

Capítulo 6 Estructura atómica.

En este tema se revisa la estructura atómica, en especial la distribución electrónica y las propiedades atómicas periódicas que de ella se derivan. Primeramente se plantean ejercicios sobre la estructura electrónica del átomo de hidrógeno y de átomos polielectrónicos, haciendo hincapié en la relación entre números cuánticos, estados energéticos, orbitales y ocupación electrónica; también se proponen ejercicios sobre la configuración electrónica de los elementos. En la segunda parte se estudian las tendencias que presentan las propiedades atómicas (potencial de ionización, electronegatividad, carácter metálico, volumen atómico y radio iónico) en la tabla periódica de los elementos.

6.1 Estructura electrónica

Ejercicio 6.1. Responder Cierto o Falso: La energía del electrón en el átomo de hidrógeno depende únicamente del número cuántico principal n .

Ejercicio 6.2. Responder Cierto o Falso: La energía de un electrón en un átomo polielectrónico depende del número cuántico principal n y del secundario l .

Ejercicio 6.3. Relacionar las siguientes transiciones electrónicas con la emisión o la absorción de fotones:

- | | |
|--------------------------|--------------|
| 1. de $n=2$ a $n=4$ | a. emisión |
| 2. de $n=2$ a $n=1$ | b. absorción |
| 3. de $n=1$ a $n=\infty$ | |

Ejercicio 6.4. ¿Cuál de las siguientes transiciones entre niveles energéticos del átomo de hidrógeno presenta mayor energía?

- | | |
|---------------------|---------------------|
| a. de $n=1$ a $n=2$ | b. de $n=2$ a $n=3$ |
| c. de $n=2$ a $n=4$ | d. de $n=1$ a $n=3$ |

Ejercicio 6.5. Relacionar las siguientes transiciones electrónicas en el átomo de hidrógeno, con la serie y zona del espectro de la radiación donde se producen:

- | | |
|---------------------|------------------------------|
| 1. de $n=3$ a $n=2$ | a. Serie de Lyman, zona U.V. |
| 2. de $n=4$ a $n=1$ | b. " de Paschen, zona I.R. |
| 3. de $n=6$ a $n=3$ | c. " de Balmer, zona visible |

Ejercicio 6.6. Responder Cierto o Falso : Dado un valor del número cuántico principal n , el número cuántico secundario l puede tomar valores enteros desde 0 hasta $n-1$.

Ejercicio 6.7. Responder Cierto o Falso: Dado un valor del número cuántico l , el número cuántico magnético m_l puede tomar $2l+1$ valores enteros, desde $-l$ hasta $+l$.

Ejercicio 6.8. Relacionar los siguientes conjuntos de números cuánticos (n, l, m_l) con el orbital atómico que representan :

- | | |
|-----------|------------------------|
| 1. 1,0,0 | a. 2p |
| 2. 2,1,-1 | b. 1s |
| 3. 3,2,1 | c. 2s |
| 4. 1,1,-1 | d. 3d |
| 5. 2,1,0 | e. conjunto incorrecto |

Ejercicio 6.9. ¿Qué tipo de orbital atómico describen los números cuánticos $n=4, l=2$?
a. 3s b. 4p c. 4d d. 4f

Ejercicio 6.10. ¿Cuántos orbitales atómicos hay en el nivel de energía $n=3$?

Ejercicio 6.11. ¿Cuántos electrones se pueden colocar como máximo en el nivel de energía $n=2$?

Ejercicio 6.12. Relacionar cada tipo de orbital con el número máximo de electrones que se pueden colocar en él :

- | | |
|-------|-------|
| 1. 4p | a. 6 |
| 2. 5f | b. 2 |
| 3. 6d | c. 10 |
| 4. 7s | d. 14 |

Ejercicio 6.13. Responder Cierto o Falso : Al construir la configuración electrónica de un átomo polielectrónico, los electrones se van colocando en los orbitales atómicos por orden creciente de energía.

Ejercicio 6.14. En el átomo de potasio (número atómico $Z=19$), a) ¿cuál de los dos

orbitales 4s o 3d posee menor energía? b) ¿Indica la configuración electrónica del potasio?

Ejercicio 6.15. ¿Cuál de los siguientes elementos presentará la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, indicando su periodo y su grupo dentro de la tabla periódica?

- a. C b. P c. Si d. N

Ejercicio 6.16. Relacionar cada elemento con su configuración electrónica en el estado fundamental:

- | | |
|--------------|-----------------------------|
| 1. Na (Z=11) | a. [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^5$ |
| 2. N (Z=7) | b. [Ar] $4s^1 3d^5$ |
| 3. Br (Z=35) | c. [Ne] $3s^1$ |
| 4. Cr (Z=24) | d. $1s^2 2s^2 2p^3$ |

Ejercicio 6.17. ¿Que elemento es el que posee una configuración electrónica [Ar] $4s^2 3d^6$ en su estado fundamental?

Ejercicio 6.18. Relacionar cada familia de elementos con su configuración en la capa de valencia:

- | | |
|----------------------|----------------|
| 1. Halógenos | a. $ns^2 np^6$ |
| 2. Gases nobles | b. $ns^2 np^1$ |
| 3. Familia del boro | c. ns^1 |
| 4. Metales alcalinos | d. $ns^2 np^5$ |

6.2 Propiedades atómicas periódicas.

Ejercicio 6.19. De las siguientes afirmaciones sobre el potencial de ionización, indica cuál es la correcta:

- aumenta dentro de un grupo al aumentar el número atómico
- disminuye dentro de un periodo al aumentar el número atómico
- es máximo para los metales alcalinos
- aumenta dentro de un periodo al aumentar el número atómico

Ejercicio 6.20. ¿Cuál de los siguientes elementos presenta el primer potencial de ionización menor?

- a. Sr b. Mg c. S d. F

Ejercicio 6.21. ¿Cuál de los siguientes elementos es el más electronegativo?

- a. Mg b. S c. Te d. Ba

Ejercicio 6.22. ¿Cuál de los siguientes elementos es el más electropositivo?

- a. Na b. Cl c. Rb d. Fe

Ejercicio 6.23. Ordena de forma creciente el radio de los siguientes iones:

- a. Mg^{2+} b. Sr^{2+} c. Ca^{2+} d. Ba^{2+}

Ejercicio 6.24. Ordena de forma decreciente el radio de los siguientes iones:

- a. S^{2-} b. P^{3-} c. Cl^-

Ejercicio 6.25. De los siguientes elementos, indica cuál formará con mayor facilidad un ión monopositivo:

- a. Li b. Be c. F d. C

Ejercicio 6.26. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene un mayor carácter no-metálico?

- a. Cl b. Cu c. O d. F

Ejercicio 6.27. Escoger la afirmación correcta. El Mg con respecto al Ca:

- a. es menos electropositivo b. tiene mayor volumen atómico
c. es más metálico d. tiene menor potencial de ionización

Ejercicio 6.28. ¿En cuál de las siguientes parejas de elementos, los respectivos potenciales de ionización son más parecidos?

- a. Li, Na b. K, Rb c. Li, Rb d. Na, Cl

Ejercicio 6.29. a) ¿Cuál será, en función de la configuración electrónica, el estado de oxidación más común de los metales alcalinoterreos?. b) ¿Y de los halógenos?

Ejercicio 6.30. a) De entre el catión sodio, Na^+ , y el anión cloruro, Cl^- , ¿cuál de los dos tiene mayor radio iónico?. b) De entre el catión potasio, K^+ , y el anión cloruro, ¿cuál de los dos tiene mayor radio iónico?.

6.3 Respuestas a los ejercicios.

6.1. Cierto

En el átomo de hidrógeno la energía del electrón viene dada por la expresión $E_n = -K/n^2$, dependiendo únicamente del número cuántico principal n . Los orbitales (o las órbitas en el modelo de Bohr) con el mismo valor del número cuántico n pero diferente valor del número cuántico l , presentan la misma energía y constituyen un único nivel de energía degenerado.

6.2. Cierto

En un átomo polielectrónico la energía de un electrón depende tanto del número cuántico n como del l , rompiéndose la degeneración que se presenta en el átomo de hidrógeno. Aquí un nivel de energía, caracterizado por n , se subdivide en tantos subniveles como valores toma l .

6.3. 1 \longrightarrow b, 2 \longrightarrow a, 3 \longrightarrow b

La emisión de fotones (o de radiación electromagnética) se produce cuando el electrón pasa de un nivel de mayor energía a otro de menor energía, es decir de un nivel n_i a otro n_f siendo $n_i > n_f$. La absorción es el caso contrario, siendo $n_i < n_f$.

6.4. d. de $n=1$ a $n=3$

De acuerdo con la expresión dada en el ejercicio 1, una transición entre niveles energéticos presenta una energía dada por la expresión:

$$E_2 - E_1 = K(1/n_1^2 - 1/n_2^2), \text{ con } n_1 < n_2.$$

Analizando esta expresión se ve que:

a) cuanto mayor sea n_1 menor es la separación entre niveles energéticos consecutivos.

b) cuanto mayor sea la diferencia $n_2 - n_1$, para un n_1 fijo, mayor será la energía de la transición.

Por tanto la respuesta correcta es la d ya que presenta a la vez el n_1 menor y el $n_2 - n_1$ mayor.

6.5. 1 \longrightarrow c, 2 \longrightarrow a, 3 \longrightarrow b

Las transiciones al nivel $n=1$ constituyen la serie de Lyman del espectro de emisión del átomo de hidrógeno; aquellas transiciones al nivel $n=2$ constituyen la serie de Balmer

y las transiciones al nivel $n=3$ constituyen la serie de Paschen.

6.6. Cierto

6.7. Cierto

6.8.	<u>(n,l,m)</u>	<u>orbital</u>
	1,0,0	1s
	2,1,-1	2p
	3,2,1	3d
	1,1,-1	ninguno
	2,1,0	2p

En la representación del orbital, el primer número indica el número cuántico principal n , la letra representa el número cuántico secundario l ; las letras s, p, d, f representan los valores de $l = 0, 1, 2, 3$ respectivamente. El conjunto (1,1,-1) es incorrecto ya que el valor de l siempre es inferior al de n , y si $n=1$ el valor de l solo puede ser 0.

6.9. c. 4d

6.10. 9

El número de orbitales atómicos para un cierto valor de n es siempre n^2 .

6.11. 8

Este valor siempre es $2n^2$. Si n^2 es el número de orbitales posibles y en cada orbital caben un máximo de dos electrones (principio de exclusión de Pauli), entonces el máximo de electrones para un cierto valor de n es $2n^2$.

6.12.	<u>orbital</u>	<u>n° max. e</u>
	4p	6
	5f	14
	6d	10
	7s	2

En el único orbital tipo s caben 2 electrones, en los tres orbitales tipo p caben 6 electrones, en los cinco orbitales tipo d caben 10 electrones y en los siete orbitales tipo f caben 14 electrones. El número de orbitales para un determinado número cuántico l es igual al número de valores que puede adoptar m_l , es decir $2l+1$.

6.13. Cierto

6.14. a) $4s$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Para el potasio, el orbital $4s$ tiene menor energía que los $3d$, y por tanto el electrón número 19 se sitúa en el orbital $4s$. Después de llenarse el orbital $4s$ se llenan los orbitales $3d$, y entonces tenemos los metales de transición.

6.15. c. Si

El periodo es el tercero, que corresponde al máximo valor del número cuántico n , y su grupo es el IV (la familia del C, Si, Ge, Sn y Pb), que corresponde al número de electrones en los orbitales s y p más externos.

6.16.

<u>elemento</u>	<u>configuración</u>
-----------------	----------------------

Na	$[\text{Ne}] 3s^1$
N	$1s^2 2s^2 2p^3$
Br	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$
Cr	$[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$

6.17. Fe

6.18.

<u>familia</u>	<u>configuración</u>
----------------	----------------------

halógenos	$ns^2 np^5$
gases nobles	$ns^2 np^6$
boro	$ns^2 np^1$
metales alcalinos	ns^1

6.19. d

El potencial de ionización (P.I.) es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo del átomo. Cuánto más externo sea el electrón, es decir mayor sea el valor de n , más fácil será arrancarlo y menor el potencial de ionización. Por tanto, dentro de un grupo el P.I. disminuye al aumentar el número atómico. Dentro de un mismo periodo y a medida que aumenta el número atómico, los electrones se sienten más ligados por una carga nuclear que aumenta y por tanto es más difícil arrancarlos y el potencial de ionización será mayor.

6.20. a. Sr

Los elementos situados al principio de un periodo y al final de un grupo presentan un potencial de ionización menor.

6.21. b. S

Los elementos situados al final de un periodo y al comienzo de un grupo son los que presentan mayor electronegatividad. La variación de la electronegatividad es la misma que la del potencial de ionización.

6.22. c. Rb

El carácter electropositivo es lo opuesto a electronegativo, y por tanto los elementos menos electronegativos son los más electropositivos.

6.23. $Mg^{2+} < Ca^{2+} < Sr^{2+} < Ba^{2+}$

Para los elementos de un mismo grupo, cuánto mayor sea el número del periodo que ocupa el elemento, mayor será su radio iónico.

6.24. $P^{3-} > S^{2-} > Cl^{-}$

Para los iones isoelectrónicos, es decir que tienen el mismo número de electrones, el radio iónico disminuye al aumentar el número atómico del elemento, puesto que la carga nuclear aumenta.

6.25. a. Li

Al ser todos los elementos del mismo periodo, se ve claramente que el litio es el que tiene un potencial de ionización menor y que por tanto perderá más fácilmente un electrón para formar un ión monopositivo, Li^{+} .

6.26. d. F

El carácter no-metálico va ligado a la electronegatividad y sigue su misma variación. El elemento más electronegativo es el flúor y por tanto éste es el más no-metálico.

6.27. a. menos electropositivo

Al estar ambos elementos en un mismo grupo y como el Mg está en un periodo

anterior al Ca, el Mg será menos electropositivo, menos metálico que el Ca, y tendrá un volumen atómico menor y un potencial de ionización mayor.

6.28. b. K, Rb

A medida que aumenta el número atómico dentro de un grupo, las diferencias entre las propiedades de los elementos se reducen. Por ello los potenciales de ionización de la pareja K, Rb son más parecidos entre si que los de la pareja Li, Na. El Na y el Cl están en los extremos de un mismo periodo y por tanto sus propiedades son muy diferentes.

6.29. a) +2 b) -1

6.30. a) Na^+ b) K^+

a) Dentro de un mismo periodo, si comparamos los radios iónicos de los cationes de los metales alcalinos y alcalinoterreos con los radios iónicos de los aniones de los elementos de los grupos VII, VI o V, se observa que los radios iónicos de los aniones son mucho mayores que los de los cationes. Los cationes (ejemplo Na^+) tienen la misma configuración electrónica que el gas noble anterior (Ne) pero una carga nuclear mayor, por tanto su radio iónico será menor que el de este gas noble. Por contra, los aniones (ejemplo Cl^-) tienen la configuración electrónica del gas noble siguiente (Ar) pero con una carga nuclear inferior, por tanto su radio iónico será mayor que el de este gas noble.

b) El catión potasio y el anión cloruro son isoelectrónicos, tienen la misma configuración electrónica que el gas noble Ar, pero la carga nuclear del potasio es mayor y por tanto su radio iónico es menor.