

INSTITUTO TECNOLÓGICO SUPERIOR DE SAN ANDRÉS TUXTLA

QUÍMICA

EXAMEN DE LA UNIDAD I

Responde las preguntas de opción múltiple eligiendo la opción correcta, relaciona los conceptos con sus definiciones en las preguntas de relación y, finalmente, responde las preguntas abiertas de manera concisa.

Sección 1: Opción Múltiple (1 punto cada una)

1. ¿Qué es una sustancia pura?

- a) Una mezcla de dos o más componentes en proporciones variables
- b) Una sustancia que no se puede descomponer en otras más simples
- c) Una sustancia que tiene composición y propiedades uniformes
- d) Un compuesto formado por distintos elementos

2. Los compuestos son...

- a) Mezclas homogéneas de elementos
- b) Sustancias formadas por la combinación de dos o más elementos
- c) Elementos que no pueden descomponerse
- d) Sustancias que no tienen propiedades definidas

3. ¿Cuál es un ejemplo de una dispersión coloidal?

- a) Arena y agua
- b) Azúcar en agua
- c) Leche
- d) Aire

4. **¿En qué estado de agregación se encuentra el vidrio?*

- a) Líquido
- b) Sólido
- c) Gaseoso
- d) Estado vitreo

5. **¿Cuál de los siguientes es un cambio de estado?*

- a) Evaporación
- b) Descomposición
- c) Oxidación
- d) Dilución

Sección 2: Relaciona (1 punto cada una)

Relaciona cada concepto con su definición o característica correspondiente.

	Concepto	Definición	
	----- -----		
1. Elemento		Mezcla heterogénea de partículas grandes	
2. Compuesto químicamente		Sustancia formada por dos o más elementos combinados	
3. Suspensión simples		Sustancia que no se puede descomponer en otras más	
4. Coloide		Mezcla donde las partículas son suficientemente pequeñas para permanecer suspendidas	

Sección 3: Preguntas Abiertas (2 puntos cada una)

1. Explica las diferencias entre mezclas homogéneas y heterogéneas.
2. Describe los cambios de estado de la materia entre sólido, líquido y gaseoso.
3. ¿Cómo se clasifican las sustancias naturales según sus propiedades físicas y químicas? Proporciona un ejemplo.

Química, Practica 3

[Rafael Montero Anota]

Practica 3 – Variaciones de las propiedades periódicas

OBJETIVO:

Que el alumno aprenda mediante el manejo de esquemas la relación que existe entre las propiedades de los elementos que le dan formas

GENERALIDADES

Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos. La ley periódica es un postulado amplio que surgió del esfuerzo de muchas personas para ordenar las propiedades químicas y las estructuras atómicas de los elementos conocidos hasta entonces, con el fin de darles una relación característica y ordenada de sus propiedades.

Empezando con Mendeleiev y Meyer hasta nuestros días se han publicado infinidad de tablas periódicas hasta llegar a la clasificación moderna en una consideración más detallada de la periodicidad química.

Moseley determinó la carga del núcleo y concluyó que los elementos deberían clasificarse de acuerdo al incremento en el número atómico. En 1913 mediante el uso del espectro electromagnético en la banda de los rayos X, logró hacer difracción en cristales, encontrando de esta forma una relación sistemática entre longitud de onda y número atómico. Así, se puede establecer hoy en día que el trabajo de Rutherford sobre el núcleo atómico no hubiera sido tomado en serio. Tampoco se entendería si no existieran las investigaciones de Moseley.

En la tabla periódica existen 18 divisiones verticales en 16 grupos de familias "A" y "B" cada una de 8 grupos y en forma separada, existen 7 hileras horizontales o periodos y cada uno de los primeros 6 terminan en un gas noble.

La tabla está ordenada de tal forma que los elementos similares están en la misma familia, por ejemplo la familia IB, la familia de Cobre está formada por los metales Cobre, Plata y Oro. Por lo general un elemento se parece más a otro de su propia familia que un elemento de otra familia. Algunos de los grupos se designan mediante nombres dados por características de los elementos que los forman, así se tiene:

- 1A Metales Alcalinos o Familia del Sodio
- 2A Alcalinos-Térreos o Familia del Calcio
- 3A Térreos o Familia del Boro
- 4A Carbonoides o Familia del Carbono
- 5A Nitrogenoides o Familia del Nitrógeno
- 6A Anfígenos o Familia del Oxígeno
- 7A Halógenos o Familia del cloro
- 8A Gases Nobles o Familia del Neón

Las configuraciones electrónicas de los elementos muestran una variación periódica al aumentar el número atómico. En consecuencia, los elementos también presentan variaciones periódicas en cuanto a sus comportamientos tanto físico como químico. Numerosas propiedades físicas incluyendo la densidad, el punto de fusión y el punto de ebullición están relacionadas con el tamaño de los átomos, pero el tamaño atómico es difícil de definir, varias técnicas permiten estimar el tamaño del átomo, éste se define como la mitad de las distancias entre 2 núcleos de un mismo elemento unidos entre si. También se puede definir como la distancia del átomo de un elemento y su última órbita, ésta es mayor al final de cada período, de manera que los electrones de los átomos de los elementos que se encuentran más a la derecha de la tabla se encuentran más atraídos por el núcleo, de modo que, como el número de niveles en el que se enlazan los átomos es el mismo, el radio disminuye. Como conclusión a esto, el radio atómico de un elemento aumenta de arriba abajo y de derecha a izquierda en la tabla periódica.

Para elementos que existen como moléculas diatómicas simples, el radio atómico es la mitad de la distancia de los dos átomos en una molécula específica, conviene tener en mente, que los radios atómicos están determinados en gran medida por cuán fuertemente atrae el núcleo a los electrones. La energía de ionización es la mínima energía requerida para quitar un electrón de un átomo gaseoso en su estado fundamental. La magnitud de energía de ionización es una medida de esfuerzo necesario para que un átomo libere un electrón o de qué forma está fuertemente enlazado un electrón al núcleo en el átomo. A mayor energía de ionización, es más difícil quitar el electrón. Otra propiedad de los átomos que influye en su comportamiento químico es su habilidad para aceptar uno o más

electrones, esta habilidad se mide por la afinidad electrónica la cual es el cambio de energía cuando un átomo acepta un electrón en el estado gaseoso. También se conoce como electroafinidad. Dado a que se trata de una energía liberada, tiene signo negativo. En los casos en los que la energía sea absorbida, tendrá signo positivo.

La electronegatividad es la capacidad que tiene el átomo de un elemento para atraer hacia sí los electrones, cuando forma parte de un compuesto. Si un átomo tiene una gran tendencia a atraer electrones se dice que es muy electronegativo (como los elementos próximos al flúor) y si su tendencia es a perder esos electrones se dice que es muy electropositivo (como los elementos alcalinos). La electronegatividad tiene numerosas aplicaciones tanto en las energías de enlaces, como en las predicciones de la polaridad de los enlaces y las moléculas. Los elementos localizados en la esquina inferior izquierda de la tabla periódica son los menos electronegativos y los elementos que están en la esquina superior derecha son los más electronegativos. El flúor es el elemento más electronegativo, seguido del Oxígeno y del Cloro.

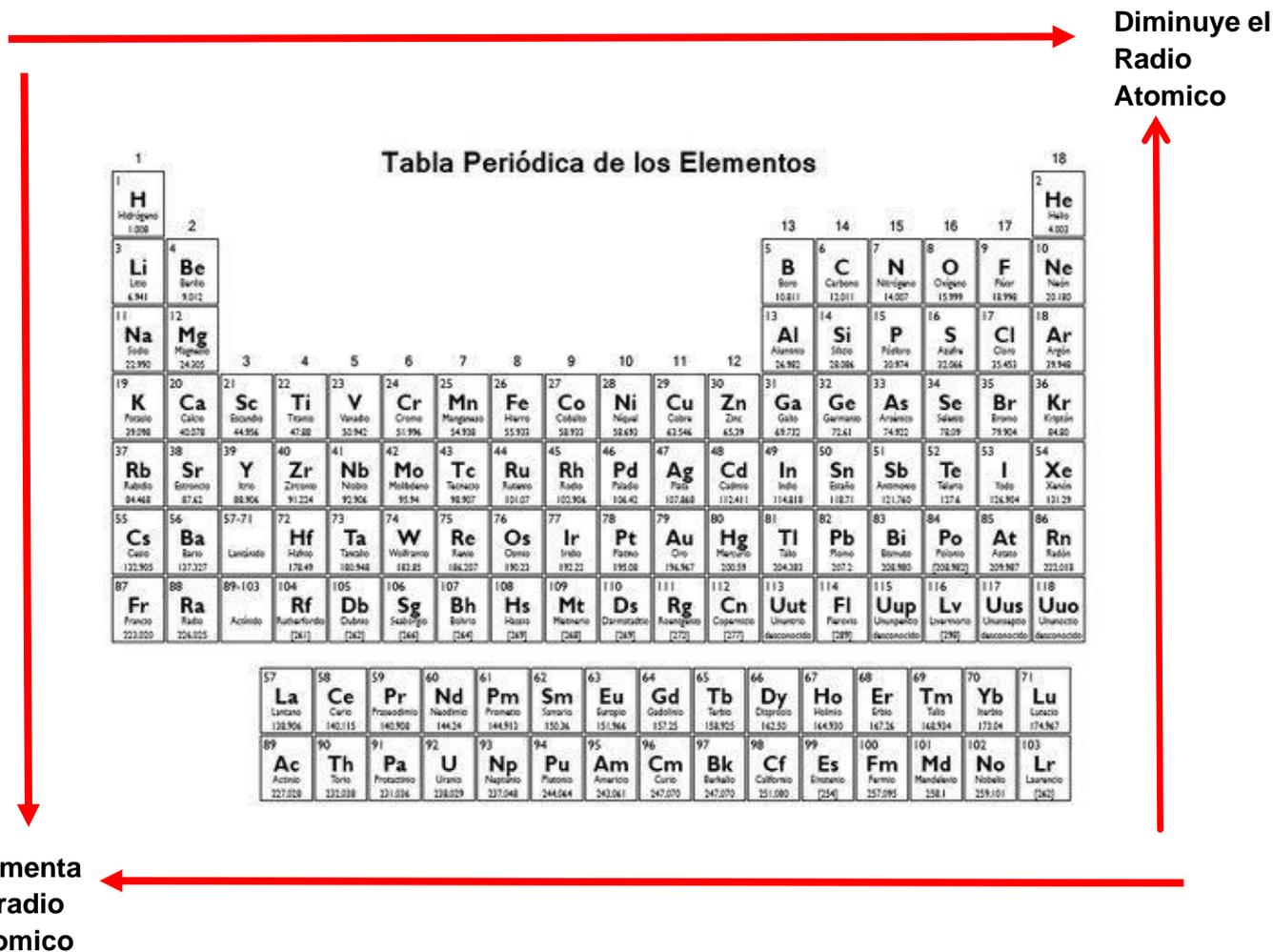
Los elementos de transición (elementos de los bloques d y f) o Grupos B son más numerosos que los elementos de los grupos principales, aunque algunos de ellos son escasos o poco utilizados, todos ellos son metales, entre ellos se encuentra el más utilizado en estructuras (Hierro o Fierro) así como sus aleaciones, que se emplean en la fabricación del acero (V, Mn, Cr, Co, Ni, Mo, W). Los mejores conductores de electricidad (Ag, Cu) son metales de transición.

TÉCNICAS Y DESARROLLO EXPERIMENTAL

EXPERIMENTO I:

En los esquemas siguientes trazar y/o anotar según se indique con diferentes colores las variaciones o propiedades siguientes:

a) Trazar la variación de radio atómico con respecto al número atómico en grupos y periodos.



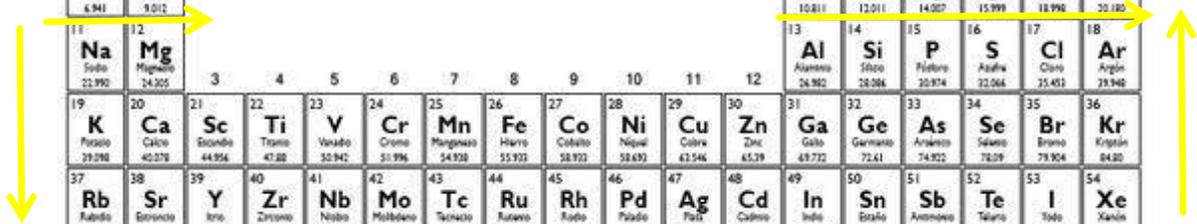
b) Trazar la variación de energía de ionización con respecto al número atómico de todos los grupos A y de los periodos 3, 4 y 5.

Tabla Periódica de los Elementos

1																	18
1 H Hidrógeno 1.008																	2 He Helio 4.003
3 Li Litio 6.941	4 Be Berilio 9.012											5 B Boro 10.811	6 C Carbono 12.011	7 N Nitrógeno 14.007	8 O Oxígeno 15.999	9 F Fluor 18.998	10 Ne Neón 20.180
11 Na Sodio 22.990	12 Mg Magnesio 24.305											13 Al Aluminio 26.982	14 Si Silicio 28.086	15 P Fósforo 30.974	16 S Azufre 32.064	17 Cl Cloro 35.453	18 Ar Argón 39.948
19 K Potasio 39.098	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Escandio 44.956	22 Ti Titanio 47.88	23 V Vanadio 50.942	24 Cr Cromo 51.996	25 Mn Manganeso 54.938	26 Fe Hierro 55.933	27 Co Cobalto 58.933	28 Ni Níquel 58.693	29 Cu Cobre 63.546	30 Zn Zinc 65.39	31 Ga Galio 69.723	32 Ge Germanio 72.61	33 As Arsénico 74.922	34 Se Selenio 78.96	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Kriptón 84.20
37 Rb Rubidio 85.468	38 Sr Estroncio 87.62	39 Y Ytrio 88.906	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.906	42 Mo Molibdeno 95.94	43 Tc Technicio 98.907	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.906	46 Pd Paladio 106.42	47 Ag Plata 107.868	48 Cd Cadmio 112.411	49 In Indio 114.818	50 Sn Estaño 118.71	51 Sb Antimonio 121.760	52 Te Teluro 127.4	53 I Yodo 126.905	54 Xe Xenón 131.29
55 Cs Cesio 132.905	56 Ba Bario 137.327	57-71 Lantánidos	72 Hf Hafnio 178.49	73 Ta Tantalio 180.948	74 W Wolframio 183.85	75 Re Reniio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.22	78 Pt Platino 195.08	79 Au Oro 196.967	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Talio 204.383	82 Pb Plomo 207.2	83 Bi Bismuto 208.980	84 Po Polonio (209)	85 At Astato 209	86 Rn Radón 222.018
87 Fr Francio 223.020	88 Ra Radio 226.025	89-103 Actínidos	104 Rf Rutherfordio (261)	105 Db Dubnio (262)	106 Sg Seaborgio (263)	107 Bh Bohrio (264)	108 Hs Hassium (265)	109 Mt Meitnerio (266)	110 Ds Darmstadtio (268)	111 Rg Roentgenio (269)	112 Cn Copernicio (277)	113 Uut Ununtrio (deconocido)	114 Fl Flerovio (289)	115 Uup Ununpentio (deconocido)	116 Lv Livermorio (293)	117 Uus Ununseptio (deconocido)	118 Uuo Ununoctio (deconocido)
57 La Lantano 138.906	58 Ce Cerio 140.115	59 Pr Praseodimio 140.908	60 Nd Neodimio 144.24	61 Pm Prometio 144.913	62 Sm Samario 150.36	63 Eu Europio 151.964	64 Gd Gadolinio 157.25	65 Tb Terbio 158.925	66 Dy Ditridio 162.50	67 Ho Holmio 164.930	68 Er Erbio 167.26	69 Tm Tulio 168.934	70 Yb Yterbio 173.04	71 Lu Lutecio 174.967			
89 Ac Actinio 227.028	90 Th Torio 232.038	91 Pa Protactinio 231.036	92 U Uranio 238.029	93 Np Neptunio 237.048	94 Pu Plutonio 244.064	95 Am Americio 243.061	96 Cm Curio 247.070	97 Bk Berkelio 247.070	98 Cf Californio 251.080	99 Es Einsteinio (254)	100 Fm Fermio 257.095	101 Md Mendelevio 258.1	102 No Nobelio 259.101	103 Lr Lawrencio (262)			

Aumenta la energía de ionización

Disminuye la energía de ionización



EXPERIMENTO II:

En el siguientes esquema trazar y/o anotar según se indique con diferentes colores las variaciones o propiedades siguientes:

d) Trazar la variación de la electronegatividad con respecto al número atómico en los grupos 5, 6 y 7. Así como el de los periodos 1, 2 y 3 .

Aumenta la electronegatividad

Disminuye la electronegatividad

Tabla Periódica de los Elementos

1 H Hidrógeno 1.008																	2 He Helio 4.003
3 Li Litio 6.941	4 Be Berilio 9.012											5 B Boro 10.811	6 C Carbono 12.011	7 N Nitrógeno 14.007	8 O Oxígeno 15.999	9 F Flúor 18.998	10 Ne Neón 20.180
11 Na Sodio 22.990	12 Mg Magnesio 24.305											13 Al Aluminio 26.981	14 Si Silicio 28.086	15 P Fósforo 30.974	16 S Azufre 32.064	17 Cl Cloro 35.453	18 Ar Argón 39.948
19 K Potasio 39.098	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Escandio 44.956	22 Ti Titanio 47.88	23 V Vanadio 50.942	24 Cr Cromo 51.996	25 Mn Manganeso 54.938	26 Fe Hierro 55.933	27 Co Cobalto 58.933	28 Ni Níquel 58.693	29 Cu Cobre 63.546	30 Zn Zinc 65.39	31 Ga Galio 69.723	32 Ge Germanio 72.64	33 As Arsénico 74.922	34 Se Selenio 78.09	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Kriptón 84.20
37 Rb Rubidio 84.468	38 Sr Estroncio 87.62	39 Y Ytrio 88.906	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.906	42 Mo Molibdeno 95.94	43 Tc Technecio 98.907	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.906	46 Pd Paladio 106.43	47 Ag Plata 107.868	48 Cd Cadmio 112.411	49 In Indio 114.818	50 Sn Estado 118.71	51 Sb Antimonio 121.760	52 Te Telurio 127.6	53 I Yodo 126.905	54 Xe Xenón 131.29
55 Cs Cesio 132.905	56 Ba Bario 137.327	57-71 Lantánidos	72 Hf Hafnio 178.49	73 Ta Tantalio 180.948	74 W Wolframio 183.85	75 Re Renio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.22	78 Pt Platino 195.08	79 Au Oro 196.967	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Talio 204.383	82 Pb Plomo 207.2	83 Bi Bismuto 208.980	84 Po Polonio [209]	85 At Astatino 209	86 Rn Radón 222.018
87 Fr Francio 223	88 Ra Radio 226	89-103 Actínidos	104 Rf Rutherfordio [261]	105 Db Dubnio [262]	106 Sg Seaborgio [263]	107 Bh Bohrio [264]	108 Hs Hassium [265]	109 Mt Meitnerio [266]	110 Ds Darmstadtio [269]	111 Rg Roentgenio [271]	112 Cn Copernicio [277]	113 Uut Ununtrio deconocido	114 Fl Flerovio [289]	115 Uup Ununpentio deconocido	116 Lv Livermorio [293]	117 Uus Ununseptio deconocido	118 Uuo Ununoctio deconocido
57 La Lantano 138.906	58 Ce Cerio 140.115	59 Pr Praseodimio 140.908	60 Nd Neodimio 144.24	61 Pm Promecio 144.913	62 Sm Samario 150.36	63 Eu Europio 151.964	64 Gd Gadolinio 157.25	65 Tb Terbio 158.925	66 Dy Disprosio 162.50	67 Ho Holmio 164.930	68 Er Erbio 167.26	69 Tm Terbio 168.934	70 Yb Yterbio 173.04	71 Lu Lutecio 174.967			
89 Ac Actinio 227.028	90 Th Torio 232.038	91 Pa Protactinio 231.036	92 U Uranio 238.029	93 Np Neptunio 237.048	94 Pu Plutonio 244.064	95 Am Americio 243.061	96 Cm Curcio 247.070	97 Bk Berkelio 247.070	98 Cf Californio 251.080	99 Es Einsteinio [254]	100 Fm Fermio 257.095	101 Md Mendelevio 258.1	102 No Nobelio 259.101	103 Lr Lawrencio [262]			

e) Iluminar de color verde los metales que más se emplean en la industria.

Tabla Periódica de los Elementos

1																	18
1 H Hidrógeno 1.008																	2 He Helio 4.002
3 Li Litio 6.941	4 Be Berilio 9.012											5 B Boro 10.811	6 C Carbono 12.011	7 N Nitrógeno 14.007	8 O Oxígeno 15.999	9 F Fluor 18.998	10 Ne Neón 20.180
11 Na Sodio 22.990	12 Mg Magnesio 24.305											13 Al Aluminio 26.982	14 Si Silicio 28.086	15 P Fósforo 30.974	16 S Azufre 32.064	17 Cl Cloro 35.453	18 Ar Argón 39.948
19 K Potasio 39.098	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Escandio 44.956	22 Ti Titanio 47.88	23 V Vanadio 50.942	24 Cr Cromo 51.996	25 Mn Manganeso 54.938	26 Fe Hierro 55.933	27 Co Cobalto 58.933	28 Ni Níquel 58.693	29 Cu Cobre 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Galio 69.723	32 Ge Germanio 72.61	33 As Arsénico 74.922	34 Se Selenio 78.96	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Kriptón 84.80
37 Rb Rubidio 84.468	38 Sr Estroncio 87.62	39 Y Ytrio 88.906	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.906	42 Mo Molibdeno 95.94	43 Tc Tecnecio 98.907	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.906	46 Pd Paladio 106.42	47 Ag Plata 107.868	48 Cd Cadmio 112.411	49 In Indio 114.818	50 Sn Estaño 118.71	51 Sb Antimonio 121.760	52 Te Telurio 127.4	53 I Yodo 126.904	54 Xe Xenón 131.29
55 Cs Cesio 132.905	56 Ba Bario 137.327	57-71 Lantánidos	72 Hf Hafnio 178.49	73 Ta Tantalio 180.948	74 W Wolframio 183.85	75 Re Reniio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.22	78 Pt Platino 195.08	79 Au Oro 196.967	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Talio 204.383	82 Pb Plomo 207.2	83 Bi Bismuto 208.980	84 Po Polonio [209]	85 At Astatino 209	86 Rn Radón 222.018
87 Fr Francio 223.020	88 Ra Radio 226.025	89-103 Actínidos	104 Rf Rutherfordio [261]	105 Db Dubnio [262]	106 Sg Seaborgio [266]	107 Bh Bohrio [264]	108 Hs Hassio [269]	109 Mt Meitnerio [268]	110 Ds Darmstadtio [285]	111 Rg Roentgenio [272]	112 Cn Copernicio [285]	113 Uut Ununtrio [284]	114 Fl Flerovio [289]	115 Uup Ununpentio [288]	116 Lv Livermorio [293]	117 Uus Ununseptio [294]	118 Uuo Ununoctio [294]

57 La Lantano 138.906	58 Ce Cerio 140.115	59 Pr Praseodimio 140.908	60 Nd Neodimio 144.24	61 Pm Prometio [144.913]	62 Sm Samario 150.36	63 Eu Europio 151.964	64 Gd Gadolinio 157.25	65 Tb Terbio 158.925	66 Dy Disprolio 162.50	67 Ho Holmio 164.930	68 Er Erbio 167.26	69 Tm Terbio 168.934	70 Yb Yterbio 173.04	71 Lu Lutecio 174.967
89 Ac Actinio 227.028	90 Th Torio 232.038	91 Pa Protactinio 231.036	92 U Uranio 238.029	93 Np Neptunio 237.048	94 Pu Plutonio 244.064	95 Am Americio 243.061	96 Cm Curio 247.070	97 Bk Berkelio 247.070	98 Cf Californio 251.080	99 Es Einsteinio [254]	100 Fm Fermio 257.085	101 Md Mendelevio 258.1	102 No Nobelio 259.101	103 Lr Lawrencio [262]

f) Más del 97% de la masa de la mayor parte de los organismos vivos se debe a seis elementos que se encuentran en la tabla periódica, ilumine dichos elementos de color azul.

Tabla Periódica de los Elementos

1 H Hidrógeno 1.008																	2 He Helio 4.003
3 Li Litio 6.941	4 Be Berilio 9.012											5 B Boro 10.811	6 C Carbono 12.011	7 N Nitrógeno 14.007	8 O Oxígeno 15.999	9 F Flúor 18.998	10 Ne Neón 20.180
11 Na Sodio 22.990	12 Mg Magnesio 24.305											13 Al Aluminio 26.982	14 Si Silicio 28.086	15 P Fósforo 30.974	16 S Azufre 32.064	17 Cl Cloro 35.453	18 Ar Argón 39.948
19 K Potasio 39.098	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Escandio 44.956	22 Ti Titanio 47.88	23 V Vanadio 50.942	24 Cr Cromo 51.996	25 Mn Manganeso 54.938	26 Fe Hierro 55.933	27 Co Cobalto 58.933	28 Ni Níquel 58.693	29 Cu Cobre 63.546	30 Zn Zinc 65.39	31 Ga Galio 69.723	32 Ge Germanio 72.61	33 As Arsénico 74.922	34 Se Selenio 78.972	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Kriptón 84.80
37 Rb Rubidio 84.468	38 Sr Estroncio 87.62	39 Y Itrio 88.906	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.906	42 Mo Molibdeno 95.94	43 Tc Tecnecio 98.907	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.905	46 Pd Paladio 106.42	47 Ag Plata 107.868	48 Cd Cadmio 112.411	49 In Indio 114.818	50 Sn Estaño 118.71	51 Sb Antimonio 121.760	52 Te Teluro 127.6	53 I Yodo 126.904	54 Xe Xenón 131.29
55 Cs Cesio 132.905	56 Ba Bario 137.327	57-71 Lantánidos	72 Hf Hafnio 178.49	73 Ta Tantalio 180.948	74 W Wolframio 183.85	75 Re Reniio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.22	78 Pt Platino 195.08	79 Au Oro 196.967	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Talio 204.383	82 Pb Plomo 207.2	83 Bi Bismuto 208.980	84 Po Polonio [209]	85 At Astatino [209]	86 Rn Radón [222]
87 Fr Francio [223]	88 Ra Radio [226]	89-103 Actínidos	104 Rf Rutherfordio [261]	105 Db Dubnio [262]	106 Sg Seaborgio [263]	107 Bh Bohrio [264]	108 Hs Hassium [265]	109 Mt Meitnerio [266]	110 Ds Darmstadtio [268]	111 Rg Roentgenio [269]	112 Cn Copernicio [277]	113 Uut Ununtrio [278]	114 Fl Flerovio [285]	115 Uup Ununpentio [286]	116 Lv Livermorio [289]	117 Uus Ununseptio [289]	118 Uuo Ununoctio [289]
57 La Lantano 138.906	58 Ce Cerio 140.115	59 Pr Praseodimio 140.908	60 Nd Neodimio 144.24	61 Pm Prometio [145]	62 Sm Samario 150.36	63 Eu Europio 151.964	64 Gd Gadolinio 157.25	65 Tb Terbio 158.925	66 Dy Disprosio 162.50	67 Ho Holmio 164.930	68 Er Erbio 167.26	69 Tm Terbio 168.934	70 Yb Yterbio 173.04	71 Lu Lutecio 174.967			
89 Ac Actinio [227]	90 Th Torio [232]	91 Pa Protactinio [231]	92 U Uranio [238]	93 Np Neptunio [237]	94 Pu Plutonio [244]	95 Am Americio [243]	96 Cm Curio [247]	97 Bk Berkelio [247]	98 Cf Californio [251]	99 Es Einsteinio [252]	100 Fm Fermio [257]	101 Md Mendelevio [258]	102 No Nobelio [259]	103 Lr Lawrencio [262]			

CUESTIONARIO RESUELTO

1. ¿Por qué la mientras que la electroafinidad de los elementos 1 A, es negativa, la de los 2 A, es positiva?

En el grupo 1A, como el litio y el sodio, la electroafinidad tiende a ser negativa debido a que estos elementos tienen un solo electrón en su capa de valencia y prefieren perderlo en lugar de ganar electrones. Por otro lado, en el grupo 2A, como el berilio y el magnesio, con dos electrones en su capa de valencia, la tendencia a ganar electrones y formar un ion negativo es mayor, aunque sigue siendo relativamente baja en comparación con otros elementos.

2. Observando la gráfica de la variación de electronegatividades en períodos cortos, comparar la electronegatividad de las siguientes parejas de elementos:

a) Cl y Br

Dado que el Bromo (Br) está más abajo en el grupo que el Cloro (Cl), se espera que tenga una electronegatividad menor que el Cloro. Esto se debe a que la electronegatividad disminuye al descender en un grupo debido al aumento del tamaño atómico y la disminución de la atracción nuclear efectiva.

b) N y O

En el caso de nitrógeno (N) y oxígeno (O), están ubicados en el mismo período, y el oxígeno se encuentra a la derecha del nitrógeno. Según la tendencia general, el oxígeno tiene una electronegatividad mayor que el nitrógeno debido a su posición más hacia la derecha en el período.

c) S y Se

El azufre (S) y el selenio (Se) pertenecen al mismo grupo en la tabla periódica, específicamente al grupo 16, también conocido como el grupo de los calcógenos. En general, la electronegatividad tiende a aumentar hacia la derecha y hacia arriba en la tabla periódica. Dado que el selenio (Se) se encuentra a la derecha del azufre (S) en el mismo grupo, es razonable esperar que el selenio tenga una electronegatividad ligeramente mayor que el azufre.

3. Comparar las electronegatividades de los elementos M y N, de números atómicos respectivos $Z_M = 9$ y $Z_N = 19$

Dado que Z_M es igual a 9 y Z_N es igual a 19, los elementos correspondientes son flúor (F) para el elemento con Z igual a 9 y potasio (K) para el elemento con Z igual a 19.

El flúor (F) mostrará una electronegatividad considerablemente mayor que el potasio (K). El flúor tiene una fuerte tendencia a atraer electrones hacia sí mismo en los

enlaces químicos, mientras que el potasio tiende a perder electrones más fácilmente que a ganarlos, principalmente debido a su baja electronegatividad.

4. ¿Cómo son las propiedades de los elementos en las octavas de Newlands?

En las octavas de Newlands, los elementos se clasificaban en series de ocho, donde las propiedades químicas de cada elemento eran similares a las del elemento situado ocho lugares más allá en la serie. Esta idea se asemejaba a la repetición periódica de las notas musicales en una octava, de ahí su nombre.

Por ejemplo, según Newlands, el octavo elemento en una serie mostraría propiedades químicas similares al primer elemento de esa misma serie, de manera análoga a cómo la octava nota musical de una escala comparte características con la primera nota de la siguiente octava. Esta observación sugirió una periodicidad en las propiedades de los elementos.

Sin embargo, esta clasificación tenía limitaciones, ya que no funcionaba bien para todos los elementos conocidos en ese momento y no tenía en cuenta la estructura atómica subyacente. A pesar de sus defectos, las octavas de Newlands representaron un primer intento de encontrar un patrón en las propiedades químicas de los elementos y contribuyeron al desarrollo posterior de la tabla periódica moderna.

5. ¿Cómo se colocaron los elementos en la Ley Periódica de Mendeleiev?

La Ley Periódica de Mendeleiev se basó principalmente en la clasificación de los elementos según sus propiedades químicas y su ordenamiento por masa atómica. Mendeleiev organizó los elementos en una tabla periódica en la que los elementos con propiedades químicas similares se ubicaban en la misma columna, conocida como grupo o familia, y los elementos con masas atómicas crecientes se colocaban en filas horizontales, denominadas períodos.

El principal logro de Mendeleiev fue dejar espacios vacíos en su tabla periódica para elementos que aún no se habían descubierto. Estos espacios estaban colocados de manera que se mantuviera la secuencia periódica de propiedades químicas, lo que permitió predecir las propiedades de los elementos aún no conocidos.

6. ¿Para qué elemento hizo Mendeleiev las predicciones de sus propiedades?

Mendeleiev realizó predicciones sobre las propiedades del elemento galio (Ga). En 1871, mientras desarrollaba su tabla periódica, Mendeleiev dejó un espacio vacío para un elemento desconocido, que llamó "eka-aluminio", justo debajo del aluminio y arriba del indio.

Basándose en las propiedades químicas conocidas de los elementos vecinos en la tabla periódica y utilizando la lógica de su sistema de clasificación, Mendeleiev pudo predecir las propiedades del elemento eka-aluminio. Propuso que este elemento desconocido tendría una masa atómica de alrededor de 68-70 unidades de masa atómica y mostraría propiedades químicas similares al aluminio.

7. ¿Cuáles son los parámetros de clasificación en la Tabla Periódica?

La distribución de los elementos en la tabla periódica viene determinada por el número atómico y por su configuración electrónica (número de electrones en su capa más externa).

8. ¿Cómo se clasifican los elementos por sus propiedades?

Número Atómico (Z): Este es el número de protones en el núcleo de un átomo y determina la identidad del elemento. Los elementos están ordenados en la tabla periódica en función de su número atómico creciente.

Períodos: Los elementos se organizan en filas horizontales llamadas períodos. Cada período corresponde a un nivel de energía (capa electrónica) en el átomo, y los elementos en el mismo período tienen el mismo número de capas electrónicas.

Grupos o Familias: Los elementos se agrupan en columnas verticales llamadas grupos o familias. Los elementos en el mismo grupo tienen propiedades químicas similares debido a que tienen la misma cantidad de electrones en su capa de valencia.

Propiedades Químicas: La tabla periódica refleja las tendencias en las propiedades químicas de los elementos a medida que se mueven de izquierda a derecha y de arriba

abajo en la tabla. Por ejemplo, la electronegatividad, la reactividad, la afinidad electrónica y otros comportamientos químicos varían sistemáticamente a través de la tabla periódica.

Propiedades Físicas: Además de las propiedades químicas, la tabla periódica también exhibe tendencias en propiedades físicas como el radio atómico, el radio iónico, la densidad, el punto de fusión, el punto de ebullición, entre otros.

9. Escribir la definición de las siguientes propiedades atómicas: Radio atómico, Energía de Ionización y Electronegatividad.

Radio Atómico: El radio atómico es la medida del tamaño de un átomo. Se define como la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos iguales que están enlazados químicamente entre sí. Cuanto mayor sea el radio atómico, más grande será el átomo. El radio atómico disminuye de izquierda a derecha a través de un período en la tabla periódica debido a un aumento en la carga nuclear efectiva, mientras que aumenta hacia abajo en un grupo debido a la adición de capas electrónicas adicionales.

Energía de Ionización: La energía de ionización es la cantidad de energía necesaria para eliminar un electrón de un átomo en su estado gaseoso y convertirlo en un ion positivo. Se mide en kilojulios por mol (kJ/mol) o en electronvoltios (eV). Cuanto mayor sea la energía de ionización, más fuertemente se retendrán los electrones en el átomo y más difícil será eliminarlos. La energía de ionización tiende a aumentar de izquierda a derecha a través de un período en la tabla periódica debido a una mayor carga nuclear efectiva, y tiende a disminuir hacia abajo en un grupo debido a una mayor distancia entre los electrones de valencia y el núcleo.

Electronegatividad: La electronegatividad es la medida de la capacidad de un átomo para atraer electrones hacia sí mismo en un enlace químico. Cuanto mayor sea la electronegatividad de un átomo, mayor será su capacidad para atraer electrones. La electronegatividad está relacionada con la afinidad electrónica y la energía de ionización de un elemento. Los elementos con alta electronegatividad tienden a formar enlaces covalentes polares o atraer electrones en enlaces iónicos. La electronegatividad tiende a aumentar de izquierda a derecha a través de un período y hacia arriba en un grupo en la tabla periódica.

10. Ordenar los siguientes elementos en orden creciente de su energía de ionización: Fr, Li, K, Cs, Rb, Na.

- 1) Fr (Francio)
- 2) Cs (Cesio)
- 3) K (Potasio)
- 4) Rb (Rubidio)
- 5) Na (Sodio)

6) Li (Litio)

conclusiones

En conclusion, se conoció algunas estructuras de la tabla periódica, como son las clasificaciones de los elementos de acuerdo a sus composiciones atómicas y demás características que las definen, así también logrando comprender sobre su ubicación en la tabla periódica y las diferencias que tienen, la razón del porque están en el lugar donde están cada uno de los elementos. Dandonos a entender que la tabla periódica es un registro en el que los elementos químicos aparecen ordenados según sus propiedades atómicas, facilitándonos poder identificarlos y clasificarlos.

PROBLEMARIO DE QUIMICA

Problemario de Química: Estructura Atómica y Teoría Cuántica

1. El átomo y sus partículas subatómicas

1.1. Rayos catódicos y rayos anódicos

1. Explica cómo se descubrieron los electrones mediante los rayos catódicos y menciona el científico que realizó este experimento.
2. Describe el experimento que llevó al descubrimiento de los protones utilizando rayos anódicos.
3. ¿Qué características fundamentales de las partículas subatómicas se determinaron mediante el experimento de rayos catódicos?

1.1.2. Radiactividad

4. Define radiactividad y menciona tres tipos de radiaciones ionizantes.
5. Identifica el aporte de Marie Curie en el estudio de la radiactividad.
6. Explica cómo la radiactividad es utilizada en la datación de materiales antiguos mediante el carbono-14.

2. Base experimental de la teoría cuántica

2.1. Teoría ondulatoria de la luz

7. ¿Qué demuestra el experimento de la doble rendija sobre la naturaleza ondulatoria de la luz?
8. Diferencia entre luz monocromática y luz policromática, proporcionando ejemplos.

2.2. Radiación del cuerpo negro y teoría de Planck

9. Explica el problema de la radiación del cuerpo negro y cómo fue resuelto por Planck.
10. ¿Qué es el cuanto de energía según la teoría de Planck?

2.3. Efecto fotoeléctrico

11. ¿Cómo demostró Einstein el carácter corpuscular de la luz mediante el efecto fotoeléctrico?
12. Define función trabajo y su relación con el efecto fotoeléctrico.

2.4. Espectros de emisión y series espectrales

13. ¿Qué información se puede obtener de los espectros de emisión atómica?
14. Nombra las series espectrales del hidrógeno y menciona en qué rango del espectro electromagnético se encuentran.

3. Teoría atómica de Bohr

15. Explica cómo el modelo atómico de Bohr explica la estabilidad del átomo de hidrógeno.
16. Describe una limitación importante del modelo de Bohr para átomos con más de un electrón.

3.1. Teoría atómica de Bohr-Sommerfeld

17. ¿Qué modificación introdujo Sommerfeld al modelo de Bohr?
18. Explica el concepto de órbitas elípticas en el modelo de Bohr-Sommerfeld.

4. Teoría cuántica

4.1. Principio de dualidad. Postulado de De Broglie

19. Define el principio de dualidad de la materia y menciona un experimento que lo demuestre.
20. Calcula la longitud de onda de De Broglie de un electrón con una velocidad de $2 \times 10^6 \text{ m/s}$ (masa del electrón: $9.11 \times 10^{-31} \text{ kg}$, constante de Planck: $6.63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$).

4.2. Principio de incertidumbre de Heisenberg

21. Explica el significado del principio de incertidumbre de Heisenberg en términos de posición y momento.
22. Menciona un ejemplo de cómo este principio limita las mediciones en sistemas cuánticos.

4.3. Ecuación de onda de Schrödinger

23. ¿Qué representa la función de onda ψ en la ecuación de Schrödinger?
24. Explica el significado físico de ψ^2 y su relación con la probabilidad.

4.3.2. Números cuánticos y orbitales atómicos

25. Describe los cuatro números cuánticos y su relación con los orbitales atómicos.
26. ¿Qué forma tienen los orbitales s, p, d y f?

5. Distribución electrónica en sistemas polielectrónicos

5.1. Principio de Aufbau o de construcción

27. Explica el principio de Aufbau y su aplicación en la configuración electrónica de los elementos.

5.2. Principio de exclusión de Pauli

28. Define el principio de exclusión de Pauli y da un ejemplo de cómo se aplica en un átomo multielectrónico.

5.3. Principio de máxima multiplicidad de Hund

29. ¿Cómo se aplica el principio de Hund al llenar orbitales degenerados?

5.4. Configuración electrónica y clasificación periódica

30. Relaciona la configuración electrónica de un elemento con su posición en la tabla periódica. Da un ejemplo.

Espero que este problemario te sea útil para estudiar. Si necesitas resolver algún problema o ampliar un tema, no dudes en pedirlo. 😊