

EXAMEN DE QUÍMICA (resuelto)
2º Bachillerato

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos:

- a) Hidróxido de níquel(III) Ni(OH)_3
- b) Hipoclorito de sodio NaClO
- c) 2,2,4-Trimetilpentano $\text{CH}_3\text{C(CH}_3)_2\text{CH}_2\text{CH(CH}_3)_2$
- d) Au_2S Sulfuro de dioro o sulfuro de oro(I)
- e) HNO_2 Ácido nitroso, hidrógeno(dioxidonitrato) o hidroxidooxidónitrógeno
- f) $\text{CH}_2\text{OHCHOHCH}_2\text{OH}$ Propano-1,2,3-triol

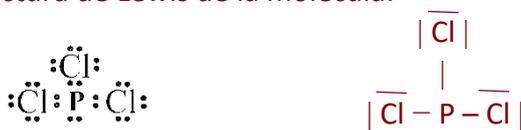
2.- Para la molécula PCl_3 :

- a) Prediga, justificándola, su geometría molecular mediante la aplicación del método de la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

En primer lugar, teniendo en cuenta los electrones de la capa de valencia de los dos elementos, representamos la estructura de Lewis de la molécula:

P: $\dots 3s^2 3p^3$

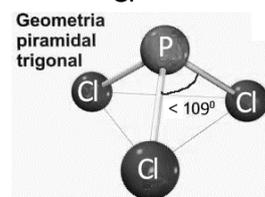
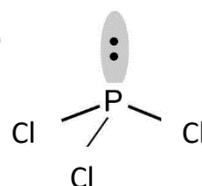
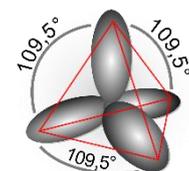
Cl: $\dots 3s^2 3p^5$



Observamos cómo alrededor del átomo central hay 4 zonas electrónicas que, según la TRPECV, se deben situar de forma que la repulsión entre las zonas sea mínima, lo que corresponde con una distribución tetraédrica de dichas zonas alrededor del fósforo. Los ángulos entre zonas serán por tanto de $109,5^\circ$.

De las 4 zonas electrónicas, 3 son enlazantes y 1 no enlazante (estructura de tipo AB_3E) por lo cual al observar cómo quedarían colocados los núcleos de todos los átomos, vemos que dicha estructura tetraédrica se convierte en una estructura de **pirámide trigonal**, pues para la geometría de la molécula no se tienen en cuenta las zonas no enlazantes.

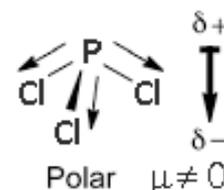
Por otra parte, como las zonas no enlazantes ocupan más espacio, repelen con más intensidad que las zonas enlazantes, por lo cual los ángulos en la molécula de PCl_3 se cerrarán un poco respecto a los ángulos del tetraedro, con lo cual podemos decir que dichos **ángulos serán algo menores de $109,5^\circ$** .



- b) Justifique la polaridad de sus enlaces y la polaridad de la molécula.

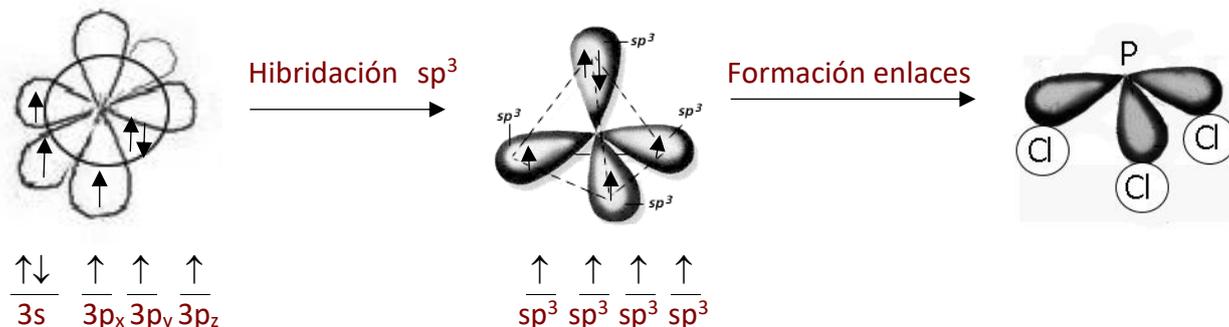
Debido a que el fósforo y el cloro son elementos no metálicos de distinta electronegatividad, los electrones compartidos de los enlaces entre ambos estarán más cerca del elemento más electronegativo (en este caso el cloro), con lo cual se producirá un desplazamiento de éstos hacia dicho elemento, provocando que **los enlaces sean covalentes polares**, situándose la carga parcialmente negativa sobre el cloro y la parcialmente positiva sobre el fósforo: $\text{P}^{\delta+} \rightarrow \text{Cl}^{\delta-}$

En cuanto a la polaridad de la molécula podemos decir que, debido a la geometría que tiene, la suma vectorial de los momentos dipolares de sus enlaces no se anula, por lo que el momento dipolar total de la molécula es distinto de cero y **la molécula será polar**, estando dirigido el dipolo desde el átomo de fósforo a la parte central de los átomos de cloro.



c) ¿Qué hibridación cabe esperar que presente el fósforo?. ¿Por qué?

Dado que la forma de la molécula es de pirámide trigonal con ángulos próximos al tetraédrico (109,5°) la hibridación correspondiente que nos daría esos ángulos debe ser la **hibridación sp^3** . Por tanto, los cuatro orbitales de la capa de valencia del fósforo (el 3s y los tres 3p) cambiarían de forma (se hibridarían) antes de formar los enlaces para dar lugar a cuatro orbitales híbridos, semejantes entre sí y que se dispondrían hacia los vértices de un tetraedro.



3.- Indique, justificadamente, si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

a) El CO₂ es menos soluble en agua que el CaO.

El CO₂ es un compuesto covalente molecular apolar y por tanto no se disolverá en un compuesto polar como es el agua. Por otra parte, el CaO es un compuesto iónico y, como la mayoría de ellos, será soluble en disolventes muy polares como el agua, ya que los dipolos del agua atraerán a los iones de su red cristalina y debilitarán los enlaces entre iones Ca²⁺ y O²⁻, permitiendo así su disolución. Por tanto, **la proposición es verdadera**.

b) El MgS tiene más dureza que el RbCl.

En ambos casos se trata de compuestos iónicos por lo que para comparar su dureza hemos de comparar su energía reticular, que como sabemos es directamente proporcional a la dureza. La energía reticular depende fundamentalmente de dos factores: la carga de los iones y la distancia entre ellos (la distancia interiónica), tal y como nos muestra la ecuación de Born-Landé:

$$U = \text{cte} \cdot \frac{Z^+ \cdot Z^-}{r_0}$$

En el caso del MgS las cargas de los iones son 2+ y 2- mientras que en el caso del RbCl son 1+ y 1-. Además, el ion Mg²⁺ es más pequeño que el Rb⁺ y a su vez el ion S²⁻ es más pequeño que el Cl⁻, con lo cual la distancia interiónica en el MgS es más pequeña que en el caso del RbCl. Por tanto ambos factores, carga y tamaño de iones, hacen que la energía reticular del MgS sea mayor que la del RbCl y **la proposición será verdadera**.

c) El punto de ebullición de HF es mayor que el de NaF.

Para comparar el punto de ebullición de dos sustancias hemos de tener en cuenta las fuerzas que unen las partículas que las constituyen, pues el paso de líquido a gas supone la debilitación de dichas fuerzas de unión entre partículas. El HF es un compuesto covalente molecular y las fuerzas más importantes que unen sus partículas (moléculas) son fuerzas intermoleculares por puentes de hidrógeno. El NaF es un compuesto iónico y por eso la fuerza que mantiene unidas sus partículas (iones) es un enlace iónico. Puesto que la fortaleza del enlace iónico es superior a los puentes de hidrógeno concluimos que **la proposición es falsa**.

- d) El electrón diferenciador de un átomo de aluminio ($Z=13$) en su estado fundamental tiene de números cuánticos $n=3$, $l=2$, $m=-1$ y $s=1/2$.

La configuración electrónica del Al es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. El electrón diferenciador es el último que entra (el más energético), en este caso el electrón del orbital $3p$, cuyos números cuánticos principal (n) y secundario (l) serán: $n=3$ por estar situado en la tercera capa y $l=1$ por ser un orbital de tipo "p".

Por tanto **la proposición es falsa**, ya que dice que $l=2$, lo cual correspondería a un orbital "d".

4.- Sabemos que la reacción $2A \rightarrow B + C$ es de primer orden.

- a) Justifique si es cierto o no que la ecuación cinética es $v = k \cdot [A]^2$.

El orden de una reacción es la suma de los exponentes (órdenes parciales) a los que están elevadas las concentraciones de los reactivos en la ecuación cinética. Como nos dice el enunciado que la reacción es de primer orden entonces el exponente a que está elevado la concentración de A debería ser 1 y no 2, con lo cual **la ecuación cinética no puede ser esa**.

- b) Demuestre cuáles serán las unidades de la constante cinética.

Para calcular las unidades de la constante cinética hemos de despejarla de la ecuación de velocidad: $v = k \cdot [A]$ de donde $k = v / [A]$

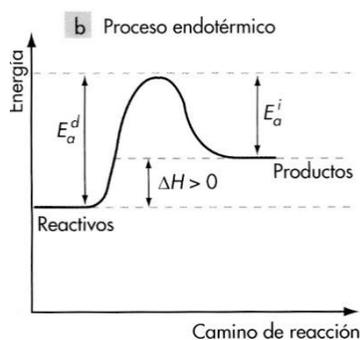
Las unidades las obtendremos por tanto, al dividir las unidades de la velocidad entre las de la concentración: $k \Rightarrow (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}) / (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) = \boxed{\text{s}^{-1}}$

- c) Al aumentar la temperatura ¿aumentará o disminuirá la velocidad de la reacción?. Razónelo.

Aumentará, pues a mayor temperatura las partículas de los reactivos tendrán mayor energía cinética y por tanto llevarán más velocidad. Esto provocará un mayor número de choques y que los choques sean más eficaces, por lo que será más fácil superar la energía de activación para llegar al complejo activado y aumentará así la velocidad.

*(También se puede justificar en base a la ecuación de Arrhenius: $k = A \cdot e^{-E_a/R \cdot T}$: A mayor temperatura el exponente del número "e" será menos negativo y por tanto mayor, con lo cual la constante cinética "k" aumentará y con ella la velocidad, puesto que la velocidad es directamente proporcional a la constante cinética: $v = k \cdot [A]$)

- d) Dibuje su diagrama entálpico, sabiendo que es una reacción endotérmica y que la energía de activación tiene un valor doble que la entalpía de la reacción.



5.- Una muestra de Fe en exceso se trata con 300 cm³ de una disolución de HCl de concentración 2M, formándose 22,75 g de cloruro de hierro(III), según la reacción: $\text{Fe(s)} + \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{FeCl}_3\text{(s)} + \text{H}_2\text{(g)}$

a) ¿Cuál será el rendimiento de la reacción?.

b) ¿Cuántos gramos de hierro habrán reaccionado?.

c) ¿Cuántos litros de gas se habrán formado en c.n. de presión y temperatura?.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ Masas atómicas: Fe=56 ; H=1 ; Cl=35,5

a) En primer lugar ajustamos la reacción: $2 \text{ Fe(s)} + 6 \text{ HCl(aq)} \rightarrow 2 \text{ FeCl}_3\text{(s)} + 3 \text{ H}_2\text{(g)}$

A continuación, con la fórmula de la molaridad, calculamos los moles de HCl que se han gastado, puesto que conocemos la molaridad y el volumen (300 cm³ = 0,3 L):

$$\text{moles HCl} = M \cdot V = 2 \cdot 0,3 = 0,6$$

Según la estequiometría de la reacción, por cada 6 moles de HCl se deberían obtener 2 moles de FeCl₃, por tanto los moles de FeCl₃ que deberíamos obtener en nuestro caso serían:

$$\text{moles FeCl}_3 = \text{moles HCl} \cdot 2/6 = 0,6 \cdot 2/6 = 0,2 \text{ moles}$$

Pasando dichos moles a gramos a partir de la masa molar del FeCl₃ resultan:

$$Mm(\text{FeCl}_3) = 56 + 3 \cdot 35,5 = 162,5 \text{ g/mol} \quad \text{gramos FeCl}_3 = \text{moles} \cdot Mm = 0,2 \cdot 162,5 = 32,5 \text{ g}$$

Estos serían los gramos teóricos, pero como los gramos que realmente se obtienen son 22,75, el rendimiento será:

$$\text{Rendimiento} = \text{gr reales} \cdot 100 / \text{gr teóricos} = 22,75 \cdot 100 / 32,5 = \boxed{70 \%}$$

b) Según la estequiometría de la reacción, por cada 6 moles de HCl deben reaccionar 2 moles de Fe. Como han reaccionado 0,6 moles de HCl, de hierro serán:

$$\text{moles Fe} = \text{moles de HCl} \cdot 2/6 = 0,2 \text{ moles}$$

que, teniendo en cuenta la masa molar del Fe, podremos calcular su masa:

$$\text{gr Fe} = \text{moles} \cdot Mm = 0,2 \cdot 56 = \boxed{11,2 \text{ g}}$$

c) Según observamos en la reacción ajustada, por cada 2 moles que se forman de FeCl₃ también se originan 3 moles de H₂. Por tanto, en primer lugar calcularemos los moles formados de FeCl₃ a partir de los gramos que nos dice el ejercicio y a continuación haremos una proporción para calcular los moles de H₂:

$$\text{moles de FeCl}_3 = \text{gr} / Mm = 22,75 / 162,5 = 0,14$$

$$\text{moles H}_2 = \text{moles FeCl}_3 \cdot 3/2 = 0,14 \cdot 3/2 = 0,21$$

Como en c.n. el hidrógeno es un gas, cada mol ocupará un volumen de 22,4 L, por lo que el volumen que se obtendrá de H₂ será:

$$\text{Volumen} = \text{moles} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 0,21 \cdot 22,4 = \boxed{4,70 \text{ L}}$$

*(También se puede calcular el volumen aplicando la ecuación de los gases ideales: $V = n \cdot R \cdot T / p$ teniendo en cuenta que $p = 1 \text{ atm}$ y $T = 273 \text{ K}$)