Es conveniente que estudiemos brevemente las propiedades quimicas de algunos grupos.

Estos elementos son metales blandos, lustrosos y altamente reactivos. Reaccionan vigorosamente con el agua, aún cuando ésta esté fría, formando una solución del hidróxido y liberando hidrógeno gaseoso y calor.

Li (S) +
$$H_2O$$
 (1) — Li⁺ + (aq) + OH- (aq) + $\frac{1}{2}$ H_2

Los metales alcalinos reaccionan también vigorosamente con los - elementos no metálicos, como el oxígeno y los halógenos; en estas reacciones, los metales alcalinos se convierten en iones de carga + 1.

10 b LOS METALES ALCALINOTERREOS.

Estos elementos se asemejan a los alcalinos, pero son menos -blandos, lustrosos y reactivos que los metales alcalinos correspon -dientes. Al combinarse con los no metales se convierten en iones de carga + 2.

Ba (S) +
$$Cl_2$$
 (g) \longrightarrow Ba Cl_2 , o Ba²⁺ + 2Cl⁻²

Reaccionan con el agua, aunque más lentamente que los alcalinos.

Ca (S) +
$$2H_2O$$
 (1) \longrightarrow Ca²⁺ (aq) + $2OH$ -(aq) + H_2

10 c. LOS ELEMENTOS DEL GRUPO III

El boro no se clasifica como metal; los del resto del grupo sí lo son. El boro es un elemento duro, frágil, opaco y bastante inerte. Forma una serie de hidruros y una de boratos complejos (el ion borato es $\mathrm{BO_3}^{3-}$). El aluminio es un metal ligero, blando y muy abundante; se auto-protege de la oxidación del aire formando una película de óxi do ($\mathrm{Al_2O_3}$). El galio, el indio y el talio son metales lustrosos y mo deradamente reactivos.

10 d LO ELEMENTOS DEL GRUPO IV.

Estos elementos muestran una progresión de carácter metálico al ir del carbono (no metálico) al silicio y germanio (algunas -- propiedades metálicas) y al estaño y plomo (metales).

El carbono elemental existe en forma de grafito y de diamante. A estas diferentes formas de un mismo elemento se las llama formas alotró picas. El carbono se encuentra en combinación química en toda la materia viva y en sus derivados, tales como la hulla y el petróleo; en la atmósfera, en forma de $\rm CO_2$; en el óxido (CO) y en los carbonatos - - ($\rm CO_3^{2-}$) minerales, tales como la piedra caliza ($\rm CaCO_3$). El silicio es un sólido opaco con cierta apariencia metálica. Forma hidruros que se queman con oxígeno para producir $\rm SIO_2$ y agua. La reacción típica es

$$SiH_4(g) + 20_2(g) \longrightarrow SiO_2(g) + 2H_2(g)$$

El silicio está abundantemente distribuido en la corteza terrestre en forma de rocas de silicatos. El germanio es un elemento intermedio en tre el carácter metálico y el mo metálico. El estaño y el plomo son metales relativamente inertes, de amplio uso en los hogares y en la industria. El estaño se disuelve en soluciones áci das formando sales estannosas (2+).

$$\operatorname{Sn}(s) + 2\operatorname{H}^{+}(\operatorname{ag}) + 2\operatorname{Cl}^{-}(\operatorname{aq}) \longrightarrow \operatorname{Sn}^{2+}(\operatorname{aq}) + 2\operatorname{Cl}^{-}(\operatorname{aq}) + \operatorname{H}_{2}(\operatorname{g})$$
 acido clorhídrico.

La mayor parte de las sales de plomo son insolubles en agua; como resultado de esto, la acción de los ácidos sobre el plomo deposita una capa protectora que impide la continuación del ataque. Es por esto que el plomo se usa mucho como material de construcción "a prueba de ácidos".

10 e LOS ELEMENTOS DEL GRUPO V.

Estos elementos, al igual que los del Grupo IV, también muestran una marcada progresión de no metálico (ni trógeno, fósforo y arsénico) a metálico (antimonio y bismuto). El nitrógeno es un gas incoloro, inodoro y relativamente inerte, que constituye aproximadamente el 80% de la atmósfera terrestre. En las reacciones de combustión en el aire, el nitrógeno atmosférico se combina con el oxígeno formando óxido nítrico y bióxido de nitrógeno.

$$N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO(g)$$

$$2NO(g) = O_2(g)$$
 $2NO_2(g)$

El nitrógeno se combina también con los metales para formar nitruros, tales como el ${\rm Mg_3N_2}$. Los hidruros del nitrógeno incluyen el amoniaco (NH₃) y la hidracina (${\rm N_2H_4}$). El fósforo es un sólido blando que se presenta en las formas alotrópicas blanca y roja. La forma blanca, de manejo peligroso, corresponde a un vapor de fórmula P₄. Este vapor se inflama espontáneamente en el aire o en oxígeno para formar un óxido con fósforo pentavalente.

$$P_4 g) + 50_2 g) \longrightarrow P_4 O_{10} (c)$$

El hidruro del fósforo es la fosfina (PH_3), gas sumamente - tóxico. El arsénico tiene dos modificaciones: la no metálica (amarilla) y la metálica (gris). Forma un hidruro (arsina, AsH_3) y óxidos trivalente y pentavalente. (As_2O_3 y As_2O_5), todos compuestos muy -- tóxicos. El antimonio y el bismuto son ambos metales que no pueden - utilizarse en aplicaciones que requieran gran resistencia estructu - ral. El antimonio forma un hidruro inestable, estibina. (SbH_3). Am - bos metales forman el óxido trivalente (Sb_2O_3) y Bi_2O_3) y el óxido - pentavalente (Sb_2O_5 y Bi_2O_5). Todos los elementos del grupo V forman trifluoruro y tricloruro.

10 e LOS ELEMENTOS DEL GRUPO VI.

Estos elementos son no metales, excepto el más pesado, polonio. El oxígeno gaseoso es incoloro e inodoro; el oxígeno líquido es azul. El oxígeno es un elemento activo que se combina con todos los elementos, excepto los gases nobles. En ciertas combinaciones, los átomos de oxígeno se enlazan entre sí; dichos compuestos reciben el nombre de peróxidos. Cuando el oxígeno absorbe energía con radiación ultra violeta u otros medios, produce ozono, gas irritante y químicamente activo.

LOS GASES NOBLES O AEROGENOS, GRUPO O . Durante mucho tiempo se -- creyó que estos elementos gaseosos no participaban en reacciones químicas; por ello se les llamaba "inertes". En los "inertes" (especialmente la del xenón).

Los elementos de transición y de transición interna. Todos ellos son metales y varían ampliamente en sus propiedades físicas. Entre estos metales se hallan los de mayor punto de fusión, los más frágiles, los más duros y los más densos.

toxico El arsenico tiene dos modificaciones: la no metalica (amarila) y la metalica (cris). Forma un hidruro (arsina, AsH.) y óxidos trivalente y pentavalente. (Aspúny Aspún), todos compuestos muy -

vóxicos. El antimento y el dismuto son ambos metales que no pueden - utilizarse en aplicaciones que requieran gran resistencia estructu - ral. El aptimonio ferma un hidraro inestable, estibina, (ShH3). Amp

bos metales forman el éxido brivalente (Sb_20_3) x $\text{Ri}_20_3)$ x Ri_20_3 oxido pentavalente (Sb_20_5) x $\text{Ri}_20_5)$. Todos los elementos del grupo y forman

una capa protectora que imply 05050 LHC 20703M3LT 201 co

Estos elementos son no metales, excepto el más pesado, polonio:

El oxigeno gaseoso es incoloro e inodoro; el exigeno liquido es azul
El oxigeno es an elemento activo que se combina con todos los elemen

tos cerepto los gases nobles. En cientas combinaciones, losvátomosos de axiocagas enlaran entre sit dichos compuestos recibebal nombre.

capperfixidosa fuando el oxigeno absorbe energia con radiación dibra -

con el oxigenu formendo ácido eltrico y biácido de milyagano.

El azufre es un sólido amarillo pálido que se obtiene de lechos subterráneos fundiendo el elemento y succionándolo con una mezcla de vapor, — agua sobrecalentada (aproximadamente 175°C) y aire comprimido (proceso — Frasch). El bióxido y el trióxido, SO2 y SO3, son muy conocidos. El azufre se combina prácticamente con todos los metales para formar sulfuros. Su hidruro es el gas pestilente H₂S. El selenio y el telurio son ambos semimetálicos. Sus hidruros, H₂Se y H₂Te, son más pestilentes que el H₂S, y su toxicidad, y absorción y retención en el cuerpo humano, ha desalentado la investigación de sus propiedades. El polonio es altamente radiactivo y su — química no se ha estudiado en detalle.

Los elementos del grupo VII, los halógenos. Estos elementos no metálicos, tóxicos, reactivos y gaseosos o volátiles a temperaturas normales. El flúor es un gas amarillo pálido de muy alta reactividad. Reacciona violentamente con el hidrógeno.

$$H_2(g) + F_2(g) \longrightarrow H_2(g)$$
 and as $M = 20223$ and $M = 20223$

El cloro, gas amarillo verdoso, es también muy reactivo. Mantiene activamente la combustión de hidrocarburos.

$$CH_4(g) + 4Cl_2(g) \xrightarrow{energia} CCl_4(g) + 4HCl(g)$$

Su hidruro es el HCl. A temperatura ambiente, el bromo es un líquido - volátil, denso y de color rojo oscuro. Es lo suficientemente reactivo comopara combinarse rápidamente con la mayoría de los metales.

$$Zn(c) + Br_2(1) \longrightarrow ZnBr_2(c), o Zn^{2+} = 2 Br^{-}$$

Su hidruro es el HBr. El yodo es un sólido negro que se sublima forma<u>n</u> do un vapor violeta. Su hidruro es el Hl. La química del astatio no se ha-investigado en detalle, pero se sabe que forma compuestos en los cuales — existe en forma de ion astatiuro, At-.

Los halógenos forman compuestos entre sí que se llaman compuestos in-terhalogenados. Entre ellos podemos citar BrCl, CIF3, If7 y ICl.

ACTIVIDADES DE REFORZAMIENTO

1.- Elabore la configuración electrónica de los siguientes elementos y deacuerdo a los electrones de valencia agrúpelos en familia, nómbrelas e indique la valencia más probable de los elementos.

Elemento	No.	at.	=	11	Elemento	No.	At.	=	17
Elemento	No.	at.	9_	35 90 264 102 .9	Elemento	No.	At.	=	35
Elemento	No.	at.	=	20	Elemento	No.	at.	=.	10
Elemento	No.	at.	=	36	Elemento	No.	at.	=	4.

2.- Se realizó el análisis de un elemento desconocido y se obtuvieron lossiguientes resultados.

PROPIEDADES QUIMICAS: Al reaccionar con el agua formó compuestos del - tipo MOH, solubles en agua.

Al reaccionar con el ${\rm HNO_3}$ dá compuestos del tipo ${\rm MNO_3}$. En todos los casos M. es un átomo de nuestra substancia.

PROPIEDADES FISICAS: A COMPANY OF THE PROPIEDADES FISICAS:

Densidad .855 grs/cm³.

Punto de ebullición 758ºC.

Punto de fusión 62ºC.

Identifique el elemento y a qué grupos pertenece.

3.- En laboratorio se obtuvieron los siguientes resultados de un elementodesconocido.

PROPIEDADES QUIMICAS

Al unirse con el hidrógeno y disolverse en agua dá un ácido fuerte defórmula HX, con los metales alcalinos como el sodio o potasio producesales del tipo NaX, KX, que poseen enlace electrovalente.

PROPIEDADES FISICAS:

Es líquido pardo rojizo, punto de ebullición 58°C, punto de fusión --- -7.3°C.

4.- Observando la variación de los datos tabulados en la siguiente tabla,pronostique los valores de peso atómico, punto de fusión punto de ebullición del elemento, ¿Cuáles serían sus propiedades químicas?.

	Símbolo	No. Atómico	Peso Atómico	P. de Fusión	P. de Ebullición
HELIO	He	86	4.003	-272.2°C.	-268.9ºC.
NEON	Ne	10	20.183	-248.6°C.	-245.9ºC.
ARGON	Ar.	18	39.94	-189.2°C.	-185.7ºC.
KRIPTON	Kr	36	83.30	-157.0°C.	-152.9ºC.
XENON	Xe	54	131.20	-112.0ºC.	-107.1ºC.
RADON	Rn.	86	222.00	- 71.0°C.	- 61.8ºC.

NUEVO ELEMENTO

5.- De la siguiente lista de elementos: Li, Mg, As, O_2 , Ar, V, Nd, Ba, Rb, Te, Tl, P, Xe, U.

DETERMINE:

- a) ¿Cuáles son elementos representativos, de transición, de transición interna y gases nobles?
- b) ¿Cuáles son elementos metálicos, no metálicos y gases nobles. En am bos casos desarrolle la configuración electrónica?
- 6.- Hacer una lista de todos los elementos, por nombre y símbolo, que sean gaseosos bajo condiciones normales.
- 7.- Elabore una lista de los elementos que son líquidos bajo condiciones normales.
- 8.- Señale el No. de valencia esperados para cada grupo de los elementos representativos.

- 9.- Predecir las fórmulas más probables para los compuestos formados al reaccionar el oxígeno con cada uno de los metales alcalinos, al reaccionar el cloro con cada uno de los metales alcalinotérreos. El Oxígeno tendrá la valencia negativa esperada, el cloro igual.
- 10.- Fundándose por el lugar ocupado por el elemento metálico en la tabla periódica. ¿Cuál de los siguientes hidró
 xidos debe ser el m ás básico?

 $Mg (OH)_2$, $AL(OH)_3$, Cu(OH), Na(OH), $Ca (OH)_2$

222.00 - 71.0°C - 61.8°C

ROPIEDADES FISICAS:

e la siquiente lista de elementos: Li. Mq. As. Os. Ar. V. Nd. 8a.

Punto de fusión 62°C.

desconocado. Selecto v dases nobles!

scuales son elementes metalicos, no metalicos y garasymphica [n ar

A) white con at hidrageno y displayed a see a acido fuerte

an daseosos polo condictores normales es y sem dore les sates

- Elabore una lista de los elementos que son liquidos hajo condiciono

normales.

Senate el No. da valencia espérados para cada grupo de los elemento

representativos

Ejercicios con la tabla periódica

1. Aplicando las configuraciones electrónicas de los elementos nitrógeno (no. at. 7), oxígeno (no. at. 8), magnesio (no. at. 12), cloro (no. at. 17), hierro (no. at. 26) y cinc (no. at. 30), colóquense sus símbolos en la posición correcta en la tabla periódica que se da a continuación.

