

ÁTOMOS

♦ CUESTIONES

● Orbitales atómicos. Números cuánticos. Sistema periódico.

1. 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.
 - Ordénalos de menor a mayor primer potencial de ionización.

(A.B.A.U. Jul. 19)

Solución:

a) 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.

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.

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

(A.B.A.U. Sep. 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: $m = -l, -l + 1, \dots, +l$.

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

El último número cuántico:

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

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

(A.B.A.U. Jun. 18)

Solución:

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

Los orbitales atómicos están definidos por tres números cuánticos:

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

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

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

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

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

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

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

4. a) 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. Jun. 17)

Solución:

a) 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.

5. b) 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)

Rta.: b) Sí. Por el principio de exclusión de Pauli.

6. 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 $(3, 1, -1, -\frac{1}{2})$

7. 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 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.

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

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

- ¿A qué elemento corresponde?
- ¿Cuál es su situación en el sistema periódico?
- Indica los valores de los números cuánticos del último electrón.
- 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

9. 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:

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^- .

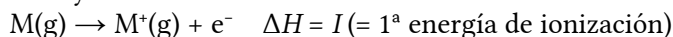
● Propiedades periódicas

- 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. Jul. 19)

Solución:

b) 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:

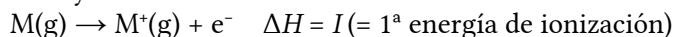
$$I(\text{Na}) < I(\text{Si}) < I(\text{C}) < I(\text{Ne})$$

- Ordena razonadamente de menor a mayor primera energía de ionización, los átomos Al, B, C, K y Na.

(A.B.A.U. Jun. 18)

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



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

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

$$I(Al) < I(B)$$

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

$$I(B) < I(C)$$

$$I(Na) < I(Al)$$

El orden final es:

$$I(K) < I(Na) < I(Al) < I(B) < I(C)$$

3. b) 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. Sep. 17)

Solución:

b) 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.

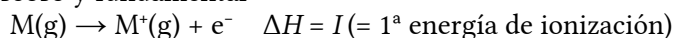
El magnesio está tan lejos de los gases nobles que no tiene sentido pensar que habría podido captar los electrones necesarios para alcanzar la estructura de un gas noble.

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

(A.B.A.U. Jun. 17)

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



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

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

5. 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 isoelectrónicas:

Los iones óxido (O^{2-}), 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) (Ge^{2+}) con 30 electrones.

6. 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.

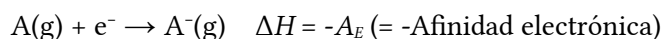
(P.A.U. Sep. 10)

Solución:

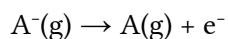
a) La primera energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental para dar iones monopositivos gaseosos.
 Será más fácil arrancar un electrón a un átomo cuando el ión formado adquiere la configuración electrónica 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 tendencia 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.

7. Los elementos A, B, C y D tienen números atómicos 10, 15, 17 y 20, respectivamente. Indica:

a) ¿Cuál tiene mayor potencial de ionización y cuál mayor radio atómico?

b) 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 positivo \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.

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.

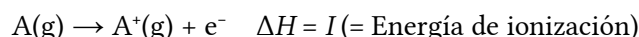
(P.A.U. Sep. 14)

Solución:

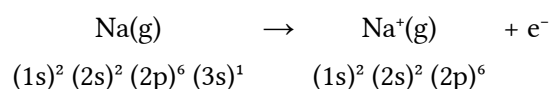
b)

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

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 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.

10. 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.

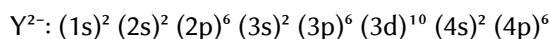
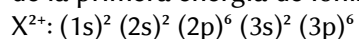
El radio atómico de un elemento se define como la mitad de la distancia internuclear en la molécula diatómica (si forma moléculas diatómicas) o de la distancia entre dos átomos en la estructura cristalina.

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.

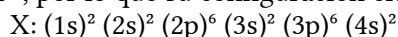
11. A partir de las siguientes configuraciones electrónicas escribe las configuraciones electrónicas de los átomos neutros de los que proceden estos iones y razona qué elemento presentará el valor más bajo de la primera energía de ionización:



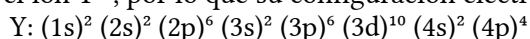
(P.A.U. Sep. 16)

Solución:

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



Y tiene 2 electrones menos que el ión 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 (4º) 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.

12. 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)

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

13. 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 +.

14. 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. Sep. 05)

Rta.: a) $\text{Cl}^- : \text{K}^+ : [\text{Ar}] : (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6$; 3s: (3, 0, 0, $\pm\frac{1}{2}$); 3p: (3, 1, {0, ± 1 }, $\pm\frac{1}{2}$)
b) Cl^- : mayor repulsión entre los electrones (tiene más electrones que protones)

15. 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. Sep. 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.

16. Considera la familia de los elementos alcalinos.
- ¿Cuál es la configuración electrónica más externa común para estos elementos?
 - ¿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.

17. Indica justificando la respuesta, si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:
- El ión Ba^{2+} tiene configuración de gas noble.
 - El radio del ión I^- es mayor que el del átomo de I.

(P.A.U. Jun. 08)

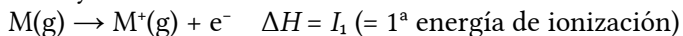
Rta.: a) Cierto. La configuración del Ba es $[\text{Xe}] (6s)^2$ y la del ión Ba^{2+} es la del Xenón.
b) Cierto. Contiene un electrón más que hace que la fuerza de repulsión aumente y la distancia de equilibrio sea mayor que cuando era neutro.

18. Ordena de menor a mayor y de manera razonada los siguientes elementos: sodio, aluminio, silicio, fósforo y cloro, según:
- El primer potencial de ionización.
 - 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.

19. 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.

20. Indica razonadamente si las siguientes afirmaciones son correctas.

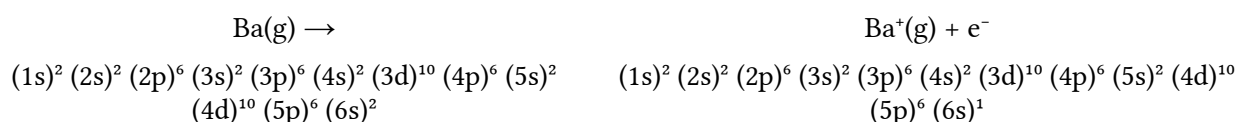
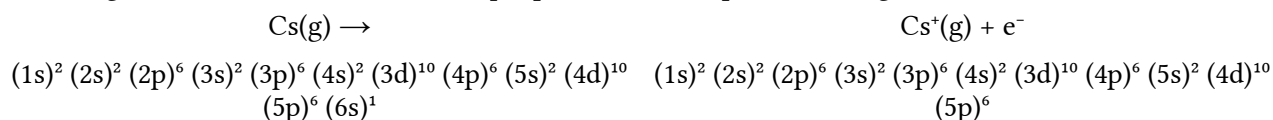
- a) La primera energía de ionización del cesio es mayor que la del bario.
- b) El potasio tiene un radio atómico menor que el bromo.

(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 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.

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](#) 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)

Sumario

ÁTOMOS

<u>CUESTIONES</u>	1
<u>Orbitales atómicos. Números cuánticos. Sistema periódico</u>	1
<u>Propiedades periódicas</u>	3

Índice de probas A.B.A.U. e P.A.U.

2004.....	
1.ª (jun.).....	3
2.ª (sep.).....	8
2005.....	
1.ª (jun.).....	8
2.ª (sep.).....	8
2006.....	
2.ª (sep.).....	8
2007.....	
1.ª (jun.).....	8
2008.....	
1.ª (jun.).....	8
2009.....	
1.ª (jun.).....	3
2010.....	
1.ª (jun.).....	2
2.ª (sep.).....	5
2011.....	
1.ª (jun.).....	2
2012.....	
1.ª (jun.).....	9
2.ª (sep.).....	6
2013.....	
1.ª (jun.).....	9
2014.....	
1.ª (jun.).....	5
2.ª (sep.).....	6
2015.....	
1.ª (jun.).....	8, 10
2016.....	
1.ª (jun.).....	7
2.ª (sep.).....	2, 7
2017.....	
1.ª (jun.).....	2, 4
2.ª (sep.).....	4
2018.....	
1.ª (jun.).....	1, 3
2.ª (sep.).....	1
2019.....	
2.ª (jul.).....	1, 3