

Universidad Nacional de Cuyo - Facultad de Ingeniería

Química General e Inorgánica

TRABAJO PRÁCTICO 4:

Estructura atómica – Tabla Periódica

Profesora Titular: Dra. Graciela Valente

Profesora Adjunta: Dra. Cecilia Medaura

Jefes de Trabajos Prácticos:

Lic. Sebastián Drajlin Gordon

Lic. Liliana Ferrer

Prof. Inés Grillo

Ing. Carina Maroto

Dra. Rebeca Purpora

Ing. Alejandra Somonte

Ing. Silvina Tonini

Contenido: Partículas subatómicas. Estructura electrónica de los átomos. Tabla Periódica.

ÍNDICE

I.	EJERCICIOS	3
II.	AUTOEVALUACIÓN	7
III.	RESPUESTAS	9

I. EJERCICIOS

1. Complete el siguiente cuadro:

Símbolo	Número atómico	Número de masa	Cantidad de protones	Cantidad de neutrones	Cantidad de electrones	Isótopo
$^{35}_{17}\text{Cl}$						
$^{64}_{29}\text{Cu}$						

2. En las siguientes transiciones indique si se gana o pierde energía:

- En un electrón: desde $n = 3$ hasta $n = 6$.
- En la ionización de un átomo a partir del estado fundamental para la formación de un catión.

3. Complete la siguiente tabla:

Nivel de energía (n)	Número máximo de electrones para (n)	Número y nombre de subniveles	Número de orbitales por nivel (n)
1			
2			
3			
4			

4. Si comparamos dos electrones diferentes cuyos conjuntos de números cuánticos sean:

- 3, 1, 0, $\frac{1}{2}$ y 2, 0, 0, $-\frac{1}{2}$ podremos decir que el primero tiene mayor energía que el segundo. Justifique.
- 3, 2, 2, $\frac{1}{2}$ y 4, 0, 0, $\frac{1}{2}$ podremos decir que el primero tiene mayor energía que el segundo. Justifique.
- 3, 1, 0, $\frac{1}{2}$ y 3, 0, 0, $\frac{1}{2}$ podremos decir que el primero tiene mayor energía que el segundo sólo si se trata de átomos de hidrógeno.
- Conociendo sólo el número cuántico principal de dos electrones podremos decir quién tiene mayor energía. Justifique. Dé un ejemplo.

5. Indique el número máximo de electrones que pueden ocupar cada uno de los siguientes subniveles:

- 3d
- 4s
- 2p
- 5f

- a. $1s^2 2s^1$
b. $1s^2$
c. $1s^2 3s^1$
d. $1s^2 2s^2 2p^8 3s^1$
e. $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$

- Fe (hierro)
- Fe^{2+} (catión ferroso)
- Fe^{3+} (catión férrico)
- Ba (bario)
- Ba^{2+} (catión bario)
- S (azufre)
- S^{2-} (anión sulfuro)
- K (potasio)
- Cu^+ (catión cuproso)
- Cu^{2+} (catión cúprico)

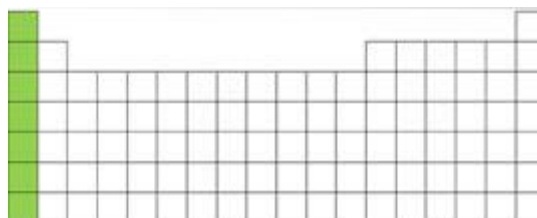
- Grupos del 1-18
- Períodos del 1-7
- Subnivel en el que se agrega el electrón diferencial.

11. Variaciones Periódicas de las Propiedades Físicas

- Defina radio atómico. ¿Tiene un significado preciso el tamaño de un único átomo? ¿Cómo varía el radio atómico en relación al orden de los elementos en la tabla periódica? ¿Por qué?
- Defina radio iónico. ¿Cómo cambia el tamaño cuando un átomo se convierte en un anión? ¿Y en un catión? Explique por qué, para iones isoelectrónicos, los aniones son mayores que los cationes.
- Defina energía de ionización. ¿Por qué la segunda energía de ionización es siempre mayor que la primera para cualquier elemento?
- ¿Los elementos pertenecientes a qué grupo tienen la mayor energía de ionización? ¿Y la menor? ¿Por qué?
- Defina afinidad electrónica. Note que esta puede ser una cantidad positiva o negativa, mientras que la energía de ionización siempre es positiva. Encuentre y explique la razón de esta diferencia.

12. Indique cómo aumentan *en general* los mismos en el esquema adjunto de la tabla periódica, a lo largo de un grupo y de un período.

- Energía de ionización
- Afinidad electrónica
- Radio atómico
- Carácter metálico
- Z_{ef}



13. Todas las especies isoelectrónicas que ha visto tienen la misma configuración electrónica de gas noble. ¿pueden dos iones ser isoelectrónicos sin tener las configuraciones electrónicas de gas noble? Justifique.

14. Propiedades Periódicas y Configuración Electrónica:

- En la tabla periódica, el elemento hidrógeno en ocasiones se agrupa con los metales alcalinos y otras veces con los elementos halógenos. Explique por qué el hidrógeno se puede parecer a los elementos del grupo IA y a los del grupo VIIA.
- Basándose en la naturaleza eléctrica de los átomos, explique por qué la tabla periódica tiene exactamente 7 períodos.
- ¿Por qué se dice que los elementos se combinan para parecerse al gas noble más cercano?
- ¿Cuál es la razón por la cual los gases inertes no se combinan con otros elementos en condiciones naturales? Explique.
- ¿Cómo se relaciona la configuración electrónica de los iones derivados de los elementos representativos con su estabilidad?

15. Agrupe las siguientes configuraciones electrónicas en parejas que representen átomos con propiedades químicas semejantes:

- a. $1s^2 2s^2 2p^5$
- b. $1s^2 2s^1$
- c. $1s^2 2s^2 2p^6$
- d. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- e. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- f. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

16. Defina especies isoelectrónicas. ¿Cuáles de las siguientes especies son isoelectrónicas entre sí?

- a. C
- b. Cl^-
- c. Mn^{2+}
- d. Ca^{2+}
- e. Ar
- f. Zn
- g. Fe^{3+}
- h. Ge^{2+}

II. AUTOEVALUACIÓN

1. Con respecto a una onda electromagnética
 - a. Describa los términos amplitud, longitud de onda y frecuencia.
 - b. ¿Qué entiende por espectro electromagnético? ¿En qué rango se encuentra ubicada la región visible del espectro?
 - c. ¿Por qué se dice que la luz tiene comportamiento dual?
 - d. ¿Cuándo se dice que dos electrones son isoenergéticos?
 - e. ¿Qué significa decir que la energía está cuantizada?
2. Modelo atómico de Bohr:
 - a. ¿Qué entiende por órbitas o niveles de energía estacionarios?
 - b. ¿Cómo se puede promover a los electrones de un nivel de energía a otro? Explique la diferencia entre absorción y emisión de luz en el átomo de hidrógeno.
 - c. ¿Qué sucede cuando un electrón pasa de:
 $n_i = 2$ a $n_f = 3$?
 $n_i = 3$ a $n_f = 2$?
 $n_i = 1$ a $n_f = 3$?
3. Modelo atómico actual:
 - a. ¿Qué es una función de onda y qué representa? ¿Qué función permite obtener la probabilidad de encontrar un electrón?
 - b. Indique cuántos números cuánticos existen según el modelo atómico actual y qué representa cada uno.
 - c. ¿Qué entiende por orbital atómico?
 - d. ¿Qué diferencias fundamentales existen entre el modelo atómico de Bohr y el modelo atómico actual?
4. ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede contener un nivel energético con:
 - a. $n = 1$?
 - b. $n = 2$?
 - c. $n = 3$?
 - d. $n = 4$?
5. Considere el orbital 3d.
 - a. ¿Qué valor posee el número cuántico principal?
 - b. ¿Qué valor posee el número cuántico secundario o azimutal?
 - c. ¿Qué valores puede tomar el número cuántico magnético?
 - d. ¿Cuántos electrones puede tener como máximo?

6. Orbital atómico:
- Enuncie el principio de incertidumbre de Heisenberg y dé una explicación.
 - Explique qué entiende por “probabilidad de encontrar a un electrón”.
 - Enuncie el principio de exclusión de Pauli.
 - Enuncie la regla de Hund de máxima multiplicidad.
 - Describa el principio de Aufbau de llenado de electrones y escriba el orden ascendente de energía en que aparecen los orbitales atómicos.
7. Dadas las siguientes configuraciones que corresponden a átomos neutros:
- A: $1s^2 2s^2 2p^3$ B: $1s^2 2s^2 2p^5$ C: $1s^2 2s^2 2p^6$
D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ E: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- Ordénelas de forma que aumente gradualmente el primer potencial de ionización.
 - Indique el elemento con menor afinidad electrónica.
 - Indique el elemento de menor electronegatividad.
 - Indique los elementos que presentan carácter metálico, y ordénelos de menor a mayor.
8. Considere la familia de los elementos alcalinos.
- ¿Cuál es la configuración electrónica más externa común para estos elementos?
 - Teniendo en cuenta como varían periódicamente sus propiedades, justifique cuál de los elementos, cesio o sodio, debe presentar menor tamaño atómico.
 - ¿A cuál de estos elementos será más fácil arrancarle su electrón más externo? Justifique sus respuestas.
9. Responda Verdadero o Falso.
- Cuando un electrón se separa de un átomo, se desprende energía.
 - Los elementos están colocados en el sistema periódico en orden creciente de sus números atómicos.
 - Para proteger a los metales alcalinos de la oxidación del oxígeno del aire se les guarda bajo agua.
 - El radio atómico aumenta al ascender en un grupo de la tabla periódica.
 - Los metales del grupo 2 forman iones $2+$.

III. RESPUESTAS

1.

Símbolo	Número atómico	Número de masa	Cantidad de protones	Cantidad de neutrones	Cantidad de electrones	Isótopo
$^{35}_{17}\text{Cl}$	17	35	17	18	17	$^{36}_{17}\text{Cl}$
$^{64}_{29}\text{Cu}$	29	64	29	35	29	$^{65}_{29}\text{Cu}$

2.

- a. Gana
- b. Gana

3.

Nivel de energía (n)	Número máximo de electrones para (n)	Número y nombre de subniveles	Número de orbitales por nivel (n)
1	2	1 subnivel s	1
2	8	1 subnivel s 1 subnivel p	4
3	18	1 subnivel s 1 subnivel p 1 subnivel d	9
4	32	1 subnivel s 1 subnivel p 1 subnivel d 1 subnivel f	16

4.

- a. V
- b. V
- c. F
- d. F

5.

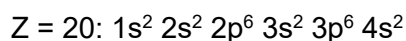
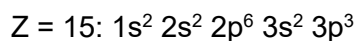
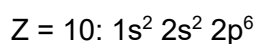
- a. 10
- b. 2
- c. 6
- d. 14

6. a y b son aceptables, c excitado, d y e son inaceptables.

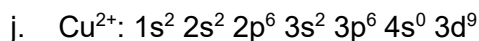
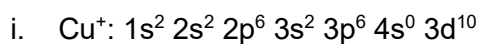
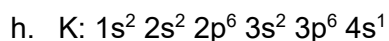
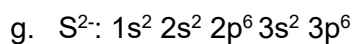
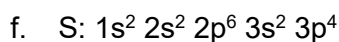
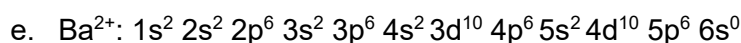
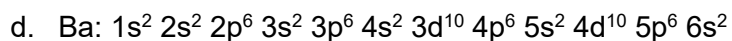
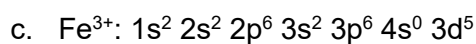
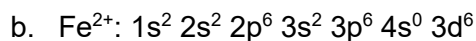
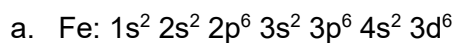
7.

Z = 1: $1s^1$

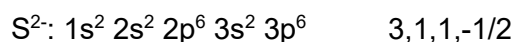
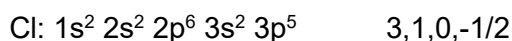
Z = 3: $1s^2 2s^1$



8.



9.



13. Sí. Ejemplo: Cr^{2+} y Mn^{3+} .

15. a y d; b y e; c y f.

16. Son isoelectrónicas entre sí: b, d y e; f y h; c y g.

Autoevaluación

7.

a. D, E, A, B, C

b. C

c. C

d. Mg, Na

8.

a. s^1

b. Na

c. Ce

9.

a. F

b. V

c. F

d. F

e. V