

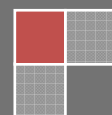
2010

1ª EVALUACIÓN EJERCICIOS PARA EXÁMENES

Química 2º Bachiller

Recopilación de ejercicios preguntados en exámenes de cursos anteriores

M^ª Teresa Gómez Ruiz
Dpto Física-Química IES "Politécnico" Cartagena
15/09/2010



ÍNDICE

	<u>Página</u>	
<i>Ejercicios para examen U1 "Modelos atómicos"</i>	2	
<i>Solución de algunos ejercicios de la U1"Modelos atómicos"</i>	4	
<i>Ejercicios para examen U 2 "Sistema Periódico"</i>	8	
<i>Solución de algunos ejercicios de la U2" Sistema Periódico"</i>	15	
<i>Ejercicios para examen U 3 "El enlace químico"</i>	29	
<i>Solución de algunos ejercicios de la U3"El enlace químico"</i>	37	<u>1</u>

2º Química Ejercicios para Examen UI "Modelos atómicos"

- 1 La energía cinética de los electrones arrancados por efecto fotoeléctrico de la superficie de un bloque de rubidio es de $1,64353 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ cuando sobre dicho metal incide una radiación ultravioleta de 400 nm de longitud de onda. Calcula cuál debe ser *la frecuencia mínima* de las ondas electromagnéticas que consiguen desencadenar efecto fotoeléctrico sobre el rubidio y el valor de su longitud de onda

$$\text{Datos: } h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} \quad c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$$

- 2 Calcule la longitud de onda, la frecuencia y la energía de la primera línea de la serie de Lyman, en el espectro del átomo de hidrógeno.

$$\text{Datos: } h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} \quad c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1} \quad R = 109.740 \text{ cm}^{-1};$$

- 3 La energía cinética de los electrones arrancados por efecto fotoeléctrico de la superficie de un bloque de rubidio es de $1,638 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ cuando sobre dicho metal incide una radiación cuya frecuencia es de $7,5 \cdot 10^{14} \text{ hz}$.

a) Calcula cuál debe ser *la frecuencia mínima* de las ondas electromagnéticas que consiguen desencadenar efecto fotoeléctrico sobre el rubidio y el valor de su longitud de onda.

b) Calcular la longitud de onda de *De Broglie* asociada al electrón en movimiento.

$$\text{Datos: } h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} \quad m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg} \quad c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$$

- 4 A la vista de los valores dados en datos, deducir el valor de la constante **B** de la ecuación de Bohr, $E = -B/n^2$.
Calcular el valor de la energía correspondiente al 5º nivel del átomo de hidrógeno. Cuánto valdría la longitud de onda del fotón que corresponde al salto desde el nivel 5º al nivel 3º.

$$\text{Datos: } E_1 = -2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}; \quad E_2 = -5,45 \cdot 10^{-19} \text{ J}; \quad E_3 = -2,42 \cdot 10^{-19} \text{ J}; \quad E_i = 0 \text{ J.}$$

$$h = 6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} \quad c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$$

- 5 En el espectro del átomo de hidrógeno encontramos una raya en el violeta de frecuencia $7,3 \cdot 10^{14} \text{ Hz (s}^{-1})$ ¿Cuál es la energía de los fotones que la forman?

$$\text{Datos: } h = 6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} \quad c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$$

- 6 Una línea del espectro de hidrógeno correspondiente a la serie de Balmer tiene una longitud de onda igual a **434,05 nm**.
- a) ¿Cuál es el valor de **n** correspondiente al nivel superior que interviene en la transición?
- b) Calcula el potencial de ionización del hidrógeno en J/mol.
- c) Calcula la frecuencia de la radiación que tendría que incidir sobre un átomo de hidrógeno en estado fundamental, si queremos que al arrancarle un electrón este posea una energía cinética de **$3 \cdot 10^{-19}$ J**.

Datos: $R = 109740 \text{ cm}^{-1}$, $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$, $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$, $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$.

Teoría:

- 7 Postulados del modelo atómico de Bohr.
- 8 De las siguientes afirmaciones, señalar las que, siendo originales de Bohr, **son recogidas** en el modelo actual del átomo:
- a) Cuando el electrón pasa de un nivel de energía E_2 a otro E_1 , siendo $E_2 > E_1$, el átomo emite radiación.
- b) El espectro de los átomos es un espectro de rayas, es decir discontinuo.
- c) El electrón gira en torno al núcleo en órbitas bien definidas.
- d) El electrón en el átomo no puede tener una energía cualquiera.
- 9 ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes están de acuerdo con el modelo atómico propuesto por Bohr? Razónalo.
- a) La energía de los orbitales sólo pueden tomar ciertos valores restringidos.
- b) La energía de las órbitas puede tomar cualquier valor.
- c) Los electrones giran alrededor del núcleo, en órbitas circulares, sin emitir energía.
- d) El átomo es una masa esférica cargada positivamente donde se insertan los electrones distribuidos de forma uniforme.

Solución de algunos ejercicios de la UI "Modelos atómicos":

1 La energía cinética de los electrones arrancados por efecto fotoeléctrico de la superficie de un bloque de rubidio es de $1,638 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ cuando sobre dicho metal incide una radiación cuya frecuencia es de $7,5 \cdot 10^{14} \text{ hz}$.

a) Calcula cuál debe ser **la frecuencia mínima** de las ondas electromagnéticas que consiguen desencadenar efecto fotoeléctrico sobre el rubidio y el valor de su longitud de onda.

b) Calcular la longitud de onda de **De Broglie** asociada al electrón en movimiento.

Datos: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

Solución 1: a) $h \cdot \nu_i = h \cdot \nu_0 + E_{\text{cinética}}$

$$h \cdot \nu_i = h \cdot \nu_0 + m_e \cdot v_e^2 / 2$$

$$6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 7,5 \cdot 10^{14} = 1,638 \cdot 10^{-19} + 6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8 / \lambda_0$$

$$4,9695 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 1,638 \cdot 10^{-19} + 1,9878 \cdot 10^{-25} / \lambda_0$$

$$3,3315 \cdot 10^{-19} = 6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8 / \lambda_0$$

$$\lambda_0 = 5,966681676 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\nu_0 = c / \lambda_0 \quad \nu_0 = 3 \cdot 10^8 / 5,966681676 \cdot 10^{-7} \quad \nu_0 = 5,027920314 \cdot 10^{14} \text{ hz}$$

b) $\lambda = h / m \cdot v$ $E_{\text{cinética}} = 1,638 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

$$m_e \cdot v_e^2 / 2 = E_{\text{cinética}}$$

$$9,1 \cdot 10^{-31} \cdot v_e^2 / 2 = E_{\text{cinética}}$$

$$9,1 \cdot 10^{-31} \cdot v_e^2 / 2 = 1,638 \cdot 10^{-19}$$

$$v_e^2 = 3,6 \cdot 10^{11}$$

$$v_e = 6 \cdot 10^5 \text{ m/s}$$

$$\lambda = 6,626 \cdot 10^{-34} / 9,1 \cdot 10^{-31} \cdot 6 \cdot 10^5$$

$$\lambda = 6,626 \cdot 10^{-34} / 54,6 \cdot 10^{-26}$$

$$\lambda = 1,213553114 \cdot 10^{-9} \text{ m}$$

6 Una línea del espectro de hidrógeno correspondiente a la serie de Balmer tiene una longitud de onda igual a 434,05 nm.

a) ¿Cuál es el valor de n correspondiente al nivel superior que interviene en la transición?

Solución 6 a:

Al ser de la serie de Balmer los saltos la n=2.

$$1/\lambda = R. [1/n^2 - 1/m^2]$$

$$\lambda = 434,05. 10^{-9} \text{ m}$$

$$R = 10973732 \text{ m}^{-1}$$

$$1/434,05. 10^{-9} = 10973732. [1/2^2 - 1/m^2]$$

$$1/434,05. 10^{-9} \cdot 10973732 = [1/4 - 1/m^2]$$

$$1/m^2 = 1/4 - 1/434,05. 10^{-9} \cdot 10973732$$

$$1/m^2 = 1/4 - 1/4,763148375$$

$$1/m^2 = 0,25 - 0,209945171$$

$$m = (1/0,040054829)^{1/2}$$

$$m = 4,996576706$$

El nivel superior es el nivel 5

b) Calcula el potencial de ionización del hidrógeno en J/mol.

Solución 6 b:

$$EI = h. \nu \quad c = \lambda \cdot \nu \quad EI = h. c/\lambda$$

Para ionizar el hidrógeno, tiene que llevar el electrón desde la capa 1 hasta el infinito.

$$1/\lambda = R. [1/n^2 - 1/m^2]$$

$$R = 10973732 \text{ m}^{-1}$$

$$n=0 \text{ 1 , } m = \text{infinito}$$

$$1/\lambda = 10973732. [1/1^2 - 1/m^2]$$

$$1/\lambda = 10973732. [1/1^2 - 0]$$

$$1/\lambda = 10973732$$

$$EI = h \cdot c / \lambda$$

$$EI = 6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8 \cdot 10973732$$

$$EI = 2,18168751 \cdot 10^{-18} \text{ J/átomo}$$

$$EI = 2,18168751 \cdot 10^{-18} \text{ J/átomo} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol}$$

$$EI = 1359191,318 \text{ J/mol}$$

- c) Calcula la frecuencia de la radiación que tendría que incidir sobre un átomo de hidrógeno en estado fundamental, si queremos que al arrancarle un electrón este posea una energía cinética de $3 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

$$\text{Datos: } R = 109740 \text{ cm}^{-1}, c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}, h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}, N_A = 6,023 \cdot 10^{23}.$$

Solución 6 c:

$$E_{\text{Incidente}} = EI + Ec$$

$$E_{\text{Incidente}} = 21,8168751 \cdot 10^{-19} \text{ J} + 3 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_{\text{Incidente}} = 24,8168751 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$h \cdot \nu = 24,8168751 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$6,63 \cdot 10^{-34} \cdot \nu = 24,8168751 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\nu = 24,8168751 \cdot 10^{-19} \text{ J} / 6,63 \cdot 10^{-34}$$

$$\nu = 3,74318416 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

9. ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes están de acuerdo con el modelo atómico propuesto por Bohr? Razónalo.

a) La energía de los orbitales sólo pueden tomar ciertos valores restringidos.

Solución 9 a:

Incorrecto, Bohr habla de órbitas no orbitales.

b) La energía de las órbitas puede tomar cualquier valor.

Solución 9 b:

Incorrecto, sólo determinados valores, se tiene que cumplir: $mvr = n h/2\pi$

c) Los electrones giran alrededor del núcleo, en órbitas circulares, sin emitir energía.

Solución 9 c:

Correcto

d) El átomo es una masa esférica cargada positivamente donde se insertan los electrones distribuidos de forma uniforme.

Solución 9 d:

Falso, esto fue enunciado por Thomson

2º Química Ejercicios para Examen U2 " Sistema Periódico "

- 1 Datos los elementos de números atómicos **15, 17, 20 y 33**:
 - a) Escribe su configuración electrónica e indica el tipo de **ión** que tiene tendencia a formar
 - b) Explica cuál de ellos tiene mayor energía de ionización;
 - c) ¿Cuál tiene mayor carácter metálico? ¿Por qué?;
 - d) ¿Qué tipo de enlace se puede dar entre ellos?

- 2 Escriba la configuración electrónica en el estado fundamental de los elementos de números atómicos **20, 30 y 36**. Indique, en cada caso, de qué tipo de elemento se trata y el periodo y grupo en el que se encuentra, y escriba su símbolo. ¿Cuál será el de mayor energía de ionización? ¿Y el de mayor radio atómico?

- 3 Sean **A, B, C y D** cuatro elementos del Sistema Periódico de números atómicos **35, 36, 37 y 38**, respectivamente.
 - a) Escribir sus configuraciones electrónicas.
 - b) Indicar razonadamente a qué grupo y periodo pertenecen.
 - c) Indicar razonadamente cuál es el elemento de mayor afinidad electrónica.

- 4 Sean **A, B, C y D** cuatro elementos del Sistema Periódico, cuyos números y masas atómicas son respectivamente:
 $Z_A = 35$ y $A_A = 72$, $Z_B = 36$ y $A_B = 75$, $Z_C = 37$ y $A_C = 75$ y $Z_D = 38$ y $A_D = 77$
 - a) Escribir sus configuraciones electrónicas indicando razonadamente a qué grupo y periodo pertenecen.
 - b) Indicar la composición del núcleo y corteza de cada átomo (**p, n y e**) .
 - c) Define Afinidad electrónica e Indica razonadamente cuál es el elemento de mayor afinidad electrónica.

- 5 Escribir la configuración electrónica del:
- Átomo de silicio ($Z = 14$).
 - Átomo de hierro ($Z = 26$).
 - Ión hierro (III) ($Z = 26$).
- 6 Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de átomos neutros:
- X:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- Y:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$
- Justifica la validez o falsedad de las siguientes proposiciones:
- La configuración de **Y** corresponde a un átomo de **K**
 - Para pasar de **X** a **Y**, se necesita aportar energía
 - El radio de **X** es igual al radio de **Y**.
- 7
- Nombra los números cuánticos necesarios para caracterizar los electrones en los átomos. Indica su significado y posibles valores.
 - Contesta a los siguientes cuestiones relativas a un elemento de $Z = 7$ y $A = 14$.
 - Número de protones, neutrones y electrones.
 - Configuración electrónica y número de electrones desapareados en su estado fundamental.
 - Número máximo de electrones para los que: $m_l = 0$; $n = 2$; $l = 1$.
- 8
- Enuncia el principio de exclusión de Pauli. **Razonando** cuál es el número máximo de orbitales y electrones que puede haber en los orbitales **3d**.
 - Ordena las siguientes series de números cuánticos correspondientes a electrones que se encuentran en posibles orbitales, en orden creciente de energía:

a) (3, 2, -1, +1/2)	b) (2, 1, 1, -1/2)	c) (3, 1, 0, +1/2)
d) (1, 0, 0, +1/2)	e) (3, 2, 1, +1/2)	f) (2, 0, 0, -1/2)

9 Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos:

(2, 2, 0, 1/2) (3, 1, -1, 1/2) (2, 0, 0, -1/2) (1,0, 1, 1/2)

Explica si es posible, o no, que existan en un átomo electrones con dichos números cuánticos. En el caso de los grupos de números cuánticos que sean posibles, ¿en qué orbitales se encontrarían los electrones correspondientes?

10 Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos:

(2, 2, 0, 1/2) (3, 1, -1, 1/2) (2, 0, 0, -1/2) (1,0, 1, 1/2)
(3, 1, 0, 1) (3, 1, 1, 1/2) (2, 1, 0, -1/2) (1,0, 0, 1/2)

Explica si es posible, o no, que existan en un átomo electrones con dichos números cuánticos, **cuando no sea posible razónalo indicando porqué**. En el caso de los grupos de números cuánticos que sean posibles, ¿en qué orbitales se encontrarían los electrones correspondientes? ordénalos de menor a mayor energía.

11 Un elemento tiene la siguiente configuración electrónica:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^4 6s^2$

- a) Indicar si es elemento representativo, de transición o de transición interna.
b) Decir el periodo al cual pertenece.

12 Los átomos de un elemento del 5º periodo del Sistema Periódico, en su estado fundamental:

- a) ¿Tienen orbitales "f"?
b) ¿Tiene electrones en esos orbitales?

Razónense las respuestas.

13 Escribe los números cuánticos de los electrones de la capa más externa del magnesio.

14 ¿En qué periodo se incluye la segunda serie de elementos de transición? ¿Por qué?

15- Consideremos un periodo corto:

A	B	C	D	E	F	G	H
----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------

(Las letras no tienen relación con los símbolos).

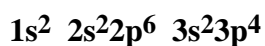
Señalar en cada caso un elemento que:

a) Al reaccionar **1 mol** del mismo con **HCl** diluido, se desprendan **22400 cm³** de **H₂** en **c.n.**

b) Forme un óxido cuya relación atómica **elemento: oxígeno** sea **1: 2**.

c) Forme un ácido cuya relación atómica **elemento: oxígeno** sea **1: 4** y cuyo equivalente sea un mol, **eq = mol**

16 Considerar el elemento cuya configuración electrónica es la siguiente:



a) ¿De qué elemento se trata?

b) ¿Cuál es su situación en el Sistema Periódico?

c) ¿Con qué valencia o valencias puede actuar?

11

17 En la tabla adjunta se dan las ocho primeras energías de ionización (**eV**) de cuatro elementos: **A**, **B**, **C** y **D** (éstos no son sus símbolos). Deducir la familia a la que pertenece cada uno.

	1^a	2^a	3^a	4^a	5^a	6^a	7^a	8^a
A	4,3	31,8	47,7	60,8	83,0	99,9	118,4	154,7
B	6,0	18,8	28,4	120,0	153,8	190,4	241,4	284,5
C	17,4	35,3	62,3	87,2	114,2	157,8	185,9	955,3
D	21,6	41,0	63,9	96,5	125,6	157,8	207,7	238,8

18.-Los elementos designados por las letras **A**, **B**, **C**, **D** y **E** (no se trata de sus símbolos químicos) ocupan las siguientes posiciones en la tabla periódica:

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

	B														C		
															D	E	
A																	

Razona si son correctas ó no, las siguientes afirmaciones:

- a) La energía de ionización de **A** es mayor que la de **B**.
- b) La afinidad electrónica de **C** es mayor que la de **B**.
- c) El radio atómico de **D** es mayor que el de **C**
- d) **E** es un gas noble y **A** es un metal alcalinotérreo

12

19 El número de protones en los núcleos de **5** elementos es el siguiente:

$$V = 9$$

$$W = 16$$

$$X = 17$$

$$Y = 19$$

$$Z = 20$$

Indicar razonadamente cuál de ellos es:

- a) Un metal alcalino
- b) El más electronegativo.
- c) El de menor potencial.
- d) El de valencia iónica **-2**.

- 20** Escribe la configuración electrónica de los elementos de número atómico, Z , igual a **7, 12, 17, 19** y **35** ¿Cuáles pertenecen al mismo grupo, indica el nombre?
¿Cuántos electrones de valencia tienen? .Escribe la estructura de Lewis del $Z=35$.

Teoría

- 21** Indicar, justificando la respuesta, si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:
- a) Todos los elementos de un mismo grupo tienen el mismo número atómico.
 - b) Los elementos del mismo periodo tienen fórmulas análogas para sus correspondientes compuestos.
 - c) El número atómico coincide con el número de protones del núcleo, pero no siempre coincide con el número de electrones de un átomo neutro.
- 22** Indica de forma razonada y para un orbital **3s** de un átomo:
- a) El valor de los números cuánticos, **n**, **l** y **m** de los electrones situados en aquel orbital.
 - b) Cuáles son los valores posibles del cuarto número cuántico del electrón.
 - c) Por qué en este orbital no puede haber más de dos electrones. Formula el principio en que te basas para contestar a esta pregunta.
- 23** Razone la veracidad o falsedad de las siguientes respuestas en cuanto al átomo de neón y al Ión óxido:
- a) Ambos poseen el mismo número de electrones.
 - b) Por tanto, el número de protones será igual.
 - c) El volumen del Ión óxido será superior al del átomo de neón.

- 24 Tenemos dos elementos del mismo periodo, **X** y **Z**, con 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. Señala las respuestas verdaderas:
- X** tiene menor energía de ionización.
 - Z** tiene menor afinidad electrónica.
 - Z** tiene mayor radio atómico.
 - El par de electrones de enlace **X-Z** se encuentra desplazado hacia **X**.
25. Responde razonadamente:
- ¿En qué se parecen los orbitales **1s** y **2s** de un átomo? ¿En qué se diferencian?
 - ¿Qué letra se usa para identificar el subnivel cuyo segundo número cuántico **l** vale **3 (l=3)**? ¿En qué nivel principal aparece por primera vez este subnivel? ¿Cuántos orbitales de ese tipo hay en ese nivel?
 - ¿Qué condición relacionada con el spin deben cumplir dos electrones para poder ocupar el mismo orbital?
 - ¿Cuál es el número máximo de electrones que pueden alojarse en cada una de los siguientes subniveles:

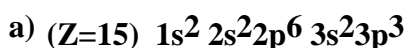
 $4s$ (e^-), $3p$ (e^-), $4f$ (e^-), $4d$ (e^-).
 - ¿Es posible que en un átomo, en su estado fundamental, pueda empezar a llenarse una capa sin que se haya terminado de llenar la capa anterior?
 - ¿Cuáles de los siguientes conjuntos de números cuánticos son posibles?:

 $(2, 1, 1, 1/2)$ $(1, 0, -1, -1/2)$ $(4, 2, -3, 1/2)$ $(3, 3, 0, 1/2)$

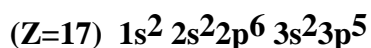
Solución de algunos ejercicios de U2" Sistema Periódico"

- 1 Dados los elementos de números atómicos **15, 17, 20** y **33**:
- Escriba la **configuración electrónica** en el estado fundamental de los elementos. Indica razonadamente, en cada caso, de qué **tipo** de elemento se trata y el **periodo** y **grupo** en el que se encuentra, y escribe su **símbolo**, el tipo de **ión** que tiene tendencia a formar y el número de electrones desapareados en su estado fundamental.
 - Explica razonadamente cuál de ellos tiene mayor energía de ionización
 - ¿Cuál tiene mayor carácter metálico? ¿Por qué?

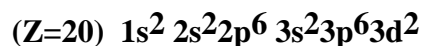
Solución 1:



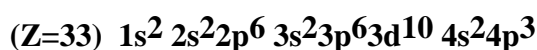
No Metal, 3^{er}Periodo, Nitrogenoideo, P, P⁻³, 3e



No Metal, 3^{er}Periodo, Nitrogenoideo, Cl, Cl⁻¹, 1e



Metal, 3^{er}Periodo, Transición, Ti, Ti⁺⁴ o Ti⁺², 2e



No Metal, 3^{er}Periodo, Nitrogenoideo, As, As⁻³, 3e

- b) El elemento al que hay que darle más energía (EI) para arrancarle un electrón, es el elemento con configuración más cercana al gas noble es decir 8e⁻, en la capa de valencia, este es el Cloro(Z= 17) que tiene 7 electrones.
- c) El de mayor carácter metálico sería el elemento que perdería más fácilmente un electrón, en este caso sería el titanio (Ti), es el único que quiere perder electrones para alcanzar la configuración de gas noble, los otros tres alcanzan más rápidamente los 8 electrones ganándolos, son No Metálicos.

3 Sean **A**, **B**, **C** y **D** cuatro elementos del Sistema Periódico de números atómicos **35**, **36**, **37** y **38**, respectivamente.

- a) Escribir sus configuraciones electrónicas.
- b) Indicar razonadamente a qué grupo y periodo pertenecen.
- c) Indicar razonadamente cuál es el elemento de mayor afinidad electrónica.

Solución 3:

a) **A** ($Z=35$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

B ($Z=36$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

C ($Z=37$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$

D ($Z=38$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$

b) **A**: periodo 4º y grupo VII A.

B: periodo 4º y grupo VIII A.

C: periodo 5º y grupo I A.

D periodo 5º y grupo II A.

c) El A

4 Sean **A**, **B**, **C** y **D** cuatro elementos del Sistema Periódico, cuyos números y masas atómicas son respectivamente:

$Z_A = 35$ y $A_A = 72$, $Z_B = 36$ y $A_B = 75$, $Z_C = 37$ y $A_C = 75$ y $Z_D = 38$ y $A_D = 77$

a) Escribir sus configuraciones electrónicas indicando razonadamente a qué grupo y periodo pertenecen.

b) Indicar la composición del núcleo y corteza de cada átomo (**p**, **n** y **e**).

c) Define Afinidad electrónica e Indica razonadamente cuál es el elemento de mayor afinidad electrónica.

Solución 4

	Masa atómica $A = n + p$		Número atómico $Z = p = e$	
A:	$35 = p = e$	$p = 35$	$e = 35$	
	$72 = p + n$	$72 = 35 + n$	$72 - 35 = n$	$n = 37$
	Núcleo contiene 35 p y 37 n			
	Corteza contiene 35 e			
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	Br	Grupo: Halógeno ó 17	Periodo IV
B:	$36 = p = e$	$p = 36$	$e = 36$	
	$75 = p + n$	$75 = 36 + n$	$75 - 36 = n$	$n = 39$
	Núcleo contiene 36 p y 39 n			
	Corteza contiene 36 e			
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	Kr	Grupo: Gas noble ó 18	Periodo V
C:	$37 = p = e$	$p = 37$	$e = 37$	
	$75 = p + n$	$75 = 37 + n$	$75 - 37 = n$	$n = 38$
	Núcleo contiene 37 p y 38 n			
	Corteza contiene 37 e			
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$	Rb	Grupo Alcalino ó 1	Periodo V
D:	$38 = p = e$	$p = 38$	$e = 38$	
	$77 = p + n$	$77 = 38 + n$	$77 - 38 = n$	$n = 39$
	Núcleo contiene 38 p y 39 n			
	Corteza contiene 38 e			
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$	Sr	Grupo: Alcalinotérreo ó 2	Periodo V

Afinidad electrónica, es la energía involucrada cuando un átomo en estado gaseoso y fundamental incorpora un electrón a su última capa ocupada.

El elemento que desprende más energía al incorporar el electrón será un no metal ya que así adquiere una configuración más cercana a la de gas noble que es la más estable. En este caso será el halógeno $Z = 35$, el bromo, que adquiere así la configuración del Kr.

- 7 a) Nombra los números cuánticos necesarios para caracterizar los electrones en los átomos. Indica su significado y posibles valores.
- b) Contesta a las siguientes cuestiones relativas a un elemento cuyo número atómico, $Z = 7$ y su número másico, $A = 14$.
1. - Número de protones, neutrones y electrones.
 2. - Configuración electrónica y número de electrones desapareados en su estado fundamental.
 3. - Número máximo de electrones para los que: $m_l = 0$; $n = 2$; $l = 1$.

Solución 7:

- a) Son cuatro: n , l , m_l , s .

El periodo viene indicado por “ n ”.

El tipo de orbital por “ l ” ($l=0$ tipo s , $l=1$ tipo p , $l=2$ tipo d).

La orientación por “ m ”.

El sentido de giro del electrón por “ s ”.

- b) 1: $Z = 7$ $A = 14$ ($p = 7$, $e = 7$, $n = 14 - 7 = 7$) $Z = p = e$ $A = n + p$

2: $1s^2 2s^2 2p^3$, tiene 3 electrones desapareados en los orbitales $2p$

3: En el orbital $2p$ ($2, 1, 0$) solo pueden existir dos electrones uno con spin $+1/2$ y el otro $-1/2$

- 8 Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos:

(2, 2, 0, 1/2) (3, 1, -1, 1/2) (2, 0, 0, -1/2) (1, 0, 1, 1/2)

(3, 1, 0, 1) (3, 1, 1, 1/2) (2, 1, 0, -1/2) (1, 0, 0, 1/2)

Explica si es posible, o no, que existan en un átomo electrones con dichos números cuánticos, **cuando no sea posible razonalo indicando porqué**. En el caso de los grupos de números cuánticos que sean posibles, ¿en qué orbitales se encontrarían los electrones correspondientes? ordénalos de menor a mayor energía.

Solución 8

- (2, 2, 0, 1/2) No, pues $l = 1$ y $n = 1$, y l solo puede valer 0 hasta $(n-1)$
- (3, 1, -1, 1/2) Si, $n > l$, $m_s = -1$, y $s = 1/2$ electrón en orbital 3p
- (2, 0, 0, -1/2) Si, $n > l$, $m_s = 1$, y $s = -1/2 = 1$ electrón en orbital 2s
- (1,0, 1, 1/2) No, aunque $n > l$ y $s = 1/2$, sin embargo $m_s > l$ y esto es imposible
- (3, 1, 0, 1) No, $n > l$, $m_s = 0$, sin embargo $s = 1$ y esto es imposible solo puede tomar los valores $+1/2$ ó $-1/2$
- (3, 1, 1, 1/2) Si, $n > l$, $m_s = 1$, y $s = 1/2$ electrón en orbital 3p
- (2, 1, 0, -1/2) Si, $n > l$, m_s entero $< l$, y $s = 1/2$ electrón en orbital 2p
- (1,0, 0, 1/2) Si, $n > l$, $m_s = 1$, y $s = 1/2$ electrón en orbital 1 s
- $1s < 2s < 2p < 3p = 3p$ los dos orbitales 3p tienen la misma energía, se les llama orbitales degenerados.

12 Los átomos de un elemento del **5º periodo** del Sistema Periódico, en su estado fundamental:

19

- a) ¿Tienen orbitales "f"?
- b) ¿Tiene electrones en esos orbitales?

Razónense las respuestas.

Solución 12:

- a) Si pues al ser su último periodo ocupado el 5º, en el 4ª existen orbitales tipo f, pues al valer $n=5$, el segundo número cuántico, l , puede tomar los valores 0,1, 2 y 3, cuando l vale tres los orbitales son de tipo f.
- b) No tiene electrones en esos orbitales, porque siguiendo la regla de Madelung : se ocupan primero aquellos subniveles cuya suma $(n + l)$ sea menor, y el subnivel 6s ($6 + 0 = 6$) tiene menos energía que el 5f ($5 + 3 = 8$), es decir, no estarían ocupados, estos se ocupan después del 7s ($7 + 0 = 7$) y antes del 7p ($7 + 1 = 8$), pues a igualdad de suma se llenan antes los del primer número cuántico menor.

- 13** Escribe los números cuánticos de los electrones de la capa más externa del magnesio.

Solución 13:

Se encuentran en el tercer nivel, es decir el primer número cuántico $n = 3$; en el orbital "s", por tanto el segundo número cuántico $l = 0$; el tercer número cuántico m_l solo puede tomar los valores $+1, 0, -1$, es decir $m_l = 0$; el cuarto número cuántico "s" solo toma los valores $-1/2, 0, +1/2$, y como según Pauli no pueden encontrarse en el mismo átomo dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales, los dos electrones de la última capa están definidos por: $(3, 0, 0, +1/2)$ y $(3, 0, 0, -1/2)$

- 14** ¿En qué periodo se incluye la segunda serie de elementos de transición? ¿Por qué?

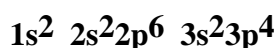
Solución 14:

En el 5°. Después de llenarse el orbital **5s**, el electrón diferencial entra en **4d**.

Los átomos en los que el electrón diferencial entra en **4d** constituyen la segunda serie de transición.

20

- 16** Considerar el elemento cuya configuración electrónica es la siguiente:



- a) ¿De qué elemento se trata?
b) ¿Cuál es su situación en el Sistema Periódico?
c) ¿Con qué valencia o valencias puede actuar?

Solución 16:

- a) Azufre(S)
b) Grupo XVI (Anfígenos) Periodo 3°
c) 2, 4, 6 (sus números de oxidación: -2, +2, +4, +6)

- 17 En la tabla adjunta se dan las ocho primeras energías de ionización (eV) de cuatro elementos: A, B, C y D (éstos no son sus símbolos). Deducir la familia a la que pertenece cada uno.

	1 ^a	2 ^a	3 ^a	4 ^a	5 ^a	6 ^a	7 ^a	8 ^a
A	4,3	31,8	47,7	60,8	83,0	99,9	118,4	154,7
B	6,0	18,8	28,4	120,0	153,8	190,4	241,4	284,5
C	17,4	35,3	62,3	87,2	114,2	157,8	185,9	955,3
D	21,6	41,0	63,9	96,5	125,6	157,8	207,7	238,8

Solución 17:

A: I A (grupo 1)

B: III A (grupo 13)

21

C: VII A (grupo 17)

D: VI A (grupo 16)

En el A, el salto mayor de energía es del 1º al 2º, esto es porque al quitar el 2º electrón se rompe la configuración de gas noble

En el B, se da entre 3º y 4º, es decir al perder 3 electrones adquiere configuración de gas noble, y al perder el 4º electrón pierde la configuración de gas noble.

En el C, el salto se produce del 7º al 8º, es decir en su última capa tenía 7 electrones.

En D el mayor salto es entre el 6º y el 7º, es decir en su última capa tenía 6 electrones.

18 Los elementos designados por las letras A, B, C, D y E (no se trata de sus símbolos químicos) ocupan las siguientes posiciones en la tabla periódica:

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

	B														C		
															D	E	
A																	

Razona si son correctas ó no, las siguientes afirmaciones:

a) La energía de ionización de A es mayor que la de B.

Solución 18 a:

22

Incorrecto, al ser **A** un elemento con un electrón en la capa de valencia pierde más fácilmente el electrón que el **B** que tiene dos electrones, pues adquiere de esa forma configuración de gas noble, además al estar el electrón de **A** en el periodo seis y el de **B** en el periodo dos, la distancia que separa al electrón del núcleo es mayor en **A** que en **B**, por lo que la fuerza de atracción del núcleo es menor, ya que es inversamente proporcional al cuadrado de la distancia.

b) La afinidad electrónica de C es mayor que la de B.

Solución 18 b:

Correcto, al ser **C** un elemento con siete electrones en la capa de valencia gana más fácilmente el electrón que el **B** que tiene dos electrones, pues adquiere de esa forma configuración de gas noble, por lo que al conseguir una configuración más estable, tiene menos energía, ha tenido que desprender más energía que el **B**, que no tiene configuración de gas noble.

c) El radio atómico de **D** es mayor que el de **C**

Solución 18 c:

Correcto, al ser **C** un elemento del segundo periodo y **D** del cuarto, es mayor el **D**.

d) **E** es un gas noble y **A** es un metal alcalinotérreo.

Solución 18 d:

Incorrecto, al ser **A** un elemento del grupo uno, es un metal Alcalino, si es correcto que **E** es un gas noble.

19 El número de protones en los núcleos de **5** elementos es el siguiente:

V = 9 W = 16 X = 17 Y = 19 Z = 20

Indicar razonadamente cuál de ellos es:

- a)** Un metal alcalino
- b)** El más electronegativo.
- c)** El de menor potencial.
- d)** El de valencia iónica **-2**.

Solución 19:

23

Viendo las configuraciones electrónicas, vemos de qué elemento se trata:

V (Z=9)	$1s^2 2s^2 2p^5$	F
W (Z=16)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	S
X (Z=17)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Cl
Y (Z=19)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	K
Z (Z=20)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	Ca

- a)** Un metal alcalino **Y (K)**. Sólo tiene 1 e⁻ en la capa de valencia.
- b)** El más electronegativo. **V (F)**. Es el más pequeño al que sólo le falta 1 e⁻ para completar la capa de valencia con 8 e⁻ y adquirir configuración de gas noble.
- c)** El de menor potencial. **Y (K)**. Al perder 1 e⁻ adquiere configuración de gas noble
- d)** El de valencia iónica **-2**. **W (S)**. Sólo le faltan 2 e⁻ para completar la capa de valencia con 8 e⁻ y adquirir configuración de gas noble.

Solución Corta 21:

- a) Falso. El número atómico es característico de cada elemento.
- b) Falso. La valencia varía en el periodo.
- c) Verdadero, la primera parte del enunciado y falsa la segunda.

Solución más completa 21:

- a) Falso, aumenta el valor de Z al descender en el grupo, pues hay más capas ocupadas y en consecuencia más protones en el núcleo.
- b) Falso, al avanzar a lo largo del periodo va aumentando el valor de Z, es decir el número de electrones del átomo, con lo que varía la configuración electrónica y con ella el número de electrones que necesita ganar o perder para tener la configuración de gas noble (8 electrones) en la última capa, variando así la valencia y con ella el tipo de compuesto.
- c) Verdadera la primera parte pero Falsa la segunda parte, al ser el átomo neutro, el número de protones (+) y el número de electrones (-) son iguales para que la carga total resulte nula.

25

22 Indica de forma razonada y para un orbital **3s** de un átomo:

- a) El valor de los números cuánticos, **n**, **l** y **m** de los electrones situados en aquel orbital.
- b) Cuáles son los valores posibles del cuarto número cuántico del electrón.
- c) Por qué en este orbital no puede haber más de dos electrones. Formula el principio en que te basas para contestar a esta pregunta.

Solución 22:

- a) **3s** (3, 0, 0) (n, l, m_l). El periodo viene indicado por “n”. El tipo de orbital por “l” ($l=0$ tipo **s**, $l=1$ tipo **p**, $l=2$ tipo **d**...). La orientación por “m”.
- b) $+1/2$ y $-1/2$

c) Se encuentran en el tercer nivel, es decir el primer número cuántico $n=3$; en el orbital "s", por tanto el segundo número cuántico $l=0$; el tercer número cuántico m_l solo puede tomar los valores $+1, 0, -1$, es decir $m_l=0$; el cuarto número cuántico "s" solo toma los valores $-1/2$ o $+1/2$, y como según Pauli no pueden encontrarse en el mismo átomo dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales, los dos electrones de la última capa están definidos por; $(3, 0, 0, +1/2)$ y $(3, 0, 0, -1/2)$

23 Razone la veracidad o falsedad de las siguientes respuestas en cuanto al átomo de neón y al Ión óxido:

- a) Ambos poseen el mismo número de electrones.
- b) Por tanto, el número de protones será igual.
- c) El volumen del Ión óxido será superior al del átomo de neón.

Solución 23:

- a) Verdadera: ambos tienen 10 electrones.
- b) Falsa: el neón tiene 10 protones y el Ión óxido 8.
- c) Verdadera: los 10 e^- son atraídos más débilmente por los 8 protones que se encuentra en el núcleo del el Ión O^{2-} que por 10 protones en el Ne.

26

24 Tenemos dos elementos del mismo periodo, **X** y **Z**, con **5** y **7** electrones de valencia, respectivamente. Señala las respuestas verdaderas:

- a) **X** tiene menor energía de ionización.
- b) **Z** tiene menor afinidad electrónica.
- c) **Z** tiene mayor radio atómico.
- d) El par de electrones de enlace **X-Z** se encuentra desplazado hacia **X**.

Solución 24:

Es la "a"

25 Responde razonadamente:

- a) ¿En qué se parecen los orbitales 1s y 2s de un átomo? ¿En qué se diferencian?

Solución 25 a:

Tienen la misma forma esférica, tiene iguales los números cuánticos l (0) y $m_s(0)$, la diferencia es en el primer número cuántico n , que vale 1 para el 1s, y 2 para el 2s, por lo que el 2s tiene un tamaño mayor ($r = K n^2$, siendo $K = 5,30 \cdot 10^{-11}$)

- b) ¿Qué letra se usa para identificar el subnivel cuyo segundo número cuántico l vale 3. ($l=3$)? ¿En qué nivel principal aparece por primera vez este subnivel? ¿Cuántos orbitales de ese tipo hay en ese nivel?

Solución 25 b:

El tipo de orbital es el **f**. Aparece por primera vez en el nivel 4, ya que los valores que puede tomar l van desde $(n - 1)$ hasta 0, por lo que n vale **4** la primera vez que aparecen los orbitales **f**. El número de orbitales **f** es de siete, ya que un orbital está definido por los tres primeros números cuánticos, así un orbital **f**, sería $(4, 3, m_s)$, y como el tercer número cuántico m_s , toma los valores desde $+l$ hasta $-l$, puede tomar desde **+3** hasta **-3**, es decir: **+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3**. Es decir siete valores distintos, por lo que hay siete orbitales **f** distintos:

(4, 3, +3), (4, 3, +2), (4, 3, +1), (4, 3, 0), (4, 3, -1), (4, 3, -2), (4, 3, -3).

- c) ¿Qué condición relacionada con el spin deben cumplir dos electrones para poder ocupar el mismo orbital?

Solución 25 c:

Deben ser de distinto signo, uno $+1/2$ y el otro $-1/2$. (Giran en distinto sentido)

- d) ¿Cuál es el número máximo de electrones que pueden alojarse en cada una de los siguientes subniveles:

4s (e^-), **3p** (e^-), **4f** (e^-), **4d** (e^-).

Solución 25 d:

4s (2 e⁻), **3p** (6 e⁻), **4f** (14 e⁻), **4d** (10 e⁻).

e) ¿Es posible que en un átomo, en su estado fundamental, pueda empezar a llenarse una capa sin que se haya terminado de llenar la capa anterior?

Solución 25 e:

Si es posible, ya que hay orbitales que tienen menos energía en capas superiores.

Según la regla de Madelung, tiene menos energía los que la suma de los dos primeros números cuánticos (**n + l**) es menor, cuando la suma de estos números es igual y su número cuántico principal **n** es distinto, tiene menor energía el orbital cuyo número **n** es menor.

Por ejemplo el orbital 4s se llena antes que el orbital 3d, ya que en el 4s (4 + 0) da un valor menor que en el 3d (3 + 2).

f) ¿Cuáles de los siguientes conjuntos de números cuánticos son posibles?:

(2, 1, 1, 1/2) (1, 0, -1, -1/2) (4, 2, -3, 1/2) (3, 3, 0, 1/2)

Solución 25 f

(2, 1, 1, 1/2) Si es posible, corresponde a un electrón que se encuentra en un orbital **2p**.

(1, 0, -1, -1/2) No es posible, pues el tercer número cuántico, solo podría valer **0**, ya que **l** vale **0**, y **ms** sólo puede tomar los valores desde **+l** hasta **-l**

(4, 2, -3, 1/2)) No es posible, pues el tercer número cuántico, **ms** vale **-3** y sólo puede tomar los valores desde **+l** hasta **-l** es decir desde **+2** hasta **-2**

(3, 3, 0, 1/2) No es posible, pues el segundo número cuántico **l** solo toma los valores desde (**n-1**), hasta **0**, es decir sólo podría tomar los valores de **2**, **1** y **0**.

2º Química Ejercicios para Examen Unidad 3 “El Enlace químico”

- 1 La metilamina, CH_3NH_2 , es el primer término de la serie de las aminas primarias.
- a) Representar esta molécula mediante un diagrama de puntos (Lewis).
 - b) Indicar el número de pares de electrones enlazantes y no enlazantes.
- 2 Indicar la geometría de los siguientes iones y moléculas de acuerdo con la teoría de repulsión de pares de los electrones de valencia: BH_3 , BeI_2 , CCl_4 y NO_2^- .
¿Alguna de las moléculas es polar? Justificar la respuesta.
- 3 Deducir la electrovalencia y la covalencia del fósforo, **P** (**Z = 15**), a partir de su configuración electrónica.
- 4 El momento dipolar de la molécula de CO_2 es cero.
- a) ¿Cuál será su geometría?
 - b) ¿Qué tipo de hibridación tendrá el átomo de **C**?
- 5 Ordenar los siguientes compuestos según sus puntos de fusión crecientes: 29
- NaCl; He; Br₂; Na.**
- 6 Decir qué tipo de sustancia (molecular, etc) es cada una de las siguientes:
- a) Sulfuro de hidrógeno
 - b) Germanio
 - c) Aluminio
 - d) Nitrato potásico.
- 7 Consultando la tabla de electronegatividades, ordenar los siguientes enlaces según su polaridad creciente, e indicar si alguno de ellos es iónico:
- | | |
|-----------------|----------------|
| a) Be-Cl | e) S-O |
| b) C-I | f) P-Cl |
| c) Ba-F | g) C-O |
| d) Al-Br | |

- 8 Decir qué tipo de fuerzas de atracción, o de enlace químico, han de romperse para:
- Fundir cloruro sódico.
 - Fundir óxido cálcico.
 - Disolver bromo en agua.
 - Disolver bromo en tetracloruro de carbono.
- 9 Entre las siguientes sustancias:
- 1) Sodio 2) Silicio 3) Metano 4) Cloruro potásico 5) Agua
- Escoger las más representativas de:
- Una sustancia ligada por fuerzas de Van der Waals que funde muy por debajo de la temperatura ambiente.
 - Una sustancia de alta conductividad eléctrica que funde alrededor de los 100°C.
 - Una sustancia covalente de muy alto punto de fusión.
 - Una sustancia no conductora de la electricidad que se transforma en conductora al fundir.
 - Una sustancia con enlaces de hidrógeno.
- 10 Dados los elementos **A**, **B**, **C** y **D**, de números atómicos **9**, **11**, **17** y **20**, respectivamente:
- Escribir su configuración electrónica.
 - Razonar el tipo de enlace que se dará en **A-A**, **C-D**.
 - ¿Qué estequiometría presentarán los dos compuestos anteriores?
- Razonar las respuestas.
- 11 Teniendo en cuenta la energía de red de los compuestos iónicos, contestar, razonadamente, a las siguientes cuestiones:
- ¿Cuál de los siguientes compuestos tendrá mayor punto de fusión: **NaF** o **KBr**?
 - ¿Cuál de los siguientes compuestos será más soluble en agua: **MgO** o **CaS**?

- 12 Se pide:
- Dibujar las estructuras de Lewis de las especies químicas siguientes:
Hidruro de berilio, tricloruro de boro, etileno, amoniaco e hidruro de azufre.
 - Justificar la geometría de estas sustancias e indicar si hay alguna que sea polar.
- 13 En la molécula de eteno:
- ¿Qué hibridación presentan los átomos de carbono?
 - Explicar cómo se forma el doble enlace según la teoría del enlace de valencia.
- 14 Explica que tipo de enlace químico debe romperse o qué fuerzas de atracción deben vencerse para:
- Fundir cloruro de sodio.
 - Hervir agua.
 - Fundir hierro.
 - Evaporar nitrógeno líquido.
- 15 Para las moléculas de amoniaco y metano:
- Indicar razonadamente la geometría que presentan.
 - Justificar la polaridad de cada una de ellas.
- 16 A partir de los datos que se dan a continuación, calcular la afinidad electrónica del $I(g)$ mediante el ciclo de Born-Haber.
- Datos:* Calor estándar de formación del $KI_{(s)} = - 327 \text{ Kj.mol}^{-1}$
- Calor de sublimación del $K_{(s)} = 90 \text{ Kj.mol}^{-1}$
- Calor de sublimación del $I_{2(s)} = 62 \text{ Kj.mol}^{-1}$
- Energía de disociación del $I_{2(g)} = 149 \text{ Kj.mol}^{-1}$
- Energía de ionización del $K_{(g)} = 418 \text{ Kj.mol}^{-1}$
- Energía reticular del $KI_{(s)} = - 633 \text{ Kj.mol}^{-1}$
- 17 Concepto de **orden de enlace**. Aplícalo a las moléculas de nitrógeno, oxígeno y flúor y comenta su relación con las energías de enlace respectivas.

- 18 Responde breve y razonadamente a las siguientes cuestiones:
- a) ¿En qué se basa *la teoría de la repulsión de pares de electrones* para dilucidar la forma de las moléculas?
 - b) ¿Puede una molécula ser apolar a pesar de tener enlaces polares? ¿Por qué? Pon ejemplos.
 - c) ¿Cuáles son las principales propiedades de los compuestos iónicos?
 - d) ¿Qué es *enlace químico*? ¿Qué tipos de enlaces conoces? ¿Entre qué elementos de la tabla periódica se produce cada uno de estos enlaces? Cita tres sustancias con cada uno de los tres tipos de enlace que conoces.
 - e) ¿Qué es un *enlace polar*? ¿Y un *enlace covalente dativo*? ¿Puede un enlace ser polar y dativo a la vez?
- 19 La energía de ionización del xenón es **279,88 Kcal/mol**. La energía de disociación y la afinidad electrónica del flúor son **36,72 y -83,76Kcal/mol**, respectivamente. La energía reticular del compuesto hipotético $\text{XeF}_{(s)}$ puede considerarse igual a la del fluoruro de cesio (CsF) que es **-8,56Kcal/mol**. Calcular la entalpía o calor de formación del $\text{XeF}_{(s)}$ a partir del Xe y F_2 en fase gaseosa.
- 20 Escribe las estructuras de *Lewis* de las siguientes moléculas: **a) CF_4 ; b) PCl_5 ; c) BF_3** ¿Qué geometría asignarías a dichas moléculas? ¿Tendrían momento dipolar las moléculas?
- 21 Describe los enlaces de la molécula de acetileno ($\text{CH}\equiv\text{CH}$), explicando la formación de enlaces y la forma de la molécula de acuerdo con las hibridaciones del átomo de carbono.
- 22 Calcula el porcentaje de carácter iónico en el enlace existente en el monóxido de carbono, CO , sabiendo que el momento dipolar de la molécula es **0,12 D** y la longitud del enlace **C-O, 1,182Å**.
- DATOS:** Carga del electrón= $4,8 \cdot 10^{-10}$; $1\text{D}=10^{-18}$ uee.cm.

23 Para llevar a cabo algunos de los siguientes procesos es necesario romper enlaces covalentes, mientras que en otros es preciso vencer fuerzas intermoleculares. Indica el tipo de fuerzas que hay que superar en cada caso:

- a) Hervir agua
 b) Disolver I_2 en etanol
 c) Descomponer N_2O_4 en NO_2
 d) Fundir sílice, SiO_2
 e) Quemar metano, CH_4

24 Clasifica las siguientes sustancias(a $25^\circ C$ y 1 atm) en iónicas, covalentes moleculares, covalentes atómicas o metálicas; comparando las propiedades físicas que se indican:

		Oro	Diamante	Sal común	Agua
Tipo de sustancia					
PROPIEDADES	Puntos de fusión				
	Solubilidad en agua				
	Conductividad eléctrica				

25 Explica el aumento de los puntos de fusión del Cl_2 , Br_2 , I_2 moleculares sabiendo que sus valores oscilan desde $-101^\circ C$ del Cl_2 hasta $113^\circ C$ del I_2 . Justifica el hecho de que el HF tenga un punto de fusión mayor que el flúor molecular.

26 Dadas las siguientes sustancias: NA_2S ; CO , SiO_2 , Ca , I_2 , CaF_2 , Fe :

- a) Clasifícalas por el tipo de sólido que forman;
 b) ¿Cuáles de las sustancias del apartado anterior conducirán la corriente eléctrica y en qué condiciones?
 c) ¿Cuáles serán solubles en agua?
 d) ¿Cuáles serán solubles en un disolvente **no polar**?
 e) ¿Cuáles cabe esperar que tengan un punto de fusión más bajo?

- 27 La segunda electroafinidad del oxígeno atómico no puede ser medida directamente en fase gaseosa: $\text{O}^-_{(g)} + e^- \rightarrow \text{O}^{2-}_{(g)}$ EA (O^{2-})= ¿...?

Utiliza el ciclo de Born-Haber para determinar esta energía, con la ayuda de los siguientes datos:

	<u>$\Delta H/\text{KJmol}^{-1}$</u>
$\text{K}_{(s)} \rightarrow \text{K}$	+90
$\text{K}_{(g)} \rightarrow \text{K}^+ + e^-$	+418
$\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{O}_{(g)}$	+498
$2\text{O}_{(g)} + e^- \rightarrow \text{O}^-_{(g)}$	-141
$2\text{K}_{(s)} + 1/2\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{K}_2\text{O}_{(s)}$	-361
$2\text{K}^+_{(g)} + \text{O}^{2-}_{(g)} \rightarrow \text{K}_2\text{O}_{(s)}$	-2238

- 28 a) Justifica si las siguientes moléculas son polares ó no polares: yodo, cloruro de hidrógeno y dicloro metano (Cl_2CH_2).
- b) Comenta la naturaleza de las fuerzas intermoleculares presentes en cada caso.

34

- 29 Señala los enlaces que deben romperse para producir los siguientes procesos
- | | |
|---------------------------------------|-----------------------------------|
| a) Disolver cloruro de calcio en agua | e) Vaporizar nitrógeno líquido |
| b) Vaporizar agua | f) Fundir bromuro de sodio |
| c) Sublimar yodo | g) Vaporizar bromuro de hidrógeno |
| d) Fundir magnesio | h) Vaporizar SiO_2 |

- 30 Dibuja la estructura de Lewis, indicando la geometría y la polaridad de las siguientes moléculas: SiBr_4 , SF_6 , BF_3 , PCl_5 , PCl_3 y CO_2 .

- 31 Halla el orden de enlace de los siguientes iones y moléculas:



¿Cuáles de estas especies son posibles?

32 Emparejar cada expresión de la izquierda con su definición de la derecha:

- | | |
|---------------------------------|------------------------------------|
| a) Orbital σ | A) Orbital Híbrido |
| b) Par de electrones solitarios | B) Orbital molecular enlazante |
| c) Orbital sp^2 | C) Orbital atómico |
| d) Orbital σ^* | D) Orbital molecular no enlazante |
| e) Orbital $2s$ | E) Orbital molecular antienlazante |

Solución: a - ; b - ; c - ; d - ; e -

33 Razona si son ciertas ó falsas las siguientes afirmaciones referentes a los orbitales moleculares:

- a) Siempre que dos orbitales atómicos se combinan linealmente se forma un orbital molecular.
- b) Cuando entre dos átomos se forma un enlace σ y otro π se dice que los dos átomos están unidos por un doble enlace.
- c) La energía de un doble enlace es justamente el doble de la que corresponde a un enlace simple.
- d) Un enlace entre dos átomos recibe el nombre de triple cuando entre ellos se han formado dos enlaces σ y un enlace π .
- e) Un orbital σ solo se puede formar cuando se combinan un orbital s de un átomo con un orbital p de otro átomo.
- f) Cuando dos átomos se aproximan en la dirección del eje x , sus orbitales p_x se combinan originando un orbital π .

- 34** Calcula la energía de red del bromuro de calcio, **CaBr₂**, a partir de los datos siguientes:

Entalpía de formación del **CaBr₂** = - 675 KJ.mol⁻¹

Calor de sublimación del **Ca(s)** = 121 KJ.mol⁻¹

Calor de vaporización del **Br₂ (l)** = 315 KJ.mol⁻¹

1ª energía de ionización del **Ca (g)** = 589,5 KJ.mol⁻¹

2ª energía de ionización del **Ca (g)** = 1145 KJ.mol⁻¹

Energía de disociación del **Br₂ (g)** = 193 KJ.mol⁻¹

Afinidad electrónica del **Br (g)** = - 324 KJ.mol⁻¹

Representa el ciclo de Born-Haber y describe cada una de las etapas que incluye.

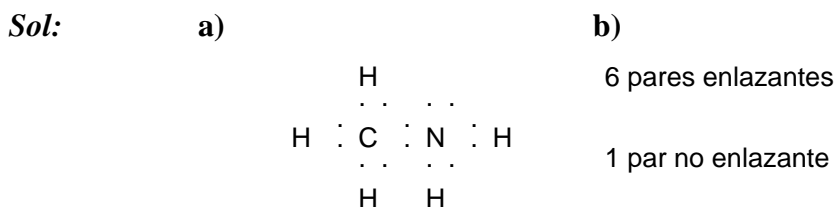
- 35** Deduce las estructuras de Lewis y la forma geométrica de cada una de las especies químicas siguientes según la **TRPEV** y el tipo de enlace (σ ó π) que presentan: **AsCl₃** , **CS₂** , **BiH₃** , **HCN**, **ClO⁻** , **SO₃²⁻** .

Solución de algunos ejercicios de U3 “El enlace químico”

1 La metilamina, CH_3NH_2 , es el primer término de la serie de las aminas primarias.

a) Representar esta molécula mediante un diagrama de puntos (Lewis).

b) Indicar el número de pares de electrones enlazantes y no enlazantes.



2 Indicar la geometría de los siguientes iones y moléculas de acuerdo con la teoría de repulsión de pares de los electrones de valencia: BH_3 , BeI_2 , CCl_4 y NO_2^- .

¿Alguna de las moléculas es polar? Justificar la respuesta.

Sol: BH_3 triangular; BeI_2 lineal; CCl_4 tetraédrica; NO_2^- angular.

Solo el Ión NO_2^- es polar.

3 Deducir la electrovalencia y la covalencia del fósforo, **P** ($Z = 15$), a partir de su configuración electrónica.

Sol: **P:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

Electrovalencia - 3 para alcanzar configuración de gas noble.

Covalencia 3: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$

Covalencia 5: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1 3d^1$

4 El momento dipolar de la molécula de CO_2 es cero.

a) ¿Cuál será su geometría?

b) ¿Qué tipo de hibridación tendrá el átomo de **C**?

Sol: **Lineal; sp.**

5 Ordenar los siguientes compuestos según sus puntos de fusión crecientes:

NaCl; He; Br₂; Na.

Sol: **He < Br₂ < Na < NaCl**

6 Decir qué tipo de sustancia (molecular, etc) es cada una de las siguientes:

- a) Sulfuro de hidrógeno
- b) Germanio
- c) Aluminio
- d) Nitrato potásico.

Sol: a) molecular; b) sólido covalente; c) metálica; d) iónica

7 Consultando la tabla de electronegatividades, ordenar los siguientes enlaces según su polaridad creciente, e indicar si alguno de ellos es iónico:

- a) Be-Cl
- b) C-I
- c) Ba-F
- d) Al-Br
- e) S-O
- f) P-Cl
- g) C-O

Sol: b,f,e = g,d,a,c. El c es iónico. No hay tabla en el libro para consultar, ver Internet. *(Pauling propuso que, para una diferencia de electronegatividad de 1,7, el enlace tiene aproximadamente un 50% de carácter iónico; si la diferencia es mayor, el enlace es fundamentalmente iónico, y si es menor, covalente. La regla falla para valores intermedio. Así el AsF_3 (2,0) es un compuesto covalente, mientras que el NaBr (1,9) es iónico)*

8 Decir qué tipo de fuerzas de atracción, o de enlace químico, han de romperse para:

- a) Fundir cloruro sódico.
- b) Fundir óxido cálcico.
- c) Disolver bromo en agua.
- d) Disolver bromo en tetracloruro de carbono.

Sol: a,b Enlace iónico.
c,d Fuerzas de Van der Waals.

9 Entre las siguientes sustancias:

- 1) Sodio
- 2) Silicio
- 3) Metano
- 4) Cloruro potásico
- 5) Agua

Escoger las más representativas de:

- a) Una sustancia ligada por fuerzas de Van der Waals que funde muy por debajo de la temperatura ambiente.
- b) Una sustancia de alta conductividad eléctrica que funde alrededor de los 100°C.
- c) Una sustancia covalente de muy alto punto de fusión.
- d) Una sustancia no conductora de la electricidad que se transforma en conductora al fundir.
- e) Una sustancia con enlaces de hidrógeno.

Sol: a) 3; b) 1; c) 2; d) 4; e) 5.

10 Dados los elementos **A, B, C y D**, de números atómicos **9, 11, 17 y 20**, respectivamente:

- a) Escribir su configuración electrónica.
- b) Razonar el tipo de enlace que se dará en **A-A, C-D**.
- c) ¿Qué estequiometría presentarán los dos compuestos anteriores?

Razonar las respuestas.

Sol: a) **A:** $1s^2 2s^2 2p^5$ **B:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ **C:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

b) **A-A covalente; C-D iónico.**

c) **A₂ DC₂.**

- 16 A partir de los datos que se dan a continuación, calcular la afinidad electrónica del $I(g)$ mediante el ciclo de Born-Haber.

Datos: Calor estándar de formación del $KI_{(s)} = -327 \text{ KJ.mol}^{-1}$

Calor de sublimación del $K_{(s)} = 90 \text{ KJ.mol}^{-1}$

Calor de sublimación del $I_{2(s)} = 62 \text{ KJ.mol}^{-1}$

Energía de disociación del $I_{2(g)} = 149 \text{ KJ.mol}^{-1}$

Energía de ionización del $K_{(g)} = 418 \text{ KJ.mol}^{-1}$

Energía reticular del $KI_{(s)} = -633 \text{ KJ.mol}^{-1}$

Solución 16: 308 KJ.mol^{-1} .

- 27 La segunda electroafinidad del oxígeno atómico no puede ser medida directamente en fase gaseosa: $O^-(g) + e^- \rightarrow O^{2-}(g)$ EA (O^{2-}) = ¿...?

Utiliza el ciclo de Born-Haber para determinar esta energía, con la ayuda de los siguientes datos:

	<u>$\Delta H/\text{KJmol}^{-1}$</u>
$K_{(s)} \rightarrow K$	+90
$K_{(g)} \rightarrow K^+ + e^-$	+418
$O_{2(g)} \rightarrow 2O_{(g)}$	+498
$O_{(g)} + e^- \rightarrow O^-(g)$	-141
$2K_{(s)} + 1/2O_2 \rightarrow K_2O_{(s)}$	-361
$2K^+_{(g)} + O^{2-}_{(g)} \rightarrow K_2O_{(s)}$	-2238

40

Solución 27:

$$\Delta H_f = 2\Delta H_{S K} + 2 \Delta H_{I^{\circ}EI K} + \frac{1}{2} \Delta H_{Ed O_2} + \Delta H_{I^{\circ}AE O} + \Delta H_{2^{\circ}AE O} + U$$

$$\Delta H_f - 2\Delta H_{S K} - 2 \Delta H_{I^{\circ}EI K} - \frac{1}{2} \Delta H_{Ed O_2} - \Delta H_{I^{\circ}AE O} - U = \Delta H_{2^{\circ}AE O}$$

$$-361 - 2 \cdot (90) - 2 (418) - \frac{1}{2} (498) - (-141) - (-2238) = \Delta H_{2^{\circ}AE O}$$

$$-361 - 180 - 836 - 249 + 141 + 2238 = \Delta H_{2^{\circ}AE O}$$

$$\Delta H_{2^{\circ}AE O} = 753 \text{ KJmol}^{-1}$$

- 34 Calcular la energía de red del bromuro de calcio, CaBr_2 , a partir de los datos siguientes:

Entalpía de formación del $\text{CaBr}_2 = -675 \text{ KJ.mol}^{-1}$

Calor de sublimación del $\text{Ca(s)} = 121 \text{ KJ.mol}^{-1}$

Calor de vaporización del $\text{Br}_2 \text{ (l)} = 315 \text{ KJ.mol}^{-1}$

1ª energía de ionización del $\text{Ca (g)} = 589,5 \text{ KJ.mol}^{-1}$

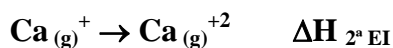
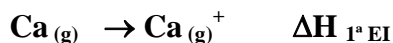
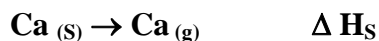
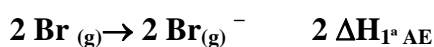
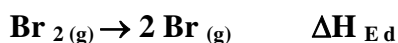
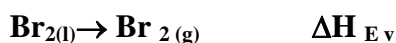
2ª energía de ionización del $\text{Ca (g)} = 1145 \text{ KJ.mol}^{-1}$

Energía de disociación del $\text{Br}_2 \text{ (g)} = 193 \text{ KJ.mol}^{-1}$

Afinidad electrónica del $\text{Br (g)} = -324 \text{ KJ.mol}^{-1}$

Representa el ciclo de Born-Haber y describe cada una de las etapas que incluye.

Solución 34:



$$\Delta H^{\circ}_f = \Delta H_S + \Delta H_{1^a EI} + \Delta H_{2^a EI} + \Delta H_{E v} + \Delta H_{E d} + 2\Delta H_{1^a AE} + U$$

$$U = \Delta H^{\circ}_f - \Delta H_S - \Delta H_{1^a EI} - \Delta H_{2^a EI} - \Delta H_{E v} - \Delta H_{E d} - 2\Delta H_{1^a AE}$$

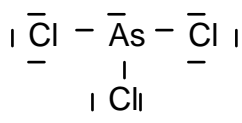
$$U = -675 - 121 - 589,5 - 1145 - 315 - 193 - 2(-324)$$

$$U = -2390,5 \text{ KJ.mol}^{-1}$$

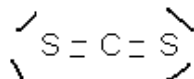
- 35 Deduce las estructuras de Lewis y la forma geométrica de cada una de las especies químicas siguientes según la TRPEV y el tipo de enlace (σ ó π) que presentan:
 AsCl_3 , CS_2 , BiH_3 , HCN , ClO^- , SO_3^{2-} .

Solución 35:

AsCl₃ Tres enlaces σ entre el As y el Cl, Molécula Pirámide trigonal

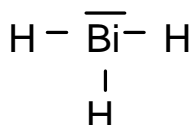


CS₂ Dos enlaces σ y dos enlaces π entre el C y los dos S. Lineal

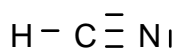


BiH₃ Tres enlaces σ entre el Bi y los tres H.

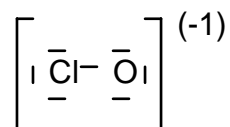
Molécula Pirámide trigonal



HCN Un enlace σ entre H y C, un enlace σ entre C y N, dos enlaces π entre el C y el N. Molécula lineal.

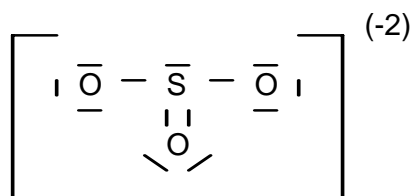


ClO⁻ Un enlace σ entre el Cl y el O. Molécula lineal.



SO₃²⁻ Tres enlaces σ entre el S y los tres O y un enlaces π entre el S y uno de los O. Pirámide trigonal.

Es la más favorecida energéticamente



Porque el S tiene una carga formal de 0, dos de los O (-1) y el otro O cero.