

ÁTOMOS

◇ CUESTIONES

● Orbitales atómicos. Números cuánticos. Sistema periódico.

1. Explique razonadamente cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde a un estado excitado, cuál a un estado fundamental y cuál sería un estado prohibido.

(i) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ (ii) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$ (iii) $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$

(A.B.A.U. ord. 22)

Solución:

Las configuraciones electrónicas de los estados fundamentales se construyen basándose en los principios de mínima energía, de exclusión de Pauli y la regla de máxima multiplicidad de Hund.

El principio de mínima energía dice que los electrones deben ir ocupando los orbitales en orden creciente de energía. El orden de energía de los orbitales puede verse en el diagrama de Möller, siguiendo el sentido de las flechas de arriba a abajo.

Quedaría:

$1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p$.

El principio de exclusión de Pauli establece que en un átomo no puede haber dos electrones con los mismos cuatro números cuánticos iguales.

Los tres primeros números cuánticos definen las propiedades del orbital atómico:

n: principal, indica el nivel de energía.

Los valores posibles son números enteros: $n = 1, 2, 3, \dots$

l: secundario, indica la forma del orbital.

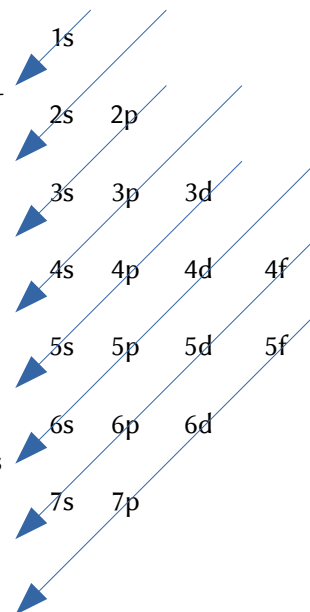
Los valores posibles son: $l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$.

m: magnético, indica la orientación del orbital.

Los valores posibles son: $m = -l, -l + 1, \dots, -1, 0, 1, \dots, l - 1, l$.

El último número cuántico:

s: spin, indica el sentido de giro del electrón. Los valores posibles son: $s = +\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$.



La regla de máxima multiplicidad de Hund dice que los electrones del mismo subnivel tienden a disponerse con sus espines paralelos.

(i) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Corresponde a un estado fundamental, ya que cumple los principios de mínima energía y de exclusión de Pauli.

(ii) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$. Es un estado prohibido por el principio de exclusión de Pauli. No puede haber tres electrones en un orbital 2s. Los números cuánticos del orbital 2s serían (2, 0, 0). Como solo existen dos valores posibles del número cuántico de spin, los dos primeros electrones tendrían (2, 0, 0, $+\frac{1}{2}$) y (2, 0, 0, $-\frac{1}{2}$) y el tercer electrón de ese orbital debería repetir los cuatro números cuánticos con uno de los dos primeros electrones, lo que incumpliría el principio de exclusión de Pauli.

(iii) $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$. Es un estado excitado, ya que el estado fundamental tiene la configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, puesto que el orbital 3s es de menor energía que el 3p. El electrón $3s^1$ del estado fundamental podría absorber un cuanto de energía para saltar a un orbital 3p, y el átomo se encontraría en un estado excitado.

2. Justifica si es verdadera o falsa la siguiente afirmación:

Las combinaciones de números cuánticos (2, 1, 0, -1) y (3, 0, 1, $\frac{1}{2}$) son posibles para un electrón en un átomo.

(A.B.A.U. ord. 21)

Solución:

Los tres primeros números cuánticos definen las propiedades del orbital atómico:

n: principal, indica el nivel de energía. Los valores posibles son números y enteros: $n = 1, 2, 3, \dots$

l: secundario, indica la forma del orbital. Los valores posibles son: $l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$.

m: magnético, indica la orientación del orbital. Los valores posibles son: $m = -l, -l + 1, \dots, -1, 0, 1, \dots, l - 1, l$.

El último número cuántico es:

s: spin, indica el sentido de giro del electrón. Los únicos valores posibles son: $s = +\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$.

a) (2, 1, 0, -1) No es posible.

Para $n = 2$, los valores posibles de l son $l = 0$, que corresponde al orbital 2s, y $l = 1$, que corresponde al orbital 2p.

Para $l = 1$, los valores posibles de m son $m = -1, 0, 1$.

Pero el último número cuántico no puede ser $s = -1$. Solo $s = +\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$.

b) (3, 0, 1, $\frac{1}{2}$) No es posible.

Para $n = 3$, los valores posibles de l son $l = 0$, que corresponde al orbital 3s, $l = 1$, que corresponde al orbital 3p, y $l = 2$, que corresponde al orbital 3d.

Para $l = 0$, el único valor posible de m es $m = 0$. No es posible $m = 1$.

3. Dados los elementos Na, C, Si y Ne, y justificando las respuestas:

Indica el número de electrones desapareados que presenta cada uno en el estado fundamental.

(A.B.A.U. extr. 19)

Solución:

Las configuraciones electrónicas de los estados fundamentales se construyen basándose en los principios de mínima energía, de exclusión de Pauli y la regla de máxima multiplicidad de Hund.

El principio de mínima energía dice que los electrones deben ir ocupando los orbitales en orden creciente de energía. El orden de energía de los orbitales puede verse en el diagrama de Möller, siguiendo el sentido de las flechas de arriba a abajo.

Quedaría:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p.

El principio de exclusión de Pauli establece que en un átomo no puede haber dos electrones con los mismos cuatro números cuánticos iguales.

Los tres primeros números cuánticos definen las propiedades del orbital atómico:

n: principal, indica el nivel de energía.

Los valores posibles son números enteros: $n = 1, 2, 3, \dots$

l: secundario, indica la forma del orbital.

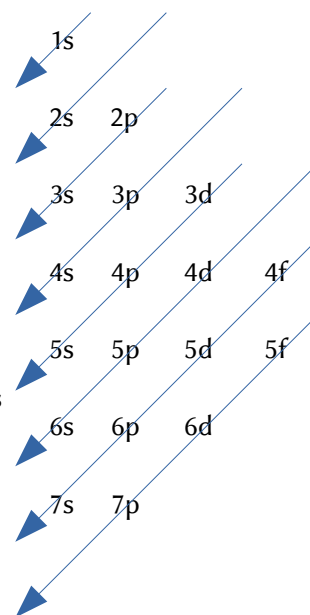
Los valores posibles son: $l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$.

m: magnético, indica la orientación del orbital.

Los valores posibles son: $m = -l, -l + 1, \dots, -1, 0, 1, \dots, l - 1, l$.

El último número cuántico:

s: spin, indica el sentido de giro del electrón. Los valores posibles son: $s = +\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$.



Las configuraciones electrónicas de los estados fundamentales serían:

Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

C: $1s^2 2s^2 2p^2$

Si: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$

El electrón 3s del sodio está desapareado.

La regla de máxima multiplicidad de Hund dice que los electrones del mismo subnivel tienden a disponerse con sus espines paralelos. Los dos electrones del subnivel 2p del carbono y del subnivel 3p del silicio estarán desapareados.

C: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$

Si: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 3p_y^1$

El átomo de neón no tiene ningún electrón desapareado.

4. ¿Es posible el siguiente conjunto de números cuánticos (1, 1, 0, $\frac{1}{2}$)?

(A.B.A.U. extr. 18)

Solución:

a) No.

Los tres primeros números cuánticos definen las propiedades del orbital atómico:

n: principal, indica el nivel de energía. Los valores posibles son números y enteros: $n = 1, 2, 3, \dots$

l: secundario, indica la forma del orbital. Los valores posibles son: $l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$.

m: magnético, indica la orientación del orbital. Los valores posibles son: $m = -l, -l + 1, \dots, -1, 0, 1, \dots, l - 1, l$.

El último número cuántico es:

s: spin, indica el sentido de giro del electrón. Los únicos valores posibles son: $s = +\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$.

Para $n = 1$, el único valor posible de **l** es $l = 0$ que corresponde al orbital 1s. No es posible (1, 1, 0, $\frac{1}{2}$).

5. a) Dados los orbitales atómicos 4s, 2d, 5f, 2p, 1p; razona cuáles no pueden existir.

(A.B.A.U. ord. 18)

Solución:

a) No pueden existir los orbitales 2d y 1p.

Los orbitales atómicos están definidos por tres números cuánticos:

n: principal, indica el nivel de energía. Los valores posibles son números y enteros: $n = 1, 2, 3, \dots$

l: secundario, indica la forma del orbital. Los valores posibles son: $l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$.

m: magnético, indica la orientación del orbital. Los valores posibles son: $m = -l, -l + 1, \dots, -1, 0, 1, \dots, l - 1, l$.

Para $n = 1$, el único valor posible de **l** es 0 que corresponden al orbital 1s. No existe el orbital 1p.

Para $n = 2$, los valores posibles de **l** son 0 y 1 que corresponden a los orbitales 2s y 2p. No existe el orbital 2d.

Para $n = 4$, los valores posibles de **l** son 0, 1, 2 y 3 que corresponden a los orbitales 4s, 4p, 4d y 4f.

Para $n = 5$, los valores posibles de **l** son 0, 1, 2, 3 y 4 que corresponden a los orbitales 5s, 5p, 5d, 5f y 5g.

6. Razone en qué grupo y en qué período se encuentra un elemento cuya configuración electrónica termina en $4f^{14} 5d^5 6s^2$

(A.B.A.U. ord. 17)

Solución:

Grupo 7, período 6. Es un elemento de transición.

Tiene dos electrones en el nivel 6 de energía, por lo que el elemento se encuentra en el sexto período.

Tiene 5 electrones 5 d, por lo que se encuentra en la quinta columna del bloque d, es decir, en el grupo 7. Es el renio.

7. Razona si puede haber en un mismo átomo electrones con los siguientes números cuánticos:

(2, 1, -1, $+\frac{1}{2}$); (2, 1, 0, $-\frac{1}{2}$); (2, 1, -1, $-\frac{1}{2}$) y (2, 1, 0, $+\frac{1}{2}$).

(P.A.U. sep. 16)

Solución:

Sí. Por el principio de exclusión de Pauli.

Los tres primeros números cuánticos definen las propiedades del orbital atómico:

n: principal, indica el nivel de energía. Los valores posibles son números y enteros: $n = 1, 2, 3, \dots$

l: secundario, indica la forma del orbital. Los valores posibles son: $l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$.

m: magnético, indica la orientación del orbital. Los valores posibles son: $m = -l, -l + 1, \dots, -1, 0, 1, \dots, l - 1, l$.

El último número cuántico es:

s: spin, indica el sentido de giro del electrón. Los únicos valores posibles son: $s = +\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$.

Para $n = 2$, los valores posibles de **l** son 0 y 1 que corresponden a los orbitales 2s y 2p.

Para $l = 1$, los valores posibles de **m** son $m = -1, 0, 1$, que corresponden a los orbitales 2p_x, 2p_y y 2p_z.

El principio de exclusión de Pauli dice que en un mismo átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

Todos los electrones del enunciado difieren en, al menos, un número cuántico.

8. Considerando el elemento alcalinotérreo del tercer período y el segundo elemento del grupo de los halógenos. Escribe sus configuraciones electrónicas y los cuatro números cuánticos posibles para el último electrón de cada elemento.

(P.A.U. jun. 11)

Solución:

En el sistema periódico vemos que el elemento alcalinotérreo del tercer período es el magnesio y el segundo elemento del grupo de los halógenos es el cloro.

Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ (3, 0, 0, $+\frac{1}{2}$) o (3, 0, 0, $-\frac{1}{2}$)

Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ (3, 1, 0, $+\frac{1}{2}$) o (3, 1, 1, $+\frac{1}{2}$) o (3, 1, -1, $+\frac{1}{2}$) o (3, 1, 0, $-\frac{1}{2}$) o (3, 1, 1, $-\frac{1}{2}$) o (3, 1, -1, $-\frac{1}{2}$)

9. Razona si son verdaderas o falsas las afirmaciones para las dos configuraciones que se indican a continuación correspondientes a átomos neutros:

A) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ B) $1s^2 2s^2 2p^6 5s^1$.

a) Las dos configuraciones corresponden a átomos diferentes.

b) Se necesita menos energía para arrancar un electrón de la B que de la A.

(P.A.U. jun. 10)

Solución:

Las dos configuraciones corresponden a átomos del mismo elemento, puesto que representan a átomos neutros con el mismo número de electrones (11)

La diferencia entre ellas es que la primera (A) corresponde al estado fundamental, ya que cumple los principios de mínima energía, y de exclusión de Pauli, mientras que la segunda (B) representa un estado excitado en el que el último electrón se encuentra en el 5.º nivel de energía en vez del 3.º que es lo que le corresponde.

La energía para arrancar un electrón de un átomo es igual a la diferencia entre la energía del electrón en el infinito menos la que posee correspondiente al nivel de energía en el que se encuentra.

$$\Delta E = E_{\infty} - E_i$$

Como la energía del 5.º nivel es mayor que la del 3.º nivel

$$E_5 > E_3$$

la energía necesaria para arrancar al electrón es menor.

$$\Delta E_5 = E_{\infty} - E_5 < E_{\infty} - E_3 = \Delta E_3$$

10. Considera la configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$

a) ¿A qué elemento corresponde?

b) ¿Cuál es su situación en el sistema periódico?

- c) Indica los valores de los números cuánticos del último electrón.
 d) Nombra dos elementos cuyas propiedades sean semejantes a las de este elemento.
 Razona las respuestas.

(P.A.U. jun. 04)

Solución:

a) Ni.

El número de electrones que contiene el elemento se obtiene sumando los números de los electrones que hay en cada orbital. Suponiendo que es neutro, ese número será igual al número de protones y, por tanto, a su número atómico:

$$2 \text{ (de } 1s^2) + 2 \text{ (de } 2s^2) + 6 \text{ (de } 2p^6) + 2 \text{ (de } 3s^2) + 6 \text{ (de } 3p^6) + 8 \text{ (de } 3d^8) + 2 \text{ (de } 4s^2) \\ Z = 28$$

El níquel es el elemento con número atómico 28.

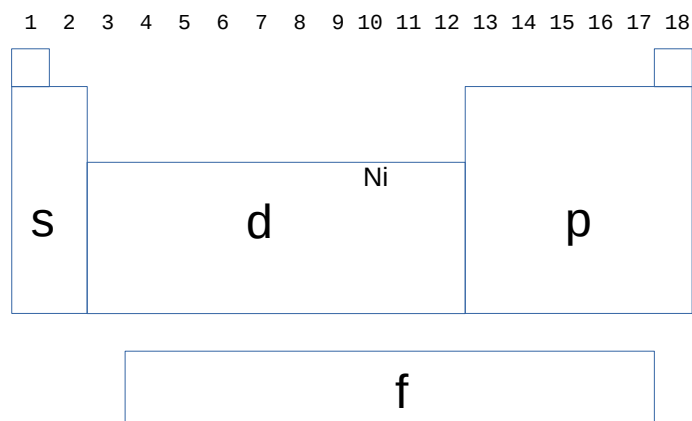
b) Grupo: 10, Período: 4. Elemento de transición.

El período de la tabla periódica coincide con el nivel más alto de energía de la configuración electrónica. En el caso del níquel es el 4s, que corresponde al 4.º nivel de energía, por lo que se encuentra en el período 4.

El grupo corresponde a la suma de los electrones de ese orbital y los siguientes, siempre que la configuración se escriba siguiendo el diagrama de Möller. Para el níquel, la configuración debería escribirse; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$.

El grupo sería: $2 \text{ (de } 4s^2) + 8 \text{ (de } 3d^8) = 10$.

Si consideramos la tabla periódica dividida en bloques por los tipos de orbital, el níquel se encuentra en el bloque d, que corresponde a los elementos de transición.



c) El último electrón en entrar en el átomo de níquel, siguiendo las reglas de mínima energía, es el $3d^8$.

El número cuántico principal $n = 3$, que indica el nivel de energía.

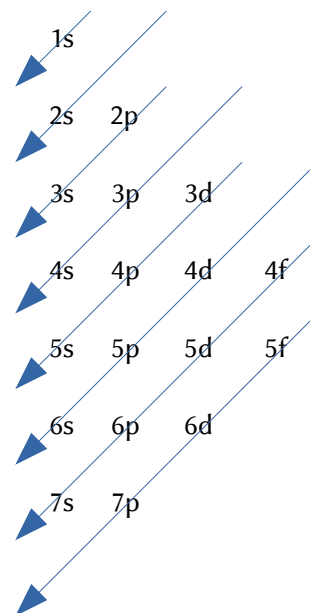
El número cuántico secundario es $l = 2$, que corresponde a un orbital d.

El número cuántico magnético m puede ser cualquiera de estos: $-2, -1, 0, 1$ y 2 , ya que no existe una regla para ir ocupando los orbitales de la misma energía por su orientación.

Si lo que consideran último electrón es el último que aparece en la configuración electrónica que dan en el enunciado: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$, entonces sería el $4s^2$. En ese caso los números cuánticos serían $(4, 0, 0, \pm\frac{1}{2})$.

d) En principio los elementos del mismo grupo (columna) de la tabla periódica tienen propiedades semejantes. Esto es válido para los elementos de los bloques s y p. Así tenemos que los metales alcalinos (grupo 1) pierden fácilmente un electrón, o que los gases nobles (grupo 18) son muy poco reactivos, en algunos casos inertes.

Pero el Pd y Pt, que están en la misma columna que el Ni, no tienen propiedades semejantes a él. No coinciden los estados de oxidación de los iones ni la reactividad, ni las propiedades magnéticas. El níquel tiene más semejanzas con sus vecinos cobalto y hierro.



11. Los elementos químicos A y B tienen número atómico 20 y 35, respectivamente. Indica razonadamente: Los iones más estables que formarán cada uno de ellos.

(P.A.U. jun. 09)

Solución:

Las configuraciones electrónicas de los elementos neutros son:

A ($Z = 20$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

B ($Z = 35$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

El elemento A perderá los 2 electrones del cuarto nivel de energía para alcanzar la configuración del gas noble más próximo. Formará el ion A^{2+} .

El elemento B ganará 1 electrón para completar el cuarto nivel de energía y alcanzar la configuración del gas noble más próximo. Formará el ion B^- .

● **Propiedades periódicas**

1. Dados los elementos A y B con números atómicos 19 y 35, respectivamente:
- a) Escribe sus configuraciones electrónicas y razone cuál tiene mayor radio y cuál posee mayor afinidad electrónica.

(A.B.A.U. extr. 22)

Solución:

Las configuraciones electrónicas de los elementos neutros son:

A ($Z = 19$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

B ($Z = 35$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

El radio atómico de un elemento se define como la mitad de la distancia internuclear en la molécula diatómica (si forma moléculas diatómicas) o de la distancia entre dos átomos en la estructura cristalina.

Las predicciones de la variación de radio atómico a lo largo de un período se basan en el efecto de la fuerza de atracción que ejerce la carga nuclear sobre los electrones externos haciendo que se aproximen al núcleo y den un tamaño menor.

Como regla sencilla, se dice que el radio atómico aumenta en un período de la tabla periódica hacia la izquierda.

Los elementos A ($Z = 19$) y B ($Z = 35$) se encuentran en el período 4º período. El elemento A queda más a la izquierda y tendrá un radio mayor.

La afinidad electrónica es la energía que se desprende cuando un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental captan un mol de electrones para dar iones mononegativos gaseosos. Es tanto mayor cuanto más próxima a la estructura electrónica de gas noble sea la estructura electrónica del átomo.

El elemento B está en el grupo 17, al lado de los gases nobles. Es el que posee la mayor afinidad electrónica.

2. Para los elementos A, B y C de números atómicos 7, 9 y 37, respectivamente, ordénalos de mayor a menor radio atómico e indica cuál tendrá más tendencia a captar un electrón para formar un anión. Justifique la respuesta.

(A.B.A.U. extr. 21)

Solución:

El radio atómico de un elemento se define como la mitad de la distancia internuclear en la molécula diatómica (si formase moléculas diatómicas) o de la distancia entre dos átomos en la estructura cristalina.

Las predicciones de la variación de radio atómico a lo largo de un período se basan en el efecto de la fuerza de atracción que ejerce la carga nuclear sobre los electrones externos haciendo que se aproximen al núcleo y den un tamaño menor.

Como regla sencilla, se dice que el radio atómico aumenta en un período de la tabla periódica hacia la izquierda.

Los elementos A ($Z = 7$) y B ($Z = 9$) se encuentran en el mismo 2.º periodo. El elemento A queda más a la izquierda y tendrá un radio mayor.

En un grupo, el radio atómico aumenta hacia abajo, porque los átomos tienen niveles de energía más externos y más alejados de núcleo.

El elemento C ($Z = 37$) se encuentra en el periodo 5. Queda mucho más abajo que los otros y tendrá un radio mayor.

$$r(C) > r(A) > r(B)$$

La tendencia a captar un electrón para formar un anión se mide por la afinidad electrónica, que es la energía que se desprende cuando un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental captan un mol de electrones para dar iones mononegativos gaseosos. Es tanto mayor cuanto más próxima a la estructura electrónica de gas noble sea la estructura electrónica del átomo.

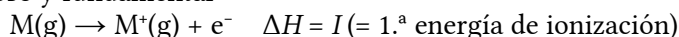
El elemento B ($Z = 9$) se encuentra justo a la izquierda de un gas noble. Tiene la mayor tendencia a coger un electrón para conseguir la estructura de gas noble. Es el que tiene la mayor afinidad electrónica.

3. Dados los elementos Na, C, Si y Ne, y justificando las respuestas: Ordénalos de menor a mayor primer potencial de ionización.

(A.B.A.U. extr. 19)

Solución:

La primera energía de ionización es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo a un mol de elemento en estado gaseoso y fundamental



Es una propiedad periódica. Disminuye al descender en un grupo, debido al aumento del radio atómico.

$$I(\text{Si}) < I(\text{C})$$

Aumenta hacia la derecha en el período, por la disminución del radio atómico y el aumento de la carga nuclear.

$$I(\text{Na}) < I(\text{Si})$$

$$I(\text{C}) < I(\text{Ne})$$

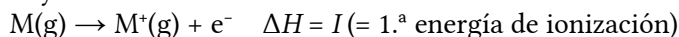
El orden final es:

$$I(\text{Na}) < I(\text{Si}) < I(\text{C}) < I(\text{Ne})$$

4. Ordena razonadamente de menor a mayor primera energía de ionización, los átomos Al, B, C, K y Na.
(A.B.A.U. ord. 18)

Solución:

La primera energía de ionización es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo a un mol de elemento en estado gaseoso y fundamental



Es una propiedad periódica. Disminuye a medida que se desciende en un grupo debido al aumento del radio atómico.

$$I(\text{K}) < I(\text{Na})$$

$$I(\text{Al}) < I(\text{B})$$

Aumenta hacia la derecha en el período por la disminución del radio atómico y el aumento de la carga nuclear.

$$I(\text{B}) < I(\text{C})$$

$$I(\text{Na}) < I(\text{Al})$$

El orden final es:

$$I(\text{K}) < I(\text{Na}) < I(\text{Al}) < I(\text{B}) < I(\text{C})$$

5. Razonando la respuesta, ordena los elementos C, F y Li según los valores crecientes de su afinidad electrónica.

(A.B.A.U. extr. 20)

Solución:

La afinidad electrónica es la energía que se desprende cuando un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental captan un mol de electrones para dar iones mononegativos gaseosos. Es tanto mayor cuanto más próxima a la estructura electrónica de gas noble sea la estructura electrónica del átomo. Los tres átomos están en el mismo período.

El flúor tiene la mayor tendencia a coger un electrón para conseguir la estructura de gas noble. Es el que tiene la mayor afinidad electrónica.

El litio está tan lejos de los gases nobles que no tiene sentido pensar que pueda captar los electrones necesarios para alcanzar la estructura de un gas noble.

El carbono se encuentra una situación intermedia, por lo que el orden será:

$$A(\text{Li}) < A(\text{C}) < A(\text{F})$$

6. Indica razonadamente para el par de átomos: Mg y S, cuál es el elemento de mayor radio y cuál posee mayor afinidad electrónica.

(A.B.A.U. extr. 17)

Solución:

El magnesio tiene mayor radio que el azufre.

El radio atómico de un elemento se define como la mitad de la distancia internuclear en la molécula diatómica (si forma moléculas diatómicas) o de la distancia entre dos átomos en la estructura cristalina.

Las predicciones de la variación de radio atómico al largo de un período se basan en el efecto de la fuerza de atracción que ejerce la carga nuclear sobre los electrones externos haciendo que se aproximen al núcleo y den un tamaño menor.

Como regla sencilla, se dice que el radio atómico aumenta en un período de la tabla periódica hacia la izquierda.

El azufre tiene mayor afinidad electrónica.

La afinidad electrónica es la energía que se desprende cuando un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental captan un mol de electrones para dar iones mononegativos gaseosos. Es tanto mayor cuanto más próxima a la estructura electrónica de gas noble sea la estructura electrónica del átomo. Los dos átomos están en el mismo período.

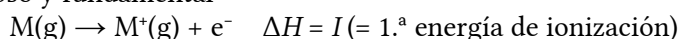
El magnesio está tan lejos de los gases nobles que no tiene sentido pensar que habría podido captar los electrones necesarios para alcanzar la estructura de un gas noble.

7. Ordena de forma creciente la primera energía de ionización de Li, Na y K. Razona la respuesta.

(A.B.A.U. ord. 17)

Solución:

La primera energía de ionización es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo a un mol de elemento en estado gaseoso y fundamental



Es una propiedad periódica. Disminuye a medida que se baja en el grupo debido al aumento del radio atómico.

$$I(\text{K}) < I(\text{Na}) < I(\text{Li})$$

8. a) Dados los siguientes elementos: B, O, C y F, ordénalos en orden creciente según el primer potencial de ionización. Razona la respuesta.
 b) Agrupa las especies que son isoelectrónicas: O^{2-} , C, F^{-} , Na^{+} , Ge^{2+} , B^{-} , Zn. Razona la respuesta.
 (P.A.U. jun. 14)

Solución:

a) La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo a cada átomo de un mol de átomos de un elemento en fase gaseosa y en estado fundamental.

Corresponde a la entalpía del proceso: $A(g) \rightarrow A^{+}(g) + e^{-}$ $\Delta H = I$ (= Energía de ionización)

Es una propiedad periódica. Aumenta a medida que se avanza en el período hasta hacerse máxima para los gases nobles, debido al aumento de la carga nuclear efectiva y la disminución del radio atómico.

$$I(B) < I(C) < I(O) < I(F)$$

b) Las especies isoelectrónicas son las que tienen el mismo número de electrones. Para un átomo neutro, el número de electrones es igual al número de protones que se indica en el número atómico. Los iones positivos han perdido tantos electrones como indica su carga y los negativos han ganado electrones.

Los números atómicos y número de electrones de cada especie se muestra en la siguiente tabla:

Especie	O^{2-}	C	F^{-}	Na^{+}	Ge^{2+}	B^{-}	Zn
Número atómico	8	6	9	11	32	5	30
Número de electrones	10	6	10	10	30	6	30

Por tanto son isoelectrónicos:

Los iones óxido (O^{2-}), fluoruro (F^{-}) y sodio (Na^{+}) con 10 electrones.

El carbono (C) y el ion boruro(1-) (B^{-}), con 6 electrones.

El cinc (Zn) y el ion germanio(II) (Ge^{2+}) con 30 electrones.

9. Indica razonadamente:

- a) Para el par de átomos: sodio y magnesio, cuál posee mayor potencial de ionización.
 b) Para el par de átomos: yodo y cloro, cuál posee mayor afinidad electrónica.

(P.A.U. sep. 10)

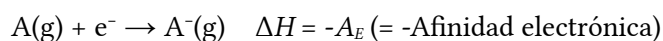
Solución:

a) La primera energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental para dar iones monopositivos gaseosos.

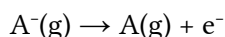
Será más fácil arrancar un electrón a un átomo cuando el ion formado adquiere la configuración electrónica de un gas noble. Por eso el sodio es el que posee la menor primera energía de ionización y menor potencial de ionización.



b) La afinidad electrónica es la energía que se desprende cuando un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental captan un mol de electrones para dar iones mononegativos gaseosos. Es tanto mayor cuanto más próxima a la estructura electrónica de gas noble sea la estructura electrónica del átomo. En ese sentido ambos átomos están en el mismo grupo. La diferencia habrá que explicarla en función de su radio atómico (o iónico). El proceso relacionado con la afinidad electrónica es:



Y si pensamos en el proceso contrario,



se puede ver que es mucho más fácil arrancarle un electrón a un ion cuanto mayor sea su radio, puesto que el electrón se encuentra más alejado del núcleo positivo. Se podría decir que el ion yoduro tiene mayor ten-

dencia a perder su electrón que el ion cloruro. Volviendo al proceso de captura de un electrón, el cloro es más electronegativo porque tiene mayor tendencia a aceptar un electrón.

10. Los elementos A, B, C y D tienen números atómicos 10, 15, 17 y 20, respectivamente. Indica:
- ¿Cuál tiene mayor potencial de ionización y cuál mayor radio atómico?
 - La configuración electrónica de A, B, C⁻ y D²⁺.
- Razona las respuestas.

(P.A.U. sep. 12)

Solución:

a) La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo a cada átomo de un mol de átomos de un elemento en fase gaseosa y en estado fundamental.

Corresponde a la entalpía del proceso: $A(g) \rightarrow A^+(g) + e^- \quad \Delta H = I (= \text{Energía de ionización})$

Es una propiedad periódica. Aumenta a medida que se avanza en el período hasta hacerse máxima para los gases nobles, debido al aumento de la carga nuclear efectiva y la disminución del radio atómico.

Para átomos del mismo grupo, disminuye al aumentar el radio atómico. El radio atómico aumenta con el número de niveles de energía.

Como regla sencilla, se dice que la energía de ionización aumenta en la tabla periódica hacia arriba y hacia la derecha. Como los elementos son Ne, P, Cl y Ca, el que se encuentra más arriba y a la derecha es el neón.

Respuesta: A

El radio atómico de un elemento se define como la mitad de la distancia internuclear en la molécula diatómica (si forma moléculas diatómicas) o de la distancia entre dos átomos en la estructura cristalina.

Las predicciones de la variación de radio atómico a lo largo de un período se basan en el efecto de la fuerza de atracción que ejerce la carga nuclear sobre los electrones externos haciendo que se aproximen al núcleo y den un tamaño menor.

Como regla sencilla, se dice que el radio atómico aumenta en la tabla periódica hacia abajo y hacia la izquierda. Como los elementos son Ne, P, Cl y Ca, el que se encuentra más abajo y a la izquierda es el calcio.

Respuesta: D

- | | | |
|----|---|--|
| b) | A: Z = 10. Neutro $\Rightarrow$ 10 electrones. | A: $1s^2 2s^2 2p^6$ |
| | B: Z = 15. Neutro $\Rightarrow$ 15 electrones: | B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ |
| | C ⁻ : Z = 17. Ion negativo $\Rightarrow$ 18 electrones: | C ⁻ : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ |
| | D ²⁺ : Z = 20. Ion dipositivo $\Rightarrow$ 18 electrones: | D ²⁺ : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ |

Las configuraciones electrónicas de los estados fundamentales se construyen basándose en los principios de mínima energía, de exclusión de Pauli y la regla de máxima multiplicidad de Hund.

11. Para los siguientes átomos: cloro, sodio y neón, escribe la configuración electrónica y razona a cuál de ellos será más fácil arrancarle un electrón.

(P.A.U. sep. 14)

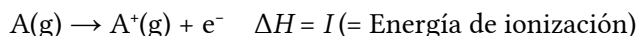
Solución:

$^{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

$^{11}\text{Na}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

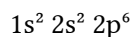
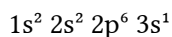
$^{10}\text{Ne}: 1s^2 2s^2 2p^6$

La primera energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental para dar iones monopositivos gaseosos.



Será más fácil arrancar un electrón a un átomo cuando el ion formado adquiere la configuración electrónica de un gas noble. Por eso el sodio es el que posee la menor primera energía de ionización y menor potencial de ionización.





En los demás casos no ocurre esto. Además, en el caso del neón la energía de ionización es muy alta porque se destruye la configuración electrónica de gas noble.

12. Indica si la siguiente propuesta es verdadera o falsa y justifica tu respuesta: Los halógenos tienen las primeras energías de ionización y afinidades electrónicas altas.

(P.A.U. jun. 16)

Solución:

Verdadera

La primera energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental para dar iones monopositivos gaseosos.

Los gases nobles tienen configuraciones electrónicas estables y las mayores energías de ionización.

Será más fácil arrancar un electrón a un átomo cuando el ion formado adquiere la configuración electrónica de un gas noble y más difícil cuanto más se diferencie de ella. Por eso los halógenos tienen primeras energías de ionización altas.

La afinidad electrónica es la energía que se desprende cuando un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental captan un mol de electrones para dar iones mononegativos gaseosos. Es tanto mayor cuanto más próxima a la estructura electrónica de gas noble sea la estructura electrónica del átomo. Como los halógenos son los elementos más próximos a los gases nobles, tendrán afinidades electrónicas altas.

13. Indica razonadamente si las siguientes afirmaciones son correctas:

- a) El radio atómico de los elementos de un grupo disminuye al aumentar el número atómico.
- b) El elemento más electronegativo es el flúor.

(P.A.U. jun. 16)

Solución:

a) Incorrecta.

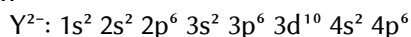
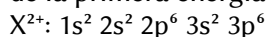
El radio atómico de un elemento se define como la mitad de la distancia internuclear en la molécula diatómica (si forma moléculas diatómicas) o de la distancia entre dos átomos en la estructura cristalina.

El radio atómico aumenta en un grupo al aumentar el número atómico (hacia abajo). Cada elemento tiene un nivel de energía más que el elemento situado encima de él con los electrones cada vez más alejados del núcleo.

b) Correcta.

La electronegatividad mide la tendencia de un átomo a tirar hacia sí del par de electrones de enlace. Está relacionada con la energía de ionización, que mide la dificultad de arrancar un electrón de un átomo, y la afinidad electrónica, que mide la tendencia a coger electrones. Aunque los gases nobles tienen las mayores energías de ionización, no tienen tendencia a coger electrones. Los halógenos son los elementos con mayor tendencia a coger electrones. El flúor, debido a su pequeño tamaño, tiene la mayor tendencia a coger electrones y tiene una energía de ionización más alta que la del resto de los halógenos. Es el elemento más electronegativo.

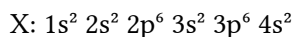
14. A partir de las siguientes configuraciones electrónicas escribe las configuraciones electrónicas de los átomos neutros de los que proceden estos iones y razona qué elemento presentará el valor más bajo de la primera energía de ionización:



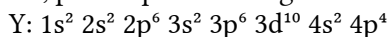
(P.A.U. sep. 16)

Solución:

X tiene 2 electrones más que el ion X^{2+} , por lo que su configuración electrónica será:



Y tiene 2 electrones menos que el ion Y^{2-} , por lo que su configuración electrónica será:



La primera energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental para dar iones monopositivos gaseosos.

Los dos elementos se encuentran en el mismo (4.º) período, pero el elemento Y tiene mayor carga nuclear por lo que tiene mayor energía de ionización. Por tanto, el elemento X presentará el valor más bajo de la primera energía de ionización.

15. De cada una de las siguientes parejas de elementos: Li y B; Na y Cs; Si y Cl; C y O; Sr y Se; indica razonadamente qué elemento (dentro de cada pareja) tendrá:
- Mayor radio atómico.
 - Mayor potencial de ionización.
 - Mayor afinidad electrónica.
 - Mayor electronegatividad.
 - Mayor carácter metálico.

(P.A.U. sep. 04)

Solución:

[illegible]

- a) Mayor radio atómico.

A medida que nos desplazamos hacia la derecha en un período, el radio atómico disminuye, ya que aumenta el número de protones del núcleo y la fuerza de atracción sobre los electrones.

Al desplazarnos hacia abajo en un grupo, el radio atómico aumenta porque también aumenta el número de niveles de energía.

Li. (Li y B se encuentran en el mismo período).

Cs. (Na y Cs se encuentran en el mismo grupo).

Si. (Si y Cl se encuentran en el mismo período).

C. (C y O se encuentran en el mismo período).

Sr. (El Sr se encuentra en un período más abajo y el selenio se encuentra situado más a la derecha).

- b) Mayor potencial de ionización.

La primera energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental para dar iones monopositivos gaseosos.

En cada período aumenta hacia la derecha, con el aumento de la carga nuclear, aunque hay ciertas excepciones debidas a la configuración electrónica.

En cada grupo disminuye hacia abajo, porque los últimos electrones se encuentran en los niveles de mayor energía y se necesita menos para extraerlos del átomo.

B. (Li y B se encuentran en el mismo período).

Na. (Na y Cs se encuentran en el mismo grupo).

Cl. (Si y Cl se encuentran en el mismo período).

O. (C y O se encuentran en el mismo período).

Se. (El Sr se encuentra en un período más abajo y el selenio se encuentra situado más a la derecha).

c) Mayor afinidad electrónica.

La afinidad electrónica es la energía que se desprende cuando un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental captan un mol de electrones para dar iones mononegativos gaseosos.

Es tanto mayor cuanto más próxima a la estructura electrónica de gas noble sea la estructura electrónica del átomo. En la tabla periódica aumenta hacia arriba (en el grupo) y hacia la derecha (en el período), a excepción de los gases nobles.

Como en los elementos del enunciado no hay ningún gas noble, los resultados son los mismos que en el apartado anterior,

d) Mayor electronegatividad.

La electronegatividad mide la tendencia de un átomo a tirar hacia sí del par de electrones de enlace. Está relacionada con la energía de ionización, que mide la dificultad de arrancar un electrón de un átomo, y con la afinidad electrónica, que mide la tendencia a coger electrones.

La variación en la tabla periódica es semejante a la de la electronegatividad, por lo que los resultados son los mismos que en los dos apartados anteriores.

e) Mayor carácter metálico.

El carácter metálico puede ser medido por la facilidad de perder electrones.

La forma en que varía sería la opuesta a la de la energía de ionización y parecida a la del radio atómico. Por tanto, los resultados son los mismos que los del apartado a.

Rta.: a) y e) Li; Cs; Si; C; Sr. b), c) y d) B; Na; Cl; O; Se.

16. Dados los átomos y iones siguientes: ion cloruro, ion sodio y neón:

a) Escribe la configuración electrónica de los mismos.

b) Justifica cuál de ellos tendrá un radio mayor.

c) Razona a cuál de ellos será más fácil arrancarle un electrón.

(P.A.U. jun. 05)

Solución:

a) $\text{Cl}^- (= [\text{Ar}]):$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 $\text{Na}^+ = [\text{Ne}]:$ $1s^2 2s^2 2p^6$

b) El Cl^- tendrá el mayor radio porque tiene más niveles de energía y, además, carga negativa.

c) Todos tienen la configuración electrónica estable de un gas noble. El más fácil de arrancarle un electrón será el Cl^- , porque tiene mayor radio y queda neutro, mientras los otros son menores y quedan con carga +.

17. Dados los iones Cl^- y K^+ :

a) Escribe sus configuraciones electrónicas e indica los posibles números cuánticos de sus electrones más externos.

b) Razona cuál de ellos tiene mayor radio.

(P.A.U. sep. 05)

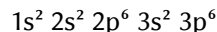
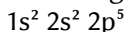
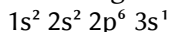
Solución:

a) Las configuraciones electrónicas del Cl^- y del K^+ son las mismas e iguales a la del Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Los números cuánticos de los electrones 3s son: $(3, 0, 0, +\frac{1}{2})$ y $(3, 0, 0, -\frac{1}{2})$.

Los números cuánticos de los electrones 3p son: $(3, 1, m, s)$, donde m puede ser $-1, 0$ ó $+1$ y s $+\frac{1}{2}$ ó $-\frac{1}{2}$.

b) El Cl^- tendrá el mayor radio porque tiene más electrones que protones y es mayor la repulsión entre los electrones.

18. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas asignadas a átomos en estado fundamental:



a) ¿A qué elementos corresponden?

b) ¿Cuál será el más electronegativo? Razona las respuestas.

(P.A.U. sep. 06)

Solución:

a) En los átomos neutros, el número de electrones es igual al número atómico.

El número de electrones que contiene un elemento se obtiene sumando los números de los electrones que hay en cada orbital.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$: $Z = 2 \text{ (de } 1s^2) + 2 \text{ (de } 2s^2) + 6 \text{ (de } 2p^6) + 1 \text{ (de } 3s^1) = 11.$ Na

$1s^2 2s^2 2p^5$: $Z = 2 \text{ (de } 1s^2) + 2 \text{ (de } 2s^2) + 5 \text{ (de } 2p^5) = 9.$ F

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$: $Z = 2 \text{ (de } 1s^2) + 2 \text{ (de } 2s^2) + 6 \text{ (de } 2p^6) + 2 \text{ (de } 3s^2) + 6 \text{ (de } 3p^6) = 18.$ Ne

b) El F es el elemento más electronegativo que existe porque es que tiene mayor tendencia a tirar hacia sí del par de electrones de enlace.

19. Considera la familia de los elementos alcalinos.

a) ¿Cuál es la configuración electrónica más externa común para estos elementos?

b) ¿Cómo varía el radio atómico en el grupo y por qué? Justifica las respuestas.

(P.A.U. jun. 15, jun. 07)

Solución:

a) Los elementos alcalinos son los que se encuentran en el grupo 1 de la tabla periódica por debajo del hidrógeno. Son: Li, Na, K, Rb, Cs y Fr.

Su configuración electrónica termina en ns^1 , donde n es el período en el que se encuentra cada elemento.

Por ejemplo, la configuración electrónica del litio ($Z = 3$) es: $1s^2 2s^1$. El Li se encuentra en el 2.º período.

La del cesio ($Z = 55$) es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$. El Cs se encuentra en el 6.º período.

b) El radio atómico en el grupo aumenta hacia abajo porque el radio de los orbitales aumenta con el número cuántico principal que corresponde al período.

20. Indica justificando la respuesta, si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:

a) El ion Ba^{2+} tiene configuración de gas noble.

b) El radio del ion I^- es mayor que el del átomo de I.

(P.A.U. jun. 08)

Solución:

a) Cierta.

La configuración electrónica del Ba es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$, que se puede escribir $[\text{Xe}] 6s^2$. La del ion Ba^{2+} , con dos electrones menos, es la del Xenón.

b) Cierta.

El ion I^- tiene un electrón más que el átomo neutro. Esto hace que la fuerza de repulsión entre los electrones sea mayor y la distancia de equilibrio sea mayor que cuando era neutro.

21. Ordena de menor a mayor y de manera razonada los siguientes elementos: sodio, aluminio, silicio, fósforo y cloro, según:

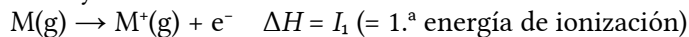
a) El primer potencial de ionización.

b) El radio atómico.

(P.A.U. jun. 12)

Solución:

a) La primera energía de ionización es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo a un mol de elemento en estado gaseoso y fundamental



y depende de la carga efectiva sobre el electrón y de la estabilidad de la configuración electrónica.

La carga efectiva se calcula restándole a la carga nuclear el efecto de apantallamiento que producen los electrones más internos. El apantallamiento de las capas completas es completo, el de los electrones s es algo menor y el de los electrones p todavía más pequeño.

La configuración más estable es la de un gas noble. También es estable, pero menos, la configuración de un grupo de orbitales del nivel y subnivel (mismos números cuánticos n y l) totalmente ocupados, que es más estable que una distribución de orbitales equivalentes semioocupados.

Las configuraciones electrónicas de los elementos son:

Na: [Ne] $3s^1$

Al: [Ne] $3s^2 3p^1$

Si: [Ne] $3s^2 3p^2$

P: [Ne] $3s^2 3p^3$

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

La carga efectiva sobre el último electrón del sodio es 1. El último electrón del aluminio estará sometido a una carga efectiva algo mayor, ya que los electrones s no consiguen un apantallamiento tan efectivo. En los demás elementos es todavía mayor porque el apantallamiento de los electrones p es menor que el de los electrones s y va aumentando con la carga nuclear.

Por este efecto, el orden es: Na, Al, Si, P, Cl.

Pero como el fósforo tiene una estructura con los orbitales p semioocupados, es más estable que la de sus vecinos, por lo que su energía de ionización es mayor que la de ellos.

Así que finalmente, el orden debería ser: Na, Al, Si, Cl, P.

(Sin embargo, si se consultan los datos, resulta que el Cl tiene una energía de ionización bastante mayor que la del fósforo, por lo que esta predicción es incorrecta. La carga efectiva es un factor más decisivo que la configuración de orbitales semioocupados y la primera ordenación es la correcta).

b) El radio atómico de un elemento se define como la mitad de la distancia internuclear en la molécula diatómica (si forma moléculas diatómicas) o de la distancia entre dos átomos en la estructura cristalina.

Las predicciones de la variación de radio atómico a lo largo de un período se basan en el efecto de la fuerza de atracción que ejerce la carga nuclear sobre los electrones externos haciendo que se aproximen al núcleo y den un tamaño menor. Como la carga nuclear aumenta con el número atómico, el radio menor será el del cloro. El orden será: Cl, P, Si, Al y Na.

22. Los números atómicos del oxígeno, del flúor y del sodio son 8, 9 y 11, respectivamente. Razona:

a)Cuál de los tres elementos tendrá un radio atómico mayor.

b) Si el radio del ion fluoruro será mayor o menor que el radio atómico del flúor.

(P.A.U. jun. 13)

Solución:

a) El radio atómico de un elemento se define como la mitad de la distancia internuclear en la molécula diatómica (si forma moléculas diatómicas) o de la distancia entre dos átomos en la estructura cristalina.

Las configuraciones electrónicas de los elementos son:

O: $1s^2 2s^2 2p^4$

F: $1s^2 2s^2 2p^5$

Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

El radio atómico aumenta con el número de niveles ocupados. Como el sodio tiene un nivel más que los otros, el radio mayor será el del Na.

b) El ion fluoruro tiene un electrón más que el átomo de flúor, por lo que la repulsión entre los electrones será mayor y se alejarán más del núcleo. El radio del ion fluoruro será mayor que el del átomo de flúor.

23. Indica razonadamente si las siguientes afirmaciones son correctas.

a) La primera energía de ionización del cesio es mayor que la del bario.

b) El potasio tiene un radio atómico menor que el bromo.

(P.A.U. jun. 15)

Solución:

a) Falsa

La primera energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental para dar iones monopositivos gaseosos. Será más fácil arrancar un electrón a un átomo cuando el ion formado adquiere la configuración electrónica de un gas noble. Por eso el cesio es el que posee la menor primera energía de ionización.



b) Falsa

El radio atómico de un elemento se define como la mitad de la distancia internuclear en la molécula diatómica (si forma moléculas diatómicas) o de la distancia entre dos átomos en la estructura cristalina.

Las predicciones de la variación de radio atómico a lo largo de un período se basan en el efecto de la fuerza de atracción que ejerce la carga nuclear sobre los electrones externos haciendo que se aproximen al núcleo y den un tamaño menor. Como la carga nuclear aumenta con el número atómico, el radio menor será el del potasio.

Cuestiones y problemas de las [Pruebas de evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad](#) (A.B.A.U. y P.A.U.) en Galicia.

[Respuestas](#) y composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) de [LibreOffice](#) u [OpenOffice](#) del mismo autor.

Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.

Se procuró seguir las [recomendaciones](#) del Centro Español de Metrología (CEM)

Actualizado: 16/07/22

Sumario

ÁTOMOS

<u>CUESTIONES</u>	1
<u>Orbitales atómicos. Números cuánticos. Sistema periódico</u>	1
<u>Propiedades periódicas</u>	6

Índice de probas A.B.A.U. y P.A.U.

2004.....	
1. (jun.).....	5
2. (sep.).....	13
2005.....	
1. (jun.).....	14
2. (sep.).....	14
2006.....	
2. (sep.).....	15
2007.....	
1. (jun.).....	15
2008.....	
1. (jun.).....	15
2009.....	
1. (jun.).....	6
2010.....	
1. (jun.).....	4
2. (sep.).....	10
2011.....	
1. (jun.).....	4
2012.....	
1. (jun.).....	16
2. (sep.).....	11
2013.....	
1. (jun.).....	16
2014.....	
1. (jun.).....	10
2. (sep.).....	11
2015.....	
1. (jun.).....	15, 17
2016.....	
1. (jun.).....	12
2. (sep.).....	3, 12
2017.....	
1. (ord.).....	3, 9
2. (extr.).....	9
2018.....	
1. (ord.).....	3, 8
2. (extr.).....	3
2019.....	
2. (extr.).....	2, 8
2020.....	
2. (extr.).....	9
2021.....	
1. (ord.).....	2
2. (extr.).....	6
2022.....	
1. (ord.).....	1
2. (extr.).....	6