

Capítulo 1: Estructura atómica y Sistema periódico

ACTIVIDADES DE RECAPITULACIÓN

1. ¿Qué radiación se propaga con mayor velocidad en el vacío, los rayos X o las ondas de radio?

Solución

Tanto los rayos X como las ondas de radio son radiación electromagnética. En el vacío, se propagan con la misma velocidad, aunque la frecuencia de los rayos X es muy superior a la de las ondas de radio.

2. ¿Qué significa que la energía sólo se puede absorber o emitir en valores discretos?

Solución

*Significa que un cuerpo o sistema no puede aumentar o disminuir su energía en una cantidad arbitraria, sino sólo en múltiplos enteros de una cantidad mínima llamada **cuanto de energía**. Si el cuerpo emite o absorbe luz, el cuanto de energía vale $h \cdot f$ donde h es la constante de Planck, y f , la frecuencia de la luz.*

3. Si la luz azul tiene una longitud de onda del orden de 450 nm y la luz naranja de 620 nm, ¿qué radiación es más energética, una luz azul o una luz naranja? ¿Por qué? Utilizando las fórmulas estudiadas en la unidad, calcula la energía que lleva asociada un fotón de cada una de estas radiaciones.

Solución

La luz azul es más energética que la luz naranja, porque la frecuencia de la luz azul es mayor, o, lo que es similar, su longitud de onda es más corta.

$$E = h \cdot f = h \cdot c / \lambda$$

$$E_{\text{fotón (azul)}} = (6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}) / 450 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 4,4 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_{\text{fotón (naranja)}} = (6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}) / 620 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 3,2 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

4. a) ¿Por qué los espectros de emisión son discontinuos?

b) ¿Qué indica cada línea?

Solución

a) Cada línea de un espectro de emisión corresponde a un valor muy concreto de la energía desprendida, en forma de radiación luminosa, al saltar un electrón entre dos niveles de energía determinados del átomo.

b) La frecuencia, y por tanto la energía, emitida en un salto.

5*. La energía de ionización del estado fundamental del sodio es $495,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Calcula la energía necesaria para ionizar 10 g de sodio gaseoso desde su estado fundamental.

b) Expresa el valor de la energía de ionización en $\text{eV} \cdot \text{átomo}^{-1}$.

c) Calcula la longitud de onda de la radiación capaz de ionizar el sodio gaseoso.

Solución

a) La energía de ionización se define como: la energía mínima necesaria para arrancar un electrón a un átomo neutro aislado, en su estado fundamental.

Normalmente se expresa en kJ/mol .

En primer lugar hay que hallar qué cantidad de sustancia (moles) tienen los 10 g de sodio.

$$n = \frac{m}{M_{\text{Na}}} = \frac{10 \text{ g}}{23 \text{ g/mol}} = 0,435 \text{ mol Na}$$

Para ionizar 0,435 mol de Na, se necesitarán:

$$E = 495,8 \text{ kJ/mol} \cdot 0,435 \text{ mol} = 215,7 \text{ kJ}$$

b) Como $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

$$E_i = 495,8 \text{ kJ/mol} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 5,15 \text{ eV/átomo}$$

c) Para ionizar un átomo de sodio aislado, se necesitará una energía:

$$E_i = 495,8 \text{ kJ/mol} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 8,24 \cdot 10^{-19} \text{ J/átomo}$$

La longitud de onda de la radiación electromagnética necesaria para ionizar el sodio, se calcula:

$$E_i = h \cdot f = h \cdot c / \lambda$$

$$\lambda = h \cdot c / E_i = (6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}) / 8,24 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,4 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

6. a) ¿Qué se quiere decir cuando se expresa que un átomo está excitado? ¿Este átomo gana o pierde energía?

b) Explique en qué consiste el efecto Zeeman. ¿Qué número cuántico es necesario introducir para explicar este efecto?

Solución

a) Un átomo está excitado cuando al absorber un fotón de energía $E = h \cdot f$, uno de sus electrones pasa de una órbita interna i a una órbita externa j . Por ejemplo: un átomo de hidrógeno absorbe radiación de longitud de onda $\lambda = 1215 \text{ \AA}$ y pasa del estado fundamental, $n = 1$, a un estado excitado, $n = 2$.

El átomo gana energía para pasar a un estado excitado y pierde energía para volver al estado fundamental.

b) Se le llama efecto Zeeman al desdoblamiento de los niveles de energía atómicos, y consecuentemente de las líneas espectrales, por la acción de un campo magnético externo.

Para explicar este efecto fue necesario introducir el número cuántico magnético, m , que toma valores desde $-l$ hasta $+l$.

7. ¿Qué valores puede tomar el número cuántico m , para: a) un orbital 3s; b) un orbital 4d; c) un orbital 2p?

Solución

Como los valores que puede tomar m , van desde $-l$ a $+l$, teniendo en cuenta que para un orbital s , $l = 0$, un orbital d , $l = 2$ y un orbital p , $l = 1$, tenemos: a) 0; b) $-2, -1, 0, 1, 2$; c) $-1, 0, 1$.

8. ¿Con qué números cuánticos están asociadas las siguientes afirmaciones?: a) la orientación espacial del orbital; b) la forma del orbital; c) la energía del orbital en ausencia de un campo magnético; d) el volumen efectivo del orbital.

Solución

a) Número cuántico: m

b) Número cuántico: l

c) Número cuántico: n

d) Número cuántico: n

9. ¿Cuántos orbitales podrían existir en el quinto nivel energético de un átomo? De ellos, ¿cuántos pueden ser s , p , d y f ?

Solución

El número de orbitales viene dado por la expresión:

N° orbitales = $n^2 = 5^2 = 25$ orbitales; donde n es el número cuántico principal.

Cuando:

$n = 5$	$l = 0$ (orbital s)	$m = 0$	1 orbital s
	$l = 1$ (orbital p)	$m = -1$ $m = 0$ $m = +1$	3 orbitales p
	$l = 2$ (orbital d)	$m = -2$ $m = -1$ $m = 0$ $m = +1$ $m = +2$	5 orbitales d
	$l = 3$ (orbital f)	$m = -3$ $m = -2$ $m = -1$ $m = 0$ $m = +1$ $m = +2$ $m = +3$	7 orbitales f
	$l = 4$ (orbital g)	$m = -4$ $m = -3$ $m = -2$ $m = -1$ $m = 0$ $m = +1$ $m = +2$ $m = +3$ $m = +4$	9 orbitales g

10. ¿Tienen los orbitales $3p_x$, $3p_y$ y $3p_z$ la misma energía?

Solución

Sí, siempre que no exista alguna perturbación externa direccional (p. ej. un campo magnético).

11*. Dados los siguientes grupos de números cuánticos (n, l, m) : $(3, 2, 0)$; $(2, 3, 0)$; $(3, 3, 2)$; $(3, 0, 0)$; $(2, -1, 1)$; $(4, 2, 0)$. Indica: a) ¿Cuáles no son permitidos y por qué. b) Los orbitales atómicos que se corresponden con los grupos cuyos números cuánticos sean posibles.

Solución

a) No son permitidos:

$(2, 3, 0)$ ya que el valor de l sólo puede llegar hasta $(n-1)$.

$(3, 3, 2)$ ya que el valor de l sólo puede llegar hasta $(n-1)$.

$(2, -1, 1)$ ya que el valor de l no puede ser negativo.

b) Son posibles: $(3, 2, 0)$: $3d$; $(3, 0, 0)$: $3s$; $(4, 2, 0)$: $4d$.

12*. a) Indica cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son posibles para un electrón en un átomo: $(4, 2, 0, +1/2)$; $(3, 3, 2, -1/2)$; $(2, 0, 1, +1/2)$; $(3, 2, -2, -1/2)$; $(2, 0, 0, -1/2)$.

b) De las combinaciones de números cuánticos anteriores que sean correctas, indica el orbital donde se encuentra el electrón.

c) Enumera los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía.

Solución

a) Son posibles: $(4, 2, 0, +1/2)$, $(3, 2, -2, -1/2)$, $(2, 0, 0, -1/2)$

b) $4d$, $3d$, $2s$.

c) $2s < 3d < 4d$

13. El ion positivo de un elemento X tiene la siguiente configuración electrónica: X^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 d^3$.

a) ¿Cuál es el número atómico de X?

b) ¿Cuál es la configuración de su ion X^{3+} , expresada en función del gas noble que lo antecede?

Solución

a) 23 , ya que aquí Z es igual al número de electrones más dos.

b) $[Ar] d^2$.

14*. Los números atómicos de los elementos A, B y C son, respectivamente, 19, 33 y 36.

a) Escribe las configuraciones electrónicas de estos elementos.

b) Indica qué elementos, de los citados, tienen electrones desapareados.

c) Indica los números cuánticos que caracterizan a esos electrones desapareados.

Solución

a) A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$

C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

b) A y B

c) A: $(4, 0, 0, 1/2)$; B: $(4, 1, -1, 1/2)$, $(4, 1, 0, 1/2)$, $(4, 1, 1, 1/2)$

15*. Indica de forma razonada y para un orbital 3s de un átomo:

a) El valor de los números cuánticos, n , l y m de los electrones situados en aquel orbital.

b) Cuáles son los valores posibles del cuarto número cuántico del electrón.

c) Por qué en este orbital no puede haber más de dos electrones.

Solución

a) Como un orbital 3s pertenece al 3^{er} nivel de energía, entonces $n = 3$. Al ser de tipo s, entonces $l = 0$, por lo que el único valor posible para m es $m = 0$. Los electrones situados en este orbital tendrán estos mismos valores de los tres primeros números cuánticos.

b) Los valores posibles del cuarto número cuántico o número cuántico de espín, s son $+1/2$ y $-1/2$.

c) Según el principio de exclusión de Pauli, en éste, o en cualquier otro orbital, no puede haber más de dos electrones, ya que el citado principio establece que en un mismo átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro valores de los números cuánticos iguales. Un tercer electrón en el orbital ya repetiría los números cuánticos de alguno de los otros dos.

16. Un elemento A se encuentra en el 4^o período y en el grupo 2. Otro elemento B presenta la configuración electrónica del gas noble del 3^{er} período cuando se encuentra en forma de anión divalente. El elemento C tiene en su núcleo 31 protones.

a) Escribe las configuraciones electrónicas de los tres elementos en su estado fundamental.

b) Indica cuál de ellos tiene mayor carácter no metálico y ordénalos en orden decreciente de su primera energía de ionización.

Solución

Elemento A: Por lo dicho en el enunciado, se trata de un metal alcalinotérreo (grupo II A o 2) del 4^o período.

Elemento B: Como B^{2-} presenta la configuración electrónica del gas noble del 3^{er} período, B es un elemento anfígeno (familia del grupo VI A o 16) de dicho período.

Elemento C: Al tener en su núcleo 31 protones, $Z = 31$.

a) Las configuraciones electrónicas B y C son:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

C ($Z = 31$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$

b) Recordando que en el sistema periódico el carácter no metálico aumenta hacia la derecha y hacia arriba, es indudable que B será el elemento más no metálico de los tres.

La primera energía de ionización más elevada corresponderá al elemento B, no metal, cuyos electrones más externos están sólo en el 3^{er} nivel, al estar más cerca la fuerza con que el núcleo y el electrón más externo se atraen es la más grande y, por tanto, también la 1^a energía de ionización de B es la mayor.

Si comparamos A con C, ambos tienen 4 niveles de energía, están en el mismo período, pero C tiene más carga nuclear (Z) y más electrones en la corteza, como los electrones han ido entrando en un nivel interno, el 3^o, o en el mismo nivel que en A, el 4^o, el radio atómico habrá disminuido, lo que se traduce en una mayor atracción del núcleo sobre el electrón más externo. Por tanto, en C, será necesaria más energía para arrancarle del átomo.

Entonces:

$E_i(B) > E_i(C) > E_i(A)$

17. Sabiendo que el número atómico del flúor es 9, escribe la configuración electrónica de la capa de valencia del cloro.

Solución

La configuración electrónica del flúor es:

F (Z = 9): $1s^2 2s^2 2p^5$

Como el cloro se encuentra en el mismo grupo que el flúor (VII A o 17), aunque en otro período (el 3º), tienen la misma configuración electrónica en la capa de valencia, luego:

Cl: $[Ne] 3s^2 3p^5$

18*. La configuración electrónica de un átomo excitado de un elemento es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$. Razona cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y cuáles falsas para ese elemento:

- a) Pertenece al grupo de los alcalinos.
- b) Pertenece al período 5 del sistema periódico.
- c) Tiene carácter metálico.

Solución

a) Si, pues cuando esté en estado fundamental su configuración será: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, y la configuración de la capa de valencia ns^1 es la del grupo 1, el de los alcalinos.

b) No, porque tiene valor de $n = 5$, para el último nivel de energía, en el estado excitado, en el estado fundamental el último nivel (la capa de valencia) es $4s^1$, por lo que pertenecerá al período 4.

c) Si, pues es un elemento alcalino y su tendencia es a dar el ion M^+ .

19*. El número de electrones de los elementos A, B, C, D y E es 2, 9, 11, 12 y 13, respectivamente. Indica, razonando la respuesta, cuál de ellos:

- a) Corresponde a un gas noble.
- b) Es un metal alcalino.
- c) Es el más electronegativo.

Solución

Las configuraciones electrónicas son:

A (Z = 2): $1s^2$

grupo 18; período 1; gas noble

B (Z = 9): $1s^2 2s^2 2p^5$

grupo 17; período 2; halógeno

C (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

grupo 1; período 3; metal alcalino

D (Z = 12): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

grupo 2; período 3; metal alcalinotérreo

E (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

grupo 13; período 3; metal térreo

a) A

b) C

c) B

20*. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la capa de valencia: 1) ns^1 ; 2) $ns^2 np^4$; 3) $ns^2 np^6$:

- a) Indica el grupo al que corresponde cada una de ellas.
- b) Nombra dos elementos de cada uno de los grupos anteriores.

Solución

a) 1: 1; 2: 16; 3: 18.

b) 1: Li, Na, (K, Rb, Cs, Fr); 2: O, S, (Se, Te, Po); 3: He, Ne, (Ar, Kr, Xe, Rn).

21*. Para un átomo de número atómico $Z = 50$ y número másico $A = 126$:

- Indica el número de protones, neutrones y electrones que posee.**
- Escribe su configuración electrónica.**
- Indica el grupo y el período al que pertenece el elemento correspondiente.**

Solución

- N° de protones = 50
 N° de neutrones = $A - Z = 126 - 50 = 76$
 N° de electrones = 50, si el átomo es neutro
- $X (Z = 50)$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^2$
- Grupo: IVA o 14
Período: 5

22*. La configuración electrónica del ion X^{3-} es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

- ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?**
- ¿A qué grupo y período pertenece este elemento?**
- Razona si el elemento X posee electrones desapareados.**

Solución

- El átomo neutro tendrá tres electrones menos, por lo que $Z = 15$; se trata del elemento fósforo, símbolo: P
- Grupo: VA o 15
Período: 3
- P ($Z = 15$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 p_y^1 p_z^1$
Tiene tres electrones desapareados

23*. Dadas las especies: Cl^- ($Z = 17$), K^+ ($Z = 19$) y Ar ($Z = 18$):

- Escribe la configuración electrónica de cada una de ellas.**
- Justifica cuál tendrá un radio mayor.**

Solución

- $Cl^- (Z = 17)$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 $K^+ (Z = 19)$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 $Ar (Z = 18)$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- El mayor radio lo tendrá el ion Cl^- , ya que como todos tienen la misma configuración electrónica, los electrones del anión cloruro son los que están atraídos por el menor número de protones y por tanto con menos fuerza.

24*. a) Justifica por qué la primera energía de ionización disminuye al descender en un grupo de la Tabla periódica.

- Dados los elementos F, Ne y Na, ordénalos de mayor a menor energía de ionización.**

Solución

- Dentro de un **mismo grupo**, la energía de ionización **disminuye al descender en el grupo**. Esto es debido a que, al pasar de un elemento al siguiente por debajo en ese grupo, consideramos una capa electrónica más. Ahora, los electrones periféricos estarán menos atraídos y, por tanto, habrá que comunicar menos energía para arrancarlos.

b) En un **mismo período**, en general, la energía de ionización **aumenta hacia la derecha**. Al desplazarse en un período hacia la derecha va aumentando la carga nuclear (Z) y disminuye el radio, lo que se traduce en una mayor atracción del núcleo sobre el electrón. Por tanto, será necesaria más energía para arrancar el electrón del átomo.

$$E_i(\text{Ne}) > E_i(\text{F}) > E_i(\text{Na})$$

25*. Los números atómicos de los elementos A, B y C son respectivamente 20, 27 y 34.

a) Escribe la configuración electrónica de cada elemento.

b) Indica qué elemento es el más electronegativo y cuál el de mayor radio.

c) Indica razonadamente cuál o cuáles de los elementos son metales y cuál o cuáles no metales.

Solución

a) A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$;
C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$.

b) El más electronegativo es el C y el de mayor radio, el A.

c) A es un metal del grupo 2, el de los alcalinotérreos y tienden a dar M^{2+} . El B es un metal del grupo 9 y su principal tendencia es a perder los dos electrones 4s, dando M^{2+} , aunque puede dar más iones. El C es no metal del grupo 16 y con tendencia a dar iones C^{2-} .