



ESTRUCTURA DE LA MATERIA.

Repaso de los modelos atómicos.

- 1.- Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: **a)** cuando un electrón pasa de un estado fundamental a un excitado emite energía; **b)** la energía de cualquier electrón de un átomo es siempre negativa; **c)** En el espectro de absorción los electrones pasan de un estado fundamental a uno excitado y $\Delta E > 0$.
- 2.- Conteste breve y razonadamente lo que se plantea en los apartados siguientes: **a)** ¿Qué son los modelos atómicos y qué utilidad tienen? **b)** Cite dos modelos atómicos que sirvan para indicar la situación energética del electrón.

Radiación electromagnética.

- 3.- El color amarillo de la luz de sodio posee una longitud de onda de 5890 Å. Calcula la diferencia energética correspondiente a la transición electrónica que se produce expresada en eV. ($h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ J·s; $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19}$ J)
- 4.- Calcula la energía emitida por 0,2 moles de fotones producidos por radiaciones de 60 s^{-1} .
- 5.- Calcula: **a)** la energía de un fotón cuya longitud de onda es de 5500 Å. **b)** la energía de un mol de fotones.
- 6.- Calcula frecuencia y la longitud de onda de la radiación emitida por un electrón que pasa del estado excitado cuya energía es de $-3,4 \text{ eV}$ al estado fundamental de energía $-13,6 \text{ eV}$.
- 7.- La capa de ozono absorbe la radiaciones ultravioleta, capaces de producir alteraciones en las células de la piel, cuya longitud de onda está comprendida entre 200 y 300 nm. Calcular la energía de un mol de fotones de luz ultravioleta de longitud de onda 250 nm.

Números cuánticos

- 8.- **a)** Enuncia el principio de mínima energía, la regla de máxima multiplicidad y el de principio de exclusión de Pauli; **b)** ¿cuál o cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas no son posibles de acuerdo con este último principio (exclusión Pauli): $1s^2 3s^1$; $1s^2 2s^2 2p^7$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3$; $1s^2 2s^2 2p^1$.
- 9.- Responde razonadamente a: **a)** ¿Los orbitales $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$ tienen la misma energía?; **b)** ¿Por qué el número de orbitales "d" es 5?
- 10.- El grupo de valores 3,0,3, correspondientes a los números cuánticos n , l y m , respectivamente, ¿es o no permitido? ¿Y el 3,2,-2? Justifica la respuesta.
- 11.- Indica los números cuánticos de cada uno de los 3 últimos e^- del P.

- 12.- Indica el valor de los números cuánticos de cada uno de los seis últimos electrones del Mo ($Z = 42$).
- 13.- Justifica si es posible o no que existan electrones con los siguientes números cuánticos: **a)** $(3, -1, 1, -\frac{1}{2})$; **b)** $(3, 2, 0, \frac{1}{2})$; **c)** $(2, 1, 2, \frac{1}{2})$; **d)** $(1, 1, 0, -\frac{1}{2})$.
- 14.- Justifica si es posible o no que existan electrones con los siguientes números cuánticos: **a)** $(2, -1, 1, \frac{1}{2})$; **b)** $(3, 1, 2, \frac{1}{2})$; **c)** $(2, 1, -1, \frac{1}{2})$; **d)** $(1, 1, 0, -2)$

La Tabla Periódica

- 15.- Indica el nombre, símbolo, nombre del grupo a que pertenece y periodo de los elementos de números atómicos 3, 9, 16, 19, 38 y 51.
- 16.- **a)** Indica el nombre, símbolo y la configuración electrónica de los elementos de números atómicos 12, 15, 17 y 37; **b)** ¿cuántos electrones desapareados tiene cada uno de estos elementos en su estado fundamental.
- 17.- Un elemento neutro tiene la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$. Di el nombre del elemento, del grupo y el periodo a que pertenece.
- 18.- ¿Cuál será la configuración electrónica de un elemento situado el grupo 10 y periodo 5?
- 19.- Escribe la configuración electrónica de la última capa de: **a)** el segundo alcalino-terreo; **b)** el tercer elemento del grupo 9; **c)** el selenio.
- 20.- Un átomo X tiene la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$. Explica razonadamente si las siguientes frases son verdaderas o falsas: **a)** X se encuentra en su estado fundamental; **b)** X pertenece al grupo de los metales alcalinos; **c)** X pertenece al 5º periodo del sistema periódico; **d)** Si el electrón pasara desde el orbital 5s al 6s, emitiría energía luminosa que daría lugar a una línea en el espectro de emisión.).

Propiedades periódicas

- 21.- Las primeras energías de ionización (en eV/átomo) para una serie de átomos consecutivos en el sistema periódico son: 10,5; 11,8; 13,0; 15,8; 4,3; 6,1. Indica cuál de ellos será un halógeno, cuál un anfígeno, y cuál un alcalino.
($1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$).
- 22.- **a)** Define energía (potencial) de ionización y escribe la ecuación que representa el proceso de ionización; **b)** Explica razonadamente porqué, para un mismo elemento, las sucesivas energías de ionización aumentan.
- 23.- Ordena razonadamente los siguientes elementos: Fe, Cs, F, N y Si de menor a mayor: **a)** radio atómico; **b)** electronegatividad; **c)** energía de ionización.

- 24.-** Dos elementos presentan las siguientes configuraciones electrónicas: A: $1s^2 2s^2 p^6$; B: $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$ **a)** Si los valores de las energías de ionización son 2073 y 8695 kJ/mol, justifica cual será el valor asociado a cada elemento; **b)** ¿por qué el radio atómico y la energía de ionización presentan tendencias periódicas opuestas?
- 25.- a)** Justifica el orden de los siguientes átomos (Ba, Cs, Cl, Ag, I, He) según su radio atómico, su energía de ionización y su afinidad electrónica. **b)** Explica qué iones son mayores y cuales menores que sus correspondientes átomos de los que proceden.
- 26.-** Considere los elementos Be (Z=4), O (Z=8), Zn (Z=30) y Ar (Z=18). **a)** Según el principio de máxima multiplicidad o regla de Hund, ¿cuántos electrones desapareados presenta cada elemento en la configuración electrónica de su estado fundamental? **b)** En función de sus potenciales de ionización y afinidades electrónicas, indique los iones más estables que pueden formar y escriba sus configuraciones electrónicas. Justifique las respuestas.

SOLUCIONES

1.-

- a) FALSA. Si sube a un nivel de mayor energía, absorberá energía.
- b) VERDADERO. Se considera 0 la energía del electrón cuando abandona el átomo.
- c) VERDADERO. Puesto que la energía del estado excitado es mayor que la del estado fundamental $\Delta E > 0$.

2.-

- a) Son manera de representar la forma y partes constituyentes del átomo. Son útiles en tanto tienen a hacernos una idea de cómo son en la realidad, puesto que intentan explicar las propiedades vistas en ellos.
- b) Modelo de Bohr y modelo mecanocuántico.

3.-

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \times 10^8 \text{ m/s}}{5,89 \times 10^{-7} \text{ m}} = 5,1 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$\Delta E = h \times \nu = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \times \text{s} \times 5,1 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} \times \frac{1 \text{ eV}}{1,602 \times 10^{-19} \text{ J}} = 2,1 \text{ eV}$$

4.-

$$E = n \times h \times \nu = 0,2 \times 6,02 \times 10^{23} \times 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \times \text{s} \times 60 \text{ s}^{-1} = 4,8 \times 10^9 \text{ J}$$

5.-

a) $E_{\text{foton}} = h \times \frac{c}{\lambda} = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \times \text{s} \times \frac{3 \times 10^8 \text{ m/s}}{5,5 \times 10^{-7} \text{ m}} = 3,6 \times 10^{-19} \text{ J}$

$$b) E(1 \text{ mol}) = n \times E_{\text{foton}} = 6,02 \times 10^{23} \times 3,6 \times 10^{-19} \text{ J} = \mathbf{217,6 \text{ kJ}}$$

6.-

$$c) \nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{-3,4 \text{ eV} - (-13,6 \text{ eV})}{6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \times \text{s}} \times \frac{1,602 \times 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = \mathbf{2,47 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}}$$

$$d) \lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \times 10^8 \text{ m/s}}{2,47 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}} = \mathbf{121,6 \text{ nm}}$$

7.-

$$E = n \times h \times \frac{c}{\lambda} = 6,02 \times 10^{23} \times 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \times \text{s} \times \frac{3 \times 10^8 \text{ m/s}}{2,5 \times 10^{-7} \text{ m}} = \mathbf{479 \text{ kJ}}$$

8.-

a) “No puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales”.

b) $1s^2 2s^2 2p^7$: No es posible, ya que en orbitales p ($l=1$) y m toma tres valores: -1, 0 y 1, y como s solo toma dos valores posibles, únicamente puede haber 6 e- que tengan los cuatro número cuánticos distintos.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^3$: No es posible, ya que en orbitales s ($l=0$) y m toma un solo valor: 0, y como s solo toma dos valores posibles, únicamente puede haber 2 e- que tengan los cuatro número cuánticos distintos.

9.-

a) Si tienen la misma energía. Sólo al aplicar un campo magnético se desdoblán según la dirección de éste.

b) Por que en orbitales d ($l=2$) y m toma cinco valores posibles: -2, -1, 0, +1 y +2 correspondientes a los cinco orbitales.

10.-

a) 3,0,3: No permitido. Pues si $l=0$, entonces m solo puede tomar el valor 0. (-1, 0, +1).

b) 3,2,-2: Sí permitido. Puesto que $l < n$ y $l=2$, con lo que m puede tomar los valores: -2, -1, 0, +1 y +2.

11.-

Z (P) = 15. Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

$n = 3; l = 1; m = -1; s = -1/2; \quad n = 3; l = 1; m = 0; s = -1/2; \quad n = 3; l = 1; m = +1; s = -1/2;$

12.-

Z (Mo) = 42. Configuración electrónica: $[\text{Kr}] 5s^2 4d^4$

$n = 5; l = 0; m = 0; s = -1/2; \quad n = 5; l = 0; m = 0; s = +1/2;$
 $n = 4; l = 2; m = -2; s = -1/2; \quad n = 4; l = 2; m = -1; s = -1/2;$
 $n = 4; l = 2; m = 0; s = -1/2; \quad n = 4; l = 2; m = +1; s = -1/2;$

13.-

a) (3, -1, 1, -1/2); **NO.** Porque l no puede tomar valores negativos.

- b) (3, 2, 0, 1/2); **SÍ.** $l < n$; $-l \leq m \leq +l$; $s \uparrow \downarrow$. Orbital 3d
 c) (2, 1, 2, 1/2); **NO.** Porque $m > l$
 d) (1, 1, 0, -1/2). **NO.** Porque $l = n$ y debe ser menor.

14.-

- a) (2, -1, 1, 1/2); **NO.** Porque l no puede tomar valores negativos.
 b) (3, 1, 2, 1/2); **NO.** Porque $m > l$
 c) (2, 1, -1, 1/2); **SÍ.** $l < n$; $-l \leq m \leq +l$; $s \uparrow \downarrow$. Orbital 2p
 d) (1, 1, 0, -2) **NO.** Porque $l = n$ y debe ser menor y $s \uparrow \downarrow$.

15.-

Z	Nombre	Símbolo	Grupo	Periodo
3	Litio	Li	Alcalinos (1)	2
9	Flúor	F	Halógenos (17)	2
16	Azufre	S	Anfígenos (16)	3
38	Estroncio	Sr	Estroncio (2)	5
51	Antimonio	Sb	Nitrogenoideos (15)	5

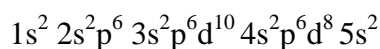
16.-

Z	Nombre	Símbolo	Configuración electrónica	Nº de e ⁻ desapareados
12	Magnesio	Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	0
15	Fósforo	P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	3
17	Cloro	Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	1
37	Rubidio	Rb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$	1

17.-

Se trata del Bromo (Br) del grupo 17 (halógenos) y periodo 4.

18.-



19.-

- a) (Mg) $2s^2$; b) (Ir) $5d^7 6s^2$; c) (Se) $4s^2 3p^4$

20.-

- a) **VERDADERA.** Puesto que los electrones ocupan los niveles de menor energía posible.
 b) **VERDADERA.** Puesto que su configuración electrónica fundamental acaba en "s¹".
 c) **VERDADERA.** Puesto que su configuración electrónica fundamental acaba en "5 s¹", lo que significa que la capa más externa es la quinta.
 d) **FALSA.** Para que el electrón externo pasara al orbital 6s, debería absorber energía produciendo una raya negra en el espectro de absorción. Cuando dicho

electrón regresara al nivel fundamental (5s) entonces es cuando emitiría una raya en el espectro de emisión.

21.-

Al ser consecutivos los átomos la mayor energía de ionización corresponderá al gas noble (15,8 eV), El halógeno tendrá la inmediatamente anterior (13,0 eV) y el anfígeno el anterior (11,8 eV). El metal alcalino debe ser el que menos energía de ionización tenga, y como es lógico, va después del gas noble; corresponde pues al valor 4,3 eV, mientras que el último valor corresponderá al metal alcalino-térreo.

22.-

- “Es la energía necesaria para extraer un e^- de un átomo neutro en estado gaseoso y formar un catión”. $X(g) - 1 e^- \rightarrow X^+(g)$.
- Al ir extrayendo sucesivos electrones, éstos deberán salir de un ión cada vez más positivo, con lo que serán más atraídos los electrones de valencia, y en consecuencia, mayor energía se precisará para extraerlos.

23.-

- $F < N < Si < Fe < Cs$; los átomos de menor tamaño son los del periodo 2 (F y N) siendo el F menor por tener una mayor carga nuclear efectiva sobre los electrones de valencia, por un menor apantallamiento, al tener más e^- en la última capa. El Si es del periodo 3 y es por tanto mayor al tener más capas electrónicas. Lo mismo le sucede al Fe del periodo 4 y en mucha mayor medida al Cs del periodo 6.
- $Cs < Fe < Si < N < F$; la electronegatividad crece según se sube en la tabla y según se desplaza hacia la derecha dentro de un mismo periodo. Así mientras el Cs es uno de los elementos menos electronegativos, el F es el elemento más electronegativo.
- $Cs < Fe < Si < N < F$; sigue el mismo orden que la electronegatividad, puesto que en los metales es más sencillo extraer un electrón y más cuanto más alejado se encuentre del núcleo, mientras que los no metales tienen altas energía de ionización y mayores cuanto más a la derecha y más hacia arriba se encuentren en la Tabla Periódica.

24.-

- Lógicamente el valor menor de energía de ionización corresponderá al metal alcalino B, siendo el valor elevado al gas noble A.
- Porque cuanto menor es el átomo más atraídos estarán los electrones por el núcleo, incluso en el caso de similar Z^* , ya que, por la ley de Coulomb, a mayor distancia menor atracción.

25.-

- Tamaño:** $He < Cl < I < Ag < Ba < Cs$; **Energía de ionización:** $Cs < Ba < Ag < I < Cl < He$; **Afinidad electrónica:** (es menor cuanto más negativa, es decir cuanto más energía se desprenda al capturar un e^-) $Cl < I < Ag < Cs < Ba < He$. Así, el cloro es el elemento de los descritos que más energía desprende al capturar el e^- por ser mayor su Z^* y menor su tamaño. En el caso del Ba y el He la afinidad electrónica será positiva, y aunque en teoría el He debería ser el elemento al que cuesta más introducir un e^- , también es cierto que los metales

alcalino-térreos tienen afinidades electrónicas positivas por tener el nivel “s” completo.

26.-

a)	Be (Z=4)	$1s^2 2s^2$;	No tiene ningún e^-
	desapareado		
	O (Z=8)	$1s^2 2s^2 p^2 p^1 p^1$;	Tiene 2 e^- desapareados
	Zn (Z=30)	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2$;	No tiene e^- desapareados
	Ar (Z=18)	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$;	No tiene e^- desapareados
b)	Be ²⁺	$1s^2$;	E.O.= +2
	O ²⁻	$1s^2 2s^2 p^6$;	E.O.= -2
	Zn ²⁺	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10}$;	E.O.= +2
	Ar	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$;	Gas noble; E.O.= 0