

TEMA 2: ESTRUCTURA DE LA MATERIA.
ENLACE QUÍMICO. INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA MODERNA.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 96/97

1. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:
A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ **B:** $1s^2 2s^2$ **C:** $1s^2 2s^2 2p^6$.
Indique, razonadamente:
 - a) El grupo y período en los que se hallan A, B y C.
 - b) Los iones más estables que formarán A, B y C.

2.
 - a) Escriba la estructura electrónica de los átomos de los elementos cuyos números atómicos son 11, 13 y 16.
 - b) Indique, justificando la respuesta, el elemento de mayor energía de ionización y el que tiene mayor carácter metálico.
 - c) ¿En qué grupo y período del sistema periódico está situado cada elemento.

3. Para cada una de las siguientes parejas:
 - a) K(Z = 19) y Cl(Z = 17).
 - b) F(Z = 9) y Na(Z = 11).
 - c) Cl^- y K^+ .Indique de forma razonada, qué átomo o ion tiene un radio mayor.

4.
 - a) Indique la configuración electrónica de los átomos de los elementos A, B y C cuyos números atómicos son respectivamente: 13, 17 y 20.
 - b) Escriba la configuración electrónica del ion más estable de cada uno de ellos.
 - c) Ordene dichos iones por orden creciente de sus radios.

5. Ordene los elementos químicos Ca, Cl, Cs y F en sentido creciente de su:
 - a) Carácter metálico
 - b) Radio atómico.Justifique las respuestas.

6. Dados los valores de números cuánticos: $(4, 2, 3, -\frac{1}{2})$; $(3, 2, 1, \frac{1}{2})$; $(2, 0, -1, \frac{1}{2})$; y $(1, 0, 0, \frac{1}{2})$:
 - a) Indique cuáles de ellos no están permitidos.
 - b) Indique el nivel y el orbital en el que se encontrarían los electrones definidos por los valores de los números cuánticos permitidos.

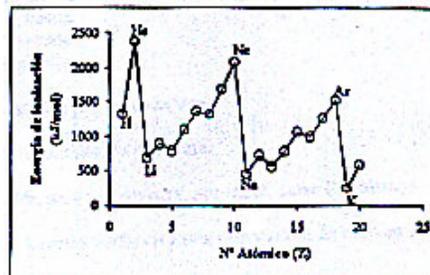
EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 97/98

1. Considere la siguiente tabla incompleta:

| | | | | | | |
|-----------------|----|-----|----|-----|---|----|
| Elementos | Na | ? | Al | ? | S | ? |
| Radios atómicos | ? | 136 | ? | 110 | ? | 99 |

- a) Reproduzca la tabla y complétela situando los valores 125 nm, 104 nm y 157 nm y los elementos P, Cl y Mg en los lugares oportunos.
- b) Indique y explique qué norma ha seguido.
2. Dados los elementos **A**, **B**, y **C**, de números atómicos 9, 19 y 35, respectivamente:
- a) Escriba la estructura electrónica de esos elementos
- b) Determine el grupo y período a los que pertenecen.
- c) Ordénelos en orden creciente de su electronegatividad.
3. a) Escriba la configuración electrónica de los átomos de los elementos con números atómicos 20, 30 y 35.
- b) Indique, razonadamente, cuál es el ion más estable de cada uno de ellos y escriba su configuración electrónica.
4. La gráfica adjunta relaciona valores de energía de ionización E.I., con los números atómicos de los elementos. Con la información que obtenga a partir de ella:

- a) Justifique la variación periódica que se produce en los valores E.I.
- b) Enumere los factores que influyen en esta variación y razone la influencia del factor determinante



EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 98/99

1. En la tabla siguiente se dan las energías de ionización (kJ/mol) de los primeros elementos alcalinos.

| | 1° E.I. | 2° E.I. | 3° E.I. | 4° E.I. |
|----|---------|---------|---------|---------|
| Li | 521 | 7294 | 11819 | ----- |
| Na | 492 | 4564 | 6937 | 9561 |
| K | 415 | 3068 | 4448 | 5895 |

Explique:

- ¿Por qué disminuye la 1ª E.I. del Li al K?
 - ¿Por qué no hay valor para la 4ª E.I. del Li?
 - ¿Por qué aumenta de la 1ª E.I. a la 4ª E.I.?
2. Dados los elementos **A** y **B** cuyos números atómicos son, respectivamente, $Z = 20$ y $Z = 35$.
- Escriba la configuración electrónica de ambos.
 - ¿Cuál tendrá mayor radio? Razone la respuesta.
 - ¿Cuál tendrá mayor afinidad electrónica? Razone la respuesta.
3. Indique para los elementos **A**, **B** y **C** cuyos números atómicos son, respectivamente, 13, 16 y 20:
- Configuración electrónica.
 - Justifique cuál tendrá mayor energía de ionización.
 - El grupo y el período del sistema periódico en que se encuentra cada elemento.
4. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas correspondientes a átomos neutros:
A: $1s^2 2s^2 2p^5$ **B:** $1s^2 2s^2 p^6 3 s^2 p^3$ **C:** $1s^2 2s^2 p^6 3 s^2 p^6 d^2 4 s^2$
D: $1s^2 2s^2 p^6 3 s^2 p^6 4 s^1$.
- Indique razonadamente:
- Grupo y período a que pertenece cada elemento.
 - Qué elemento posee mayor energía de ionización y cuál menor
 - Qué elemento tiene mayor radio atómico y cuál menor
5. Escriba la configuración electrónica de los iones Cl^- ($Z = 17$) y K^+ ($Z = 19$)
- Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
 - Razone cuál de los dos elementos neutros tendrá mayor energía de ionización.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 99/00

- Tres elementos tienen de número atómico 25, 35 y 38, respectivamente.
 - Escriba la configuración electrónica de los mismos.
 - Indique, razonadamente, el grupo y periodo a que pertenece cada uno de los elementos anteriores.
 - Indique, razonando la respuesta, el carácter metálico o no metálico de cada uno de los elementos anteriores.
- Las dos tablas siguientes corresponden a radios atómicos:

| | | | | | | | |
|-----------------|------|------|------|------|------|------|------|
| Elemento | Li | Be | B | C | N | O | F |
| R(Å) | 1'23 | 0'89 | 0'80 | 0'77 | 0'70 | 0'66 | 0'64 |

| | | | | | |
|-----------------|------|------|------|------|------|
| Elemento | Li | Na | K | Rb | Cs |
| R(Å) | 1'23 | 1'57 | 2'03 | 2'16 | 2'35 |

 - Justifique la variación del radio en el período.
 - Justifique la variación del radio en el grupo.
- Los números atómicos de los elementos P y Mn son 15 y 25, respectivamente.
 - Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.
 - Indique los números cuánticos que correspondan a los electrones situados, en cada caso, en los orbitales más externos.
- Los elementos Na, Al, y Cl tienen de números atómicos 11, 13 y 17, respectivamente,
 - Escriba la configuración electrónica de cada elemento.
 - Escriba la configuración electrónica de los iones Na^+ , Al^{3+} y Cl^- .
 - Ordene, de forma razonada, los radios de los iones anteriores.
- Los números atómicos de los elementos Br y Rb son 35 y 37, respectivamente.
 - Escriba la configuración electrónica de ambos elementos.
 - Indique el ion más estable de cada elemento y su configuración electrónica
 - Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
- Los elementos A y B tienen, en sus últimos niveles, las configuraciones: $\text{A} = 4s^2p^6 5s^1$ y $\text{B} = 3s^2p^6d^{10}4s^2p^4$. Justifique:
 - Si A es metal o no metal.
 - Qué elemento tendrá mayor afinidad electrónica.
 - Qué elemento tendrá mayor radio.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 00/01

- Los átomos neutros **X**, **Y**, **Z**, tienen las siguientes configuraciones:
 $X=1s^2 2s^2 p^1$; $Y=1s^2 2s^2 p^5$; $Z=1s^2 2s^2 p^6 3s^2$
 - Indique el grupo y el período en el que se encuentran.
 - Ordénelos, razonadamente, de menor a mayor electronegatividad
 - ¿Cuál es el de mayor energía de ionización?
- Dados los siguientes compuestos: CaF_2 , CO_2 , H_2O .
 - Indique el tipo de enlace predominante en cada uno de ellos.
 - Ordene los compuestos anteriores de menor a mayor punto de ebullición.
Justifique las respuestas.
- Defina:
 - Energía de ionización.
 - Afinidad electrónica.
 - Electronegatividad.
- Escriba las configuraciones electrónicas del átomo e iones siguientes: $\text{Al}(Z=13)$, $\text{Na}^+(Z=11)$, $\text{O}^{2-}(Z=8)$.
 - ¿Cuáles son isoelectrónicos?
 - ¿Cuál o cuáles tienen electrones desapareados?
- Los elementos **X**, **Y** y **Z** tienen números atómicos 13, 20 y 35, respectivamente.
 - Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.
 - ¿Serían estables los iones X^{2+} , Y^{2+} y Z^{2-} ? Justifique las respuestas.
- Dados los siguientes grupos de números cuánticos (n, l, m) : $(3, 2, 0)$; $(2, 3, 0)$; $(3, 3, 2)$; $(3, 0, 0)$; $(2, -1, 1)$; $(4, 2, 0)$. Indique:
 - Cuáles no son permitidos y por qué.
 - Los orbitales atómicos que se corresponden con los grupos cuyos números cuánticos sean posibles.
- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a elementos neutros:
 $A(1s^2 2s^2 2p^2)$; $B(1s^2 2s^2 2p^5)$; $C(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1)$; $D(1s^2 2s^2 2p^4)$.
Indique razonadamente:
 - El grupo y periodo al que pertenece cada elemento.
 - El elemento de mayor y el de menor energía de ionización.
 - El elemento de mayor y el de menor radio atómico.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 01/02

1.
 - a) Defina afinidad electrónica.
 - b) ¿Qué criterio se sigue para ordenar los elementos en la tabla periódica?
 - c) ¿Justifique cómo varía la energía de ionización a lo largo de un periodo?

2.
 - a) Escriba las configuraciones electrónicas de los iones siguientes: Na^+ ($Z=11$) y F^- ($Z=9$).
 - b) Justifique que el ion Na^+ tiene menor radio que el ion F^- .
 - c) Justifique que la energía de ionización del sodio es menor que la del flúor.

3. Dados los elementos **A** ($Z=13$), **B** ($Z=9$) y **C** ($Z=19$)
 - a) Escriba sus configuraciones electrónicas.
 - b) Ordénelos de menor a mayor electronegatividad.
 - c) Razone cuál tiene mayor volumen.

4.
 - a) ¿Por qué el volumen atómico aumenta al bajar en un grupo de la tabla periódica?
 - b) ¿Por qué los espectros atómicos son discontinuos?
 - c) Defina el concepto de electronegatividad.

5. Razone si las siguientes configuraciones electrónicas son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado:
 - a) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$.
 - b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
 - c) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2$.

6. Dados los elementos cuyos números atómicos son 7, 17 y 20.
 - a) Escriba sus configuraciones electrónicas.
 - b) Razone a qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenecen.
 - c) ¿Cuál será el ion más estable de cada uno? Justifique la respuesta.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 02/03

1. Dado el elemento de $Z = 19$:
 - a) Escriba su configuración electrónica.
 - b) Indique a qué grupo y periodo pertenece.
 - c) ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?
2. Cuatro elementos que llamaremos **A**, **B**, **C** y **D** tienen, respectivamente, los números atómicos: 2, 11, 17 y 25. Indique:
 - a) El grupo y el periodo al que pertenecen.
 - b) Cuáles son metales.
 - c) El elemento que tiene mayor afinidad electrónica.
3.
 - a) Indique cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son posibles para un electrón en un átomo: $(4,2,0,+1/2)$; $(3,3,2, -1/2)$; $(2,0,1,+1/2)$; $(3,2,-2,-1/2)$; $(2,0,0,-1/2)$.
 - b) De las combinaciones de números cuánticos anteriores que sean correctas, indique el orbital donde se encuentra el electrón.
 - c) Enumere los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía.
4. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la capa de valencia:
1) ns^1 2) $ns^2 np^4$ 3) $ns^2 np^6$
 - a) Indique el grupo al que corresponde cada una de ellas.
 - b) Nombre dos elementos de cada uno de los grupos anteriores.
 - c) Razone cuáles serán los estados de oxidación más estables de los elementos de esos grupos.
5.
 - a) Defina el concepto de energía de ionización de un elemento.
 - b) Justifique por qué la primera energía de ionización disminuye al descender en un grupo de la tabla periódica.
 - c) Dados los elementos F, Ne y Na, ordénelos de mayor a menor energía de ionización
6.
 - a) Escriba las configuraciones electrónicas del cloro ($Z = 17$) y del potasio ($Z = 19$).
 - b) ¿Cuáles serán los iones más estables a que darán lugar los átomos anteriores?
 - c) ¿Cuál de esos iones tendrá menor radio?

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 03/04

- Los números atómicos de los elementos A, B y C son, respectivamente, 19, 31 y 36.
 - Escriba las configuraciones electrónicas de estos elementos.
 - Indique qué elementos, de los citados, tienen electrones desapareados.
 - Indique los números cuánticos que caracterizan a esos electrones desapareados.
- Dados los siguientes grupos de números cuánticos:
A: (2, 2, 1, 1/2); **B:** (3, 2, 0, -1/2); **C:** (4, 2, 2, 0); **D:** (3, 1, 1, 1/2)
 - Razone qué grupos no son válidos para caracterizar un electrón.
 - Indique a qué orbitales corresponden los grupos permitidos.
- La configuración electrónica de un átomo excitado de un elemento es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$.
Razone cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas y cuáles falsas para ese elemento:
 - Pertenece al grupo de los alcalinos.
 - Pertenece al periodo 5 del sistema periódico.
 - Tiene carácter metálico.
- Dadas las especies: Cl^- ($Z = 17$), K^+ ($Z = 19$) y Ar ($Z = 18$):
 - Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas.
 - Justifique cuál tendrá un radio mayor.
- Considere la serie de elementos: Li, Na, K, Rb y Cs.
 - Defina Energía de ionización.
 - Indique cómo varía la Energía de Ionización en la serie de los elementos citados.
 - Explique cuál es el factor determinante de esta variación.
- Los números atómicos de los elementos A, B y C son respectivamente 20, 27 y 34.
 - Escriba la configuración electrónica de cada elemento.
 - Indique qué elemento es el más electronegativo y cuál el de mayor radio.
 - Indique razonadamente cuál o cuáles de los elementos son metales y cuál o cuáles no metales.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 04/05

- La configuración electrónica del ion X^{3+} es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
 - ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?
 - ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?
 - Razone si posee electrones desapareados el elemento X.
- Los números atómicos de los elementos A, B, C y D son 2, 11, 17 y 25, respectivamente.
 - Escriba, para cada uno de ellos, la configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados.
 - Justifique qué elemento tiene mayor radio.
 - Entre los elementos B y C, razone cuál tiene mayor energía de ionización.
- Dadas las moléculas BF_3 y PF_3 :
 - ¿Son polares los enlaces boro-flúor y fósforo-flúor? Razone su respuesta.
 - Prediga su geometría a partir de la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - ¿Son polares esas moléculas?. Justifique su respuesta.
- Dadas las moléculas de BCl_3 y H_2O :
 - Deduzca la geometría de cada una mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - Justifique la polaridad de las mismas.
- Dadas las configuraciones electrónicas:
 $A : 1s^2 3s^1$; $B : 1s^2 2s^3$; $C : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; $D : 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^0 2p_z^0$
Indique razonadamente:
 - La que no cumple el principio de exclusión de Pauli.
 - La que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.
 - La que, siendo permitida, contiene electrones desapareados.
- Para las moléculas BCl_3 , NH_3 y BeH_2 , indique:
 - El número de pares de electrones sin compartir de cada átomo.
 - La geometría de cada molécula utilizando la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - La hibridación del átomo central.
- Escriba la configuración electrónica de los iones Mg^{2+} ($Z=12$) y S^{2-} ($Z=16$).
 - Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
 - Justifique cuál de los dos elementos, Mg o S, tendrá mayor energía de ionización.

8. Supongamos que los sólidos cristalinos CsBr, NaBr y KBr cristalizan con el mismo tipo de red.
- Ordénelos de mayor a menor según su energía reticular. Razone la respuesta.
 - Justifique cuál de ellos será menos soluble.
- 9.
- Escriba la configuración electrónica de los iones: Al^{3+} ($Z = 13$) y Cl^- ($Z = 17$).
 - Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
 - Razone cuál de los elementos correspondientes tendrá mayor energía de ionización.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 05/06

1.
 - a) Escriba la configuración electrónica de los elementos **A**, **B** y **C**, cuyos números atómicos son 33, 35 y 37, respectivamente.
 - b) Indique el grupo y el periodo al que pertenecen.
 - c) Razone qué elemento tendrá mayor carácter metálico.

2. Indique:
 - a) Los subniveles de energía, dados por el número cuántico secundario l , que corresponden al nivel cuántico $n = 4$.
 - b) A qué tipo de orbitales corresponden los subniveles anteriores.
 - c) Si existe algún subnivel de $n = 5$ con energía menor que algún subnivel de $n = 4$, diga cuál.

3. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas externas:
 ns^1 ; $ns^2 np^1$; $ns^2 np^6$
 - a) Identifique el grupo del sistema periódico al que corresponde cada una de ellas.
 - b) Para el caso de $n = 4$, escriba la configuración electrónica completa del elemento de cada uno de esos grupos y nómbrelo.

4. Dadas las especies químicas Cl_2 , HCl y CCl_4 :
 - a) Indique el tipo de enlace que existirá en cada una.
 - b) Justifique si los enlaces están polarizados.
 - c) Razone si dichas moléculas serán polares o apolares.

5.
 - a) Indique el número de electrones desapareados que hay en los siguientes átomos: As ($Z = 33$) Cl ($Z = 17$) Ar ($Z = 18$)
 - b) Indique los grupos de números cuánticos que corresponderán a esos electrones desapareados.

6. Dadas las moléculas CF_4 y NH_3 :
 - a) Representélas mediante estructuras de Lewis.
 - b) Justifique su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - c) Indique la hibridación del átomo central.

7.
 - a) Razone si para un electrón son posibles las siguientes series de números cuánticos: $(0, 0, 0, -1/2)$; $(1, 1, 0, +1/2)$; $(2, 1, -1, +1/2)$; $(3, 2, 1, -1/2)$.
 - b) Indique a qué tipo de orbital corresponden los estados anteriores que sean posibles.
 - c) Indique en cuál de ellos la energía es mayor.

8. Para el eteno ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$) indique:
- La geometría de la molécula.
 - La hibridación que presentan los orbitales de los átomos de carbono.
 - Escriba la reacción de combustión ajustada de este compuesto.
9. Dadas las siguientes especies: Ar, Ca^{2+} y Cl^- .
- Escriba sus configuraciones electrónicas.
 - Ordénelas, razonando la respuesta, en orden creciente de sus radios.
- DATOS: Números atómicos: Ar = 18; Ca = 20; Cl = 35,5

ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACE QUÍMICO

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 96/97

1. Comente cada una de las frases siguientes, indicando si son verdaderas o falsas, y explique las razones en las que se basa.
 - a) Para fundir hielo han de romperse enlaces covalentes.
 - b) Para evaporar agua hay que romper enlaces de hidrógeno.
2. Para las especies químicas: yodo, metano, cloruro de potasio, cloruro de hidrógeno, mercurio y amoníaco, indique de forma razonada:
 - a) Las que poseen enlace covalente.
 - b) De entre las del apartado a), las que son polares, teniendo en cuenta su geometría.
3. Dadas las especies químicas tetracloruro de carbono y amoníaco:
 - a) Indique la geometría de las moléculas, utilizando para ello el modelo de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia.
 - b) Indique la hibridación del átomo central.
 - c) Justifique la polaridad de las mismas.
4.
 - a) Indique el tipo de enlace que predomina (iónico, covalente o metálico) en las siguientes especies químicas: cobre, tricloruro de boro, agua y fluoruro de cesio.
 - b) En el caso que predomine el enlace covalente, justifique la geometría y la polaridad de las moléculas.
5. Dadas las moléculas de agua y difloruro de berilio, justifique:
 - a) La geometría de las mismas, de acuerdo con la teoría de la repulsión de pares de electrones de la capa de valencia.
 - b) La polaridad de los enlaces y la polaridad de las moléculas.
6. Comente cada una de las frases siguientes, indicando si pueden ser verdaderas o no, y explique las razones en las que se basa:
 - a) El agua es un compuesto covalente apolar.
 - b) El agua es un buen disolvente de sustancias iónicas.

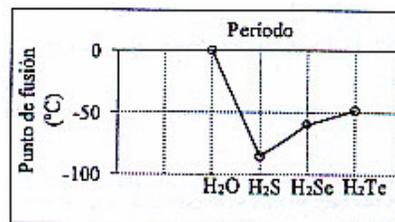
EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 97/98

- Escribe las configuraciones electrónicas de los átomos X ($Z = 19$); Y ($Z = 17$).
 - Justifique el tipo de enlace que se formará cuando se combinen X-Y o Y-Y.
 - Justifique si las dos especies formadas en el apartado anterior serán solubles.
- Dibuje la geometría de las moléculas: BCl_3 y H_2O , aplicando la teoría de la Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - Explique si poseen momento dipolar.
 - Indique la hibridación que tiene el átomo central.
- Calcule la energía reticular del cloruro de sodio sabiendo:

Entalpía de formación (NaCl) = - 411 kJ/mol
 Energía de sublimación del sodio = + 108 kJ/mol
 Potencial de ionización del sodio = + 495 kJ/mol
 Energía de disociación del cloro = + 242 kJ/mol
 Afinidad electrónica del cloro = - 394 kJ/mol
- Represente, según la teoría de Lewis, las moléculas de etano (C_2H_6), eteno (C_2H_4) y etino (C_2H_2). Comente las diferencias más significativas que encuentre.
 - Qué tipo de hibridación presenta el carbono en cada una de las moléculas.

- Dada la gráfica adjunta, justifique:

 - El tipo de enlace dentro de cada compuesto
 - La variación de los puntos de fusión
 - Si todas las moléculas tienen una geometría angular, ¿Cuál será la más polar?



- Dadas las energías reticulares de las siguientes sustancias:

| | U (kJ/mol) |
|------|------------|
| NaF | - 914 |
| NaCl | - 770 |
| NaBr | - 728 |

Razone cómo varían:

- Sus puntos de fusión
 - Su dureza.
 - Su solubilidad en agua.
- Cuatro elementos diferentes A, B, C y D tienen números atómicos 6, 9, 13 y 19, respectivamente. Se desea saber, sin necesidad de identificarlos:

 - La configuración electrónica y el número de electrones de valencia de cada uno de ellos.
 - El orden de menor a mayor según su electronegatividad.
 - La fórmula de los compuestos resultantes al combinarse B con cada uno de los restantes elementos, así como el tipo de enlace que formarán.

8. Justifique la veracidad de las siguientes afirmaciones:
- a) El agua pura es mala conductora de la electricidad.
 - b) El cloruro de sodio, en estado sólido, conduce la electricidad.
 - c) La disolución formada por cloruro de sodio en agua conduce la electricidad.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 98/99

1. Dadas las especies moleculares PF_3 y SiF_4 .
 - a) Determine su geometría mediante la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia
 - b) Razone si los enlaces serán polares.
 - c) Razone si las moléculas presentarán momento dipolar.
2. Los átomos **A**, **B**, **C** y **D** corresponden a elementos del mismo período y tienen 1, 3, 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:
 - a) ¿Qué fórmulas tendrán los compuestos formados por A y D, y por B y D?
 - b) ¿El compuesto formado por B y D será iónico o covalente?
 - c) ¿Qué elemento tiene la energía de ionización más alta y cuál más baja?
3. Las configuraciones electrónicas: **A** = $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$; **B** = $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^1$;
C = $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^5$
Corresponden a átomos neutros. Indique las fórmulas y justifique el tipo predominante de enlace de los posibles compuestos que pueden formarse cuando se combinan las siguientes parejas:
 - a) A y C
 - b) B y C
 - c) C y C
4. Describa el tipo de fuerzas que hay que vencer para llevar a cabo los siguientes procesos:
 - a) Fundir hielo
 - b) Hervir bromo (Br_2)
 - c) Fundir cloruro de sodio.
5. Explique desde el punto de vista de las interacciones moleculares los siguientes hechos:
 - a) El etano tiene un punto de ebullición más alto que el metano
 - b) El etanol tiene un punto de ebullición más alto que el etano.
6.
 - a) Represente la estructura del trifloruro de fósforo, según la teoría de Lewis.
 - b) Indique cuál será su geometría según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - c) ¿Podrá tener el fósforo una covalencia superior a la presentada en el trifloruro de fósforo? Razone la respuesta.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 99/00

1. Los elementos A, B, C y D pertenecen al mismo periodo y tienen 1, 3, 5 y 7, electrones de valencia, respectivamente. Indique, razonando la respuesta: a) Qué elemento tiene P.I energía de ionización más alta y cuál la más baja. b) Qué fórmulas tendrán los compuestos A-D y B-D. c) Si el compuesto formado por C y D será iónico o covalente.

2. La tabla que sigue corresponde a los puntos de fusión de distintos sólidos iónicos:

| Compuesto | Na F | NaCl | NaBr | NaI |
|--------------------|------|------|------|-----|
| Punto de fusión °C | 980 | 801 | 755 | 651 |

Considerando los valores anteriores:

- Indique cómo variará la energía reticular en este grupo de compuestos.
 - Razone cuál es la causa de esa variación.
3. Escriba la estructura de Lewis para las moléculas NF_3 y CF_4 .
- Dibuje la geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - Considerando las geometrías moleculares, razone acerca de la polaridad de ambas moléculas.

DATOS: Números atómicos: C = 6; N = 7; F = 9.

4. a) Haga un esquema del ciclo de Born-Haber para el NaCl.
b) Calcule la energía reticular del NaCl(s), a partir de los siguientes datos:

Datos:

Entalpía de sublimación del sodio = 108 kJ/mol;

Entalpía de disociación del cloro = 243,2 kJ/ mol;

Entalpía de ionización del sodio = 495,7 kJ/ mol,

Afinidad electrónica del cloro = -348,0 kJ/ mol;

Entalpía de formación del cloruro de sodio = - 401,8 kJ/ mol.

5. a) Escriba las estructuras de Lewis correspondientes a las moléculas de etano (CH_3CH_3) y eteno ($\text{CH}_2 = \text{CH}_2$)
b) Explique qué tipo de hibridación tiene el carbono en cada compuesto.
6. Dadas las especies químicas H_2S y PH_3 :
- Representélas mediante diagramas de Lewis.
 - Prediga la geometría de las especies anteriores según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - Indique la hibridación que presenta el átomo central en cada especie.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 00/01

1. Dadas las siguientes moléculas: SiH_4 , NH_3 y BeH_2 .
 - a) Represente sus estructuras de Lewis.
 - b) Prediga la geometría de cada una de ellas según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - c) Indique la hibridación del átomo central.

2. Indique el tipo de hibridación que presenta cada uno de los átomos de carbono en las siguientes moléculas:
 - a) $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CCH}_3$
 - b) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$
 - c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

3. Cuatro elementos se designan arbitrariamente como **A**, **B**, **C** y **D**. Sus electronegatividades se muestran en la tabla siguiente:

| Elemento | A | B | C | D |
|---------------------------|------------|------------|------------|------------|
| Electronegatividad | 3,0 | 2,8 | 2,5 | 2,1 |

Si se forman las moléculas AB, AC, AD y BD:

- a) Clasifíquelas en orden creciente por su carácter covalente. Justifique la respuesta.
 - b) ¿Cuál será la molécula más polar? Justifique la respuesta.

4. Dadas las siguientes moléculas: CCl_4 , BF_3 y PCl_3
 - a) Represente sus estructuras de Lewis.
 - b) Prediga la geometría de cada una de ellas según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - c) Indique la polaridad de cada una de las moléculas.

5. En función del tipo de enlace explique por qué:
 - a) El NH_3 tiene un punto de ebullición más alto que el CH_4 .
 - b) El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl_2 .
 - c) El CH_4 es insoluble en agua y el KCl es soluble.

6. Dadas las moléculas CH_4 , C_2H_2 , C_2H_4 , razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas
 - a) En la molécula C_2H_4 los dos átomos de carbono presentan hibridación sp^3 .
 - b) El átomo de carbono de la molécula CH_4 posee hibridación sp^3 .
 - c) La molécula de C_2H_2 es lineal.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 01/02

1.
 - a) Represente el ciclo de Born-Haber para el fluoruro de litio.
 - b) Calcule el valor de la energía reticular del fluoruro de litio sabiendo:
Entalpía de formación del $[\text{LiF}(s)] = -594'1 \text{ kJ/mol}$
Energía de sublimación del litio = $155'2 \text{ kJ/mol}$
Energía de disociación del $\text{F}_2 = 150'6 \text{ kJ/mol}$
Energía de ionización del litio = $520'0 \text{ kJ/mol}$
Afinidad electrónica del flúor = $-333'0 \text{ kJ/mol}$.

2. Dadas las sustancias PCl_3 y CH_4 :
 - a) Represente sus estructuras de Lewis.
 - b) Prediga la geometría de las moléculas anteriores según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - c) Indique la hibridación que presenta el átomo central en cada caso.

3. Explique, en función del tipo de enlace que presentan, las siguientes afirmaciones:
 - a) El cloruro de sodio es soluble en agua.
 - b) El hierro es conductor de la electricidad.
 - c) El metano tiene bajo punto de fusión.

4. Dadas las sustancias: NH_3 y H_2O .
 - a) Represente sus estructuras de Lewis.
 - b) Prediga la geometría de las moléculas anteriores mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - c) Indique la hibridación del átomo central en cada caso.

5.
 - a) ¿Cuál es la geometría de la molécula BCl_3 ?
 - b) ¿Es una molécula polar?
 - c) ¿Es soluble en agua?Justifique las respuestas.

6.
 - a) ¿Por qué el H_2 y el I_2 no son solubles en agua y el HI sí lo es?
 - b) ¿Por qué la molécula BF_3 es apolar, aunque sus enlaces estén polarizados?

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 02/03

1. Justifique las siguientes afirmaciones:
 - a) A 25°C y 1 atm, el agua es un líquido y el sulfuro de hidrógeno es un gas.
 - b) El etanol es soluble en agua y el etano no lo es.
 - c) En condiciones normales el flúor y el cloro son gases, el bromo es líquido y el yodo es sólido.

2.
 - a) Represente la estructura de Lewis de la molécula NF_3 .
 - b) Prediga la geometría de esta molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - c) Justifique si la molécula de NF_3 es polar o apolar.

3. Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
 - a) Los metales son buenos conductores de la electricidad.
 - b) Todos los compuestos de carbono presentan hibridación sp^3 .
 - c) Los compuestos iónicos conducen la corriente eléctrica en estado sólido.

4. Para las moléculas BCl_3 y NH_3 , indique:
 - a) El número de pares de electrones sin compartir de cada átomo central.
 - b) La hibridación del átomo central.
 - c) La geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

5. Dadas las especies químicas H_2S , PH_3 y CCl_4 , indique:
 - a) La estructura de Lewis de cada molécula.
 - b) La geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - c) La hibridación que presenta el átomo central de cada una de ellas.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 03/04

1. A partir de los átomos **A** y **B** cuyas configuraciones electrónicas son, respectivamente, $1s^2 2s^2 2p^2$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 - a) Explique la posible existencia de las moléculas: AB , B_2 y AB_4 .
 - b) Justifique la geometría de la molécula AB_4 .
 - c) Discuta la existencia o no de momento dipolar en AB_4 .

2. Comente, razonadamente, la conductividad eléctrica de los siguientes sistemas:
 - a) Un hilo de cobre.
 - b) Un cristal de $Cu(NO_3)_2$.
 - c) Una disolución de $Cu(NO_3)_2$.

3. En los siguientes compuestos: BCl_3 , SiF_4 y $BeCl_2$.
 - a) Justifique la geometría de estas moléculas mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - b) ¿Qué orbitales híbridos presenta el átomo central?

4. Dadas las especies: H_2O , NH_4^+ y PH_3
 - a) Representélas mediante estructuras de Lewis.
 - b) Justifique su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

5.
 - a) Escriba el ciclo de Born-Haber para el KCl .
 - b) ¿Cómo explica el hecho de que los metales sean conductores de la electricidad?

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 04/05

1. Dadas las especies químicas Cl_2 , HCl y CCl_4 :
 - a) Indique el tipo de enlace que existirá en cada una.
 - b) Justifique si los enlaces están polarizados.
 - c) Razone si dichas moléculas serán polares o apolares.

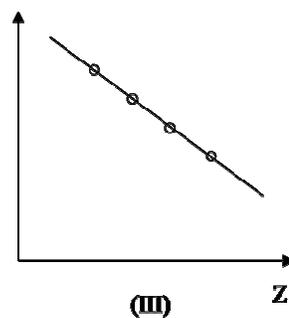
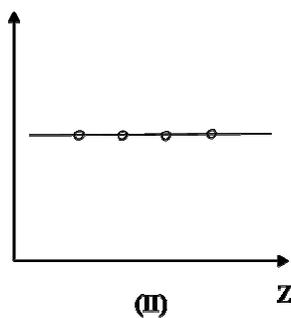
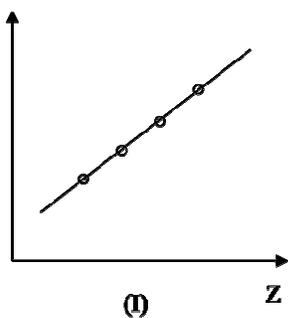
2. Dadas las moléculas CF_4 y NH_3 :
 - a) Representélas mediante estructuras de Lewis.
 - b) Justifique su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - c) Indique la hibridación del átomo central.

3. Teniendo en cuenta la energía reticular de los compuestos iónicos, conteste razonadamente:
 - a) ¿Cuál de los siguientes compuestos tendrá mayor dureza: LiF o KBr ?
 - b) ¿Cuál de los siguientes compuestos será más soluble en agua: MgO o CaS ?

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 05/06

- Dadas las configuraciones electrónicas:
A: $1s^2 3s^1$; **B:** $1s^2 2s^3$; **C:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; **D:** $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^0 2p_z^0$;
Indique razonadamente:
 - La que no cumple el principio de exclusión de Pauli.
 - La que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.
 - La que, siendo permitida, contiene electrones desapareados.
- Escriba la configuración electrónica de los iones Mg^{2+} ($Z=12$) y S^{2-} ($Z=16$).
 - Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
 - Justifique cuál de los dos elementos, Mg o S, tendrá mayor energía de ionización.
- Supongamos que los sólidos cristalinos CsBr, NaBr y KBr cristalizan con el mismo tipo de red.
 - Ordénelos de mayor a menor según su energía reticular. Razone la respuesta.
 - Justifique cuál de ellos será menos soluble.
- Los números atómicos de los elementos **A**, **B**, **C** y **D** son 2, 11, 17 y 25, respectivamente.
 - Escriba, para cada uno de ellos, la configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados.
 - Justifique qué elemento tiene mayor radio.
 - Entre los elementos B y C, razone cuál tiene mayor energía de ionización.
- Dadas las moléculas BF_3 y PF_3 :
 - ¿Son polares los enlaces boro-flúor y fósforo-flúor? Razone su respuesta.
 - Prediga su geometría a partir de la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - ¿Son polares esas moléculas? Justifique su respuesta.
- La configuración electrónica del ion X^{3+} es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
 - ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?
 - ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?
 - Razone si posee electrones desapareados el elemento X.
- ¿Qué se entiende por energía reticular?
 - Represente el ciclo de Born-Haber para el bromuro de sodio.
 - Expresa la entalpía de formación (ΔH_f) del bromuro de sodio en función de las siguientes variables: la energía de ionización (I) y el calor de sublimación (S) del sodio, la energía de disociación (D) y la afinidad electrónica (AE) del bromo y la energía reticular (U) del bromuro de sodio.
- Escriba la configuración electrónica de los iones: Al^{3+} ($Z = 13$) y Cl^- ($Z = 17$).
 - Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
 - Razone cuál de los elementos correspondientes tendrá mayor energía de ionización.

9. Para las moléculas BCl_3 , NH_3 y BeH_2 , indique:
- El número de pares de electrones sin compartir de cada átomo.
 - La geometría de cada molécula utilizando la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - La hibridación del átomo central.
10. Dadas las moléculas de BCl_3 y H_2O :
- Deduzca la geometría de cada una mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - Justifique la polaridad de las mismas.
11. Razone qué gráfica puede representar:
- El número de electrones de las especies: Ne , Na^+ , Mg^{+2} y Al^{+3} .
 - El radio atómico de los elementos: F , Cl , Br y I .
 - La energía de ionización de: Li , Na , K y Rb .



EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 06/07

- Dados los conjuntos de números cuánticos: $(2,1,2, \frac{1}{2})$; $(3,1,-1, \frac{1}{2})$; $(2,2,1,-\frac{1}{2})$; $(3,2,-2, \frac{1}{2})$
 - Razone cuáles no son permitidos.
 - Indique en qué tipo de orbital se situaría cada uno de los electrones permitidos.
- Dadas las moléculas de BF_3 y H_2O :
 - Determine la geometría de cada una mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - Razone si los enlaces son polares.
 - Justifique si las moléculas son polares.
- Explique:
 - Por qué el cloruro de hidrógeno disuelto en agua conduce la corriente eléctrica.
 - La poca reactividad de los gases nobles.
 - La geometría molecular del tricloruro de boro.
- Dadas las especies químicas Ne y O^{2-} , razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
 - Ambas especies poseen el mismo número de electrones.
 - Ambas especies poseen el mismo número de protones.
 - El radio del ion óxido es mayor que el del átomo de neón.
- Dadas las siguientes moléculas: F_2 , CS_2 , C_2H_4 , C_2H_2 , H_2O y NH_3 . Indique en cuál o cuales:
 - Todos los enlaces son simples.
 - Existe algún doble enlace.
 - Existe algún triple enlace.
- Para un átomo de número atómico $Z = 50$ y número másico $A = 126$:
 - Indique el número de protones, neutrones y electrones que posee.
 - Escriba su configuración electrónica.
 - Indique el grupo y el periodo al que pertenece el elemento correspondiente.
- Represente la estructura de la molécula de agua mediante el diagrama de Lewis.
 - Deduzca la geometría de la molécula de agua mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - ¿Por qué a temperatura ambiente el agua es líquida mientras que el sulfuro de hidrógeno, de mayor masa molecular, es gaseoso?
- El número de electrones de los elementos **A**, **B**, **C**, **D** y **E** es 2, 9, 11, 12 y 13, Respectivamente. Indique, razonando la respuesta, cuál de ellos:
 - Corresponde a un gas noble.
 - Es un metal alcalino.
 - Es el más electronegativo.

9. La configuración electrónica del ion X^{3-} es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
- ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?
 - ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?
 - Razone si el elemento X posee electrones desapareados.
10. Para las moléculas CCl_4 , NH_3 y $BeCl_2$:
- Determine su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 - ¿Qué tipo de hibridación presenta el átomo central?
 - Razone si esas moléculas son polares.
11. La configuración electrónica de la capa de valencia de un elemento A es $3s^2 p^5$.
- Justifique si se trata de un metal o un no metal.
 - Indique, razonadamente, un elemento que posea mayor potencial de ionización que A.
 - Indique, razonadamente, un elemento que posea menor potencial de ionización que A.

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD 07/08

- Para el ión Cl^- ($Z=17$) del isótopo cuyo número másico es 36:
 - Indique el número de protones, electrones y neutrones.
 - Escriba su configuración electrónica.
 - Indique los valores de los números cuánticos de uno de los electrones externos.
- El número de protones en los núcleos de cinco átomos es el siguiente:
A = 9; B = 16; C = 17; D = 19; E = 20
Razone:
 - ¿Cuál es el más electronegativo?
 - ¿Cuál posee menor energía de ionización?
 - ¿Cuál puede convertirse en anión divalente estable?
- Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
 - Algunas moléculas covalentes son polares.
 - Los compuestos iónicos, cuando están fundidos o en disolución, son buenos conductores de la electricidad.
 - El agua tiene el punto de ebullición más elevado que el resto de los hidruros de los elementos del grupo 16.
- Escriba las configuraciones electrónicas de las especies siguientes: N^{3-} ($Z = 7$), Mg^{2+} ($Z = 12$), Cl^- ($Z = 17$), K ($Z = 19$) y Ar ($Z = 18$).
 - Indique los que son isoelectrónicos.
 - Indique los que presentan electrones desapareados y el número de los mismos.
- Indique, razonadamente, cuántos enlaces π y cuántos σ tienen las siguientes moléculas:
 - Hidrógeno.
 - Nitrógeno.
 - Oxígeno.
- Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
 - El neón y el O^{2-} tienen la misma configuración electrónica.
 - El neón tiene una energía de ionización menor que la del oxígeno.
 - El neón y el O^{2-} tienen el mismo número de protones.
- Indique qué tipo de enlace hay que romper para:
 - Fundir cloruro de sodio.
 - Vaporizar agua.
 - Vaporizar n-hexano.
- Para un elemento de número atómico $Z = 20$, a partir de su configuración electrónica:
 - Indique el grupo y el periodo al que pertenece y nombre otro elemento del mismo grupo.
 - Justifique la valencia más probable de ese elemento.
 - Indique el valor de los números cuánticos del electrón más externo.

9. Para un átomo en su estado fundamental, razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) El número máximo de electrones con número cuántico $n = 3$ es 6.
- b) En un orbital $2p$ sólo puede haber 2 electrones.
- c) Si en los orbitales $3d$ se sitúan 6 electrones, no habrá ninguno desapareado.

10. Para las moléculas de tetracloruro de carbono y agua:

- a) Prediga su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- b) Indique la hibridación del átomo central.
- c) Justifique si esas moléculas son polares o apolares.

11. Deduzca, según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia, la geometría de las siguientes moléculas e indique la polaridad de las mismas:

- a) Amoníaco.
- b) Tricloruro de boro.
- c) Metano.