

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

EL ENLACE QUÍMICO

EJERCICIOS RESUELTOS

**QUE HAN SIDO PROPUESTOS EN LOS EXÁMENES DE
LAS PRUEBAS DE ACCESO A ESTUDIOS UNIVERSITARIOS
EN LA COMUNIDAD DE MADRID
(1996 – 2013)**

DOMINGO A. GARCÍA FERNÁNDEZ
DEPARTAMENTO DE FÍSICA Y QUÍMICA
I.E.S. EMILIO CASTELAR
MADRID

Este volumen comprende **38 ejercicios** -34 cuestiones y 4 preguntas- resueltos de **ENLACE QUÍMICO** que han sido propuestos en **35 exámenes** de **QUÍMICA** de las Pruebas de acceso a estudios universitarios en la Comunidad de Madrid entre los años 1996 y 2013, en las siguientes convocatorias:

AÑO		E X A M E N					
		Modelo		JUNIO		SEPTIEMBRE	
		Cuestiones	Problemas	Cuestiones	Problemas	Cuestiones	Problemas
1996						1	
1997				1		1	
1998				1		1	
1999				1		1	
2000				1			
2001		1					
2002		1				1	
2003		1				1	
2004		1		1		1	
2005		1		1		2	
2006				1		1	
2007		1				1	
2008		1				2	
2009						1	
2010	Fase General	1		1		1	
	Fase Específica			1		1	
	Coincidencia			1			
2011				1			
2012		1		2			
2013							

Para poder acceder directamente a la resolución de un ejercicio hay que colocarse en la fecha que aparece después de su enunciado y, una vez allí, pulsar: CTRL + “CLIC” con el ratón.

ENUNCIADOS

Cuestiones

- 1 – La configuración electrónica de un elemento:
- ¿Permite conocer cuál es su situación en el Sistema Periódico?.
 - ¿Indica qué clase de enlaces puede formar con otros elementos?.
 - ¿Es suficiente información para saber si el elemento es sólido, líquido o gas?.
 - ¿Sirve para conocer si el elemento es o no molecular?.
- Justifique las respuestas.
- [Septiembre 1998](#)
- 2 – Considere los elementos: A ($Z = 12$) y B ($Z = 17$). Conteste razonadamente:
- ¿Cuáles son las configuraciones electrónicas de A y de B?.
 - ¿Cuál es el grupo, el período, el nombre y el símbolo de cada uno de los elementos?.
 - ¿Cuál tendrá mayor su primera energía de ionización?.
 - ¿Qué tipo de enlace se puede formar entre A y B? ¿Cuál será la fórmula del compuesto resultante? ¿Será soluble en agua?.
- [Septiembre 2009](#)
- 3 – Considerando el elemento alcalinotérreo del tercer período y el segundo elemento del grupo de los halógenos:
- Escriba sus configuraciones electrónicas.
 - Escriba los cuatro números cuánticos posibles para el último electrón de cada elemento.
 - ¿Qué tipo de enlace corresponde a la unión química de estos dos elementos entre sí? Razone su respuesta.
 - Indique los nombres y símbolos de ambos elementos y escriba la fórmula del compuesto que forman.
- [Septiembre 2010 \(Fase General\)](#)
- 4 – El elemento de número atómico 12 se combina fácilmente con el elemento de número atómico 17. Indique:
- La configuración electrónica de los dos elementos en su estado fundamental.
 - El grupo y período al que pertenece cada uno.
 - El nombre y símbolo de dichos elementos y del compuesto que pueden formar.
 - El tipo de enlace y dos propiedades del compuesto formado.
- [Junio 2010 \(Fase General\)](#)
- 5 – Dados los elementos A, B y C, de números atómicos: 6, 11 y 17, respectivamente, indique:
- La configuración electrónica de cada uno de ellos.
 - Su situación en la Tabla Periódica (grupo y período).
 - El orden decreciente de electronegatividad.
 - Las fórmulas de los compuestos formados por C con cada uno de los otros dos: A y B, y el tipo de enlace que presentan al unirse.

[Modelo 2005](#)

- 6 – Cuatro elementos diferentes: A, B, C y D tienen número atómico: 6, 9, 13 y 19, respectivamente. Se desea saber:
- El número de electrones de valencia de cada uno de ellos.
 - Su clasificación en metales y no metales.
 - La fórmula de los compuestos que B puede formar con los demás, ordenándolos del más iónico al más covalente.
- [Septiembre 1997](#)
- 7 – Sabiendo que las temperaturas: 3.550 °C, 650 °C, -107 °C y -196 °C corresponden a las temperaturas de fusión de las sustancias: nitrógeno, aluminio, diamante y tricloruro de boro:
- Asigne a cada sustancia el valor que le corresponde a su temperatura de fusión y justifique esta asignación.
 - Justifique los tipos de enlace y/o fuerzas intermoleculares que están presentes en cada una de las sustancias cuando se encuentran en estado sólido.
- [Septiembre 2003](#)
- 8 – Dados los siguientes elementos: flúor, helio, sodio, calcio y oxígeno:
- Justifique en función de los posibles enlaces entre átomos cuáles forman moléculas homonucleares y cuáles no, así como su estado de agregación en condiciones normales de presión y temperatura.
 - Formule cuatro de los compuestos diatómicos que puedan formar entre sí, indicando la naturaleza del enlace formado.
- [Septiembre 1999](#)
- 9 – Explique:
- Si las estructuras de Lewis justifican la forma geométrica de las moléculas o si ésta se debe determinar experimentalmente para poder proponer la representación correcta.
 - Si cada molécula se representa en todos los casos por una única fórmula estructural.
 - Representar las estructuras de Lewis de las siguientes especies: H_2O y NO_3^- .
 - ¿Justifican las representaciones de las moléculas anteriores la estabilidad de las mismas?.
- [Junio 1997](#)
- 10 – Dadas las moléculas: HCl , KF y CH_2Cl_2 :
- Razone el tipo de enlace presente en cada una de ellas utilizando los datos de electronegatividad.
 - Escriba la estructura de Lewis y justifique la geometría de las moléculas que tienen enlaces covalentes.
- Datos: Valores de electronegatividad: K = 0,8 , H = 2,1 , C = 2,5 , Cl = 3,0 , F = 4,0 .
- [Junio 2004](#)

- 11 – a) Ordene según polaridad creciente, basándose en los valores de las electronegatividades de la tabla adjunta, los enlaces siguientes: H–F , H–O , H–N , H–C , C–O y C–Cl.

Elemento	F	O	Cl	N	C	S	H
Electronegatividad	4,0	3,5	3,0	3,0	2,5	2,5	2,1

- b) La polaridad de la molécula de CH₄, ¿será igual o distinta que la del CCl₄?

[Junio 1998](#)

- 12 – Considere los compuestos: BaO , HBr , MgF₂ y CCl₄ .

- Indique su nombre.
- Razone el tipo de enlace que posee cada uno.
- Explique la geometría de la molécula CCl₄ .
- Justifique la solubilidad en agua de los compuestos que tienen enlace covalente.

[Septiembre 2005](#)

- 13 – Considere las sustancias: cloruro de potasio, agua, cloro y sodio.

- Indique el tipo de enlace que presenta cada una de ellas.
- Escriba las configuraciones de Lewis de aquellas que sean covalentes.
- Justifique la polaridad del enlace en las moléculas covalentes.
- Justifique la geometría y el momento dipolar de la molécula de agua.

[Septiembre 2010 \(Fase Específica\)](#)

- 14 – Considerando las sustancias: Br₂ , SiO₂ , Fe , HF y NaBr , justifique en función de sus enlaces:

- si son o no solubles en agua;
- si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente.

[Junio 1999](#)

- 15 – Para las siguientes especies: Br₂ , NaCl , H₂O y Fe:

- Razone el tipo de enlace presente en cada caso.
- Indique el tipo de interacción que debe romperse al fundir cada compuesto.
- ¿Cuál tendrá un menor punto de fusión?.
- Razone qué compuesto(s) conducirá(n) la corriente en estado sólido, cuál(es) lo hará(n) en estado fundido y cuál(es) no conducirá(n) la corriente eléctrica en ningún caso.

[Septiembre 2006](#)

- 16 – Dados los siguientes compuestos: NaH , CH₄ , H₂O , CaH₂ y HF, conteste razonadamente:

- ¿Cuáles tienen enlace iónico y cuáles enlace covalente?.
- ¿Cuáles de las moléculas covalentes son polares y cuáles no polares?.
- ¿Cuáles presentan enlace de hidrógeno?.
- Atendiendo únicamente a la diferencia de electronegatividad, ¿cuál presenta la mayor acidez?.

[Modelo 2007](#)

- 17 – Teniendo en cuenta la estructura y el tipo de enlace, justifique:
- El cloruro de sodio tiene un punto de fusión mayor que el bromuro de sodio.
 - El carbono (diamante) es un sólido muy duro.
 - El nitrógeno molecular presenta una gran estabilidad química.
 - El amoníaco es una sustancia polar.

[Modelo 2002](#)

- 18 – A las siguientes especies: X^- , Y y Z^+ , les corresponden los números atómicos: 17, 18 y 19, respectivamente.
- Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas.
 - Ordene, razonadamente, de menor a mayor, las diferentes especies según su tamaño y su energía de ionización.
 - ¿Qué especies son X^- e Y ?
 - ¿Qué tipo de enlace presenta ZX ? Describa brevemente las características de este enlace.

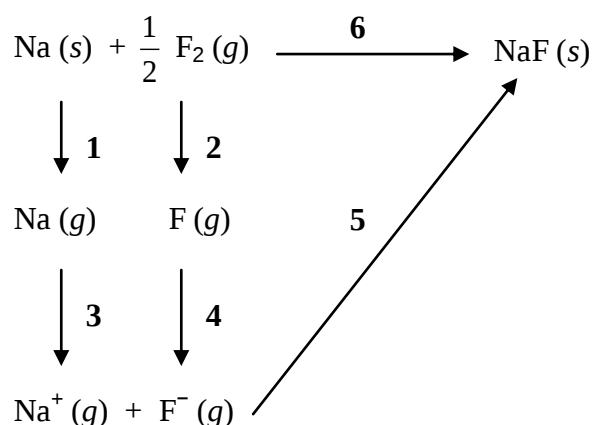
[Septiembre 2008](#)

- 19 –
- Diseñe un ciclo de Born-Haber para el $MgCl_2$.
 - Defina el menos cuatro de los siguientes conceptos:
 - Energía de ionización.
 - Energía de disociación.
 - Afinidad electrónica.
 - Energía reticular.
 - Calor de formación.
 - Calor de sublimación.

[Septiembre 1996](#)

- 20 – A partir del esquema del ciclo de Born-Haber para el fluoruro de sodio:

- Nombre las energías implicadas en los procesos 1, 2 y 3.
- Nombre las energías implicadas en los procesos 4, 5 y 6.
- Justifique si son positivas o negativas las energías implicadas en los procesos 1, 2, 3, 4 y 5.
- En función del tamaño de los iones justifique si la energía reticular del fluoruro de sodio será mayor o menor, en valor absoluto, que la del cloruro de sodio. Justifique la respuesta.



[Septiembre 2005](#)

- 21 – Sabiendo que: NaCl , NaBr y NaI adoptan en estado sólido la estructura tipo NaCl, explique razonadamente:
- Si la constante de Madelung influye en que los valores de energía reticular de estos tres compuestos sean diferentes.
 - Si la variación de la energía reticular depende de la distancia de equilibrio entre los iones en la red cristalina.
 - ¿La energía reticular del MgCl_2 será mayor, menor o igual que la del NaCl?.
- Datos: Energías reticulares: $\text{NaCl} = 769 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $\text{NaBr} = 736 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $\text{NaI} = 688 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

[Modelo 2001](#)

- 22 – Sabiendo que el boro es el primer elemento del grupo 13 del Sistema Periódico, conteste razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- La energía de ionización es la energía que desprende un átomo, en estado gaseoso, cuando se convierte en un ión positivo.
 - La energía de ionización del boro es superior a la del litio ($Z = 3$).
 - La configuración electrónica del boro le permite establecer tres enlaces covalentes.
 - El átomo de boro en el BH_3 tiene un par de electrones de valencia.

[Junio 2006](#)

- 23 – Dadas las siguientes sustancias: CS_2 (lineal), HCN (lineal), NH_3 (piramidal) y H_2O (angular):
- Escriba sus estructuras de Lewis.
 - Justifique su polaridad.

[Junio 2000](#)

- 24 – Considere las siguientes moléculas: H_2O , HF , H_2 , CH_4 y NH_3 .
Conteste justificadamente a cada una de las siguientes cuestiones:
- ¿Cuál o cuáles son polares?.
 - ¿Cuál presenta el enlace con mayor contribución iónica?.
 - ¿Cuál presenta el enlace con mayor contribución covalente?.
 - ¿Cuál o cuáles pueden presentar enlace de hidrógeno?.

[Septiembre 2004](#)

- 25 – Dadas las moléculas: H_2O , CH_4 , BF_3 y HCl :
- Escriba sus estructuras de Lewis.
 - Indique razonadamente cuáles presentan enlaces de hidrógeno.
 - Justifique cuáles son moléculas polares.
 - Justifique cuál de las moléculas: H_2O , CH_4 y HCl presenta mayor carácter covalente en el enlace y cuál menor.
- Datos: Electronegatividades de Pauling: $\text{O} = 3,5$, $\text{H} = 2,1$, $\text{C} = 2,5$, $\text{Cl} = 3,0$.

[Modelo 2003](#)

26 – Dadas las siguientes moléculas: PH_3 , H_2S , CH_3OH y BeI_2 :

- a) Escriba sus estructuras de Lewis.
- b) Razone si forman o no enlaces de hidrógeno.
- c) Deduzca su geometría aplicando la teoría de hibridación.
- d) Explique si estas moléculas son polares o apolares.

[Septiembre 2007](#)

27 – Responda a las siguientes cuestiones referidas al CCl_4 , razonando las respuestas:

- a) Escriba su estructura de Lewis.
- b) ¿Qué geometría cabe esperar para sus moléculas?
- c) ¿Por qué la molécula es apolar, a pesar de que los enlaces C–Cl son polares?
- d) ¿Por qué, a temperatura ordinaria, el CCl_4 es líquido y, en cambio, el Cl_4 es sólido?

[Septiembre 2002](#)

28 – Considere las moléculas: OF_2 , BI_3 , CCl_4 y C_2H_2 .

- a) Escriba sus representaciones de Lewis.
- b) Indique razonadamente sus geometrías moleculares utilizando la teoría de hibridación de orbitales o bien la teoría de la repulsión de pares electrónicos.
- c) Justifique cuáles son moléculas polares.
- d) ¿Qué moléculas presentan enlaces múltiples?

[Modelo 2004](#)

29 – Considere las moléculas de amoníaco y sulfuro de hidrógeno.

- a) Escriba sus estructuras de Lewis.
- b) Justifique por qué el ángulo HNH es mayor que el ángulo HSH.
- c) Justifique cuál o cuáles son polares.
- d) Justifique cuál de las dos moléculas puede formar enlaces de hidrógeno.

[Junio 2010 \(Materias coincidentes\)](#)

30 – Dadas las siguientes moléculas: CH_4 , NH_3 , H_2S y BH_3 :

- a) Justifique sus geometrías moleculares en función de la hibridación del átomo central.
- b) Razone qué moléculas serán polares y cuáles apolares.
- c) ¿De qué tipo serán las fuerzas intermoleculares en el CH_4 ?
- d) Indique, razonadamente, por qué el NH_3 es el compuesto que tiene mayor temperatura de ebullición.

[Septiembre 2008](#)

31 – Dadas las siguientes moléculas: BeCl_2 , Cl_2CO , NH_3 y CH_4 :

- a) Escriba sus estructuras de Lewis.
 - b) Determine sus geometrías (puede emplear la teoría de repulsión de pares electrónicos o la de hibridación).
 - c) Razone si alguna de las moléculas puede formar enlaces de hidrógeno.
 - d) Justifique si las moléculas BeCl_2 y NH_3 son polares o no polares.
- Datos: Números atómicos (Z): H = 1, Be = 4, C = 6, N = 7, O = 8, Cl = 17.

[Junio 2005](#)

- 32 – Dadas las siguientes sustancias: CO_2 , CF_4 , H_2CO y HF :
- Escriba las estructuras de Lewis de sus moléculas.
 - Explique sus geometrías por la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de Valencia o por la Teoría de Hibridación.
 - Justifique cuáles de estas moléculas tienen momento dipolar distinto de cero.
 - Justifique cuáles de estas sustancias presentan enlace de hidrógeno.

[Modelo 2010](#)

- 33 – Considerando las moléculas: H_2CO (metanal) y Br_2O (monóxido de dibromo):

- Represente sus estructuras de Lewis.
- Justifique su geometría molecular.
- Razone si cada una de estas moléculas tiene o no momento dipolar.

Datos: Números atómicos: H ($Z = 1$), C ($Z = 6$), O ($Z = 8$), Br ($Z = 35$).

[Junio 2010 \(Fase Específica\)](#)

- 34 – Dados los siguientes compuestos: H_2S , BCl_3 y N_2 :

- Escriba sus estructuras de Lewis.
- Deduzca la geometría de cada molécula por el método RPECV o a partir de la hibridación.
- Deduzca cuáles de las moléculas son polares y cuáles no polares.
- Indique razonadamente la especie que tendrá un menor punto de fusión.

[Modelo 2008](#)

Preguntas

- 35 – Considere los elementos de números atómicos: $Z = 7, 9, 11$ y 16 .

- Escriba sus configuraciones electrónicas, el símbolo y el grupo del Sistema Periódico al que pertenecen.
- Justifique cuál tendrá mayor y cuál tendrá menor primer potencial de ionización.
- Indique el compuesto formado entre los elementos de $Z = 9$ y $Z = 11$. Justifique el tipo de enlace.
- Escriba la configuración electrónica del anión más estable del elemento de $Z = 16$, e indique el nombre y el símbolo del átomo isoelectrónico.

[Junio 2012](#)

- 36 – Considere los elementos: H, O y F.

- Escriba sus configuraciones electrónicas e indique grupo y período de cada uno de ellos.
- Explique mediante la Teoría de Hibridación la geometría de las moléculas. H_2O y OF_2 .
- Justifique que la molécula de H_2O es más polar que la molécula de OF_2 .
- ¿A qué se debe que la temperatura de ebullición del H_2O sea mucho mayor que la del OF_2 ?

[Modelo 2012](#)

- 37 – Considere las sustancias: Br_2 , HF , Al y KI .
- a) Indique el tipo de enlace que presenta cada una de ellas.
 - b) Justifique si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente.
 - c) Escriba las estructuras de Lewis de aquellas que sean covalentes.
 - d) Justifique si HF puede formar enlace de hidrógeno.

[Junio 2012](#)

- 38 – Considere las moléculas de HCN , CHCl_3 y Cl_2O .
- a) Escriba sus estructuras de Lewis.
 - b) Justifique cuáles son sus ángulos de enlace aproximados.
 - c) Justifique cuál o cuáles son polares.
 - d) Justifique si alguna de ellas puede formar enlaces de hidrógeno.

[Junio 2011](#)

EJERCICIOS RESUELTOS

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

EL ENLACE QUÍMICO

La configuración electrónica de un elemento:

- a) ¿Permite conocer cuál es su situación en el Sistema Periódico?
- b) ¿Indica qué clase de enlaces puede formar con otros elementos?
- c) ¿Es suficiente información para saber si el elemento es sólido, líquido o gas?
- d) ¿Sirve para conocer si el elemento es o no molecular?

Justifique las respuestas.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 1998)

SOLUCIÓN:-

La configuración electrónica de un elemento sí permite conocer su situación en el Sistema Periódico.

RESULTADO

Por ejemplo:

Cuando escribimos que la configuración electrónica del cloro, en su estado fundamental, es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

- a) vemos que su número atómico vale: $Z = 2 + 2 + 6 + 2 + 5 = 17$, luego el cloro ocupa la **celda** número 17 del Sistema Periódico;
- b) al tener siete electrones de valencia en configuración $ns^2 np^5$ el cloro pertenece al **grupo 17** -halógenos;
- c) al estar esos electrones de valencia en el nivel 3 el cloro pertenece al **período 3**.

La configuración electrónica informa sobre el/los tipo(s) de enlace en los que participa el elemento.

RESULTADO

Algunos ejemplos:

- a) Una configuración electrónica de valencia: ns^2np^6 (gas noble, grupo 18) indica una gran estabilidad, con la consiguiente ausencia de enlaces.
- b) Una configuración electrónica de valencia: ns^1 (metales alcalinos, grupo 1) indica tendencia a ceder ese electrón de valencia, provocando enlaces metálicos consigo mismos (compartiendo la nube de electrones libres) o enlaces iónicos con otros elementos -no metales-.
- c) Una configuración electrónica de valencia: ns^2np^5 (no metales halógenos, grupo 17) indica tendencia a aceptar un electrón, dando lugar a enlaces iónicos -con metales- o covalentes -con no metales e hidrógeno-, según sea grande o pequeña la diferencia de electronegatividad.

La configuración electrónica no es suficiente información para saber si el elemento es sólido, líquido o gas en determinadas condiciones de presión y temperatura.

RESULTADO

El estado físico de la sustancia se justifica por el tipo de enlace y por la intensidad de las uniones intermoleculares -en sustancias covalentes-.

Un ejemplo típico:

A temperatura ambiente el flúor: F_2 es gaseoso; el cloro: Cl_2 también es gaseoso; el bromo: Br_2 es líquido y el yodo: I_2 es sólido. Los cuatro son halógenos, presentando análoga configuración electrónica de valencia: ns^2np^5 . Al descender en el grupo aumenta el tamaño y masa moleculares, lo que provoca que las fuerzas intermoleculares de Van der Waals sean cada vez más intensas, justificándose así la variación del estado de agregación antes expuesta.

La configuración electrónica no sirve para conocer si el elemento es o no molecular.

RESULTADO

Un ejemplo:

Nitrógeno, fósforo y arsénico: del grupo 15-nitrogenoides- tienen similar configuración electrónica (de valencia: ns^2np^3). Sin embargo, el nitrógeno sí es un elemento formado por moléculas diatómicas: N_2 , mientras que a temperatura ambiente, las formas alotrópicas más estables de los otros dos elementos: fósforo violeta y arsénico gris presentan redes cristalinas covalentes en tres dimensiones (en el N_2 los dos átomos se unen mediante un triple enlace covalente, mientras que en los otros dos casos citados cada átomo se une a otros tres, mediante un enlace covalente sencillo entre cada dos átomos).

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

EL ENLACE QUÍMICO

Considere los elementos: A ($Z = 12$) y B ($Z = 17$).
Conteste razonadamente:

- ¿Cuáles son las configuraciones electrónicas de A y de B ?
- ¿Cuál es el grupo, el período, el nombre y el símbolo de cada uno de los elementos?
- ¿Cuál tendrá mayor su primera energía de ionización?
- ¿Qué tipo de enlace se puede formar entre A y B ? ¿Cuál será la fórmula del compuesto resultante? ¿Será soluble en agua?

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2009)

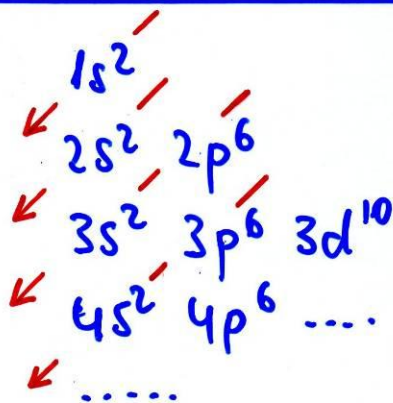
SOLUCIÓN:-

El elemento cuyo número atómico es **12** es el **magnesio: Mg**. Ocupa la celda número 12 en el Sistema Periódico, perteneciente al **grupo 2** -alcalinotérreos- y **período 3**.

El elemento cuyo número atómico es **17** es el **cloro: Cl**. Ocupa la celda número 17 en el Sistema Periódico, perteneciente al **grupo 17** -halógenos- y **período 3**.

RESULTADO

Con el diagrama de Möller:



obtenemos las respectivas configuraciones electrónicas, en el estado fundamental:



RESULTADO

La primera energía de ionización es la energía que hay que suministrar al átomo para arrancarle un -el primero- electrón, encontrándose el elemento en fase gaseosa.

La primera energía de ionización del cloro ($Z=17$) es superior a la del magnesio ($Z=12$) ya que los últimos electrones se hallan en el mismo nivel -3- pero son atraídos más intensamente en el cloro dada su mayor carga nuclear.

RESULTADO

Entre el magnesio -metal, baja electronegatividad (1.2 en la escala de Pauling)- y el cloro -no metal, alta electronegatividad (3.0 en la escala de Pauling)- se da enlace iónico, formándose cloruro de magnesio: $\text{MgCl}_2 - \text{Mg}^{2+}(\text{Cl}^-)_2$, cediendo el magnesio dos electrones a sendos átomos de cloro. Debido a su estructura iónica, polar, es soluble en agua -cuya molécula es covalente polar-.

RESULTADO