



PROBLEMAS Y CUESTIONES DE LAS OLIMPIADAS DE QUÍMICA

*(VOLUMEN 10: PROBLEMAS DE
ESTRUCTURA ATÓMICA, SISTEMA
PERIÓDICO, ENLACE QUÍMICO, QUÍMICA
ORGÁNICA Y QUÍMICA NUCLEAR)*

**SERGIO MENARGUES
FERNANDO LATRE
NOVIEMBRE 2011**

INTRODUCCIÓN

El aprendizaje de la Química constituye un reto al que se enfrentan cada año los, cada vez más escasos, estudiantes de 2º de bachillerato que eligen las opciones de “Ciencias”, “Ciencias de la Salud” e “Ingeniería y Arquitectura”. Esto también constituye un reto para los profesores que, no solo deben ser capaces de buscar la forma más eficaz para explicar esta disciplina, sino además, inculcar el interés que nace del reconocimiento del papel que juega la Química en la vida y en el desarrollo de las sociedades humanas.

En este contexto, las Olimpiadas de Química suponen una herramienta muy importante ya que ofrecen un estímulo, al fomentar la competición entre estudiantes procedentes de diferentes centros y con distintos profesores y estilos o estrategias didácticas.

Esta colección de cuestiones y problemas surgió del interés por parte de los autores de realizar una recopilación de los exámenes propuestos en diferentes pruebas de Olimpiadas de Química, con el fin de utilizarlos como material de apoyo en sus clases de Química. Una vez inmersos en esta labor, y a la vista del volumen de cuestiones y problemas reunidos, la Comisión de Olimpiadas de Química de la Asociación de Químicos de la Comunidad Valenciana consideró que podía resultar interesante su publicación para ponerlo a disposición de todos los profesores y estudiantes de Química a los que les pudiera resultar de utilidad. De esta manera, el presente trabajo se propuso como un posible material de apoyo para la enseñanza de la Química en los cursos de bachillerato, así como en los primeros cursos de grados del área de Ciencia e Ingeniería. Desgraciadamente, no ha sido posible -por cuestiones que no vienen al caso- la publicación del material. No obstante, la puesta en común de la colección de cuestiones y problemas resueltos puede servir de germen para el desarrollo de un proyecto más amplio, en el que el diálogo, el intercambio de ideas y la compartición de material entre profesores de Química con distinta formación, origen y metodología, pero con objetivos e intereses comunes, contribuya a impulsar el estudio de la Química.

En el material original se presentan los exámenes correspondientes a las últimas Olimpiadas Nacionales de Química (1996-2011) así como otros exámenes correspondientes a fases locales de diferentes Comunidades Autónomas. En este último caso, se han incluido sólo las cuestiones y problemas que respondieron al mismo formato que las pruebas de la Fase Nacional. Se pretende ampliar el material con las contribuciones que realicen los profesores interesados en impulsar este proyecto, en cuyo caso se hará mención explícita de la persona que haya realizado la aportación.

Las cuestiones son de respuestas múltiples y se han clasificado por materias, de forma que al final de cada bloque de cuestiones se indican las soluciones correctas. Los problemas se presentan completamente resueltos. En la mayor parte de los casos constan de varios apartados, que en muchas ocasiones se podrían considerar como problemas independientes. Es por ello que en el caso de las Olimpiadas Nacionales se ha optado por presentar la resolución de los mismos planteando el enunciado de cada apartado y, a continuación, la resolución del mismo, en lugar de presentar el enunciado completo y después la resolución de todo el problema. En las cuestiones y en los problemas se ha indicado la procedencia y el año.

Los problemas y cuestiones recogidos en este trabajo han sido enviados por:

Juan A. Domínguez (Canarias), Juan Rubio (Murcia), Luis F. R. Vázquez y Cristina Pastoriza (Galicia), José A. Cruz, Nieves González, Gonzalo Isabel (Castilla y León), Ana Tejero (Castilla-La Mancha), Pedro Márquez (Extremadura), Pilar González (Cádiz), Ángel F. Sáenz de la Torre (La Rioja), José Luis Rodríguez (Asturias), Matilde Fernández (Baleares), Fernando Nogales (Málaga).

Finalmente, los autores agradecen a Humberto Bueno su ayuda en la realización de algunas de las figuras incluidas en este trabajo.

Los autores

11. ESTRUCTURA ATÓMICA

11.1. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr, la energía de los diferentes niveles electrónicos de los átomos hidrogenoides (un átomo hidrogenoide es aquel que posee un solo electrón, como por ejemplo el He^+ , el Li^{2+} , etc.) viene dada, en eV, por

$$E_n = -13,6 Z^2/n^2$$

donde Z representa el número de protones del núcleo.

Suponga las especies hidrogenoides He^+ y Be^{3+} , y que ambas se encuentran en su estado electrónico fundamental. Según el modelo de Bohr:

- ¿En cuál de ellas giraría el electrón más rápidamente?
- ¿Cuál sería la relación entre las velocidades de ambos electrones?
- ¿Cuál de los dos electrones describirá órbitas más próximas al núcleo?

(Murcia 1997)

a) En el modelo de Bohr:

$$\left. \begin{aligned} \frac{mv^2}{r} &= \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r^2} \\ mvr &= n \frac{h}{2\pi} \end{aligned} \right\} \longrightarrow \left\{ \begin{aligned} v &= \frac{Ze^2}{2h\epsilon_0} \frac{1}{n} \\ r &= \frac{h^2\epsilon_0}{Z\pi me^2} n^2 \end{aligned} \right.$$

Para ambas especies $n = 1$, luego **la velocidad** con la que gira el electrón **es directamente proporcional al valor de Z** , luego **gira más rápido el electrón del Be^{3+}** .

b) Aplicando la ecuación obtenida en el apartado anterior:

$$\frac{v_{\text{Be}^{3+}}}{v_{\text{He}^+}} = \frac{\frac{Z_{\text{Be}^{3+}} e^2}{2h\epsilon_0} \frac{1}{n}}{\frac{Z_{\text{He}^+} e^2}{2h\epsilon_0} \frac{1}{n}} \longrightarrow \frac{v_{\text{Be}^{3+}}}{v_{\text{He}^+}} = \frac{Z_{\text{Be}^{3+}}}{Z_{\text{He}^+}} = 2$$

c) Para ambas especies $n = 1$, luego **el radio** de la órbita en la que gira el electrón **es inversamente proporcional al valor de Z** :

$$r = \frac{h^2\epsilon_0}{Z\pi me^2} n^2$$

Por lo tanto, **describe órbitas más próximas al núcleo el electrón del Be^{3+}** .

11.2. En un recipiente cerrado se encuentra una cierta cantidad de hidrógeno atómico en estado gaseoso. Eventualmente se producen colisiones reactivas de estos átomos para formar moléculas H_2 , proceso que transcurre con desprendimiento de energía. Suponga que se produce una de estas colisiones y que la molécula de H_2 formada recibe toda la energía liberada en la reacción en forma de energía cinética traslacional. Considere ahora que esta molécula (para la que ignoraremos cualquier otra contribución energética) choca con un átomo de hidrógeno cediéndole, en todo o en parte, su energía cinética. Si el átomo de hidrógeno se encuentra en su estado electrónico fundamental, ¿sería posible el paso a un estado electrónico excitado como consecuencia de esta colisión?

Suponga ahora que un átomo de hidrógeno, en un estado electrónico excitado (por ejemplo, $n = 3$) regresa al nivel fundamental mediante la emisión de un fotón, ¿podría ese fotón disociar una molécula de H_2 ?

Datos.

Constante de Planck, $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

Velocidad de la luz, $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$

Constante de Rydberg, $R = 109677,6 \text{ cm}^{-1}$,

Número de Avogadro, $L = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Energía de disociación del hidrógeno molecular = $458 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

(Murcia 1998)

La energía liberada en la formación de una molécula de H_2 :

$$458 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 7,60 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{molécula}}$$

Relacionando esta energía con la correspondiente a un salto cuántico:

$$\Delta E = hv = \frac{hc}{\lambda}$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{(7,60 \cdot 10^{-19} \text{ J})}{(6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}) (3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1})} \frac{1 \text{ cm}^{-1}}{100 \text{ m}^{-1}} = 38238 \text{ cm}^{-1}$$

La ecuación correspondiente a un salto cuántico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Considerando que el átomo se encuentra en su estado fundamental ($n_1 = 1$) para que se produzca un salto electrónico es necesario que la energía aportada ($1/\lambda$) haga que $n_2 \geq 2$.

$$38238 \text{ cm}^{-1} = 109677,6 \text{ cm}^{-1} \left[1 - \frac{1}{n_2^2} \right] \longrightarrow n_2 = 1,24$$

Como se observa, $1,24 < 2$, por lo tanto, con la energía liberada en la formación de una molécula de H_2 **el electrón no puede pasar a un estado electrónico excitado**.

La energía del fotón liberado en el salto electrónico desde el nivel cuántico 3 al 1 es:

$$\Delta E = hcR \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Sustituyendo los valores del salto:

$$\Delta E = (6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}) (3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}) \left[109677,6 \text{ cm}^{-1} \frac{100 \text{ m}^{-1}}{1 \text{ cm}^{-1}} \right] \left[1 - \frac{1}{3^2} \right] = 1,94 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Comparando esta energía con la correspondiente a la disociación de la molécula de H₂:

$$1,94 \cdot 10^{-18} \frac{\text{J}}{\text{molécula}} \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{\text{mol}} \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = \mathbf{1167,7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}}$$

Como se observa, 1167,7 kJ > 458 kJ, por tanto, con la **energía** correspondiente al **fotón emitido** al pasar el electrón desde el nivel **n = 3** hasta el nivel **n = 1** **sí es posible disociar la molécula de H₂**.

11.3. a) ¿Cuál de los siguientes símbolos proporciona más información acerca del átomo: ²³Na o ₁₁Na? ¿Por qué?
 b) Indique los números cuánticos que definen el orbital que ocupa el electrón diferencial del ₃₃As.
 c) Si el átomo de ₃₃As gana tres electrones, ¿cuál será la configuración electrónica del ion resultante?

(Extremadura 1998)

a) En el símbolo ²³Na, **23 es el número másico**, que indica el número de nucleones (protones + neutrones) que existen en el núcleo de ese átomo.

▪ En el símbolo ₁₁Na, **11 es el número atómico**, que indica el número de protones que existen en el núcleo de ese átomo. Como se trata de una especie neutra, ese número también indica el número de electrones.

Por tanto, el símbolo que ofrece más información es **₁₁Na**.

b) La estructura electrónica abreviada del ₃₃As es [Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p³. El electrón diferenciador se encuentra en un orbital 4p al que le corresponden los siguientes valores de los números cuánticos n, l y m:

$$\text{orbital } 4p \rightarrow \begin{cases} n = 4 \\ l = 1 \\ m = 0, +1, -1 \end{cases}$$

c) Si el átomo ₃₃As gana tres electrones, consigue una configuración electrónica de gas inerte, muy estable, que es [Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁶.

11.4. Para los enunciados siguientes A y B, sólo una afirmación es correcta. Subraya las afirmaciones correctas para cada enunciado.

A. Rutherford y sus colaboradores realizaron experimentos en los que dirigían un haz de partículas alfa sobre una delgada lámina de oro, y observaron que:

- a) La mayoría de las partículas se desviaban mucho.
- b) Se desviaban pocas partículas y con ángulos pequeños.
- c) Se desviaban la mayoría de las partículas con ángulos pequeños.
- d) Se desviaban pocas partículas pero con ángulos grandes.

B. De este hecho dedujeron que:

- a) Los electrones son partículas de masa elevada.
- b) Las partes del átomo con carga positiva son muy pequeñas y pesadas.
- c) Las partes del átomo con carga positiva se mueven a velocidades cercanas a la de la luz.
- d) El diámetro del electrón es aproximadamente igual al diámetro del núcleo.

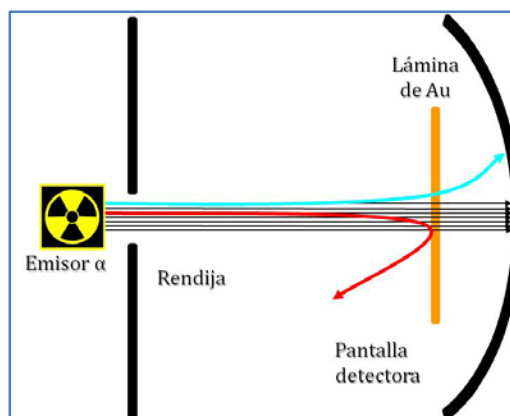
(C. Valenciana 1998)

El experimento realizado por Rutherford, Geiger y Marsden en 1907 en Manchester llevó a un nuevo modelo atómico, el modelo nuclear.

Las afirmaciones correctas para las propuestas A y B son, respectivamente:

d) Se desviaban pocas partículas pero con ángulos grandes.

b) Las partes del átomo con carga positiva son muy pequeñas y pesadas.



11.5. Indica cuál o cuáles de las afirmaciones siguientes son aceptables, explicando brevemente por qué unas lo son y otras no.

Un orbital atómico es:

- a) Una zona del espacio en la que se encuentran dos electrones.
- b) Una zona del espacio en la que se encuentra un electrón.
- c) Una función matemática que es solución de la ecuación de Schrödinger para cualquier átomo.
- d) Una función matemática que es solución de la ecuación de Schrödinger para átomos hidrogenoides.
- e) El cuadrado de una función de onda de un electrón que expresa una probabilidad de presencia.

(C. Valenciana 1998)

a) **No aceptable.** Falta decir que la probabilidad de encontrar un electrón debe ser muy elevada y que si hay dos, de acuerdo con el Principio de Exclusión de Pauli, deben tener los spines opuestos.

b) **No aceptable.** Falta decir que la probabilidad de encontrar un electrón debe ser muy elevada.

c-d) **No aceptable.** La ecuación de *Schrödinger* describe el movimiento de los electrones considerados como ondas y no como partículas.

e) **Aceptable.** El cuadrado de la función de ondas, Ψ^2 , representa la probabilidad de encontrar al electrón en una región determinada, es decir, el "orbital": región del espacio en la que hay una máxima probabilidad de encontrar al electrón.

11.6. *Contesta verdadero o falso a las afirmaciones siguientes justificando la respuesta. De la famosa ecuación de Schrödinger:*

$$\nabla^2\Psi + \frac{8\pi^2m}{h^2}(E - V)\Psi = 0$$

se puede decir que:

- a) Esta ecuación diferencial representa el comportamiento de los electrones en los átomos.
- b) Ψ no tiene sentido físico, sino que simplemente es una función matemática.
- c) V representa la energía potencial del electrón.
- d) E representa la energía cinética del electrón.

(C. Valenciana 1999)

a) **Falso.** La ecuación no representa el comportamiento de los electrones, es la función de onda Ψ la que indica dicho comportamiento.

b) **Verdadero.** La función de onda Ψ no tiene significado físico, la interpretación física la proporciona Ψ^2 , que representa la probabilidad de encontrar al electrón en una región determinada.

c) **Verdadero.** V representa la energía potencial del electrón en un átomo.

d) **Falso.** E representa la energía total del electrón en un átomo.

11.7. *Del siguiente grupo de números cuánticos para los electrones, ¿cuál es falso? Justifica la respuesta.*

- a) (2, 1, 0, -1/2) b) (2, 1, -1, 1/2) c) (2, 0, 0, -1/2) d) (2, 2, 1, -1/2)

(C. Valenciana 1999)

Los valores posibles de los números cuánticos son:

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots (n-1) \longrightarrow l = \begin{cases} 0 \rightarrow \text{orbital s} \\ 1 \rightarrow \text{orbital p} \\ 2 \rightarrow \text{orbital d} \\ 3 \rightarrow \text{orbital f} \end{cases}$$

$$m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots \pm l$$

$$m_s = \pm 1/2$$

a) El conjunto de números cuánticos (2, 1, 0, -1/2) para un electrón es **correcto** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital 2p.

b) El conjunto de números cuánticos (2, 1, -1, 1/2) para un electrón es **correcto** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital 2p.

c) El conjunto de números cuánticos $(2, 0, 0, -\frac{1}{2})$ para un electrón es **correcto** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital 2s.

d) El conjunto de números cuánticos $(2, 2, 1, \frac{1}{2})$ para un electrón es **falso** ya que si el número cuántico $n = 2$, el número cuántico l sólo puede valer 0 ó 1.

11.8. Contesta verdadero o falso a las afirmaciones siguientes justificando la respuesta:
Para el oxígeno ($Z = 8$)

a)	$\frac{1s^2 \quad 2s^2 \quad \quad \quad 2p^3 \quad \quad \quad 3s^1}{\uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow}$	es un estado prohibido.
b)	$\frac{1s^2 \quad 2s^2 \quad \quad \quad 2p^5}{\uparrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow}$	es un estado prohibido.
c)	$\frac{1s^2 \quad 2s^2 \quad \quad \quad 2p^4}{\uparrow\downarrow \quad \uparrow\uparrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \uparrow}$	es un estado excitado.
d)	$\frac{1s^2 \quad 2s^2 \quad \quad \quad 2p^4}{\uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \uparrow}$	es un estado fundamental.

(C. Valenciana 1999)

Para que un átomo se encuentre en un estado fundamental debe cumplir los principios del proceso "aufbau":

- Principio de mínima energía: "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".
- Principio de Máxima Multiplicidad de Hund "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los spines paralelos".
- Principio de Exclusión de Pauli: "dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus spines antiparalelos".

a) **Falso**. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

1s ²	2s ²	2p ³			3s ¹
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

corresponde a un estado **excitado** ya que el electrón que se encuentra en el orbital 3s incumple el Principio de Mínima Energía y debería estar alojado en uno de los orbitales 2p y con el spin opuesto.

b) **Falso**. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

1s ¹	2s ²	2p ⁵		
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑

corresponde a un estado **excitado** ya que uno de los electrones que se encuentran en el orbital 2p_x o 2p_y incumple el Principio de Mínima Energía y debería estar alojado en el orbital 1s.

c) **Falso**. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

1s ²	2s ²	2p ⁴		
↑↓	↑↑	↑↓	↑	↑

corresponde a un estado **prohibido** ya que uno de los electrones alojado en el orbital 2s incumple el Principio de Exclusión de *Pauli* y debería tener el spin opuesto al otro electrón del orbital.

d) **Verdadero**. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

1s ²	2s ²	2p ⁴		
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

corresponde a un estado **fundamental** ya que todos los electrones cumplen los tres principios.

11.9. Al hacer incidir una cierta radiación sobre átomos de un mismo elemento se observa un espectro de emisión, entre cuyas líneas aparecen las correspondientes a las frecuencias $6,028 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$ y $2,098 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$.

Determine:

- La naturaleza de los átomos irradiados.
- La frecuencia de la radiación incidente.
- El tamaño de los átomos excitados.

(Datos. En su estado fundamental, el átomo de hidrógeno tiene un radio de $0,529 \text{ \AA}$; $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$. Suponga aplicable el modelo atómico de Bohr, se cumple $E = -13,2 (Z^2/n^2) \text{ eV}$)

(Murcia 2001)

a) La ecuación para calcular la energía correspondiente a un salto electrónico es:

$$\Delta E = 13,2 Z^2 \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

siendo para un espectro de emisión, n_1 = nivel de llegada y n_2 = nivel de partida.

En el caso de la línea que aparece a $6,028 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$:

$$\lambda_1 = \frac{6,028 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}}{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}} \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = 498 \text{ nm}$$

Ese valor de longitud de onda aparece dentro de la zona VIS del EEM (400-700 nm), por lo que se trata de una línea que corresponde a un salto de un determinado nivel cuántico hasta el nivel $n_1 = 2$ (serie de *Balmer*).

En el caso de la línea que aparece a $2,098 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$:

$$\lambda_2 = \frac{2,098 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}}{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}} \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = 1430 \text{ nm}$$

Ese valor de longitud de onda aparece dentro de la zona IR del EEM, cerca de la región VIS (> 700 nm), por lo que probablemente se trata de una línea que corresponde a un salto de un determinado nivel cuántico hasta el nivel $n_1 = 3$ (serie de *Paschen*).

Las energías, en eV, correspondientes a dichas frecuencias se calculan mediante la expresión:

$$\Delta E = h \nu$$

donde, h es la constante de *Planck* y ν la frecuencia de la línea.

$$\Delta E = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}) (6,028 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}) \frac{1 \text{ eV}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 24,96 \text{ eV}$$

$$\Delta E = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}) (2,098 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}) \frac{1 \text{ eV}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 8,69 \text{ eV}$$

Sustituyendo estos valores en la ecuación de la energía correspondiente a un salto electrónico, se puede obtener el valor de Z , la naturaleza de los átomos irradiados, y n_2 , nivel desde el que se produce el salto electrónico de los átomos irradiados.

$$\left. \begin{array}{l} 24,96 = 13,2 Z^2 \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \\ 8,69 = 13,2 Z^2 \left[\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \end{array} \right\} \longrightarrow \begin{cases} Z = 3 \\ n_2 = 5 \end{cases}$$

▪ los electrones saltan desde el nivel cuántico $n_2 = 5$

▪ los átomos irradiados corresponden al elemento de $Z = 3$.

b) La radiación incidente debe proporcionar la energía para calcular realizar el salto electrónico desde el estado fundamental, $n_1 = 1$, hasta el estado excitado correspondiente al nivel cuántico $n_2 = 5$.

Se calcula previamente la energía del salto, que tendrá signo positivo ya que para excitar el átomo éste debe absorber energía:

$$\Delta E = 13,2 \cdot 3^2 \left[\frac{1}{1} - \frac{1}{5^2} \right] = 114,05 \text{ eV}$$

$$\Delta E = 114,05 \text{ eV} \frac{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = 1,825 \cdot 10^{-17} \text{ J}$$

La frecuencia es:

$$\nu = \frac{1,825 \cdot 10^{-17} \text{ J}}{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}} = 2,75 \cdot 10^{16} \text{ Hz}$$

c) La ecuación que proporciona el tamaño de los átomos (\AA) en el modelo de Bohr es:

$$r = 0,529 \frac{n^2}{Z}$$

Los átomos excitados del elemento de $Z = 3$ corresponden al valor de $n = 5$:

$$r = 0,529 \text{ \AA} \frac{5^2}{3} \frac{10^{-10} \text{ m}}{1 \text{ \AA}} = 4,41 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

11.10. Indica la posible existencia de los orbitales:

a) 2f b) 5g c) 3p d) 4d e) 3g f) 5f.

Justifica la respuesta.

(C. Valenciana 2002)

Los valores posibles de los números cuánticos son:

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1) \longrightarrow l = \begin{cases} 0 \rightarrow \text{orbital s} \\ 1 \rightarrow \text{orbital p} \\ 2 \rightarrow \text{orbital d} \\ 3 \rightarrow \text{orbital f} \\ 4 \rightarrow \text{orbital g} \end{cases}$$

$$m = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm l$$

$$s = \pm \frac{1}{2}$$

a) Al orbital 2f le corresponden los números cuánticos $n = 2$ y $l = 3$. Este último valor es imposible ya que si $n = 2$, los únicos valores posibles de l son 0 y 1. Por tanto, **el orbital 2f no puede existir**.

b) Al orbital 5g le corresponden los números cuánticos $n = 5$ y $l = 4$. Valores que son correctos. Por tanto, **el orbital 5g sí puede existir**.

c) Al orbital 3p le corresponden los números cuánticos $n = 3$ y $l = 1$. Valores que son correctos. Por tanto, **el orbital 3p sí puede existir**.

d) Al orbital 4d le corresponden los números cuánticos $n = 4$ y $l = 2$. Valores que son correctos. Por tanto, **el orbital 4d sí puede existir**.

e) Al orbital 3g le corresponden los números cuánticos $n = 3$ y $l = 4$. Este último valor es imposible ya que si $n = 3$, los únicos valores posibles de l son 0, 1 y 2. Por tanto, **el orbital 3g no puede existir**.

f) Al orbital 5f le corresponden los números cuánticos $n = 5$ y $l = 3$. Valores que son correctos. Por tanto, **el orbital 5f sí puede existir**.

11.11. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, justifica cuáles son aceptables como configuración electrónica en el estado fundamental, cuáles lo son como configuración electrónica excitada y cuáles son prohibidas.

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ b) $1s^2 2s^2 3d^1$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$

d) $7d^2$ e) $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$

(C. Valenciana 2003)

a) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ cumple el Principio de Mínima Energía por lo que corresponde a un **estado fundamental**.

b) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 3d^1$ incumple el Principio de Mínima Energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel 3d debía haberse ocupado el subnivel 2p por lo que corresponde a un **estado excitado**.

c) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$ corresponde a un **estado prohibido**, ya que no existe el subnivel 2d.

d) La configuración electrónica $7d^2$ incumple el Principio de Mínima Energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel 7d debía haberse llenado el subnivel 1s por lo que corresponde a un **estado excitado**.

e) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$ incumple el Principio de Mínima Energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel 3p debía haberse ocupado el subnivel 3s por lo que corresponde a un **estado excitado**.

11.12. Complete la siguiente tabla:

Símbolo	Protones	Neutrones	Electrones	Carga
$^{208}_{82}\text{Pb}$				0
	31	38		+3
	52	75	54	
Au		117		-1

(Murcia 2004)

Recordando que:

$Z = n^\circ \text{ atómico} = n^\circ \text{ de protones} = n^\circ \text{ de electrones (átomo neutro)}$

$A = n^\circ \text{ másico} = n^\circ \text{ de protones} + n^\circ \text{ de neutrones}$

▪ En el caso del Pb:

Si $Z = 82$ y la carga es 0, el átomo tiene 82 protones y 82 electrones.

Si $A = 208$ y el átomo tiene 82 protones, tiene $(208 - 82) = 126$ neutrones.

▪ En el caso del elemento con 31 protones:

$Z = 31$ y la carga es +3, el átomo tiene 31 protones y $(31 - 3) = 28$ electrones.

Si tiene 31 protones y 38 neutrones, $A = (31 + 38) = 69$.

Si $Z = 31$, su estructura electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 13 y el valor de $n = 4$ al 4º periodo:

B ($n = 2$), Al ($n = 3$), **Ga ($n = 4$)**, In ($n = 5$), Tl ($n = 6$)

Se trata del elemento Ga (galio).

▪ En el caso del elemento con 52 protones:

$Z = 52$ y 54 electrones, la carga es $(52 - 54) = -2$.

Si tiene 52 protones y 75 neutrones, $A = (52 + 75) = 127$.

Si $Z = 52$, su estructura electrónica abreviada es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^2$. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 14 y el valor de $n = 5$ al 5º periodo:

C ($n = 2$), Si ($n = 3$), Ge ($n = 4$), **Sn ($n = 5$)**, Pb ($n = 6$)

Se trata del elemento Sn (estaño).

■ En el caso del Au:

Su estructura electrónica es [Xe] 4f¹⁴ 6s¹ 5d¹⁰, este elemento tiene 54 (Z del Xe) + 1 + 14 + 10 = 79 protones.

Si Z = 79 y la carga es -1, el átomo tiene (79 + 1) = 80 electrones.

Si tiene 79 protones y 117 neutrones, A = (79 + 117) = 196.

La tabla completa es:

<i>Símbolo</i>	<i>Protones</i>	<i>Neutrones</i>	<i>Electrones</i>	<i>Carga</i>
²⁰⁸ ₈₂ Pb	82	126	82	0
⁶⁹ ₃₁ Ga ³⁺	31	38	28	+3
¹²⁷ ₅₂ Sn ²⁻	52	75	54	-2
¹⁹⁶ ₇₉ Au ⁻	79	117	80	-1

11.13. Calcula la longitud de onda, la frecuencia y la energía de la radiación que se emite cuando un electrón del átomo de hidrógeno salta del nivel $n = 3$ al $n = 1$. ¿A qué línea del espectro corresponde?

Si la energía del electrón en su estado fundamental es de 13,6 eV, calcula la energía del electrón en el nivel $n = 3$.

(Datos. $R_H = 109677 \text{ cm}^{-1}$, $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$, $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$)

(C. Valenciana2005)

La longitud de onda de la radiación asociada a un salto electrónico se calcula por medio de la expresión:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

sustituyendo:

$$\frac{1}{\lambda} = 109677 \text{ cm}^{-1} \left[\frac{1}{1} - \frac{1}{3^2} \right] = 97491 \text{ cm}^{-1}$$

de donde:

$$\lambda = \frac{1}{97491 \text{ cm}^{-1}} = 1,026 \cdot 10^{-5} \text{ cm} \frac{1 \text{ m}}{10^2 \text{ cm}} \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = \mathbf{102,6 \text{ nm}}$$

La relación entre frecuencia y longitud de onda viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

sustituyendo:

$$\nu = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}}{1,026 \cdot 10^{-5} \text{ cm}} \frac{10^2 \text{ cm}}{1 \text{ m}} = \mathbf{2,92 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}}$$

La energía de la radiación emitida es:

$$\Delta E = h \cdot \nu \longrightarrow \Delta E = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (2,92 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}) \frac{1 \text{ eV}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = \mathbf{12,1 \text{ eV}}$$

Por tratarse de un espectro de emisión, la energía es desprendida y el signo es negativo, $\Delta E = -12,1 \text{ eV}$.

Se trata de una **línea de la serie de Lyman** ($n_1 = 1$) que aparece a 102,6 nm.

Si la energía de un electrón en el estado fundamental es 13,6 eV, la energía que posee en un determinado nivel cuántico se calcula mediante la expresión:

$$E = \frac{-13,6}{n^2} (\text{eV})$$

El valor de la energía en el nivel 3 es:

$$E = \frac{-13,6 \text{ eV}}{3^2} = \mathbf{-1,511 \text{ eV}}$$

11.14. En los siguientes párrafos modifica, de aquello que no está subrayado, lo que sea incorrecto:

- a) Para un fotón la relación entre la frecuencia (ν) y la longitud de onda (λ) es $\nu = 1/\lambda$.
 b) Los fotones de luz ultravioleta de $\lambda = 300 \text{ nm}$ poseen menor energía que los de radiación infrarroja de $\lambda = 1000 \text{ nm}$.
 c) En un átomo hidrogenoide la energía de los orbitales 3d es mayor que la del orbital 3s.
 d) Si un electrón tiene los números cuánticos $n = 6, l = 4, m = -3, s = +\frac{1}{2}$ el orbital que ocupa es el 6f.
 e) La serie de líneas de Balmer del átomo de hidrógeno corresponde a las transiciones desde $n = 3, 4, 5, 6, \dots$ hasta $n = 1$ ($n = n^\circ$ cuántico principal).
 f) En el átomo de hidrógeno la transición $3d \rightarrow 3p$ solo genera una línea espectral en el espectro de emisión del hidrógeno

(C. Valenciana 2005) (C. Valenciana 2011)

a) La relación entre la frecuencia y la longitud de onda viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

b) La energía de un fotón se calcula mediante la expresión:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

Como se observa, la energía es inversamente proporcional al valor de la longitud de onda, λ . Por tanto, los fotones de luz UV de $\lambda = 300 \text{ nm}$ poseen **mayor** energía que los radiación IR de $\lambda = 1000 \text{ nm}$.

c) De acuerdo con el diagrama de energía de orbitales *Moeller*, los orbitales 3d tienen **mayor** energía que los orbitales 3s.

d) Un electrón que se encuentra en un orbital 6f tiene los siguientes valores para los números cuánticos:

$$n = 6 \quad \mathbf{l = 3} \quad m = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3 \quad s = \pm \frac{1}{2}$$

e) La serie de líneas de *Balmer* del átomo de hidrógeno corresponde a las transiciones desde $n = 3, 4, 5, 6, \dots$ hasta $n = 2$ ($n = n^\circ$ cuántico principal).

f) Un electrón que se encuentra en el orbital 3d **solo** genera una línea en el espectro de emisión cuando cae al orbital 3p.

(En la cuestión propuesta en 2011 se reemplaza la opción c) por la f), en la d) se cambian los números cuánticos y el orbital 6f por 7d).

11.15. Completa la tabla siguiente:

Z	Elemento	Símbolo	Grupo	Periodo	Configuración Electrónica	Nº electrones desapareados
28		Ni			Ni^{2+}	Ni^{2+}
33		As			As^{3-}	As^{3-}
53		I			I^-	I
79		Au			Au	Au

(C. Valenciana 2005)

▪ El elemento cuyo símbolo es Ni y número atómico es 28 es el **níquel** cuya configuración electrónica abreviada es **[Ar] 4s² 3d⁸**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 10** y el valor de $n = 4$ indica que pertenece al **4º periodo**.

La configuración electrónica del ion Ni^{2+} es **[Ar] 3d⁸** ya que pierde dos electrones externos del orbital 4s. La distribución de los electrones en los orbitales 3d es:

3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, presenta **dos electrones desapareados**.

▪ El elemento cuyo símbolo es As y número atómico es 33 es el **arsénico** cuya configuración electrónica abreviada es **[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p³**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 15** y el valor de $n = 4$ indica que pertenece al **4º periodo**.

La configuración electrónica del ion As^{3-} es **[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁶** ya que gana tres electrones en su capa más externa. La distribución de los electrones en los orbitales 4s y 4p es:

4s	4p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, **no tiene electrones desapareados**.

▪ El elemento cuyo símbolo es I y número atómico es 53 es el **iodo** cuya configuración electrónica abreviada es **[Kr] 4d¹⁰ 5s² 5p⁵**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 17** y el valor de $n = 5$ indica que pertenece al **5º periodo**.

La distribución de los electrones en los orbitales 5s y 5p es:

5s	5p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta **un electrón desapareado**.

La configuración electrónica del ion I^- es $[Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^6$ ya que gana 1 electrón en su capa más externa.

▪ El elemento cuyo símbolo es Au y número atómico es 79 es el **oro** cuya configuración electrónica abreviada es $[Xe] 4f^{14} 6s^1 5d^{10}$. La suma de los superíndices de los orbitales s y d indica que pertenece al **grupo 11** y el valor de $n = 6$ indica que pertenece al **6º periodo**.

La distribución de los electrones en los orbitales 6s y 5d es:

6s	5d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, presenta **un electrón desapareado**.

11.16. El átomo de azufre tiene un valor de $Z = 16$. Indica cuál es su configuración electrónica y escribe la serie completa de los cuatro números cuánticos para los cuatro electrones que se encuentran en el orbital 3p.

(Canarias 2006)

La estructura electrónica abreviada del ${}_{16}S$ es $[Ne] 3s^2 3p^4$.

Los valores de los números cuánticos n , l , m y s de los cuatro electrones situados en el orbital 3p son los siguientes:

$n = 3$ (por tratarse de un orbital del 3º nivel de energía)

$l = 1$ (por tratarse de un orbital p)

$m = 0, +1, -1$ (por la existencia de 3 orbitales p, ya que el subnivel p está triplemente degenerado)

$s = +\frac{1}{2}$ (para tres electrones) y $-\frac{1}{2}$ (para el cuarto electrón del subnivel)

11.17. Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos (n, l, m_l), justifica si son o no correctos:

a) (2, 1, 0)

b) (2, 2, -1)

c) (2, 1, 2)

d) (0, 0, 0)

e) (5, 4, 5)

(Preselección C. Valenciana 2006)

Los valores posibles de los números cuánticos son:

$n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$

$l = 0, 1, 2, 3, \dots (n-1) \longrightarrow l = \begin{cases} 0 \rightarrow \text{orbital s} \\ 1 \rightarrow \text{orbital p} \\ 2 \rightarrow \text{orbital d} \\ 3 \rightarrow \text{orbital f} \\ 4 \rightarrow \text{orbital g} \end{cases}$

$m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots \pm l$

a) El conjunto de números cuánticos (2, 1, 0) es **correcto** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un orbital 2p.

b) El conjunto de números cuánticos (2, 2, -1) es **incorrecto** ya que si el número cuántico $n = 2$, el número cuántico l sólo puede valer 0 ó 1.

c) El conjunto de números cuánticos (2, 1, 2) es **incorrecto** ya que si el número cuántico $l = 1$, el número cuántico m_l solo puede valer -1, 0 ó +1.

d) El conjunto de números cuánticos (0, 0, 0) es **incorrecto** ya que el número cuántico n debe valer por lo menos 1.

e) El conjunto de números cuánticos (5, 4, 5) es **incorrecto** ya que si el número cuántico $l = 4$, el número cuántico m_l solo puede valer -4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 ó +4.

11.18. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, justifica cuáles son aceptables como configuraciones electrónicas en el estado fundamental de algún elemento, cuáles los son como configuraciones electrónicas excitadas y cuáles son inaceptables:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 5g^1$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^1$ c) $2s^1$
 d) $1s^2 2s^2 2p^8 3s^1$ e) $5g^1$

(Preselección C. Valenciana 2006)

a) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 5g^1$ incumple el Principio de Mínima Energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel 5g debía haberse ocupado el subnivel 3s por lo que corresponde a un **estado excitado**.

b) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 2d^1$ corresponde a un **estado inaceptable**, ya que no existe el subnivel 2d.

c) La configuración electrónica $2s^1$ incumple el Principio de Mínima Energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel 2s debía haberse ocupado el subnivel 1s por lo que corresponde a un **estado excitado**.

d) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^8 3s^1$ corresponde a un **estado inaceptable**, ya que en el subnivel 2p caben como máximo seis electrones.

e) La configuración electrónica $5g^1$ incumple el Principio de Mínima Energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel 5g debía haberse ocupado el subnivel 1s por lo que corresponde a un **estado excitado**.

11.19. De los siguientes conjuntos de números cuánticos (n, l, m_l, m_s), identifica los que están prohibidos en un átomo y justifica sucintamente por qué no son válidos.

- a) $(4, 2, -1, +\frac{1}{2})$ b) $(5, 0, -1, +\frac{1}{2})$ c) $(2, 2, -1, +\frac{1}{2})$
 d) $(4, 4, -1, +\frac{1}{2})$ e) $(6, 0, 0, +\frac{1}{2})$

(Preselección C. Valenciana 2007)

Los valores posibles de los números cuánticos son:

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots (n-1) \quad l = \begin{cases} 0 \rightarrow \text{orbital s} \\ 1 \rightarrow \text{orbital p} \\ 2 \rightarrow \text{orbital d} \\ 3 \rightarrow \text{orbital f} \\ 4 \rightarrow \text{orbital g} \end{cases}$$

$$m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots \pm l$$

$$m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) El conjunto de números cuánticos (4, 2, -1, +½) es **correcto** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón en un **orbital 4d**.
- b) El conjunto de números cuánticos (5, 0, -1, +½) es **prohibido** ya que si el número cuántico $l = 0$, el número cuántico m_l sólo puede valer 0.
- c) El conjunto de números cuánticos (2, 2, -1, +½) es **prohibido** ya que si el número cuántico $n = 2$, el número cuántico l sólo puede valer 0 ó 1.
- d) El conjunto de números cuánticos (4, 4, -1, +½) es **prohibido** ya que si el número cuántico $n = 4$, el número cuántico l sólo puede valer 0, 1, 2 ó 3.
- e) El conjunto de números cuánticos (6, 0, 0, +½) es **correcto** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón en un **orbital 6s**.

11.20. ¿Qué elementos presentan las siguientes configuraciones electrónicas del estado fundamental? Señala a qué grupo de la Tabla Periódica pertenece cada elemento.

- a) $[Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^4$ b) $[He] 2s^2 2p^2$ c) $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^1$ d) $[Xe] 6s^2$

(Preselección C. Valenciana 2007)

- a) El elemento cuya configuración electrónica abreviada es **[Kr] 4d¹⁰ 5s² 5p⁴**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 16** y el valor de $n = 5$ indica que pertenece al 5º periodo que está integrado por los elementos:

Oxígeno (n = 2)	Azufre (n = 3)	Selenio (n = 4)	Telurio (n = 5)	Polonio (n = 6)
--------------------	-------------------	--------------------	----------------------------	--------------------

- b) El elemento cuya configuración electrónica abreviada es **[He] 2s² 2p²**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 14** y el valor de $n = 2$ indica que pertenece al 2º periodo (no tiene electrones d) que está integrado por los elementos:

Carbono (n = 2)	Silicio (n = 3)	Germanio (n = 4)	Estaño (n = 5)	Plomo (n = 6)
----------------------------	--------------------	---------------------	-------------------	------------------

- c) El elemento cuya configuración electrónica abreviada es **[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p¹**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 13** y el valor de $n = 4$ indica que pertenece al 4º periodo del sistema periódico que está integrado por los elementos:

Boro (n = 2)	Aluminio (n = 3)	Galio (n = 4)	Indio (n = 5)	Talio (n = 6)
-----------------	---------------------	--------------------------	------------------	------------------

- d) El elemento cuya configuración electrónica abreviada es **[Xe] 6s²**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 2** y el valor de $n = 6$ indica que pertenece al 6º periodo que está integrado por los elementos:

Berilio (n = 2)	Magnesio (n = 3)	Calcio (n = 4)	Estroncio (n = 5)	Bario (n = 6)	Radio (n = 7)
--------------------	---------------------	-------------------	----------------------	--------------------------	------------------

11.21. Determina si cada una de las siguientes configuraciones electrónicas representa el estado fundamental o un estado excitado del átomo dado.

	1s	2s	2p		
C	↑↓	↑↓	↑↓		
N	↑↓	↑↓	↑	↓	↑
Be	↑↓	↑	↑		
O	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

(Preselección C. Valenciana 2007)

Para que un átomo se encuentre en un estado fundamental debe cumplir los principios del proceso "aufbau":

- Principio de Mínima Energía: "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".
- Principio de Máxima Multiplicidad de Hund "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los spines paralelos".
- Principio de Exclusión de Pauli: "dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus spines antiparalelos".

- La configuración electrónica propuesta para el átomo de carbono:

1s	2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓		

corresponde a un estado **excitado** ya que los electrones de uno de los orbitales 2p deberían estar desapareados y con los spines paralelos por lo que se incumple el Principio de Máxima Multiplicidad de Hund.

- La configuración electrónica propuesta para el átomo de nitrógeno:

1s	2s	2p		
↑↓	↑↓	↑	↓	↑

corresponde a un estado **excitado** ya que uno de los electrones de los orbitales 2p no tiene el mismo spin que los otros por lo que se incumple el Principio de Máxima Multiplicidad de Hund.

- La configuración electrónica propuesta para el átomo de berilio:

1s	2s	2p		
↑↓	↑	↑		

corresponde a un estado **excitado** ya que el electrón que ocupa el orbital 2p debería ocupar el 2s por lo que se incumple el Principio de Mínima Energía.

- La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

1s	2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

corresponde a un estado **fundamental** ya que todos los electrones cumplen los tres principios.

11.22. Completa la tabla siguiente:

Z	Elemento	Símbolo	Grupo	Bloque	Configuración Electrónica	Nº electrones desapareados
29		Cu			Cu	Cu ²⁺
80		Hg			Hg ²⁺	Hg ²⁺
17		Cl			Cl ⁻	Cl
23		V			V ²⁺	V

(C. Valenciana 2007)

▪ El elemento cuyo símbolo es Cu y número atómico 29 es el **cobre** cuya configuración electrónica abreviada es **[Ar] 4s¹ 3d¹⁰**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 11** y el valor de n = 4 que es un elemento del 4º periodo. El que tenga electrones d, que pertenece al bloque de los **metales de transición**.

La configuración electrónica del ion Cu²⁺ es **[Ar] 3d⁹** ya que pierde dos electrones de los orbitales 4s y 3d. De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund*, la distribución de los electrones en los orbitales 3d es:

3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, el ion Cu²⁺ presenta **un electrón desapareado**.

▪ El elemento cuyo símbolo es Hg y número atómico 80 es el **mercurio** cuya configuración electrónica abreviada es **[Xe] 4f¹⁴ 6s² 5d¹⁰**. La suma de los superíndices de los orbitales s, p y d indica que pertenece al **grupo 12** y el valor de n = 6 que es un elemento del 6º periodo. El que tenga electrones d, que pertenece bloque de los **metales de transición**.

La configuración electrónica del ion Hg²⁺ es **[Xe] 4f¹⁴ 5d¹⁰** ya que pierde dos electrones del orbital más externo (6s). De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund*, la distribución de los electrones en los orbitales 5d es:

5d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, el ion Hg²⁺ **no tiene electrones desapareados**.

▪ El elemento cuyo símbolo es Cl y número atómico 17 es el **cloro** cuya configuración electrónica abreviada es **[Ne] 3s² 3p⁵**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 17** (este periodo no tiene electrones d) y el valor de n = 3 que es un elemento del 3º periodo. El que tenga electrones p, que pertenece al bloque de los **no metales**. De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund*, la distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, el átomo de cloro **tiene un electrón desapareado**.

La configuración electrónica del ion Cl^- es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que gana un electrón en su capa más externa.

▪ El elemento cuyo símbolo es V y número atómico 23 es el **vanadio** cuya configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 5** y el valor de $n = 4$ que es un elemento del 4º periodo y el que tenga electrones d, que pertenece al bloque de los **metales de transición**.

La configuración electrónica del ion V^{2+} es $[\text{Ar}] 3d^3$ ya que pierde dos electrones del orbital más externo (4s). De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund*, la distribución de los electrones en los orbitales 3d es:

3d				
↑	↑	↑		

Como se observa, el ion V^{2+} tiene **tres electrones desapareados**.

11.23. Explica cuántas líneas espectrales cabe esperar en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno considerando todas las transiciones posibles de los cuatro primeros niveles energéticos de dicho átomo.

(Preselección C. Valenciana 2008)

El número de líneas espectrales coincide con el número de saltos electrónicos que se pueden realizar:

- Desde el nivel $n = 4$ es posible realizar tres saltos hasta los niveles $n = 3, 2$ y 1 .
- Desde el nivel $n = 3$ es posible realizar dos saltos hasta los niveles $n = 2$ y 1 .
- Desde el nivel $n = 2$ sólo es posible realizar un salto hasta el nivel $n = 1$.

El total de saltos y de líneas espectrales posibles es **seis**.

11.24. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, explica cuáles son aceptables como configuraciones del estado fundamental de algún elemento, cuáles lo son como configuraciones electrónicas excitadas y cuáles son inaceptables:

- a) $1s^2 2s^2 2p^2 2d^2$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$ c) $3s^1$
 d) $8g^1$ e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

(Preselección C. Valenciana 2008)

a) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^2 2d^2$ corresponde a un **estado inaceptable**, ya que el subnivel 2d no existe. Además, los dos electrones situados en dicho subnivel deberían estar en el subnivel 2p.

b) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$ incumple el Principio de Mínima Energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel 3d debería haberse ocupado el subnivel 4s por lo que corresponde a un **estado excitado**.

c) La configuración electrónica $3s^1$ incumple el Principio de Mínima Energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel 3s debía haberse ocupado el subnivel 1s por lo que corresponde a un **estado excitado**.

d) La configuración electrónica $8g^1$ incumple el Principio de Mínima Energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel $8g$ debía haberse ocupado el subnivel $1s$ por lo que corresponde a un **estado excitado**.

e) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ cumple todos los principios del proceso "aufbau" por lo que corresponde a un **estado fundamental**.

11.25. Completa la tabla siguiente:

Nº Atómico	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica de la especie
31	Ga		Ga^{3+}
35	Br		Br^-
52	Te		Te^{2-}
82	Pb		Pb

(Preselección C. Valenciana 2008)

▪ El elemento cuyo símbolo es Ga y número atómico 31 es el **galio** cuya configuración electrónica abreviada es $[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^1$. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 13** y el valor de $n = 4$ que es un elemento del 4º periodo.

La configuración electrónica del ion Ga^{3+} es $[Ar] 3d^{10}$ ya que pierde tres electrones externos, uno del orbital $4p$ y dos del orbital $4s$.

▪ El elemento cuyo símbolo es Br y número atómico 35 es el **bromo** cuya configuración electrónica abreviada es $[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^5$. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 17** y el valor de $n = 4$ que es un elemento del 4º periodo.

La configuración electrónica del ion Br^- es $[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^6$ ya que gana un electrón y completa el orbital $4p$.

▪ El elemento cuyo símbolo es Te y número atómico 52 es el **telurio** (teluro) cuya configuración electrónica abreviada es $[Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^4$, la suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 16** y el valor de $n = 5$ que es un elemento del 5º periodo.

La configuración electrónica del ion Te^{2-} es $[Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^6$ ya que gana dos electrones y completa el orbital $5p$.

▪ El elemento cuyo símbolo es Pb y número atómico 82 es el **plomo** cuya configuración electrónica abreviada es $[Xe] 4f^{14} 6s^2 5d^{10} 6p^2$, la suma de los superíndices de los orbitales s , p y d indica que pertenece al **grupo 14** y el valor de $n = 6$ que es un elemento del 6º periodo.

11.26. Explica cuántas líneas espectrales cabe esperar en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno considerando todas las transiciones posibles de los cinco primeros niveles energéticos de dicho átomo.

(Preselección C. Valenciana 2009)

El número de líneas espectrales coincide con el número de saltos electrónicos que se pueden realizar:

- Desde el nivel $n = 5$ es posible realizar cuatro saltos hasta los niveles $n = 4, 3, 2$ y 1 .
- Desde el nivel $n = 4$ es posible realizar tres saltos hasta los niveles $n = 3, 2$ y 1 .
- Desde el nivel $n = 3$ es posible realizar dos saltos hasta los niveles $n = 2$ y 1 .
- Desde el nivel $n = 2$ sólo es posible realizar un salto hasta el nivel $n = 1$.

▪ El elemento cuyo símbolo es Se y número atómico 34 es el **selenio** cuya configuración electrónica abreviada es **[Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p⁴**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 16** y el valor de $n = 4$ que es un elemento del 4º periodo.

La configuración electrónica del ion Se²⁻ es **[Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p⁶** ya que capta dos electrones y completa el orbital 4p.

▪ El elemento cuyo símbolo es Sb y número atómico 51 es el **antimonio** cuya configuración electrónica abreviada es **[Kr] 5s² 4d¹⁰ 5p³**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 15** y el valor de $n = 5$ que es un elemento del 5º periodo.

▪ El elemento cuyo símbolo es Tl y número atómico 81 es el **talio** cuya configuración electrónica abreviada es **[Xe] 4f¹⁴ 6s² 5d¹⁰ 6p¹**, la suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 13** y el valor de $n = 6$ que es un elemento del 6º periodo.

La configuración electrónica del ion Tl⁺ es **[Xe] 4f¹⁴ 6s² 5d¹⁰** ya que cede un electrón del orbital 6p.

▪ El elemento cuyo símbolo es Ra y número atómico 88 es el **radio** cuya configuración electrónica abreviada es **[Rn] 7s²**, la suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 2** y el valor de $n = 7$ que es un elemento del 7º periodo.

11.29. De los siguientes conjuntos de números cuánticos, indica cuáles son posibles y cuáles no, justificando la respuesta:

a) 2, 1, -1, ½

b) 7, 3, 1, -½

c) 6, 4, -4, -½

d) 3, 3, 0, ½

e) 0, 0, 0, ½

(C. Valenciana 2009)

Los valores posibles de los números cuánticos son:

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots (n-1) \longrightarrow l = \begin{cases} 0 \rightarrow \text{orbital s} \\ 1 \rightarrow \text{orbital p} \\ 2 \rightarrow \text{orbital d} \\ 3 \rightarrow \text{orbital f} \\ 4 \rightarrow \text{orbital g} \end{cases}$$

$$m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots \pm l$$

$$m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a) El conjunto de números cuánticos (2, 1, -1, ½) para un electrón es **posible** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital 2p.

b) El conjunto de números cuánticos (7, 3, 1, -½) para un electrón es **posible** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital 7f.

c) El conjunto de números cuánticos (6, 4, -4, -½) para un electrón es **posible** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital 6g.

d) El conjunto de números cuánticos (3, 3, 0, ½) para un electrón es **imposible** ya que si el número cuántico $n = 3$, el número cuántico l sólo puede valer 0, 1 ó 2.

e) El conjunto de números cuánticos (0, 0, 0, ½) para un electrón es **imposible** ya que el número cuántico n no puede valer 0.

11.30. Completa la tabla siguiente:

Z	Elemento	Símbolo	Configuración Electrónica	Nº electrones desapareados	Grupo	Bloque
25		Mn	Mn^{2+}			
42		Mo	Mo^{4+}			
52		Te	Te^{2-}			
78		Pt	Pt^{2+}			

(C. Valenciana 2009)

▪ El elemento cuyo símbolo es Mn y número atómico 25 es el **manganeso** cuya configuración electrónica abreviada es $[Ar] 4s^2 3d^5$. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 7** y el valor de $n = 4$ que es un elemento del 4º periodo. El que tenga electrones d, que pertenece al bloque de los **metales de transición**.

La configuración electrónica del ion Mn^{2+} es $[Ar] 3d^5$ ya que pierde dos electrones del orbital 4s. De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund*, la distribución de los electrones en los orbitales 3d es:

3d				
↑	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el ion Mn^{2+} presenta **cinco electrones desapareados**.

▪ El elemento cuyo símbolo es Mo y número atómico 42 es el **molibdeno** cuya configuración electrónica abreviada es $[Kr] 5s^1 4d^5$. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 6** y el valor de $n = 5$ que es un elemento del 5º periodo. El que tenga electrones d, que pertenece al bloque de los **metales de transición**.

La configuración electrónica del ion Mo^{4+} es $[Kr] 4d^2$ ya que pierde cuatro electrones de los orbital 5s y 4d. De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund*, la distribución de los electrones en los orbitales 4d es:

4d				
↑	↑			

Como se observa, el ion Mo^{4+} presenta **dos electrones desapareados**.

▪ El elemento cuyo símbolo es Te y número atómico 52 es el **telurio** cuya configuración electrónica abreviada es $[Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^4$. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 16** y el valor de $n = 5$ que es un elemento del 5º periodo. El que tenga electrones p, que pertenece al bloque de los no metales, aunque se trata de un **metaloide**.

La configuración electrónica del ion Te^{2-} es $[Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^6$ ya que gana dos electrones en su capa más externa.

De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund*, la distribución de los electrones en los orbitales 5s y 5p es:

5s	5p			
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, el ion Te^{2-} **no tiene electrones desapareados**.

▪ El elemento cuyo símbolo es Pt y número atómico 78 es el **platino** cuya configuración electrónica abreviada es **[Xe] 4f¹⁴ 6s¹ 5d⁹**. La suma de los superíndices de los orbitales s, p y d indica que pertenece al **grupo 10** y el valor de $n = 6$ que es un elemento del 6º periodo. El que tenga electrones d, que pertenece bloque de los **metales de transición**.

La configuración electrónica del ion Pt^{2+} es **[Xe] 4f¹⁴ 5d⁸** ya que pierde dos electrones de los orbitales 6s y 5d. De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund*, la distribución de los electrones en los orbitales 5d es:

5d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, el ion Pt^{2+} **tiene dos electrones desapareados**.

11.31. Escribe las configuraciones electrónicas de las siguientes especies: Cr, Cr^{2+} y Cr^{3+} .
(Dato. $Z = 24$)

(C. Valenciana 2009)

▪ La configuración electrónica del **chromo** ($Z = 24$) debería ser $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$ o, de forma abreviada, **[Ar] 4s² 3d⁴**

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	

Aunque si desaparea el electrón del orbital 4s y lo promociona al orbital 3d incumple el Principio de Mínima Energía que dice que: "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes, pero de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund* que dice que: "en los orbitales de idéntica energía (*degenerados*), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos", se consigue una estructura electrónica con más multiplicidad (más estable) **[Ar] 4s¹ 3d⁵**:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

que presenta ambos orbitales 4s y 3d, semillenos, con 6 electrones desapareados, con más multiplicidad, por tanto, con menos energía y por ello más estable.

▪ **Ion Cr^{2+}** . Si el chromo pierde dos electrones, uno del orbital 4s y otro del 3d, adquiere la siguiente configuración electrónica: **[Ar] 3d⁴**.

▪ **Ion Cr^{3+}** . Si el chromo pierde tres electrones, uno del orbital 4s y dos del 3d, adquiere la siguiente configuración electrónica: **[Ar] 3d³**.

11.32. Se tienen los elementos ${}^{10}_5A$, ${}^{11}_5B$ y un tercer elemento C del cual se sabe que tiene 10 electrones, 7 protones y 7 neutrones. Se pide:

- a) ¿Cuáles de las tres especies indicadas son átomos neutros?
 b) ¿Algunas de ellas representa un ion? En caso afirmativo indica cuál sería la carga y si esta sería la más estable del elemento.
 c) ¿Cuáles son isótopos? ¿Por qué?

(Canarias 2010)

- En la especie ${}^{10}_5A$, 10 es el número másico, que indica el número de nucleones (protones + neutrones) que existen en el núcleo de ese átomo, y 5 es el número atómico, que indica el número de protones. Por tanto, esta especie está formada por 5 protones y 5 neutrones.
- En la especie ${}^{11}_5B$, 11 es el número másico y 5 es el número atómico. Por tanto, esta especie está formada por 5 protones y 6 neutrones.

Como se deduce del símbolo A y B son átomos neutros, y además, son isótopos ya que tienen el mismo número atómico y distinto número másico.

- La especie C se representa como ${}^{14}_7C^{3-}$, se trata de un ion. La configuración electrónica del átomo neutro es $1s^2 2s^2 2p^3$. Si gana 3 electrones adquiere configuración electrónica, muy estable, de gas inerte, $1s^2 2s^2 2p^6$, con carga -3.

11.33. Completa la siguiente tabla:

Nombre	Especie química	nº protones	nº electrones	nº neutrones	nº másico
	Cu^{2+}			34	63
	Br^-	35			80
cadmio		48			128
	Mn^{2+}	25		30	

(Preselección C. Valenciana 2010)

Recordando que:

$$Z = n^\circ \text{ atómico} = n^\circ \text{ de protones} = n^\circ \text{ de electrones (átomo neutro)}$$

$$A = n^\circ \text{ másico} = n^\circ \text{ de protones} + n^\circ \text{ de neutrones}$$

- En el caso del Cu^{2+} (cobre)

Si $A = 63$ y la especie tiene 34 neutrones, posee $(63 - 34) = 29$ protones.

Si tiene 29 protones y la carga es +2, la especie posee $(29 - 2) = 27$ electrones.

- En el caso del Br^- (bromo)

Si posee 35 protones y la carga es -1, la especie tiene $(35 + 1) = 36$ electrones.

Si $A = 80$ y la especie tiene 35 protones, posee $(80 - 35) =$ neutrones 45.

- En el caso del cadmio (Cd):

Si el átomo tiene 48 protones y no posee carga también posee 48 electrones.

Si $A = 128$ y la especie tiene 48 protones, posee $(128 - 48) =$ neutrones 80.

▪ En el caso del Mn^{2+} (manganeso)

Si tiene 25 protones y la carga es +2, la especie posee $(25 - 2) = 23$ electrones.

Si tiene 25 protones y 23 neutrones, $A = (25 + 23) = 48$.

La tabla completa es:

Nombre	Especie química	n° protones	n° electrones	n° neutrones	n° másico
cobre	Cu^{2+}	29	27	34	63
bromo	Br^{-}	35	36	45	80
<i>cadmio</i>	Cd	48	48	80	128
manganeso	Mn^{2+}	25	23	30	48

11.34. Completa la tabla siguiente:

N° Atómico	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica de la especie
49	In		In^{+}
52	Te		Te^{2-}
56	Ba		Ba
83	Bi		Bi

(Preselección C. Valenciana 2010)

▪ El elemento cuyo símbolo es In y número atómico 49 es el **indio** cuya configuración electrónica abreviada es **[Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^1$** . La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 13** y el valor de $n = 5$ que es un elemento del 5^o periodo.

La configuración electrónica del ion In^{+} es **[Kr] $5s^2 4d^{10}$** ya que pierde el electrón externo del orbital 5p.

▪ El elemento cuyo símbolo es Te y número atómico 52 es el **telurio** cuya configuración electrónica abreviada es **[Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^4$** . La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 16** y el valor de $n = 5$ que es un elemento del 5^o periodo.

La configuración electrónica del ion Te^{2-} es **[Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^6$** ya que gana dos electrones en su capa más externa.

▪ El elemento cuyo símbolo es Ba y número atómico 56 es el **bario** cuya configuración electrónica abreviada es **[Xe] $6s^2$** . La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 2** y el valor de $n = 6$ que es un elemento del 6^o periodo.

▪ El elemento cuyo símbolo es Bi y número atómico 83 es el **bismuto** cuya configuración electrónica abreviada es **[Xe] $4d^{14} 6s^2 5d^{10} 6p^3$** , la suma de los superíndices de los orbitales s, p y d indica que pertenece al **grupo 15** y el valor de $n = 6$ que es un elemento del 6^o periodo.

11.35. ¿Cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas correspondientes a átomos neutros en el estado fundamental son incorrectas?

- a) $1s^2 2s^2 3s^2 3p^4$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ c) $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 3p^2$
 d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ e) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2 3p^6$

(Galicia 2011)

a) **Incorrecta**. La configuración electrónica **$1s^2 2s^2 3s^2 3p^6$** incumple el Principio de Mínima Energía ya que se ocupan los subniveles 3s y 3p antes que el 2p.

b) Correcta. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ incumple el Principio de Mínima Energía pero sin embargo presenta mayor multiplicidad. Se trata de una excepción en la configuración electrónica de los elementos.

c-e) **Incorrectas**. Las configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 3p^2$ y $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2 3p^6$ no pueden existir ya que en subnivel 2p caben como máximo seis electrones.

d) Correcta. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ cumple el Principio de Mínima Energía.

11.36. De las siguientes combinaciones de números cuánticos, justifica cuáles no son correctas.

a) 3, 1, 1, 0

b) 1, 1, 0, $+\frac{1}{2}$

c) 5, 3, -3, $-\frac{1}{2}$

d) 2, 1, -2, $+\frac{1}{2}$

e) 4, 3, 3, 0

f) 5, 0, 1, $+\frac{1}{2}$

(Preselección C. Valenciana 2011)

Los valores posibles de los números cuánticos son:

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots (n-1) \quad l = \begin{cases} 0 \rightarrow \text{orbital s} \\ 1 \rightarrow \text{orbital p} \\ 2 \rightarrow \text{orbital d} \\ 3 \rightarrow \text{orbital f} \\ 4 \rightarrow \text{orbital g} \end{cases}$$

$$m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots \pm l$$

$$m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a) La combinación de números cuánticos (3, 1, 1, 0) **no es correcta** ya que si el número cuántico $n = 3$, el número cuántico l solo puede valer 0, 1, o 2; y además el número cuántico m_s solo puede valer $\pm \frac{1}{2}$.

b) La combinación de números cuánticos (1, 1, 0, $\frac{1}{2}$) **no es correcta** ya que si el número cuántico $n = 1$, el número cuántico l sólo puede valer 0.

c) La combinación de números cuánticos (5, 3, -3, $-\frac{1}{2}$) **es correcta** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón en un **orbital 5f**

d) La combinación de números cuánticos (2, 1, 2, $+\frac{1}{2}$) **no es correcta** ya que si el número cuántico $l = 1$, el número cuántico m_l solo puede valer -1, 0, +1.

e) La combinación de números cuánticos (4, 3, 3, 0) **no es correcta** ya que si el número cuántico $n = 4$, el número cuántico l solo puede valer 0, 1, 2 o 3; y además el número cuántico m_s solo puede valer $\pm \frac{1}{2}$.

f) La combinación de números cuánticos (5, 0, 1, $+\frac{1}{2}$) **no es correcta** ya que si el número cuántico $l = 0$, el número cuántico m_l solo puede valer 0.

11.37. Completa la tabla siguiente:

Nº Atómico	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica de la especie
33	As		As ³⁻
52	Te		Te
81	Tl		Tl
82	Pb		Pb ²⁺

(Preselección C. Valenciana 2011)

▪ El elemento cuyo símbolo es As y número atómico 33 es el **arsénico** cuya configuración electrónica abreviada es [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p³. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 15 y el valor de n = 4 que es un elemento del 4º periodo.

La configuración electrónica del ion As³⁻ es [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ ya que gana tres electrones y completa el orbital 4p.

▪ El elemento cuyo símbolo es Te y número atómico 52 es el **telurio** (teluro) cuya configuración electrónica abreviada es [Kr] 5s² 4d¹⁰ 5p⁴, la suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 16 y el valor de n = 5 que es un elemento del 5º periodo.

▪ El elemento cuyo símbolo es Tl y número atómico 81 es el **talio** cuya configuración electrónica abreviada es [Xe] 4f¹⁴ 6s² 5d¹⁰ 6p¹, la suma de los superíndices de los orbitales s, p y d indica que pertenece al grupo 13 y el valor de n = 6 que es un elemento del 6º periodo.

▪ El elemento cuyo símbolo es Pb y número atómico 82 es el **plomo** cuya configuración electrónica abreviada es [Xe] 4f¹⁴ 6s² 5d¹⁰ 6p², la suma de los superíndices de los orbitales s, p y d indica que pertenece al grupo 14 y el valor de n = 6 que es un elemento del 6º periodo.

La configuración electrónica del ion Pb²⁺ es [Xe] 4f¹⁴ 6s² 5d¹⁰ ya que pierde los dos electrones externos del orbital 6p.

12. SISTEMA PERIÓDICO

12.1. Imagine un proceso en el que los átomos de litio, Li, emitieran rayos α (partículas de He^{2+}). Basándose solamente en la energía de los electrones descrita por el modelo de Bohr:

a) Juzgue si en dicho proceso se absorbe o se desprende energía y en qué medida (determinelo cuantitativamente).

Dato: La energía correspondiente a cada una de las órbitas (según el modelo de Bohr) viene dada por la expresión:

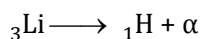
$$E = -13,6 Z^2/n^2$$

b) ¿Cómo sería la diferencia entre las energías de ionización del átomo de litio y de la especie resultante?

c) Calcule la relación porcentual que existiría entre el tamaño de la especie resultante y el tamaño del átomo de litio.

(Murcia 1999)

a) El proceso propuesto es:



Teniendo en cuenta que la partícula α se emite y que las estructuras electrónicas son:

▪ $\text{Li} \rightarrow 1s^2 2s^1$, luego $Z = 3$ y $n = 2$

▪ $\text{H} \rightarrow 1s^1$, luego $Z = 1$ y $n = 1$

la variación de energía asociada al proceso es:

$$\Delta E = E_{\text{H}} - E_{\text{Li}}$$

$$\left. \begin{array}{l} E_{\text{H}} = -13,6 \frac{1^2}{1^2} = -13,6 \text{ eV} \\ E_{\text{Li}} = -13,6 \frac{3^2}{2^2} = -30,6 \text{ eV} \end{array} \right\} \longrightarrow \Delta E = -13,6 \text{ eV} - (-30,6 \text{ eV}) = \mathbf{17 \text{ eV}}$$

Como se observa, $\Delta E > 0$, luego se trata de un **proceso endotérmico**.

b) La energía de ionización de un átomo, I, corresponde al salto electrónico desde $n_1 =$ valor del número cuántico principal del electrón diferenciador hasta $n_2 = \infty$.

$$I = E_{\infty} - E_n = 13,6 \frac{Z^2}{n^2}$$

Las energías de ionización y su diferencia son:

$$\left. \begin{array}{l} I_{\text{H}} = 13,6 \frac{1^2}{1^2} = 13,6 \text{ eV} \\ I_{\text{Li}} = 13,6 \frac{3^2}{2^2} = 30,6 \text{ eV} \end{array} \right\} \longrightarrow I_{\text{Li}} - I_{\text{H}} = 30,6 \text{ eV} - 13,6 \text{ eV} = \mathbf{17 \text{ eV}}$$

Valor que coincide con la variación de energía asociada al proceso del apartado anterior.

c) La ecuación que proporciona el tamaño de los átomos en el modelo de *Bohr* es:

$$r = k \frac{n^2}{Z}$$

siendo k una constante, Z el número atómico del elemento y n el número cuántico principal del electrón diferenciador.

La relación entre el tamaño del átomo de H y el de Li es:

$$\frac{r_H}{r_{Li}} = \frac{k \frac{1^2}{1}}{k \frac{2^2}{3}} = \frac{3}{4} \quad \longrightarrow \quad r_H = \frac{3}{4} r_{Li}$$

12.2. Se dispone de 12,80 g de un óxido de hierro que por un proceso de reducción originan 7,66 g de hierro. El rendimiento de este proceso ha sido del 85,58%.

a) Determine la fórmula del óxido de hierro.

b) Nombre el óxido obtenido de dos formas (dos nomenclaturas).

c) Indique las valencias iónicas del hierro y del oxígeno en este óxido.

d) Escriba las configuraciones electrónicas de los iones resultantes del apartado c.

(Extremadura 1999)

a) La masa de Fe que se debería de haber obtenido teniendo en cuenta el rendimiento dado es:

$$7,66 \text{ g Fe} \frac{100 \text{ g Fe (teo)}}{85,58 \text{ g Fe (exp)}} = 8,95 \text{ g Fe}$$

La masa de O que contiene el óxido es:

$$12,80 \text{ g óxido} - 8,95 \text{ g Fe} = 3,85 \text{ g O}$$

La fórmula empírica del óxido de hierro es:

$$\frac{3,85 \text{ g O}}{8,95 \text{ g Fe}} \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} \frac{55,8 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = \frac{3 \text{ mol O}}{2 \text{ mol Fe}} \quad \longrightarrow \quad \text{Fórmula empírica: } \mathbf{Fe_2O_3}$$

b) El nombre que corresponde al compuesto Fe_2O_3 es:

- Nomenclatura sistemática: **trióxido de dihierro**
- Nomenclatura de Stock: **óxido de hierro (III)**

c) La valencia iónica de un elemento viene dada por el número de electrones que gana o pierde para formar un ion estable. En este caso, al tratarse de hierro (III) quiere decir se forma el catión Fe^{3+} , por lo que átomo de **Fe** pierde tres electrones y la **valencia iónica es +3**. Como se tiene un óxido, se forma el anión O^{2-} , el átomo de **O** gana dos electrones y la **valencia iónica es -2**.

d) La estructura electrónica abreviada del O, elemento del 2º periodo y grupo 16 del sistema periódico es $[He] 2s^2 2p^4$. Si el átomo O gana dos electrones se transforma en el ion O^{2-} , cuya configuración electrónica es $[He] 2s^2 2p^6$.

La estructura electrónica abreviada del Fe, elemento del 4º periodo y grupo 8 del sistema periódico es [Ar] 4s² 3d⁶. Si el átomo Fe pierde tres electrones se transforma en el ion Fe³⁺, cuya configuración electrónica es [Ar] 3d⁵.

12.3. Si fuese aplicable el modelo atómico de Bohr, calcule cuál debería ser la segunda energía de ionización para el litio, de acuerdo con dicho modelo.

(Dato: La energía de ionización del hidrógeno es 2,179·10⁻¹⁸ J)

(Murcia 2000)

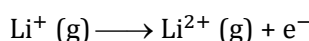
La energía de ionización del hidrógeno es:

$$I_H = 2,179 \cdot 10^{-18} \frac{\text{J}}{\text{átomo}} \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{\text{mol}} \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = 1312 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

La expresión que permite calcular la energía de ionización (kJ·mol⁻¹) de un elemento es:

$$I_X = 1312 \frac{Z^2}{n^2}$$

La segunda ionización del litio corresponde al proceso:



La estructura electrónica del Li⁺ es 1s², por lo tanto, n = 1.

Como el Li⁺ no es un átomo hidrogenoide será necesario calcular su carga nuclear efectiva. Al electrón 1s² sólo le apantalla el electrón 1s¹, por lo que aplicando la segunda regla de Slater para el cálculo de constantes de apantallamiento:

“Para cada electrón con n igual al electrón apantallado la contribución es 0,35 por cada electrón apantallado, excepto para el 1s que dicha contribución es 0,31”.

Por tanto, se obtiene que la constante de apantallamiento para el Li⁺ es 0,31.

La carga nuclear efectiva se obtiene restando a la carga nuclear la constante de apantallamiento, en este caso:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \sigma = 3 - 0,31 = 2,69$$

Sustituyendo los valores obtenidos en la expresión de la energía de ionización:

$$I_{\text{Li}^+} = 1312 \frac{2,69^2}{1^2} = 9494 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Este valor es superior al encontrado en la bibliografía para la segunda energía de ionización del litio, 7297 kJ·mol⁻¹, lo cual quiere decir que el modelo de Bohr no es aplicable en este caso.

12.4. La primera energía de ionización del Na es de 500 kJ/mol. Calcula la energía necesaria para extraer un electrón a un átomo de sodio.

(Dato. Número de Avogadro, $L = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$)

(C. Valenciana 2001)

Cambiando las unidades de I:

$$I_1 = 500 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomo}} \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 8,3 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{átomo}}$$

12.5. Ordena, dentro de cada pareja:

a) La especie de mayor tamaño: Na^+ y F^- ; N^{3-} y F^- ; N y O; Si y N; Fe^{2+} y Fe^{3+} .

b) La especie de mayor energía de ionización: Na y Be; Mg y Al; Al y C; N y O; S y F.

(C. Valenciana 2001)

a) El tamaño de una especie aumenta al aumentar el valor del número cuántico principal n y disminuye al aumentar número atómico y con ello su carga nuclear efectiva Z_{ef} .

$$Z_{\text{ef}} = Z - \sigma \quad \text{siendo } \sigma \text{ la constante de apantallamiento.}$$

$\text{Na}^+ - \text{F}^-$

- El elemento con símbolo Na es el sodio y pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na^+ es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede un electrón de su capa más externa.

- El elemento con símbolo F es el flúor y pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion F^- es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que capta un electrón en su capa más externa.

Se trata de especies isoelectrónicas, que tienen idéntica estructura electrónica, y por ello, tienen la misma constante de apantallamiento σ , sin embargo, la carga nuclear efectiva, Z_{ef} es mayor en el ion sodio que tiene mayor número atómico Z .

Ambos iones tienen el mismo valor de $n = 2$, sin embargo, como $Z_{\text{ef}}(\text{Na}^+) > Z_{\text{ef}}(\text{F}^-)$, el **tamaño del F^- es mayor que el del Na^+** .

Consultando la bibliografía, los valores del radio (pm) son, F^- (133) > Na^+ (99).

$\text{N}^{3-} - \text{F}^-$

- El elemento con símbolo N es el nitrógeno y pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^3$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 7. La configuración electrónica del ion N^{3-} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que capta tres electrones en su capa más externa.

- El elemento con símbolo F es el flúor y pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion F^- es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que capta un electrón en su capa más externa.

Se trata de especies isoelectrónicas, que tienen idéntica estructura electrónica, y por ello, tienen la misma constante de apantallamiento σ , sin embargo, la carga nuclear efectiva, Z_{ef} es mayor en el ion fluoruro que tiene mayor número atómico Z .

Ambos iones tienen el mismo valor de $n = 2$, sin embargo, como $Z_{\text{ef}}(\text{F}^-) > Z_{\text{ef}}(\text{N}^{3-})$, el **tamaño del N^{3-} es mayor que el del F^-** .

Consultando la bibliografía, los valores del radio (pm) son, N^{3-} (171) > F^- (133).

N – O

▪ El elemento con símbolo N es el nitrógeno y pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^3$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 7.

▪ El elemento con símbolo O es el oxígeno y pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8.

Se trata de átomos que pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de $n = 2$, sin embargo, como $Z_{\text{ef}}(\text{O}) > Z_{\text{ef}}(\text{N})$, el **tamaño del N es mayor que el del O**.

Consultando la bibliografía, los valores del radio (pm) son, N (75) > O (73).

Si – N

▪ El elemento con símbolo Si es el silicio y pertenece al grupo 14 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 14.

▪ El elemento con símbolo N es el nitrógeno y pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^3$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 7.

Se trata de átomos que pertenecen a diferente periodo por lo que el factor n es determinante a la hora de determinar el tamaño del átomo. Como $n(\text{Si}) > n(\text{N})$, el **tamaño del Si es mayor que el del N**.

Consultando la bibliografía, los valores del radio (pm) son, Si (117) > N (75).

Fe^{2+} – Fe^{3+}

El elemento con símbolo Fe es el hierro y pertenece al grupo 8 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 26.

▪ La configuración electrónica del ion Fe^{2+} es $[\text{Ar}] 3d^6$ ya que cede dos electrones de su orbital más externo (4s).

▪ La configuración electrónica del ion Fe^{3+} es $[\text{Ar}] 3d^5$ ya que cede tres electrones, dos de su orbital más externo (4s), y otro del anterior (3d).

Como se observa, el factor n no es determinante a la hora de determinar el tamaño de la especie, sin embargo, la carga nuclear efectiva, Z_{ef} , es mayor para el ion Fe^{3+} ya que su

constante de apantallamiento σ es menor. Por tanto, como $Z_{\text{ef}}(\text{Fe}^{2+}) < Z_{\text{ef}}(\text{Fe}^{3+})$, el **tamaño del Fe^{2+} es mayor que el del Fe^{3+}** .

Consultando la bibliografía, los valores del radio (pm) son, Fe^{2+} (77) > Fe^{3+} (65).

b) La energía de ionización de una especie química puede calcularse mediante la expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ es una constante en } \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} \text{ es la carga nuclear efectiva} \\ n \text{ es el número cuántico principal que indica el periodo} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva, Z_{ef} , se calcula mediante la expresión:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \sigma$$

donde σ es la constante de apantallamiento. Esta aumenta en un periodo al aumentar el valor de Z , por tanto, Z_{ef} aumenta en un periodo al aumentar el número de electrones de valencia.

Na – Be

- El elemento con símbolo Na es el sodio y pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.

- El elemento con símbolo Be es el berilio y pertenece al grupo 2 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 4.

El sodio tiene $n = 3$ y el berilio $n = 2$. Además, $Z_{\text{ef}}(\text{Be}) > Z_{\text{ef}}(\text{Na})$, ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2) que el segundo (s^1). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, **Be tiene mayor energía de ionización que Na**.

Consultando la bibliografía, los valores de I (kJ/mol) son, $I_{\text{Be}} (900) > I_{\text{Na}} (496)$.

Mg-Al

- El elemento con símbolo Mg es el magnesio y pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12.

- El elemento con símbolo Al es el aluminio y pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de $n = 3$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, $Z_{\text{ef}}(\text{Al}) > Z_{\text{ef}}(\text{Mg})$, ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^1) que el segundo (s^2). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del Al debería ser mayor que la del Mg. Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de I ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son, **$I_{\text{Mg}} (738) > I_{\text{Al}} (578)$** . Esta anomalía se debe a que el único electrón p^1 del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía.

Al - C

- El elemento con símbolo Al es el aluminio y pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s² 3p¹. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13.
- El elemento con símbolo C es el carbono y pertenece al grupo 14 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] 2s² 2p². Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 6.

El aluminio tiene $n = 3$ y el carbono $n = 2$. Además, $Z_{\text{ef}}(\text{C}) > Z_{\text{ef}}(\text{Al})$, ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^2) que el segundo (s^2p^1). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, **C tiene mayor energía de ionización que Al.**

Consultando la bibliografía, los valores de I ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son, $I_{\text{C}}(1087) > I_{\text{Al}}(578)$.

N - O

- El elemento con símbolo N es el nitrógeno y pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] 2s² 2p³. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 7.
- El elemento con símbolo O es el oxígeno y pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] 2s² 2p⁴. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de $n = 2$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, $Z_{\text{ef}}(\text{O}) > Z_{\text{ef}}(\text{N})$, ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^4) que el segundo (s^2p^3). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del O debería ser mayor que la del N. Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de I ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son, **$I_{\text{N}}(1402) > I_{\text{O}}(1314)$** . Esta anomalía se debe a que el nitrógeno, de acuerdo con la regla de *Hund*, tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el oxígeno tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

Nitrógeno				Oxígeno			
2s		2p		2s		2p	
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

S - F

- El elemento con símbolo S es el azufre y pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s² 3p⁴. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16.
- El elemento con símbolo F es el flúor y pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] 2s² 2p⁵. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9.

El azufre tiene $n = 3$ y el flúor $n = 2$. Además, $Z_{\text{ef}}(\text{F}) > Z_{\text{ef}}(\text{S})$, ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^5) que el segundo (s^2p^4). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, **F tiene mayor energía de ionización que S.**

Consultando la bibliografía, los valores de I ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son, I_F (1681) > I_S (1000).

12.6. Sabiendo que la energía del electrón del átomo del hidrógeno, en su estado fundamental, es $-13,6 \text{ eV}$, calcule:

- a) La energía de ionización de los 4 primeros átomos hidrogenoides en su estado no excitado.
 b) ¿Cuál de estos 4 átomos puede tener un electrón con mayor velocidad? Incluya la posibilidad de cualquier estado de excitación.
 c) Cada uno de estos átomos está caracterizado por un espectro de emisión en el cual existen varias líneas comunes a todos ellos. De estas, ¿cuál es la energía correspondiente a la línea de frecuencia más alta?

Suponga aplicable el modelo atómico de Bohr a cualquier átomo hidrogenoide.

(Consideraremos átomos hidrogenoides a los que disponen de un electrón y un cierto número de protones).

(Dato. $1 \text{ eV} = 1,6\cdot 10^{-19} \text{ J}$)

(Murcia 2002)

a) La ionización de un átomo hidrogenoide supone el salto electrónico desde $n_1 = 1$ hasta $n_2 = \infty$. Teniendo en cuenta que la energía de un electrón en un nivel cuántico viene dada por la expresión:

$$E = -13,6 \frac{Z^2}{n^2}$$

La energía de ionización (eV) vendrá dada por la expresión:

$$I = E_{\infty} - E_1 = 13,6 \frac{Z^2}{1^2} = 13,6 Z^2$$

Cambiando a unidades del S.I.:

$$I_x = 13,6 Z^2 \frac{\text{eV}}{\text{átomo}} \frac{1,602\cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} \frac{6,022\cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = 1312 Z^2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Las energías de ionización de los cuatro primeros átomos hidrogenoides serán:

$$\begin{aligned} I_1 &= 1312 \cdot 1^2 = \mathbf{1312 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}} & I_2 &= 1312 \cdot 2^2 = \mathbf{5248 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}} \\ I_3 &= 1312 \cdot 3^2 = \mathbf{11808 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}} & I_4 &= 1312 \cdot 4^2 = \mathbf{20992 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}} \end{aligned}$$

b) En el modelo de Bohr se cumple que:

$$\left. \begin{aligned} \frac{mv^2}{r} &= \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r^2} \\ mvr &= n \frac{h}{2\pi} \end{aligned} \right\} \longrightarrow v = \frac{Ze^2}{2h\epsilon_0} \frac{1}{n}$$

Para los átomos hidrogenoides $n = 1$, y si se establece la comparación entre átomos hidrogenoides que se encuentran en un estado excitado tal que el valor de n es el mismo para todos ellos, la velocidad de un electrón en cualquiera de estos átomos sólo depende del valor de Z . Por lo tanto, se mueve con **mayor velocidad el electrón** que se encuentre en el **átomo hidrogenoide con mayor valor de Z** .

c) La **frecuencia más alta** corresponde al **salto electrónico** entre los niveles cuánticos $n_1 = 1$ a $n_2 = \infty$. La **energía** de ese salto electrónico **coincide** con la **energía de ionización** del átomo según se ha demostrado en el apartado a).

12.7. Agrupa los iones con la misma configuración electrónica: Li^+ , B^{3+} , Ca^{2+} , Al^{3+} , Mg^{2+} , S^{2-} , F^- , H^- , Cl^- , O^{2-} , N^{3-} , P^{3-} .

(C. Valenciana 2002)

Las configuraciones electrónicas de los iones propuestos son:

- El elemento cuyo símbolo es Li es el litio y pertenece al grupo 1 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^1$. La configuración electrónica del ion Li^+ es $1s^2$ ya que cede un electrón de su capa más externa.
- El elemento cuyo símbolo es B es el boro y pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^1$. La configuración electrónica del ion B^{3+} es $1s^2$ ya que cede tres electrones de su capa más externa.
- El elemento cuyo símbolo es Ca es el calcio y pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2$. La configuración electrónica del ion Ca^{2+} es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que cede dos electrones de su capa más externa.
- El elemento cuyo símbolo es Al es el aluminio y pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$. La configuración electrónica del ion Al^{3+} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede tres electrones de su capa más externa.
- El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio y pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$. La configuración electrónica del ion Mg^{2+} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede dos electrones de su capa más externa.
- El elemento cuyo símbolo es S es el azufre y pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. La configuración electrónica del ion S^{2-} es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que capta dos electrones en su capa más externa.
- El elemento cuyo símbolo es F es el flúor y pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$. La configuración electrónica del ion F^- es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que capta un electrón en su capa más externa.
- El elemento cuyo símbolo es H es el hidrógeno y pertenece al grupo 1 y periodo 1 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $1s^1$. La configuración electrónica del ion H^- es $1s^2$ ya que capta un electrón en su capa más externa.
- El elemento cuyo símbolo es Cl es el cloro y pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$. La configuración electrónica del ion Cl^- es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que capta un electrón en su capa más externa.
- El elemento cuyo símbolo es O es el oxígeno y pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$. La configuración electrónica del ion O^{2-} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que capta dos electrones en su capa más externa.

▪ El elemento cuyo símbolo es N es el nitrógeno y pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2 2p^3$. La configuración electrónica del ion N^{3-} es [He] $2s^2 2p^6$ ya que capta tres electrones en su capa más externa.

▪ El elemento cuyo símbolo es P es el fósforo y pertenece al grupo 15 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2 3p^3$. La configuración electrónica del ion P^{3-} es [Ne] $3s^2 3p^6$ ya que capta tres electrones en su capa más externa.

Las especies químicas que tienen la misma configuración electrónica se denominan **isoelectrónicas**:

H^- , Li^+ y B^{3+} tienen la configuración electrónica $1s^2$ o [He].

Al^{3+} , Mg^{2+} , F^- , O^{2-} y N^{3-} tienen la configuración electrónica [He] $2s^2 2p^6$ o [Ne].

Ca^{2+} , S^{2-} , Cl^- y P^{3-} tienen la configuración electrónica [Ne] $3s^2 3p^6$ o [Ar].

12.8. Explica las diferencias entre los potenciales de ionización (eV) de las parejas siguientes:

a) Na (5,1) y Ne (21,6)

b) Li (5,4) y Be (9,3)

c) Be (9,3) y B (8,3).

(C. Valenciana 2002)

La energía o potencial de ionización de una especie química puede calcularse mediante la expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ es una constante en } \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} \text{ es la carga nuclear efectiva} \\ n \text{ es el número cuántico principal que indica el periodo} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva (Z_{ef}) se calcula, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante.

a) El elemento con símbolo Na es el sodio y pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.

El elemento con símbolo Ne es el neón y pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2 2p^6$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.

El sodio tiene $n = 3$ y el neón $n = 2$. Además, $Z_{ef}(\text{Ne}) > Z_{ef}(\text{Na})$, ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^6) que el segundo (s^1). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, $I_{\text{Ne}} (21,8 \text{ eV}) > I_{\text{Na}} (5,1 \text{ eV})$.

b) El elemento con símbolo Li es el litio y pertenece al grupo 1 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 3.

El elemento con símbolo Be es el berilio y pertenece al grupo 2 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 4.

Ambos elementos tienen $n = 2$ por lo que este factor no influye al comparar las energías de ionización. Sin embargo, $Z_{\text{ef}}(\text{Be}) > Z_{\text{ef}}(\text{Li})$, ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2) que el segundo (s^1). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, $I_{\text{Be}} (9,3 \text{ eV}) > I_{\text{Li}} (5,4 \text{ eV})$.

c) El elemento con símbolo Be es el berilio y pertenece al grupo 2 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 4.

El elemento con símbolo B es el boro y pertenece al grupo 13 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2 2p^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 5.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de $n = 2$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, $Z_{\text{ef}}(\text{B}) > Z_{\text{ef}}(\text{Be})$, ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^1) que el segundo (s^2). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del B debería ser mayor que la del Be. Sin embargo, según el enunciado, los valores de I (eV) son, $I_{\text{Be}} (9,3) > I_{\text{B}} (8,3)$. Esta anomalía se debe a que el único electrón p^1 del boro se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía.

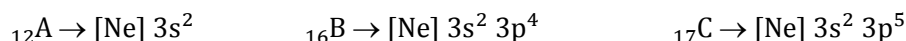
12.9. Considera los elementos A, B y C, cuyos números atómicos son 12, 16 y 17, respectivamente. A partir de sus configuraciones electrónicas contesta de manera razonada las siguientes cuestiones:

a) Indica el ion más estable que formará cada uno de los tres elementos.

b) La estequiometría más probable para el compuesto formado por la combinación de A y C.

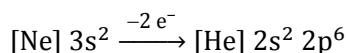
(C. Valenciana 2003)

Las configuraciones electrónicas de los elementos $_{12}\text{A}$, $_{16}\text{B}$ y $_{17}\text{C}$ son, respectivamente:

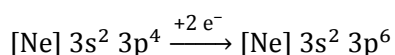


a) El ion más estable de cada elemento debe tener configuración electrónica con capa llena o semillena de electrones.

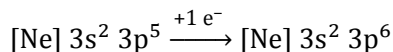
▪ Si el elemento $_{12}\text{A}$ pierde los dos electrones del orbital 3s adquiere una configuración electrónica de gas inerte muy estable, A^{2+} :



▪ Si el elemento $_{16}\text{B}$ capta dos electrones en el orbital 3p adquiere una configuración electrónica de gas inerte muy estable, B^{2-} :



▪ Si el elemento ${}_{17}\text{C}$ capta un electrón en el orbital 3p adquiere una configuración electrónica de gas inerte muy estable, C^- :



b) La estequiometría del compuesto formado entre los elementos A y C es AC_2 ya que el elemento A cede dos electrones y el elemento C gana un electrón para formar ambos un ion estable y de esa forma se cumple la condición de electroneutralidad.

12.10. Relaciona razonadamente los valores del primer potencial de ionización ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) 496, 1680 y 2008 con los elementos de número atómico 9, 10 y 11.

(C. Valenciana 2003)

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos de número atómico 9, 10 y 11 son, respectivamente:



La energía o potencial de ionización de una especie química puede calcularse mediante la expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ es una constante en } \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} \text{ es la carga nuclear efectiva} \\ n \text{ es el número cuántico principal que indica el periodo} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva (Z_{ef}) se calcula, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante.

El elemento con $Z = 11$, tiene $n = 3$ y el menor número de electrones de valencia por lo que le corresponde el menor valor de propuesto, $I_{(11)} = 496 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Los elementos $Z = 10$ y $Z = 9$, tienen el mismo valor de $n = 2$, sin embargo, $Z_{\text{ef}}(10) > Z_{\text{ef}}(9)$, ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^6) que el segundo (s^2p^5), por tanto, $I_{(10)} = 2008 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ e $I_{(9)} = 1680 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

12.11. Ordena las siguientes especies por su tamaño creciente, justificando la respuesta: Al^{3+} , O^{2-} , Mg^{2+} , F^- , Na^+ , N^{3-} , Ne .

(C. Valenciana 2003) (C. Valenciana 2005) (C. Valenciana 2007)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El elemento cuyo símbolo es Al es el aluminio y pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13. La configuración electrónica del ion Al^{3+} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede tres electrones de su capa más externa.
- El elemento cuyo símbolo es O es el oxígeno y pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$. Sumando sus

electrones se obtiene que su número atómico es 8. La configuración electrónica del ion O^{2-} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que capta dos electrones en su capa más externa.

▪ El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio y pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion Mg^{2+} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede dos electrones de su capa más externa.

▪ El elemento cuyo símbolo es F es el flúor y pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion F^- es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que capta un electrón en su capa más externa.

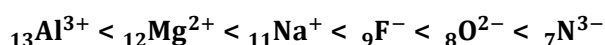
▪ El elemento cuyo símbolo es Na es el sodio y pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na^+ es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede un electrón de su capa más externa.

▪ El elemento cuyo símbolo es N es el nitrógeno y pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^3$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 7. La configuración electrónica del ion N^{3-} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que capta tres electrones en su capa más externa.

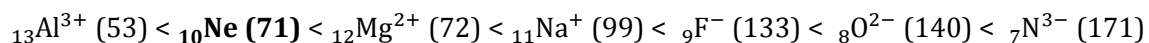
▪ El elemento cuyo símbolo es Ne es el neón y pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan **isoelectrónicas**, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico.

Las especies iónicas ordenadas por tamaño creciente son:



Consultando la bibliografía, se obtiene que los tamaños (pm) son:



Como se observa, el valor del Ne se sale de la tendencia. Esto se debe a que se está comparando una especie atómica (Ne) cuyo radio es un valor estimado, con especies iónicas, cuyos valores se han determinado experimentalmente mediante medidas en redes cristalinas.

12.12. A partir de los elementos de números atómicos 12, 17 y 37. Responde a las siguientes cuestiones:

- ¿Qué elementos son: nombre, familia y periodo?
- ¿Cuántos electrones desapareados tiene cada uno de ellos en su estado fundamental?
- ¿Cuáles serían los iones más estables que se obtendrían a partir de los mismos?
- ¿Cuál de ellos es el más electronegativo?

(Canarias 2004)

▪ $Z = 12$

a) El elemento cuyo número atómico es 12 tiene la configuración electrónica abreviada **[Ne] 3s²**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 2** y el valor de $n = 3$ indica que pertenece al **3^{er} periodo**. Se trata del **magnesio (Mg)**.

b) De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund*, la distribución de los electrones en el orbital 3s es:

3s
↑↓

Como se observa, **no presenta electrones desapareados**.

c) Si cede los dos electrones del orbital 3s adquiere una configuración electrónica muy estable de gas inerte **[He] 2s² 2p⁶** y se transforma en el ion **Mg²⁺**.

▪ $Z = 17$

a) El elemento cuyo número atómico es 17 tiene la configuración electrónica abreviada **[Ne] 3s² 3p⁵**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 17** (es preciso tener en cuenta que el subnivel d no comienza a llenarse hasta el 4^o periodo) y el valor de $n = 3$ indica que pertenece al **3^{er} periodo**. Se trata del **cloro (Cl)**.

b) De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund*, la distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta **un electrón desapareado**.

c) Si capta un electrón completa el subnivel 3p y adquiere una configuración electrónica muy estable de gas inerte **[Ne] 3s² 3p⁶** y se transforma en el ion **Cl⁻**.

▪ $Z = 37$

a) El elemento cuyo número atómico es 37 tiene la configuración electrónica abreviada **[Kr] 5s¹**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 1** y el valor de $n = 5$ indica que pertenece al **5^o periodo**. Se trata del **rubidio (Rb)**.

b) De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund*, la distribución de los electrones en el orbital 5s es:

5s
↑

Como se observa, presenta **un electrón desapareado**.

c) Si cede el electrón del orbital 5s adquiere una configuración electrónica muy estable de gas inerte **[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁶** y se transforma en el ion **Rb⁺**.

d) La electronegatividad de un elemento aumenta en un:

- Grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n .
- Periodo al aumentar el valor del número atómico (carga nuclear efectiva).

El tamaño del Rb ($n = 5$) con más capas electrónicas es mayor que el del Mg y Cl ($n = 3$).

Cl ($Z = 17$) tiene mayor número atómico que Mg ($Z = 12$), por este motivo tiene mayor carga nuclear efectiva. Por tanto, de los tres elementos propuestos, **Cl es el elemento con mayor electronegatividad.**

12.13. Indica justificando brevemente la respuesta, en cada una de las siguientes parejas: Rb-Mg, Mg-Al, B-O, N-O, O-Te; el elemento que tiene:

- Mayor tamaño.
- Mayor energía de ionización.
- Mayor electronegatividad.

(C. Valenciana 2004) (C. Valenciana 2007)

a) El tamaño de un átomo aumenta en un:

- Grupo al aumentar el valor del número cuántico principal n .
- Periodo al disminuir el valor del número atómico y con ello su carga nuclear efectiva.

b) La energía o potencial de ionización de una especie química puede calcularse mediante la expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ es una constante en } \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} \text{ es la carga nuclear efectiva} \\ n \text{ es el número cuántico principal que indica el periodo} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva (Z_{ef}) se calcula, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante.

c) La electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- Grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n .
- Periodo al aumentar el valor del número atómico.

Rb – Mg

El elemento cuyo símbolo es Rb es el rubidio y pertenece al grupo 1 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Kr}] 5s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 37.

El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio y pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12.

- El tamaño del Rb ($n = 5$) con más capas electrónicas **es mayor que el del Mg** ($n = 3$).
- Mg (s^2) y Rb (s^1) tienen similares cargas nucleares efectivas, sin embargo, la **energía de ionización del Mg** ($n = 3$) **es mayor que la del Rb** ($n = 5$) ya que el factor determinante es el valor de n .

- La **electronegatividad del Mg**, con menor número atómico y similar carga efectiva, **es mayor que la del Rb**.

Mg – Al

El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio y pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s². Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12.

El elemento cuyo símbolo es Al es el aluminio y pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s² 3p¹. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13.

Se trata de elementos del mismo periodo por lo que el factor determinante es la carga efectiva que es mayor en el Al que tiene más protones en su núcleo.

- El **tamaño del Mg** con menor carga efectiva (s²) **es mayor que el del Al**.
- Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de n = 3, por lo que este factor no influye a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, Z_{ef} (Al) > Z_{ef} (Mg), ya que el primero tiene más electrones de valencia (s²p¹) que el segundo (s²). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del Al debería ser mayor que la del Mg. Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de I (kJ·mol⁻¹) son, **I_{Mg} (738) > I_{Al} (578)**. Esta anomalía se debe a que el único electrón p¹ del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones s² y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p¹ que para quitar uno de los electrones s² apareados del mismo nivel de energía.
- La **electronegatividad del Al**, con mayor número atómico y mayor carga efectiva, **es mayor que la del Mg**.

B – O

El elemento cuyo símbolo es B es el boro y pertenece al grupo 13 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] 2s² 2p¹. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 5.

El elemento cuyo símbolo es O es el oxígeno y pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] 2s² 2p⁴. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8.

Se trata de elementos del mismo periodo por lo que el factor determinante es la carga efectiva que es mayor en el O que tiene más protones en su núcleo.

- El **tamaño del B** con menor carga efectiva (s²p¹) **es mayor que el del O**.
- La **energía de ionización del O** con mayor carga efectiva (s²p⁴) **es mayor que la del B**.
- La **electronegatividad del O**, con mayor número atómico y mayor carga efectiva, **es mayor que la del B**.

N – O

El elemento cuyo símbolo es N es el nitrógeno y pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2 2p^3$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 7.

El elemento cuyo símbolo es O es el oxígeno y pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2 2p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8.

Se trata de elementos del mismo periodo por lo que el factor determinante es la carga efectiva que es mayor en el O que tiene más protones en su núcleo.

- El **tamaño del N** con menor carga efectiva (s^2p^3) **es mayor que el del O**.
- Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de $n = 2$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, $Z_{ef}(O) > Z_{ef}(N)$, ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^4) que el segundo (s^2p^3). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del O debería ser mayor que la del N. Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de I ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son, I_N (**1402**) $> I_O$ (**1314**). Esta anomalía se debe a que el nitrógeno, de acuerdo con la regla de *Hund*, tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el oxígeno tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

Nitrógeno				Oxígeno			
2s	2p			2s	2p		
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

- La **electronegatividad del O**, con mayor número atómico y mayor carga efectiva, **es mayor que la del N**.

O – Te

El elemento cuyo símbolo es O es el oxígeno y pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2 2p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8.

El elemento cuyo símbolo es Te es el telurio y pertenece al grupo 16 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 52.

Se trata de elementos del mismo grupo, con la misma carga nuclear efectiva, por lo que el factor determinante es el número de capas electrónicas n.

- El **tamaño del Te** ($n = 5$) con más capas electrónicas **es mayor que el del O** ($n = 2$).
- La **energía de ionización del O** ($n = 2$) con menos capas electrónicas y, por tanto, con el electrón más externo más cerca del núcleo **es mayor que la del Te** ($n = 5$).
- La **electronegatividad del O**, con menos capas electrónicas, **es mayor que la del Te**.

Consultando la bibliografía, se obtienen los siguientes valores para los elementos dados:

Elemento	B	N	O	Mg	Al	Rb	Te
r / pm	83	77	75	160	143	248	143
I / kJ·mol ⁻¹	801	1402	1314	738	578	403	869
χ	2,04	3,04	3,44	1,31	1,61	0,82	2,10

12.14. Dados los elementos A ($Z = 19$), B ($Z = 35$) y C ($Z = 38$). Se pide:

- ¿Qué elementos son: nombre, familia y periodo?
- ¿Qué iones más estables formarían cada uno de ellos?
- ¿Cuál de ellos es el más electronegativo?
- ¿Cuál de ellos tendría mayor radio atómico?

(Canarias 2005)

▪ $Z = 19$

a) El elemento cuyo número atómico es 19 tiene la configuración electrónica abreviada **[Ar] 4s¹**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 1** y el valor de $n = 4$ indica que pertenece al **4º periodo**. Se trata del **potasio (K)**.

b) Si cede el electrón del orbital 4s adquiere una configuración electrónica muy estable de gas inerte **[Ne] 3s² 3p⁶** y se transforma en el ion **K⁺**.

▪ $Z = 35$

a) El elemento cuyo número atómico es 35 tiene la configuración electrónica abreviada **[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁵**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 17** y el valor de $n = 4$ indica que pertenece al **4º periodo**. Se trata del **bromo (Br)**.

b) Si capta un electrón completa el subnivel 4p y adquiere una configuración electrónica muy estable de gas inerte **[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁶** y se transforma en el ion **Br⁻**.

▪ $Z = 38$

a) El elemento cuyo número atómico es 38 tiene la configuración electrónica abreviada **[Kr] 5s²**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 2** y el valor de $n = 5$ indica que pertenece al **5º periodo**. Se trata del **estroncio (Sr)**.

b) Si cede los dos electrones del orbital 5s adquiere una configuración electrónica muy estable de gas inerte **[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁶** y se transforma en el ion **Sr²⁺**.

c) La electronegatividad de un elemento aumenta en un:

- Grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n .
- Periodo al aumentar el valor del número atómico (carga nuclear efectiva).

El tamaño del Sr ($n = 5$) con más capas electrónicas es mayor que el del Br y K ($n = 4$).

Br ($Z = 35$) tiene mayor número atómico que K ($Z = 19$), por este motivo tiene mayor carga nuclear efectiva. Por tanto, de los tres elementos propuestos, **Br es el elemento con mayor electronegatividad**.

d) El radio de un átomo aumenta en un:

- Grupo al aumentar el valor del número cuántico principal n .

- Periodo al disminuir el valor del número atómico (carga nuclear efectiva).

El **radio del Sr** ($n = 5$) con más capas electrónicas **es mayor que el del Br y el del K** ($n = 4$).

12.15. Ordena los elementos sodio ($Z = 11$), magnesio ($Z = 12$), fósforo ($Z = 15$) y cloro ($Z = 17$) según el orden creciente de su:

- Electronegatividad.
- Volumen atómico.
- Potencial de ionización.
- Afinidad electrónica.

(Canarias 2006)

- El elemento cuyo número atómico es 11 tiene la configuración electrónica abreviada **[Ne] 3s¹**. Su carga nuclear efectiva aproximada es 1 (coincide con el número de electrones de valencia).
- El elemento cuyo número atómico es 12 tiene la configuración electrónica abreviada **[Ne] 3s²**. Su carga nuclear efectiva aproximada es 2 (coincide con el número de electrones de valencia).
- El elemento cuyo número atómico es 15 tiene la configuración electrónica abreviada **[Ne] 3s² 3p³**. Su carga nuclear efectiva aproximada es 5 (coincide con el número de electrones de valencia).
- El elemento cuyo número atómico es 17 tiene la configuración electrónica abreviada **[Ne] 3s² 3p⁵**. Su carga nuclear efectiva aproximada es 7 (coincide con el número de electrones de valencia).

a) La electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- Grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n .
- Periodo al aumentar el valor del número atómico (carga nuclear efectiva).

Como todos los elementos pertenecen al mismo periodo ($n = 3$), la mayor carga nuclear efectiva determina cuál de ellos tiene mayor electronegatividad:

sodio < magnesio < fósforo < cloro

b) El volumen de un átomo aumenta en un:

- Grupo al aumentar el valor del número cuántico principal n .
- Periodo al disminuir el valor del número atómico (carga nuclear efectiva).

Como todos los elementos pertenecen al mismo periodo ($n = 3$), la mayor carga nuclear efectiva determina cuál de ellos tiene menor volumen:

cloro < fósforo < magnesio < sodio

c) La energía o potencial de ionización de una especie química puede calcularse mediante la expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ es una constante en } \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} \text{ es la carga nuclear efectiva} \\ n \text{ es el número cuántico principal que indica el periodo} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva (Z_{ef}) se calcula, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante.

Como todos los elementos pertenecen al mismo periodo ($n = 3$), la mayor carga nuclear efectiva determina cuál de ellos tiene mayor potencial de ionización:

sodio < magnesio < fósforo < cloro

d) La afinidad electrónica de un átomo varía de la misma forma que el potencial de ionización.

Como todos los elementos pertenecen al mismo periodo ($n = 3$), la mayor carga nuclear efectiva determina cuál de ellos tiene mayor afinidad electrónica:

sodio < magnesio < fósforo < cloro

12.16. Las energías de ionización medidas experimentalmente de algunos elementos aparecen en la siguiente tabla:

<u>Elemento</u>	<u>1ª $EI_{experimental}$ (eV)</u>	<u>1ª $EI_{calculada}$ (eV)</u>
H	13,6	
He	24,6	
Li	5,4	
Be	9,3	
B	8,3	
C	11,3	
N	14,5	
O	13,6	
F	17,4	
Ne	21,5	
Na	5,2	
K	4,3	
Rb	4,2	
Cs	3,9	

Asumiendo que el modelo atómico de Bohr es aplicable a todos los átomos, podríamos calcular la energía asociada a cada una de las capas mediante la ecuación $E = -13,6 Z^2/n^2$ (eV).

a) De acuerdo con los datos experimentales indique cómo varía la primera energía de ionización en el segundo periodo y en el grupo 1. Señale las excepciones que observa a las reglas generales y sugiera sus posibles causas.

b) Calcule, de acuerdo con el modelo atómico de Bohr, las primeras energías de ionización de los elementos que aparecen en la tabla. Inserte los resultados en la columna correspondiente.

c) Analice cuáles son las diferencias y coherencias entre resultados experimentales y calculados para el segundo periodo y el grupo 1.

d) Discuta (con argumentos) sobre la validez del modelo atómico de Bohr de acuerdo con los datos anteriores.

(Murcia 2006)

a) La energía o potencial de ionización de una especie química puede calcularse mediante la expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ es una constante en } \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} \text{ es la carga nuclear efectiva} \\ n \text{ es el número cuántico principal que indica el periodo} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva (Z_{ef}) se calcula, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante.

De acuerdo con esto último, **dentro de un periodo del sistema periódico la energía de ionización aumenta al aumentar en número atómico Z** . No obstante, se registran un par de anomalías:

▪ **Be-B**

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de $n = 2$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, $Z_{\text{ef}}(\text{B}) > Z_{\text{ef}}(\text{Be})$, ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^1) que el segundo (s^2). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del B debería ser mayor que la del Be. Sin embargo, según el enunciado, los valores de I (eV) son, $I_{\text{Be}}(9,3) > I_{\text{B}}(8,3)$. Esta anomalía se debe a que el único electrón p^1 del boro se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía.

▪ **N-O**

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de $n = 2$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, $Z_{\text{ef}}(\text{O}) > Z_{\text{ef}}(\text{N})$, ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^4) que el segundo (s^2p^3). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del O debería ser mayor que la del N. Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de I (eV) son, $I_{\text{N}}(14,5) > I_{\text{O}}(13,6)$. Esta anomalía se debe a que el nitrógeno, de acuerdo con la regla de *Hund*, tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el oxígeno tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

Nitrógeno				Oxígeno			
2s	2p			2s	2p		
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

b) Considerando aplicable el modelo de *Bohr* a los elementos dados, los valores para la energía de ionización (eV) se pueden calcular mediante la expresión anterior:

▪ Periodo 1

$$I_{\text{H}} = 13,6 \frac{1^2}{1^2} = \mathbf{13,6 \text{ eV}} \quad I_{\text{He}} = 13,6 \frac{2^2}{1^2} = \mathbf{66,4 \text{ eV}}$$

▪ Periodo 2

$$I_{\text{Li}} = 13,6 \frac{1^2}{2^2} = \mathbf{3,4 \text{ eV}} \quad I_{\text{Be}} = 13,6 \frac{2^2}{2^2} = \mathbf{13,6 \text{ eV}} \quad I_{\text{B}} = 13,6 \frac{3^2}{2^2} = \mathbf{30,6 \text{ eV}} \quad I_{\text{C}} = 13,6 \frac{4^2}{2^2} = \mathbf{54,4 \text{ eV}}$$

$$I_{\text{N}} = 13,6 \frac{5^2}{2^2} = \mathbf{85,0 \text{ eV}} \quad I_{\text{O}} = 13,6 \frac{6^2}{2^2} = \mathbf{122,4 \text{ eV}} \quad I_{\text{F}} = 13,6 \frac{7^2}{2^2} = \mathbf{166,6 \text{ eV}} \quad I_{\text{Ne}} = 13,6 \frac{8^2}{2^2} = \mathbf{217,6 \text{ eV}}$$

▪ Grupo 1

$$I_{\text{Na}} = 13,6 \frac{1^2}{3^2} = \mathbf{1,5 \text{ eV}} \quad I_{\text{K}} = 13,6 \frac{1^2}{4^2} = \mathbf{0,8 \text{ eV}} \quad I_{\text{Rb}} = 13,6 \frac{1^2}{5^2} = \mathbf{0,5 \text{ eV}} \quad I_{\text{Cs}} = 13,6 \frac{1^2}{6^2} = \mathbf{0,4 \text{ eV}}$$

c-d) Los valores calculados obtenidos son coherentes respecto a la variación dentro de un:

- periodo, aumentan al aumentar Z_{ef} (excepto las anomalías vistas en el apartado a)
- grupo, disminuyen al aumentar el valor de n

Sin embargo, los valores numéricos calculados difieren notablemente de los valores experimentales. Esto quiere decir que el modelo de *Bohr* no es aplicable a los elementos en las condiciones dadas. Además, no se están utilizando las cargas nucleares efectivas rigurosas que se debería calcular mediante las reglas de *Slater*.

12.17. Escribe las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos indicando, en cada caso, el grupo del sistema periódico al que pertenecen: Número atómico (Z) = 16, 19, 31, 35 y 56.

(Preselección C. Valenciana 2006)

- El elemento cuyo número atómico es 16 tiene la configuración electrónica abreviada **[Ne] 3s² 3p⁴** y la suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 16** (el 3^{er} periodo no presenta electrones d).
- El elemento cuyo número atómico es 19 tiene la configuración electrónica abreviada **[Ar] 4s¹** y la suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 1**.
- El elemento cuyo número atómico es 31 tiene la configuración electrónica abreviada **[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p¹** y la suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 13**.
- El elemento cuyo número atómico es 35 tiene la configuración electrónica abreviada **[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁵** y la suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 17**.
- El elemento cuyo número atómico es 56 tiene la configuración electrónica abreviada **[Xe] 6s²** y la suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 2**.

12.18. Ordena los siguientes elementos en orden creciente a su radio atómico, justificando la respuesta: Mg, K, Ne, Rb, Ca, Cs, Ar, P, Cl.

(Preselección C. Valenciana 2006)

El radio de un átomo aumenta en un:

- Grupo al aumentar el valor del número cuántico principal n .
- Periodo al disminuir el valor del número atómico y con ello su carga nuclear efectiva.

El menor radio de todos le corresponde a Ne ($n = 2$):

Ne pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2 2p^6$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.

A continuación, los elementos del 3^{er} periodo ($n = 3$) ordenados de menor a mayor tamaño (mayor a menor Z): Ar (18), Cl (17), P (15) y Mg (12).

Ar pertenece al grupo 18 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2 3p^6$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 18.

Cl pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2 3p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17.

P pertenece al grupo 15 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2 3p^3$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 15.

Mg pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12.

Le siguen los elementos del 4^o periodo ($n = 4$) ordenados de menor a mayor tamaño (mayor a menor Z): Ca (20) y K (19).

Ca pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] $4s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 20.

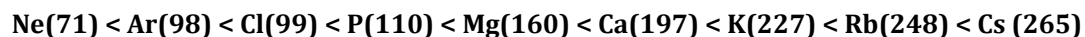
K pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] $4s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19.

Finalmente, quedan los elementos del 5^o periodo, Rb y del 6^o periodo, Cs.

Rb pertenece al grupo 1 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Kr] $5s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 37.

Cs pertenece al grupo 1 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Xe] $6s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 55.

Consultando la bibliografía, los valores del radio (pm) son:



12.19. De las siguientes parejas de elementos, **justifica** cuál tiene mayor I_1 :

a) Mg-Al b) P-S c) K-Se d) Ca-Rb

(Preselección C. Valenciana 2006)

La energía o potencial de ionización de una especie química puede calcularse mediante la expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ es una constante en } \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} \text{ es la carga nuclear efectiva} \\ n \text{ es el número cuántico principal que indica el periodo} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva (Z_{ef}) se calcula, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante.

a) Mg - Al

El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio y pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12.

El elemento cuyo símbolo es Al es el aluminio y pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de $n = 2$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, $Z_{\text{ef}}(\text{Al}) > Z_{\text{ef}}(\text{Mg})$, ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^1) que el segundo (s^2). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del Al debería ser mayor que la del Mg. Sin embargo, según el enunciado, los valores de I ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son, $I_{\text{Mg}} (738) > I_{\text{Al}} (578)$. Esta anomalía se debe a que el único electrón p^1 del boro se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía.

b) P - S

El elemento cuyo símbolo es P es el fósforo y pertenece al grupo 15 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 15.

El elemento cuyo símbolo es S es el azufre y pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de $n = 2$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, $Z_{\text{ef}}(\text{S}) > Z_{\text{ef}}(\text{P})$, ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^4) que el segundo (s^2p^3). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del S debería ser mayor que la del P. Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de I ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son, $I_{\text{P}} (1012) > I_{\text{S}} (1000)$. Esta anomalía se debe a que el nitrógeno,

de acuerdo con la regla de *Hund*, tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el oxígeno tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

Fósforo				Azufre			
3s	3p			3s	3p		
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

c) K - Se

El elemento cuyo símbolo es K es el potasio y pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19.

El elemento cuyo símbolo es Se es el selenio y pertenece al grupo 16 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 34.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que al tener el mismo valor de n este factor no influye, sin embargo, la carga efectiva, Z_{ef} , del Se (s^2p^4) es mucho mayor que la del K (s^1). Por tanto, la **energía de ionización del Se es mayor que la del K**.

Consultando la bibliografía, los valores de I ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son, $I_{\text{Se}} (941) > I_{\text{K}} (419)$.

d) Ca - Rb

El elemento cuyo símbolo es Ca es el calcio y pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 20.

El elemento cuyo símbolo es Rb es el rubidio y pertenece al grupo 1 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Kr}] 5s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 37.

Ambos elementos tienen similar valor de la carga efectiva, Z_{ef} , ya que se encuentran en grupos contiguos, sin embargo, el valor de n es mayor para Rb ($n = 5$) que para Ca ($n = 4$). Por tanto, la **energía de ionización del Ca es mayor que la del Cs**.

Consultando la bibliografía, los valores de I ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son, $I_{\text{Ca}} (590) > I_{\text{Cs}} (376)$.

12.20. De las especies siguientes: F^- ; Ca^{2+} ; Fe^{2+} y S ; indica las que son paramagnéticas.

(Datos. Números atómicos: $\text{F} = 9$; $\text{Ca} = 40$; $\text{Fe} = 26$; $\text{S} = 16$)

(C. Valenciana 2006)

Una especie química es paramagnética si presenta electrones desapareados.

▪ El elemento cuyo símbolo es F y número atómico 9 es el **flúor** cuya configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 17** (este periodo no tiene electrones d) y el valor de $n = 2$ que es un elemento del **2º periodo**. La configuración electrónica del ion F^- es **$[\text{He}] 2s^2 2p^6$** ya que gana un electrón en su capa más externa. De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund*, la distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p es:

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, la especie F^- no presenta electrones desapareados, por tanto, **no es una especie paramagnética**.

▪ El elemento cuyo símbolo es Ca y número atómico 20 es el **calcio** cuya configuración electrónica abreviada es $[Ar] 4s^2$. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 2** y el valor de $n = 4$ que es un elemento del **4º periodo**. La configuración electrónica del ion Ca^{2+} es $[Ne] 3s^2 3p^6$ ya que pierde dos electrones de su capa más externa. De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund*, la distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, la especie Ca^{2+} no presenta electrones desapareados, por tanto, **no es una especie paramagnética**.

▪ El elemento cuyo símbolo es Fe y número atómico 26 es el **hierro** cuya configuración electrónica abreviada es $[Ar] 4s^2 3d^6$. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 8** y el valor de $n = 4$ que es un elemento del **4º periodo**. La configuración electrónica del ion Fe^{2+} es $[Ar] 3d^6$ ya que pierde los dos electrones del orbital más externo (4s). De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund*, la distribución de los electrones en los orbitales 3d es:

4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se observa, la especie Fe^{2+} presenta cuatro electrones desapareados, por tanto, **sí es una especie paramagnética**.

▪ El elemento cuyo símbolo es S y número atómico 16 es el **azufre** cuya configuración electrónica abreviada es $[Ne] 3s^2 3p^4$. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 16** (este periodo no tiene electrones d) y el valor de $n = 3$ que es un elemento del **3º periodo**.

De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund*, la distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, la especie **S** presenta dos electrones desapareados, por tanto, **sí es una especie paramagnética**.

12.21. El catión sodio y el neón son isoelectrónicos. Para extraer un electrón a un átomo de neón se necesitan $2081 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Para extraer un electrón a un catión sodio se necesitan $4562 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Justifica estos valores. ¿Por qué no son iguales estos valores?

(C. Valenciana 2006)

▪ El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ne] 3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su

número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na^+ es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede un electrón de su capa más externa.

▪ El elemento neón pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.

La energía o potencial de ionización de una especie química puede calcularse mediante la expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ es una constante en } \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} \text{ es la carga nuclear efectiva} \\ n \text{ es el número cuántico principal que indica el periodo} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva (Z_{ef}) se calcula, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante.

Por tratarse de especies isoelectrónicas, ambas tienen la misma constante de apantallamiento σ , sin embargo, la carga nuclear efectiva, Z_{ef} es mayor en el ion sodio que tiene mayor número atómico Z .

Para ambas especies $n = 2$, pero como $Z_{\text{ef}}(\text{Na}^+) > Z_{\text{ef}}(\text{Ne})$, se tiene que:

$$I_{\text{Na}^+} (4562 \text{ kJ}) > I_{\text{Ne}} (2081 \text{ kJ})$$

El que ambos valores no sean iguales es debido a que aunque el número de electrones que ejercen efecto pantalla entre el núcleo y el electrón más externo es el mismo, **los núcleos de las dos especies químicas son diferentes.**

12.22. Elige, en cada par de elementos, aquel que tiene un mayor valor de la primera energía de ionización. Justifica la respuesta.

a) H-He b) O-Se c) Li-Be d) P-S e) He-Ne

(Preselección C. Valenciana 2007)

La energía o potencial de ionización de una especie química puede calcularse mediante la expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ es una constante en } \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} \text{ es la carga nuclear efectiva} \\ n \text{ es el número cuántico principal que indica el periodo} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva (Z_{ef}) se calcula, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante.

a) H – He

El elemento cuyo símbolo es H es el hidrógeno y pertenece al grupo 1 y periodo 1 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica es $1s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 1.

El elemento cuyo símbolo es He es el helio y pertenece al grupo 18 y periodo 1 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica es $1s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 2.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que al tener el mismo valor de n este factor no influye, sin embargo, la carga efectiva, Z_{ef} , del He (s^2) es mayor que la del H (s^1). Por tanto, la **energía de ionización del He es mayor que la del H**.

Consultando la bibliografía, los valores de I ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son, $I_{\text{He}} (2372) > I_{\text{H}} (1312)$.

b) O – Se

Ambos elementos pertenecen al grupo 16 por lo que su configuración electrónica externa es $ns^2 np^4$ lo que determina que tengan la misma carga nuclear efectiva. Sin embargo, se diferencian en el valor de n , es decir, el periodo al que pertenecen, así para el O ($n = 2$) y para el Se ($n = 4$). Por tanto, la **energía de ionización del O es mayor que la del Se**.

Consultando la bibliografía, los valores de I ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son, $I_{\text{O}} (1314) > I_{\text{Se}} (941)$.

c) Li – Be

El elemento cuyo símbolo es Li es el litio y pertenece al grupo 1 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 3.

El elemento cuyo símbolo es Be es el berilio y pertenece al grupo 2 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 4.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que al tener el mismo valor de n este factor no influye, sin embargo, la carga efectiva, Z_{ef} , del Be (s^2) es mayor que la del Li (s^1). Por tanto, la **energía de ionización del Be es mayor que la del Li**.

Consultando la bibliografía, los valores de I ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son, $I_{\text{Be}} (900) > I_{\text{Li}} (520)$.

d) P – S

El elemento cuyo símbolo es P es el fósforo y pertenece al grupo 15 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 15.

El elemento cuyo símbolo es S es el azufre y pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de $n = 2$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, $Z_{ef}(\text{S}) > Z_{ef}(\text{P})$, ya que el primero tiene más electrones de valencia (s^2p^4) que el segundo (s^2p^3). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de

ionización del S debería ser mayor que la del P. Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de I ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son, I_P (**1012**) > I_S (**1000**). Esta anomalía se debe a que el nitrógeno, de acuerdo con la regla de *Hund*, tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el oxígeno tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

Fósforo				Azufre			
3s	3p			3s	3p		
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

e) He - Ne

Ambos elementos pertenecen al grupo 18 por lo que sus configuraciones electrónicas respectivas son $1s^2$ para el He y $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ para el Ne, lo que determina que tengan, aproximadamente, la misma carga nuclear efectiva. Sin embargo, se diferencian en el valor de n , es decir, el periodo al que pertenecen, así para el He ($n = 1$) y para el Ne ($n = 2$). Por tanto, la **energía de ionización del He es mayor que la del Ne**.

Consultando la bibliografía, los valores de I ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son, I_{He} (2372) > I_{Ne} (2081).

12.23. Ordena los elementos o iones en cada uno de los siguientes grupos en orden decreciente de su de radio atómico o iónico. Justifica la respuesta.

a) S, Cl, Si

b) Co, Ti, Cr

c) Zn, Hg, Cd

d) Mg^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+}

e) S^{2-} , Cl^- , P^{3-}

(Preselección C. Valenciana 2007)

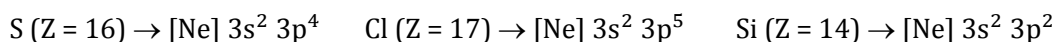
El radio de una especie química aumenta en un:

- Grupo al aumentar el valor del número cuántico principal n .
- Periodo al disminuir el valor del número atómico y con ello su carga nuclear efectiva.

a) S, Cl y Si

Los tres elementos pertenecen 3^{er} periodo ($n = 3$) por lo que el factor determinante del tamaño viene dado por su carga nuclear efectiva que depende de su número atómico.

Las configuraciones electrónicas abreviadas y números atómicos son, respectivamente:

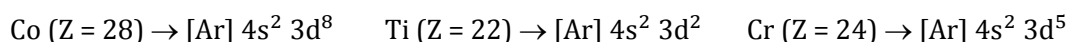


Por tanto, el orden creciente de radios es **Cl < S < Si**.

b) Co, Ti y Cr

Los tres elementos pertenecen 4^{er} periodo ($n = 4$) por lo que el factor determinante del tamaño viene dado por su carga nuclear efectiva que depende de su número atómico.

Las configuraciones electrónicas abreviadas y números atómicos son, respectivamente:

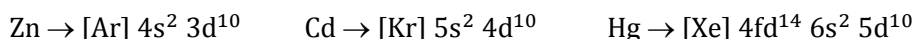


Por tanto, el orden creciente de radios es **Co < Cr < Ti**.

c) Zn, Cd y Hg

Los tres elementos pertenecen al grupo 12, lo que hace que tengan la misma carga nuclear efectiva, por lo que el factor determinante del tamaño viene dado por el valor del número n que indica el periodo al que pertenecen.

Las configuraciones electrónicas abreviadas son, respectivamente:

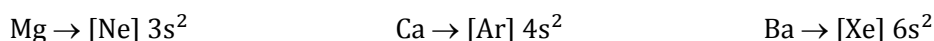


Por tanto, el orden creciente de radios es **Zn ($n = 4$) < Cd ($n = 5$) < Hg ($n = 6$).**

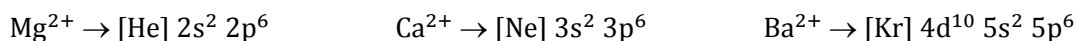
d) Mg²⁺, Ca²⁺ y Ba²⁺

Los tres elementos pertenecen al grupo 2 lo que hace que tengan la misma carga nuclear efectiva, por lo que el factor determinante del tamaño viene dado por el valor del número n que indica el periodo al que pertenecen.

Las configuraciones electrónicas abreviadas son, respectivamente:



Si pierden los dos electrones externos, los tres quedan con la configuración electrónica del gas inerte más próximo, así pues:

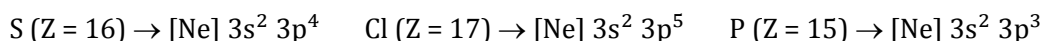


Por tanto, el orden creciente de radios (pm) es **Mg²⁺ (72) < Ca²⁺ (100) < Ba²⁺ (135).**

e) S²⁻, Cl⁻ y P³⁻

Los tres elementos pertenecen 3^{er} periodo ($n = 3$) por lo que el factor determinante del tamaño viene dado por su carga nuclear efectiva que depende de su número atómico.

Las configuraciones electrónicas abreviadas y números atómicos son, respectivamente:



Si captan dos, uno y tres electrones, respectivamente, adquieren la configuración electrónica del gas inerte más próximo, así pues:



Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan **isoelectrónicas**, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico.

Por tanto, el orden creciente de radios (pm) es **Cl⁻ (181) < S²⁻ (184) < P³⁻ (212).**

12.24. Razona si los iones F^- y Na^+ son isoelectrónicos. En caso afirmativo, razonar cuál de las dos especies tendría mayor tamaño.

(Canarias 2008) (Canarias 2011)

El F tiene una configuración electrónica $[\text{He}] 2s^2 2p^5$, mientras que el Na tiene como configuración electrónica $[\text{Ne}] 3s^1$. Cuando se forma el ion fluoruro (F^-) gana un electrón

quedando con la configuración $[\text{He}] 2s^2 2p^6$, mientras que el ion Na^+ pierde un electrón y queda con la misma configuración. Luego se puede concluir que **sí son isoelectrónicos**. Para ver cuál es el de mayor tamaño se debe tener en cuenta que ambos iones tienen el mismo número de electrones, pero el ion F^- tiene 9 protones, mientras que el ion Na^+ tiene 11 protones. Además al alojar un electrón en la última capa en el ion F^- los electrones tienden a repelerse (son de la misma carga), por todo ello, al tener menos protones y más electrones el ion F^- **tendrá mayor tamaño**.

(El enunciado propuesto en 2011 es similar).

12.25. Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su radio atómico, justificando la respuesta: K, Al, Ca, Ar, Ba, Ne, S y Mg.

(Preselección C. Valenciana 2008)

El radio de un átomo aumenta en un:

- Grupo al aumentar el valor del número cuántico principal n .
- Periodo al disminuir el valor del número atómico y con ello su carga nuclear efectiva.

El menor radio de todos le corresponde a Ne ($n = 2$):

Ne pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.

A continuación, los elementos del 3^{er} periodo ($n = 3$) ordenados de menor a mayor tamaño (mayor a menor Z): Ar (18), S (16), Al (13) y Mg (12).

Ar pertenece al grupo 18 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 18.

S pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16.

Al pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13.

Mg pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12.

Le siguen los elementos del 4^o periodo ($n = 4$) ordenados de menor a mayor tamaño (mayor a menor Z): Ca (20) y K (19).

Ca pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 20.

K pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19.

Finalmente, queda un elemento del 6º periodo, Ba.

Ba pertenece al grupo 2 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Xe}] 6s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 56.

Como $Z_{\text{ef}}(\text{Ba}) > Z_{\text{ef}}(\text{K})$, este factor determina que aunque el Ba tenga más capas electrónicas ($n = 6$), el valor de su radio sea algo menor que el del K.

Consultando la bibliografía, los radios (pm) son:



12.26. Ordena, justificando la respuesta, las siguientes especies químicas de menor a mayor energía necesaria para arrancar un electrón: Ne, O, Na, F y Mg^{2+} .

(Preselección C. Valenciana 2008)

La energía o potencial de ionización de una especie química puede calcularse mediante la expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ es una constante en } \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} \text{ es la carga nuclear efectiva} \\ n \text{ es el número cuántico principal que indica el periodo} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva (Z_{ef}) se calcula, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante.

Para los especies dadas se puede plantear la siguiente tabla:

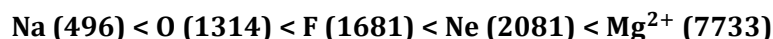
Elemento	O	F	Ne	Na	Mg^{2+}
Z	8	9	10	11	12
estructura electrónica	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	6	7	8	1	> 8
n	2	2	2	3	2

De los elementos dados, el que presenta menor energía de ionización es el que tenga menor valor de Z_{ef} y mayor valor de n, el Na ($Z_{\text{ef}} = 1$) elemento del 3º periodo del sistema periódico ($n = 3$) por lo que tiene la menor energía de ionización de todos ellos.

Le siguen los elementos del 2º periodo ($n = 2$), O ($Z_{\text{ef}} = 6$), F ($Z_{\text{ef}} = 7$) y Ne ($Z_{\text{ef}} = 8$).

Finalmente, Mg^{2+} ($Z_{\text{ef}} > 8$) ya que ha perdido los dos electrones de su capa más externa y tiene carga máxima.

Por tanto, las especies ordenadas de menor a mayor energía de ionización ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son:



12.27. El electrón más externo del átomo, en estado fundamental, de cierto elemento tiene los números cuánticos $n = 3$, $l = 2$, $m_l = 2$, $m_s = \frac{1}{2}$. Suponiendo que no hay otro electrón con la misma energía, indica, justificando la respuesta:

a) ¿Cuál es el número atómico, Z , de dicho elemento?

b) Grupo y bloque al que pertenece.

c) Símbolo de dicho elemento.

(C. Valenciana 2008)

a) Teniendo en cuenta que los valores de los números cuánticos indican:

$$n = 3 \rightarrow 3^{\text{er}} \text{ nivel de energía o periodo}$$

$$l = 2 \rightarrow \text{subnivel de energía d}$$

este subnivel de energía 3d está degenerado, pero como dice que no existe otro electrón con la misma energía quiere decir que sólo hay un electrón en los orbitales 3d. De acuerdo con esto, la estructura electrónica abreviada del elemento en su estado fundamental es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$. Como se trata de un átomo en su estado fundamental, su número atómico, Z , viene dado por su número de electrones (protones) que es $18 (\text{Ar}) + 2 (4s) + 1 (3d) = 21$.

b) La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 3**, el valor de $n = 4$ que es un elemento del 4º periodo y el que tenga electrones d que pertenece al bloque de los **metales de transición**.

c) El grupo 3 del sistema periódico está integrado por los elementos:

Sc	Y	La	Ac
Escandio	Itrio	Lantano	Actinio
(n = 4)	(n = 5)	(n = 6)	(n = 6)

el valor de $n = 4$ indica que se trata del escandio, de símbolo **Sc**.

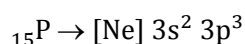
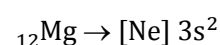
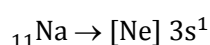
12.28. Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su electronegatividad, justificando la respuesta: Cl ($Z = 17$), Mg ($Z = 12$), F ($Z = 9$), Si ($Z = 14$), Na ($Z = 11$), P ($Z = 15$).

(C. Valenciana 2008)

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, I , y de la afinidad electrónica, AE , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

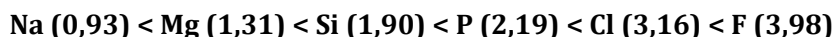
- Grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n .
- Periodo al aumentar el valor del número atómico.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



- El F es el único elemento que pertenece al 2º periodo ($n = 2$) y además tiene siete electrones de valencia y por ello mayor carga efectiva, lo que hace que tenga la máxima electronegatividad del sistema periódico.
- El resto de los elementos pertenecen al 3º periodo ($n = 3$) por lo que su electronegatividad aumenta con el número atómico, es decir, con el número de electrones de valencia y carga efectiva: Na, Mg, Si, P y Cl.

Consultando la bibliografía, se obtienen los siguientes valores de χ (escala de Pauling):



12.29. Cierta elemento del tercer periodo tiene las siguientes energías de ionización sucesivas ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$):

$$I_1 = 786,5 \quad I_2 = 1577 \quad I_3 = 3232 \quad I_4 = 4356 \quad I_5 = 16090.$$

Identifica dicho elemento justificando la respuesta.

(C. Valenciana 2008)

Suponiendo que la energía de ionización, I , es proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} , y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de $Z_{\text{ef}} = 1, 2, 3, \dots$ determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación $I/Z_{\text{ef}} \approx \text{cte}$.

En este caso:

$$I_1 = \frac{786,5}{1} = 786,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \quad I_2 = \frac{1577}{2} = 788,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \quad I_3 = \frac{3232}{3} = 1077,3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$I_4 = \frac{4356}{4} = 1089 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \quad I_5 = \frac{16090}{5} = 3218 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Teniendo en cuenta que se trata de un elemento del 3º periodo, su configuración electrónica debería ser: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^x 3p^y$, siendo x e y el número de electrones en la capa más externa.

Los dos primeros valores, $I_1 \approx I_2$, indican que los dos primeros electrones están situados en orbitales $3p$.

Los dos valores siguientes, $I_3 \approx I_4$, mayores que los anteriores, indican que los dos siguientes electrones están situados en el orbital anterior, $3s$.

Finalmente, el siguiente valor, I_5 mucho mayor que los anteriores, indica que el siguiente electrón está situado en la capa anterior, en el orbital $2p$.

El elemento cuya configuración electrónica externa es $3s^2 3p^2$ está situado en el grupo 14 integrado por los elementos:

Carbono ($n = 2$)	Silicio ($n = 3$)	Germanio ($n = 4$)	Estaño ($n = 5$)	Plomo ($n = 6$)
------------------------	---	-------------------------	-----------------------	----------------------

el valor de $n = 3$ indica que se trata del **silicio**.

12.30. Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su radio atómico, justificando la respuesta: F, Sn, Br, O, He, Rb, Ne, As.

(Preselección C. Valenciana 2009)

El radio de un átomo aumenta en un:

- Grupo al aumentar el valor del número cuántico principal n .
- Periodo al disminuir el valor del número atómico y con ello su carga nuclear efectiva.

El menor radio de todos le corresponde a He ($n = 1$):

He pertenece al grupo 18 y periodo 1 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica es $1s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 2.

A continuación, los elementos del 2º periodo ($n = 2$) ordenados de menor a mayor tamaño (mayor a menor Z): Ne (10), F (9) y O (8).

Ne pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.

F pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9.

O pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8.

A continuación, los elementos del 4º periodo ($n = 4$) ordenados de menor a mayor tamaño (mayor a menor Z): Br (35) y As (33).

Br pertenece al grupo 17 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 35.

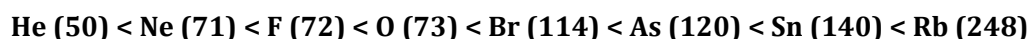
As pertenece al grupo 15 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 33.

Le siguen los elementos del 5º periodo ($n = 5$) ordenados de menor a mayor tamaño (mayor a menor Z): Sn (50) y Rb (37).

Sn pertenece al grupo 14 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 50.

Rb pertenece al grupo 1 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Kr}] 5s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 37.

Consultando la bibliografía, los radios (pm) son:



12.31. Ordena, justificando la respuesta, las siguientes especies químicas de menor a mayor energía para arrancar un electrón: Ge, O, Ca, Si, Rb, Ne, N.

(Preselección C. Valenciana 2009)

La energía o potencial de ionización de una especie química puede calcularse mediante la expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ es una constante en } \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} \text{ es la carga nuclear efectiva} \\ n \text{ es el número cuántico principal que indica el periodo} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva (Z_{ef}) se calcula, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante.

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	O	Ne	Si	Ca	Ge	Rb
Z	7	8	10	14	20	32	37
estructura electrónica	[He] 2s ² 2p ³	[He] 2s ² 2p ⁴	[He] 2s ² 2p ⁶	[Ne] 3s ² 3p ²	[Ar] 4s ²	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ²	[Kr] 5s ¹
Z _{ef} (aprox.)	6	6	8	4	2	4	1
n	2	2	2	3	4	4	5

De los elementos dados, el que presenta menor energía de ionización es el que tenga menor valor de Z_{ef} y mayor valor de n , el Rb ($Z_{\text{ef}} = 1$) elemento del 5º periodo del sistema periódico ($n = 5$) por lo que tiene la menor energía de ionización de todos ellos.

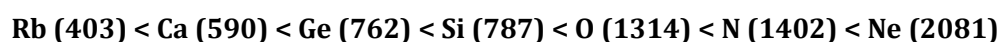
Le siguen los elementos del 4º periodo ($n = 4$), Ca ($Z_{\text{ef}} = 2$) y Ge ($Z_{\text{ef}} = 4$).

A continuación, el elemento del 3º periodo ($n = 3$), Si ($Z_{\text{ef}} = 4$).

Finalmente, los elementos del 2º periodo ($n = 2$), N ($Z_{\text{ef}} = 5$), O ($Z_{\text{ef}} = 6$) y Ne ($Z_{\text{ef}} = 8$) que es el que posee el valor más alto de la energía de ionización para los elementos dados.

En el caso de la pareja N-O, la energía de ionización del O debería ser mayor que la del N. Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de I ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son, $I_{\text{N}} (1402) > I_{\text{O}} (1314)$. Esta anomalía se debe a que el nitrógeno, de acuerdo con la regla de *Hund*, tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el oxígeno tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

Por tanto, las especies ordenadas de menor a mayor energía de ionización (kJ/mol) son:



12.32. Ordena los siguientes iones en orden creciente de su radio iónico, justificando la respuesta: Cl^- , P^{3-} , Ca^{2+} , S^{2-} , K^+ .

(Preselección C. Valenciana 2010) (Preselección C. Valenciana 2011)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

▪ El elemento cuyo símbolo es Cl es el cloro y pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17.

La configuración electrónica del ion Cl^- es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que capta un electrón en su capa más externa.

▪ El elemento cuyo símbolo es P es el fósforo y pertenece al grupo 15 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 15.

La configuración electrónica del ion P^{3-} es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que capta tres electrones en su capa más externa.

▪ El elemento cuyo símbolo es Ca es el calcio y pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 20.

La configuración electrónica del ion Ca^{2+} es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que cede dos electrones de su capa más externa.

▪ El elemento cuyo símbolo es S es el azufre y pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16.

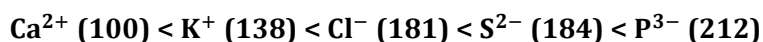
La configuración electrónica del ion S^{2-} es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que capta dos electrones en su capa más externa.

▪ El elemento cuyo símbolo es K es el potasio y pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19.

La configuración electrónica del ion K^+ es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que cede un electrón de su capa más externa.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan **isoelectrónicas**, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico.

Las especies iónicas ordenadas por tamaño creciente (pm) son:



12.33. Ordena, justificando la respuesta, las siguientes especies químicas de menor a mayor energía para arrancar un electrón: O, Ne, Li^+ , F, Be^{2+} .

(Preselección C. Valenciana 2010)

La energía o potencial de ionización de una especie química puede calcularse mediante la expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ es una constante en } \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} \text{ es la carga nuclear efectiva} \\ n \text{ es el número cuántico principal que indica el periodo} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva (Z_{ef}) se calcula, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante.

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li^+	Be^{2+}	O	F	Ne
Z	3	4	8	9	10
estructura electrónica	$1s^2$	$1s^2$	$[He] 2s^2 2p^4$	$[He] 2s^2 2p^5$	$[He] 2s^2 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	> 2	>> 2	6	7	8
n	1	1	2	2	2

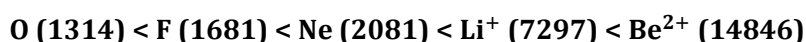
De las especies dadas, la que presenta menor energía de ionización es la que tenga menor valor de Z_{ef} y mayor valor de n , el O ($Z_{ef} = 6$) elemento del 2º periodo del sistema periódico ($n = 2$) por lo que tiene la menor energía de ionización de todos ellos.

Le siguen los elementos del 2º periodo ($n = 2$), F ($Z_{ef} = 7$) y Ne ($Z_{ef} = 8$).

A continuación, el ion Li^+ ($n = 1$), y un Z_{ef} muy elevado por tratarse de un ion.

Finalmente, el ion Be^{2+} ($n = 1$), y un Z_{ef} bastante mayor que el del Li^+ , es la especie que posee el valor más alto de la energía de ionización de todas las especies dadas.

Por tanto, las especies ordenadas de menor a mayor energía de ionización ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son:



12.34. Dados los elementos A ($Z = 6$), B ($Z = 9$) y C ($Z = 19$) y sin necesidad de tener que identificarlos, se pide:

- El número de electrones de valencia de cada uno.
- Indicar cuáles son metales y cuáles no metales.
- La fórmula de los compuestos que B puede formar con todos los demás, indicando cuáles son iónicos y cuáles covalentes.
- El elemento que presentará mayor afinidad electrónica.
- El elemento menos electronegativo.

(Canarias 2011)

▪ $Z = 6$

a) El elemento cuyo número atómico es 6 tiene la configuración electrónica abreviada $[He] 2s^2 2p^2$. Tiene **cuatro electrones de valencia**.

b) Forma enlaces covalentes compartiendo cuatro electrones con otros átomos, se trata de un **no metal**.

▪ $Z = 9$

a) El elemento cuyo número atómico es 9 tiene la configuración electrónica abreviada [He] $2s^2 2p^5$. Tiene **siete electrones de valencia**.

b) Tiende a captar (formando un enlace iónico) o a compartir un electrón con otro átomo (formando un enlace covalente), se trata de un **no metal**.

▪ $Z = 19$

a) El elemento cuyo número atómico es 19 tiene la configuración electrónica abreviada [Ar] $4s^1$. Tiene **un electrón de valencia**.

b) Tiende a ceder un electrón a otro átomo formando un enlace iónico, se trata de un **metal**.

c) La **fórmula** más probable para la combinación de B con A es **AB₅**, ya que A comparte cuatro electrones mientras que B solo uno para conseguir ambos una estructura electrónica muy estable de gas inerte. Al tratarse de elementos que no tienden a ceder electrones el enlace es predominantemente **covalente**.

La **fórmula** más probable para la combinación de B con C es **CB**, ya que C cede un electrón mientras que B lo capta para conseguir ambos una estructura electrónica muy estable de gas inerte. Al tratarse de elementos uno de los cuales tiende a ceder electrones y el otro a captarlos el enlace es predominantemente **iónico**.

d) De los tres elementos propuestos el que presenta **mayor afinidad electrónica** es del número atómico **Z = 9** ya que tiene siete electrones de valencia y tiene una elevada tendencia a completar su capa de valencia captando o compartiendo un único electrón.

e) De los tres elementos propuestos el que presenta **menor electronegatividad** es del número atómico **Z = 19** ya que tiene un único electrón de valencia y tiene una elevada tendencia a cederlo para dejar su capa anterior completa.

12.35. Ordena, justificando la respuesta, las siguientes especies químicas de menor a mayor energía para arrancar un electrón: S, Si, Rb, Na^+ , Ar, P.

(Preselección C. Valenciana 2011)

La energía o potencial de ionización de una especie química puede calcularse mediante la expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ es una constante en } \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} \text{ es la carga nuclear efectiva} \\ n \text{ es el número cuántico principal que indica el periodo} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva (Z_{ef}) se calcula, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante.

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na ⁺	Si	P	S	Ar	Rb
Z	11	14	15	16	18	37
estructura electrónica	[He] 2s ² 2p ⁶	[Ne] 3s ² 3p ²	[Ne] 3s ² 3p ³	[Ne] 3s ² 3p ⁴	[Ne] 3s ² 3p ⁶	5s ¹
Z _{ef} (aprox.)	> 8	4	5	6	8	1
n	2	3	3	3	3	5

De las especies dadas, la que presenta menor energía de ionización es la que tenga menor valor de Z_{ef} y mayor valor de n, el Rb (Z_{ef} = 1) elemento del 5º periodo del sistema periódico (n = 5) por lo que tiene la menor energía de ionización de todos ellos.

Le siguen los elementos del 3^{er} periodo (n = 3), Si, (Z_{ef} = 4), P (Z_{ef} = 5), S (Z_{ef} = 6) y Ar (Z_{ef} = 8).

Finalmente, el ion Na⁺ (n = 2), y un Z_{ef} muy elevado por tratarse de un ion, es la especie que posee el valor más alto de la energía de ionización de todas las especies dadas.

En el caso de la pareja P-S, la energía de ionización del S debería ser mayor que la del P. Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de I (kJ·mol⁻¹) son, **I_P (1012) > I_S (1000)**. Esta anomalía se debe a que el fósforo, de acuerdo con la regla de *Hund*, tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el azufre tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

Por tanto, las especies ordenadas de menor a mayor energía de ionización (kJ·mol⁻¹) son:

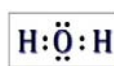
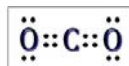


13. ENLACE QUÍMICO Y GEOMETRÍA MOLECULAR

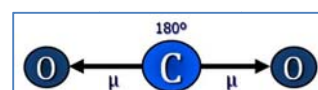
13.1. Escribe las estructuras de Lewis de las moléculas de CO_2 y H_2O . ¿Serán compuestos polares?

(Canarias 1996)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son, respectivamente:

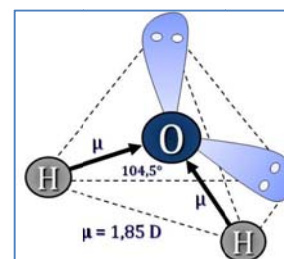


▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CO_2 es una molécula del tipo AX_2 , con número estérico 2, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones solitarios sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto esta presenta una geometría molecular **LINEAL** con ángulos de enlace de 180° .



Al ser el oxígeno más electronegativo ($\chi = 3,44$) que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno, $\text{C} \rightarrow \text{O}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es lineal, la resultante de ambos es nula, por lo tanto, la molécula es **NO POLAR**.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el H_2O es una molécula del tipo AX_2E_2 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir dos pares de electrones solitarios sobre el oxígeno, la molécula presenta una geometría molecular **ANGULAR** con ángulos de enlace teóricos de $109,5^\circ$ aunque la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios hace que este ángulo sea algo menor, $104,5^\circ$ según la bibliografía.

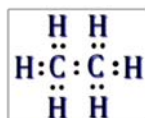
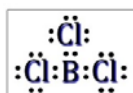


Al ser el oxígeno más electronegativo ($\chi = 3,44$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno, $\text{H} \rightarrow \text{O}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular, la resultante de éstos no es nula, por lo tanto, la molécula es **POLAR** ($\mu = 1,85 \text{ D}$).

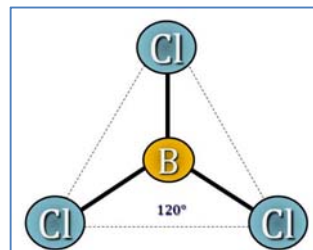
13.2. Explica la geometría molecular del tricloruro de boro, etano y etino.

(Canarias 1996)

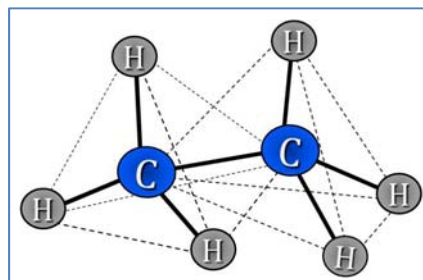
Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son, respectivamente:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BCl_3 es una molécula del tipo AX_3 , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones solitarios sobre el boro, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto esta presenta una geometría molecular **TRIANGULAR PLANA** con ángulos de enlace de 120° .



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el $\text{CH}_3\text{-CH}_3$ es una molécula del tipo AX_4 , respecto a cada uno de los carbonos, con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones solitarios sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto esta presenta una geometría molecular **TETRAÉDRICA** con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.



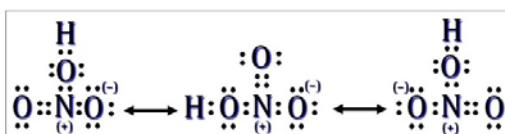
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el $\text{CH}\equiv\text{CH}$ es una molécula del tipo AX_2 , respecto a cada uno de los carbonos, con número estérico 2, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones solitarios sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto esta presenta una geometría molecular **LINEAL** con ángulos de enlace de 180° .



13.3. Describa las formas resonantes para la molécula de HNO_3 .

(Canarias 1998)

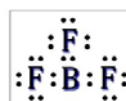
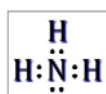
Las diferentes estructuras de Lewis resonantes de la molécula de ácido nítrico son:



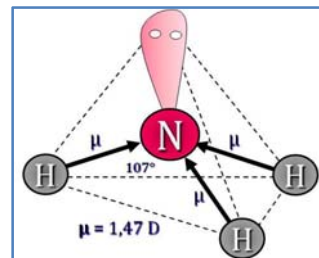
13.4. El NH_3 y el BF_3 son dos compuestos del tipo AX_3 , sin embargo, el primero tiene un momento dipolar de $4,97 \cdot 10^{-30} \text{ C}\cdot\text{m}$, mientras que el del segundo es cero. ¿Cómo se interpreta estos datos?

(Canarias 1998)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son, respectivamente:

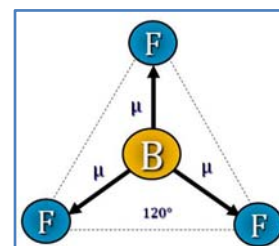


▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_3 es una molécula del tipo AX_3E , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir un par de electrones solitarios sobre el nitrógeno, la molécula presenta una geometría molecular **PIRAMIDAL** con ángulos de enlace teóricos de $109,5^\circ$ aunque la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios hace que este ángulo sea algo menor, 107° según la bibliografía.



Al ser el nitrógeno más electronegativo ($\chi = 3,04$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno, $\text{H} \rightarrow \text{N}$. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es piramidal, la resultante de éstos no es nula, por lo tanto, la molécula es **POLAR** (según la bibliografía, $\mu = 4,97 \cdot 10^{-30} \text{ C}\cdot\text{m}$).

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BF_3 es una molécula del tipo AX_3 , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones solitarios sobre el boro, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto esta presenta una geometría molecular **TRIANGULAR PLANA** con ángulos de enlace de 120° .



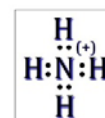
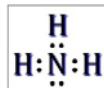
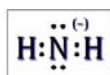
Al ser el flúor más electronegativo ($\chi = 3,98$) que el boro ($\chi = 2,04$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el flúor, $\text{B} \rightarrow \text{F}$. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es triangular, su resultante es nula, por lo tanto, la molécula es **NO POLAR**.

13.5. Ordene las siguientes especies por orden creciente de ángulo de enlace:

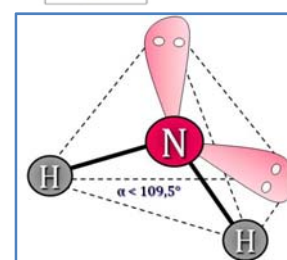


(Canarias 1998)

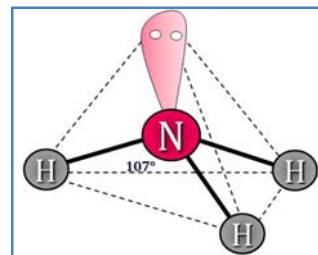
Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son, respectivamente:



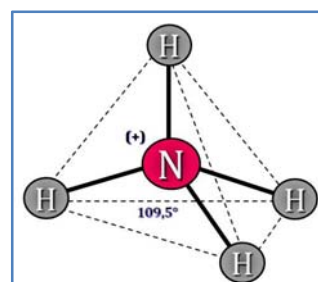
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_2^- es una especie del tipo AX_2E_2 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir dos pares de electrones solitarios sobre el nitrógeno, la especie presenta una geometría molecular **ANGULAR** con ángulos de enlace menores de $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejercen los pares de electrones solitarios



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_3 es una molécula del tipo AX_3E , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir un par de electrones solitarios sobre el nitrógeno, la molécula presenta una geometría molecular **PIRAMIDAL** con ángulos de enlace teóricos de $109,5^\circ$ aunque la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios hace que este ángulo sea algo menor, 107° según la bibliografía.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_4^+ es una especie del tipo AX_4 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones solitarios sobre el nitrógeno, coinciden la distribución y forma de la especie, por lo tanto esta presenta una geometría molecular **TETRAÉDRICA** con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.

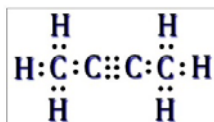


El orden creciente de ángulos de enlace es $\text{NH}_2^- < \text{NH}_3 < \text{NH}_4^+$.

13.6. Indique cuántos enlaces σ y π tiene la molécula de 2-butino. ¿De qué tipo son los enlaces σ ?

(Extremadura 1998)

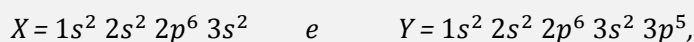
La estructura de Lewis de la especie propuesta es:



Los enlaces sencillos, 6 C-H y 1 C-C, son enlaces σ , y el enlace triple $\text{C}\equiv\text{C}$, está formado por 1 enlace σ y 2 enlaces π .

En total, **8 enlaces σ** y **2 enlaces π** .

13.7. Dados los átomos:



justifique qué tipo de compuesto formarán al unirse e indique alguna de las propiedades del mismo.

(Extremadura 1998)

Si el átomo X cede los dos electrones del orbital 3s adquiere una configuración electrónica muy estable de gas inerte $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ y se transforma en el ion X^{2+} .

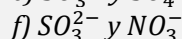
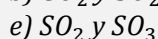
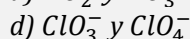
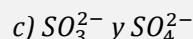
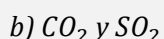
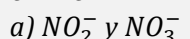
Si el átomo Y capta un electrón completa el subnivel 3p y adquiere una configuración electrónica muy estable de gas inerte $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ y se transforma en el ion Y^- .

De acuerdo con la condición de electroneutralidad entre ambos iones forman **un compuesto iónico de fórmula X_2Y** .

Los compuestos iónicos tienen las siguientes propiedades:

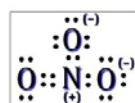
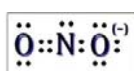
- elevada solubilidad en agua
- altos puntos de fusión y ebullición
- buenos conductores de la corriente eléctrica fundidos o en disolución acuosa
- duros y frágiles

13.8. Indica dentro de cada pareja de especies, cuál de ellas presenta un mayor ángulo de enlace O-X-O.



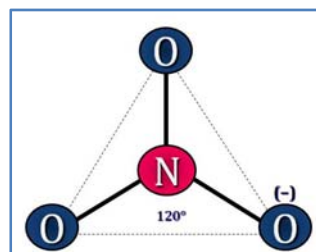
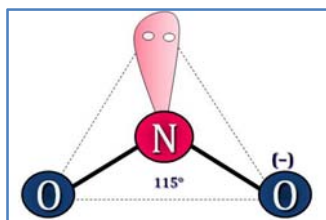
(C. Valenciana 1999)

a) Las estructuras de Lewis del NO_2^- y NO_3^- son, respectivamente:



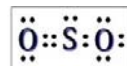
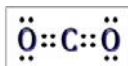
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es ANGULAR ya que sólo hay dos ligandos unidos al átomo central. El ángulo de enlace es algo menor de 120° debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de nitrógeno.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y forma geométrica es TRIANGULAR PLANA con un ángulo de enlace de 120° .



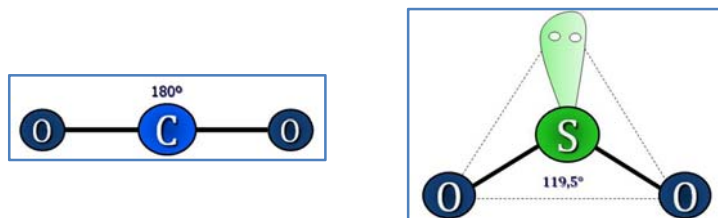
Por tanto, el ángulo O-N-O es mayor en el NO_3^- .

b) Las estructuras de Lewis del CO_2 y SO_2 son, respectivamente:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y forma geométrica es LINEAL con un ángulo de enlace de 180° .

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es ANGULAR ya que sólo hay dos ligandos unidos al átomo central. El ángulo de enlace es algo menor de 120° debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de azufre.



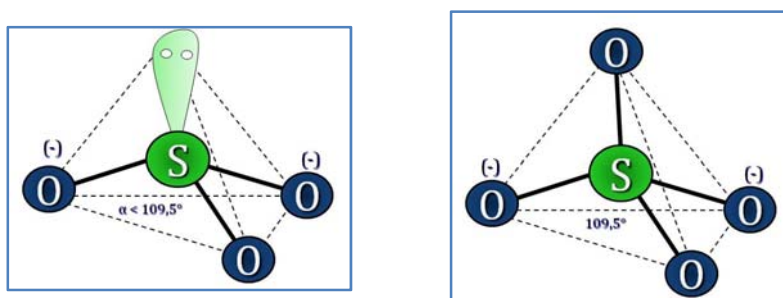
Por tanto, el ángulo O-X-O es mayor en el CO_2 .

c) Las estructuras de Lewis del SO_3^{2-} y SO_4^{2-} son, respectivamente:



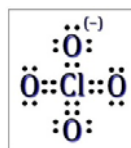
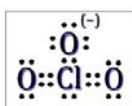
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL ya que sólo hay tres ligandos unidos al átomo central. El ángulo de enlace es algo menor de $109,5^\circ$ debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de azufre.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_4^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y su geometría es TETRAÉDRICA con un ángulo de enlace de $109,5^\circ$.



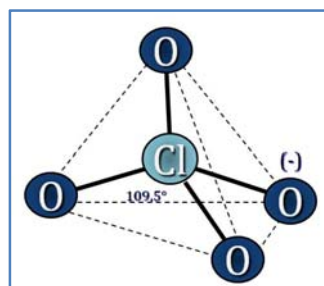
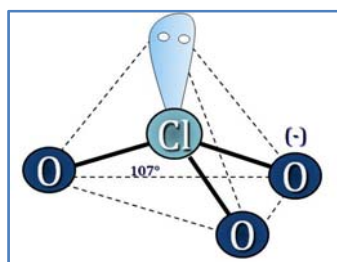
Por tanto, el ángulo O-S-O es mayor en el SO_4^{2-} .

d) Las estructuras de *Lewis* del ClO_3^- y ClO_4^- son, respectivamente:



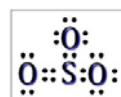
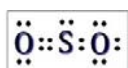
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL ya que sólo hay tres ligandos unidos al átomo central. El ángulo de enlace es algo menor de $109,5^\circ$ debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de cloro.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClO_4^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y su geometría es TETRAÉDRICA con un ángulo de enlace de $109,5^\circ$.



Por tanto, el ángulo $\text{O}-\text{Cl}-\text{O}$ es mayor en el ClO_4^- .

e) Las estructuras de *Lewis* del SO_2 y SO_3 son, respectivamente:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es ANGULAR ya que sólo hay dos ligandos unidos al átomo central. El ángulo de enlace es algo menor de 120° debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de azufre.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y su geometría es TRIANGULAR PLANA con un ángulo de enlace de 120° .



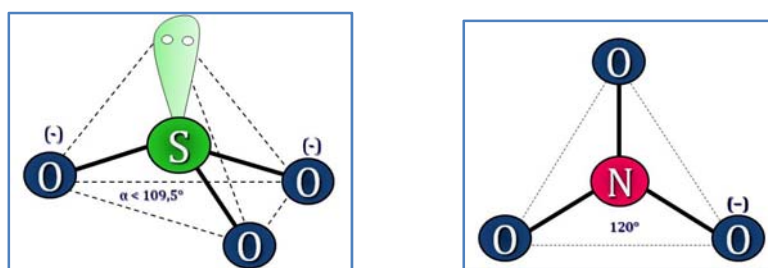
Por tanto, **el ángulo O-S-O es mayor en el SO_3 .**

f) Las estructuras de Lewis del SO_3^{2-} y NO_3^- son, respectivamente:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL ya que sólo hay tres ligandos unidos al átomo central. El ángulo de enlace es algo menor de $109,5^\circ$ debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de azufre.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y forma geométrica es TRIANGULAR PLANA con un ángulo de enlace de 120° .

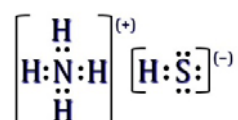


Por tanto, **el ángulo O-X-O es mayor en el NO_3^- .**

13.9. Dibuja el diagrama de Lewis de la molécula de NH_4HS y explica si sigue la regla del octeto y que tipos de enlaces existen.

(Galicia 2000)

Como se observa en la estructura de Lewis:



todos los átomos de la molécula cumplen la regla del octeto (es preciso señalar que el átomo de hidrógeno llena su única capa con sólo 2 electrones).

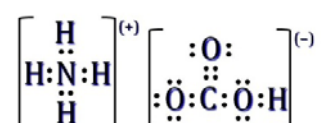
Respecto a los enlaces existentes:

- Entre los iones amonio (NH_4^+) e hidrógenosulfuro (HS^-) existe un enlace iónico.
- Dentro del ion amonio, los enlaces N–H son enlaces covalentes con la particularidad de que uno de ellos es covalente coordinado o dativo.
- El enlace H–S existente en el ion hidrógenosulfuro es un enlace covalente.

13.10. Dibuja el diagrama de Lewis de la molécula de NH_4HCO_3 y explica si sigue la regla del octeto y que tipos de enlaces existen.

(Galicia 2001)

Como se observa en la estructura de Lewis:



todos los átomos de la molécula cumplen la regla del octeto (es preciso señalar que el átomo de hidrógeno llena su única capa con sólo 2 electrones).

Respecto a los enlaces existentes:

- Entre los iones amonio (NH_4^+) e hidrógenocarbonato (HCO_3^-) existe un enlace iónico.
- Dentro del ion amonio, los enlaces N–H son enlaces covalentes con la particularidad de que uno de ellos es covalente coordinado o dativo.
- Los enlaces C–O y H–O existentes en el ion hidrógenocarbonato son enlaces covalentes.

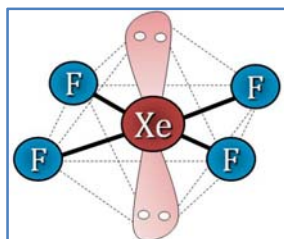
13.11. De las siguientes moléculas o iones: XeF_4 , SF_4 , SO_4^{2-} y ClO_4^- indica las que tienen geometría tetraédrica.

(C. Valenciana 2001)

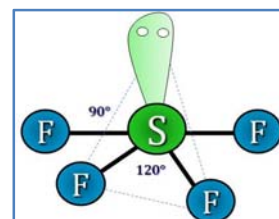
Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son, respectivamente:



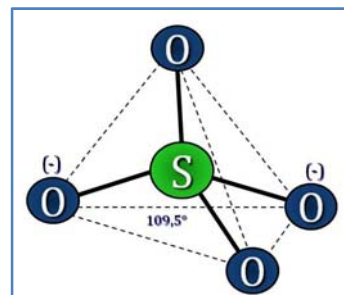
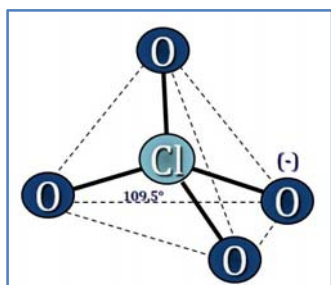
- De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría es CUADRADA PLANA ya que sólo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría de BALANCÍN ya que sólo hay cuatro ligandos unidos al átomo central y es la que presenta menos repulsiones de 90° entre el par de electrones solitario y los pares de electrones enlazantes.



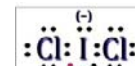
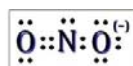
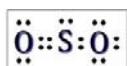
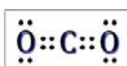
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV ClO_4^- y SO_4^{2-} son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **TETRAÉDRICA**.



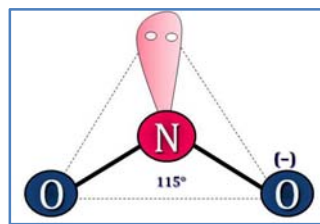
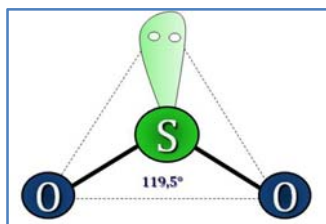
13.12. De las siguientes moléculas o iones: CO_2 , SO_2 , NO_2^- , ICl_2^- , indica cuáles son lineales justificando la respuesta.

(C. Valenciana 2002)

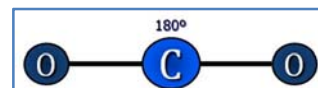
Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son, respectivamente:



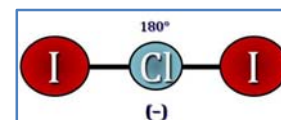
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV SO_2 y NO_2^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría ANGULAR ya que sólo hay dos ligandos unidos al átomo central.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **LINEAL**.



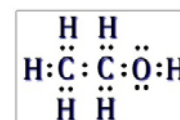
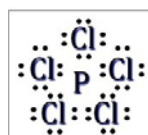
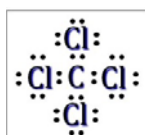
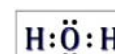
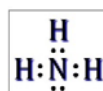
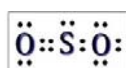
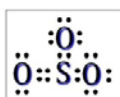
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría **LINEAL** ya que sólo hay dos ligandos unidos al átomo central y es la que presenta menos repulsiones de 90° entre los pares de electrones solitarios y los pares de electrones enlazantes.



13.13. De las siguientes moléculas: SO_3 , SO_2 , NH_3 , H_2O , CCl_4 , PCl_5 y $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ indica cuáles son polares justificando la respuesta.

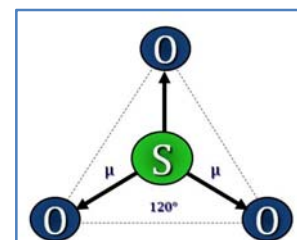
(C. Valenciana 2002)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



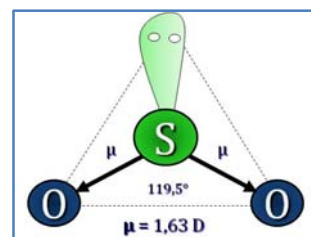
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) existen tres dipolos dirigidos hacia el oxígeno $\text{S} \rightarrow \text{O}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula ($\mu = 0$) y la molécula es NO POLAR.



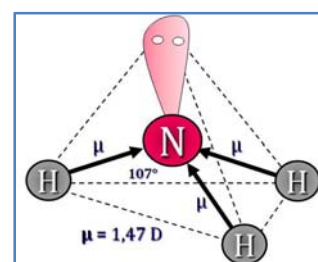
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es ANGULAR ya que sólo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $\text{S} \rightarrow \text{O}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es **POLAR**.



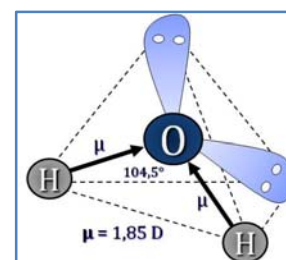
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL ya que sólo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno $\text{H} \rightarrow \text{N}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es **POLAR**.



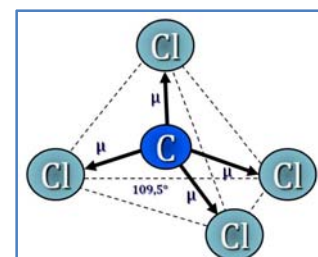
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR ya que sólo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $\text{H} \rightarrow \text{O}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es **POLAR**.

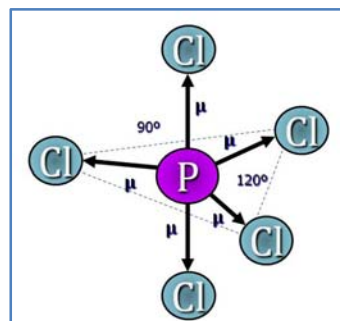


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV CCl_4 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia el cloro $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula ($\mu = 0$) y la molécula es **NO POLAR**.

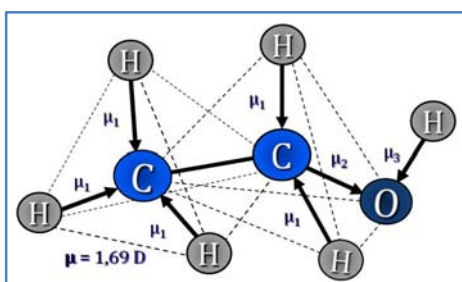


▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de BIPIRÁMIDE TRIGONAL.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) existen cinco dipolos dirigidos hacia el cloro $\text{P} \rightarrow \text{Cl}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula ($\mu = 0$) y la molécula es NO POLAR.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

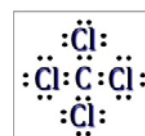
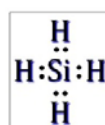
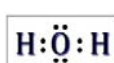
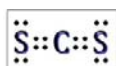


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,69 \text{ D}$) y la molécula es **POLAR**.

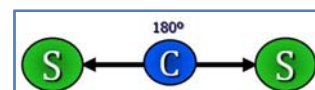
13.14 En las moléculas que se indican, señala las que tienen momento dipolar permanente: CS_2 , H_2O , SiH_4 , CCl_4 .

(C. Valenciana 2002)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



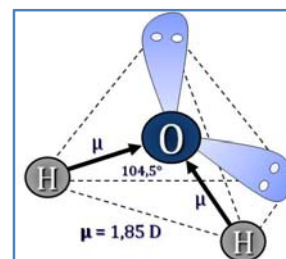
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es LINEAL.



Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen dos dipolos dirigidos hacia el azufre $\text{C} \rightarrow \text{S}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula ($\mu = 0$) y la molécula es NO POLAR.

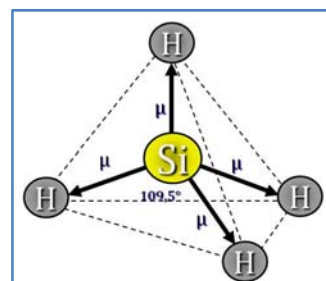
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR ya que sólo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $\text{H} \rightarrow \text{O}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es **POLAR**.



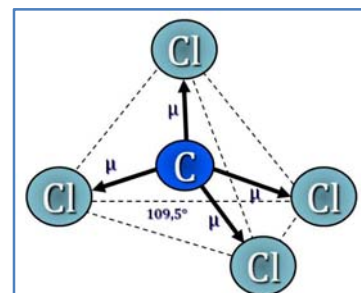
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiH_4 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el hidrógeno ($\chi = 2,20$) es más electronegativo que el silicio ($\chi = 1,90$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia el hidrógeno $\text{Si} \rightarrow \text{H}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula ($\mu = 0$) y la molécula es NO POLAR.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

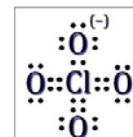
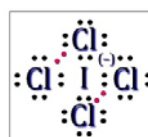
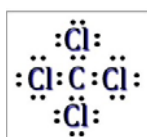
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia el cloro $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula ($\mu = 0$) y la molécula es NO POLAR.



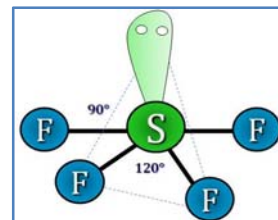
13.15. De las siguientes moléculas o iones: CCl_4 , SF_4 , ICl_4^- y ClO_4^- indica las que son tetraédricas, justificando la respuesta.

(C. Valenciana 2003) (C. Valenciana 2005)

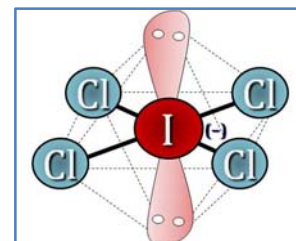
Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son, respectivamente:



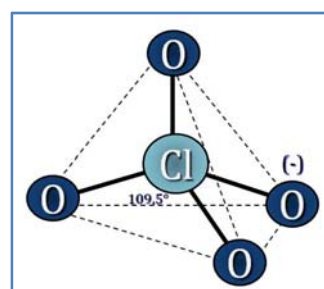
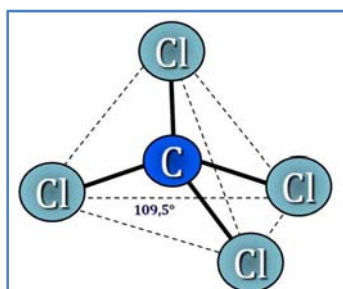
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bpirámide trigonal y su geometría de BALANCÍN ya que sólo hay cuatro ligandos unidos al átomo central y es la que presenta menos repulsiones de 90° entre el par de electrones solitario y los pares de electrones enlazantes.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl_4^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría CUADRADA PLANA ya que sólo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



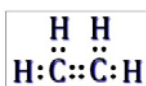
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV CCl_4 y ClO_4^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **TETRAÉDRICA**.



13.16. Explica la molécula de eteno indicando la hibridación de los átomos de carbono, la geometría que presenta y los enlaces σ y π realizando un diagrama de los mismos.

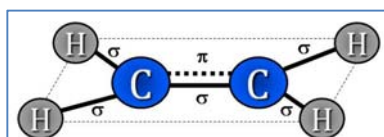
(Canarias 2004)

La estructura de Lewis de la molécula es:



Los átomos de carbono presentan hibridación sp^2 y forman tres enlaces con ángulos de 120° .

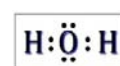
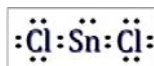
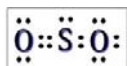
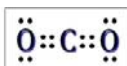
Los enlaces sencillos, C-H, son enlaces σ , y el enlace doble C=C, está formado por un enlace σ y un enlace π .



13.17. De las siguientes moléculas: CO_2 , SO_2 , SnCl_2 y H_2O , indica las que son polares, justificando la respuesta.

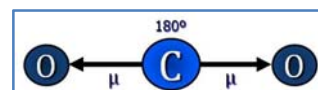
(C. Valenciana 2004)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son, respectivamente:



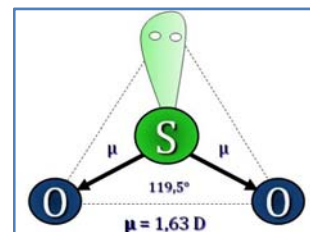
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición su geometría es LINEAL.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $\text{C} \rightarrow \text{O}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula ($\mu = 0$) y la molécula es NO POLAR.



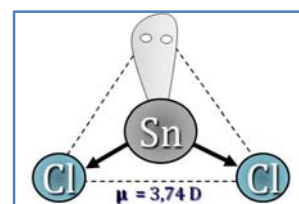
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es ANGULAR ya que sólo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $\text{S} \rightarrow \text{O}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es POLAR.

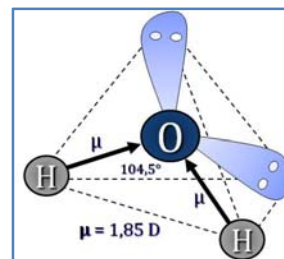


▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SnCl_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es ANGULAR ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el estaño ($\chi = 2,20$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $\text{Sn} \rightarrow \text{Cl}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 3,74 \text{ D}$) y la molécula es POLAR.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR ya que sólo hay dos ligandos unidos al átomo central.

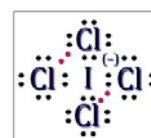
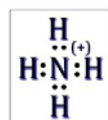
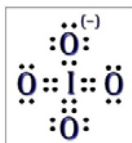
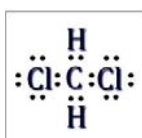


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $\text{H} \rightarrow \text{O}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es **POLAR**.

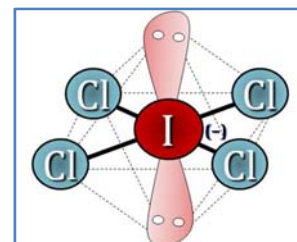
13.18. De las siguientes moléculas o iones: CH_2Cl_2 , IO_4^- , NH_4^+ y ICl_4^- , indica las que son tetraédricas, justificando la respuesta.

(C. Valenciana 2004)

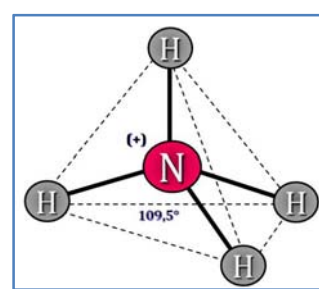
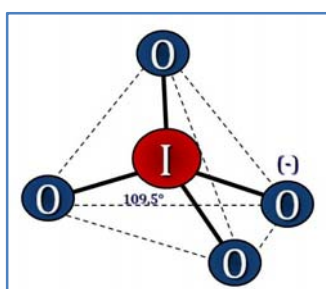
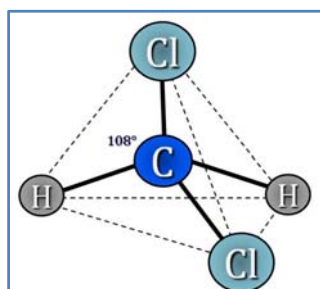
Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son, respectivamente:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl_4^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría CUADRADA PLANA ya que sólo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



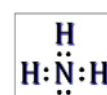
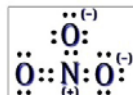
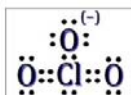
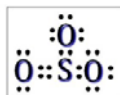
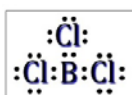
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV CH_2Cl_2 , IO_4^- y NH_4^+ son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **TETRAÉDRICA**.



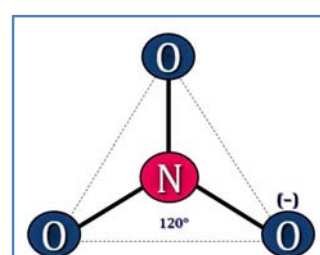
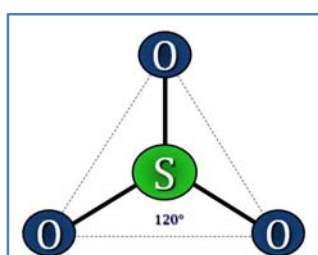
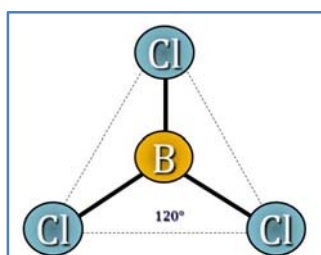
13.19. De las siguientes moléculas o iones: BCl_3 , SO_3 , ClO_3^- , NO_3^- y NH_3 , indica justificando la respuesta, las que son piramidales.

(C. Valenciana 2004) (C. Valenciana 2007)

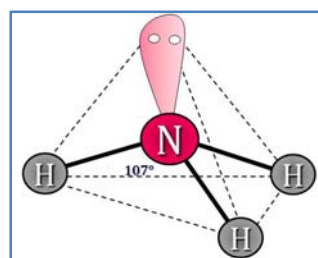
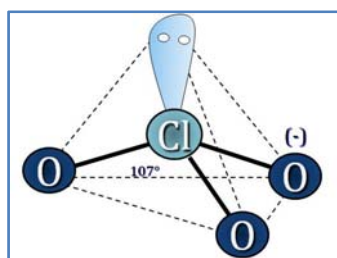
Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son, respectivamente:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV BCl_3 , SO_3 y NO_3^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR PLANA.



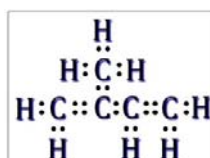
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClO_3^- y el NH_3 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL ya que sólo hay tres ligandos unidos al átomo central.



13.20. El isopreno (2-metil-1,3-butadieno) es un monómero que se emplea en la fabricación de cauchos. Indica qué tipo de hibridación presenta cada átomo de carbono y mediante un esquema representa los enlaces σ y π que existen.

(Canarias 2005)

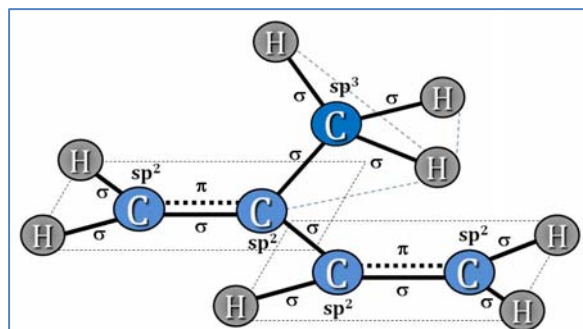
La estructura de Lewis de la especie propuesta es:



▪ El átomo de carbono con todos los enlaces sencillos (grupo metilo) presenta hibridación sp^3 y forma cuatro enlaces con ángulos de $109,5^\circ$.

- Los **átomos de carbono con doble enlace presentan hibridación sp^2** y forman tres enlaces con ángulos de 120° .

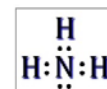
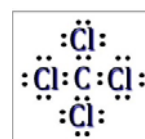
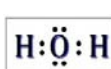
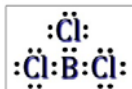
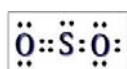
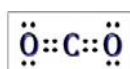
Los **enlaces sencillos**, 8 C-H y 1 C-C, **son enlaces σ** , y los dos dobles enlaces C=C, están formados por 1 enlace σ y 1 enlace π .



13.21. De las siguientes moléculas: CO_2 , SO_2 , BCl_3 , H_2O , CCl_4 y NH_3 indica, justificando la respuesta, las que son polares y las que son apolares.

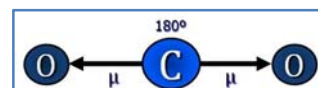
(C. Valenciana 2005) (C. Valenciana 2007)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son, respectivamente:

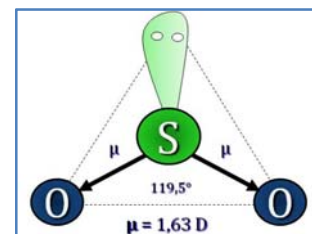


- De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición su geometría es LINEAL.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $C \rightarrow O$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula ($\mu = 0$) y la molécula es **APOLAR**.



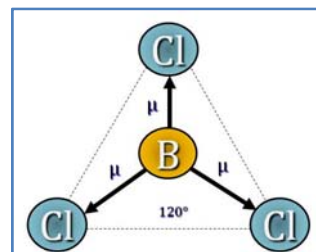
- De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es ANGULAR ya que sólo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $S \rightarrow O$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 D$) y la molécula es **POLAR**.

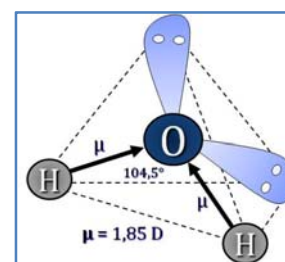
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) existen tres dipolos dirigidos hacia el cloro $\text{B} \rightarrow \text{Cl}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula ($\mu = 0$) y la molécula es **APOLAR**.



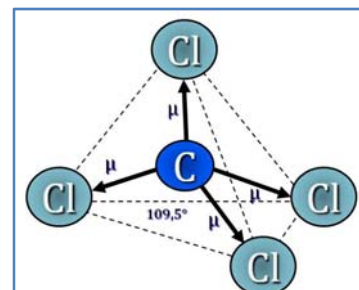
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR ya que sólo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $\text{H} \rightarrow \text{O}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es **POLAR**.

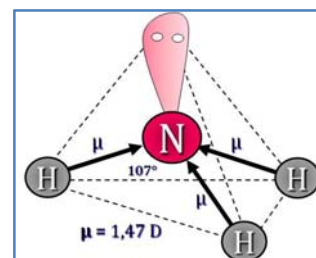


▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia el cloro $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula ($\mu = 0$) y la molécula es **APOLAR**.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno $\text{H} \rightarrow \text{N}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es **POLAR**.

(Algunas sustancias ya se proponen en C. Valenciana 2004).

13.22. Dados los compuestos:



a) Indica de forma razonada el tipo de enlace que presenta cada uno.

b) Indica la hibridación del átomo central en los compuestos que sean covalentes y haz una estimación del valor del ángulo de enlace.

Datos. F ($Z = 9$), O ($Z = 8$), Na ($Z = 11$) y B ($Z = 5$)

(Canarias 2006)

a) Las diferencias de electronegatividad entre los elementos que forman los compuestos dados son:

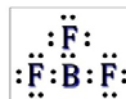
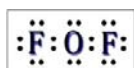
Compuesto	OF_2	NaF	BF_3
$\Delta\chi$	$(3,98 - 3,44) = 0,54$	$(3,98 - 0,93) = 3,05$	$(3,98 - 2,04) = 1,94$

▪ Aunque el **enlace O-F es polar**, la diferencia de electronegatividad es menor que 1, por lo que el **enlace** entre ambos elementos es predominantemente **covalente**.

▪ El **enlace Na-F es muy polar** y como la diferencia de electronegatividad es mayor que 2, el **enlace** entre ambos elementos es predominantemente **iónico**.

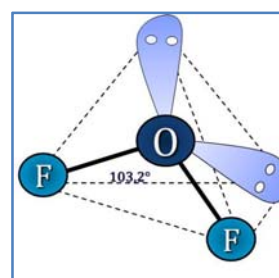
▪ Aunque el **enlace B-F es bastante polar**, la diferencia de electronegatividad está comprendida entre 1 y 2, por lo que el **enlace** entre ambos elementos es parcialmente **covalente**.

b) Las estructuras de *Lewis* de los compuestos con enlace covalente son, respectivamente:



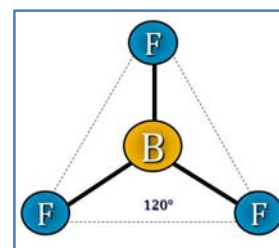
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el OF_2 es una especie del tipo AX_2E_2 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.

Un átomo con esa distribución presenta **hibridación sp^3** y tiene ángulos de enlace de $109,5^\circ$; aunque la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios hace que este ángulo sea algo menor, $103,2^\circ$ según la bibliografía.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BF_3 es una especie del tipo AX_3 , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.

Un átomo con esa distribución presenta **hibridación sp^2** y tiene ángulos de enlace de 120° .



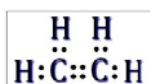
13.23. Sabiendo que el eteno tiene una estructura plana y el que el etino es lineal.

a) Indica la hibridación de cada uno de los átomos de carbono de dichos compuestos.

b) Haz un esquema de cada uno de los compuestos indicando los ángulos de enlace, así como los tipos de enlace σ y π presentes.

(Canarias 2006)

a) Las estructuras de Lewis de ambas sustancias son, respectivamente:



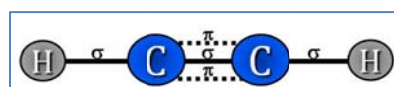
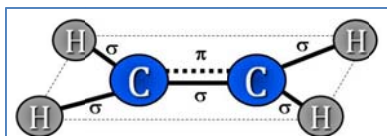
▪ En el C_2H_4 los átomos de carbono presentan hibridación sp^2 y forman tres enlaces con ángulos de 120° .

▪ En el C_2H_2 los átomos de carbono presentan hibridación sp y forman dos enlaces con ángulos de 180° .

b) En ambos compuestos, los enlaces sencillos, C-H, son enlaces σ .

▪ En el C_2H_4 el enlace doble C=C está formado por $\begin{cases} 1 \text{ enlace } \sigma \\ 1 \text{ enlace } \pi \end{cases}$

▪ En el C_2H_2 el enlace triple $\text{C}\equiv\text{C}$ está formado por $\begin{cases} 1 \text{ enlace } \sigma \\ 2 \text{ enlaces } \pi \end{cases}$



13.24. Dadas las siguientes moléculas: OCl_2 , AsCl_3 y F_2CO .

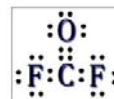
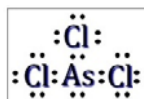
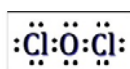
a) Escribe su estructura de Lewis.

b) Describe su geometría molecular.

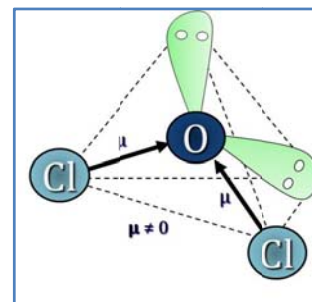
c) Explica si estas moléculas tienen o no momento dipolar.

(Preselección C. Valenciana 2006)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:

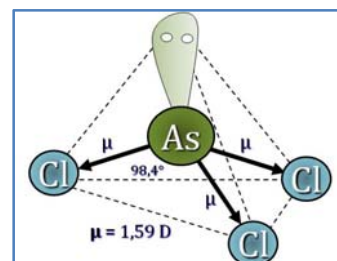


▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OCl_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR ya que sólo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el cloro ($\chi = 3,16$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $\text{Cl} \rightarrow \text{O}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu \neq 0$) y la molécula es **POLAR**.

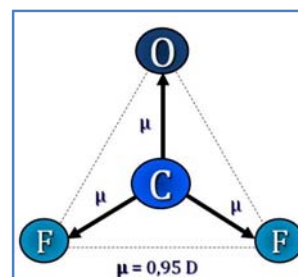
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AsCl_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es **PIRAMIDAL** ya que sólo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el arsénico ($\chi = 2,18$) existen tres dipolos dirigidos hacia el cloro $\text{As} \rightarrow \text{Cl}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,59 \text{ D}$) y la molécula es **POLAR**.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el F_2CO es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **TRIANGULAR PLANA**.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el Como el flúor ($\chi = 3,98$) y el oxígeno ($\chi = 3,44$) son más electronegativos que el carbono ($\chi = 2,55$) existen tres dipolos dirigidos dos hacia el flúor $\text{C} \rightarrow \text{F}$ y otro dirigido hacia el oxígeno $\text{C} \rightarrow \text{O}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,95 \text{ D}$) y la molécula es **POLAR**.

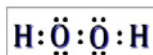


13.25. ¿En cuál de las siguientes moléculas cabe esperar un enlace O-O más corto? H_2O_2 , O_2 , O_3 . Justifica la respuesta.

(C. Valenciana 2006)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace y está relacionado con la longitud de dicho enlace que es tanto más corto cuantos más pares de electrones formen dicho enlace ya que mayor atracción existirá entre los átomos.

▪ La estructura de Lewis del H_2O_2 es:



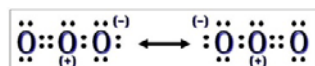
El orden de enlace entre los átomos de oxígeno es 1, ya que el enlace está formado por un único par de electrones.

▪ La estructura de Lewis del O_2 es:



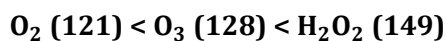
El orden de enlace entre los átomos de oxígeno es 2, ya que el enlace está formado por dos pares de electrones.

▪ La estructura de *Lewis* del O_3 es:



Esta molécula presenta resonancia. Esto consiste en que, experimentalmente, la longitud del enlace O–O está comprendida entre la longitud del enlace sencillo y la del doble, no es tan corto como éste ni tan largo como el sencillo. Por este motivo se dice que el orden de enlace entre los átomos de oxígeno es $1\frac{1}{2}$.

Por tanto, el **enlace O–O más corto corresponde a la molécula de O_2** . Según la bibliografía, las longitudes de los enlaces O–O (pm) son:

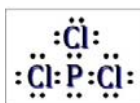


13.26. Indica la hibridación del átomo central en cada uno de los siguientes compuestos, así como, la geometría de cada molécula:

a) PCl_3 b) $BeCl_2$ c) SiF_4 d) H_2S .

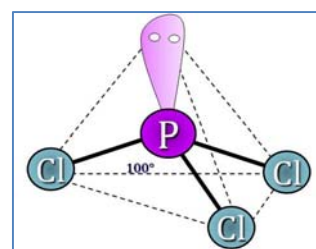
(Canarias 2007)

Para poder determinar la hibridación del átomo central de una molécula, es preciso dibujar su estructura de *Lewis* y a partir de la misma ver el número de pares de electrones que rodean al átomo central. Aplicando el modelo RPECV se determina su geometría molecular.



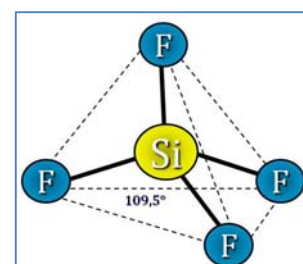
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el PCl_3 es una especie del tipo AX_3E con número estérico $(m+n) = 4$, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central lo que supone la formación de **4 orbitales híbridos sp^3** .

Como existe un par de electrones solitario sobre el fósforo, la geometría molecular es **PIRAMIDAL** con unos ángulos de enlace menores que los de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión provocada por el par de electrones solitarios. Según la bibliografía, los ángulos de enlace son de 100° .



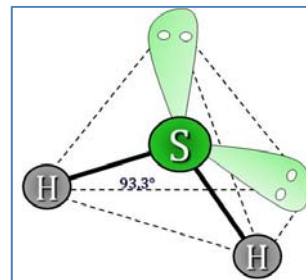
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el SiF_4 es una especie del tipo AX_4 con número estérico $(m+n) = 4$, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central lo que supone la formación de **4 orbitales híbridos sp^3** .

Como no existen pares de electrones solitarios sobre el silicio, coinciden la distribución y la geometría molecular, que es **TETRAÉDRICA**, con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.



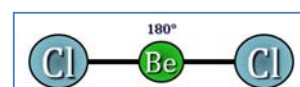
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el H_2S es una molécula del tipo AX_2E_2 , con número estérico $(m+n) = 4$, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central lo que supone la formación de **4 orbitales híbridos sp^3** .

Como existen dos pares de electrones solitarios sobre el azufre, la geometría molecular es **ANGULAR** con ángulos de enlace menores que los de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión provocada por los dos pares solitarios.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BeCl_2 es una especie del tipo AX_2 con número estérico $(m+n) = 2$, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central lo que supone la formación de **2 orbitales híbridos sp** .

Al no existir pares de electrones solitarios sobre el berilio, coinciden la distribución de pares de electrones sobre el átomo central y la geometría molecular que es **LINEAL** con unos ángulos de enlace de 180° .

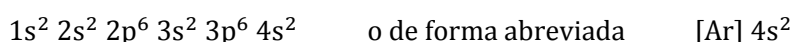


13.27. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ corresponde a un ion dipositivo X^{2+} . Responde de forma razonada a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Cuál es el número atómico de X? ¿A qué periodo pertenece este elemento? ¿Cuántos electrones de valencia posee el elemento X?
- b) ¿Que tipo de enlace formaría el elemento X con un elemento A cuya configuración electrónica fuera $1s^2 2s^2 2p^5$? ¿Por qué? Indica la fórmula del compuesto resultante.

(Canarias 2007)

a) La configuración electrónica asignada al ion X^{2+} indica que contiene 18 electrones, como se trata de un ion con dos cargas positivas quiere decir que ha perdido dos electrones, por lo que al átomo neutro le corresponde la configuración electrónica:



que indica que tiene tres capas electrónicas completas, por lo que el elemento pertenece al **4º periodo** y posee **2 electrones de valencia**. Sumando los electrones se obtiene que el número atómico es **Z = 20**.

b) Si el elemento X pierde dos electrones y forma el ion X^{2+} adquiere una estructura electrónica de gas inerte, muy estable. Se trata de un elemento poco electronegativo.

Un elemento A con una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^5$ tiende a captar un electrón para conseguir una estructura electrónica de gas inerte $1s^2 2s^2 2p^6$, muy estable, y formar el ion A^- . Se trata de un elemento muy electronegativo.

Por tanto, entre ambos elementos se forma un **enlace iónico**, y de acuerdo con la condición de electroneutralidad se deben combinar dos iones A^- con un ion X^{2+} por lo que la fórmula del compuesto que resulta es **XA_2** .

13.28. Dadas las siguientes moléculas: NF_3 , GeH_4 y *trans*-dicloroetano:

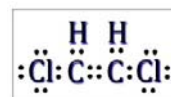
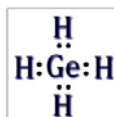
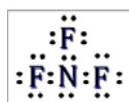
a) Escribe su estructura de Lewis.

b) Describe su geometría molecular.

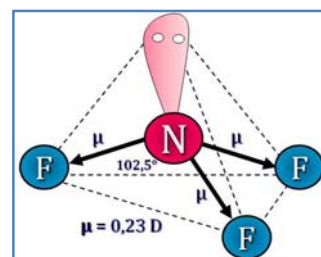
c) Indica si son o no moléculas polares, justificando la respuesta.

(Preselección C. Valenciana 2007)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



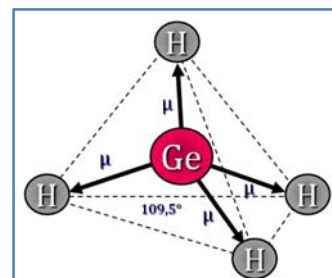
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NF_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es **PIRAMIDAL** ya que sólo hay un ligando unido al átomo central.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3,04$) existen tres dipolos dirigidos hacia el flúor $\text{N} \rightarrow \text{F}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,235 \text{ D}$) y la molécula es **POLAR**.

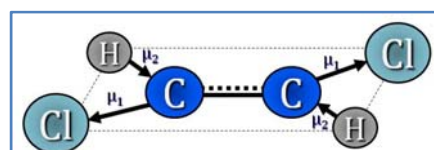
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el GeH_4 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **TETRAÉDRICA**.

Como el hidrógeno ($\chi = 2,20$) es más electronegativo que el germanio ($\chi = 2,01$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia el hidrógeno $\text{Ge} \rightarrow \text{H}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula ($\mu = 0$) y la molécula es **NO POLAR**.

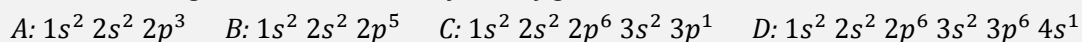


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $\text{C}_2\text{Cl}_2\text{H}_2$ es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono, al que se considera como central, se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **TRIANGULAR PLANA**.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen cuatro dipolos, dos dirigidos hacia el cloro $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$ y otros dos dirigidos hacia el carbono $\text{H} \rightarrow \text{C}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula ($\mu = 0$) y la molécula es **NO POLAR**.



13.29. Dados los siguientes elementos cuyas configuraciones son:



a) ¿Cuáles son las fórmulas de los compuestos que B puede formar con A, C y D?

b) ¿Qué tipo de enlace se produce en la formación de los compuestos del apartado anterior? Justifica la respuesta.

(Canarias 2008)

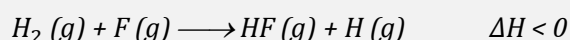
▪ El elemento B cuya configuración es $1s^2 2s^2 2p^5$, tiene 7 electrones en la capa más externa le hace falta un electrón para adquirir la configuración de gas inerte.

El elemento A cuya configuración es $1s^2 2s^2 2p^3$, tiene 5 electrones en la capa más externa en consecuencia tiene que compartir 3 electrones con otros tantos átomos del elemento B, luego la fórmula sería **AB₃** y se trataría de un compuesto con enlace predominantemente **covalente**.

▪ Por su parte el elemento C cuya configuración es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, tiene 3 electrones en la capa de valencia y puede cederlos para adquirir la configuración muy estable de gas inerte y, por tanto, el compuesto que puede formar con el elemento B tiene de fórmula **CB₃** y se trataría de un compuesto con enlace predominantemente **iónico**.

▪ Finalmente, el elemento D cuya configuración es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, tiene un electrón en la capa más externa y tiende a cederlo para adquirir la configuración muy estable de gas inerte y, por tanto, el compuesto que puede formar con el elemento D tiene de fórmula **DB** y se trataría de un compuesto con enlace predominantemente **iónico**.

13.30. En la reacción entre el flúor atómico y el hidrógeno molecular se libera energía:



Indica de forma razonada qué enlace es más fuerte, el H-H ó el H-F.

(Canarias 2008)

La reacción implica la rotura de un enlace H-H y la formación de un enlace H-F. Si se tiene en cuenta que el proceso es exotérmico, esto indica que la energía desprendida en la formación del enlace H-F es mayor que la que hay que aportar para romper el enlace H-H. Por tanto, se puede concluir que **el enlace H-F es más fuerte que en enlace H-H**.

13.31. Dadas las siguientes moléculas: CS_2 , CH_3I y AsF_3 .

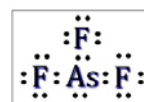
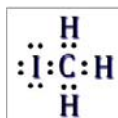
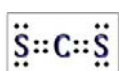
a) Escribe su estructura de Lewis.

b) Describe su geometría molecular.

c) Explica si estas moléculas tienen o no momento dipolar.

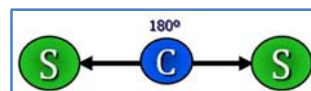
(Preselección C. Valenciana 2008)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



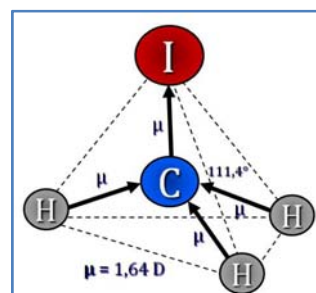
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **CS₂** es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es LINEAL.

Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen dos dipolos dirigidos hacia el azufre $C \rightarrow S$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula ($\mu = 0$) y la molécula es **NO POLAR**.



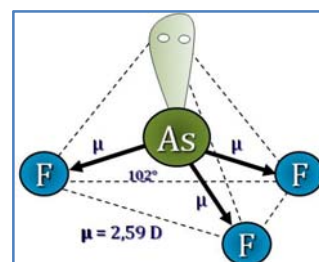
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3I es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el yodo ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y este que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen cuatro dipolos, tres dirigidos hacia el carbono $H \rightarrow C$ y el otro dirigido hacia el yodo $C \rightarrow I$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,64$ D) y la molécula es **POLAR**.

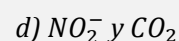
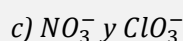
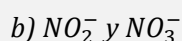
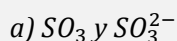


▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AsF_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL ya que sólo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el arsénico ($\chi = 2,04$) existen tres dipolos dirigidos hacia el flúor $As \rightarrow F$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,59$ D) y la molécula es **POLAR**.

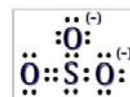
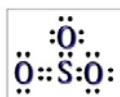


13.32. Justifica, dentro de cada pareja de especies, las diferencias en el ángulo de enlace $O-X-O$.



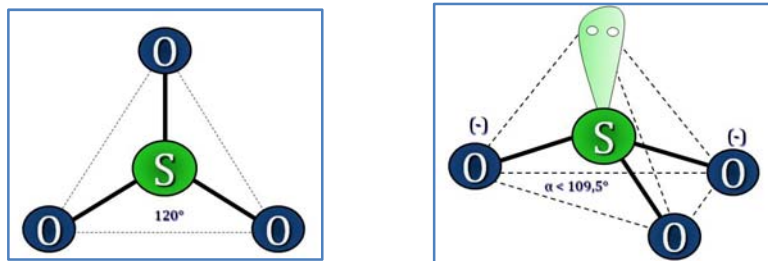
(C. Valenciana 2008)

a) Las estructuras de Lewis del SO_3 y SO_3^{2-} son, respectivamente:

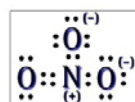
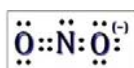


▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3 es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y forma geométrica es **TRIANGULAR PLANA** con un **ángulo de enlace de 120°** .

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es **PIRAMIDAL** ya que sólo hay tres ligandos unidos al átomo central. El **ángulo de enlace es algo menor de $109,5^\circ$** debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de azufre.

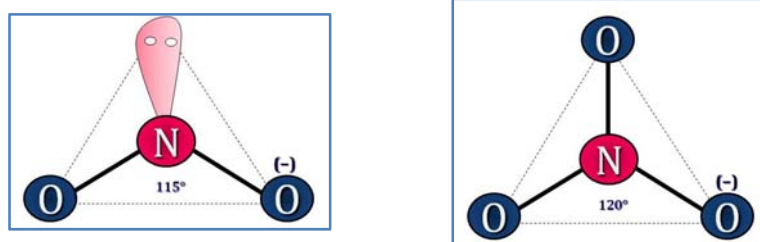


b) Las estructuras de *Lewis* del NO_2^- y NO_3^- son, respectivamente:

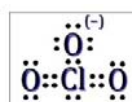
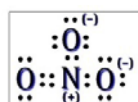


▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es **ANGULAR** ya que sólo hay dos ligandos unidos al átomo central. El **ángulo de enlace es algo menor de 120°** debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de nitrógeno.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y forma geométrica es **TRIANGULAR PLANA** con un **ángulo de enlace de 120°** .

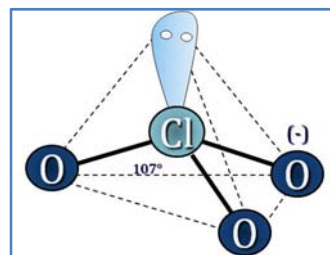
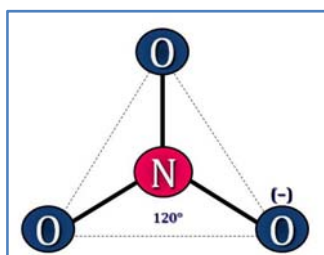


c) Las estructuras de *Lewis* del NO_3^- y ClO_3^- son, respectivamente:

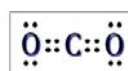
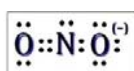


▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y forma geométrica es **TRIANGULAR PLANA** con un **ángulo de enlace de 120°** .

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es **PIRAMIDAL** ya que sólo hay tres ligandos unidos al átomo central. El **ángulo de enlace es algo menor de $109,5^\circ$** debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de cloro.

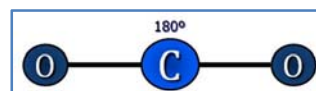
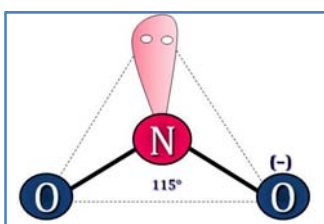


d) Las estructuras de Lewis del NO_2^- y CO_2 son:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es **ANGULAR** ya que sólo hay dos ligandos unidos al átomo central. El **ángulo de enlace es algo menor de 120°** debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de nitrógeno.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y forma geométrica es **LINEAL** con un **ángulo de enlace de 180°** .



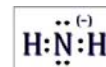
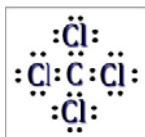
(Similar al propuesto en C. Valenciana 1999).

13.33. De acuerdo con el modelo de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (RPECV) deducir la forma geométrica de las siguientes especies químicas:

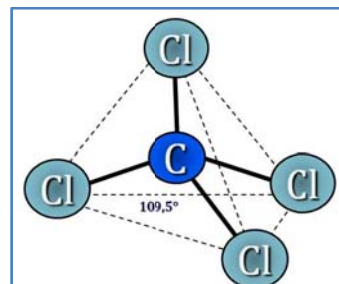
a) CF_4 b) GeBr_2 c) NH_2^-

(Canarias 2009)

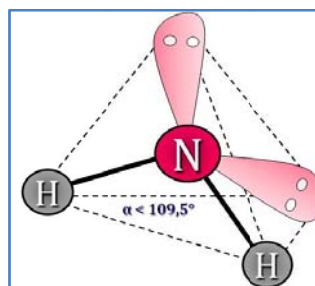
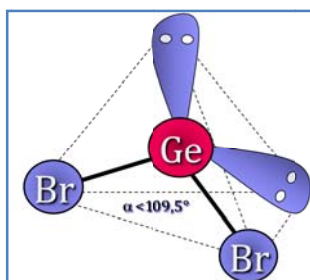
Las estructuras de Lewis de las especies dadas son:



a) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CF_4 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **TETRAÉDRICA** ya que no existen pares de electrones solitarios sobre el átomo central.



b-c) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el GeBr_2 y el NH_2^- son especies del tipo AX_2E_2 , con número estérico 4, a las que corresponden una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir dos pares de electrones solitarios sobre el germanio y nitrógeno, respectivamente, las especies presentan una geometría molecular **ANGULAR** con ángulos de enlace menores de $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejercen los pares de electrones solitarios.



13.34. Dados los siguientes enlaces: Al-Cl ; Cl-Cl ; K-Cl .

a) ¿Cuál de ellos es no polar (o apolar)?

b) Solo uno de ellos representa un enlace iónico.

c) Ordenar los enlaces por orden de polaridad creciente.

(Canarias 2009)

El orden creciente de la electronegatividad para los elementos dados es:

$$\chi_{\text{K}} (0,82) < \chi_{\text{Al}} (1,61) < \chi_{\text{Cl}} (3,16)$$

Las diferencias de electronegatividad entre los elementos que forman los compuestos dados son:

Compuesto	Cl_2	AlCl_3	KCl
$\Delta\chi$	0,00	1,55	2,34

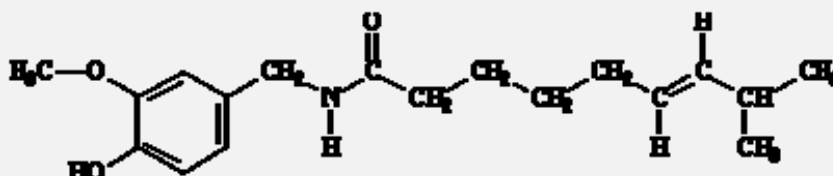
a) El **enlace Cl-Cl es covalente no polar**, ya que se trata de un enlace entre átomos de un mismo elemento.

b) El **enlace K-Cl es predominantemente iónico**, ya que se trata de un enlace entre átomos de elementos con muy diferente electronegatividad, $\chi_{\text{K}} (0,82) \ll \chi_{\text{Cl}} (3,16)$.

c) Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre los elementos que forman el enlace tanto más polar es este. El orden de polaridad creciente de los enlaces dados es:



13.35. Los pimientos rojos disponen de compuestos químicos que además de transmitir su sabor picante también son capaces de matar bacterias. Uno de los componentes químicos aislados del pimiento rojo es la capsaicina cuya estructura se indica:



En la estructura de la capsaicina, indica:

- ¿Cuántos carbonos con hibridación sp^3 hay?
- ¿Cuántos enlaces π (π)?
- La configuración del doble enlace de la cadena carbonada ¿es cis o trans?

(Canarias 2009)

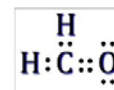
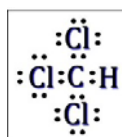
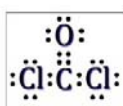
- Los átomos de carbono que sólo tienen enlaces simples presentan hibridación sp^3 . En este caso hay **nueve átomos de carbono con hibridación sp^3** .
- Los enlaces π se dan entre átomos que se unen mediante un doble o triple enlace. En este caso hay cinco dobles enlaces, tres en el anillo bencénico, uno en el grupo carbonilo y otro entre átomos de carbono C3 y C4 de la cadena carbonada. Hay en total **cinco enlaces π** .
- Como los átomos de hidrógeno que se encuentran unidos a los átomos de carbono que forman el doble enlace se encuentran en posiciones alejadas, la configuración es **trans**.

13.36. Dadas las siguientes moléculas COCl_2 , CHCl_3 y HCHO :

- Escribe su estructura de Lewis.
- Describe su geometría molecular.
- Explica si tienen o no momento dipolar.

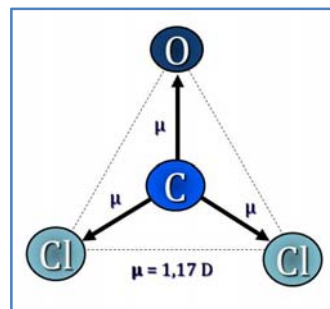
(Preselección C. Valenciana 2009)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son, respectivamente:



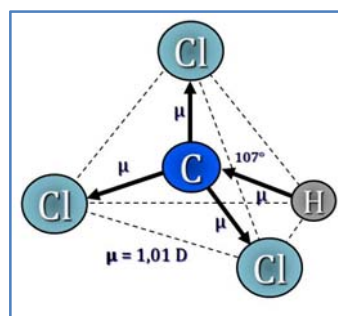
- De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el COCl_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **TRIANGULAR**.

Al ser el oxígeno ($\chi = 3,44$) y el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativos que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos, dos hacia el cloro, $C \rightarrow Cl$, y uno hacia oxígeno, $C \rightarrow O$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula, por lo tanto, la molécula es **POLAR** ($\mu = 1,17$ D).



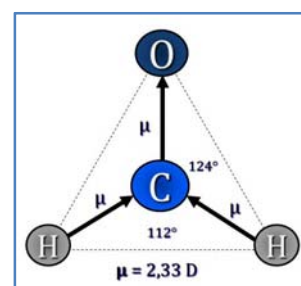
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **CHCl₃** es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **TETRAÉDRICA**.

Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$), y este más que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos, tres hacia el cloro, $C \rightarrow Cl$, y uno hacia carbono, $H \rightarrow C$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula, por lo tanto, la molécula es **POLAR** ($\mu = 2,33$ D).



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **HCHO** es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **TRIANGULAR**.

Al ser el oxígeno ($\chi = 3,44$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$), y este más que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos, dos hacia el carbono, $H \rightarrow C$, y uno hacia oxígeno, $C \rightarrow O$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula, por lo tanto, la molécula es **POLAR** ($\mu = 2,33$ D).

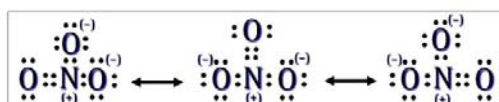


13.37. En el anión nitrato, NO_3^- , todas las distancias de enlace N-O son idénticas y su valor es 121,8 pm.

- Escribe las estructuras de Lewis del anión nitrato, indicando las posibles formas resonantes y las cargas formales sobre cada átomo.
- Utilizando las estructuras de Lewis, argumenta por qué las distancias N-O son todas iguales.
- Describe la geometría del anión nitrato e indica el sentido de las desviaciones de los ángulos respecto de los valores ideales.

(C. Valenciana 2009)

a) Como se trata de una especie que presenta resonancia tiene varias estructuras de Lewis que constituyen un "híbrido de resonancia":



La carga formal de un átomo es una especie se calcula mediante la siguiente expresión:

$$c = \text{carga del core} - \# \text{ electrones solitarios} - \frac{1}{2} \# \text{ electrones compartidos}$$

La carga del core de un átomo # electrones solitarios

$$\text{carga del core} = Z - \# \text{ electrones internos} = \# \text{ electrones de valencia}$$

La carga de los átomos de la especie es:

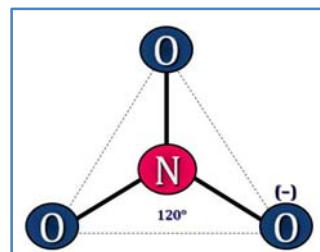
$$c (\text{O}_{\text{enlace sencillo}}) = 6 - 6 - \frac{1}{2} (2) = -1$$

$$c (\text{O}_{\text{enlace doble}}) = 6 - 4 - \frac{1}{2} (2) = 0$$

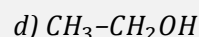
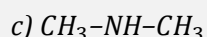
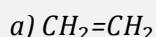
$$c (\text{N}) = 5 - 0 - \frac{1}{2} (8) = +1$$

b) Las diferentes estructuras resonantes indican que el doble enlace puede estar entre cualquiera de los átomos de O y el de N. El orden de enlace en una estructura indica el número de pares de electrones que constituyen un enlace. En este caso al existir resonancia, **el orden de enlace N-O es $1\frac{1}{3}$** ya que uno de los pares de electrones compartidos se encuentra repartido entre los tres enlaces. Esto quiere decir que, en realidad, **los tres enlaces N-O tienen la misma longitud**.

c) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **TRIANGULAR** con un **ángulo de enlace de 120°** que no experimenta ninguna desviación respecto de los valores ideales.

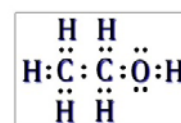
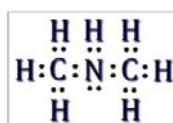


13.38. Explica el tipo de hibridación utilizado por cada átomo de carbono, nitrógeno y oxígeno en los compuestos:



(C. Valenciana 2009)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



a) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es **TRIANGULAR PLANA**. Una sustancia cuyo átomo central presenta esta disposición tiene 3 orbitales híbridos **sp^2** .

b) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $\text{CH}\equiv\text{CH}$ es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición es **LINEAL**. Una sustancia cuyo átomo central presenta esta disposición tiene 2 orbitales híbridos **sp** .

c-d) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_3$ y $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$ son sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central (carbono, nitrógeno y oxígeno) se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición TETRAÉDRICA. Una sustancia cuyo átomo central presenta esta disposición tiene 4 orbitales híbridos sp^3 .

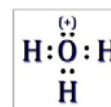
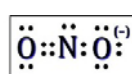
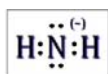
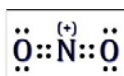
13.39. Dadas las siguientes especies químicas NO_2^+ , NH_2^- , NO_2^- y H_3O^+ .

a) Escribe su estructura de Lewis.

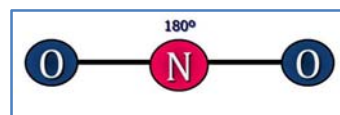
b) Describe su geometría.

(Preselección C. Valenciana 2010)

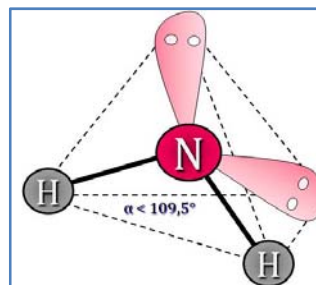
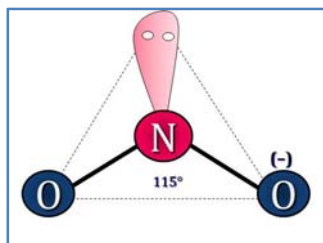
a) Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son, respectivamente:



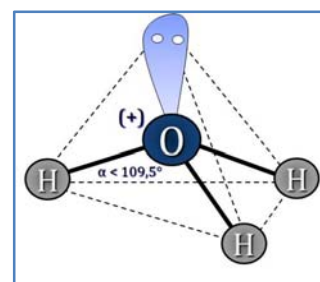
b) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NO_2^+ es una especie del tipo AX_2 , con número estérico 2, a la que corresponde una distribución y geometría **LINEAL** de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.



De acuerdo con el modelo RPECV, NO_2^- y NH_2^- son especies del tipo AX_2E , con número estérico 3, a las que corresponden una distribución triangular de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir un par de electrones solitarios sobre el nitrógeno, las especies presentan una geometría molecular **ANGULAR**.



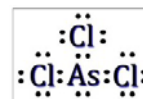
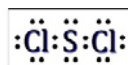
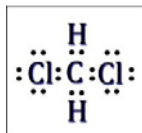
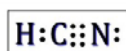
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el H_3O^+ es una especie del tipo AX_3 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución y geometría **TETRAÉDRICA** de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.



13.40. Justifica si las siguientes moléculas son polares o apolares: HCN , CH_2Cl_2 , SCl_2 y AsCl_3 .

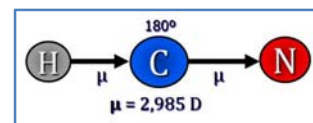
(Preselección C. Valenciana 2010)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son, respectivamente:



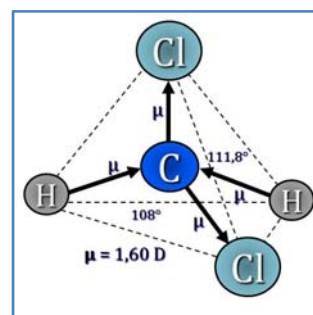
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el HCN es una molécula del tipo AX_2 , con número estérico 2, a la que corresponde una distribución y geometría **LINEAL** de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.

Al ser el nitrógeno ($\chi = 3,04$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$), y este más que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos, uno hacia el nitrógeno, $\text{C} \rightarrow \text{N}$, y otro hacia carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula, por lo tanto, la molécula es **POLAR** ($\mu = 2,985 \text{ D}$).



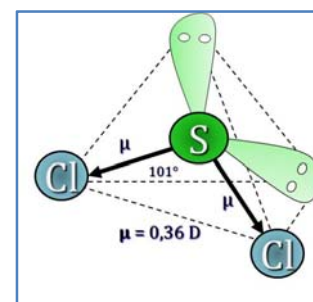
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CH_2Cl_2 es una molécula del tipo AX_4 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución y geometría **TETRAÉDRICA** de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.

Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$), y este más que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos, dos hacia el cloro, $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$, y otros dos hacia el carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula, por lo tanto, la molécula es **POLAR** ($\mu = 1,60 \text{ D}$).



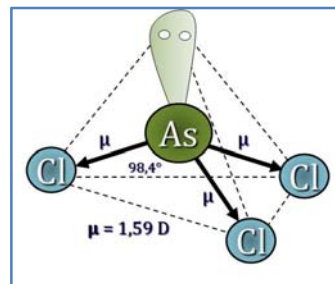
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el SCl_2 es una molécula del tipo AX_2E_2 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir dos pares de electrones solitarios sobre el azufre, la geometría molecular es **ANGULAR**.

Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el cloro, $\text{As} \rightarrow \text{Cl}$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula, por lo tanto, la molécula es **POLAR** ($\mu = 0,36 \text{ D}$).



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el AsCl_3 es una molécula del tipo AX_3E , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir un par de electrones solitarios sobre el arsénico, la geometría molecular es **PIRAMIDAL**.

Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el arsénico ($\chi = 2,18$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el cloro, $\text{As} \rightarrow \text{Cl}$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula, por lo tanto, la molécula es **POLAR** ($\mu = 1,59 \text{ D}$).

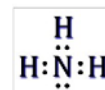
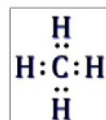
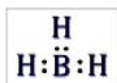


13.41. Ordena las siguientes moléculas en función del grado creciente de sus ángulos de enlace:

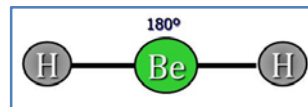
a) BeH_2 b) BH_3 c) CH_4 d) NH_3

(Canarias 2010)

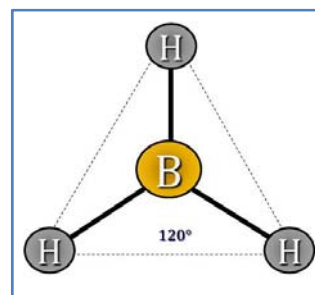
Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



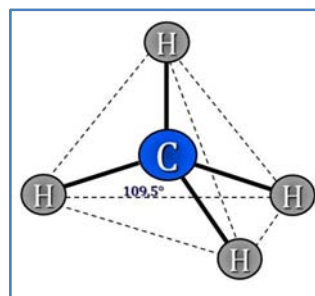
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BeH_2 es una sustancia del tipo AX_2 a la que corresponde un número estérico 2 a la que corresponde una distribución **LINEAL** de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central con **ángulos de enlace de 180°** .



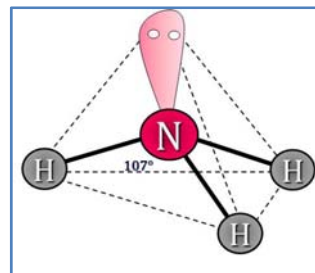
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BH_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **TRIGONAL PLANA** con **ángulos de enlace de 120°** .



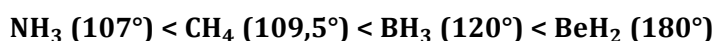
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CH_4 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **TETRAÉDRICA** con **ángulos de enlace de $109,5^\circ$** .



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es **PIRAMIDAL** con **ángulos de enlace inferiores a $109,5^\circ$** debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario situado sobre el átomo de nitrógeno.



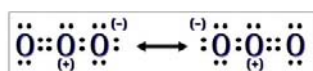
El orden creciente de ángulos de enlace es:



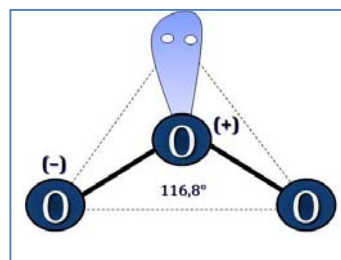
13.42. De acuerdo con la Teoría de Repulsión de los Pares de Electrones de Valencia, ¿cuál sería la estructura geométrica posible de la molécula de ozono, O_3 ?

(Canarias 2010)

El ozono es una sustancia que presenta resonancia y su estructura de Lewis es:



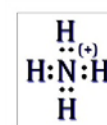
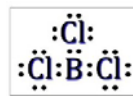
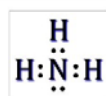
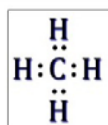
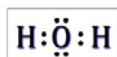
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el O_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y geometría es **ANGULAR**.



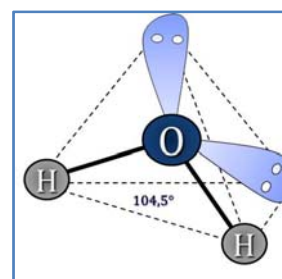
13.43. Ordena, justificando la respuesta, las siguientes moléculas de mayor a menor ángulo de enlace: H_2O , CH_4 , NH_3 , BCl_3 y NH_4^+ .

(C.Valenciana 2010)

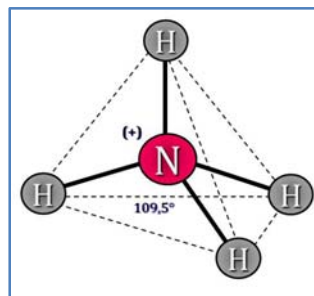
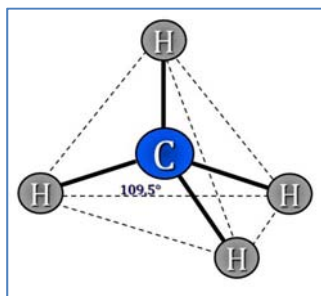
Las estructuras de Lewis de las sustancias propuestas son:



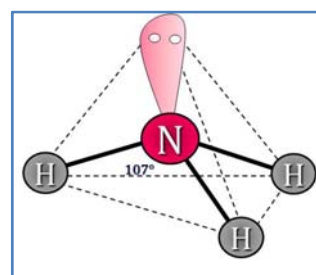
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es **PIRAMIDAL** con **ángulos de enlace inferiores a $109,5^\circ$** debido a la repulsión que ejerce los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de oxígeno.



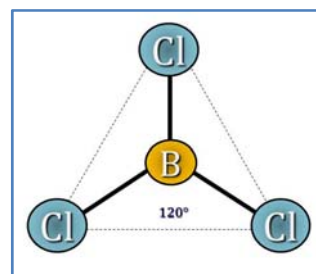
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV CH_4 y NH_4^+ son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **TETRAÉDRICA** con **ángulos de enlace de $109,5^\circ$** .



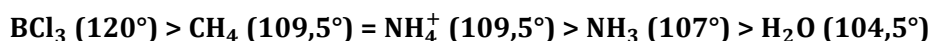
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es **PIRAMIDAL** con **ángulos de enlace inferiores a $109,5^\circ$** debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario situado sobre el átomo de nitrógeno.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **TRIGONAL PLANA** con **ángulos de enlace de 120°** .



El orden decreciente de ángulos de enlace es:

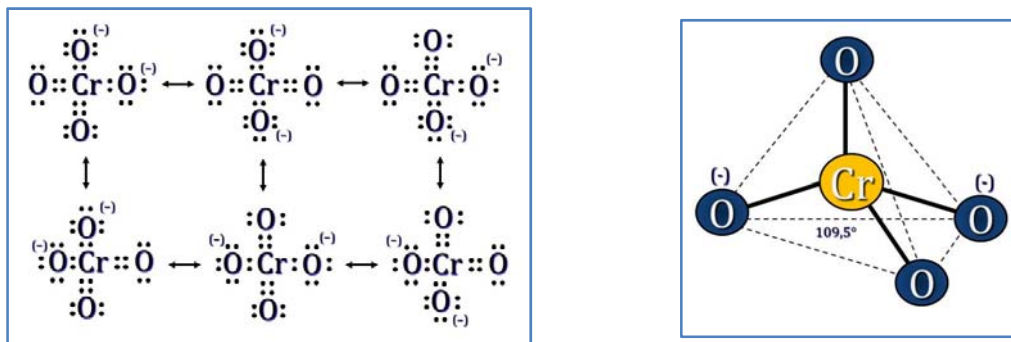


13.44. El cromo es un elemento que presenta gran variedad de colores en sus compuestos, de ahí su nombre. Por ejemplo el ión cromato es de color amarillo y su fórmula es CrO_4^{2-} . Representa la fórmula de Lewis de este ión. Indica su geometría y representa las estructuras resonantes.

(C.Valenciana 2010)

Las estructuras de Lewis de las formas resonantes son:

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CrO_4^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **TETRAÉDRICA** con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.



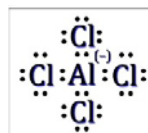
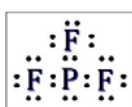
13.45. De acuerdo con la Teoría de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia (TRPECV) escribir la estructura de Lewis e indicar la geometría de las siguientes especies químicas:

a) PF_3

b) AlCl_4^-

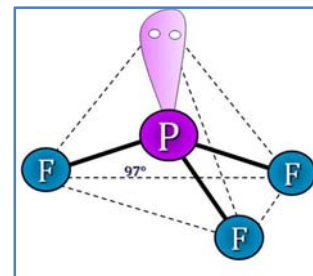
(Canarias 2011)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



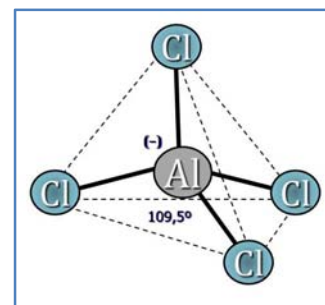
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el PF_3 es una especie del tipo AX_3E con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central.

Como existe un par de electrones solitario sobre el fósforo, la geometría molecular es de **PIRÁMIDE TRIANGULAR** con unos ángulos de enlace menores que los de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión provocada por el par de electrones solitarios y la elevada electronegatividad del flúor. Según la bibliografía, los ángulos de enlace son de 97° .

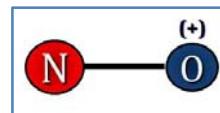
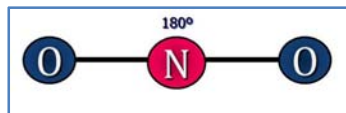


▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el AlCl_4^- es una especie del tipo AX_4 con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.

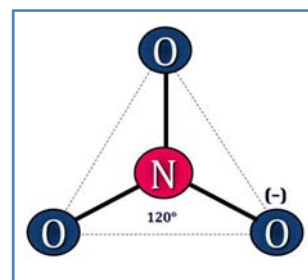
Como no existen pares de electrones solitarios sobre el silicio, coinciden la distribución y la geometría molecular, que es **TETRAÉDRICA**, con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.



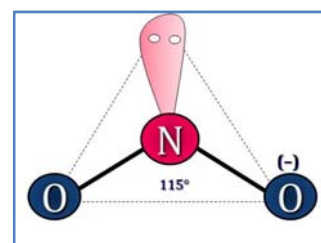
- De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^+ y el NO^+ son especies del tipo AX_2 y AXE , respectivamente, con número estérico 2, a las que corresponde una distribución y geometría **LINEAL** de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.



- De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie del tipo AX_3 , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución y geometría **TRIANGULAR** de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central con ángulos de enlace de 120° .



- De acuerdo con el modelo RPECV, NO_2^- es una especie del tipo AX_2E , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir un par de electrones solitarios sobre el nitrógeno, la especie presenta una geometría molecular **ANGULAR** con ángulos de enlace menores de $109,5^\circ$ debidos a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios.

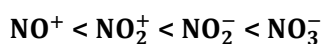


c) Para clasificar los diferentes enlaces N-O por su longitud, es preciso definir el concepto de orden de enlace como el número de pares de electrones que constituyen ese enlace. En caso de especies que presenten resonancia el par de electrones se reparte entre los átomos de oxígeno enlazados al átomo de nitrógeno.

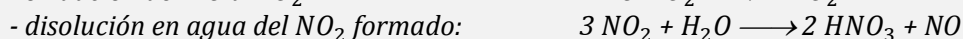
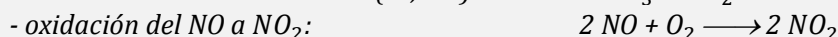
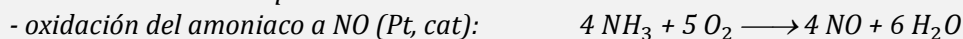
El enlace será más corto cuántos más pares de electrones formen ese enlace y más largo en el caso contrario.

Especie	NO_2^+	NO_3^-	NO_2^-	NO^+
Orden de enlace	2	$1\frac{1}{3}$	$1\frac{1}{2}$	3

Las especies ordenadas por orden creciente del enlace N-O son:



13.48. El método Ostwald para obtener ácido nítrico consiste en la combustión catalítica del amoníaco. Consta de tres etapas:



a) Indica el estado de oxidación del nitrógeno en todos los compuestos donde aparece

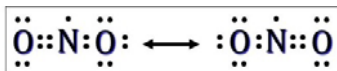
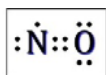
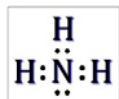
b) Dibuja las estructuras de Lewis de todos los compuestos de nitrógeno utilizados

c) Discute comparativamente el ángulo de enlace O-N-O en los aniones NO_2^- y NO_3^- .

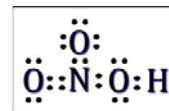
(C. Valenciana 2011)

a) NH_3 (-3); NO (+2); NO_2 (+4); HNO_3 (+5)

b) Las estructuras de *Lewis* de los compuestos de nitrógeno son:

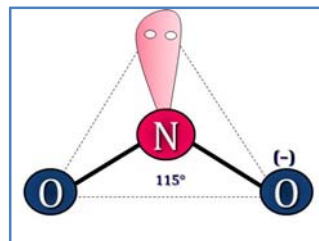


Presenta resonancia

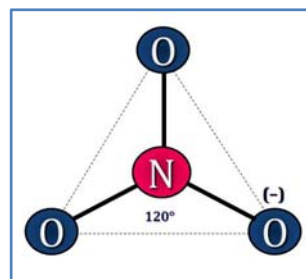


Presenta resonancia

c) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie del tipo AX_2E , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir un par de electrones solitarios sobre el nitrógeno, la especie presenta una geometría molecular **ANGULAR** con **ángulos de enlace menores de $109,5^\circ$** debidos a la repulsión que ejercen el par de electrones solitarios.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie del tipo AX_3 , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución y geometría **TRIANGULAR** de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central con **ángulos de enlace de 120°** .



Respecto a los ángulos de enlace, $\alpha_{\text{NO}_3^-} > \alpha_{\text{NO}_2^-}$.

13.49. Explica el tipo de hibridación utilizado por en átomo de carbono, nitrógeno y oxígeno de los siguientes compuestos:

a) etino, $\text{CH}\equiv\text{CH}$

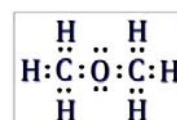
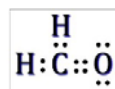
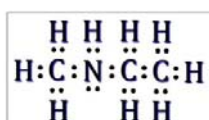
b) etilmetilamina $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$

c) metanal CH_2O

d) dimetiléter $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

(C. Valenciana 2011)

Las estructuras de *Lewis* de las moléculas propuestas son:



a) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $\text{CH}\equiv\text{CH}$ es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición **LINEAL**. Una sustancia cuyo átomo central presenta esta disposición tiene **2 orbitales híbridos sp**.

b) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$ es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central (carbono y nitrógeno) se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición **TETRAÉDRICA**. Una sustancia cuyo átomo central presenta esta disposición tiene **4 orbitales híbridos sp³**.

- c) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **CH₂O** es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula **AX₃** a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es **TRIANGULAR PLANA**. Una sustancia cuyo átomo central presenta esta disposición tiene **3 orbitales híbridos sp²**.
- d) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **C₂H₆O** es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central (carbono y oxígeno) se ajusta a la fórmula **AX₄** a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es **TETRAÉDRICA**. Una sustancia cuyo átomo central presenta esta disposición tiene **4 orbitales híbridos sp³**.

14. ENLACE QUÍMICO Y PROPIEDADES

14.1. Dadas las sustancias cloro (Cl_2), amoníaco (NH_3), formaldehído (H_2CO) y cloroformo (HCCl_3), contesta razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Escribe las fórmulas de Lewis para cada una de ellas.
- ¿Cuáles de estas moléculas son polares?
- ¿Qué compuestos presentan enlace de hidrógeno?
- ¿Cuál presentará mayor punto de ebullición? ¿Y cuál menor?

(C. Valenciana 1998)

a) Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias son, respectivamente:

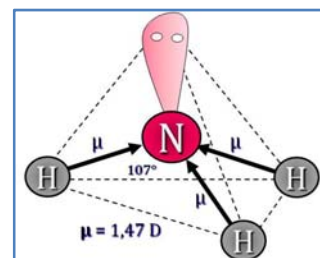


b) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es LINEAL al existir únicamente dos átomos.

Al tratarse de átomos idénticos no cabe la posibilidad de formación de dipolos permanentes por lo que la molécula es NO POLAR.

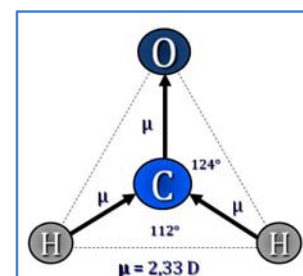
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL ya que sólo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno, $\text{H} \rightarrow \text{N}$, y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es **POLAR**.



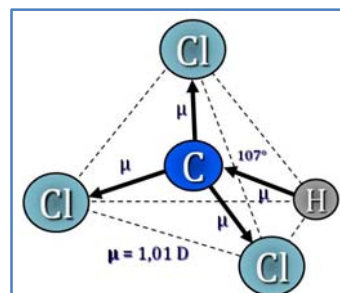
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2CO es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR PLANA.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen tres dipolos, dos dirigidos hacia el carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$, y otro hacia en oxígeno, $\text{C} \rightarrow \text{O}$, y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,33 \text{ D}$) y la molécula es **POLAR**.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCl_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el cloro ($\chi = 3,14$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen cuatro dipolos, tres dirigidos hacia el cloro, $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$, y otro hacia el carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$, y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,01 \text{ D}$) y la molécula es **POLAR**.



c) El enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las cuatro sustancias propuestas, la única que cumple las condiciones para **formar enlace de hidrógeno** es NH_3 ya que tiene átomos de hidrógeno unidos a un átomo muy electronegativo (N) que se van a ver atraídos por el par de electrones solitario de uno de estos átomos de una molécula vecina.

d) Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que presente las fuerzas intermoleculares más débiles.

▪ Cl_2 es una sustancia que presenta enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que serán muy débiles debido a que es una sustancia con pequeño volumen atómico y bajo peso molecular, por tanto será muy poco polarizable. Por esto, debe ser la sustancia con **menor punto de ebullición**.

▪ NH_3 es una sustancia que presenta enlace covalente polar. Además tiene **enlace de hidrógeno**. Por tanto, esta sustancia será la que presente el siguiente mayor punto de ebullición.

▪ HCl_3 y H_2CO son sustancias que presentan enlace covalente polar. Pueden presentar fuerzas intermoleculares **dipolo-dipolo** y **fuerzas de dispersión de London**, que serán más intensas en HCl_3 debido a que se trata sustancia muy voluminosa y con elevado peso molecular. Por tanto, debe ser la sustancia con **mayor punto de ebullición**.

Los valores de los puntos de ebullición encontrados en la bibliografía son:

Sustancia	Cl_2	NH_3	H_2CO	HCl_3
T_{eb} / K	238,6	240	254	334

14.2. Una muestra desconocida tiene las siguientes propiedades:

- es un sólido que sublima a 3500°C en el vacío
- no es soluble de forma apreciable en agua
- tampoco es soluble de forma apreciable en disolventes orgánicos
- conduce la corriente eléctrica, pero sólo cuando se coloca de determinada manera entre los bornes de una pila, mientras que no la conduce de forma apreciable cuando se coloca perpendicularmente a la orientación anterior
- se rompe en láminas con cierta facilidad.

¿Qué clase de sustancia es? ¿Qué sustancia concreta podría ser? Explica brevemente la relación entre la estructura de la sustancia y las propiedades derivadas.

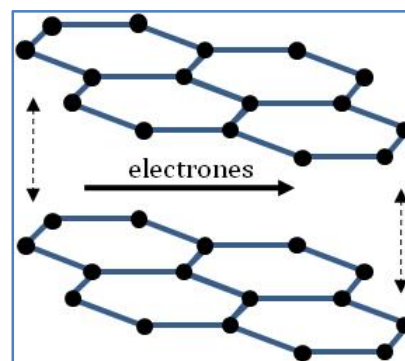
(C. Valenciana 1998)

Se trata de **sólido molecular** o reticular. En concreto es el **grafito**, que sublima a 3500°C y que presenta una estructura reticular en la que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros tres átomos formando planos de hexágonos.

- Los enlaces entre átomos de carbono son muy fuertes por lo que se forma una red cristalina a temperatura ambiente que sólo se rompe (sublima) a 3915 K (según la bibliografía). Cualquier tipo de disolvente es incapaz de romper dicha red.

- Los enlaces entre los planos son más largos y débiles que los existentes entre los átomos de carbono del plano lo que motiva que el grafito se rompa en láminas con cierta facilidad.

- Los átomos de carbono del plano presentan hibridación sp^2 por lo que tiene electrones deslocalizados que pueden moverse libremente en la dirección del plano, es decir conduce la corriente eléctrica, pero no lo hace en la dirección perpendicular entre planos.



14.3. Contesta verdadero o falso a las siguientes afirmaciones, justificando la respuesta:

- a) La glucosa se disuelve en benceno, la disolución conduce la corriente eléctrica.
- b) El naftaleno se disuelve en benceno, la disolución conduce la corriente eléctrica.
- c) La glucosa se disuelve en agua destilada, la disolución no conduce la corriente eléctrica.
- d) El KNO_3 se disuelve en benceno, la disolución conduce la corriente eléctrica.
- e) El naftaleno se disuelve en agua destilada, la disolución conduce la corriente eléctrica.

(C. Valenciana 1999)

a) Falso. La glucosa no se disuelve en benceno. Como el benceno es no polar, no existe posibilidad de formación de enlaces intermoleculares entre ambas sustancias.

b) Falso. Sí que es cierto que el naftaleno se disuelve en benceno ya que se trata de un proceso en el que prácticamente no se intercambia calor ($\Delta H \approx 0$), pero sí que aumenta el desorden ($\Delta S > 0$), por tanto, $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$ por lo que es proceso espontáneo. Puede decirse que se cumple el aforismo, lo semejante disuelve a lo semejante.

La disolución formada no conduce la corriente eléctrica ya que los electrones no tienen libertad de movimiento en la misma.

c) **Verdadero.** Sí que es cierto que la glucosa se disuelve en agua destilada ya que se trata de un proceso en el que se forman enlaces intermoleculares de hidrógeno entre las moléculas de glucosa y las de agua.

La disolución formada no conduce la corriente eléctrica ya que los electrones no tienen libertad de movimiento en la misma.

d) Falso. El KNO_3 no se disuelve en benceno. Como el benceno es no polar, no existe posibilidad de formación de enlaces intermoleculares entre ambas sustancias.

e) Falso. Sí que es cierto que el naftaleno se disuelve en benceno ya que se trata de un proceso en el que se forman enlaces intermoleculares por fuerzas de dispersión de London entre ambas sustancias.

La disolución formada no conduce la corriente eléctrica ya que los electrones no tienen libertad de movimiento en la misma.

14.4. De los siguientes sólidos ¿cuáles serán conductores de la electricidad?

- a) NaCl
- b) SiO_2
- c) Fe
- d) C (grafito)

(C. Valenciana 2001)

a) El **NaCl (s)** forma una red iónica que **no conduce la corriente eléctrica** porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez rota la red al aumentar la temperatura o al disolver la sustancia en agua, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos, luego **NaCl (l)** y **NaCl (aq)** sí son especies **conductoras de la corriente eléctrica**.

b) El **SiO₂ (s)** forma una red covalente que **no conduce la corriente eléctrica** porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces covalentes.

c) El **Fe (s)** forma una red metálica formada por cationes rodeados de una nube de electrones que permiten el paso de los electrones a través de ella. Por tanto, es una sustancia **conductora de la corriente eléctrica** tanto en estado sólido como fundido.

d) El **C (grafito)** forma una red covalente con una estructura en la que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros tres de forma que uno de los enlaces es doble. Esto hace que existan electrones de valencia deslocalizados por lo que esta estructura **sí conduce la corriente eléctrica**.

14.5. Justifica dentro de cada pareja, la sustancia que presenta mayor punto de ebullición:

- a) H_2O y H_2S
- b) CO_2 y SiO_2
- c) Etano y propano
- d) Etano y etanol
- e) Cloro y bromo
- f) Etanol y metanol
- g) Cloruro de hidrógeno y yoduro de hidrógeno.

(C. Valenciana 2002) (C. Valenciana 2007)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que presente las fuerzas intermoleculares más débiles.

a) $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{S}$

▪ H_2O es un compuesto que presenta enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. El enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ H_2S es un compuesto que también presenta enlace covalente y dipolo permanente, pero a diferencia del H_2O se trata de una sustancia que no puede formar un enlace de hidrógeno ya que en este caso los átomos de hidrógeno no se encuentran unidos a un átomo muy electronegativo (en este caso S).

Por tanto, el **punto de ebullición del H_2O (373 K) es mayor que el del H_2S (213 K).**

b) $\text{CO}_2 - \text{SiO}_2$

▪ CO_2 es un compuesto que tiene un punto de ebullición muy bajo, ya que presenta enlace covalente y, además, al ser una sustancia no polar el único enlace intermolecular que puede dar es del tipo **fuerzas de dispersión de London** que es muy débil.

▪ SiO_2 es un compuesto que también presenta enlace covalente pero a diferencia del anterior forma **redes cristalinas covalentes**. Estas sustancias son sólidas a temperatura ambiente, por lo que tienen un elevado punto de ebullición.

Por tanto, el **punto de ebullición del SiO_2 (2503 K) es mucho mayor que el del CO_2 (216,6 K).**

c) Etano – propano

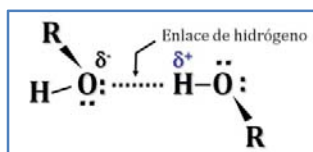
Ambos compuestos presentan enlace covalente y no tienen momento dipolar permanente por lo que las únicas fuerzas intermoleculares que tienen son del tipo de **dispersión de London**. Estas fuerzas aumentan con el peso molecular y el tamaño de la sustancia.

Por tanto, el **punto de ebullición del propano (231 K), más voluminoso y pesado, es mayor que el del etano (184 K).**

d) Etano – etanol

▪ C_2H_6 (etano) presenta enlace covalente y no tiene momento dipolar permanente por lo que las únicas fuerzas intermoleculares que tiene son del tipo de **dispersión de London** que son las más débiles de todas.

▪ $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (etanol) es un compuesto que presenta enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. El enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Por tanto, el **punto de ebullición C_2H_5OH (351 K)** es mayor que el del C_2H_6 (184 K).

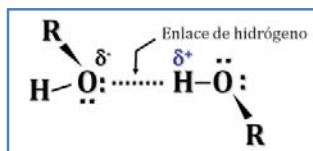
e) Cloro – bromo

Ambos compuestos presentan enlace covalente y no tienen momento dipolar permanente por lo que las únicas fuerzas intermoleculares existentes son del tipo de **dispersión de London**. Estas fuerzas aumentan con el peso molecular y el tamaño de la sustancia.

Por tanto, el **punto de ebullición del bromo (339,1 K)**, líquido a temperatura ambiente, y más voluminoso y pesado, **es mayor que el del cloro (238,6 K)**, gas a temperatura ambiente y más ligero.

f) Etanol – metanol

Ambos alcoholes, C_2H_5OH y CH_3OH , (etanol y metanol, respectivamente) son compuestos que presentan enlace covalente, pero se trata de sustancias con momento dipolar permanente que forman un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. El enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Además del enlace de hidrógeno, existen en ambas sustancias **fuerzas de dispersión de London** que son mayores en el etanol que tiene mayor peso molecular. Por tanto, el **punto de ebullición del C_2H_5OH (351 K)** es mayor que el del CH_3OH (338 K).

g) Cloruro de hidrógeno – yoduro de hidrógeno

HCl y **HI** son compuestos que tienen enlace covalente, pero como se trata de sustancias con momento dipolar permanente presentan fuerzas intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo**. Además, en ambas sustancias se dan fuerzas intermoleculares de **dispersión de London**. Fuerzas que aumentan con el peso molecular y el tamaño de la sustancia y tienen preponderancia sobre las fuerzas dipolo-dipolo cuando se trata de compuestos con masas molares muy diferentes.

Por tanto, el **punto de ebullición del HI (239 K)**, más voluminoso y pesado, **es mayor que el del HCl (188 K)**.

14.6. Indica en cada uno de los siguientes casos si son o no conductores de la corriente eléctrica: H_2O (l), $NaCl$ (s), $NaCl$ (l), $NaCl$ (aq), SiO_2 (s), Fe (s), CO_2 (s, nieve carbónica).

(C. Valenciana 2003)

Serán conductoras de la corriente eléctrica aquellas sustancias que en estado sólido, líquido o en disolución acuosa permitan el libre movimiento de los electrones por su estructura.

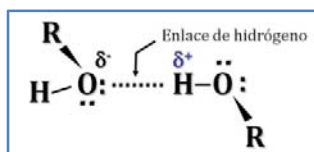
- **H_2O (l)** tiene enlace covalente y enlace intermolecular de hidrógeno que no permite el movimiento de los electrones por su estructura por lo que **no conduce la corriente eléctrica**.
- **$NaCl$ (s)** forma una red iónica que **no conduce la corriente eléctrica** porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez rota la red al aumentar la temperatura o al disolver la sustancia en agua, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos, luego **$NaCl$ (l) y $NaCl$ (aq)** sí son especies **conductoras de la corriente eléctrica**.
- **SiO_2 (s)** forma una red covalente que **no conduce la corriente eléctrica** porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces covalentes.
- **Fe (s)** forma una red metálica formada por cationes rodeados de una nube de electrones que permiten el paso de los electrones a través de ella. Por tanto, sí es una sustancia **conductoras tanto en estado sólido como fundido**.
- **CO_2 (s)** tiene enlace covalente y enlace intermolecular por fuerzas de dispersión de London que no permite el movimiento de los electrones por su estructura por lo que **no conduce la corriente eléctrica**.

14.7. Ordena justificando la respuesta, los siguientes compuestos por valores crecientes de su punto de ebullición: CO_2 , CH_3OH , RbF , CH_3Br .

(C. Valenciana 2003)

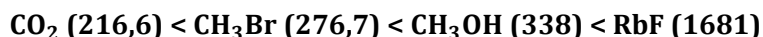
Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que tenga fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que tenga las fuerzas intermoleculares más débiles.

- **CO_2** es el compuesto que presenta menor punto de ebullición de todas, ya que tiene enlace covalente y, además, al ser una sustancia no polar, el único enlace intermolecular que puede presentar es del tipo **fuerzas de dispersión de London** que es muy débil.
- **CH_3Br** es un compuesto que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia polar puede formar un enlace intermolecular del tipo **dipolo-dipolo** y además forma enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**. La combinación de ambos enlaces intermoleculares hace que esta sustancia presente un punto de ebullición mayor que la anterior.
- **CH_3OH** es un compuesto que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que puede formar un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. El enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Por este motivo, esta sustancia presenta un punto de ebullición mayor que las anteriores.



▪ **RbF** es el compuesto que presenta mayor punto de ebullición de todos, ya que tiene **enlace iónico** por lo que forma redes cristalinas iónicas, sólidas a temperatura ambiente.

Por tanto, los compuestos ordenados por punto de ebullición creciente (K) son:



14.8. Algunos compuestos alifáticos organoclorados (como el cloruro de metilo, tricloroetano y tricloroetileno) se utilizan con profusión en el desengrasado de metales, lavado en seco, aerosoles, pinturas, adhesivos, etc. Se calcula que cerca del 70% de estos productos se escapan hacia la troposfera, donde intervienen en numerosas reacciones radicalarias, algunas de consecuencias todavía desconocidas.

Un compuesto organoclorado dió los siguientes porcentajes en su composición: 24,2% de carbono, 71,7% de cloro y 4,1% de hidrógeno. Además, 1 L de dicho compuesto en estado gaseoso, medido a 745 mmHg y 110°C, tiene una masa de 3,1 g.

Deduzca las fórmulas empírica y molecular de dicho compuesto.

b) Establecida la fórmula molecular, indique el tipo de isomería que presenta dicho compuesto. Escriba y nombre los isómeros posibles.

c) Sabiendo que este compuesto presenta un momento dipolar neto, determine la fórmula desarrollada del mismo.

d) ¿Qué compuesto presentará un punto de ebullición más alto, el cloruro de metilo o tricloroetano? Razone la respuesta.

e) Establezca las estructuras de Lewis del tricloroetano. ¿Qué tipo de radicales generaría el tricloroetano al irradiarlo con una energía ($h\nu$) adecuada?

(Dato. Constante $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$)

(Sevilla 2004)

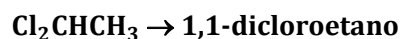
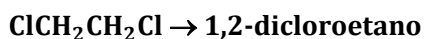
a) Previamente a la obtención de las fórmulas se calcula la masa molar de la sustancia problema (X). Considerando comportamiento ideal:

$$M = \frac{3,1 \text{ g} (0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}) (110+273) \text{ K}}{745 \text{ mmHg}} \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 99,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

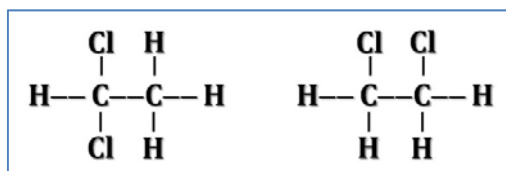
Para obtener las fórmulas:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{24,2 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} \frac{99,3 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \frac{71,7 \text{ g Cl}}{100 \text{ g X}} \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} \frac{99,3 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol X}} \\ \frac{4,1 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} \frac{99,3 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 4 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \end{array} \right\} \text{ fórmulas} \longrightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{molecular} \rightarrow \text{C}_2\text{Cl}_2\text{H}_4 \\ \text{simplificando} \\ \text{empírica} \rightarrow (\text{CClH}_2)_n \end{array} \right.$$

b) Se trata de un hidrocarburo de 2 carbonos que no presenta insaturaciones, luego la única **isomería** posible es **de posición** de los átomos de cloro. Los dos isómeros posibles son:



c) Tanto el 1,1-dicloroetano como el 1,2-dicloroetano presentan momento dipolar, $\mu \neq 0$. Sus fórmulas desarrolladas son:



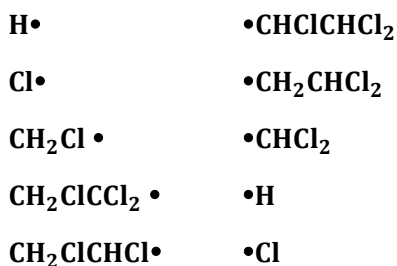
d) Por tratarse de dos sustancias polares, presentará un punto de ebullición más elevado la sustancia que sea más voluminosa (tenga mayor masa molar), en ella habrá más fuerzas intermoleculares tipo dispersión de *London*.

Sustancia	Fórmula	M (g·mol ⁻¹)
Tricloroetano	Cl_3CCH_3	133,5
cloruro de metilo	CH_3Cl	50,5

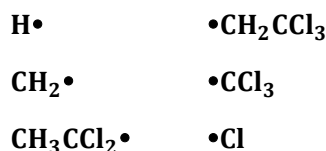
e) Las posibles estructuras de *Lewis* para el tricloroetano son:



▪ En el caso del 1,1,2-tricloroetano se pueden dar 5 posibles roturas con estos radicales:



▪ En el caso del 1,1,1-tricloroetano se pueden dar 3 posibles roturas con estos radicales:



14.9. Teniendo en cuenta los datos recogidos en la tabla, referentes a los átomos de tres elementos desconocidos X, Y, Z. Indica:

Elemento	Z	A
X	5	11
Y	19	39
Z	35	80

a) La composición de los núcleos de X e Y.

b) Las configuraciones electrónicas de X y Z. ¿De qué elementos se trata?

c) Dos isótopos de Y. Representalos.

d) El tipo de enlace y la fórmula más probable de la unión de X con Z.

(Canarias 2004)

a) Recordando que:

$Z = n^{\circ} \text{ atómico} = n^{\circ} \text{ de protones} = n^{\circ} \text{ de electrones (átomo neutro)}$

$A = n^{\circ} \text{ másico} = n^{\circ} \text{ de protones} + n^{\circ} \text{ de neutrones}$

▪ Elemento X:

Si $Z = 5$, el átomo tiene **5 protones**.

Si $A = 11$ y el átomo tiene 5 protones, tiene $(11 - 5) = \mathbf{6 \text{ neutrones}}$.

▪ Elemento Y:

Si $Z = 19$, el átomo tiene **19 protones**.

Si $A = 39$ y el átomo tiene 19 protones, tiene $(39 - 19) = \mathbf{20 \text{ neutrones}}$.

▪ Elemento Z:

Si $Z = 35$, el átomo tiene **35 protones**.

Si $A = 80$ y el átomo tiene 35 protones, tiene $(80 - 35) = \mathbf{45 \text{ neutrones}}$.

b) El elemento cuyo número atómico es 11 tiene la configuración electrónica abreviada **[Ne] 3s¹**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 1** (es preciso tener en cuenta que el subnivel d no comienza a llenarse hasta el 4^o periodo) y el valor de $n = 3$ indica que pertenece al **3^{er} periodo**. Se trata del **sodio (Na)**.

▪ El elemento cuyo número atómico es 35 tiene la configuración electrónica abreviada **[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁵**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 17** y el valor de $n = 4$ indica que pertenece al **4^o periodo**. Se trata del **bromo (Br)**.

c) Los isótopos del elemento Y deben tener el mismo número atómico 19 (igual número de protones), pero diferente número másico (diferente número de neutrones). Por ejemplo, dos isótopos del elemento Z serían:



d) Si el átomo de Na cede el electrón del orbital 3s adquiere una configuración electrónica muy estable de gas inerte **[He] 2s² 2p⁶** y se transforma en el ion **Na⁺**.

Si el átomo de Br capta un electrón completa el subnivel 4p y adquiere una configuración electrónica muy estable de gas inerte **[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁶** y se transforma en el ion **Br⁻**.

De acuerdo con la condición de electroneutralidad entre ambos iones forman **un compuesto iónico de fórmula NaBr**.

14.10. Teniendo en cuenta los datos recogidos en la tabla, referentes a los átomos de tres elementos desconocidos X, Y, Z:

Elemento	Z	A
X	14	28
Y	17	35
Z	20	40

- a) Calcula el número de protones, electrones y neutrones de cada uno.
 b) Razona cuál será el que tiene mayor tendencia a formar iones positivos y cuál forma iones negativos.
 c) El tipo de enlace que se puede formar entre X y Z. ¿Cuál sería la fórmula del compuesto?

(Canarias 2005)

a) Recordando que:

$Z = n^{\circ} \text{ atómico} = n^{\circ} \text{ de protones} = n^{\circ} \text{ de electrones (átomo neutro)}$

$A = n^{\circ} \text{ másico} = n^{\circ} \text{ de protones} + n^{\circ} \text{ de neutrones}$

▪ Elemento X:

Si $Z = 14$, el átomo tiene **14 protones** y **14 electrones**.

Si $A = 28$ y el átomo tiene 14 protones, tiene $(28 - 14) = \mathbf{14 \text{ neutrones}}$.

▪ Elemento Y:

Si $Z = 17$, el átomo tiene **17 protones** y **17 electrones**.

Si $A = 35$ y el átomo tiene 17 protones, tiene $(35 - 17) = \mathbf{18 \text{ neutrones}}$.

▪ Elemento Z:

Si $Z = 20$, el átomo tiene **20 protones** y **20 electrones**.

Si $A = 40$ y el átomo tiene 20 protones, tiene $(40 - 20) = \mathbf{20 \text{ neutrones}}$.

b) El elemento X cuyo número atómico es 14 tiene la configuración electrónica abreviada **[Ne] 3s² 3p²**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 14** (es preciso tener en cuenta que el subnivel d no comienza a llenarse hasta el 4^o periodo) y el valor de $n = 3$ indica que pertenece al **3^{er} periodo**. Se trata del **silicio (Si)**.

Al tener cuatro electrones en su capa de valencia tiene tendencia similar a formar iones positivos o negativos.

▪ El elemento Y cuyo número atómico es 17 tiene la configuración electrónica abreviada **[Ne] 3s² 3p⁵**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 17** (es preciso tener en cuenta que el subnivel d no comienza a llenarse hasta el 4^o periodo) y el valor de $n = 3$ indica que pertenece al **3^{er} periodo**. Se trata del **cloro (Cl)**.

Al tener siete electrones en su capa de valencia tiene tendencia a ganar un electrón y adquirir estructura electrónica, muy estable, de gas inerte. Forma el ion **Cl⁻**.

- El elemento Z cuyo número atómico es 20 tiene la configuración electrónica abreviada **[Ar] 4s²**. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 2** y el valor de $n = 4$ indica que pertenece al **4º periodo**. Se trata del **calcio (Ca)**.

Al tener dos electrones en su capa de valencia tiene tendencia cederlos y adquirir estructura electrónica, muy estable, de gas inerte. Forma el ion **Ca²⁺**.

- c) De acuerdo con la condición de electroneutralidad entre ambos iones forman **un compuesto iónico de fórmula CaCl₂**.

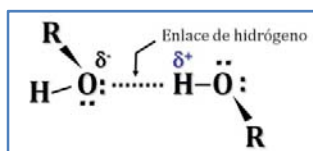
14.11. Se disuelve yodo (s) utilizando metanol como disolvente. Explica:

- Tipos de fuerzas que hay que romper en el yodo para que se disuelva.
- Tipos de interacciones que hay que romper entre las moléculas de metanol para que interactúen con el yodo disuelto.
- Tipos de interacciones existentes entre el yodo disuelto y las moléculas de disolvente.

(C. Valenciana 2005)

a) **I₂ (s)** es una sustancia que tiene enlace covalente y enlace intermolecular por **fuerzas de dispersión de London** por lo que se disolverá en un disolvente no polar rompiendo este tipo de fuerzas.

b) **CH₃OH** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que además presenta un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. El enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Para que las moléculas de metanol interactúen con las de yodo disuelto es preciso romper los **enlaces de hidrógeno** que existen entre las moléculas de metanol.

c) Las moléculas de CH₃OH presentan dipolos permanentes por lo que frente a las moléculas no polares de I₂, inducirán en éstas un dipolo de forma que existirán **interacciones dipolo permanente-dipolo inducido**.

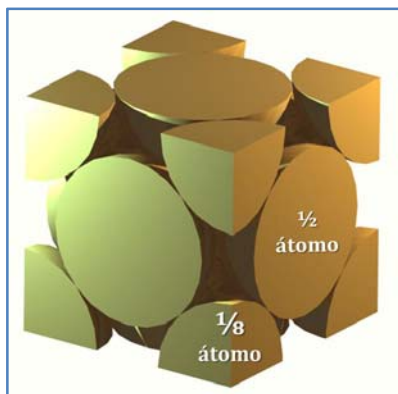
14.12. El rodio cristaliza en una red cúbica centrada en las caras (o cúbica centrada de empaquetamiento compacto).

- Describe esta estructura e indica el número de coordinación de cada átomo de rodio.
- Indica, explicando la respuesta, el número de átomos de rodio de la celda unidad.

(C. Valenciana 2005) (C. Valenciana 2008)

a) Como se observa en la figura, una estructura cúbica centrada en las caras tiene un átomo en el centro de cada cara y un átomo en cada vértice del cubo. El **número de coordinación** o número de átomos que rodean a otro es **12**.

b) La aportación que realizan a la celda unidad los átomos de los vértices y del centro de cada cara es:



$$\frac{8 \text{ átomos (vértices)}}{8} + \frac{6 \text{ átomos (caras)}}{2} = 4 \text{ átomos}$$

(En la pregunta propuesta en el examen del año 2008 el enunciado es el mismo con la diferencia de que se cambia el átomo de rodio por el de níquel).

14.13. Indica en cada uno de los siguientes casos si se trata de conductores o no de la corriente eléctrica, justificando la respuesta:

Cu (s) , $\text{CH}_3\text{OH (s)}$, $\text{CH}_3\text{OH (l)}$, NaF (s) , NaF (l) , NaF (aq) , C (diamante) .

(C. Valenciana 2005)

Serán conductoras de la corriente eléctrica aquellas sustancias que en estado sólido, líquido o en disolución acuosa permitan el libre movimiento de los electrones por su estructura.

- El **Cu (s)** forma una red metálica formada por cationes rodeados de una nube de electrones que permiten el paso de los electrones a través de ella. Por tanto, sí es una **sustancia conductora tanto en estado sólido como fundido**.
- El **CH₃OH (s)** y **CH₃OH (l)** tienen enlace covalente y enlace intermolecular de hidrógeno que no permite el movimiento de los electrones por su estructura ni en estado sólido ni líquido por lo que **no conduce la corriente eléctrica**.
- El **NaF (s)** forma una red iónica que **no conduce la corriente eléctrica** porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez rota la red al aumentar la temperatura o al disolver la sustancia en agua, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos, luego **NaF (l)** y **NaF (aq)** sí son especies **conductoras de la corriente eléctrica**.
- El **C (diamante)** forma una red covalente con una estructura en la que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros cuatro formando tetraedros de forma que todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces covalentes por lo que **no conduce la corriente eléctrica**.

14.14. En cada uno de los siguientes casos indica, justificando la respuesta si son o no conductores: KF (s) , $\text{CH}_3\text{OH (s)}$, KF (l) , Ni (s) , $\text{CH}_3\text{OH (l)}$, KF (aq) .

(Preselección C. Valenciana 2006)

Serán conductoras de la corriente eléctrica aquellas sustancias que en estado sólido, líquido o en disolución acuosa permitan el libre movimiento de los electrones por su estructura.

- **KF (s)** forma una red iónica que **no conduce la corriente eléctrica** porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez rota la red al aumentar la temperatura o al disolver la sustancia en agua, los iones quedan libres y permiten el paso de

los electrones a través de ellos, luego **KF (l)** y **KF (aq)** sí son especies **conductoras de la corriente eléctrica**.

■ **CH₃OH (s)** y **CH₃OH (l)** tienen enlace covalente y enlace intermolecular de hidrógeno que no permite el movimiento de los electrones por su estructura ni en estado sólido ni líquido por lo que **no conduce la corriente eléctrica**.

■ **Ni (s)** forma una red metálica formada por cationes rodeados de una nube de electrones que permiten el paso de los electrones a través de ella. Por tanto, sí es una **sustancia conductora tanto en estado sólido como fundido**.

14.15. Justifica la variación en los puntos de ebullición de los siguientes compuestos:

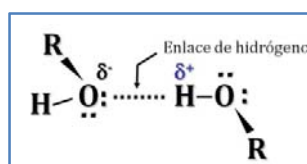
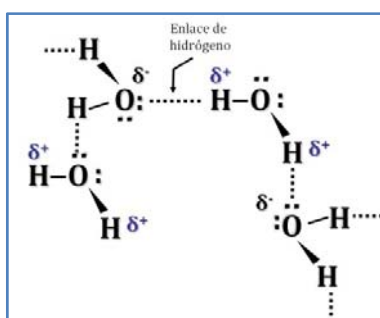
H₂O (100°C)

CH₃OH (65°C)

CH₃-O-CH₃ (-24°C).

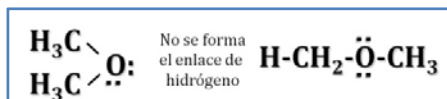
(C. Valenciana 2006)

■ Agua, **H₂O**, y metanol, **CH₃OH**, son compuestos con enlace covalente, pero se trata de sustancias con momento dipolar permanente que forman un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. El enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



El que el punto de ebullición del agua sea superior al del metanol se debe a que la molécula de agua al tener dos átomos de hidrógeno unidos a un átomo muy electronegativo puede formar más enlaces de hidrógeno que la de metanol que sólo tiene uno.

■ En el caso del dimetiléter, **CH₃OCH₃**, no se cumple esa condición debido a que el enlace C-H es muy poco polar, ya que el átomo de carbono no es muy electronegativo y, por tanto, no se forman enlaces de hidrógeno entre las moléculas, a pesar de la existencia de un par de electrones solitario sobre un átomo muy electronegativo y pequeño (el oxígeno):



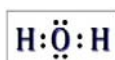
14.16. Responde, justificando las respuestas, a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Es el agua una sustancia polar o apolar?
 b) Indica cuáles de las siguientes sustancias son polares y cuáles apolares: Cl_2 , HCl , CO_2 , H_2S .
 c) ¿Cuáles de las sustancias que se indican en el apartado b) son solubles en agua.
 d) ¿Por qué el H_2O es un líquido en condiciones normales mientras que el H_2S es un gas? (Tener en cuenta las fuerzas intermoleculares).

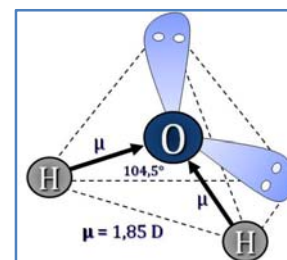
(Canarias 2007)

Para poder determinar si una sustancia es o no polar, es preciso dibujar su estructura de Lewis y aplicando el modelo RPECV se determina su geometría molecular. Conocida esta y teniendo en cuenta las electronegatividades de los elementos enlazados ver la existencia de dipolos en la molécula y el momento dipolar resultante.

a) La estructura de Lewis del H_2O es:

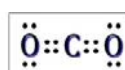


▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica. Al existir dos pares de electrones solitarios sobre el oxígeno, la molécula presenta una geometría molecular **ANGULAR** con ángulos de enlace teóricos de $109,5^\circ$ aunque la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios hace que este ángulo sea algo menor ($104,5^\circ$ según la bibliografía).



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $\text{H} \rightarrow \text{O}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es **POLAR**.

b) Las estructuras de Lewis de las sustancias propuestas son, respectivamente:

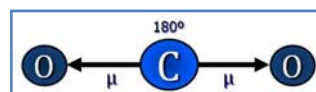


▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el Cl_2 y HCl son moléculas del tipo AXE_3 , con número estérico 2, a las que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir sólo dos átomos unidos presentan una geometría molecular **LINEAL**.

En el caso del Cl_2 , se trata de dos átomos idénticos y no cabe la existencia de un dipolo, por lo tanto, la molécula es **NO POLAR**.

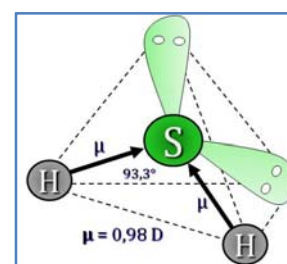
En el caso del HCl , al ser el cloro más electronegativo ($\chi = 3,16$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta un dipolo dirigido hacia el cloro, $\text{H} \rightarrow \text{Cl}$, por lo tanto, la molécula es **POLAR** (según la bibliografía, $\mu = 1,11 \text{ D}$).

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CO_2 es una molécula del tipo AX_2 , con número estérico $(m+n) = 2$, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones solitarios sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto esta presenta una geometría molecular **LINEAL** con ángulos de enlace de 180° .



Al ser el oxígeno más electronegativo ($\chi = 3,44$) que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno, $\text{C} \rightarrow \text{O}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es lineal, la resultante de ambos es nula, por lo tanto, la molécula es **NO POLAR**.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el H_2S es una molécula del tipo AX_2E_2 , con número estérico $(m+n) = 4$, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central. Al existir dos pares de electrones solitarios sobre el oxígeno, la molécula presenta una geometría molecular **ANGULAR** con ángulos de enlace teóricos de $109,5^\circ$ aunque la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios hace que este ángulo sea menor ($93,3^\circ$ según la bibliografía).

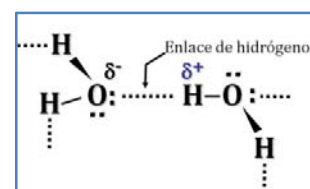


Al ser el azufre más electronegativo ($\chi = 2,58$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el azufre, $\text{H} \rightarrow \text{S}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular, la resultante de ambos no es nula, por lo tanto, la molécula es **POLAR** (según la bibliografía, $\mu = 0,98 \text{ D}$).

c) De las sustancias propuestas en el apartado anterior, sólo serán solubles en agua aquellas que sean polares, ya que el agua es un disolvente muy polar. Por tanto, se disolverán en agua HCl y H_2S formado respectivamente, los ácidos clorhídrico y sulfhídrico. Esta solubilidad se debe a la formación de **fuerzas intermoleculares de van der Waals tipo dipolo-dipolo** entre las moléculas de las sustancias propuestas y las de agua. La intensidad de estas fuerzas aumenta con la polaridad de las sustancias.

d) El enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Teniendo en cuenta su posición dentro del grupo 16 del sistema periódico, O es más pequeño y electronegativo ($r = 73 \text{ pm}$ y $\chi = 3,44$) que S ($r = 104 \text{ pm}$ y $\chi = 2,58$). Este hecho determina que el H_2O pueda formar enlaces por puente de hidrógeno mientras que en el caso de H_2S eso no es posible. Esto determina que el H_2O quede en estado líquido.



14.17. El clorometano (CH_3Cl), el metano (CH_4) y el ácido acético (CH_3COOH) forman sólidos moleculares.

- a) ¿Qué tipo de fuerzas mantienen juntas a estas moléculas en el sólido molecular?
b) Ordénalas en orden creciente de su punto de fusión.

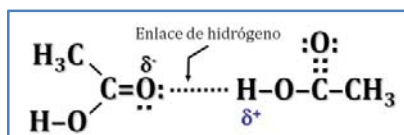
(Preselección C. Valenciana 2007)

a) Se trata de tres compuestos que presentan covalente.

▪ **Metano (CH_4)** es una sustancia que no presenta momento dipolar permanente por lo que las **fuerzas intermoleculares** que tiene son del tipo de **dispersión de London**. Esto motiva que de las tres sustancias dadas sea la que le corresponda menor punto de fusión.

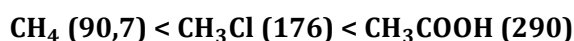
▪ **Clorometano (CH_3Cl)** es una sustancia que sí presenta momento dipolar permanente por lo que tiene **fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo** además de las del tipo de **dispersión de London**. Esto motiva que tenga una temperatura de fusión superior a la del hidrocarburo con igual número de carbonos (CH_4).

▪ **Ácido acético (CH_3COOH)** es una sustancia que sí presenta momento dipolar permanente. Tiene **fuerzas intermoleculares del tipo enlace de hidrógeno** ya que cumple la condición para este tipo de enlace: tener un átomo de hidrógeno que se encuentre unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Como estas fuerzas intermoleculares son las más fuertes de las tres citadas, el ácido acético es de las tres sustancias la que tiene mayor temperatura de fusión.

b) El orden creciente de puntos de fusión (K) es:



14.18. Justifica dentro de cada pareja, la sustancia que presenta mayor punto de fusión:

- a) NaCl y KCl
b) NaCl y NaBr
c) CaO y NaCl .

(C. Valenciana 2007)

El punto de fusión de un sólido iónico aumenta al hacerlo su energía reticular, U , que es la energía que se desprende cuando se forma un mol de sustancia cristalina a partir de los iones en estado gaseoso. Por tanto, para romper la red y dejar libres los iones habrá que comunicar una energía igual.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de *Born-Meyer*, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \longrightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} = 1,747 \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

a) NaCl – KCl

- Respecto a las cargas, son las mismas en ambas sustancias, Na^+ y K^+ (+1) y Cl^- (-1), por lo que este factor no influye a la hora de discutir que sustancia posee mayor energía reticular.
- Respecto a los radios iónicos, son menores en el NaCl que en el KCl, ya que el sodio, elemento del 2º periodo, tiene menos capas electrónicas que el potasio, elemento del 3º periodo.

La energía reticular y, por tanto, el **punto de fusión**, debe ser **mayor en el NaCl** que en el KCl, ya que es la sustancia que posee menor tamaño de las dos.

Los valores de la distancia interiónica, energía reticular y punto de fusión encontrados en la bibliografía son:

Sustancia	d / pm	$-U / \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	T_{fus} / K
NaCl	282	769	1074
KCl	318	701	1044

b) NaCl – NaBr

- Respecto a las cargas, son las mismas en ambas sustancias, Na^+ (+1) y Cl^- y Br^- (-1), por lo que este factor no influye a la hora de discutir que sustancia posee mayor energía reticular.
- Respecto a los radios iónicos, son menores en el NaCl que en el NaBr, ya que el cloro, elemento del 3º periodo, tiene menos capas electrónicas que el bromo, elemento del 4º periodo.

La energía reticular y, por tanto, el **punto de fusión**, debe ser **mayor en el NaCl** que en el NaBr, ya que es la sustancia que posee menor tamaño de las dos.

Los valores de la distancia interiónica, energía reticular y punto de fusión encontrados en la bibliografía son:

Sustancia	d / pm	$-U / \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	T_{fus} / K
NaCl	282	769	1074
NaBr	297	732	1020

c) CaO – NaCl

- Respecto a las cargas, son mayores en el CaO (+2 y -2) que en el NaCl (+1 y -1).
- Respecto a los radios iónicos, deben ser algo menores en el CaO ya que incluye un elemento del 2º periodo (O), muy pequeño, y otro del 4º periodo (Ca), mientras que el NaCl está formado por dos elementos del 3º periodo (Na y Cl).

La energía reticular y, por tanto, el **punto de fusión**, debe ser **mucho mayor en el CaO** que en el NaCl, ya que es la sustancia que posee mayor carga de las dos y además tiene menor tamaño.

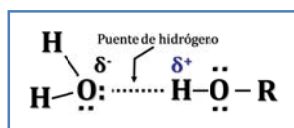
Los valores de la distancia interiónica, energía reticular y punto de fusión encontrados en la bibliografía son:

Sustancia	d / pm	$-U / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	$T_{\text{fus}} / \text{K}$
CaO	240	3401	3262
NaCl	282	790	1074

14.19. Explica por qué el propanol es más soluble en agua que el butano.

(Canarias 2008)

▪ El **propanol**, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$, es una sustancia que tiene covalente molecular, pero que además presenta un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. El enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



La formación de **enlaces de hidrógeno** entre las moléculas de propanol con las de agua explica la solubilidad del propanol en agua.

▪ El **butano**, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$, presenta enlace covalente molecular y no tiene momento dipolar permanente por lo que las únicas **fuerzas intermoleculares** que tiene son del **tipo de dispersión de London** y no existe la posibilidad de que interactúen con las moléculas de agua que por el contrario son muy polares.

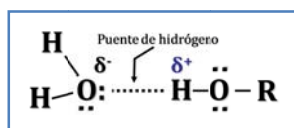
14.20. Explica el tipo de interacciones atractivas que existen en las siguientes sustancias y ordénalas de menor a mayor punto de ebullición, justificando la respuesta: KI (s), CCl_4 (s), CH_3OH (s) y CO (s).

(Preselección C. Valenciana 2008)

Se trata de tres compuestos con único átomo de carbono que presentan covalente y otro que tiene enlace iónico. Los tres con enlace covalente son:

▪ El **CO (s)** es una sustancia que sí presenta momento dipolar permanente por lo que tiene **fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo** además de las del tipo de **dispersión de London**. Esto motiva que de las tres sustancias dadas sea la que le corresponda menor punto de ebullición.

▪ El **CH₃OH (s)** es una sustancia que sí presenta momento dipolar permanente. Tiene **fuerzas intermoleculares del tipo enlace de hidrógeno** ya que cumple la condición para este tipo de enlace: tener un átomo de hidrógeno que se encuentre unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

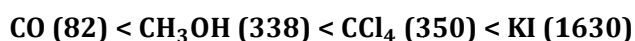


Como estas fuerzas intermoleculares son más fuertes que las fuerzas dipolo-dipolo, el metanol tiene un punto de ebullición superior al del CO.

▪ El CCl_4 (s) es una sustancia que no presenta momento dipolar permanente por lo que las **fuerzas intermoleculares** que tiene son del tipo de **dispersión de London**. Estas fuerzas son más intensas cuanto mayor es el tamaño y el peso molecular de la sustancia. Como este valor es muy elevado en esta molécula, esto motiva que de las tres sustancias con enlace covalente sea la que tiene mayor punto de ebullición.

▪ El KI (s) es una sustancia que forma una **red cristalina iónica** en la que los iones K^+ e I^- se atraen mediante intensas **fuerzas electrostáticas** que hace que esta sustancia presente estado sólido a temperatura ambiente. Como este tipo de enlace es mucho más fuerte que los enlaces intermoleculares, de las todas sustancias propuestas es la que tiene mayor punto de ebullición.

El orden creciente de puntos de ebullición (K) es:



14.21. Predice en cada caso la sustancia con mayor punto de ebullición, justificando la respuesta:

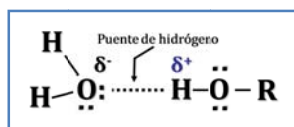
a) CH_3OH (metanol) y CH_3SH (metilmercaptano).

b) CH_3COCH_3 (acetona) y $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_3$ (metilpropano).

(C. Valenciana 2008)

a) $\text{CH}_3\text{OH} - \text{CH}_3\text{SH}$

▪ CH_3OH es una sustancia que presenta enlace covalente con momento dipolar permanente que forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. El enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



▪ CH_3SH es una sustancia que presenta enlace covalente con momento dipolar permanente pero que a diferencia de la anterior, no es capaz de formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno debido a que el átomo de azufre es menos electronegativo y de mayor tamaño que el átomo de oxígeno. El tipo de enlace intermolecular que presenta es **dipolo-dipolo**.

Además de los enlaces citados, existen en ambas sustancias **fuerzas de dispersión de London** que son mayores en el CH_3SH que tiene mayor peso molecular aunque el enlace de hidrógeno es el que más contribuye al punto de ebullición por lo que este valor **es mayor en el CH_3OH** .

Los valores de los puntos de ebullición encontrados en la bibliografía son:

Sustancia	T_{eb} / K	μ / D
CH_3SH	279	1,53
CH_3OH	338	1,69

b) $\text{CH}_3\text{COCH}_3 - \text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_3$

▪ CH_3COCH_3 es una sustancia que presenta enlace covalente con un fuerte momento dipolar permanente que forma un enlace intermolecular del tipo **dipolo-dipolo**.

▪ $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_3$ es una sustancia que presenta enlace covalente con un débil momento dipolar permanente que forma un enlace intermolecular del tipo **dipolo-dipolo**.

Además de los enlaces citados, existen en ambas sustancias **fuerzas de dispersión de London** que son mayores en el CH_3COCH_3 que tiene mayor peso molecular. Por todo esto, el **punto de ebullición del CH_3COCH_3 es mayor que el del $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_3$** .

Los valores de los puntos de ebullición encontrados en la bibliografía son:

Sustancia	T_{eb} / K	μ / D
CH_3COCH_3	330	2,88
$\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_3$	261	0,44

14.22. Ordena los siguientes sólidos iónicos según su energía reticular, justificando la respuesta (se supone que tienen el mismo valor de la constante de Madelung): KBr , CaO , CsBr y CaCl_2 .

(C. Valenciana 2008)

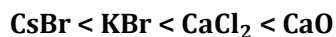
La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de *Born-Meyer*, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \longrightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} = 1,747 \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

▪ Respecto a las cargas, son las mismas en KBr y CsBr (+1 y -1), en el CaCl_2 (+2 y -1) y en el CaO (+2 y -2).

▪ Respecto a los radios iónicos, son más grandes en CsBr y KBr ya que incluye elementos del 6º y 5º periodo (CsBr) y 4º y 5º periodo (KBr). A continuación, CaCl_2 con elementos del 4º y 3º periodo y, finalmente, son más pequeños en el CaO con elementos del 4º periodo y 2º periodo.

Teniendo en cuenta ambos factores, las energías reticulares deben tener el siguiente orden creciente:



Los valores de la energía reticular y distancia interiónica encontrados en la bibliografía son:

Sustancia	d / pm	$-U / \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
CsBr	365	632
KBr	333	671
CaCl_2	280	2223
CaO	240	3414

14.23. El análisis elemental de una determinada sustancia orgánica da el siguiente resultado:

$C = 52,17\%$; $H = 13,04\%$; $O = 34,79\%$. Se pide:

- Determinar la fórmula empírica de dicho compuesto.
- ¿Qué dato nos haría falta para poder establecer la fórmula molecular? Podrías indicar algún método que permita su determinación.
- Si la fórmula empírica coincide con la molecular indica las posibles estructuras del compuesto y nómbralos.
- ¿Cuál de ellas tendría el mayor punto de ebullición?

(Canarias 2009)

a) Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{array}{l} 52,17 \text{ g C} \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 4,348 \text{ mol C} \\ 13,04 \text{ g H} \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 13,04 \text{ mol H} \\ 34,79 \text{ g O} \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 2,174 \text{ mol O} \end{array} \right\} \longrightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{4,348 \text{ mol C}}{2,174 \text{ mol O}} = 2 \frac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \frac{13,04 \text{ mol H}}{2,174 \text{ mol O}} = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array} \right.$$

La fórmula empírica o sencilla que se obtiene es $\mathbf{C_2H_6O}$.

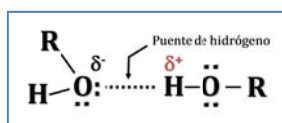
b) Sería necesario conocer la **masa molar** de la sustancia problema. Un método para la determinación de la misma, sería **medir la densidad de la sustancia en fase vapor**.

c) Si la fórmula molecular de esta sustancia es C_2H_6O , dos posibles estructuras para esta sustancia serían:

$\mathbf{CH_3CH_2OH}$ **Etanol o alcohol etílico**

$\mathbf{CH_3OCH_3}$ **Metoximetano o dimetiléter**

d) El compuesto con mayor punto de ebullición es aquel cuyas moléculas son capaces de unirse entre sí mediante enlaces de hidrógeno.



El enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

14.24. Explica, justificando la respuesta, si los siguientes compuestos pueden formar o no enlace de hidrógeno:

a) CH_3OH

b) CH_3COCH_3

c) NH_3

d) H_2S

e) CH_3OCH_3

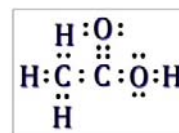
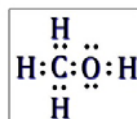
f) CH_3COOH

(Preselección C. Valenciana 2009)

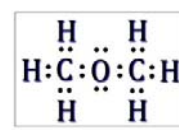
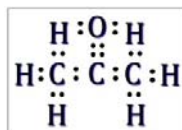
El enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Las estructuras de *Lewis* de las sustancias propuestas permiten ver si cumplen la condición necesaria para formar enlace de hidrógeno.

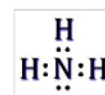
a-f) **CH₃OH** y **CH₃COOH** **sí forman enlace de hidrógeno** ya que presentan un átomo de hidrógeno unido a un átomo de oxígeno, que es un elemento muy electronegativo.



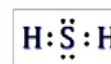
b-e) **CH₃COCH₃** y **CH₃OCH₃** **no forman enlace de hidrógeno** ya que no presentan un átomo de hidrógeno unido a un átomo de oxígeno, que es un elemento muy electronegativo.



c) **NH₃** **sí forma enlace de hidrógeno** ya que presenta un átomo de hidrógeno unido a un átomo de nitrógeno, que es un elemento muy electronegativo.



d) **H₂S** **no forma enlace de hidrógeno** ya que presenta un átomo de hidrógeno unido a un átomo azufre, pero este no es un elemento muy electronegativo.



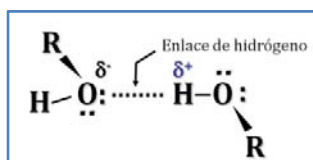
14.25. Se disuelve yodo (s) utilizando metanol como disolvente. Explica:

- El tipo de fuerzas que hay que romper en el yodo para que se disuelva en metanol.
- El tipo de interacciones existentes entre las moléculas de metanol.
- El tipo de interacciones existentes entre el yodo disuelto y las moléculas de disolvente.

(C. Valenciana 2009)

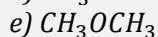
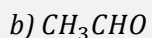
a) **I₂ (s)** es una sustancia que tiene enlace covalente y enlace intermolecular por **fuerzas de dispersión de London** por lo que se disolverá en un disolvente no polar rompiendo este tipo de fuerzas.

b) **CH₃OH** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que además presenta un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. El enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



c) Las moléculas de CH₃OH presentan dipolos permanentes por lo que frente a las moléculas no polares de I₂, inducirán en éstas un dipolo de forma que existirán **interacciones dipolo permanente-dipolo inducido**.

14.26. Explica, justificando la respuesta, si las moléculas de los siguientes compuestos pueden formar con otras del mismo compuesto enlace de hidrógeno:



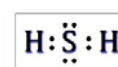
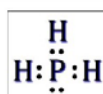
(Preselección C. Valenciana 2010)

El enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

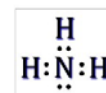
Las estructuras de Lewis de las sustancias propuestas permiten ver si cumplen la condición necesaria para formar enlace de hidrógeno.

a-d) PH_3 y H_2S **no forman enlace de hidrógeno**

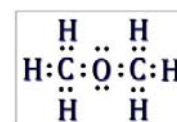
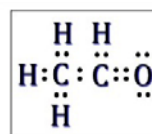
ya que presentan un átomo de hidrógeno unido a un átomo de fósforo y de azufre, respectivamente, pero estos no son elementos muy electronegativos.



c) NH_3 **sí forma enlace de hidrógeno** ya que presenta un átomo de hidrógeno unido a un átomo de nitrógeno, que es un elemento muy electronegativo.



b-e) CH_3CHO y CH_3OCH_3 **no forman enlace de hidrógeno** ya que no presentan un átomo de hidrógeno unido a un átomo de oxígeno, que es un elemento muy electronegativo.



14.27. Ordena, justificando la respuesta, las siguientes sustancias de menor a mayor punto de fusión: CH_4 , NaBr , CH_3OH , H_2S .

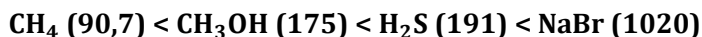
(Preselección C. Valenciana 2010)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, el menor punto de fusión le corresponderá a la sustancia que presente las fuerzas intermoleculares más débiles.

- CH_4 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares que puede presentar son **fuerzas de dispersión de London**, que serán poco intensas debido a que es una sustancia con pequeño volumen atómico, por tanto será poco polarizable. Tiene un **punto de fusión muy bajo**.
- NaBr es una sustancia que tiene enlace iónico y a diferencia del resto, forma **redes cristalinas iónicas** muy difíciles de romper. Esta sustancia es sólida a temperatura ambiente, por lo que tiene un **elevado punto de fusión**, mucho mayor que el resto de las sustancias propuestas.
- H_2S es una sustancia que tiene enlace covalente con momento dipolar permanente por lo que puede presentar fuerzas intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo** y fuerzas intermoleculares de **dispersión de London**. Por tanto, el **punto de fusión del cloruro de hidrógeno es bajo**.

▪ **CH₃OH** es un sustancia que tiene enlace covalente con momento dipolar permanente, que puede presentar enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su **punto de fusión también es bajo**.

Las sustancias propuestas ordenadas por puntos de fusión (K) creciente son:



14.28. Ordena los siguientes compuestos según el orden creciente de sus puntos de ebullición:

a) KF b) HF c) CO d) Ne

(Canarias 2010)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que tenga fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que tenga las fuerzas intermoleculares más débiles.

▪ **Ne** es un elemento que presenta el menor punto de ebullición de todas las sustancias propuestas, ya que por ser un gas inerte no forma moléculas, y el único enlace intermolecular que puede presentar es del tipo **fuerzas de dispersión de London** que es muy débil.

▪ **CO** es el compuesto que presenta menor punto de ebullición de todas las sustancias propuestas, ya que tiene enlace covalente y, además, al ser una sustancia polar, presenta enlace intermolecular del tipo **dipolo-dipolo** que es algo más fuerte que las fuerzas de dispersión de London.

▪ **HF** es un compuesto que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que puede formar un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. El enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso F) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Por este motivo, esta sustancia presenta un punto de ebullición mayor que las anteriores.

▪ **KF** es el compuesto que presenta mayor punto de ebullición de todos, ya que tiene **enlace iónico** por lo que forma redes cristalinas iónicas, sólidas a temperatura ambiente.

Por tanto, los compuestos ordenados por punto de ebullición (K) creciente son:



14.29. Responder de forma razonada a las siguientes cuestiones:

a) ¿Por qué el punto de ebullición del I₂ es mayor que el del F₂?

b) ¿Por qué el O₂ es gas a temperatura ambiente?

c) ¿Por qué el HF tiene un punto de ebullición 200°C más alto que el F₂?

d) ¿Por qué el NH₃ y el H₂O tienen un punto de ebullición anormalmente elevado si se les compara con los otros hidruros de los grupos VA y VIA?

e) ¿Por qué el CO tiene un punto de ebullición más alto que el N₂ a pesar de tener la misma masa molecular?

(Canarias 2011)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que tenga fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que tenga las fuerzas intermoleculares más débiles.

▪ **CO** es el compuesto que presenta menor punto de ebullición de todas las sustancias propuestas, ya que tiene enlace covalente y, además, al ser una sustancia polar, presenta enlace intermolecular del tipo **dipolo-dipolo** que es algo más fuerte que las fuerzas de dispersión de *London*.

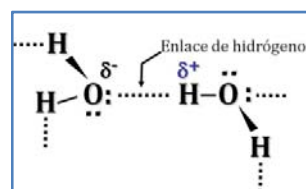
a) **F₂** e **I₂** son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que serán más intensas en el **I₂** debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevado peso molecular, por tanto será muy polarizable.

b) **O₂** es una sustancia que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que serán poco intensas debido a que es una sustancia con pequeño volumen atómico y bajo peso molecular, por tanto será poco polarizable y por ello a temperatura ambiente en la formación de este enlace no se desprende la suficiente energía como para que cambie el estado de agregación de la sustancia.

c) **F₂** y **HF** son sustancias que tienen enlace covalente. En el **F₂** las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London** que son bastante débiles. El **HF** presenta **enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno**. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Este enlace es mucho más fuerte que las fuerzas de dispersión de London y es el responsable de la anomalía en las temperaturas de ebullición.

d) **NH₃** y **H₂O** son sustancias que tienen enlace covalente polar. Ambas presentan fuerzas intermoleculares del tipo **enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno**. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

El resto de los elementos de los grupos citados son poco electronegativos y/o muy voluminosos lo que impide que presenten este tipo de enlace. Esto determina que sus puntos de ebullición no sean tan anormalmente elevados como los del amoníaco y el agua.



e) **CO** es una sustancia que presenta enlace covalente polar. Sus moléculas se unen mediante fuerzas intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo**.

N₂ es una sustancia que presenta enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles son del tipo **fuerzas de dispersión de London**.

Las **fuerzas dipolo-dipolo son más fuertes que las de dispersión de London**, por este motivo el punto de ebullición del **CO** es mayor que el del **N₂**.

14.30. ¿Qué compuestos presentan enlace de hidrógeno? Justifica la respuesta.

a) **CH₃CHO**

b) **C₆H₅OH**

c) **NaH**

d) **PH₃**

e) **HI**

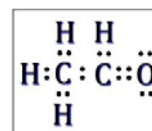
f) **C₆H₅NH₂**

(Preselección C. Valenciana 2011)

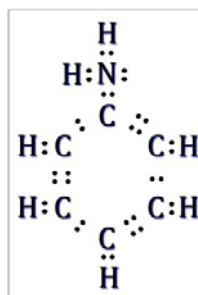
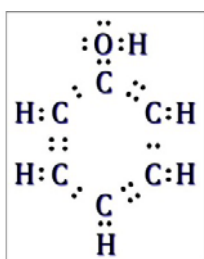
El enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Las estructuras de *Lewis* de las sustancias propuestas permiten ver si cumplen la condición necesaria para formar enlace de hidrógeno.

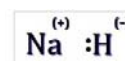
a) **CH₃CHO no forma enlace de hidrógeno** ya que no presenta un átomo de hidrógeno unido a un átomo de oxígeno.



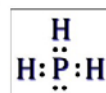
b-f) **C₆H₅OH** y **C₆H₅NH₂ sí forman enlace de hidrógeno** ya que presentan un átomo de hidrógeno unido a un átomo de oxígeno y de nitrógeno, respectivamente, que son elementos muy electronegativos.



c) **NaH** tiene enlace predominantemente iónico y por ello forma redes cristalinas y moléculas aisladas.



d-e) **PH₃** y **HI no forman enlace de hidrógeno** ya que presentan un átomo de hidrógeno unido a un átomo fósforo y de yodo, respectivamente, pero estos no son elementos muy electronegativos.



14.31. Sitúa los elementos N, O, F y S en el sistema periódico.

- Indica el número atómico de cada elemento.
- Escribe la configuración electrónica de cada elemento en su estado fundamental.
- Escribe las configuraciones electrónicas de los aniones: N^{3-} , O^{2-} , S^{2-} , F^- .
- Ordena los iones anteriores por su tamaño decreciente.
- Escribe la fórmula de la molécula que cada elemento forma con el hidrógeno.
- Discute comparativamente la geometría de las moléculas anteriores.
- Ordena las moléculas anteriores por su punto de ebullición creciente.

(C. Valenciana 2011)

a-b-c) ▪ El elemento de **símbolo N** es el **nitrógeno** cuya configuración electrónica es **1s² 2s² 2p³**.

La suma de los superíndices indica que su **número atómico es 7**.

El valor de $n = 2$ indica que es un elemento del **2º periodo** y la suma de los superíndices de la capa de valencia indica que pertenece al **grupo 15** (en este periodo no aparecen aún los 10 electrones correspondientes al subnivel d).

La configuración electrónica del ion N^{3-} es $1s^2 2s^2 2p^6$ ya que gana tres electrones y completa el orbital 2p.

- El elemento de **símbolo O** es el **oxígeno** cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^4$.

La suma de los superíndices indica que su **número atómico es 8**.

El valor de $n = 2$ indica que es un elemento del **2º periodo** y la suma de los superíndices de la capa de valencia indica que pertenece al **grupo 16** (en este periodo no aparecen aún los 10 electrones correspondientes al subnivel d).

La configuración electrónica del ion O^{2-} es $1s^2 2s^2 2p^6$ ya que gana tres electrones y completa el orbital 2p.

- El elemento de **símbolo F** es el **flúor** cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^5$.

La suma de los superíndices indica que su **número atómico es 9**.

El valor de $n = 2$ indica que es un elemento del **2º periodo** y la suma de los superíndices de la capa de valencia indica que pertenece al **grupo 17** (en este periodo no aparecen aún los 10 electrones correspondientes al subnivel d).

La configuración electrónica del ion F^- es $1s^2 2s^2 2p^6$ ya que gana tres electrones y completa el orbital 2p.

- El elemento de **símbolo S** es el **azufre** cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$.

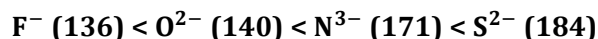
La suma de los superíndices indica que su **número atómico es 16**.

El valor de $n = 3$ indica que es un elemento del **3er periodo** y la suma de los superíndices de la capa de valencia indica que pertenece al **grupo 16** (en este periodo no aparecen aún los 10 electrones correspondientes al subnivel d).

La configuración electrónica del ion S^{2-} es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que gana tres electrones y completa el orbital 3p.

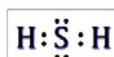
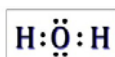
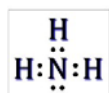
d) El mayor radio le corresponde al ion S^{2-} ya que el azufre tiene una capa más que los tres restantes. Estos a su vez tienen la misma estructura electrónica, se trata de especies isoelectrónicas, y en ellas, la que posee mayor Z (mayor Z_{ef}) atrae más con más fuerza a los electrones de valencia, por tanto es la que tiene menor tamaño.

Los tamaños (pm) crecientes de los iones son:

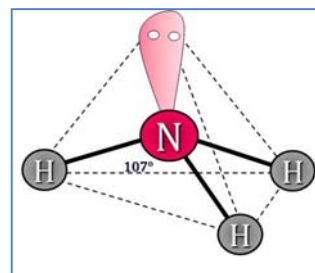


e) Las fórmulas de los compuestos binarios con hidrógeno son: NH_3 ; H_2O ; HF y H_2S .

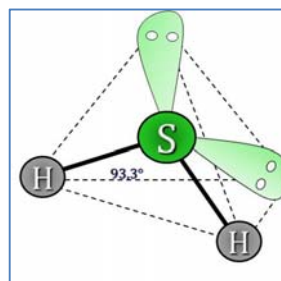
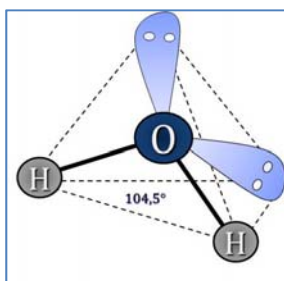
f) Las estructuras de *Lewis* de las especies anteriores son:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es **PIRAMIDAL** con ángulos de enlace inferiores a $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario situado sobre el átomo de nitrógeno.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O y H_2S son sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a las que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es **ANGULAR** con ángulos de enlace inferiores a $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situado sobre el átomo de central.

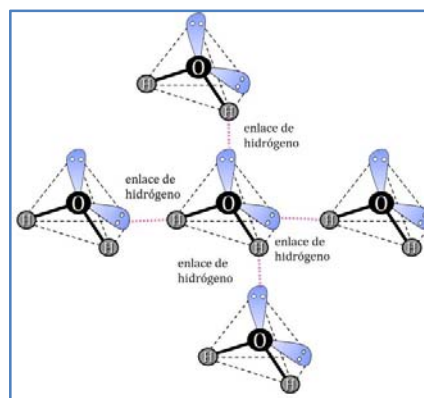
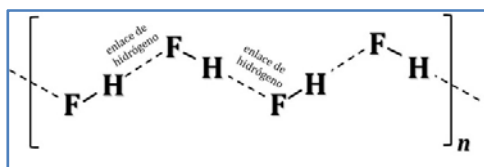


▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HF es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es **LINEAL**.



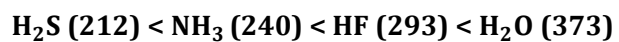
g) Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que tenga fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que tenga las fuerzas intermoleculares más débiles.

▪ HF , H_2O y NH_3 son sustancias que tienen enlace covalente. Además las tres presentan **enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno**. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Este enlace es más fuerte en el agua que forma cuatro enlaces de este tipo, mientras que en el HF forma solo dos dando lugar a una estructura cerrada. El enlace de hidrógeno es el responsable de la anomalía en las temperaturas de ebullición.



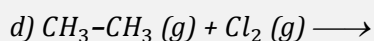
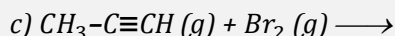
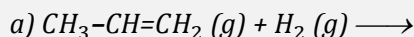
- En el caso de **H₂S** el átomo de hidrógeno se encuentra unido al azufre, un elemento que no es muy electronegativo. Esto determina que su punto de ebullición no sea tan anormalmente elevado como los de las otras sustancias.

Las sustancias ordenadas por temperaturas de ebullición (K) crecientes son:

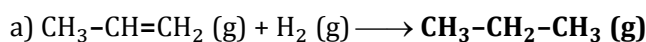


15. QUÍMICA ORGÁNICA

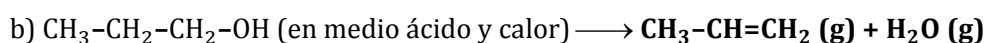
15.1. Completa las siguientes reacciones orgánicas e indica razonadamente cuál de ellas es una reacción de eliminación:



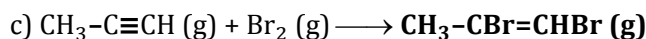
(Canarias 2004)



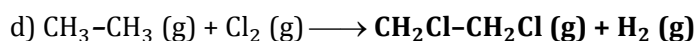
Se trata de una reacción de adición.



Se trata de una **reacción de eliminación**.



Se trata de una reacción de adición.



Se trata de una reacción de sustitución.

15.2. Escribe la fórmula de los siguientes compuestos:

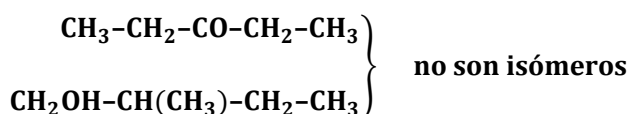
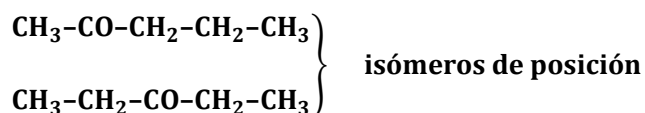
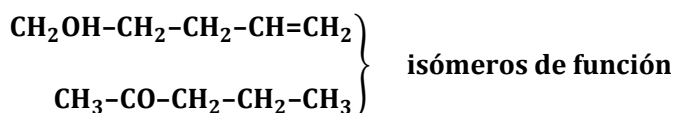
a1) 4-penten-1-ol a2) 2-pentanona a3) 3-pentanona a4) 2-metilbutanol.

b) Indica qué tipo de isomería presentan entre sí: a1) y a2); a2) y a3); a3) y a4).

(Canarias 2005)



b) La isomería existente entre los compuestos:



15.3. Para el compuesto orgánico 3-buten-2-ol:

a) Escribe su fórmula semidesarrollada.

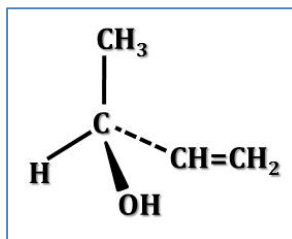
b) ¿Tiene algún carbono quiral? En caso afirmativo, indica cuál es.

c) Escribe la fórmula semidesarrollada de un isómero de cadena del mismo.

(Canarias 2005)

a) 3-buten-2-ol $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH=CH}_2$

b) El C2 es un carbono quiral o asimétrico



c) Un isómero de cadena del 3-buten-2-ol es

$\text{CH}_2\text{OH-CH}_2\text{-CH=CH}_2$ 3-buten-1-ol

15.4. La lactosa, uno de los principales componentes de la leche, se degrada en contacto con el aire en ácido láctico, cuya fórmula semidesarrollada es $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$.

La concentración de ácido láctico es un criterio de frescura y de calidad. Esta concentración debe ser lo menor posible, lo contrario indica que tenemos una leche en malas condiciones.

La acidez media de la leche fresca está normalmente entre 1,6 y 1,8 g de ácido láctico por litro y corresponde a un pH entre 6,7 y 6,8. Si la concentración en ácido láctico es superior a 5 g/L la leche está cuajada.

a) Identifica las funciones químicas presentes en la molécula de ácido láctico.

b) ¿Presenta la molécula algún carbono asimétrico o centro quiral? Si fuese cierto, represéntalo.

c) La reacción entre el ácido láctico y la disolución de hidróxido de sodio puede ser considerada como total. Escríbela.

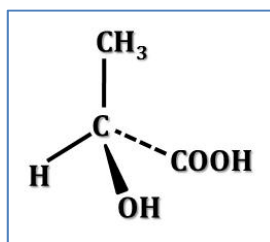
d) Para determinar la acidez de la leche se toman 20,0 mL y se valoran con una disolución de hidróxido de sodio 0,1 M, alcanzando el punto de equivalencia al añadir 8,5 mL. Determinar la concentración molar de ácido láctico, la masa de ácido láctico presente por cada litro y explica si la leche está cuajada.

Dato. Masa molar del ácido láctico = 90 g/mol.

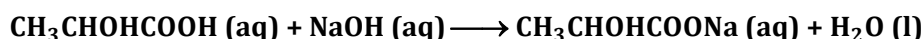
(Galicia 2005)

a) Las funciones químicas son existentes son, -COOH (ácido) y -OH (alcohol).

b) El C2 es un carbono quiral o asimétrico



c) La ecuación química correspondiente a esa reacción de neutralización es:



d) Relacionando la disolución de NaOH con ácido láctico:

$$\frac{8,5 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}}{20 \text{ mL leche}} \frac{1 \text{ mmol CH}_3\text{CHOHCOOH}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 0,0425 \text{ M}$$

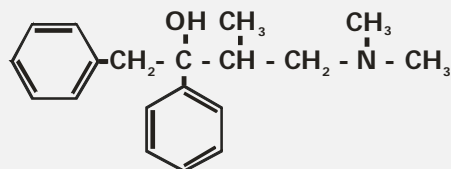
La masa de ácido láctico contenida en la leche es:

$$\frac{0,0425 \text{ mol CH}_3\text{CHOHCOOH}}{\text{L leche}} \frac{90 \text{ g CH}_3\text{CHOHCOOH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{CHOHCOOH}} = 3,825 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Como se observa, la concentración de ácido láctico en la leche es:

- superior a 1,6-1,8 lo que quiere decir que la leche **NO es fresca**,
- inferior a 5 g/L, por lo tanto, la leche **NO está cuajada**.

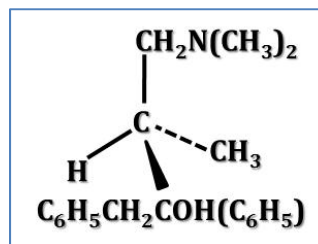
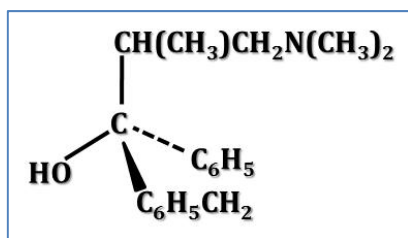
15.5. El alcohol de Darvón se emplea en la industria farmacéutica en la elaboración del analgésico llamado Darvón. Su estructura es la siguiente:



- a) Indica cuáles son los grupos funcionales presentes en dicho compuesto.
 b) Nombra dicho compuesto.
 c) ¿Tiene carbonos quirales? En caso afirmativo señálalos con un (*).

(Canarias 2006)

- a) Los grupos funcionales existentes en la sustancia son, **-OH** (hidroxi) y **-N** (amino).
 b) El nombre del compuesto es **4-dimetilamino-1,2-difenil-3-metil-2-butanol**.
 c) C2 y C3 son carbonos quirales o asimétricos

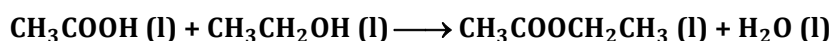


15.6. El acetato de etilo (etanoato de etilo) es un componente de uno de los pegamentos de uso corriente, que se obtiene a nivel industrial por reacción del ácido acético (ácido etanoico) con etanol para dar el mismo y agua. Se pide:

- Escribir la reacción del proceso.
- Decir a qué tipo de reacción (adición, eliminación, sustitución, condensación, combustión) pertenece este proceso.
- ¿A qué grupo funcional pertenece el acetato de etilo?
- Formula y nombra un isómero de función y otro de cadena del acetato de etilo.

(Canarias 2006)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción de esterificación es:



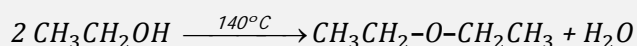
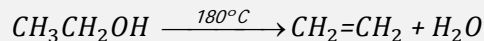
b) La reacción de esterificación es una **reacción de eliminación**.

c) El acetato de etilo es un **éster**.

d) Isómeros del acetato de etilo:

- de función: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ **ácido butanoico**
- de cadena: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOCH}_3$ **propanoato de metilo**

15.7. Los alcoholes cuando se calientan a unos 180°C en presencia de ácido sulfúrico, se deshidratan formando un alqueno, pero sin embargo, cuando el calentamiento es más moderado (140°C) se forma un éter:



Indica a qué tipo de reacciones, desde el punto de vista estructural, pertenece cada una de ellas. ¿Qué papel desempeña el ácido sulfúrico en ellas?

(Canarias 2007) (Canarias 2008)

- En la primera reacción que tiene lugar a temperatura un poco mayor, se produce la eliminación del grupo OH de uno de los átomos de carbono y de un átomo de H del otro átomo de carbono que dan como resultado la formación de una molécula de H_2O . Por lo tanto, se trata de una **reacción de eliminación**.
- En la segunda reacción que tiene lugar a menor temperatura, se produce la unión de dos moléculas de etanol con pérdida de una molécula de H_2O . Por lo tanto, se trata de una **reacción de condensación**.

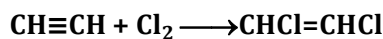
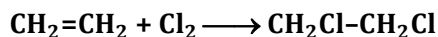
En ambos casos, el ácido sulfúrico, H_2SO_4 , se comporta como **agente deshidratante** y como **catalizador** que favorece la eliminación de agua.

15.8. Responde a las siguientes cuestiones:

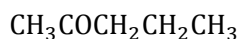
- Indica un ejemplo de reacción de adición.
- Formula y nombra dos isómeros de la pentan-2-ona (2-pentanona).
- Indica si el 2-bromobutano presenta isomería geométrica o no. ¿Tendrá carbono quiral?
- Indica qué tipo de isomería presenta el 2,3-diclorobut-2-eno (2,3-dicloro-2-buteno).

(Canarias 2007)

a) Ejemplos típicos de reacciones de adición son las halogenaciones de hidrocarburos insaturados:



b) La 2-pentanona tiene por fórmula semidesarrollada:



▪ isómero de posición: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COCH}_2\text{CH}_3$ **3-pentanona**

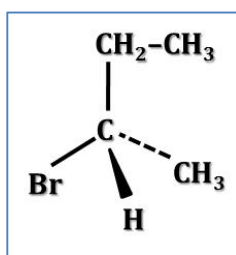
▪ isómero de función: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$ **pentanal**

c) Para que una sustancia tenga isomería geométrica debe tener un doble enlace y el mismo átomo o radical unido a cada uno de los carbonos de dicho doble enlace. El 2-bromobutano:

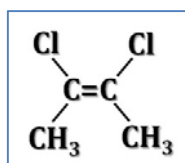


no posee ningún doble enlace, por lo que **no presenta isomería geométrica**.

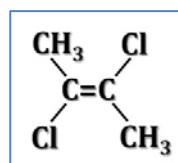
El 2-bromobutano sí que **tiene un carbono quiral o carbono asimétrico**, C2 se encuentra unido a cuatro sustituyentes diferentes:



d) El 2,3-dicloro-2-buteno es un compuesto que presenta **isomería geométrica** ya que tiene un doble enlace y el mismo átomo radical unido a cada uno de los carbonos de dicho doble enlace:



cis-2,3-dicloro-2-buteno

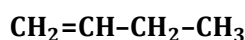


trans-2,3-dicloro-2-buteno

15.9. Escribe la fórmula semidesarrollada y el nombre de todos los alquenos isómeros de fórmula molecular C_4H_8 . ¿Presenta alguno de ellos isomería geométrica?

(Canarias 2007)

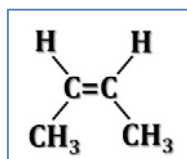
El 2-buteno es un compuesto que presenta **isomería geométrica** ya que tiene un doble enlace y el mismo átomo o grupo de átomos unido a cada uno de los carbonos de dicho doble enlace:



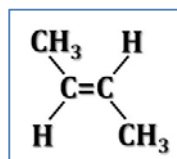
1-buteno



metilpropeno (isobuteno)



cis-2-buteno



trans-2-buteno

15.10. Responde a las siguientes cuestiones:

a) Escribe un ejemplo de reacción de adición.

b) Indica si el 2-bromobutano presenta isomería óptica o geométrica. Dibuja los correspondientes isómeros.

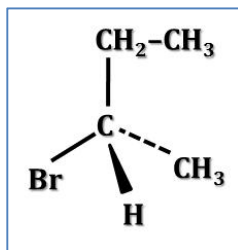
c) Escribe las fórmulas de todos los posibles isómeros de fórmula molecular C_4H_8 . Indica el nombre IUPAC de cada una de ellas.

(Canarias 2008)

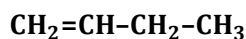
a) Ejemplos de reacciones de adición pueden ser:

- hidrogenación: $CH_2=CH-CH_3 + H_2 \longrightarrow CH_3-CH_2-CH_3$
- halogenación: $CH_2=CH-CH_3 + Cl_2 \longrightarrow CH_2Cl-CHCl-CH_3$
- hidratación: $CH_2=CH-CH_3 + H_2O \longrightarrow CH_3-CHOH-CH_3$

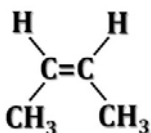
b) El **2-bromobutano** en su estructura presenta un carbono quiral o asimétrico (C2) lo que hace que este compuesto **posea isomería óptica**. Sin embargo, no presenta ningún doble enlace ni los carbonos unidos por el doble enlace tienen uno de los sustituyentes iguales por lo que este compuesto **no posee isomería geométrica**.



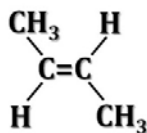
c) De acuerdo con la fórmula general de los hidrocarburos etilénicos, C_nH_{2n+2} , un compuesto con fórmula molecular C_4H_8 presenta una única insaturación (doble enlace) y los diferentes isómeros que presenta son:



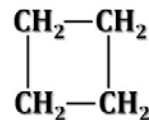
1-buteno

metilpropeno
(isobuteno)

cis-2-buteno

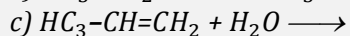
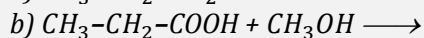


trans-2-buteno



ciclobuteno

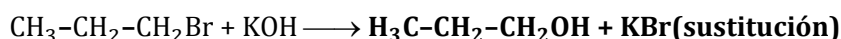
15.11. Completa las siguientes reacciones, indicando que tipo de reacciones se trata:



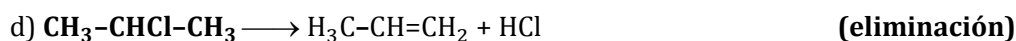
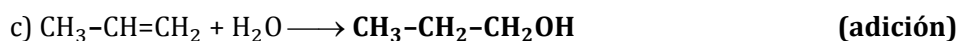
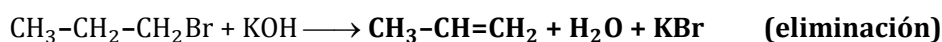
(Canarias 2009)

a) La reacción propuesta presenta dos posibilidades:

- KOH en medio acuoso



- KOH en medio alcohólico



15.12. Responder de forma razonada a las siguientes cuestiones:

a) De los compuestos, 3-bromopentano y 2-bromopentano ¿Cuál de ellos presentará isomería óptica?

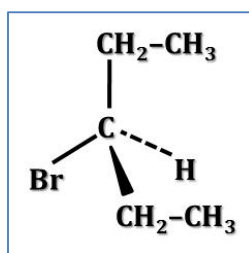
b) ¿Qué tipo de isomería presentará el 2,3-diclorobut-2-eno (2,3-dicloro-2-buteno).

c) Escribir la fórmula desarrollada y nombrar los posibles isómeros de compuesto de fórmula molecular C_4H_8 .

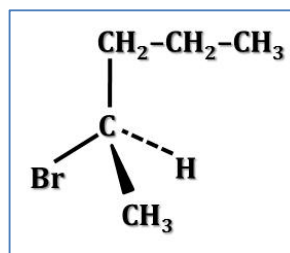
d) El metacrilato de metilo ó plexiglás (2-metilpro-2-enoato de metilo) es un polímero sintético de interés industrial. Escribe su fórmula desarrollada, indica a qué grupo funcional pertenece y señala si presenta isomería geométrica.

(Canarias 2009)

a) Presentará isomería óptica el compuesto que tenga un carbono asimétrico:

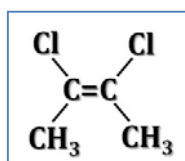


3-Bromopentano

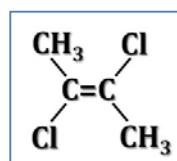


2-Bromopentano (i. óptica)

b) Presentará **isomería geométrica**, y sus configuraciones son:

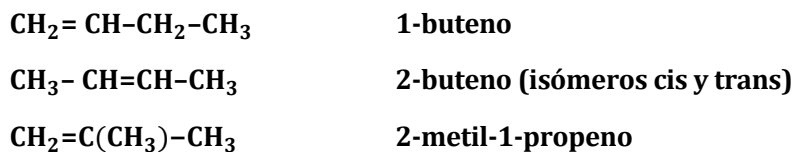


cis-2,3-dicloro-2-buteno

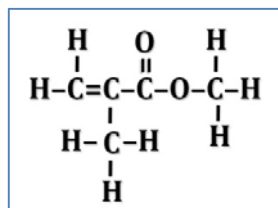


trans-2,3-dicloro-2-buteno

c) El C_4H_8 es un hidrocarburo insaturado (alqueno) que posee un doble enlace. Los posibles isómeros son:



d) El 2-metil-2-propenoato de metilo es un éster insaturado y su fórmula desarrollada es:



No presenta isomería geométrica ya que aunque tiene un doble enlace entre carbonos, éstos no tienen unido a ellos el mismo radical.

15.13. Un compuesto químico tiene fórmula empírica igual a $C_3H_6O_2$

a) Escribe las fórmulas semidesarrolladas de todos los isómeros estructurales de dicho compuesto.

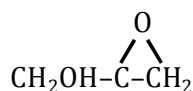
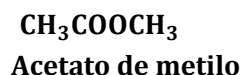
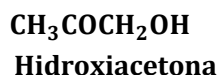
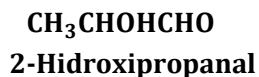
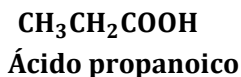
b) Escribe los nombres de cada uno de los isómeros.

c) Indica si alguno de los isómeros presenta actividad óptica y justifica por qué.

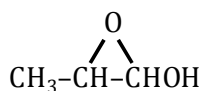
d) En uno de los isómeros que presenten actividad óptica, si los hay, indica la hibridación de los átomos de C y O de la molécula:

(Galicia 2009)

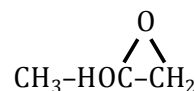
a-b) Los isómeros del $C_3H_6O_2$ son:



3-Hidroxi-1,2-epoxipropano



1-Hidroxi-1,2-epoxipropano

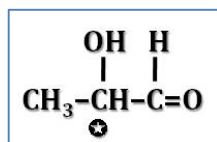


2-Hidroxi-1,2-epoxipropano

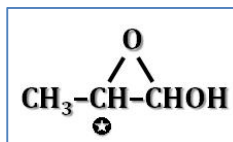


1,3-Dioxolano

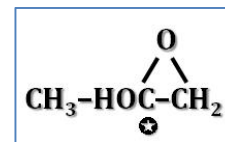
c) Presentan actividad óptica los isómeros que tengan un carbono asimétrico (quiral):



2-Hidroxiopropanal

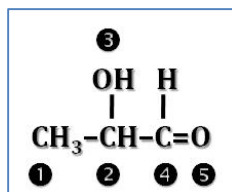


1-Hidroxi-1,2-epoxipropano



2-Hidroxi-1,2-epoxipropano

d) La hibridación que presentan los átomos de carbono y de oxígeno del 2-hidroxiopropanal es:



C1, C2 y O3 presentan hibridación sp^3 ya que todos sus enlaces son sencillos

C4 y O5 presentan hibridación sp^2 ya que tienen un enlace doble.

15.14. El ácido málico es un compuesto orgánico que se encuentra en algunas frutas y verduras con sabor ácido como los membrillos, las uvas, manzanas y, las cerezas no maduras, etc. Este compuesto químico está constituido por los siguientes elementos químicos: carbono, hidrógeno y oxígeno. La combustión completa de una masa $m = 1,340 \text{ g}$ de ácido málico produce una masa $m_1 = 1,760 \text{ g}$ de dióxido de carbono, y una masa $m_2 = 0,540 \text{ g}$ de agua.

a) Determinar los porcentajes de carbono, hidrógeno y oxígeno contenidos en el ácido málico. Deducir su fórmula empírica sabiendo que su masa molar es $M = 134 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

b) La valoración con sosa de una disolución de ácido málico, permite deducir que contiene dos grupos funcionales ácidos. Por otra parte, la oxidación de ácido málico conduce a la formación de un compuesto el cual produce un precipitado amarillo al reaccionar con la 2,4-dinitrofenilhidracina, lo que permite confirmar que el ácido málico tiene un grupo alcohol. Escribir la fórmula semidesarrollada del ácido málico.

(Galicia 2009)

a) A partir de las cantidades dadas y de la masa molar del ácido málico (AcM) se calcula el número de moles de átomos de cada elemento.

En la combustión todo el carbono del compuesto se transforma en CO_2 :

$$\frac{1,760 \text{ g CO}_2}{1,340 \text{ g AcM}} \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \frac{134 \text{ g AcM}}{1 \text{ mol AcM}} = 4 \frac{\text{mol C}}{\text{mol AcM}}$$

y todo el hidrógeno del compuesto se transforma en H_2O :

$$\frac{0,540 \text{ g H}_2\text{O}}{1,340 \text{ g AcM}} \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \frac{134 \text{ g AcM}}{1 \text{ mol Amox}} = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol AcM}}$$

La masa de los elementos analizados por mol de Amox es:

$$4 \text{ mol C} \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} + 6 \text{ mol H} \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 54 \text{ g}$$

El oxígeno se calcula por diferencia:

$$\frac{134 \text{ g AcM} - 54 \text{ g resto}}{1 \text{ mol AcM}} \rightarrow \frac{80 \text{ g O}}{\text{mol AcM}} \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 5 \frac{\text{mol O}}{\text{mol AcM}}$$

La fórmula molecular y la empírica del ácido málico es $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_5$.

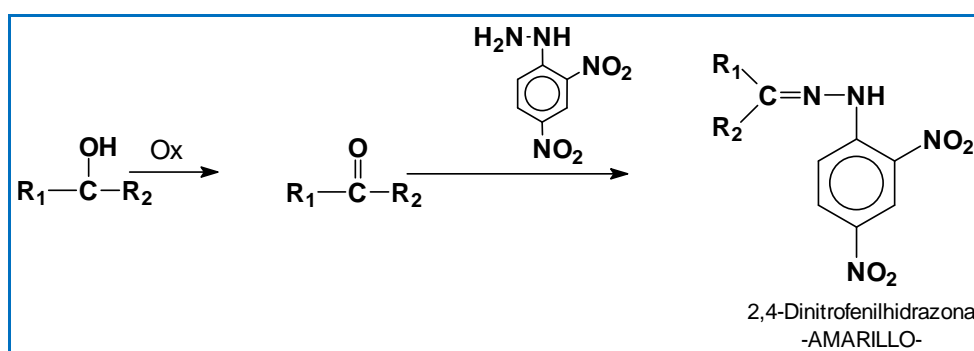
La composición centesimal del ácido málico es:

$$\frac{4 \text{ mol C}}{1 \text{ mol AcM}} \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \frac{1 \text{ mol AcM}}{134 \text{ g AcM}} 100 = 35,8\% \text{ C}$$

$$\frac{6 \text{ mol H}}{1 \text{ mol AcM}} \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \frac{1 \text{ mol AcM}}{134 \text{ g AcM}} 100 = 4,5\% \text{ H}$$

$$\frac{5 \text{ mol O}}{1 \text{ mol AcM}} \frac{16 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \frac{1 \text{ mol AcM}}{134 \text{ g AcM}} 100 = 59,7\% \text{ O}$$

15) El compuesto formado después de la oxidación del ácido málico reacciona con la 2,4-dinitrofenilhidrazina, lo que es característico de los compuestos químicos carbonílicos, poseedores del grupo funcional R_1-CO-R_2 . Dicha reacción es la que se muestra a continuación.



Puesto que el enunciado del problema dice que el ácido málico tiene dos grupos carboxilo éstos, deben encontrarse en los extremos de la cadena hidrocarbonada y si, además, como se ha probado en el párrafo anterior, el ácido málico tiene un grupo funcional alcohol, éste debe ser un alcohol secundario. Por tanto cabe concluir que la fórmula semidesarrollada del ácido málico es la siguiente:



ácido 2-hidroxi-butanodioico ó málico

15.15. Proponer una posible estructura para los siguientes compuestos:

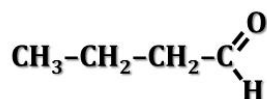
a) C_4H_8O (aldehído)

b) C_5H_8O (aldehído)

c) $C_6H_{10}O$ (cetona cíclica)

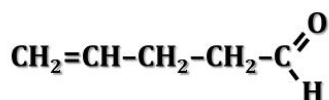
(Canarias 2010)

a) La estructura de un aldehído de fórmula molecular C_4H_8O podría ser:



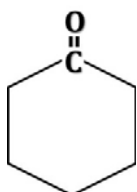
butanal

b) La estructura de un aldehído de fórmula molecular C_5H_8O podría ser:



4-pentenal

c) La estructura de una cetona cíclica de fórmula molecular $C_6H_{10}O$ podría ser:

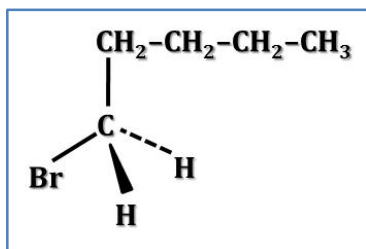


ciclohexanona

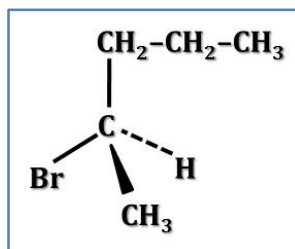
15.16. Indica todos los posibles isómeros estructurales que corresponden a la fórmula molecular $C_5H_{11}Br$. ¿Cuál/es de ellos presentan isomería óptica?

(Canarias 2010)

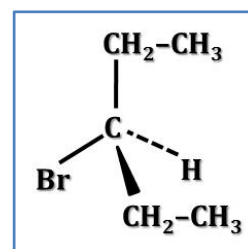
Los compuestos que se corresponden con la fórmula molecular $C_5H_{11}Br$ son derivados halogenados de un alcano y los posibles isómeros son de posición. Presentarán isomería óptica aquellos que tengan un carbono asimétrico:



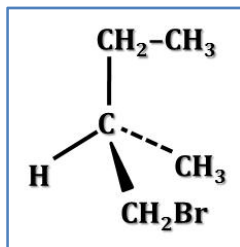
1-bromopentano



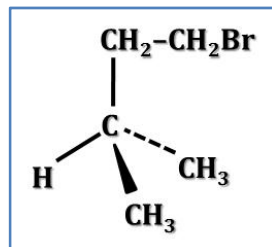
2-bromopentano (i. óptica)



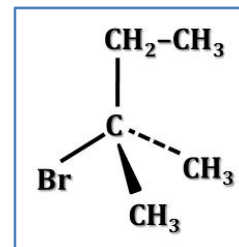
3-bromopentano



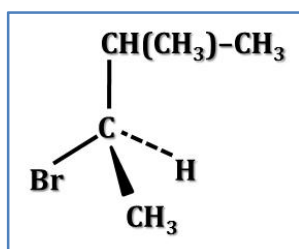
1-bromo-2-metilbutano
(isomería óptica)



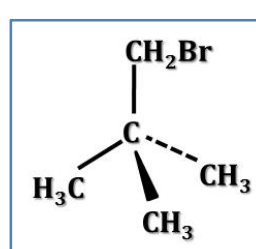
1-bromo-3-metilbutano



2-bromo-2-metilbutano



2-bromo-3-metilbutano
(isomería óptica)



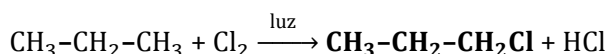
1-bromo-2,2-dimetilpropano

15.17. Completa las siguientes reacciones, indicando asimismo a qué tipo de reacción pertenece:

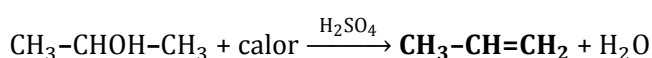
- a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{luz}} \quad + \text{HCl}$
 b) $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3 + \text{calor} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \quad + \text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH}_2 + \text{Br}_2 \longrightarrow \quad$
 d) $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} \longrightarrow \quad + \text{H}_2\text{O}$
 e) $\text{CH}_3\text{-C(CH}_3\text{)=CH}_2 + \text{HCl} \longrightarrow \quad$

(Canarias 2010)

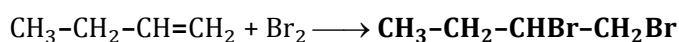
a) La reacción propuesta es de **sustitución**:



b) La reacción propuesta es de **eliminación**:



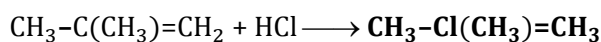
c) La reacción propuesta es de **adición**:



d) La reacción propuesta es de **eliminación**:



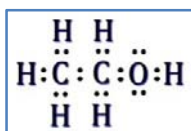
e) La reacción propuesta es de **adición**:



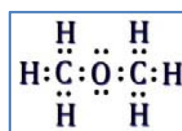
15.18. Indicar dos posibles estructuras para la fórmula $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ y nombrarlas. ¿Cuál de ellas presentará un punto de ebullición más elevado?

(Canarias 2011)

Los compuestos que se corresponden con la fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ son derivados oxigenados de un alcano y los posibles isómeros son un alcohol y un éter:



Etanol o alcohol etílico



Metoximetano o dimetiléter

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más grande en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, más pequeño en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ El **enlace dipolo-dipolo** se da entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De dos las sustancias propuestas, este enlace existe en el **metoximetano**.

▪ El **enlace de hidrógeno** o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las dos sustancias propuestas, este tipo de enlace es posible en el **etanol**.

El **etanol** posee **mayor temperatura de ebullición** que el **metoximetano**.

16. QUÍMICA NUCLEAR

16.1. La serie de desintegración radiactiva del ${}^{235}_{92}\text{U}$ termina en el isótopo ${}^{207}_{82}\text{Pb}$. ¿Cuántas partículas alfa (α) y beta (β) se emitirán?

Datos. Partícula $\alpha = {}^4_2\text{He}$, partícula $\beta = {}^0_{-1}\text{e}$

(Galicia 1999)

En la serie radiactiva ${}^{235}_{92}\text{U} \longrightarrow {}^{207}_{82}\text{Pb}$ se produce una disminución de los números másico y atómico del uranio:

- Número másico $\rightarrow (235 - 207) = 28$ unidades
- Número atómico $\rightarrow (92 - 82) = 10$ unidades

Teniendo en cuenta que de acuerdo las leyes de las emisiones radiactivas:

1) Un núcleo al emitir una partícula alfa se convierte en otro diferente con 4 unidades menos de número másico y 2 unidades menos de número atómico.

2) Un núcleo al emitir una partícula beta se convierte en otro diferente con el mismo número másico y 1 unidad más de número atómico.

De acuerdo con estas reglas, se observa que el número másico sólo desciende al emitirse partículas alfa. Por lo tanto, al descender el número másico en 28 unidades, el número de partículas alfa emitidas es:

$$28 \text{ unidades de A} \frac{1 \text{ partícula } \alpha}{4 \text{ unidades de A}} = 7 \text{ partículas } \alpha$$

Al emitirse 7 partículas alfa el número atómico desciende en 14 unidades pero como en el proceso global sólo puede descender 10 unidades, el número de partículas beta emitidas es:

$$(14-10) \text{ unidades de Z} \frac{1 \text{ partícula } \beta}{1 \text{ unidades de Z}} = 4 \text{ partículas } \beta$$

La reacción nuclear completa es:

