Q U I M I C A
SEGUNDA UNIDAD

ESTRUCTURA ATOMICA Y PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS

OBJETIVO DE UNIDAD:

El alumno, al terminar la unidad, en el tema:

I. ESTRUCTURA ATOMICA.

1. Aplicará los conocimientos sobre las estructuras atómicas en la representación de la configuración electrónica y distribución de los electrones en los orbitales atómicos.

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

El alumno, por escrito en su cuaderno y sin error en el tema:

I. ESTRUCTURA ATOMICA.

1.1 Citará la carga del electrón y su masa en gramos.

1.2 Citará la carga de la partícula alfa y su masa en uma (unidades de masa atómica).

1.3 Describirá el experimento que hizo a Rutherford concebir su modelo atómico.

1.4 Expondrá la interpretación hecha por Rutherford acerca del experimento de Geiger.

1.5 Describirá el modelo atómico de Rutherford.

1.6 Citará los diámetros promedio del átomo y el núcleo; y el lugar donde se concentra la masa del átomo.

1.7 Citará las partículas nucleares, su carga y su masa aproximada en uma.

1.8 Definirá, número atómico e isótopo.

1.9 Citará lo que el modelo de Rutherford no explicó y que fue logrado por el modelo de Bohr.

1.10 Describirá el modelo atómico de Bohr, indicando la relación que hay entre la energía, la posición y el movimiento de un electrón.

1.11 Explicará el concepto de cuantización expuesto por Bohr para explicar el movimiento de los electrones del átomo.

1.12 Citará el nombre de las posibles posiciones cuantizadas del electrón.

1.13 Expresará el significado de "Estado fundamental".

1.14 Explicará el significado de Salto cuántico.

1.15 Explicará la formación de los iones positivos.

1.16 Diferenciará entre la energía absorbida y la energía liberada por los electrones en sus desplazamientos en los niveles atómicos.

1.17 Citará la razón por la que el modelo de Bohr hubo de ser sustituido por otro modelo.

1.18 Mencionará a quienes desarrollaron el modelo mecánico cuántico.

1.19 Citará los estados principales de energía posibles del modelo mecánico cuántico.

1.20 Explicará la forma como se concibe la localización de los electrones en el modelo mecánico cuántico.

1.21 Describirá la forma como se representa el átomo según el modelo mecánico cuántico y en particular la forma del átomo de hidrógeno en estado fundamental.

1.22 Citará la forma como se nombran los niveles -- principales del átomo.

1.23 Citará la forma como se nombran los subniveles de energía, el número de subniveles que hay en cada nivel y su denotación precisa.

1.24 Citará el número de orbitales que tiene cada - subnivel y el significado de orbital degenerado.

1.25 Mencionará el número máximo de electrones que puede tener cada orbital y el significado de - orbital completo.

1.26 Citará el número máximo de electrones que puede contener cada subnivel.

1.27 Representará la notación orbital de los primeros 18 elementos de la tabla periódica de - -- acuerdo con el orden creciente de energía dado en la página 92.

1.28 Explicará la regla de Hund.

INSTRUCCIONES:

Lee detenidamente los objetivos y remítete al texto que se te indica. Para alcanzar los objetivos de este tema, deberás estudiar de la página 78 a la 94. Cuando consideres haber alcanzado los objetivos, -- contesta las preguntas de la autoevaluación y verifica posteriormente tus respuestas.

AUTOEVALUACION

INSTRUCCIONES:

Los siguientes reactivos te permitirán apreciar el - avance logrado en la comprensión de este tema. Con-- téstalos y verifica los resultados en la hoja de respuestas.

Lee cada una de las cuestiones que se te presentan - y escribe en el paréntesis la literal que corresponda a la respuesta correcta.

1. La masa del electrón en gramos es: ( )

   A) 9.11×10^{-14}

   B) 9.11×10^{28}

   C) 9.11×10^{-28}

   D) 5.86×10^{-4}

2. Del experimento de Geiger, Rutherford concluyó -- que las desviaciones de 180° en las partículas alfa se debieron a: ( )

   E) Concentraciones de carga negativas.
   F) Cargas despreciables.
   G) Cargas negativos en el núcleo.
   H) Concentraciones masivas de cargas positivas.

3. El modelo de Rutherford es un núcleo rodeado por: ( )

   I) Un enjambre de electrones.
   J) Electrones en órbitas de energía cuantizada.
   K) Orbitales electrónicos.
   L) Niveles, subniveles y orbitales.

4. La masa de los protones en uma es de: ( )

M) 3
N) 2
O) 1
P) 4

5. Su modelo imagina al electrón en posiciones de -- energía cuantizada en torno al núcleo: ( )

Q) Geiger.
R) Thomson.
S) Rutherford.
T) Bohr.

6. Bohr afirmaba que la energía del electrón en un - átomo era: ( )

U) Probabilística.
V) Cuantizada.
W) Orbital.
X) Excitada.

7. Sus electrones se encuentran en los niveles de -- energía más bajos posibles: ( )

Y) Atomos en estado fundamental.
Z) Iones positivos.
A) Núcleos excitados.
B) Iones negativos.

8. El modelo de Bohr sólo se podía aplicar para átomos de: ( )

C) Peso atómico elevado.
D) Carga elevada.
E) Más de un electrón.
F) Un solo electrón.

9. Las siguientes son formas de concebir los electrones en el modelo mecánico cuántico, EXCEPTO: ( )

G) Partículas con posiciones específicas.
H) Probabilidad de localización en ciertas posiciones del átomo.
I) Nubes de carga negativa.
J) Volúmenes de probabilidad.

10. A los niveles principales K, L, M, N, O, se les - nombra más frecuentemente como: ( )

K) X,Y,Z,A,B,
L) s,p,d,p,g,
M) 1,2,3,4,5
N) 1s, 2s, 2p, 3s, 3p

11. El subnivel 2p se encuentra en el nivel: ( )

O) p
P) 2
Q) 3
R) K

12. El número de orbitales que tiene el subnivel S -- es de: ( )

S) 3
T) 7
U) 5
V) 1

13. El número atómico del fósforo (P) es 15; su notación orbital será: ( )

W) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
X) $1s^2 2s^1 2p^7 3s^2 3p^3$
Y) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^5$
Z) $1s^2 2s^2 2p^5$

14. El orden en que se llenan los subniveles del átomo según el diagrama de energía mostrado en la pág. 92 y los electrones máximos que contienen es:

A) $1s^2 2p^5 2p^4 3s^2 3p^4 3d^{10}$
B) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$
C) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$
D) $1s^2 s^2 2p^2 3s^2 3p^2 4s^2 3d^2 4p^2$

15. El número atómico del estroncio Sr es 38 su notación orbital siguiendo el diagrama de energía de los subniveles mostrado en la pág. 92 será:

E) $1s^2 2s^1 1p^6 3s^1 3p^8 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$
F) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$
G) $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
H) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

RESPUESTAS A LA AUTOEVALUACION

1. (C)
2. (H)
3. (I)
4. (O)
5. (T)
6. (V)
7. (Y)
8. (F)
9. (G)
10. (M)
11. (P)
12. (V)
13. (W)
14. (C)
15. (F)

Q U I M I C A
SEGUNDA UNIDAD

ESTRUCTURA ATOMICA Y PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS

OBJETIVO DE UNIDAD:

El alumno, al terminar la unidad, en el tema:

II. LA TABLA PERIODICA Y LA CLASIFICACION DE LOS ELEMENTOS.

2. Comprenderá la relación existente entre la configuración electrónica de los átomos de los elementos y su agrupación en la tabla periódica.

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

El alumno, por escrito en su cuaderno y sin error en el tema:

II. LA TABLA PERIODICA Y LA CLASIFICACION DE LOS ELEMENTOS.

2.1 Enunciará la Ley periódica.

2.2 Mencionará la clasificación por bloques de los elementos y su localización en la tabla*periódica.

2.3 Citará la configuración del nivel externo de energía de los gases inertes y su localización en la tabla* periódica.

2.4 Mencionará la configuración del nivel externo de energía de los elementos representativos de los bloques s y p.

2.5 Citará el nombre que reciben las columnas de la tabla periódica y las suscesiones horizontales de la misma.

* Estudia cuidadosamente las tablas de las páginas 100 y 101.

2.6 Citará los nombres de los grupos en que se dividen los elementos representativos, el símbolo de cada grupo y la configuración electrónica del nivel externo de energía de cada grupo; según la tabla de la pág. 102.

2.7 Establecerá la relación entre el símbolo de cada grupo y su configuración electrónica del nivel extremo de energía.

2.8 Expresará la representación electrónica puntual de los elementos representativos, dada su notación orbital.

INSTRUCCIONES:

Lee detenidamente los objetivos y remítete al texto que se indica. Para alcanzar los objetivos de este tema, deberás estudiar de la pág. 98 a la 104. Cuando consideres haber alcanzado los objetivos, contesta las preguntas de la autoevaluación y verifica posteriormente tus respuestas.

AUTOEVALUACION

INSTRUCCIONES: Los siguientes reactivos te permitirán apreciar el avance logrado en la comprensión de este tema. Contéstalos y verifica los resultados en la hoja de respuestas.

Lee cada una de las cuestiones que se te presentan y escribe en el paréntesis la literal que corresponda a la respuesta correcta.

1. Los bloques s y p, o elementos representativos de la tabla periódica (pág. 101), se hallan localizados en: ( )

   A) La parte inferior de la tabla.
   B) Los extremos de la tabla.
   C) La parte superior de la tabla.
   D) El centro de la tabla.

2. Con excepción del helio cuya configuración es $1s^2$ todos los gases inertes tienen la configuración del octeto que es: ( )

   E) ns^2np^6
   F) $1s^2$
   G) Desde ns^2np^1 hasta ns^2np^5
   H) ns^1 o ns^2

3. Los elementos del bloque p tienen la configuración del nivel externo de energía: ( )

   I) ns^1 o ns^2
   J) ns^2np^6
   K) $1s^2$
   L) Desde ns^2np^1 hasta ns^2np^5

4. Los metales alcalinoterreos cuyo símbolo es IIA tienen como configuración del nivel externo de energía: ( )

   M) ns^2
   N) ns^1
   O) ns^2np^2
   P) ns^2np^5

5. Los elementos representativos cuya configuración del nivel externo de energía en ns^2np^3 son de: ( )

   Q) Metales alcalinos.
   R) Grupo boro-aluminio.
   S) Grupo nitrógeno.
   T) Halógenos.

6. El número atómico de azufre (s) es 16 con ello encuentra su notación orbital y sabras que su representación electrónica puntual es: ( )

U) ·S·

V) ·S·

W) ·S·

X) ·S·

7. La notación orbital del potasio K es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ observa que su configuración del nivel externo de energía es 4s por lo que su representación puntual será: ( )

Y) ·K·

Z) K:

A) K·

B) ·K·

RESPUESTAS A LA AUTOEVALUACION

1. (B)
2. (E)
3. (L)
4. (M)
5. (S)
6. (W)
7. (A)

Q U I M I C A
SEGUNDA UNIDAD

ESTRUCTURA ATOMICA Y PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS

OBJETIVO DE UNIDAD:

El alumno, al terminar la unidad, en el tema:

III. PROPIEDADES PERIODICAS DE LOS ELEMENTOS.

3. Comprenderá el concepto de periodicidad en las características de los átomos de los - elementos.

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

El alumno, por escrito en su cuaderno y sin error en el tema:

III. PROPIEDADES PERIODICAS DE LOS ELEMENTOS.

3.1 Definirá energía de ionización.

3.2 Mencionará como varían las energías de ionización de los elementos en un grupo de la tabla periódica.

3.3 Citará los dos factores que explican la disminución de las energías de ionización de -- arriba hacia abajo en un grupo de la tabla - periódica.

3.4 Mencionará como varían las energías de ionización en un renglón de la tabla periódica.

3.5 Citará como varían las dimensiones atómicas en un grupo de la tabla periódica.

3.6 Citará como varían las dimensiones atómicas en un renglón de la tabla periódica.

3.7 Mencionará el número de elementos que son gases y líquidos o condiciones normales y siete elementos cuyas moléculas son diatómicas.

3.8 Encontrará el número de oxidación de los elementos de un compuesto de acuerdo a las reglas del número de oxidación.

3.9 Citará los números de oxidación más comúnes para los grupos IA, IIA, IIIA, IVA y VIIA de los elementos representativos.

INSTRUCCIONES:

Lee detenidamente los objetivos y remítete al texto que se indica. Para alcanzar los objetivos de este tema, deberás estudiar de la pág. 140 a la 155. - - Cuando consideres haber alcanzado los objetivos, -- contesta las preguntas de la autoevaluación y verifica posteriormente tus respuestas.

AUTOEVALUACION

INSTRUCCIONES: Los siguientes reactivos te permitirán apreciar el avance logrado en la comprensión de este tema. Contéstalos y verifica los resultados en la hoja de respuestas.

Lee cada una de las cuestiones que se te presentan y escribe en el paréntesis la literal que corresponda a la respuesta correcta.

1. En un renglón de la tabla periódica la energía - de ionización aumenta de: ( )

A) Arriba hacia abajo.
B) Derecha a izquierda.
C) Abajo hacia arriba
D) Izquierda a derecha.

2. La distancia incrementada de los electrones del nivel externo de energía con respecto al núcleo y el efecto de pantalla son los factores que explican la disminución de la energía de ioniza-- ción de arriba hacia abajo en un: ( )

E) Grupo.
F) Núcleo.
G) Renglón.
H) Orbital.

3. Las dimensiones de los átomos en un renglón de - la tabla periódica tienden a disminuir de: ( )

I) Derecha a izquierda.
J) Arriba hacia abajo.
K) Izquierda a derecha.
L) Abajo hacia arriba.

4. Casi todos los elementos son sólidos pero 11 son gases, el número de elementos líquidos a condi-- ciones normales es de: ( )

M) 5
N) 10
O) 2
P) 20

5. Del estudio de las reglas para el número de oxidación debes saber que el hidrógeno tiene + 1 como número de oxidación y el oxígeno -2. En el -- compuesto H_2CO_3 el carbono tendrá un número de - oxidación de: ( )

Q) -2
R) -3
S) +4
T) +2

6. El número de oxidación del fósforo P en el compuesto H_3PO_4 es: ( )

U) -8
V) +4
W) +5
X) -3

7. El número de oxidación más común del grupo IIA o metales alcalinoterreos es: ( )

Y) +2
Z) +4
A) +8
B) -2

8. Los números de oxidación más comunmente observados en el grupo de los halógenos o grupo VIIA son: ( )

C) -4, +3, -2
D) -2, +6, +2
E) -1, +7, +5, +1
F) +4, -4, +2

RESPUESTAS A LA AUTOEVALUACION

1. (D)	5. (S)
2. (E)	6. (W)
3. (K)	7. (Y)
4. (O)	8. (E)

Q U I M I C A
TERCERA UNIDAD

EL ENLACE QUIMICO, PROPIEDADES PERIODICAS Y NOMENCLATURA QUIMICA.

OBJETIVO DE UNIDAD:

El alumno, al terminar la unidad, en el tema:

I. EL ENLACE QUIMICO.

1. Comprenderá la manera como se forman los enlaces químicos.

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

El alumno, por escrito en su cuaderno y sin error en el tema:

I. EL ENLACE QUIMICO.

1.1 Enunciará la regla del octeto.

1.2 Mencionará los dos tipos de enlace químico.

1.3 Explicará la formación de iones y del enlace iónico.

1.4 Identificará la ecuación que represente la pérdida o ganancia de electrones de los átomos de los diferentes elementos de los grupos de la tabla periódica.

1.5 Definirá el enlace covalente y el covalente múltiple.

1.6 Representará el traslape de dos orbitales "s" y de un "s" con un "p" para formar un enlace covalente.