UNIVERSIDAD DE MURCIA

PAU 2025 – QUÍMICA

Facultad de Química

ESTRUCTURA ATÓMICA – CONCEPTOS IMPORTANTES

Repaso de los conceptos más importantes de estructura atómica que podrían ser objeto de examen. Las aclaraciones entre paréntesis no se exigirán en la PAU.

- Enuncie el **Principio de Exclusión de Pauli** y explique qué consecuencias tiene sobre la ocupación de los orbitales atómicos.

  Dos electrones en un átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales.

  Dado que un orbital está definido por los tres primeros números cuánticos (n, l, m), un orbital sólo puede estar ocupado por dos electrones que tengan espines opuestos (es decir, que difieran en el cuarto número cuántico, s)

- Enuncie la **Regla de Hund**.

  Al llenar orbitales dentro de una subcapa (los 3 orbitales de una subcapa p, los 5 orbitales de una subcapa d o los 7 orbitales de una subcapa f) los electrones se distribuyen, siempre que sea posible, con sus espines paralelos, ya que este es el estado de energía más bajo.

- Explique qué es la **carga nuclear efectiva** (**Z***) y por qué aumenta hacia la derecha en un periodo. ¿Qué efecto tiene esta variación sobre **el radio atómico**?

  La **carga nuclear efectiva**, (**Z***) es la carga nuclear reducida que experimenta un determinado electrón, como consecuencia del **apantallamiento** de la carga nuclear ejercido por el resto de electrones (que en algún momento se encuentren entre el núcleo y ese electrón).

  La carga nuclear efectiva aumenta al avanzar en un periodo, ya que se van añadiendo protones al núcleo, aumentando su carga, de forma que los electrones de la capa más externa son cada vez más atraídos por el núcleo. La consecuencia de esto es que la nube electrónica se contrae, **disminuyendo el radio atómico al avanzar en un periodo**.

  (NOTA: la creciente carga positiva del núcleo, al avanzar en un periodo, no es apantallada por los electrones que se adicionan a la corteza ya que estos se sitúan en los niveles más externos, por lo que su efecto de apantallamiento de la carga nuclear sobre el resto de electrones es muy reducido. Esto es así sobre todo en los bloques s y p, mientras que en bloque d (metales de transición), al adicionarse los electrones en el nivel interno n-1, sí que apantallan bien la carga nuclear que experimentan los electrones externos, y por ese motivo la variación del radio a lo largo de un periodo, en las series d, es pequeña)

- Explique cómo varía el **radio atómico** a lo largo de la tabla periódica

  Al avanzar en un **periodo** el radio atómico disminuye debido al aumento de la Z*.

  Al bajar en un **grupo** el radio aumenta ya que el átomo tiene más capas electrónicas.

- Explique qué es el potencial o **energía de ionización** (**EI**) y cómo varía a lo largo de la tabla periódica.

  La **energía de ionización** es la energía que hay que suministrar a un átomo en estado gaseoso para arrancarle un electrón. Las energías de ionización siempre son positivas.

  La energía de ionización aumenta en la tabla periódica hacia arriba y hacia la derecha.

  Aumenta al avanzar en un periodo debido al aumento de la carga nuclear efectiva (y disminución del radio atómico), que hace que los electrones estén más atraídos por el núcleo. En cada periodo, los gases nobles son los que tienen una mayor energía de ionización.

  Disminuye al bajar en un grupo porque el átomo tiene cada vez más capas electrónicas (mayor radio atómico) por lo que los electrones más externos están menos atraídos por el núcleo.

  La definición anterior es la de la primera energía de ionización. La **segunda energía de ionización** es la energía necesaria para arrancar un segundo electrón de un ion monopositivo en estado gaseoso y siempre es mayor que la primera energía de ionización, porque los electrones estarán más atraídos por un átomo con carga positiva que por un átomo neutro. Existen también terceras, cuartas y sucesivas energías de ionización, que siempre son mayores que las precedentes.

- Explique qué es la **afinidad electrónica** (**AE**) y cómo varía a lo largo de la tabla periódica.

  La **afinidad electrónica** es la energía que se libera cuando un átomo en estado gaseoso gana un electrón. Las primeras afinidades electrónicas suelen ser negativas, es decir, la captación de un primer electrón por un átomo suele ser un proceso exotérmico.

  En los casos en que los átomos no tienen tendencia a captar electrones se suele considerar que no tienen afinidad electrónica y no se da ningún valor, aunque algunos textos dan para estos átomos valores de afinidad electrónica positivos. Estos **átomos sin afinidad electrónica**, son principalmente los de los gases nobles, por tener su capa de valencia completa, y los de los elementos de los grupos 2 y 12, que tienen subcapas completas.

  Las **segundas y sucesivas afinidades electrónicas** se refieren a la captación de sucesivos electrones por un anión. Estas sucesivas afinidades electrónicas siempre son positivas, ya que hay que suministrar energía para que un átomo con carga negativa capte otro electrón, pues hay que vencer las repulsiones electrostáticas.

  La afinidad electrónica suele aumentar (en valor absoluto) en la tabla periódica hacia arriba y hacia la derecha, por los mismos motivos que la energía de ionización: aumento de la Z* (y diminución del radio atómico) al avanzar en un periodo y aumento del radio atómico al bajar en un grupo. Pero hay importantes excepciones, siendo la principal que **los gases nobles y los elementos de los grupos 2 y 12 no tienen afinidad electrónica** (no tienen tendencia a captar electrones debido a que poseen subcapas electrónicas completas.

  (NOTA: el **elemento con mayor afinidad electrónica**, en valor absoluto, de la tabla periódica es el **Cl**. Cabría esperar fuera el F, por su posición en la tabla, pero debido al pequeño tamaño de los átomos de F, el electrón adicional encuentra fuertes repulsiones por parte de los otros electrones del átomo y esto hace que la AE del F sea menor de lo esperado)

- Explique qué es la **electronegatividad** (**EN**) y cómo varía a lo largo de la tabla periódica.

  La **electronegatividad** es la magnitud que mide la capacidad relativa de un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace covalente con otro átomo.

  La EN **aumenta en la tabla periódica hacia arriba y hacia la derecha**, de forma paralela a la energía de ionización y la afinidad electrónica, pero **los gases nobles no están incluidos en la escala de electronegatividad** porque apenas forman enlaces covalentes con otros átomos.

  Esta magnitud fue propuesta por Linus Pauling con una escala que va de **0.7** para los átomos menos electronegativos (el **Cs** y el **Fr**), hasta **4.0** para el más electronegativo (el **F**))

- Explique cómo varían los **radios iónicos** con respecto a los correspondientes átomos neutros.

  Los radios de los **cationes** siempre son menores que los de los correspondientes átomos neutros, ya que al perderse uno o varios electrones disminuyen las repulsiones interelectrónicas. y la nube electrónica se contrae. El exceso de carga positiva que queda en el núcleo también contribuye a esta disminución del radio.

  Los radios de los **aniones** siempre son mayores que los de los correspondientes átomos neutros ya que al ganarse uno o varios electrones aumentan las repulsiones interelectrónicas y la nube electrónica se expande.

- **Electrón diferenciador:** es el último electrón de la configuración electrónica (el último que se ha añadido al escribirla).

  El electrón diferenciador no coincide necesariamente con el **electrón más externo**, que tiene que estar en la capa más externa. Por ejemplo, en el Ti: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$, el electrón diferenciador es un electrón 3d mientras que el electrón más externo es un electrón 4s.

  (NOTA: Cuando haya orbitales s y p llenos en la última capa de un átomo, como ocurre por ejemplo en el C: $1s^2 2s^2 2p^2$, no se pedirá distinguir el "electrón más externo", aunque podría considerarse que sería un electrón p, al ser los orbitales s más penetrantes que los p (un electrón s está más tiempo cerca del núcleo que un electrón p))

- **Electrones de valencia:** son los electrones de la capa más externa del átomo. Se denominan así porque son los que suelen participar en la reactividad del átomo.

  Por ejemplo, el As: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ tiene 5 electrones de valencia (5 electrones en su última capa, que es el nivel n=4)

  (NOTA: La **valencia** de un elemento (o número de valencia) puede definirse de varias formas, pero en general es el número de electrones que le faltan o le sobran para completar su último nivel de energía (o una subcapa), o el número de electrones que suele poner en juego en sus compuestos. Por tanto, la valencia es una medida de la cantidad de enlaces químicos que puede formar un átomo. Los átomos suelen tener varias valencias principales. P ej., las valencias principales del As: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ son 3 (o +3 y –3, aunque es más común dar las valencias sin signo) y 5. El término valencia ha sido reemplazado en gran medida por el de número o estado de oxidación)

Número o estado de oxidación:. Representa el número de electrones que un átomo pone en juego en un compuesto determinado. Es **positivo** si átomo pierde electrones (o los comparte con un átomo más electronegativo) y es **negativo** si el átomo gana electrones (o los comparte con un átomo menos electronegativo).

Por tanto, el número o estado de oxidación indica el grado de oxidación del átomo en un compuesto (es la carga eléctrica hipotética que el átomo tendría si sus enlaces en ese compuesto fueran 100% iónicos).

El estado de oxidación más probable viene determinado por la configuración electrónica o, lo que es lo mismo, por la posición en la Tabla Periódica. Los estados de oxidación más probables son los que conducen a llenar, o a vaciar, la capa o subcapa más externa. Por ejemplo, los estados de oxidación principales del Tl ($1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^6$ $5s^2$ $4d^{10}$ $5p^6$ $6s^2$ $5d^{10}$ $4f^{14}$ $6p^1$) son +1 (pierde el electrón $6p^1$, y se queda con la subcapa $6s^2$ llena como la más externa) y +3 (pierde los electrones $6s^2$ y $6p^1$).

Átomos o iones isoelectrónicos:. Son los que tienen la misma configuración electrónica global.

Por ejemplo, son isoelectrónicos el F^-, el Ne y el Na^+, pues los tres tienen la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6$.

El radio de los iones y átomos isoelectrónicos disminuye al aumentar el número atómico, pues habrá más protones en el núcleo para los mismos electrones en la corteza y por tanto estos estarán más atraídos: $r(F^-) > r(Ne) > r(Na^+)$, ($Z = 9$ para F^-, $Z = 10$ para Ne y $Z = 11$ para Na^+)

Conjuntos de números cuánticos posibles (n, l, m, s):

Un electrón en un átomo se describe por un conjunto de 4 números cuánticos (n, l, m, s):

n: número cuántico principal. Toma valores enteros y positivos distintos de cero; n= 1, 2, 3…

l: número del momento angular (o número cuántico azimutal). Puede ser cero o un número entero positivo, menor que n: l= 0, 1, 2, …, n-1 l nunca puede ser igual a n.

m: número cuántico magnético. Puede ser un número entero positivo o negativo, incluyendo el cero, que se encuentre en el intervalo de –l a +l.

s: número cuántico de spin. Puede tomar los valores +1/2 o -1/2.

Relación entre Z, A y N:

El **número atómico (Z)** es el número de protones en el núcleo

El **número másico (A)** es la suma de protones y neutrones en el núcleo

Por tanto, el **número de neutrones (N)** se calcula restando al número másico el número atómico

$$N = A - Z$$

UNIVERSIDAD DE MURCIA

PAU 2025 – QUÍMICA

Facultad de Química

ESTRUCTURA ATÓMICA – EJERCICIOS

Con el fin de facilitar la preparación del examen, se recopilan en este documento algunos ejercicios propuestos para los contenidos de **estructura atómica**. Se recomienda también consultar los exámenes resueltos de años anteriores, que pueden encontrarse en la página web https://www.um.es/web/estudios/acceso/estudiantes-bachillerato-y-ciclos-formativos/materias-y-coordinadores/quimica

Para cualquier comentario sobre estos ejercicios, escribir a: eloisamv@um.es

Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos (n, l, m ,s):

(3, 2, 1, +1/2); (2, 2, 0, -1/2); (4, 1, 1, +1/2); (5, 2, -2, +1); (3, 0, 1, +1/2)

I) Explique brevemente cuáles de ellos no son posibles para un electrón en un átomo.

II) Para los conjuntos que sí son posibles, indique en qué nivel de energía (capa) y tipo de orbital (subcapa) se encontraría el electrón, así como el número máximo de electrones que puede albergar dicha subcapa.

I) No son posibles:

(2, 2, 0, -1/2), porque l no puede ser nunca igual a n.

(5, 2, -2, +1), porque s sólo puede tomar los valores +1/2 y -1/2

(3, 0, 1, +1/2), porque si l = 0, m sólo puede tomar el valor 0.

II) Sí son posibles:

(3, 2, 1, +1/2), corresponde a un orbital d del nivel 3, es decir, a un orbital 3d

la **subcapa 3d** puede albergar como máximo **10 electrones** (en 5 orbitales d)

(4, 1, 1, +1/2); corresponde a un orbital p del nivel 4, es decir, a un orbital 4p

la **subcapa 4p** puede albergar como máximo **6 electrones** (en 3 orbitales p)

Escriba un conjunto de números cuánticos (n, l, m, s) posible para un electrón que se encuentre en los siguientes orbitales: a) 3s; b) 4p; c) 3d; d) 5f

Para contestar el ejercicio vale cualquier conjunto de entre los siguientes

a) 3s: (3, 0, 0, +½); (3, 0, 0, -½)

b) 4p: (4, 1, -1, +½); (4, 1, -1, -½); (4, 1, 0, +½); (4, 1, 0, -½); (4, 1, 1, +½); (4, 1, 1, -½)

c) 3d: (3, 2, -2, +½); (3, 2, -2, -½); (3, 2, -1, +½); (3, 2, -1, -½); (3, 2, 0, +½); (3, 2, 0, -½); (3, 2, 1, +½); (3, 2, 1, -½); (3, 2, 2, +½); (3, 2, 2, -½)

d) 5f: (5, 3, -3, +½); (5, 3, -3, -½); (5, 3, -2, +½); (5, 3, -2, -½); (5, 3, -1, +½); (5, 3, -1, -½); (5, 3, 0, +½); (5, 3, 0, -½); (5, 3, 1, +½); (5, 3, 1, -½) (5, 3, 2, +½); (5, 3, 2, -½); 5, 3, 3, +½) ó (5, 3, 3, -½)

I) Escriba la configuración electrónica del Fe (Z=26) e indique su posición (grupo y periodo) en la tabla periódica.

II) Indique un posible conjunto de números cuánticos (n, l, m, s) para:

a) su electrón diferenciador

b) y para su electrón más externo.

I) Fe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ o, en función del gas noble anterior [Ar] $4s^2 3d^6$

Se encuentra en el 4º periodo, en el grupo 8 (dentro del bloque de los elementos de transición). (Este grupo era antes el VIIIA)

II) a) El **electrón diferenciador** es el último electrón de la configuración electrónica. En este caso, un electrón 3d. Cualquiera de los siguientes es un posible conjunto de números cuánticos:

(3, 2, -2, +½); (3, 2, -2, -½); (3, 2, -1, +½); (3, 2, -1, -½); (3, 2, 0, +½); (3, 2, 0, -½);

(3, 2, 1, +½); (3, 2, 1, -½); (3, 2, 2, +½); (3, 2, 2, -½)

NOTA: no se entra a distinguir si el número de spin es +1/2 o -1/2, ya que el spin es una propiedad mecanocuántica que no tiene analogía clásica. Cualquier configuración electrónica válida para un electrón 3d se da por buena en este ejercicio.

b) El **electrón más externo** tiene que estar en la capa más externa. En este caso, es un electrón 4s. Sus posibles conjuntos de números cuánticos son (4, 0, 0, +½) o (4, 0, 0, -½)

Explique brevemente si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, en estado excitado, o si no son posibles:

a) $1s^1 2s^1 2p^3 3s^1$; b) $1s^2 2s^2 2p^4$; c) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$; d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 4s^2$

a) $1s^1 2s^1 2p^3 3s^1$: Corresponde a un átomo en estado excitado, porque no se cumple el principio de Aufbau, ya que hay un electrón en la subcapa 3s mientras que las subcapas 1s, 2s y 2p, de menor energía, están parcialmente ocupadas.

b) $1s^2 2s^2 2p^4$: Corresponde a un átomo en estado fundamental, porque cumple el principio de Aufbau en el orden de llenado de los orbitales, así como el Principio de Exclusión de Pauli.

c) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$: Esta configuración no es posible, porque hay 3 electrones en un orbital (el orbital 2s), con lo que no se cumple el Principio de Exclusión de Pauil

d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$: Corresponde a un átomo en estado fundamental, porque cumple el principio de Aufbau en el orden de llenado de los orbitales, así como el Principio de Exclusión de Pauli

e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 4s^2$: Corresponde a un átomo en estado excitado, porque no se cumple el principio de Aufbau, ya que el orbital 4s está lleno mientras que la subcapa 3p, de menor energía, está parcialmente ocupada.

- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas externas: ns^2np^3; ns^2np^4; ns^2np^5; ns^2np^6:

a) Identifique el grupo del sistema periódico al que corresponde cada una de ellas, indicando el nombre del grupo, así como su número de oxidación más importante.

ns^2np^3: Grupo 15. **Nitrogenoides**. Número de oxidación más importante: -3

ns^2np^3: Grupo 16. **Calcógenos**. Número de oxidación más importante: -2

ns^2np^5: Grupo 17. **Halógenos**. Número de oxidación más importante: -1

ns^2np^6: Grupo 18. **Gases nobles**. Número de oxidación más importante: 0

b) Para n=3 escriba la configuración electrónica completa del elemento correspondiente y nómbrelo.

$1s^2\,2s^22p^63s^23p^3$: Fósforo (P) $1s^2\,2s^22p^63s^23p^5$: Cloro (Cl) $1s^2\,2s^22p^63s^23p^6$: Argón (Ar)

c) Indique razonadamente el orden esperado para sus radios atómicos.

r(P) > $r(Cl)_I$ > r(Ar), ya que los tres elementos se encuentran en el mismo periodo y el radio atómico disminuye al avanzar en un periodo (debido al aumento de la Z*)

d) Indique razonadamente el orden esperado de sus electronegatividades.

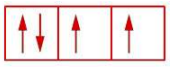
EN(Cl) > EN(P), ya que la electronegatividad aumenta en un periodo hacia la derecha. El Ar no está incluido en la escala de electronegatividades, por lo que no se podría comparar con los otros dos (pero también se aceptaría que se dijera que su EN es la menor de las tres)

- Para los siguientes elementos: S (Z=16), Mg (Z=12) y Ca (Z=20)

a) Represente la configuración electrónica, el número de electrones de valencia y el número de electrones desapareados para cada una de ellas.

Los **electrones de valencia** son los que se encuentran en la capa más externa del átomo.

S: $1s^22s^22p^63s^23p^4$. Electrones de valencia: 6. Número de electrones desapareados:

(En el subnivel 3p los electrones se distribuirán según la regla de Hund, ocupando los tres orbitales p de forma que dos electrones quedan desapareados: 

Mg: $1s^2\,2s^22p^63s^2$. Electrones de valencia: 2. Electrones desapareados: 0

Ca: $1s^2\,2s^22p^63s^23p^64s^2$. Electrones de valencia 2: Electrones desapareados: 0

b) Compare de forma razonada la primera energía de ionización de Mg y S.

EI(S) > EI(Mg), ya que ambos se encuentran en el mismo periodo y la energía de ionización aumenta al avanzar en un periodo, debido al aumento de la carga nuclear efectiva.

c) Compare de forma razonada la primera afinidad electrónica de Mg y S.

AE(S) > AE(Mg), ya que ambos se encuentran en el mismo periodo y la AE, por lo general, aumenta al avanzar en un periodo, debido al aumento de la carga nuclear efectiva.

(De hecho, la afinidad electrónica del Mg suele considerarse 0, ya que no tiene tendencia a captar electrones debido a que tiene la subcapa 3s llena)

d) Compare de forma razonada el radio atómico de Mg y Ca .

r(Ca) > r(Mg), ya que ambos se encuentran en el mismo grupo y el radio atómico aumenta al bajar en un grupo debido a que el átomo tiene más capas electrónicas.

Considere los elementos químicos F (Z=9), Na (Z=11) y O (Z=8).

a) Indique su posición (grupo y periodo) en la tabla periódica.

Para situar los elementos es conveniente escribir sus configuraciones electrónicas:

F (Z=9): $1s^2\,2s^2 2p^5$ Se encuentra en el 2º periodo, en el grupo 17 (VIIA, halógenos)

Na (Z=11): $1s^2\,2s^2 2p^6 3s^1$ Se encuentra en el 3er periodo, en el grupo 1 (IA, alcalinos)

O (Z=8): $1s^2\,2s^2 2p^4$ Se encuentra en el 2º periodo, en el grupo 16 (VI A, anfígenos)

b) Escriba la configuración electrónica para las especies F^-, Na^+ y O. ¿Cuáles de ellas son isoelectrónicas?

F^-: $1s^2\,2s^2 2p^6$ Na^+: $1s^2\,2s^2 2p^6$ O: $1s^2\,2s^2 2p^4$

Son **isoelectrónicos** el F^- y el Na^+

c) Compare de forma razonada el tamaño de F^- y Na^+.

Como son especies isoelectrónicas (con la misma configuración electrónica), su radio disminuye al aumentar el número atómico, ya que habrá más protones en el núcleo para los mismos electrones en la corteza y por tanto estos estarán más atraídos. Como Z = 9 para F y Z = 11 para Na, resulta que $r(F^-) > r(Na^+)$.

d) Compare razonadamente las energías de ionización de F, Na y O.

EI(F) > EI(O) > EI(Na), ya que la energía de ionización aumenta hacia arriba y hacia la derecha en la tabla periódica. (Aumenta al avanzar en un periodo porque aumenta la Z*, y aumenta al subir en un grupo porque los electrones de la capa de valencia están más cerca del núcleo, al haber menos niveles electrónicos, y por tanto están más atraídos por él)

e) Compare razonadamente las afinidades electrónicas de F, Na y O.

AE(F) > AE(O) > AE(Na), ya que la afinidad electrónica aumenta hacia arriba y hacia la derecha en la tabla periódica. (Aumenta al avanzar en un periodo porque aumenta la carga nuclear efectiva y, por tanto, la tendencia a captar electrones, y aumenta al subir en un grupo porque los electrones de la capa de valencia están más cerca del núcleo y, por tanto, son más atraídos por él, al haber menos niveles electrónicos)

(En los apartados d) y e) también se admitiría un razonamiento basado en las configuraciones electrónicas)

I) Indique los números cuánticos (n, l, m, s) del electrón diferenciador del elemento del tercer periodo con mayor radio atómico.

El elemento del tercer periodo con mayor radio atómico es el primero del periodo, es decir, el Na. Su electrón diferenciador será un electrón 3s y por tanto sus números cuánticos (n, l, m, s) son (3, 0, 0, ±1/2) (es válida la solución tanto con s = +1/2 como s= -1/2).

II) Justifique qué elemento del grupo 17 presenta mayor valor de energía de ionización.

La energía de ionización aumenta al subir en un grupo, ya que los electrones de valencia están más próximos al núcleo, al haber menos niveles electrónicos, y por tanto están más atraídos por él y es necesaria más energía para arrancarlos del átomo. El elemento del grupo 17 con mayor energía de ionización será el F.

Justifique la veracidad o falsedad de los siguientes enunciados.

a) Los iones F^- y O^{2-} son isoelectrónicos. Verdadero

La configuración electrónica es la misma para ambos iones: $1s^2\ 2s^2 2p^6$

b) El ion S^{2-} tiene menor radio que el átomo de S. Falso

El radio de un anión siempre es mayor que el del correspondiente átomo neutro, ya que al ganarse uno o varios electrones aumentan las repulsiones interelectrónicas y la nube electrónica se expande.

c) El ión Mg^{2+} tiene menor radio que el átomo de Mg. Verdadero

El radio de un catión siempre es menor que el del correspondiente átomo neutro, ya que al perderse uno o varios electrones disminuyen las repulsiones interelectrónicas y la nube electrónica se contrae. El exceso de carga positiva que queda en el núcleo también contribuye a esta disminución del radio.

d) Los átomos de ^{13}C y ^{12}C tienen el mismo número de neutrones. Falso

Se trata de dos isótopos de carbono con números másicos A = 13 y A = 12 respectivamente. Como el número atómico es el mismo para ambos (Z = 6), los dos átomos diferirán en el número de neutrones (N = A- Z) que será de 7 neutrones para ^{13}C y 6 neutrones para ^{12}C.

e) Un átomo cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$ pertenece al tercer periodo de la Tabla Periódica. Falso

Pertenece al 4º periodo porque tiene electrones en la subcapa 4s.

Dado un átomo X con la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$, justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) X se encuentra en su estado fundamental. Falso

X se encuentra en un estado excitado, porque no se cumple el principio de Aufbau, ya que hay un electrón en la subcapa 5s mientras que subcapas de menor energía (3d, 4s y 4p) están desocupadas

b) X pertenece al grupo de los metales alcalinos. Verdadero

La configuración de X en su estado fundamental sería $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, luego sí es un metal alcalino, pues su configuración electrónica externa es del tipo ns^1 (en concreto, se trata del K)

c) Si el electrón del orbital 5s pasara al orbital 6s se emitiría energía luminosa que daría lugar a una línea en el espectro de emisión. Falso

Para que un electrón sale desde un orbital de menor energía (5s) a otro de mayor energía (6s) es necesario un aporte de energía, por lo que ese salto daría lugar a una línea en el espectro de absorción, no en el de emisión

d) El número de oxidación más probable del elemento X es -1. Falso

El número de oxidación más probable será +1, porque este elemento tiende a perder un electrón para adquirir configuración electrónica de gas noble.

UNIVERSIDAD DE MURCIA

PAU 2025 – QUÍMICA

Facultad de Química

ESTRUCTURA ATÓMICA – PREGUNTAS 2011-2018 DEL EXAMEN DE MAYORES DE 25

2011 De las siguientes configuraciones electrónicas: $1s^2 2s^2$, $1s^2 2s^2 3s^1$, $1s^2 2s^2 2p^6$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

a) ¿Cuál o cuáles pertenece/n a un elemento alcalino?

Pertenecen a un elemento alcalino las que tengan la configuración ns^1 en su capa más externa (y las anteriores capas completas, pues de lo contrario podría tratarse de otro elemento en un estado excitado). Sólo hay una configuración que cumpla esas dos condiciones: **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$** (corresponde al elemento Na).

La configuración $1s^2 2s^2 3s^1$ tiene el nivel n=2 incompleto (faltan los electrones 2p), por lo que no corresponde a un elemento alcalino (sería un átomo de B excitado).

b) ¿Cuál o cuáles corresponde/n a un gas noble?

Pertenecen a un gas noble las configuraciones que tengan un nivel completo. En este caso, la configuración **$1s^2 2s^2 2p^6$** (corresponde al elemento Ne).

2012 Escriba los valores de los números cuánticos para:

a) Los orbitales 2p.

n =2; l = 1; m = -1, 0, 1 También se podría escribir: (2, 1, 1), (2, 1, 0) y (2, 1, -1)

(Los orbitales se caracterizan por los tres primeros números cuánticos: n, l y m)

b) 2 electrones situados en un orbital 2s.

(2, 0, 0, ½) y (2, 0, 0, -½)

(Según el Principio de exclusión de Pauli, en un átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos idénticos. Puesto que el orbital 2s está definido por n =2, l = 0 y m = 0, los dos electrones que lo ocupan tienen que diferir en el número cuántico de spin, s, que tomará para uno de ellos el valor +1/2 y para el otro el valor -1/2)

2013 Los números atómicos y másicos de dos elementos B y C son:

B (Z=13, A=27) y C (Z=17; A=37)

a) Indique, para cada uno de ellos, el símbolo del elemento y el número de neutrones y de protones que posee.

El número de neutrones se calcula restando al número másico el número atómico: N = A - Z

B: Es el **Al**. Tiene 13 protones y 14 neutrones. C: Es el **Cl**. Tiene 17 protones y 20 neutrones.

b) Razone cuál de ellos tendrá una primera energía de ionización mayor.

La energía de ionización aumenta hacia la derecha en la tabla periódica, es decir, al avanzar en un periodo, debido al aumento de la **carga nuclear efectiva** (debido a su vez a que aumenta el número de protones en el núcleo). Como el Cl está más hacia la derecha que el Al, la energía de ionización del Cl será mayor.

2014 Escriba la configuración electrónica de la capa de valencia de los halógenos, de los gases nobles y de los elementos alcalinos. Justifique, para elementos del mismo periodo, a qué grupo de estos elementos corresponde el mayor radio atómico.

Halógenos: $ns^2\ np^5$ Gases nobles: $ns^2\ np^6$ Alcalinos: ns^1

El mayor radio atómico, dentro del mismo periodo, corresponde a los alcalinos, ya que al avanzar en un periodo el radio disminuye, debido al aumento de la **carga nuclear efectiva**.

La **carga nuclear efectiva** aumenta al avanzar en un periodo porque aumenta el número de protones en el núcleo, de forma que los electrones de la capa más externa son cada vez más atraídos y la nube electrónica se contrae.

2015 Dados los conjuntos siguientes de valores de números cuánticos:

(5, 2, 3, ½); (3, 2, -1, -½); (1, 2, -1, -½) y (2, 1, 0, ½)

a) Indique razonadamente cuáles de ellos no están permitidos.

(5, 2, 3, ½): No está permitido porque si l = 2, m sólo puede tomar los valores -2, -1, 0, 1 y 2.

(1, 2,-1,- ½): No está permitido porque si n = 1, l sólo puede tomar el valor de 0.

b) Indique el nivel de energía y el orbital en el que se encontrarían los electrones cuyos valores de números cuánticos están permitidos.

(3, 2, -1, -½): Nivel de energía: 3; orbital: 3d (2, 1, 0, ½): Nivel de energía 2; orbital: 2p

c) Ordene en orden creciente de energía los orbitales de dichos electrones permitidos 2p < 3d

2017 Indique justificadamente cuales de los siguientes grupos de números cuánticos son imposibles para un electrón en un átomo: (3, 3, 1, ½); (3, 2, -2, -½); (2, 1, 0, ½); (4, 3, -1, 1)

(3, 3, 1, ½) es imposible: si n=3, l solo puede tomar los valores 0, 1 y 2.

(4, 3, -1, 1) es imposible, ya que "s" solo puede tomar los valores +½ ó -½.

Para los grupos que sean posibles indique: a) el nivel de energía, b) el orbital al que corresponde y c) el número máximo de electrones que puede albergar la subcapa correspondiente.

(3, 2, -2, -½): Nivel de energía n=3, orbital d (**3d**). La subcapa 3d puede albergar 10 e^- máximo

(2, 1, 0, ½): Nivel de energía n=2, orbital p (**2p**). La subcapa 2p puede albergar 6 e^- máximo

2018 Para los elementos químicos de número atómico 19 y 35:

a) Escriba sus configuraciones electrónicas.

Z=19: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ Z=35: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$

b) Indique su nombre y símbolo químico: Z=19: Potasio, K; Z=35: Bromo, Br

c) Indique razonadamente cuál es el ion más estable para cada uno de dichos elementos y escriba sus respectivas configuraciones electrónicas.

Z=19: K^+ Configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

Al perder un electrón, el átomo de potasio adquiere configuración electrónica de gas noble (octeto completo). Se trata de un metal y tiene una baja energía de ionización.

Z=35: Br^- Configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

Al ganar un electrón el átomo de bromo adquiere configuración electrónica de gas noble (octeto completo). Se trata de un no metal y tiene una AE alta en valor absoluto.