

Resoluciones de ejercicios del PRÁCTICO 2

1- a) Modelo de Bohr: Modelo que intenta explicar el átomo de hidrógeno (H). Basado en las ideas de Planck y de Einstein, sobre la cuantización de la energía y el comportamiento como partícula de la luz, propuso 3 postulados.

- 1- El átomo de H tiene solo ciertos niveles de energía permitidos. A los cuales denominó estados estacionarios. Cada uno de estos estados está asociado con una órbita circular fija del electrón alrededor del núcleo.
- 2- El átomo no irradia energía mientras se encuentre en uno de estos estados estacionarios. Esto es, a pesar de que se violan las ideas de la física clásica, el átomo no cambia de energía mientras el electrón se mueve dentro de una órbita.
- 3- El átomo cambia a otro estado estacionario (el electrón se mueve a otra órbita) solo por absorción o emisión de un fotón cuya energía sea igual a la diferencia en energía entre los dos estados:

$$E_{\text{fotón}} = E_{\text{estado A}} - E_{\text{estado B}} = h\nu$$

$E_{\text{estado A}}$ mayor a $E_{\text{estado B}}$

h : cte de Planck

ν : frecuencia del fotón emitido o absorbido

El modelo de Bohr concluye que un espectro atómico no es continuo porque la energía del átomo tiene solamente ciertos niveles, o estados, discretos.

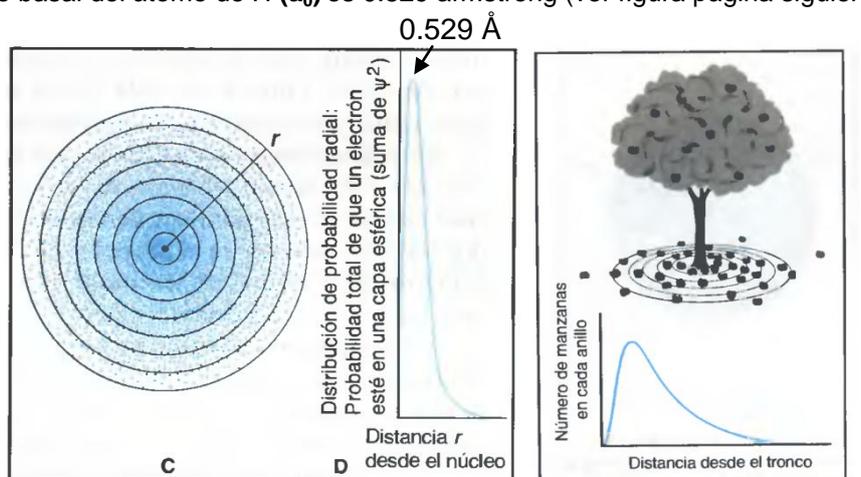
Entonces, dentro de las limitaciones encontramos que el modelo de Bohr falla en predecir el espectro de cualquier otro átomo que no sea el de hidrógeno. Se aplica para predecir espectros atómicos de átomos con un electrón (átomos hidrogenoides). En átomos de más de un electrón, existen no solamente atracciones núcleo-electrón sino que también repulsiones electrón-electrón adicionales. Los electrones no viajan en órbitas fijas.

Aunque el modelo actual retiene una de las ideas de Bohr: La energía de un átomo ocurre en niveles discretos

b) Contempla Hipótesis de Planck, pero no dualidad onda-partícula y principio de incertidumbre.

2- En el modelo de Bohr dicho r es la órbita para el estado de energía cuantizado de $n=1$.

La distribución radial de probabilidad permite identificar la región de máxima densidad electrónica. Para el átomo de H, en el modelo de Schrödinger, el pico máximo de la distribución de probabilidad radial para el estado basal del átomo de H (a_0) es 0.529 armstrong (ver figura página siguiente).



¹ Las figuras de este documento han sido extraídas de Silberberg, M.S. – Química, La naturaleza molecular del cambio y la materia - 2da edición, 2002.

Curso de Química I, Química General y Química Estructura atómica

3- Figura A.

Corresponde a un orbital sin nodos, por lo tanto si es un s, debería ser el 1s. Por ejemplo en estado basal el H posee un electrón en el orbital 1s.

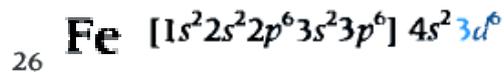
Figura C.

Es un orbital 2s, que tiene 2 zonas de alta densidad electrónica y un nodo de baja densidad. La distribución de probabilidad radial de la región más distante es mayor que la región más cercana debido a que la suma de ψ^2 se toma sobre un volumen mayor.

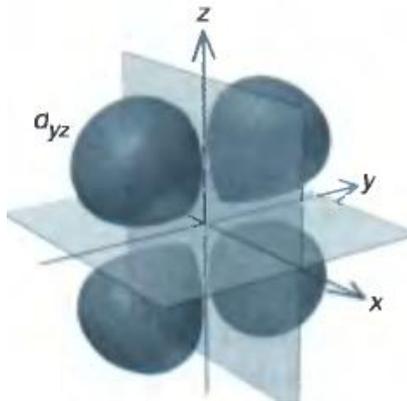
Figura B.

Es un orbital 3s, que tiene 3 regiones de alta densidad electrónica y 2 nodos. La distribución de probabilidad radial de la región más distante es mayor que las regiones más cercanas debido a que la suma de ψ^2 se toma sobre un volumen mayor.

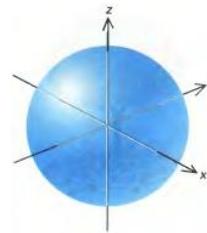
4-



La carga nuclear efectiva que sufren los electrones de capa 3s es mayor porque hay menos número de electrones internos (electrones entre capa y núcleo, los que corresponden a las subcapas 1s, 2s y 2p) que apantallen o contrarresten el efecto nuclear.



3d (representado sólo uno)



3s (los nodos no se visualizan en la representación)

5- a) $n = 1, l = 1, m_l = 0$

No es posible. Si $n=1$, l tiene que ser 0

b) $n = 3, l = 0, m_l = 0$

Describe, es el 3s

c) $n = 4, l = 1, m_l = -1$

Describe, es el 4p

d) $n = 2, l = 1, m_l = 2$

No es posible. Si $l=1$, $m_l=(-1, 0, 1)$.

e) Para $n = 4$, ¿cuáles son los valores posibles de l ?

l puede tomar los valores 0, 1, 2 y 3

f) Para $l = 3$, ¿cuáles son los valores posibles de m_l ?

m_l puede tomar los valores -3, -2, -1, 0, 1, 2 y 3

g) Dé los valores de n, l y m_l para cada orbital perteneciente a la subcapa 4f.

$n= 4, l= 3$ (ya que f), $m_l= (-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3)$

Curso de Química I, Química General y Química Estructura atómica

6- a) $n = 4$

Los electrones estarán ubicados en los orbitales $4s$ (dos e^-), $4p$ (seis e^-), $4d$ (diez e^-) y $4f$ (catorce e^-). Por lo tanto, el número máximo de electrones será $2+6+10+14= 32 e^-$

b) $n = 4, l = 3, m_l = 2$

Cada electrón de un átomo es descrito por un conjunto de 4 números cuánticos: los primeros 3 describen su orbital, y el cuarto describe el giro del electrón. Por lo tanto el orbital definido por $n = 4, l = 3, m_l = 2$ puede alojar un máximo de **2 electrones** con números cuánticos de espín electrónico $m_s = \pm 1/2$

c) $n = 4, l = 2, m_l = -1, m_s = -1/2$

Por el principio de Pauli, sólo **1 e^-**

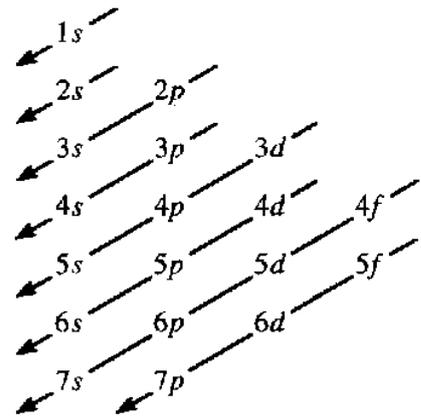
d) $n = 4, l = 4, m_l = -3, m_s = +1/2$

Configuración no permitida, l debe asumir valores de 0 a $n-1$

7) Recordar que para el llenado se puede usar la regla de la lluvia

Por otro lado debemos recordar que cuando se formen iones, los electrones se perderán o ganarán según:

1. Para metales del bloque s , se remueven todos los electrones con el valor más grande de n
2. Para metales del bloque p , se remueven los electrones np antes que los electrones ns (con el valor más grande de n)
3. Para los metales de transición (bloque d), se remueven los e^- ns antes que los electrones $(n-1)d$
4. Para los no metales, se ganarán electrones en los orbitales p con el valor de n mayor



a) K^+

La configuración electrónica del K^+ es igual a $[Ar]$. Al ser un ion con carga + de un metal del bloque s se pierde un electrón del $4s$ (K están en el período 4, o sea $n = 4$), quedando con 18 e^- .

b) Pb

$[Xe] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$. Orbitales f ($n-2$), orbitales d ($n-1$).

c) Pb^{2+}

La misma situación que la parte (b) pero con dos electrones menos (es un dicatión) y por ser un metal del bloque p se remueven los electrones np primero

$[Xe] 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$. Se sacan los dos e^- del orbital más externo.

d) Pb^{4+}

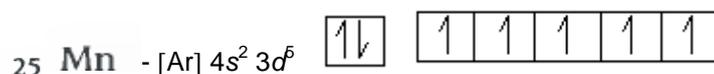
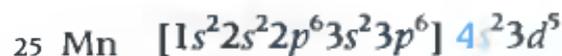
Según lo comentado anteriormente (punto 2, más arriba) luego salen los $e^- 6s$

$[Xe] 4f^{14} 5d^{10}$

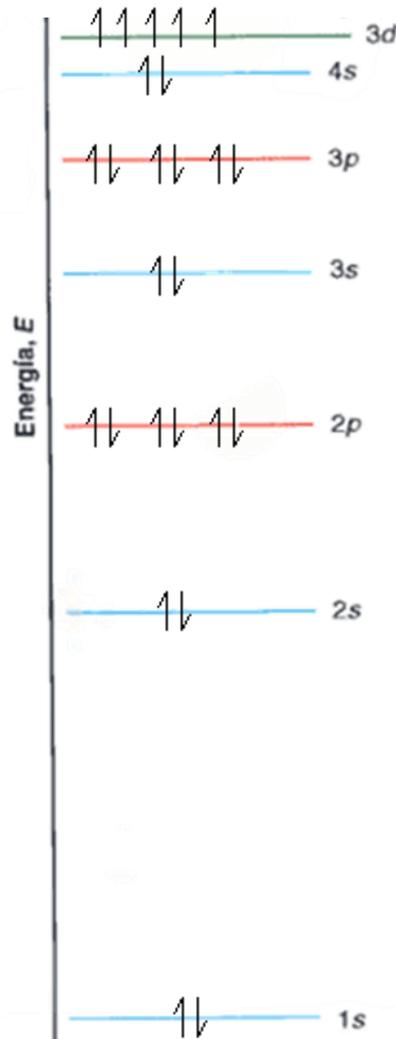
e) C

$[He] 2s^2 2p^2$

8) a) Mn



El diagrama de energía de orbital será el que se muestra en la siguiente página.



Habrán 5 e⁻ desapareados alojados en orbitales 3d

b) Lu

[Xe] 6s² 4f¹⁴ 5d¹ El diagrama orbital será

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑			
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	---	--	--	--

(No se muestra el diagrama de energía de orbital)

Tendrá un electrón desapareado alojado en el orbital 5d¹

9)

- a) [gas noble] ns¹
Elementos del grupo 1A.
- b) [gas noble] ns² np³
N y P
- c) [gas noble] ns² (n - 1)d¹⁰ np¹
Ga, In
- d) [gas noble] ns² (n - 1)d⁶
Fe

10)

- a) 1s²2s² → Be
- b) 1s²2s²3s¹

B excitado. Identificamos que es el átomo de Boro, porque tiene 5 e⁻. Si observamos el nivel de energía en los que se encuentran los mismos, vemos que el último de los electrones se dispuso en un nivel de energía mayor (3s) al que esperaríamos en el caso que el B encuentre en estado basal.

**Curso de Química I, Química General y Química
Estructura atómica**

- c) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^8 4s^1$
Configuración imposible. No existe $8 e^-$ en orbital p .
- d) $[\text{He}] 2s^2 2p^6 2d^2$
Imposible. No existe orbital $2d$.
- e) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$
V (vanadio)
- f) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5 4s^1$
Ar excitado. Identificamos que es el átomo de Argón, porque tiene $8 e^-$ más que el Ne. Si observamos el nivel de energía en los que se encuentran los mismos, vemos que el último de los electrones se dispuso en un nivel de energía mayor ($4s$) del que esperaríamos en el caso que el Ar se encuentre en su estado basal, en el cual los orbitales $3p$ se encuentran llenos.
- g) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6 4s^3 3d^2$
Configuración imposible. El orbital s admite hasta dos electrones.
- h) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3 4s^1$
S (azufre) excitado. Identificamos que es el átomo de azufre, porque tiene $6 e^-$ más respecto del gas noble más cercano, en este caso el átomo de neón.
Si observamos el nivel de energía en los que se encuentran los mismos, vemos que el último de los electrones se dispuso en un nivel de energía mayor ($4s$) del que esperaríamos en el caso que el S se encuentre en su estado basal.

Ejercicios Complementarios PRÁCTICO 2

11-

- a) Rh, Ti, K, P, Mg
b) P, Mg, K, Ti, Rh
c) Mg, P, K, Ti, Rh
d) Mg, K, P, Ti, Rh
e) Ninguna de las opciones anteriores es correcta

Respuesta correcta opción a).

La distancia de los primeros electrones en el nivel $n=3$ al núcleo (dN) será dN en ${}_{45}\text{Rh} < dN$ en ${}_{22}\text{Ti} < dN$ en ${}_{19}\text{K} < dN$ en ${}_{15}\text{P} < dN$ en ${}_{12}\text{Mg}$

En el Rh los electrones del nivel 3 sufren una carga nuclear efectiva mayor (Z_{ef}) que en el resto de los átomos porque los electrones del Rh que se encuentran en el nivel 3 se ven más atraído debido a que éste posee un mayor número de protones en el núcleo (45), respecto de la atracción que sufren los electrones de Ti (22 protones en núcleo), K (19 protones), P (15 protones) y Mg (12 protones).

12-

- a) $n = 2 \quad l = 2 \quad m_l = 1 \quad m_s = +1/2$
No es posible. Para $n=2$, l tendría valores de 0, 1.
- b) $n = 5 \quad l = 4 \quad m_l = -3 \quad m_s = +1$
No es posible. m_s debe ser: $+1/2$ o $-1/2$
- c) $n = 8 \quad l = 7 \quad m_l = -5 \quad m_s = -1/2$
Correcto
- d) $n = 3 \quad l = 0 \quad m_l = 0 \quad m_s = -1/2$
Correcto

13-

${}_{37}\text{Rb}$ (rubidio). $[\text{Kr}] 5s^1 (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1)$

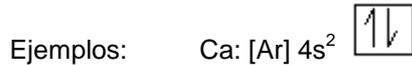
- a) Los electrones con $l = 0$ serán todos los electrones en orbitales s , por lo tanto $2 e^-$ en el $1s$, $2 e^-$ en el $2s$, $2 e^-$ en el $3s$, $2 e^-$ en el $4s$ y $1 e^-$ en el $5s$, o sea $9 e^-$

Curso de Química I, Química General y Química Estructura atómica

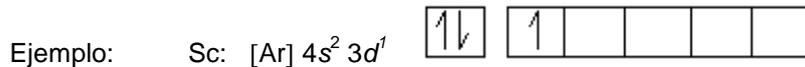
- b) Los electrones con $m_l = 0$ serán los s ($9 e^-$ según la parte anterior), $2 e^-$ en cada p ($6 e^-$ en total) y $2 e^-$ en el 3d, o sea $17 e^-$
- c) Igual que la parte anterior pero restando los s, o sea $8 e^-$

14-

- a) Todos menos Ca, Zn, Kr.

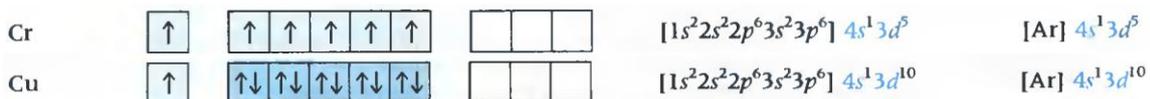


- b) K, Sc, Cu, Ga, Br



- c) Cr: [Ar] $4s^1 3d^5$

Excepciones:



15-

- a) Ga → [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^1$
- b) Sr → [Kr] $5s^2$
- c) Fe^{3+} → [Ar] $3d^5$
- d) Sm → [Xe] $6s^2 4f^6$
- e) Tc → [Kr] $5s^2 4d^5$
- f) Sc → [Ar] $4s^2 3d^1$
- g) Cl → [Ne] $3s^2 3p^5$
- h) Ca^{2+} → [Ar]
- i) Rb → [Kr] $5s^1$
- j) Cl^- → [Ar]

16-

