

PROPIEDADES DE TABLA

1.-ENERGIA DE IONIZACIÓN inicial



- La primera energía de ionización, es la mínima cantidad de energía necesaria para quitar el electrón más externo (el menos fuertemente retenido) de un átomo neutro, en estado gaseoso y en su estado fundamental.
- La energía de ionización aumenta cuando:
 - El número atómico (Z) es más alto (más protones → mayor atracción nuclear).
 - El electrón está más cerca del núcleo (menor distancia → mayor fuerza de atracción).

Al desplazarnos a la **derecha en un periodo** el número de protones **crece y la energía de ionización tb**. Y los electrones se sitúan en la misma capa

Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
E.I (kJ/mol)	520.2	899.5	800.6	1086.5	1402.3	1313.9	1681.0	2060.7

Explicación para examen: Dentro de un mismo periodo la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha **Explicación:** A lo largo de un periodo aumenta la carga nuclear efectiva Z^* de izquierda a derecha ya que aumenta el número atómico pero el apantallamiento no. Al aumentar la carga nuclear efectiva ejerce mayor atracción sobre los electrones de valencia , disminuyendo el radio, por lo tanto los electrones externos estarán más fuertemente atraídos y tendremos que suministrar una mayor energía para extraerlos

Si descendemos en un grupo el **número de protones es casi igual y la energía de ionización tb**. Sin embargo la distancia al núcleo de los electrones aumenta ya que **aumentan las capas**

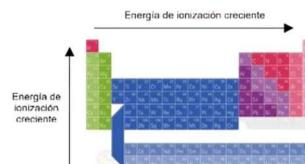
Elemento	E.I (kJ/mol)
Li	520.2
Na	495.5
K	418.8
Rb	403.0

Explicación para examen: Dentro de un mismo grupo la energía de ionización disminuye al descender en el grupo.

Explicación: Al descender en un grupo aumenta el número de capas electrónicas aumentando el radio atómico , los electrones al aumentar el radio estarán menos atraídos por el núcleo , siendo menor la energía de ionización

De aquí deriva una ley: **Ley de Coulomb** . Explicando que, presentarán un valor más bajo de la primera energía de ionización el elemento cuyo electrón esté más débilmente unido al núcleo. Que está reflejada en la formula

$$F = k \frac{(Z^* e) e}{r^2}$$



¿Estamos preparados? Ahora nos toca aplicar lo aprendido para saber si hemos entendido los conceptos principales. **1.-Ordena los siguientes elementos en orden creciente a su Energía de Ionización**

a) Na (Z=11) Cl (Z=17) P(Z= 15) b) P(Z= 15) Sb (Z= 51) N(Z=7)

Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ 3 periodo 1 grupo s zona

Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

Sb $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$

N $1s^2 2s^2 2p^6$



Explicación: Dentro de un mismo periodo la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha **Explicación** A lo largo de un periodo aumenta la carga nuclear efectiva Z^* de izquierda a derecha ya que aumenta el número atómico pero el apantallamiento no. Al aumentar la carga nuclear efectiva ejerce mayor atracción sobre los electrones de valencia, disminuyendo el radio, por lo tanto, los electrones

externos estarán más fuertemente atraídos y tendremos que suministrar una mayor energía para extraerlos

Explicación: Dentro de un mismo grupo la energía de ionización disminuye al descender en el grupo
Explicación Al descender en un grupo aumenta el número de capas electrónicas aumentando el radio atómico, los electrones al aumentar el radio estarán menos atraídos por el núcleo, siendo menor la energía de ionización

- a) Como el Na, Cl y P pertenecen al mismo periodo E_i de Na < P < Cl
- b) Como el P, Sb y N pertenecen al mismo grupo el E_i de Sb < P < N

EJERCICIO 1.- Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su Energía de Ionización:

- a) Li (Z = 3), F (Z = 9), Be (Z = 4)
- b) Mg (Z = 12), Ca (Z = 20), Ba (Z = 56)

EJERCICIO2.- Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su Energía de Ionización:

- a) O (Z = 8), S (Z = 16), Se (Z = 34)
- b) K (Z = 19), Al (Z = 13), Ar (Z = 18)

EJERCICIO3., Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su Energía de Ionización:

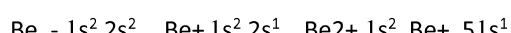
- a) C (Z = 6), Si (Z = 14), Ge (Z = 32)
- b) I (Z = 53), Br (Z = 35), Cl (Z = 17)

2.-ENERGIA DE IONIZACIÓN sucesivas

En función del número de electrones del átomo podemos hablar de la primera, segunda , tercera, ... energía de ionización , que corresponde , con la energía necesaria para arrancar del átomo el primer , segundo , tercer ... electrón $X(g) + E_i1 \rightarrow X^+(g) + 1e^-$ $X^+(g) + E_i2 \rightarrow X^{2+}(g) + 1e^-$ $X^{2+}(g) + E_i3 \rightarrow X^{3+}(g) + 1e^-$ Las sucesivas energías de ionización serán mayores cada vez

Explicación para examen. - Al disminuir los electrones tendrá un menor apantallamiento para el mismo número atómico, luego la carga nuclear efectiva aumentará, al aumentar la carga nuclear efectiva disminuye el radio por lo tanto los electrones externos estarán más fuertemente atraídos y tendremos que suministrar una mayor energía para extraerlos

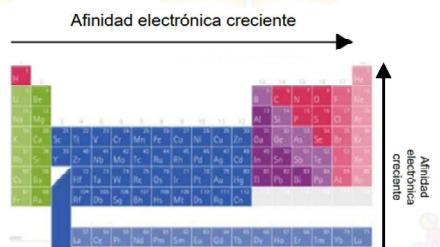
1.-Las energías sucesivas de ionización del berilio son Be Z=4 son $E_i1= 0.899$ $E_i2= 1.757$ $E_i3 = 14.849$ (en eV/átomo) Justifica el valor tan alto de la tercera energía de ionización



explicación: Al disminuir los electrones tendrá un menor apantallamiento para el mismo número atómico, luego la carga nuclear efectiva aumentará, al aumentar la carga nuclear efectiva disminuye el radio por lo tanto los electrones externos estarán más fuertemente atraídos y tendremos que suministrar una mayor energía para extraerlos

El valor tan alto de la tercera energía de ionización, es debido a que el Be al perder dos electrones adquiere la configuración electrónica de un gas noble, lo que le confiere una mayor estabilidad, por esto se requiere mucha más energía para arrancar el tercer electrón

3.- AFINIDAD ELECTRÓNICA (AE)



La variación de energía (generalmente energía desprendida, por eso AE suele ser negativo) cuando un elemento, en estado gaseoso, capta un electrón. Es idéntica a la energía de ionización.

Si un elemento tiende a captar electrones (afinidad electrónica alta) no tenderá a cederlos, debiendo comunicar una gran energía para lograrlo (energía de ionización alta).

Si un elemento tiende a ceder electrones habrá que comunicarle poca energía (energía de ionización baja) y no tenderá a captarlos (afinidad electrónica baja).

Explicación para examen: A lo largo de un periodo aumenta la carga nuclear efectiva Z^* de izquierda a derecha ya que aumenta el número atómico pero el apantallamiento no. Al aumentar la carga nuclear efectiva disminuye el radio, por lo tanto el núcleo ejercerá una mayor atracción por ese nuevo electrón siendo mayor la Afinidad electrónica

Explicación para examen: Al descender en un grupo aumenta el número de capas electrónicas aumentando el radio atómico, los electrones al aumentar el radio estarán menos atraídos por el núcleo, siendo menor la Afinidad electrónica

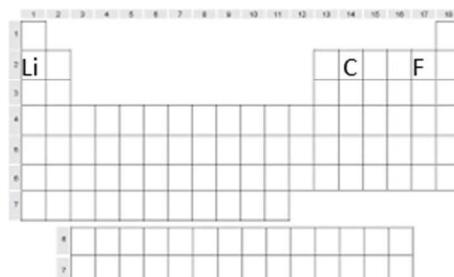
Realizamos un ejercicio para que veas en qué casos podemos usar esta teoría?

1.-a) Define afinidad electrónica b) ordena razonadamente los elementos C , F y Li, según los valores crecientes de su afinidad electrónica

a) La afinidad electrónica es la energía liberada (o absorbida) cuando un átomo neutro en estado gaseoso captura un electrón y se convierte en un ión negativo (anión).

b)

C	$1s^2 2s^2 2p^2$
F	$1s^2 2s^2 2p^5$
Li	$1s^2 2s^1$



Explicación: Al descender en un grupo aumenta el número de capas electrónicas aumentando el radio atómico, los electrones al aumentar el radio estarán menos atraídos por el núcleo, siendo menor la Afinidad electrónica $Li < C < F$

EJERCICIOS 1.- Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su Afinidad Electrónica:

- a) Cl (Z = 17), S (Z = 16), Si (Z = 14)
- b) Na (Z = 11), Mg (Z = 12), Al (Z = 13)

EJERCICIOS2.- Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su Afinidad Electrónica:

- a) F (Z = 9), O (Z = 8), N (Z = 7)
- b) C (Z = 6), B (Z = 5), Li (Z = 3)

EJERCICIOS 3.- Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su Afinidad Electrónica:

- a) Br (Z = 35), I (Z = 53), Cl (Z = 17)
- b) He (Z = 2), Ne (Z = 10), Ar (Z = 18)

4.- ELECTRONEGATIVIDAD (EN)



Mide la tendencia de los elementos a captar electrones.

Energía de ionización alta y afinidad electrónica alta = **Electronegatividad alta**.

- Electronegatividades altas indican gran apetencia por los electrones. Los no metales son muy electronegativos.

Energía de ionización baja y afinidad electrónica baja = **Electronegatividad baja**.

- Una electronegatividad baja indica tendencia a perder electrones. Los metales tienen electronegatividades bajas.

Explicación para examen: A lo largo de un periodo aumenta la carga nuclear efectiva Z^* de izquierda a derecha ya que aumenta el número atómico pero el apantallamiento no. Al aumentar la carga nuclear efectiva disminuye el radio, con lo que aumenta la tendencia que tiene el átomo de atraer los electrones

Explicación para examen: Al descender en un grupo aumenta el número de capas electrónicas aumentando el radio atómico, con lo que disminuye la tendencia que tiene el átomo de atraer los electrones

Sigamos con ejercicios para que veas como realizar los ejercicios

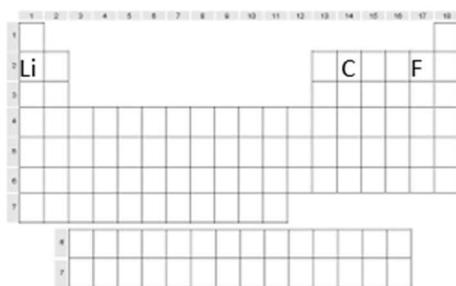
1.-a) Define afinidad electrónica b) ordena razonadamente los elementos C, F y Li, según los valores crecientes de su afinidad electrónica

a) La electronegatividad es la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones compartidos en un enlace químico. Es una propiedad relativa, es decir, se compara entre átomos. El elemento más electronegativo es el flúor (F), y en general, la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en un periodo de la tabla periódica y disminuye de arriba abajo en un grupo.

b)

C	$1s^2 2s^2 2p^2$
F	$1s^2 2s^2 2p^5$
Li	$1s^2 2s^1$

Explicación: Al descender en un grupo aumenta el número de capas electrónicas aumentando el radio atómico, con lo que disminuye la tendencia que tiene el átomo de atraer los electrones $Li < C < F$

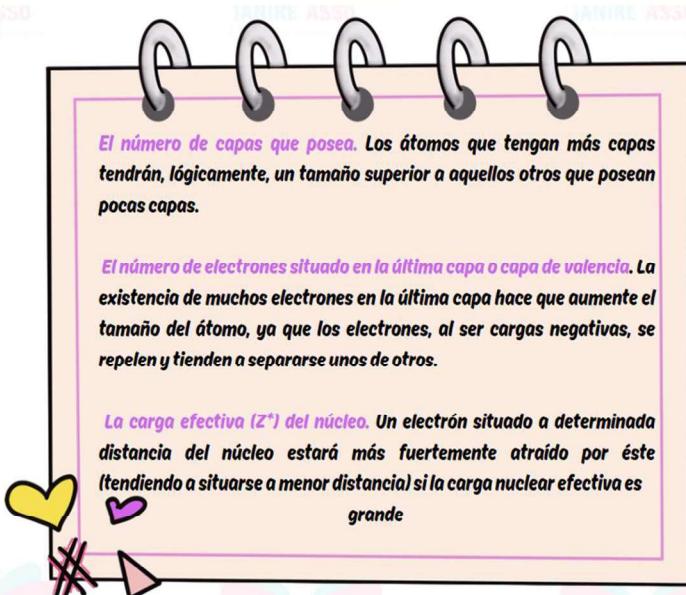


EJERCICIO 1.- a) Define afinidad electrónica. b) Ordena razonadamente los elementos C, F y Li según valores crecientes de su afinidad electrónica.

EJERCICIO 2. a) Define afinidad electrónica) Ordena razonadamente los elementos O, N y S según valores crecientes de su afinidad electrónica.

EJERCICIO 3.- a) Define afinidad electrónica. b) Ordena razonadamente los elementos Na, Cl y Al según valores crecientes de su afinidad electrónica.

5.- TAMAÑO DEL ÁTOMO



Los **elementos más pequeños** estarán situados en la **parte superior** y los más voluminosos en la parte de abajo del sistema periódico.

En los **periodos cortos** a medida que vamos hacia la **derecha**, la **carga nuclear efectiva aumenta** con lo que se produce una **disminución del tamaño** de los átomos.

En los **periodos largos** los átomos **más pequeños** se encuentran situados hacia la **mitad periodo y al final del mismo**

Comparados con los átomos neutros los **iones con carga negativa** (aniones) son bastante **más grandes**

IONES

Los **iones con carga positiva** (cationes) serán, sin embargo, bastante **más pequeños** que los **átomos neutros**

6.- CONCEPTOS IMPORTANTES PARA EJERCICIOS

Esquema para hacer ejercicios



APANTALLAMIENTO. -Es debido a la repulsión entre los electrones del átomo y disminuye la fuerza de atracción del núcleo. Se da entre electrones del mismo nivel y niveles inferiores.

Explicación amplia: los electrones (-) son atraídos por el núcleo con protones (+), y crean una fuerza de atracción común. Sin embargo, los electrones (-) de capas inferiores y de la misma capa crean fuerzas de repulsión. Por lo que, **la fuerza de atracción – la de repulsión crea la fuerza de atracción efectiva**.

2 tipos de apantallamiento

Kernel (niveles internos)
 $a=1$ por cada electrón

Niveles externos.
 $a<1$ para cada electrón del mismo nivel

CARGA NUCLEAR EFECTIVA (Z^*).- Es debido a la repulsión entre los electrones que los de las ultimas capas recibirán una menor atracción. Por lo que, se trata de la fuerza que necesita el núcleo para atraer a el electrón teniendo en cuenta el apantallamiento.

$$Z^* = Z \text{ (número de protones o número atómico)} - a \text{ (apantallamiento)}$$

el mismo periodo

$$Z^* = Z - a$$

$a=constante$

Sube Z = sube Z^*

el mismo grupo

$$Z^* = \text{constante}$$

$a = Z^* \text{ baja} = F \text{ efectiva baja}$

Sé que ahora parece que es toda información inconexa, pero haciendo ejercicios entenderás mucho mejor que es lo que estamos haciendo y aprenderás a usar estos esquemas

1.-Calcula el apantallamiento para el ultimo electrón del Berilio ($Z=4$) y Silicio ($Z= 14$)

$$\text{Be } (z=4) = 1s^2 \ 2s^2$$

Kernel= $1s^2$ asique tenemos 2
Externa= $2s^2$ tenemos dos, pero como uno es el que queremos analizar solo contamos como que hay 1

$a = 2 + 1. (a < 1)$
 $a = 2 + (a < 1)$
Como tiene que ser menor que uno el resultado tiene que ser menor que tres.
Por lo que a estira entre 2 y 3 $2 < a < 3$

$$\text{Silicio } (z=14) \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^2$$

Kernel= $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6$ asiq son 10
Externa= $3s^2 \ 3p^2$ tenemos cuatro, pero como uno es el que queremos analizar solo contamos como que hay 3

$a = 10 + 3. (a < 1)$
Como al 10 hay que sumarle algo el resultado tiene que ser mayor que 10
 $10 < a$

2.- Calcula la carga nuclear efectiva sobre el electron mas externo de Na ($Z= 11$) y Al ($Z = 13$)

$$\text{Na}(z=11) = 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^1$$

Kernel= $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6$ asique tenemos 10
Externa= $3s^1$ tenemos uno, pero como uno es el que queremos analizar solo contamos como que hay 0

$a = 10 + 0. (a < 1)$
 $a = 10$
 $Z^* = Z - a \quad Z^* = 11 - 10 = 1$

$$\text{Silicio } (z=13) \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^1$$

Kernel= $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6$ asiq son 10
Externa= $3s^2 \ 3p^1$ tenemos tres, pero como uno es el que queremos analizar solo contamos como que hay 2

$a = 10 + 2. (a < 1)$
 $Z^* = Z - a \quad Z^* = 13 - (10 + 2. (a < 1))$
 $Z^* = 13 - 10 - 2. (a < 1) = 3 - 2. (a < 1)$

EJERCICIO1- Calcula el apantallamiento para el último electrón del Berilio ($Z = 4$) y Silicio ($Z = 14$).

EJERCICIO2- Calcula el apantallamiento para el último electrón del Carbono ($Z = 6$) y Magnesio ($Z = 12$).

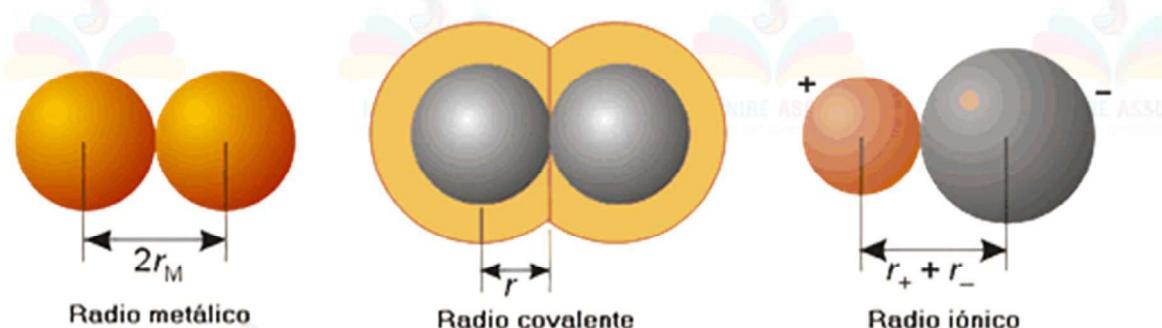
EJERCICIO3- Calcula el apantallamiento para el último electrón del Oxígeno ($Z = 8$) y Fósforo ($Z = 15$).

EJERCICIO 4. Calcula la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo de Na (Z = 11) y Al (Z = 13).

EJERCICIO 5, Calcula la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo de F (Z = 9) y Mg (Z = 12).

EJERCICIO 6. Calcula la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo de P (Z = 15) y Cl (Z = 17).

7.- RADIO ATOMICO

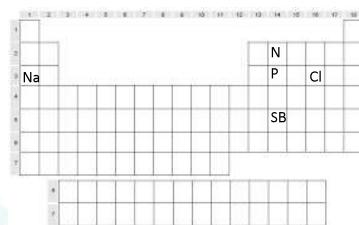


La mitad de las distancias entre 2 núcleos enlazados entre si **Z* BAJA= Radio más pequeño**. Explicación para poner en el examen:

- A lo largo de un periodo aumenta la carga nuclear efectiva Z^* de izquierda a derecha (ya que aumenta el número atómico pero el apantallamiento no) . Al aumentar la carga nuclear efectiva ejerce mayor atracción sobre los electrones de valencia, disminuyendo el radio
- Dentro de un mismo grupo el radio atómico aumenta al descender en el grupo Explicación Al descender en un grupo aumenta el número de capas electrónicas aumentando el radio atómico

1.-Ordena los siguientes elementos en orden creciente a su radio atómico a) NA (11) Cl (17) P(15)
b) P(15) Sb(51) N (7)

Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
Sb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$
N	$1s^2 2s^2 2p^6$



Respuesta .- Explicación A lo largo de un periodo aumenta la carga nuclear efectiva Z^* de izquierda a derecha (ya que aumenta el número atómico pero el apantallamiento no) . Al aumentar la carga nuclear efectiva ejerce mayor atracción sobre los electrones de valencia , disminuyendo el radio .Dentro de un mismo grupo el radio atómico aumenta al descender en el grupo Explicación Al descender en un grupo aumenta el número de capas electrónicas aumentando el radio atómico

- Como el Na, Cl y P pertenecen al mismo periodo el radio de $Cl < P < Na$
- Como el P, Sb y N pertenecen al mismo grupo el radio de $N < P < Sb$

7.- RADIO IONICO

CATION .- Los cationes tienen menor radio que sus elementos neutros $RA^* < RA$



Cation

- **Explicación.** - Los cationes al perder electrones tendrán un menor apantallamiento para el mismo número atómico, luego la carga nuclear efectiva aumentará, al aumentar la carga nuclear efectiva ejerce mayor atracción sobre los electrones de valencia, disminuyendo el radio

ANION. -Los aniones tienen mayor radio que sus elementos neutros



Anión

-**Explicación** Los aniones al ganar electrones tendrán un mayor apantallamiento para el mismo número atómico, luego la carga nuclear efectiva disminuirá, al disminuir la carga nuclear efectiva ejerce menor atracción sobre los electrones de valencia, aumentando el radio

ISOELECTRONICAS. - son aquellas que tienen el mismo número de electrones El radio de estas sustancias disminuye con el aumento del número atómico

-**Explicación** Al tener el mismo número de electrones , tienen el mismo apantallamiento , luego al aumentar el número atómico , aumentará la carga nuclear efectiva , disminuyendo el radio

1.-Justifica que especie de cada uno de los pares siguientes tiene mayor radio

a	O y O ²⁻	O $1s^2 2s^2 2p^4$ O ²⁻ $1s^2 2s^2 2p^6$	Explicación Los aniones al ganar electrones tendrán un mayor apantallamiento para el mismo número atómico , luego la carga nuclear efectiva disminuirá , al disminuir la carga nuclear efectiva ejerce menor atracción sobre los electrones de valencia , aumentando el radio El radio de O ²⁻ será mayor que el de O
b	Na y Na ⁺	Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ Na ⁺ $1s^2 2s^2 2p^6$	Explicación Los cationes al perder electrones tendrán un menor apantallamiento para el mismo número atómico , luego la carga nuclear efectiva aumentará , al aumentar la carga nuclear efectiva ejerce mayor atracción sobre los electrones de valencia , disminuyendo el radio El radio del Na será mayor que el de Na ⁺ El radio de estas sustancias disminuye con el aumento del número atómico
c	Cl- y K ⁺	Cl ⁻ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ K ⁺ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	Explicación Al tener el mismo número de electrones , tienen el mismo apantallamiento , luego al aumentar el número atómico , aumentará la carga nuclear efectiva , disminuyendo el radio