

ÁTOMOS

◇ CUESTIONES

● Orbitales atómicos. Números cuánticos. Sistema periódico.

1. b) Explica razonadamente si es posible que exista un electrón definido por los números cuánticos (3, 1, 0, 1/2) en el elemento de número atómico $Z = 26$.

(A.B.A.U. extr. 23)

Solución:

La configuración electrónica del elemento de número atómico $Z = 26$ es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$.

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 $-\frac{1}{2}$.

Un electrón definido por los números cuánticos (3, 1, 0, 1/2) se encontraría en un orbital del nivel de energía: $n = 3$, en un orbital tipo p ($l = 1$), en cualquiera de las tres orientaciones posibles ($m = -1, 0, 1$) y con un valor del número cuántico de spin permitido ($s = +\frac{1}{2}$)

Es posible, y correspondería la cualquier electrón en un orbital 3p.

2. 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: $l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$.

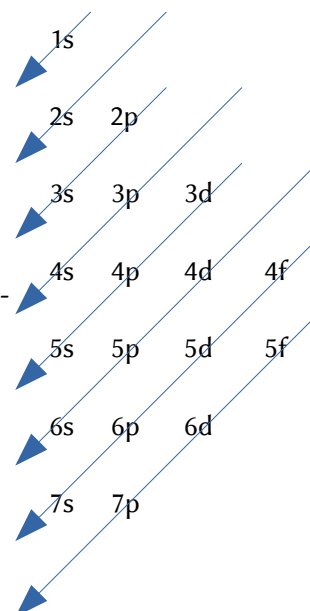
1.

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.

3. 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 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 $-\frac{1}{2}$.

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 $m = 1$.

4. 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:

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

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.

5. ¿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 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 $-\frac{1}{2}$.

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

6. 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 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 $-\frac{1}{2}$.

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.

7. Razona 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.

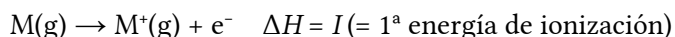
Tiene 5 electrones 5d, por lo que se encuentra en la quinta columna del bloque d, es decir, en el grupo 7. Es el renio.

● Propiedades periódicas

1. a) Dados los elementos con números atómicos $Z = 12$ y $Z = 16$, indique razonadamente cuál de ellos tendrá un mayor primer potencial de ionización. (A.B.A.U. extr. 23)

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. Aumenta hacia la derecha en la tabla periódica, debido a la disminución del radio atómico.

Las configuraciones electrónicas de los elementos son:

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

$Z = 16$ (S): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Ambos elementos se encuentran en el tercer período.

El primer potencial de ionización del magnesio implica la eliminación de un electrón del orbital 3s, mientras que en el caso del azufre implica la eliminación de un electrón del orbital 3p. Los orbitales 3p tienen una mayor carga nuclear efectiva que los orbitales 3s. También el radio atómico del azufre ($Z = 16$) es menor que el del magnesio ($Z = 12$), por lo que los electrones 3p del azufre están más próximos al núcleo que los del magnesio.

Por estas dos razones, se necesita más energía para eliminar el último electrón del azufre que del magnesio. Por otra parte, arrancar un electrón de un orbital lleno, como el $3s^2$, requiere una energía extra, debido a la estabilidad de los orbitales llenos. Además, la distribución que queda después de arrancar un electrón al azufre, es de orbitales semicupados, $3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$, que es relativamente estable, lo que hace que la energía precisa sea menor que la del elemento anterior P ($Z = 15$). Pero este efecto es inferior a los dos anteriores. (Los valores de las primeras energías de ionización de estos elementos es: Mg: 737,7 y S: 999,6 kJ/mol).

Por tanto, el azufre ($Z = 16$) tendrá un mayor primer potencial de ionización que el magnesio ($Z = 12$).

2. 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:

a) 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.

3. 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 período. 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 período 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.

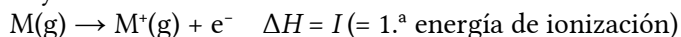
El elemento B ($Z = 9$) se encuentra justo a la izquierda de un gas noble. Tiene la mayor tendencia a coger un electrón para conseguir la estructura de gas noble. Es el que tiene la mayor afinidad electrónica.

4. 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.

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

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

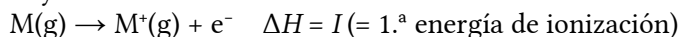
El orden final es:

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

5. 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:

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

6. 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:

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

7. 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 cómo 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.

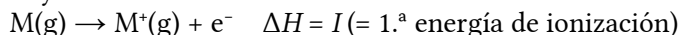
El magnesio está tan lejos de los gases nobles que no tiene sentido pensar que habría podido captar los electrones necesarios para alcanzar la estructura de un gas noble.

8. 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.

$$I(K) < I(Na) < I(Li)$$

Actualizado: 13/08/23

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)

Se consultó el chat de BING y se usaron algunas respuestas en las cuestiones.



Sumario

ÁTOMOS

<u>CUESTIONES</u>	1
<u>Orbitales atómicos. Números cuánticos. Sistema periódico</u>	1
<u>Propiedades periódicas</u>	4

Índice de pruebas A.B.A.U

2017.....	
1. (ord.).....	3, 7
2. (extr.).....	6
2018.....	
1. (ord.).....	3, 6
2. (extr.).....	3
2019.....	
2. (extr.).....	2, 5
2020.....	
2. (extr.).....	6
2021.....	
1. (ord.).....	2
2. (extr.).....	5
2022.....	
1. (ord.).....	1
2. (extr.).....	4
2023.....	
2. (extr.).....	1, 4