

11.1. LOS ORÍGENES DE LA TABLA PERIÓDICA

- 1. La primera clasificación sistemática de los elementos químicos permitió separarlos, atendiendo a sus propiedades físicas y químicas, en dos grandes grupos: metales y no metales. Indica las propiedades que diferencian a unos de otros.**

Los metales, a excepción del mercurio, son sólidos a temperatura ambiente. Los no metales se pueden encontrar en los tres estados de agregación: sólidos blandos, como el azufre, líquidos, como el bromo, y gases, como el oxígeno o el nitrógeno.

Los metales, además, tienen unas propiedades características: se deforman fácilmente sin llegar a romperse, tienen brillo metálico y son buenos conductores, tanto térmicos como eléctricos.

- 2. Clasifica los siguientes elementos químicos en metales o no metales: hierro, carbono, cinc, oxígeno, aluminio, cloro, yodo, potasio, cobre, estaño, plomo, titanio, silicio, hidrógeno y neón.**

Son metales: hierro, cinc, aluminio, potasio, cobre, estaño, plomo y titanio.

Son no metales: carbono, oxígeno, cloro, yodo, hidrógeno y neón.

El silicio es un semimetal.

- 3. Resume las ideas que utilizó Mendeleiev para construir su tabla periódica.**

Mendeleiev clasificó los elementos en orden creciente de masas atómicas, pero tuvo la genial intuición de dejar espacios vacíos en los lugares donde los elementos conocidos no encajaban, al observar que sus propiedades se correspondían con las de los elementos de otra columna. Afirmó que esos huecos correspondían a elementos todavía no descubiertos, de los que predijo sus propiedades y hasta su masa atómica, basándose en su situación en la tabla.

Otra idea genial de Mendeleiev fue romper el orden creciente de masas atómicas para agrupar los elementos en la misma columna de aquellos que tenían sus mismas propiedades. Es el caso del telurio ($A_r = 127,6$), que colocó delante del yodo ($A_r = 127$).

- 4. ¿Fue razonable la manera de proceder de Mendeleiev? ¿Por qué triunfó donde Newlands había fracasado?**

La manera de proceder de Mendeleiev fue muy razonable, como se comprobó posteriormente, al descubrirse los elementos químicos cuya existencia había predicho. Por ejemplo, el galio, al que Mendeleiev denominó eka-aluminio, fue descubierto en 1875.

Newlands fracasó con la ley de las octavas al querer forzar que su ley se cumpliera de manera estricta con todos los elementos conocidos, ordenándolos por riguroso orden de masas atómicas crecientes, lo que llevó a agrupaciones donde aparecían elementos junto con otros con los que no tenían nada en común.

5. Cuando Mendeleiev propone su tabla periódica no se sospecha la existencia de los gases nobles. ¿Por qué?

Los gases nobles se descubrieron en la década de 1890. No se sospechaba su existencia precisamente porque no se conocían compuestos de los que formarían parte.

11.2. LA TABLA PERIÓDICA ACTUAL: GRUPOS Y PERÍODOS

1. Escribe las configuraciones electrónicas de ${}_{9}\text{F}$, ${}_{17}\text{Cl}$, ${}_{35}\text{Br}$, que son halógenos. Verifica si presentan alguna analogía.

Las configuraciones electrónicas a que se refiere el enunciado son las siguientes:

- ${}_{9}\text{F} \rightarrow [\text{He}] 2s^2 2p^5$
- ${}_{17}\text{Cl} \rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
- ${}_{35}\text{Br} \rightarrow [\text{Ar}] 4s^2 (3d^{10}) 4p^5$

Observa que los tres tienen la misma configuración electrónica en su capa más externa: $ns^2 np^5$.

2. Indica la semejanza que existe entre los elementos: ${}_{6}\text{C}$, ${}_{14}\text{Si}$ y ${}_{32}\text{Ge}$.

A partir de su configuración electrónica:

- ${}_{6}\text{C} \rightarrow [\text{He}] 2s^2 2p^2$
- ${}_{14}\text{Si} \rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
- ${}_{32}\text{Ge} \rightarrow [\text{Ar}] 4s^2 (3d^{10}) 4p^2$

Los tres tienen la misma configuración electrónica en su capa más externa: $ns^2 np^2$.

3. Analiza la configuración electrónica de las tríadas Be, Mg, Ca y B, Al, Ga.

¿Encuentras alguna analogía?

Los elementos de la primera tríada tienen la misma configuración electrónica en su capa más externa, ns^2 , como se muestra a continuación:

- ${}_{4}\text{Be} \rightarrow [\text{He}] 2s^2$
- ${}_{12}\text{Mg} \rightarrow [\text{Ne}] 3s^2$
- ${}_{20}\text{Ca} \rightarrow [\text{Ar}] 4s^2$

Lo mismo ocurre con los elementos de la siguiente tríada. En este caso, la configuración electrónica de la capa más externa es $ns^2 np^1$:

- ${}_{5}\text{B} \rightarrow [\text{He}] 2s^2 2p^1$
- ${}_{13}\text{Al} \rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
- ${}_{31}\text{Ga} \rightarrow [\text{Ar}^*] 4s^2 (3d^{10}) 4p^1$

4. Escribe la configuración electrónica de ${}_3\text{Li}$, ${}_4\text{Be}$, ${}_5\text{B}$, ${}_6\text{C}$, ${}_7\text{N}$, ${}_8\text{O}$, ${}_9\text{F}$ y ${}_{10}\text{Ne}$.

Las configuraciones electrónicas son las siguientes:

- ${}_3\text{Li} \rightarrow 1s^2 2s^1$
- ${}_4\text{Be} \rightarrow 1s^2 2s^2$
- ${}_5\text{B} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^1$
- ${}_6\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2$
- ${}_7\text{N} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3$
- ${}_8\text{O} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$
- ${}_9\text{F} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$
- ${}_{10}\text{Ne} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$

5. ¿Por qué aumenta la longitud de un período a medida que nos desplazamos por la tabla periódica?

Todos los elementos de un período tienen el electrón diferenciador en la misma capa electrónica, y, dentro de cada capa, el número de electrones que cabe es distinto, como se indica a continuación:

Capa $n=1$ ($1s^2$): 2 electrones, 2 elementos.

Capa $n=2$ ($2s^2 2p^6$): 8 electrones, 8 elementos.

Capa $n=3$ ($3s^2 3p^6$): 8 electrones, 8 elementos.

Capa $n=4$ ($4s^2 3d^{10} 4p^6$): 18 electrones, 18 elementos.

Y así sucesivamente, lo que explica la distinta longitud de los períodos.

6. Escribe la configuración electrónica de los gases nobles.

Excepto el neón, Ne, cuya configuración electrónica es $1s^2$, la última capa de los demás gases nobles presenta la configuración $ns^2 np^6$ (tienen completa la capa más externa).

7. ¿Por qué aparecen las series de transición a partir del cuarto período y las series de transición interna a partir del sexto período?

Los elementos del cuarto período tienen el electrón diferenciador en la capa que corresponde al número cuántico principal $n = 4$. Los orbitales que se ocupan son: $4s^2 3d^{10} 4p^6$. Los 10 elementos cuyo electrón diferenciador entra en un orbital 3d forman la primera serie de transición.

En el sexto período se ocupan los orbitales: $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$. Los 14 elementos cuyo electrón diferenciador entra en un orbital 4f forman la primera serie de transición interna.

8. Atendiendo a su configuración electrónica, clasifica en el bloque que corresponde a los elementos de número atómico $Z = 9$, $Z = 28$, $Z = 38$, $Z = 50$, $Z = 53$, $Z = 68$.

La clasificación es la que se muestra en la tabla:

Z	Configuración electrónica	Clasificación
9	[He] $2s^2 2p^5$	Representativo
28	[Ar] $4s^2 3d^8$	Transición interna
38	[Kr] $5s^2$	Representativo
50	[Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^2$	Representativo
53	[Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^5$	Representativo
68	[Xe] $6s^2 4f^{12}$	Transición interna

11.3. PROPIEDADES PERIÓDICAS

1. Ordena los siguientes elementos de menor a mayor radio atómico:

- a) Li, C, He, Ne, Mg, Cl b) O, F, N, P

En un grupo, el radio aumenta al aumentar Z . Esto se explica teniendo en cuenta cómo se distribuyen los electrones en los orbitales, ya que, al aumentar el número de electrones, se ocupan más orbitales, y, por tanto, la distancia al núcleo de algunos de ellos (los más alejados del núcleo) es mayor. A esto hay que añadirle otro efecto: al aumentar el número de electrones situados entre el núcleo y los electrones más externos, estos son menos atraídos por el núcleo y se alejan más.

En un período, el radio atómico disminuye al aumentar Z . Esto es debido a que, en un período, el electrón diferenciador entra en el mismo nivel energético, pero es atraído con más fuerza por el núcleo, ya que este tiene, de un elemento al siguiente, un protón más.

Así pues, el orden de los elementos según radios atómicos crecientes es el que sigue:

a) He < Ne < C < Li < Cl < Mg

b) F < O < N < P

2. Razona cómo serán los radios de un anión en relación con el radio del átomo que les corresponde.

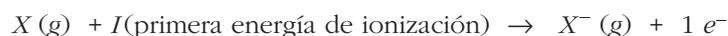
Un anión tiene un electrón más que el átomo correspondiente, pero el mismo número de protones en el núcleo (por ejemplo: Cl y Cl^-). Este es el motivo por el que el radio del anión será mayor que el del átomo.

3. Atendiendo a la configuración electrónica de los elementos químicos, justifica por qué el berilio tiene mayor energía de ionización que el boro.

La configuración electrónica de la última capa del berilio es $2s^2$, y la del boro, $2s^2 2p^1$. La menor energía de ionización del boro puede justificarse teniendo en cuenta que el electrón que se arranca está situado en el orbital $2p^1$, y se encuentra solo en su subnivel, mientras que el del berilio ($2s^2$) pertenece a un orbital completo, que se corresponde con un estado energético relativamente estable.

4. Sin consultar una tabla de energías de ionización, ordena los elementos químicos que se citan por orden creciente de su primera energía de ionización: Na, Al, O, Li.

La energía de ionización de un elemento es la energía que se necesita para arrancar el electrón más externo de la corteza a un átomo aislado, y formar un ion también aislado. Para un elemento X , la ecuación química que describe el proceso es:



I es la primera energía de ionización, y se expresa en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Cuando se refiere a un solo átomo, se mide en electrón-volt ($1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$).

La primera energía de ionización aumenta con el número atómico a lo largo de un período, con un crecimiento más o menos regular. Esto se explica atendiendo a la variación del radio atómico en un período; hemos de tener en cuenta que, cuanto más atraído por el núcleo esté el electrón que se pretende arrancar, más energía habrá que suministrar para arrancarlo.

En un grupo, la energía de ionización disminuye al aumentar Z , debido a que aumenta el radio atómico.

Según esto, el orden creciente de los elementos según la primera energía de ionización es:



5. ¿Qué valores cabe esperar para las electroafinidades y las electronegatividades de los gases nobles?

Dadas las configuraciones electrónicas de los gases nobles, con capas electrónicas llenas, cabe esperar electroafinidades nulas. No cabe hablar de electronegatividad de los gases nobles, puesto que la estabilidad de sus configuraciones electrónicas hace que no formen compuestos con ningún elemento químico.

6. Sin consultar una tabla de electroafinidades, ordena los siguientes elementos por orden creciente de electroafinidad: N, Na, P, Ca.

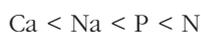
La electroafinidad o afinidad electrónica es la energía que se desprende cuando un átomo aislado capta un electrón. Se expresa en kJ/mol . Para un elemento X , la ecuación química que describe el proceso es:



En cierto modo, es una propiedad inversa a la energía de ionización: aquellos elementos que requieran mucha energía para arrancarles el electrón más externo, serán

también los que desprendan más energía al captar un electrón. Así, la tendencia general en la tabla periódica es la misma que la de la energía de ionización: disminuye en un grupo al aumentar Z , y aumenta en un período al aumentar Z (exceptuando a los gases nobles), aunque hay algunas anomalías. (Cuanto menor es el radio atómico, con mayor fuerza atrae el núcleo al electrón que se incorpora y más energía se desprende).

Por tanto, el orden de los elementos según valores crecientes de electroafinidad es:



11.4. DESCRIPCIÓN DE UN GRUPO Y UN PERÍODO

1. Razona cuál será la fórmula de los compuestos que forman los halógenos con el calcio.

Si X representa al halógeno, la fórmula de estos elementos con el calcio será CaX_2 .

2. Deduce el tipo de compuesto que formarán dichos elementos con el sodio y con el calcio.

Con ambos elementos, los halógenos formarán iones haluro X . Por su parte, el sodio formará iones Na^+ , y el calcio, iones Ca^{2+} . De esta forma, los halógenos, el sodio y el calcio, adquieren configuración electrónica de capa completa, semejante a la del gas noble que tienen más próximo.

El tipo de compuesto se denomina, en ambos casos, compuesto iónico: NaX y CaX_2 .

3. La primera energía de ionización del cinc tiene un valor de $903 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ frente a $577 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, que corresponde a la primera energía de ionización del galio, elemento que le sigue en el período. Explica a qué puede deberse esta anomalía.

La configuración electrónica de la última capa del cinc es $4s^2 3d^{10}$, y la del galio, $4s^2 3d^{10} 4p^1$. La menor energía de ionización del galio puede justificarse teniendo en cuenta que el electrón que se arranca es $4p^1$, solitario en su subnivel, mientras que el del cinc es $4s^2$ ó $3d^{10}$. En cualquiera de ambos casos, es un electrón que pertenece a un orbital completo, lo que se corresponde con un estado energético relativamente estable.

ACTIVIDADES DE LA UNIDAD

CUESTIONES

1. ¿Qué criterio utilizó Mendeleiev para construir su tabla periódica?

Mendeleiev clasificó los elementos en orden creciente de masas atómicas, pero dejando espacios vacíos en los lugares donde los elementos conocidos no encajaban, ya que sus propiedades se correspondían con los de los elementos de otra columna.

Además, cuando lo consideró oportuno, rompió el orden creciente de masas atómicas para agrupar los elementos en la misma columna de aquellos que tenían sus mismas propiedades.

2. Cuando Mendeleiev colocó el telurio ($A_r = 128$) antes que el yodo ($A_r = 127$) pensó que estaban mal calculadas sus masas atómicas; sin embargo, enseguida se vio que no era así.

a) ¿Por qué invirtió Mendeleiev el orden de ambos elementos?

b) ¿Cómo justificas ese orden en la tabla periódica actual?

a) Mendeleiev invirtió el orden del telurio y del yodo para agruparlos en la misma columna de aquellos que tenían sus mismas propiedades.

b) El criterio de ordenación de los elementos en la tabla periódica actual es el número atómico. Y el número atómico del telurio es 52, mientras que el del yodo es 53.

3. Razona por qué hay dos elementos en el primer período mientras que en el segundo y en el tercero hay ocho, y dieciocho en el cuarto.

Todos los elementos de un período tienen el electrón diferenciador en la misma capa electrónica, y en cada capa, el número de electrones que cabe es distinto:

Capa $n = 1$ ($1s^2$): 2 electrones, 2 elementos.

Capa $n = 2$ ($2s^2 2p^6$): 8 electrones, 8 elementos.

Capa $n = 3$ ($3s^2 3p^6$): 8 electrones, 8 elementos.

Capa $n = 4$ ($4s^2 3d^{10} 4p^6$): 18 electrones, 18 elementos.

4. ¿Dónde se encuentra el electrón diferenciador de los elementos de transición? ¿Y el de los elementos de transición interna?

Los elementos de transición tienen el electrón diferenciador en un orbital d. Por su parte, los elementos de transición interna lo tienen en un orbital f.

5. Razona si puede existir un elemento químico cuya configuración electrónica en estado fundamental sea: $[\text{Ar}] 4s^2 4p^5$

Sabemos que el orden de llenado de los orbitales sigue un principio general en física que dice que todos los sistemas evolucionan hacia situaciones de mínima energía, lo que supone que se ocupan primero los orbitales de menor energía.

Así, una vez ocupado el orbital 4s, los que le siguen en energía son los orbitales 3d, luego la configuración $[\text{Ar}] 4s^2 4p^5$ no puede corresponder a una configuración electrónica en estado fundamental. Esta sería: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$.

NOTA: La resolución de esta cuestión se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

6. Escribe la configuración electrónica de oxígeno, azufre, selenio y telurio.

a) ¿En qué se parecen?

b) ¿Qué regularidades se observan?

c) ¿En qué se diferencian?

Las configuraciones electrónicas son las siguientes:

- ${}_8\text{O} \rightarrow [\text{He}] 2s^2 2p^4$
- ${}_{16}\text{S} \rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
- ${}_{34}\text{Se} \rightarrow [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$
- ${}_{52}\text{Te} \rightarrow [\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^4$

a) y b) Los cuatro elementos anteriores se parecen en que tienen la misma configuración electrónica en su capa más externa.

c) Se diferencian en el número de capa en la que entra el electrón diferenciador.

7. ¿Por qué se denomina a los gases nobles de ese modo?

Los gases nobles tienen configuración electrónica de capa completa, por lo que son los únicos elementos de la tabla periódica cuyos átomos se encuentran aislados en la naturaleza. Precisamente por esto, porque no forman compuestos con ningún otro elemento, se denominan gases nobles.

8. ¿Qué relación existe entre los elementos de un mismo período de la tabla periódica?

Todos los elementos de un período tienen el electrón diferenciador en la misma capa electrónica.

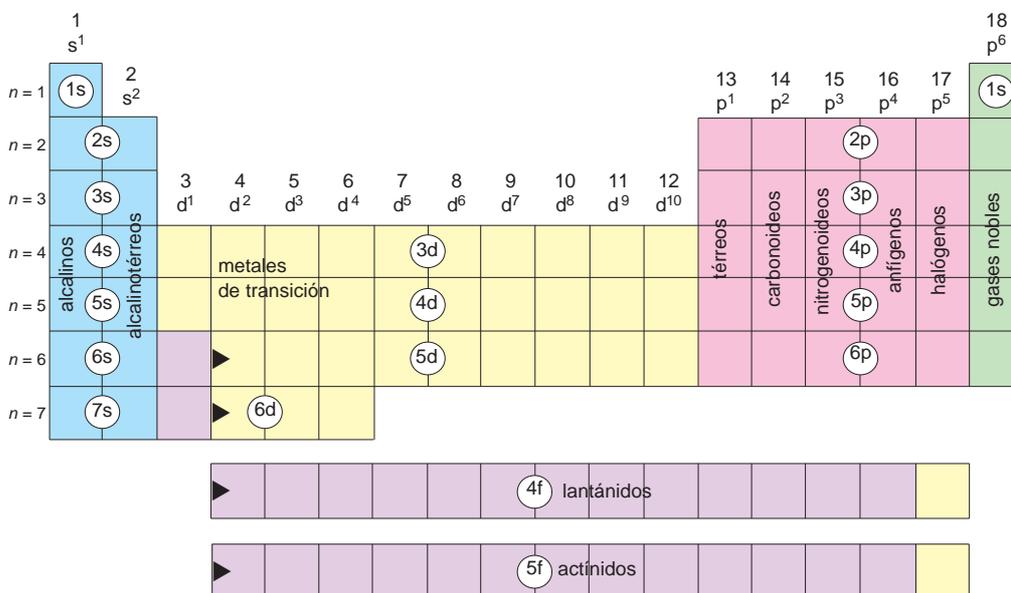
9. Escribe las configuraciones electrónicas de los elementos del segundo período.

Los elementos del segundo período son: Li, Be, B, C, N, O, F y Ne, y sus configuraciones electrónicas:

- ${}_3\text{Li} \rightarrow 1s^2 2s^1$
- ${}_4\text{Be} \rightarrow 1s^2 2s^2$
- ${}_5\text{B} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^1$
- ${}_6\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2$
- ${}_7\text{N} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3$
- ${}_8\text{O} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$
- ${}_9\text{F} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$
- ${}_{10}\text{Ne} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$

10. Dibuja una silueta vacía de la tabla periódica y sitúa en ella los siguientes bloques de elementos: elementos representativos, elementos de transición y elementos de transición interna.

De acuerdo con la siguiente silueta de la tabla periódica:



Los bloques que hay que identificar son los siguientes:

- Elementos representativos: grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18.
- Elementos de transición: grupos del 3 al 12.
- Elementos de transición interna: lantánidos y actínidos.

11. Dados los elementos cuyo número atómico es 8, 10, 11, 12, 16, 17, 20, 26, 35, 53, 55 y 92:

- Escribe su configuración electrónica.**
- Clasifícalos en elementos representativos, de transición o de transición interna.**
- Indica el grupo y el período al que pertenecen.**
- De los representativos, indica de qué elementos se trata.**

La resolución de los apartados es la que se resume en la siguiente tabla:

Z	Configuración electrónica	Clasificación	Período	Grupo	Elemento
8	[He] 2s ² 2p ⁴	Representativo	Segundo	Dieciséis	Oxígeno
10	[He] 2s ² 2p ⁶	Representativo	Segundo	Dieciocho	Neón
11	[Ne] 3s ¹	Representativo	Tercero	Uno	Sodio
12	[Ne] 3s ²	Representativo	Tercero	Dos	Magnesio
16	[Ne] 3s ² 3p ⁴	Representativo	Tercero	Dieciséis	Azufre
17	[Ne] 3s ² 3p ⁵	Representativo	Tercero	Diecisiete	Cloro
20	[Ar] 4s ²	Representativo	Cuarto	Dos	Calcio
26	[Ar] 4s ² 3d ⁶	Transición	Cuarto	Ocho	Hierro
35	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵	Representativo	Cuarto	Diecisiete	Bromo
53	[Kr] 5s ² 3d ¹⁰ 5p ⁵	Representativo	Quinto	Diecisiete	Yodo
55	[Xe] 6s ¹	Representativo	Sexto	Uno	Cesio
92	[Rn] 7s ² 5f ¹⁴	Transición interna	Séptimo	—	Uranio

12. A continuación se indican las partículas subatómicas de cinco especies químicas:

- 9 protones, 10 neutrones y 9 electrones.
- 11 protones, 11 neutrones y 10 electrones.
- 11 protones, 12 neutrones y 11 electrones.
- 9 protones, 10 neutrones y 10 electrones.
- 10 protones, 10 neutrones y 10 electrones.

Indica cuál de esas partículas es un halógeno, un alcalino, un gas noble, un ion negativo y un ion positivo. Justifica tu respuesta.

- Es una especie química neutra, luego se trata de un átomo del elemento cuyo número atómico es $Z = 9$. Su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^5$. Es, por tanto, un halógeno.
- Esta especie química es un ion positivo, ya que tiene 11 protones en el núcleo y solo 10 electrones en su corteza.
- Es una especie química neutra, luego se trata de un átomo del elemento cuyo número atómico es $Z = 11$. Su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Es, por tanto, un alcalino.

- d) Esta especie química tiene un electrón más en su corteza que protones tiene en el núcleo. Se trata de un ion negativo.
- e) Es una especie química neutra, luego se trata de un átomo del elemento cuyo número atómico es $Z = 10$. Su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6$. Es, por tanto, un gas noble.

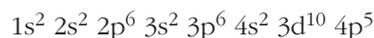
13. Dado un elemento, A, de número atómico 35, contesta a las siguientes cuestiones:

- a) **¿Cuántos protones y cuántos electrones tiene?**
- b) **Escribe su configuración electrónica.**
- c) **¿Qué dato necesitarías para saber el número de neutrones de su núcleo?**
- d) **¿A qué grupo y a qué período pertenece?**
- e) **¿Se trata de un metal?**

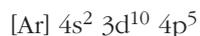
- a) El número atómico, Z , nos indica el número de protones del núcleo de un átomo, que coincide con el número de electrones de la corteza si el átomo está en estado neutro.

Así, el número de protones y de electrones del átomo A es 35.

- b) Su configuración electrónica en estado fundamental es:



O también:



- c) Para saber el número de neutrones del núcleo necesitamos conocer el número másico (A).
- d) El número cuántico principal n de la capa en la que se encuentra el electrón diferenciador nos indica el período al que el elemento pertenece. En nuestro caso, $n = 4$, por lo que se trata del cuarto período.

El número de electrones en la última capa nos indica el grupo en el que se encuentra el elemento. En este caso, el grupo es el 17, grupo de los halógenos (séptimo grupo representativo).

- e) El elemento es el bromo, un elemento no metálico característico.

NOTA: La solución de esta cuestión se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

14. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas que corresponden a elementos representativos:

- a) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
- b) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
- c) $[\text{Kr}] 5s^2$
- d) $[\text{He}] 2s^2 2p^5$

Indica el número atómico de cada elemento, el período y el grupo al que pertenece y el elemento de que se trata.

- a) $Z = 14$. Se trata de un elemento representativo, del tercer período y del grupo 14: es el silicio.
- b) $Z = 17$. Elemento del tercer período y del grupo 17: es el cloro.

- c) $Z = 38$. Elemento del quinto período y del grupo 2: es el estroncio.
 d) $Z = 9$. Elemento del segundo período y del grupo 17: es el flúor.

15. En cada subapartado, ordena los átomos que se indican por orden creciente de sus radios atómicos. Justifica tu respuesta:

- a) Ca, Br. b) S, Cl. c) Br, I. d) Ar, K, Ca.

En un grupo, el radio aumenta al aumentar Z . Esto se explica teniendo en cuenta cómo se distribuyen los electrones en los orbitales, ya que, al aumentar el número de electrones, se ocupan más orbitales, y, por tanto, la distancia al núcleo de algunos de ellos (los más alejados del núcleo) es mayor. A esto hay que añadirle otro efecto, porque al aumentar el número de electrones situados entre el núcleo y los electrones más externos, estos son menos atraídos por el núcleo y se alejan más.

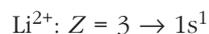
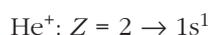
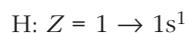
En un período, el radio atómico disminuye al aumentar Z . Esto es debido a que, en un período, el electrón diferenciador entra en el mismo nivel energético, pero es atraído con más fuerza por el núcleo, ya que este tiene, de un elemento al siguiente, un protón más.

Según lo indicado, podemos concluir:

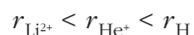
- a) $r(\text{Br}) < r(\text{Ca})$. Ambos están en el mismo período, pero el número atómico del calcio es menor que el del bromo.
 b) $r(\text{Cl}) < r(\text{S})$, por la misma razón que en el apartado anterior.
 c) $r(\text{Br}) < r(\text{I})$. Ambos pertenecen al mismo grupo, pero el número atómico del yodo es mayor.
 d) $r(\text{Ar}) < r(\text{Ca}) < r(\text{K})$. El argón pertenece al tercer período, y el calcio y el potasio, al cuarto período, siendo el número atómico del calcio mayor que el del potasio.

16. Razona a quién le corresponderá menor radio y por qué: H, He⁺, Li²⁺. Observa que las tres especies químicas tienen la misma configuración electrónica, aunque distinto número atómico.

La configuración electrónica de las tres especies químicas es la misma, no así el número atómico:



El ion Li^{2+} , que tiene mayor número de protones en el núcleo, atraerá con mayor fuerza al único electrón de la corteza, provocando una mayor contracción de la nube electrónica $1s$. En consecuencia, esta especie será la de menor radio, le sigue He^+ y, por último, H:



NOTA: La solución de esta cuestión se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

17. ¿Quién tendrá mayor radio, el argón o el ion Cl⁻? Justifica la respuesta.

El cloro y el argón son elementos del mismo período, siendo el número atómico del argón 18, y el del cloro, 17.

En un período, el radio atómico disminuye al aumentar el número atómico, Z . Esto es debido a que, en un período, el electrón diferenciador entra en el mismo nivel energético, pero es atraído con más fuerza por el núcleo, ya que este tiene, de un elemento al siguiente, un protón más; por tanto, el radio atómico del cloro es mayor que el radio atómico del argón.

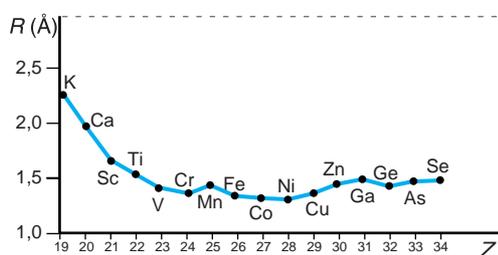
El ion Cl⁻ tiene un electrón más que el átomo de cloro, pero el mismo número de protones en el núcleo. Por tanto, el radio del ion Cl⁻ es mayor que el del cloro, y, según lo dicho anteriormente, también será mayor que el radio atómico del argón.

18. ¿Por qué tiene el cloro menor radio que el aluminio si tiene más protones, más neutrones y más electrones? Razona la respuesta.

El cloro y el aluminio son elementos del mismo período, siendo el número atómico del aluminio 13 y, el del cloro, 17.

En un período, el radio atómico disminuye al aumentar el número atómico, Z . Esto es debido a que, en un período, el electrón diferenciador entra en el mismo nivel energético, pero es atraído con más fuerza por el núcleo, ya que este tiene, de un elemento al siguiente, un protón más; por tanto, el radio atómico del cloro es menor que el radio atómico del aluminio.

19. La gráfica muestra cómo varía el radio atómico en función del número atómico para los elementos del cuarto período. ¿A qué puede deberse la fuerte caída inicial y la zona prácticamente horizontal posterior?



La fuerte caída inicial es debida a que el aumento del número atómico Z provoca una mayor atracción sobre los electrones por parte de los protones del núcleo, lo que se manifiesta en una contracción de la nube electrónica y, en consecuencia, en un menor radio. A partir del escandio y en el resto de metales de transición, el electrón diferenciador entra en un orbital 3d, más interno que el 4s y los 4p, lo que hace que el radio atómico apenas varíe.

20. Cuando se ioniza un átomo, ¿qué electrón se le arranca?

La primera energía de ionización es la energía que hay que suministrar para arrancar el electrón más externo de la corteza de un átomo aislado.

21. En cada subapartado, ordena los átomos por orden creciente de su energía de ionización:

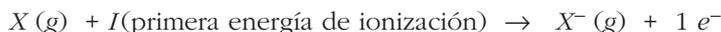
a) B, C, N

b) C, N, O

c) Na, Mg, Al

d) F, S, Cl, Li

La energía de ionización de un elemento es la energía que se necesita para arrancar el electrón más externo de la corteza a un átomo aislado, y formar un ion también aislado. Para un elemento X, la ecuación química que describe el proceso es:



a) Boro, carbono y nitrógeno pertenecen al mismo período. La primera energía de ionización aumenta con el número atómico a lo largo de un período, con un crecimiento más o menos regular. Esto se explica atendiendo a la variación del radio atómico en un período; hemos de tener en cuenta que, cuanto más atraído por el núcleo esté el electrón que se pretende arrancar, más energía habrá que suministrar para arrancarlo. Por tanto, el orden en las energías de ionización es:



b) Carbono, nitrógeno y oxígeno también pertenecen al mismo período, por lo que el orden que cabría esperar en sus energías de ionización es: C < N < O.

Sin embargo, en el nitrógeno, el electrón que se extrae pertenece a una configuración $2p^3$, subnivel semiocupado que corresponde a un estado energético relativamente estable, por lo que la energía de ionización del nitrógeno será mayor de la esperada, y mayor que la del oxígeno, cuya configuración electrónica es $2p^4$. Por tanto, el orden en las energías de ionización es:



c) En el caso de las energías de ionización del magnesio y del aluminio, sucede algo parecido a lo indicado anteriormente. En el aluminio, el electrón que se arranca es $3p^1$, solitario en su subnivel, mientras que en el magnesio el electrón que se arranca es $3s^2$ (orbital completo), que corresponde a un estado energético relativamente estable. Por tanto, el orden de las energías de ionización será:



d) El litio y el flúor pertenecen al segundo período; el azufre y el cloro al tercero. De ellos, el flúor y el cloro son halógenos.

En un grupo, la energía de ionización disminuye al aumentar el número atómico, Z, debido a que aumenta el radio atómico. Por su parte, el litio es un metal alcalino, que con un solo electrón en su última capa tiene una energía de ionización muy pequeña.

Por tanto, el orden de las energías de ionización será:



22. ¿Cuáles son los cuatro elementos más electronegativos de la tabla periódica? ¿Cuáles son los cuatro menos electronegativos? Justifica tu respuesta.

La electronegatividad mide la mayor o menor atracción que un átomo ejerce sobre los electrones que lo enlazan con otro átomo.

Esta íntimamente relacionada con la energía de ionización y con la electroafinidad.

Así, a elementos con elevada energía de ionización y elevada electroafinidad, también les corresponderá elevada electronegatividad.

De acuerdo con lo anterior, los elementos más electronegativos serán F, O, N y Cl. Por el contrario, los menos electronegativos serán Cs, Fr, Rb y Ra.

23. ¿De los elementos del cuarto período, Ca y Fe, deduce a cuál le corresponderá mayor carácter metálico.

Desde el punto de vista químico, un metal es un elemento químico de baja electronegatividad, cuyo carácter metálico aumenta en el sentido en el que disminuye la electronegatividad. Por tanto, tendrá mayor carácter metálico el calcio frente al hierro, puesto que este último, por su situación en la tabla periódica, es más electro-negativo.

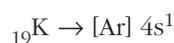
24. Dados los elementos químicos S, Cl y K, ordénalos por orden creciente de:

a) Radio atómico.

b) Primera energía de ionización.

c) Electroafinidad.

La configuración electrónica de los tres elementos es la siguiente:



a) El radio mayor corresponde al potasio, ya que su electrón diferenciador está en un nivel superior al de azufre y cloro; por tanto, podemos considerar que su “distancia” al núcleo es mayor.

El azufre y el cloro tienen el electrón diferenciador en el mismo nivel energético, pero el cloro tiene un protón más en el núcleo, por lo que atraerá con mayor fuerza a dicho electrón. El efecto es de contracción de la nube electrónica y, en consecuencia, al cloro le corresponderá menor radio.

Por lo indicado, la ordenación de menor a mayor radio atómico es:

$$r_{\text{Cl}} < r_{\text{S}} < r_{\text{K}}$$

b) Respecto a la primera energía de ionización, $E_{\text{ionización}}$, recordemos que es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo de la corteza a un átomo aislado. Puesto que las configuraciones electrónicas de los elementos que estudiamos no son, en ningún caso, de especial estabilidad, la energía de ionización es función de $1/r$. (Cuanto más lejos del núcleo esté el electrón que se ha de arrancar, más fácil será arrancarlo y menos energía habrá que suministrar).

La ordenación es:

$$E_{\text{ionización K}} < E_{\text{ionización S}} < E_{\text{ionización Cl}}$$

- c) La electroafinidad es la energía que se desprende cuando un átomo aislado capta un electrón. Aquellos elementos que requieran mucha energía para arrancarles el electrón más externo también desprenderán mucha energía cuando capturen un electrón, luego la ordenación es la misma que la de $E_{\text{ionización}}$:

$$\text{Electroafinidad}_{\text{K}} < \text{Electroafinidad}_{\text{S}} < \text{Electroafinidad}_{\text{Cl}}$$

NOTA: La resolución de esta cuestión se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

EJERCICIOS

25. Las sucesivas energías de ionización del átomo de sodio ($Z = 11$), expresadas en eV, son: $I_1 = 5,14$; $I_2 = 47,28$; $I_3 = 71,64$; $I_4 = 98,91$; $I_5 = 128,9$; $I_6 = 172,4$; $I_7 = 208,4$; $I_8 = 264,1$; $I_9 = 299,9$; $I_{10} = 1\,460$; $I_{11} = 1\,600$.

Representa en una gráfica I frente a n , siendo n el número de electrón arrancado. ¿Qué conclusiones extraes del resultado?

La representación gráfica en papel semilogarítmico muestra claramente la distribución de los electrones del sodio en sucesivos niveles energéticos. Si tenemos en cuenta su configuración electrónica ($Z = 11$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, se puede observar que el primer salto brusco en la gráfica se produce de I_1 a I_2 , lo que indica que el electrón que se ha arrancado en segundo lugar está en una capa más interna y, en consecuencia, mucho más ligado al núcleo. Los valores de la energía de ionización que van de I_2 a I_9 , son del mismo orden, y corresponden a los 8 electrones del 2º nivel de energía.

Finalmente, se observa otro salto brusco en la gráfica. Los dos últimos valores de la energía de ionización corresponden a los electrones más internos del magnesio, que son los del nivel energético 1s.



26. La tabla muestra las cinco primeras energías de ionización, en eV, de cuatro elementos químicos representativos, de los que no sabemos el símbolo:

	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5
A	7,65	15,04	80,14	109,2	141,3
B	8,15	16,35	33,49	45,14	166,8
C	5,99	18,83	28,45	120,0	153,7
D	5,14	47,28	71,64	98,91	128,6

- a) Indica el número de electrones que contiene la última capa de cada elemento.
- b) ¿Qué elemento pertenece al grupo 3 de la tabla periódica? ¿Cómo lo averiguas?
- c) Asigna cada elemento a un grupo de la tabla periódica. Justifica tu asignación.
- d) ¿Qué elemento necesita más energía para ser transformado en un ion con dos cargas positivas? Justifica tu respuesta.

a) El número de electrones de la última capa de un elemento nos lo va a indicar un salto brusco en las sucesivas energías de ionización, ya que para arrancar electrones que pertenezcan a la misma capa serán necesarias energías de ionización del mismo orden de magnitud, mientras que para arrancar un electrón de una capa inferior será necesaria mucha más energía.

— Para el elemento A, el salto brusco es desde I_2 hasta I_3 . Por tanto, tiene 2 electrones en la última capa.

— Para el elemento B, el salto es desde I_4 hasta I_5 , lo que quiere decir que tiene 4 electrones en la última capa.

— Para el elemento C, el salto es desde I_3 hasta I_4 , es decir, tiene 3 electrones en la última capa.

— Para el elemento D, el salto es desde I_1 hasta I_2 , por lo que tiene 1 electrón en la última capa.

b) El número de electrones en la última capa determina el grupo al que pertenece cada elemento; luego el elemento C pertenece al grupo 3 de los representativos (grupo 13 de la tabla periódica).

c) Por lo dicho anteriormente:

A → grupo 2

B → grupo 4 (14)

C → grupo 3 (13)

D → grupo 1

d) Para transformar un elemento en un ion con dos cargas positivas hay que suministrar, como mínimo, una energía:

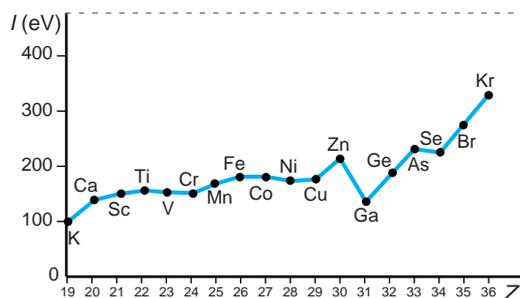
$$E = I_1 + I_2$$

El elemento, X, que más energía necesita para ser transformado en el ion X^{2+} es el D:

$$I_1 + I_2 = 52,42 \text{ eV}$$

NOTA: La resolución de este ejercicio se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

27. La gráfica muestra la primera energía de ionización en función del número atómico para los elementos del cuarto período.



- Razona a qué se debe la tendencia general creciente.**
 - ¿Por qué es tan parecida la energía de ionización de los elementos de transición?**
 - Explica a qué es debida la variación Cu-Zn-Ga.**
 - Explica a qué es debida la variación As-Se.**
- La tendencia general creciente en los valores de la primera energía de ionización de los elementos del cuarto período se debe a que, al avanzar en él, disminuye el radio atómico, por lo que el último electrón está más atraído por el núcleo y es necesario suministrar mayor energía para arrancarlo.
 - Los elementos de transición tienen un radio atómico muy parecido, como se ha visto en la actividad 19, por lo que requieren también una energía muy parecida para arrancarles el electrón más externo.
 - Si se toma como referencia la energía de ionización del cobre, la del cinc es mayor de lo que cabría esperar, y la del galio, menor. La explicación se puede encontrar en sus configuraciones electrónicas. La configuración electrónica de la última capa del cinc es $4s^2 3d^{10}$ y, la del galio, $4s^2 3d^{10} 4p^1$. La menor energía de ionización del galio puede justificarse porque el electrón que se arranca es $4p^1$, solitario en su subnivel, mientras que el del cinc es $4s^2$ o $3d^{10}$. En cualquiera de ambos casos, es un electrón que pertenece a un orbital completo, lo que se corresponde con un estado energético relativamente estable.
 - En el arsénico, el electrón que se extrae pertenece a una configuración $4p^3$, subnivel semicupado que corresponde a un estado energético relativamente estable, lo que explica que la energía de ionización del arsénico sea mayor de lo esperado, y mayor que la del selenio, cuya configuración electrónica es $4p^4$.