

ESTRUCTURA ATÓMICA Y CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

◆ CUESTIONES

● NÚMEROS CUÁNTICOS

1. a) Indica el significado de los números cuánticos que caracterizan a un electrón.
b) Escribe los cuatro números cuánticos correspondientes a cada uno de los electrones 2p del átomo de carbono.

(P.A.U. Set. 02)

Solución:

a) n : número cuántico principal. Determina el valor de la energía del electrón. En el modelo de Bohr, la energía de un electrón en un átomo de hidrógeno viene dada por $E_n = -A / n^2$. También determina el tamaño del orbital (la distancia al núcleo a la que es más probable encontrar al electrón). Puede valer 1, 2, etc.
 l : número cuántico azimutal o secundario. Determina la forma del orbital (y el valor del momento angular del electrón). Puede valer desde 0 hasta $n - 1$.
 m : número cuántico magnético: Determina la orientación del orbital. En el caso de los orbitales p, las orientaciones son a lo largo de los tres ejes, y esto da lugar a los tres orbitales p_x , p_y y p_z . Puede valer desde $-l$ hasta $+l$.

Esos tres números cuánticos se refieren al orbital.

El cuarto número cuántico s o de spin, determina el sentido de giro del electrón alrededor de su eje. Puede valer $-\frac{1}{2}$ o $+\frac{1}{2}$.

b) La configuración electrónica del átomo de carbono en el estado fundamental es: $(1s)^2 (2s)^2 (2p_x)^1 (2p_y)^1$
 Como están en el segundo nivel de energía el valor de $n = 2$ para ambos.
 También se encuentran en el subnivel p. Esto indica que el valor del número cuántico azimutal es 1 (sería 0 para los orbitales s, 1 para los p, 2 para los d y 3 para los orbitales f)
 El número cuántico magnético depende de la orientación. Para $l = 1$, m sólo puede valer -1 , 0 ó $+1$. Como los ejes X , Y y Z son arbitrarios, diremos que el valor de m será uno cualquiera de los valores permitidos de m para el orbital p_x (por ejemplo, -1) y cualquiera de los otros dos para el p_y (p. ej. 0)
 Por la regla de Hund los espines de ambos electrones tienen que ser paralelos. Si asignamos el valor $+\frac{1}{2}$ a uno de ellos, el otro también tendrá el mismo valor de s .
 $(2p_x)^1 (2, 1, -1, +\frac{1}{2})$; $(2p_y)^1 (2, 1, 0, +\frac{1}{2})$

2. a) ¿Puede haber en un mismo átomo electrones de números cuánticos: $(2, 1, -1, \frac{1}{2})$; $(2, 1, 0, -\frac{1}{2})$; $(2, 1, -1, -\frac{1}{2})$ y $(2, 1, 0, \frac{1}{2})$? ¿En qué principio te basas?
 b) Indica el nivel de energía y el orbital al que pertenecen los dos primeros electrones del apartado anterior.
 c) ¿Qué se entiende por estructura fundamental de un átomo? ¿La estructura electrónica $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6 (4p)^1$ es fundamental? ¿Por qué? Razona las contestaciones.

(P.A.U. Set. 03)

Rta.: a) Sí. Principio de exclusión de Pauli. b) $2p_x$ y $2p_y$; c) Mínima energía. No. $E(4s) < E(4p)$

● CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

1. Indica la estructura electrónica de los elementos cuyos números atómicos son: 11, 12, 13, 15 y 17.

(P.A.U. Jun. 03)

Rta.: 11: $[\text{Ne}] (3s)^1$; 12: $[\text{Ne}] (3s)^2$; 13: $[\text{Ne}] (3s)^2 (3p_x)^1$; 15: $[\text{Ne}] (3s)^2 (3p_x)^1 (3p_y)^1 (3p_z)^1$;
 17: $[\text{Ne}] (3s)^2 (3p_x)^2 (3p_y)^2 (3p_z)^1$

2. Dados los elementos A, B y C de números atómicos 11, 13 y 17, respectivamente, razona:

- a) Su configuración electrónica.
b) Número de electrones en su capa de valencia.

(P.A.U. Set. 96)

Solución:

a) A: $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^1$ B: $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^1$ C: $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^5$

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.

b) En todos los casos, la capa de valencia es la 3, de forma que:

A: $(3s)^1$: 1 B: $(3s)^2 (3p)^1$: 3 C: $(3s)^2 (3p)^5$: 7

3. 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 $(3, 1, -1, -\frac{1}{2})$

4. 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 incluso elemento puesto que representan a átomos neutros con el incluso número de electrones (11)

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

$$E_5 > E_3$$

la energía necesaria para arrancar al electrón es menor.

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

5. 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)

Rta.: a) Ni; b) Grupo: 10, Período: 4. Metal transición;

c) $(4s)^2: (4, 0, 0, \pm\frac{1}{2})$ ó $(3d)^8: (3, 2, m, \pm\frac{1}{2}); m \in \{0, \pm 1, \pm 2\}$; d) Pd y Pt

6. Los elementos químicos A y B tienen número atómico 20 y 35, respectivamente. Indica razonadamente:

a) Los iones más estables que formarán cada uno de ellos.

(P.A.U. Jun. 09)

Solución:

a) 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 ión 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 ión B^- .

7. El hierro forma dos cationes estables con estados de oxidación +2 y +3 ¿Cuáles serán las configuraciones electrónicas completas de esos cationes? ¿Y en forma abreviada? Razónalo.

(P.A.U. Set. 99)

Solución:

$Fe^{2+}: (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6 (4s)^1 (3d)^5$ $[Ar] (4s)^1 (3d)^5$

$Fe^{3+}: (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6 (3d)^5$ $[Ar] (3d)^5$

La configuración electrónica del hierro metálico es: $Fe: (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6 (4s)^2 (3d)^6$

pero cuando pierde electrones para convertirse en ión, los primeros que pierde son los (4s). Las configuraciones de los iones que se forman tienden a cumplir las reglas de estabilidad de configuraciones electrónicas: octete (imposible en este caso), orbitales llenos y orbitales semiocupados. Para el Fe^{2+} , $(4s)^1 (3d)^5$ (semi, semi) cumple estas dos últimas mejor que las alternativas $(4s)^2 (3d)^4$ (lleno, nada) y $(3d)^6$ (nada). Para el Fe^{3+} , $(3d)^5$ (semi) cumple las reglas mejor que las alternativas $(4s)^2 (3d)^3$ (llena, nada) y $(4s)^1 (3d)^4$ (semi, nada).

● PROPIEDADES PERIÓDICAS

1. 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: $A(g) \rightarrow A^+(g) + e^- \quad \Delta H = I (= \text{Energía de ionización})$

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.

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

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 (O²⁻), fluoruro (F⁻) y sodio (Na⁺) con 10 electrones.

El carbono (C) y el ión boruro(1-) (B⁻), con 6 electrones.

El cinc (Zn) y el ión germanio(II) (Ge²⁺) con 30 electrones.

2. Tres elementos tienen de número atómico 19, 35 y 54 respectivamente. Indica:

a) Estructuras electrónicas.

b) Grupo y período al que pertenecen.

c) ¿Cuál tiene mayor afinidad electrónica?

d) ¿Cuál tiene menor potencial de ionización? Razona las contestaciones.

(P.A.U. Jun. 97 y Jun. 00)

Solución:

a), b), c) y d)

Z	Configuración electrónica	Grupo	Período	Mayor/Menor
19	(1s) ² (2s) ² (2p) ⁶ (3s) ² (3p) ⁶ (4s) ¹	I A (1)	4	Menor potencial de ionización
35	(1s) ² (2s) ² (2p) ⁶ (3s) ² (3p) ⁶ (4s) ² (3d) ¹⁰ (4p) ⁵	VII A (17)	4	Mayor afinidad electrónica
54	(1s) ² (2s) ² (2p) ⁶ (3s) ² (3p) ⁶ (4s) ² (3d) ¹⁰ (4p) ⁶ (5s) ² (4d) ¹⁰ (5p) ⁶	0 (18)	5	

c) 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. Puesto que el elemento 35, al ganar un electrón, adquiere la configuración electrónica de gas noble, (ns)² (np)⁶, es el que tiene mayor afinidad electrónica.

d) 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 ión formado adquiere la configuración electrónica de un gas noble. Por eso el elemento 19 es el que posee la menor primera energía de ionización y menor potencial de ionización

3. De los elementos del Sistema Periódico: A, B y C de números atómicos 8, 16 y 19 respectivamente:

a) Escribe su configuración electrónica.

b) Indica el elemento en el que el primer potencial de ionización sea mayor. Razónalo.

(P.A.U. Jun. 98)

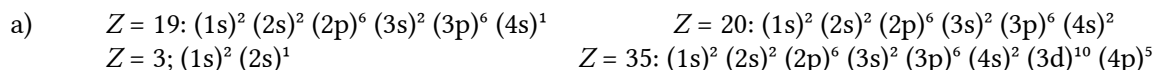
Solución:

a) Z = 8. A: (1s)² (2s)² (2p)⁴
 Z = 16 B: (1s)² (2s)² (2p)⁶ (3s)² (3p)⁴
 Z = 19 C: (1s)² (2s)² (2p)⁶ (3s)² (3p)⁶ (4s)¹

b) 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 ión formado adquiere la configuración electrónica de un gas noble. Por eso el elemento C (Z = 19) es el que posee la menor primera energía de ionización y menor potencial de ionización.

4. Para los elementos de números atómicos 19, 20, 3 y 35.
- Escribe las configuraciones electrónicas correspondientes a cada uno.
 - Define el concepto de energía de ionización y compara, razonadamente, las correspondientes a los elementos de números atómicos 3 y 19.
 - Define el concepto de electroafinidad y compara, razonadamente, la correspondiente a los elementos de números atómicos 20 y 35.
 - Compara y razona el radio atómico de los elementos de números atómicos 3 y 19.

(P.A.U. Set. 98)

Solución:

b) y d) Energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso y fundamental. $A(g) \rightarrow A^+(g) + e^- \quad \Delta H = I (= \text{Energía de ionización})$.
Para átomos del mismo grupo, disminuye al aumentar el radio atómico. La energía para arrancar un electrón es igual (en valor absoluto) a la energía del electrón en su nivel de energía, que a su vez es inversamente proporcional al radio atómico. El radio atómico aumenta con el número de niveles de energía. El elemento $Z = 19$ tiene 4 niveles de energía, por lo que su radio atómico es mayor que el del elemento $Z = 3$ que sólo tiene 2, y su energía de ionización menor.

c) Afinidad electrónica es la energía que se desprende cuando un átomo en estado gaseoso y fundamental atrapa un electrón. $A(g) + e^- \rightarrow A^-(g) \quad \Delta H = -A_E (= -\text{Afinidad electrónica})$
Los elementos del grupo 17 (halógenos, como el $Z = 35$), si ganan un electrón, alcanzan la configuración electrónica de un gas noble, muy estable, y el proceso desprende energía y es espontáneo. Pero nada parecido ocurre con el elemento $Z = 20$. Por tanto el elemento 35 tiene mayor afinidad electrónica que el 20.

5. Indica razonadamente:
- Para el par de átomos: sodio y magnesio, cuál posee mayor potencial de ionización.
 - Para el par de átomos: yodo y cloro, cuál posee mayor afinidad electrónica.

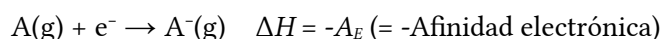
(P.A.U. Set. 10)

Solución:

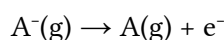
a) La primera energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental para dar iones monopositivos gaseosos. Será más fácil arrancar un electrón a un átomo cuando el ión formado adquiere la configuración electrónica 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 ión cuanto mayor sea su radio, puesto que el electrón se encuentra más alejado del núcleo positivo. Se podría decir que el ión yoduro tiene mayor ten-

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

6. Dados los elementos A, B y C de números atómicos 19, 17 y 12, respectivamente, indica razonando las respuestas:

- Estructura electrónica de sus respectivos estados fundamentales.
- Define energía (potencial) de ionización. Explica cómo depende el potencial de ionización de la carga nuclear y del tamaño de los átomos.

(P.A.U. Jun. 99)

Solución:

- $Z = 19$. A: $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6 (4s)^1$
 $Z = 17$. B: $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^5$
 $Z = 12$. C: $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2$

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.

b) 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: $A(g) \rightarrow A^+(g) + e^- \quad \Delta H = I (= \text{Energía de ionización})$

La energía de ionización es la energía del último nivel ocupado, (cambiada de signo).

Según Bohr la energía de un nivel viene dada por la ecuación $E_n = -E / n^2$, donde E es una constante para cada átomo (coincide con el valor absoluto de la energía del primer nivel) y n es el número cuántico principal.

También según Bohr, el radio de una órbita viene dada por la expresión $r_n = n^2 r_1$, en la que r_1 es el radio de la primera órbita.

Aunque la teoría de Bohr ha sido sustituida por el modelo mecánico ondulatoria de Schrödinger, la ecuación de onda da las mismas soluciones que el modelo de Bohr, (si bien el significado de r es la distancia a la que la probabilidad de localizar a un electrón en un átomo es máxima).

Combinando las ecuaciones de Bohr, $E_n = -k / r_n$ y la energía de ionización $I = -E_n = k / r_n$. Es decir, a mayor radio (mayor nivel de energía) la energía de ionización será menor.

Como la energía de cada nivel de energía depende de la carga del núcleo (pues es, en parte, la energía electrostática del sistema núcleo-electrón), es del tipo $E = -K (Ze) e / r$, en la que (Ze) es la carga del núcleo, siendo Z el número atómico. A mayor carga nuclear, la energía de los niveles es menor (más negativa) y la energía de ionización será mayor.

7. 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. Set. 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 un 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⁻: $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6$
 D²⁺ : $Z = 20$. Ion dipositivo \Rightarrow 18 electrones: D²⁺ : $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6$

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.

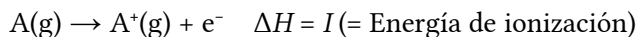
8. b) Para los siguientes átomos: cloro, sodio y neón, escribe la configuración electrónica y razona a cuál de ellos será más fácil arrancarle un electrón.

(P.A.U. Set. 14)

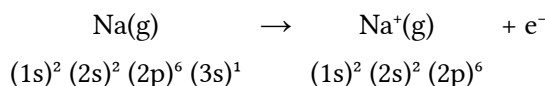
Solución:

- b) $^{17}\text{Cl} : (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^5$
 $^{11}\text{Na} : (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^1$
 $^{10}\text{Ne} : (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6$

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 ión 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.

9. Indica si la siguiente propuestas es verdaderas o falsa y justifica tu respuesta:

- a) Los halógenos tienen las primeras energías de ionización y afinidades electrónicas altas.

(P.A.U. Jun. 16)

Solución:

- a) 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 ión 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 cuan-

to 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.

10. Indica razonadamente si las siguientes afirmaciones son correctas:

- El radio atómico de los elementos de un grupo disminuye al aumentar el número atómico.
- 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.

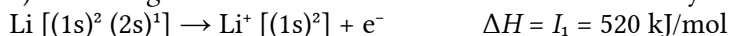
11. El primer y segundo potencial de ionización para el átomo de litio son, respectivamente: 520 y 7300 kJ/mol. Razona:

- La gran diferencia que existe entre ambos valores de energía.
- ¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que la primera especie iónica?
- ¿Cómo varía el potencial de ionización para los elementos del mismo grupo?

(P.A.U. Jun. 01)

Solución:

a) Las configuraciones electrónicas de los estados inicial y final son:



En la primera, se destruye una configuración electrónica moderadamente estable (orbitales semiocupados) y se alcanza una configuración muy estable (nivel plenamente ocupado, configuración de gas noble), lo que compensa, en parte, la energía necesaria para arrancar un electrón a un átomo neutro ($E = K (Z e) e / r$)

En la segunda, se destruye la configuración extremadamente estable de gas noble y, además, el coste en energía de separar un electrón de un ión doblemente cargado es, al menos, el doble que en el caso anterior, y no sólo no está compensado sino que está penalizado por la destrucción de una configuración de gas noble.

b) He [(1s)²]

c) Disminuye hacia abajo. Véase el ejercicio de [Set. 98](#).

12. a) Razona cuál de los dos iones que se indican tiene mayor radio iónico: Na⁺ o Al³⁺.
b) ¿Cuántos electrones puede haber con $n = 3$, en un mismo átomo? ¿En qué principio te basas?

(P.A.U. Jun. 02)

Solución:

a) El ión sodio.

Los dos iones son isoelectrónicos. La configuración electrónica de ambos es: $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6$.

Para iones isoelectrónicos, el de mayor radio será el que tiene una carga mayor (si es negativa) o menor (si es positiva).

La explicación se basa en que el radio de un ión se debe al equilibrio entre la fuerza de atracción entre los protones del núcleo y los electrones de la corteza por un lado, y la repulsión de los electrones entre sí.

El número de protones en el núcleo de aluminio ($Z = 13$) es mayor que en el de sodio ($Z = 11$). En ambos casos el número de electrones es el mismo: 10.

Por tanto, la fuerza de atracción que ejercen los 13 protones del núcleo de aluminio sobre los 10 electrones, hace que su posición más probable se encuentre más cerca del núcleo que en el caso del sodio (11 protones), y el radio del ión aluminio sea menor.

b) 18.

En el tercer nivel de energía (número cuántico principal $n = 3$) existen 3 subniveles (s, p y d) que corresponden a los valores del número cuántico azimutal $l = 0, 1$ y 2 .

El subnivel (3s) sólo contiene un orbital, el (3s). (Para el n° cuántico $l = 0$, el número cuántico magnético m sólo puede valer 0).

El subnivel (3p) contiene tres orbitales, el ($3p_x$), ($3p_y$) y ($3p_z$). (Para el n° cuántico $l = 1$, el número cuántico magnético m puede valer $-1, 0$ y 1).

El subnivel (3d) contiene cinco orbitales (3d). (Para el n° cuántico $l = 2$, el número cuántico magnético m puede valer $-2, -1, 0, 1$ y 2).

Por el principio de exclusión de Pauli, un orbital sólo puede contener 2 electrones.

Existen, 1 orbital (3s), 3 orbitales (3p) y 5 orbitales (3d), en total 9 orbitales, con capacidad para 2 electrones cada uno, o sea 18 electrones en total.

13. 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. Set. 04)

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

14. Dados los átomos e iones siguientes: ión cloruro, ión sodio y neón:

- Escribe la configuración electrónica de los mismos.
- Justifica cuál de ellos tendrá un radio mayor.
- Razona a cuál de ellos será más fácil arrancarle un electrón.

(P.A.U. Jun. 05)

Rta.: 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) Cl^- : más niveles de energía y carga negativa.

c) Cl^- : mayor tamaño y queda neutro, mientras los otros son menores y quedan con carga +.

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

- Escribe sus configuraciones electrónicas e indica los posibles números cuánticos de sus electrones más externos.
- Razona cuál de ellos tiene mayor radio.

(P.A.U. Set. 05)

Rta.: a) $\text{Cl}^- : \text{K}^+ : [\text{Ar}] : (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6$; 3s: $(3, 0, 0, \pm\frac{1}{2})$; 3 p: $(3, 1, \{0, \pm 1\}, \pm\frac{1}{2})$

b) Cl^- : mayor repulsión entre los electrones (tiene más electrones que protones)

16. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas asignadas a átomos en estado fundamental: $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^1$ $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^5$ $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6$

- ¿A qué elementos corresponden?
- ¿Cuál será el más electronegativo? Razona las respuestas.

(P.A.U. Set. 06)

- Rta.:** a) Na, F, Ne (átomos neutros: número de electrones = número atómico)
b) F: es el elemento más electronegativo que existe \Rightarrow mayor tendencia a tirar hacia sí del par de electrones de enlace.

17. 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)

- Rta.:** a) $(ns)^1$ (n : período) b) Aumenta hacia abajo porque el radio de los orbitales aumenta con el número cuántico principal que corresponde al período.

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

- a) El ión Ba^{2+} tiene configuración de gas noble.
b) El radio del ión I^- es mayor que el del átomo de I.

(P.A.U. Jun. 08)

- Rta.:** a) Cierto. La configuración del Ba es $[Xe] (6s)^2$ y la del ión Ba^{2+} es la del Xenón.
b) Cierto. Contiene un electrón más que hace que la fuerza de repulsión aumente y la distancia de equilibrio sea mayor que cuando era neutro.

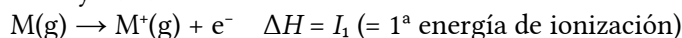
19. Ordena de menor a mayor y de manera razonada los siguientes elementos: sodio, aluminio, silicio, fósforo y cloro, según:

- 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.

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

- Cuál de los tres elementos tendrá un radio atómico mayor.
- Si el radio del ión 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 ión 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 ión fluoruro será mayor que el del átomo de flúor.

21. Indica razonadamente si las siguientes afirmaciones son correctas.

- La primera energía de ionización del cesio es mayor que la del bario.
- El potasio tiene un radio atómico menor que el bromo.

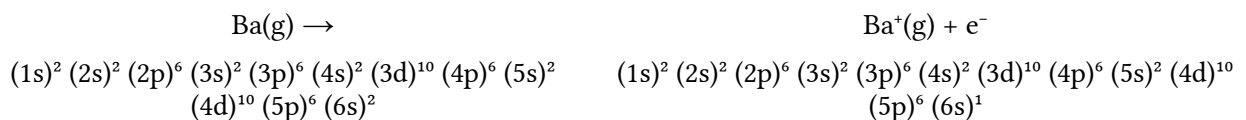
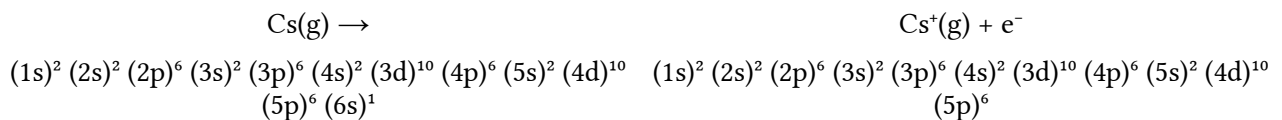
(P.A.U. Jun. 15)

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 ión 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.

Índice de contenido

ESTRUCTURA ATÓMICA Y CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS	1
CUESTIONES	1
NÚMEROS CUÁNTICOS	1
CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	1
PROPIEDADES PERIÓDICAS	3

Cuestiones y problemas de las [Pruebas de Acceso a la Universidad](#) (P.A.U.) en Galicia.

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

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) OpenOffice (o LibreOffice) 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)

