

SOLUCIONES A LOS PROBLEMAS PROPUESTOS DE SISTEMA PERIÓDICO

PROBLEMA 1

a)

El potencial o energía de ionización es la energía que hay que comunicar a un átomo en su estado fundamental y gaseoso para poder extraerle un electrón.

Como se puede observar, la energía para arrancar el primer electrón, 520 kJ/mol, es relativamente baja, sin embargo, para arrancarle el segundo electrón la energía crece considerablemente (se multiplica por 14), lo que indica que el elemento ha adquirido la configuración de gas noble una vez arrancado el primer electrón.

Esto indica que es un metal alcalino.

b)

Al descender en un grupo, se intensifica el efecto pantalla (atenuación de la fuerza atractiva neta sobre el electrón), pues aumenta el número de capas de electrones entre el núcleo y la capa de valencia. Ello hace que disminuya la carga nuclear efectiva (carga positiva neta sobre un electrón) y que se necesite menos energía para arrancar el electrón de valencia.

Al avanzar en un período aumenta la carga nuclear y, por tanto, la energía de ionización, aunque puede haber discontinuidades si al perder o ganar un electrón se pierde una estructura de capa llena o semillena.

La energía de ionización aumenta al subir en un grupo y al desplazarse a la derecha en un período, es decir, el mayor cuanto más arriba y a la derecha de la tabla periódica está el elemento químico.

PROBLEMA 2

El He es un gas noble en estado fundamental, pero los otros dos elementos han perdido electrones, uno el ion Li^+ , y dos el ion Be^{2+} , lo que hace que tengan la misma configuración electrónica que el helio. Es decir, los tres son isoelectrónicos.

Sin embargo, no tienen la misma carga nuclear. El helio tiene dos protones, el ion Li^+ tiene 3 protones y el ion Be^{2+} tiene 4 protones, es decir, no atraen de la misma forma la nube electrónica. En este caso a mayor carga nuclear mayor atracción sobre los electrones.



La energía de ionización o potencial de ionización es la energía que hay que comunicar a un átomo en estado fundamental y gaseoso para poder arrancarle un electrón.

En el caso del problema, la energía que hay que comunicar a cada uno para arrancarle un electrón no será la misma, sino que será mayor la que haya que comunicar al ion Be^{2+} que al ion Li^+ , y, ambas serán mayores que la del helio, debido a su distinta carga nuclear.



PROBLEMA 3

El ion Na^+ es más pequeño que el átomo de sodio, Na, ya que ha perdido el electrón de valencia. El Mg^{2+} ha perdido dos electrones de valencia, por lo que es menor que el átomo de magnesio.

El ion cloruro Cl^- , es mayor que el átomo de cloro, Cl, ya que la carga nuclear efectiva (la cantidad de protones es la misma pero la cantidad de electrones aumenta) es menor y lo mismo ocurre con el ion sulfuro.

En la tabla periódica para los átomos neutros en un grupo, el radio atómico disminuye al aumentar el número atómico porque al aumentar la carga nuclear efectiva (número de protones) y no aumentar excesivamente los electrones, el volumen del átomo se contrae.

En cambio, al aumentar el número atómico en un período, el radio aumenta ya que se añaden capas enteras de electrones y la carga nuclear efectiva no es tan grande como para compensar el crecimiento de los electrones.

En el caso del radio iónico, el efecto es más llamativo en el caso de los cationes. Entre un átomo de un elemento y sus cationes el número de protones es el mismo, sin embargo, disminuyen los electrones, la carga nuclear efectiva crece y el radio atómico disminuye, tanto más cuantos más electrones se pierdan.

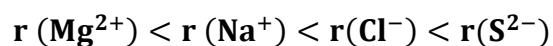
En el caso de los aniones ocurre exactamente lo contrario. El radio iónico crece cuantos más electrones se ganen.

Algunos ejemplos:



Átomo Neutro	Radio atómico (nm)	Ion	Radio iónico (nm)
Na Z=11	0,186	Na ⁺	0,099
Mg Z=12	0,160	Mg ²⁺	0,065
Al Z=13	0,143	Al ³⁺	0,05
Li Z=3	0,152	Li ⁺	0,059
K Z=19	0,227	K ⁺	0,138
Rb Z=37	0,247	Rb ⁺	0,148
Cl Z=17	0,099	Cl ⁻	0,181
S Z=16	104	S ²⁻	184

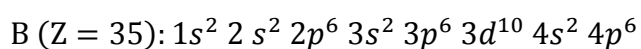
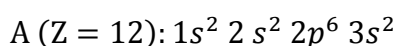
Luego, la ordenación creciente de los radios iónicos será:



PROBLEMA 4

a)

Sus configuraciones electrónicas son:



El elemento A es un alcalinotérreo situado en el tercer período, grupo dos. Se trata del elemento magnesio, Mg. El ion más estable será el Mg²⁺.



El elemento B es un halógeno del cuarto período, grupo décimo séptimo. Corresponde al bromo, Br. Su ion más estable será el Br^- .

b)

El mayor radio atómico en el caso del magnesio será el del átomo neutro ya que el ion, al perder dos electrones, tiene un radio atómico menor. En el caso del bromo será el anión bromuro el de mayor radio, ya que al ganar un electrón tendrá la misma carga nuclear y un electrón más, que hará que el efecto de atracción núcleo-electrones sea menor.

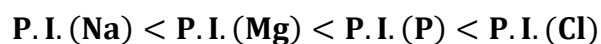
PROBLEMA 5

a)

El potencial de ionización o energía de ionización es la energía que hay que comunicar a un átomo en estado fundamental y gaseoso para arrancarle un electrón.

Crece en un período hacia la derecha y en grupo hacia arriba, por lo que el átomo con mayor potencial de ionización es el flúor.

En este caso, visto el lugar que ocupan estos elementos en la tabla periódica, la ordenación de los mismos será la siguiente:



b)

Los principales iones que formarán el sodio y el magnesio serán: Na^+ y Mg^{2+} .

El radio iónico de un cátodo es menor que el del átomo del que procede y el del ánodo es mayor que el del átomo del que procede.



PROBLEMA 6

a)

El radio atómico del sodio, Na, es mayor que el del magnesio, Mg, debido a su ubicación en la tabla periódica. El radio atómico decrece al avanzar en un período y crece al aumentar el número atómico en un grupo.

El sodio tiene un electrón en su capa de valencia mientras que el magnesio tiene dos electrones. De ambas afirmaciones se deduce que necesitará menos energía arrancar un electrón al sodio que al magnesio.

Por tanto, el magnesio tendrá mayor energía de ionización.



b)

El radio atómico del potasio es mayor que el radio atómico del calcio, sin embargo, dado que es la segunda energía de ionización, se debe analizar el radio atómico de ambos cationes.

El radio atómico del K^+ es menor que el del K , lo mismo ocurre con Ca^{2+} respecto del Ca . Al perder un electrón el potasio tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ lo cual hace que se comprima mucho el átomo, mientras que la del calcio al perder un electrón tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, lo que hace que disminuya su tamaño pero no tanto como el caso del K^+ , por lo que el $r(K^+) < r(Ca^+)$.

Se deduce por tanto que el extraer un electrón del K^+ necesitará muchas más energía que para extraérselo al Ca^+ .

Arrancarle dos electrones al potasio implicará arrancarle un electrón a un átomo con una estructura de gas noble, ya que al arrancarle el primer electrón adquiere una estructura de capa llena.

Arrancarle dos electrones al calcio que tiene dos electrones en su capa de valencia será relativamente poco costoso.

En consecuencia, se deduce que el potasio tendrá la segunda energía de ionización más elevada que la del calcio.

PROBLEMA 7

a) *VERDADERA.*

La regla de Hund afirma que los electrones rellenan todos los subniveles de una subcapa antes de emparejarse en un subnivel, por lo que la configuración en la que dos electrones están juntos es menos estable que un electrón por cada uno de los subniveles libres.

b) *FALSA.*

El sodio tiene número atómico 11 y el cesio, 55. El potencial de ionización decrece al avanzar en el grupo y de izquierda a derecha, por lo que el cesio es el átomo con menor potencial de ionización entre ambos; de aquí se deduce que al sodio hay que comunicarle más energía para que se le pueda extraer el electrón de la capa de valencia, tiene un potencial de ionización mayor.



PROBLEMA 8

El elemento (i) es el oxígeno, $Z = 8$; el elemento (ii) es el sodio, $Z = 11$, por último el (iii) es el cloro con $Z = 17$.

a)

El elemento alcalino es el sodio (ii) del grupo 1, el anfígeno es el oxígeno (i) del grupo 16 y el halógeno es el cloro (iii) del grupo 17.

b)

El más electronegativo de entre los indicados es el cloro y el de menor afinidad electrónica es el sodio, ya que la electronegatividad crece con el aumento del número atómico en un período y decrece en un grupo al crecer el número atómico. Es decir, la zona de la tabla más a la derecha y hacia arriba es la de los elementos más electronegativos.

PROBLEMA 9

El elemento A es el sodio, el B es el cloro y el C es el potasio.

a)

El cloro es un halógeno y tendrá una energía de ionización bastante elevada ya que es muy electronegativo, 1 251 kJ/mol.

El sodio está colocado en la tabla por encima del potasio, ambos metales alcalinos. El átomo de potasio tiene mayor radio atómico que el sodio por lo que la energía de ionización del potasio será menor que la del sodio.

La energía de ionización del sodio es 496 kJ/mol, y 419 kJ/mol la del potasio.

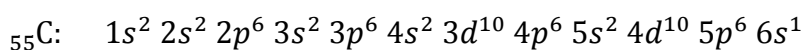
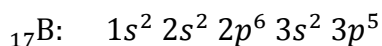
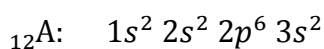
b)

Tal como se ha mencionado en el apartado a) el radio atómico del potasio es mayor que el del sodio. Debido a que el radio atómico decrece al avanzar por un período, el cloro tendrá el menor de los tres radios atómicos.

Y, en consecuencia, el potasio será el elemento con mayor radio atómico.

PROBLEMA 10

a)



b)

A: Período 3, Grupo 2

B: Período 3, Grupo 17

C: Período 6, Grupo 1

c)

Metales: A y C

No metal: B

d)

El elemento B es el único no metal (halógeno) y, por tanto, es el que tiene mayor afinidad electrónica. Debido a su pequeño volumen atrae fuertemente a los electrones y tiene a captar un electrón para adquirir la estructura electrónica de gas noble.

e)

El elemento C, porque tiene un solo electrón en el último nivel, muy alejado del núcleo, poco atraído, que cede con facilidad.

PROBLEMA 11

a)

Si suponemos que los átomos son esféricos, el volumen de uno de ellos es:

$$V = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot R^3$$

Como el radio atómico es una propiedad periódica, el volumen también lo será.

b)

La energía de ionización es la energía que hay que utilizar para arrancar un electrón a un átomo en estado fundamental y gaseoso. Cada electrón que queramos arrancar necesitará una energía determinada dependiendo de la configuración electrónica. No es lo mismo arrancar el electrón más externo de un átomo que el último electrón, situado en la capa más próxima al núcleo del mismo átomo, pues sentirá con mayor fuerza la atracción del núcleo. Así, existen tantas energías de ionización para un átomo como electrones posea, y hablamos de primera energía de ionización, segunda energía de ionización, etc.

c)

Cuando arrancamos un electrón de un átomo, el núcleo atrae con más fuerza a los electrones restantes, por lo que el radio del ion es menor, y, en consecuencia los radios



de los sucesivos iones positivos de un elemento son cada vez menores. A la inversa, los radios de los iones negativos son progresivamente mayores.

d)

El carácter metálico de un elemento depende de su facilidad para ceder electrones, con lo que cuanto más fácil sea que un átomo ceda electrones (cuanto menor sea su energía de ionización), mayor será el carácter metálico del elemento.

Excepto los elementos del extremo superior derecho de la tabla periódica, que son no metales, el resto tiene un carácter metálico.

PROBLEMA 12

a)

El elemento C. Al perder un electrón, adquiere la configuración de gas noble. El elemento A puede actuar con estado de oxidación +1, pero también con -1.

b)

El elemento D. Sus electrones de valencia están en una capa más exterior.

c)

El elemento C. Al perder el primer electrón, adquiere configuración de gas noble; la pérdida del segundo electrón supondría la pérdida de esa configuración.

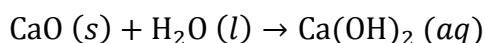
d)

El elemento A. Si acepta un electrón alcanza la configuración del gas noble He.

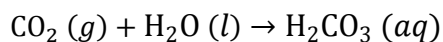
PROBLEMA 13

El Ca es un elemento muy poco electronegativo y de carácter metálico.

Con los metales, el oxígeno forma óxidos básicos porque, al disolverlos en agua, dan lugar a los hidróxidos correspondientes.

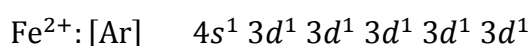
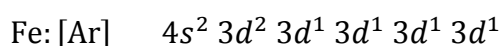


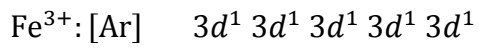
El carbono es un no metal. Con los no metales, el oxígeno forma óxidos ácidos porque, al disolverlos en agua, dan lugar a los oxoácidos correspondientes:



PROBLEMA 14

La configuración electrónica de los 3 elementos es:





El estado de oxidación preferente es Fe^{2+} , ya que permite un mayor número de electrones desapareados.

PROBLEMA 15

Tienen tamaños tan parecidos porque todos poseen la misma configuración electrónica en su capa más exterior; el electrón diferenciador se sitúa en una capa más interior. Por otra parte, su número atómico es lo suficientemente alto como para que no sea muy significativa la presencia de un protón más en el núcleo del átomo de cada elemento.

