



QUÍMICA JULIO 2023

Ejercicio 1.

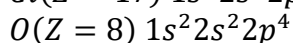
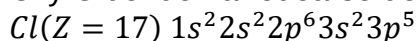
Dadas las siguientes moléculas: OCl_2 , GeH_4 :

- Escriba su estructura de Lewis.
- Describa su geometría molecular utilizando la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia.
- Indique si son o no moléculas polares, justificando su respuesta.
- Indique qué fuerzas intermoleculares existen en estas moléculas.

Solución:



Cl y O tienden a rodearse de 8 e⁻.



Vamos a comprobar la disposición de los e⁻ para formar la estructura de Lewis.

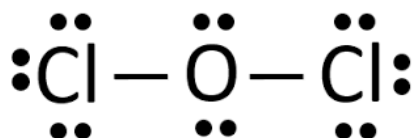
$$N = 8 \cdot 3 = 24 e - \text{necesarios}$$

$$V = 6 + 7 \cdot 2 = 20 e - \text{de valencia}$$

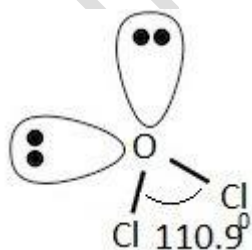
$$C = N - V = 24 - 20 = 4 e - \text{compartidos} \Rightarrow 2 \text{ enlaces}$$

$$S = V - C = 20 - 4 = 16 e - \text{sin compartir} \Rightarrow 8 \text{ pares no enlazantes}$$

Estructura de Lewis:

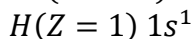
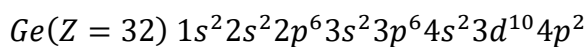


La geometría nos la da el átomo central. En este caso el O forma dos enlaces y tiene dos pares no enlazantes por tanto tiene disposición tetraédrica y la geometría angular.





Ge tiende a rodearse de 8 e- y H tiende a rodearse de 2 e-.



Vamos a comprobar la disposición de los e- para formar la estructura de Lewis.

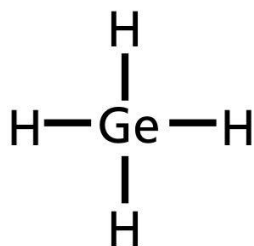
$$N = 1 \cdot 8 + 4 \cdot 2 = 16 e - \text{necesarios}$$

$$V = 4 + 4 \cdot 1 = 8 e - \text{de valencia}$$

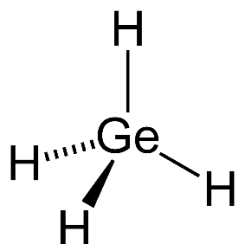
$$C = N - V = 16 - 8 = 8 e - \text{compartidos} \Rightarrow 4 \text{ enlaces}$$

$$S = V - C = 8 - 8 = 0 e - \text{sin compartir} \Rightarrow \text{no hay pares no enlazantes}$$

Estructura Lewis:



El Ge forma 4 enlaces y no posee pares no enlazantes por tanto tiene disposición tetraédrica y su geometría también será tetraédrica.



c) Usando la geometría molecular justificamos la polaridad de la molécula, la cual es una propiedad que representa la desigualdad de las cargas eléctricas de la misma. Para ello tendremos en cuenta la electronegatividad de los elementos que forman el enlace.

Para que una molécula sea polar tiene que tener enlaces polares (diferencia de electronegatividad) aunque puede tener enlaces polares y ser apolar por geometría.

En la molécula de OCl_2 existen enlaces polares Cl-O que generan un momento dipolar distinto de cero haciendo que la molécula sea polar.

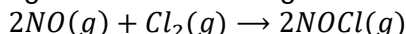
En la molécula GeH_4 los enlaces Ge-H son polares pero dada la geometría de la molécula, los momentos dipolares se anulan haciendo que la molécula sea apolar.

d) Fuerzas intermoleculares: ambas son moléculas con enlaces covalentes por tanto ambas moléculas poseen fuerzas de London y a mayores la molécula OCl_2 , por ser una molécula polar, tendrá fuerzas dipolo-dipolo.



Ejercicio 2.

El cloro y el monóxido de nitrógeno reaccionan según la ecuación:

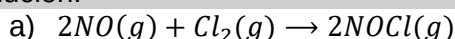


Variando las concentraciones iniciales de ambos reactivos se han obtenido los siguientes datos:

Experimento	$[NO]_0 (mol \cdot L^{-1})$	$[Cl_2]_0 (mol \cdot L^{-1})$	$v_0 (mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1})$
1	0,250	0,250	$1,43 \cdot 10^{-6}$
2	0,250	0,500	$2,86 \cdot 10^{-6}$
3	0,500	0,500	$11,4 \cdot 10^{-6}$

- Calcule el orden total de la reacción y escriba la ecuación de la velocidad.
- Halle la constante de velocidad y determine sus unidades.
- ¿La variación de la concentración de qué reactivo afectaría más a la velocidad de reacción? Razónelo.

Solución:



$$v = k[NO]^\alpha [Cl_2]^\beta$$

Primeramente calcularemos los órdenes parciales.

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k \cdot (0,25)^\alpha \cdot (0,25)^\beta}{k \cdot (0,25)^\alpha \cdot (0,5)^\beta} \Rightarrow \frac{1,43 \cdot 10^{-6}}{2,86 \cdot 10^{-6}} = \frac{(0,25)^\beta}{(0,5)^\beta} \Rightarrow \beta = 1$$

$$\frac{v_2}{v_3} = \frac{k \cdot (0,25)^\alpha \cdot (0,5)^\beta}{k \cdot (0,5)^\alpha \cdot (0,5)^\beta} \Rightarrow \frac{2,86 \cdot 10^{-6}}{11,4 \cdot 10^{-6}} = \frac{(0,25)^\alpha}{(0,5)^\alpha} \Rightarrow \alpha = 2$$

El orden total será la suma de órdenes parciales:

$$n = \alpha + \beta = 1 + 2 = 3$$

La ecuación de velocidad: $v = k[NO]^2[Cl_2]$

- b) Para obtener la constante de velocidad sustituimos los valores en cualquiera de los experimentos.

$$1,43 \cdot 10^{-6} = k \cdot (0,25)^2 \cdot (0,25)^1 \Rightarrow k = 9,15 \cdot 10^{-5} \frac{L^2}{mol^2 \cdot s}$$

Para obtener las unidades de k:

$$\frac{mol}{L \cdot s} = k \cdot \frac{mol^2}{L^2} \cdot \frac{mol}{L} \Rightarrow k[=] \frac{L^2}{mol^2 \cdot s}$$

- c) La velocidad de reacción es la rapidez con que se modifica la concentración de un producto o un reactivo al transcurrir el tiempo.

$$v = -\frac{1}{2} \cdot \frac{d[NO]}{dt} = -\frac{d[Cl_2]}{dt} \Rightarrow \begin{cases} -\frac{d[NO]}{dt} = 2v \\ -\frac{d[Cl_2]}{dt} = v \end{cases}$$

La velocidad de desaparición de NO es el doble que la de Cl_2 .

Fijándonos en la tabla vemos que si la concentración de NO se hace el doble la variación de la velocidad es mucho mayor que si la concentración de Cl_2 se hace



el doble. En el primer caso pasaremos de $2,86 \cdot 10^{-6}$ a $11,4 \cdot 10^{-6}$ y en el segundo caso pasamos de $1,43 \cdot 10^{-6}$ a $2,86 \cdot 10^{-6}$.

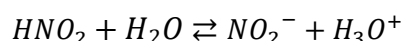
Ejercicio 3.

Una disolución de ácido nitroso HNO_2 ($K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$) tiene un $pH=2,5$. Calcule:

- La concentración inicial de ácido nitroso.
- La concentración en el equilibrio de ácido nitroso.
- El grado de disociación del ácido nitroso, en tanto por ciento.

Solución:

a)



Inicial	c	-	-
Equilibrio	c-cα	cα	cα

Como $pH = 2,5 = -\log[H_3O^+] = -\log c\alpha \Rightarrow c\alpha = 10^{-2,5}$

Aplicando la ley de acción de masas:

$$K_a = \frac{[NO_2^-][H_3O^+]}{[HNO_2]} = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c - c\alpha} \Rightarrow 4,5 \cdot 10^{-4} = \frac{10^{-2,5} \cdot 10^{-2,5}}{c - 10^{-2,5}} \Rightarrow c = \mathbf{0,025 \text{ mol/L}}$$

b) $[HNO_2]_{\text{equilibrio}} = c - c\alpha = 0,025 - 10^{-2,5} = \mathbf{0,022 \text{ mol/L}}$

- c) Para obtener el grado de disociación es suficiente con despejar α de la siguiente expresión:

$$c\alpha = 10^{-2,5} \Rightarrow \alpha = \frac{10^{-2,5}}{0,025} = 0,126 = \mathbf{12,6\%}$$

Ejercicio 4.

En un recipiente de 0,400 L se introducen 0,200 moles de $SbCl_5$ y su temperatura se eleva a 182 °C hasta que se establece el siguiente equilibrio: $SbCl_5(g) \rightleftharpoons SbCl_3(g) + Cl_2(g)$, para el que $K_p = 9,32 \cdot 10^{-2}$. Calcule:

- La concentración de las especies presentes en el equilibrio.
- La presión total en el equilibrio.

Solución:

a)



Inicial	n	-	-
Equilibrio	n-x	x	x

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} \Rightarrow K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 2,49 \cdot 10^{-3}$$

Aplicando la ley de acción de masas:



$$K_c = \frac{[SbCl_3][Cl_2]}{[SbCl_5]} = \frac{\frac{x}{v} \cdot \frac{x}{v}}{\frac{n-x}{v}} = \frac{x^2}{(n-x) \cdot v} \Rightarrow 2,49 \cdot 10^{-3} = \frac{x^2}{(0,2-x) \cdot 0,4}$$

$$\Rightarrow x^2 + 9,96 \cdot 10^{-4}x - 1,99 \cdot 10^{-4} = 0$$

$$\Rightarrow x = \frac{-9,96 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(9,96 \cdot 10^{-4})^2 + 4 \cdot 1,99 \cdot 10^{-4}}}{2} = \begin{cases} x = 0,0136 \text{ mol} \\ X \text{ (descartamos)} \end{cases}$$

Con el valor de x obtenido podré calcular las concentraciones de las especies en el equilibrio.

$$[SbCl_3] = [Cl_2] = \frac{x}{v} = \frac{0,0136}{0,4} = 0,034 \frac{\text{mol}}{L}$$

$$[SbCl_5] = \frac{n-x}{v} = \frac{0,2-0,0136}{0,4} = 0,466 \text{ mol/L}$$

b) Para obtener la presión total:

$$P_T \cdot v = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow P_T \cdot 0,4 = (0,2 + 0,0136) \cdot 0,082 \cdot (182 + 273) \Rightarrow$$

$$P_T = 19,92 \text{ atm}$$

Ejercicio 5.

Complete las siguientes reacciones orgánicas nombrando reactivos y productos de la reacción e indicando qué tipo de reacción es:

- $CH_3 - CH = CH_2(g) + H_2(g) \rightarrow$
- $CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH(g) + H_2SO_4 \text{ (calor)} \rightarrow$
- $CH_3 - COOH(l) + CH_3 - CH_2 - OH(l) \rightarrow$
- $CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH + KMnO_4 \rightarrow$

Solución:

- $CH_3 - CH = CH_2(g) + H_2(g) \rightarrow CH_3 - CH_2 - CH_3$
 Propeno hidrógeno propano
 Reacción de **ADICIÓN**
- $CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH(g) + H_2SO_4 \text{ (calor)} \rightarrow CH_3 - CH = CH_2 + H_2O$
 Propan-1-ol ac. Sulfúrico propeno agua
 Reacción de **ELIMINACIÓN** (Deshidratación)
- $CH_3 - COOH(l) + CH_3 - CH_2 - OH(l) \rightarrow CH_3 - COO - CH_2 - CH_3 + H_2O$
 Ac. Etanoico etanol etanoato de etilo agua
 Reacción de **CONDENSACIÓN** (Esterificación)
- $CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH + KMnO_4 \rightarrow CH_3 - CH_2 - CHO$
 Propan-1-ol permanganato de potasio propanal
 Reacción de **OXIDACIÓN**

Ejercicio 6.

Conteste a las siguientes cuestiones:

- Defina energía de ionización.
- Los valores de la primera energía de ionización, 496, 1313, 1521 $\text{Kj} \cdot \text{mol}^{-1}$, pertenecen a alguno de los siguientes elementos: Ar, Na y O. Asigne de forma justificada cada valor a cada uno de los elementos anteriores.



c) Justifique cuál de los siguientes iones tiene mayor radio: S^{2-} y K^+ .

Solución:

- a) Energía de ionización: energía mínima que hay que dar a un elemento en estado fundamental, neutro y gaseoso para que pierda un electrón.
b) Tendrá mayor energía de ionización aquel elemento que tenga los electrones más retenidos por el núcleo.

La variación de la energía de ionización en la tabla periódica nos indica que a medida que nos desplazamos de izquierda a derecha dentro del mismo periodo la EI de ionización aumenta ya que aumenta la carga nuclear efectiva, los electrones están más atraídos por el núcleo y cuesta más arrancarlos. Cuando nos desplazamos hacia abajo en un grupo, la EI disminuye ya que al haber más capas, los electrones ya no sienten tanto la atracción del núcleo.

El Ar es un gas noble, por lo tanto tiene configuración estable y será el que mayor energía de ionización tendrá de los tres, correspondiéndole en este caso el valor de $1521 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. El siguiente elemento con mayor energía de ionización es el O que le corresponde el valor de $1313 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y por último al elemento que tenemos que proporcionar menos energía para arrancar un electrón será al sodio, $496 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, ya que en su última capa solo posee un electrón y hay que aportar menos energía para arrancarlo.

- c) El radio iónico es la distancia entre el centro del núcleo y el electrón más alejado del ion que estemos considerando.

S^{2-} y K^+ son elementos isoelectrónicos por lo tanto, para valorar el radio, tendremos que fijarnos en los protones que posee el núcleo. Como K^+ tiene mayor número de protones, estos atraen con más fuerza a los electrones de la corteza haciendo que el átomo se contraiga y por lo tanto el radio sea menor.

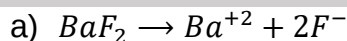
$$r_{S^{2-}} > r_{K^+}$$

Ejercicio 7.

El fluoruro de bario (BaF_2) es una sal poco soluble cuyo valor del producto de solubilidad a 25°C es $K_{ps} = 1,7 \cdot 10^{-6}$.

- a) Calcule la solubilidad en agua de ese compuesto, expresada en mol/L.
b) ¿Cuántos gramos de $NaF(s)$ se deben añadir a 100 mL de disolución 0,005 M de nitrato de bario ($Ba(NO_3)_2$) para iniciar la precipitación de fluoruro de bario? Considere que no hay variación de volumen.
c) Justifique cualitativamente cómo afectará a la solubilidad de ese compuesto la adición de una disolución del cloruro de bario ($BaCl_2$).

Solución:

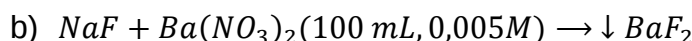


Inicial	s	-	-
Equilibrio	s	s	2s

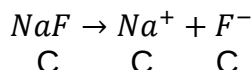
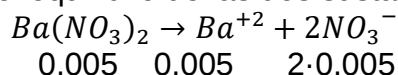
Para obtener la solubilidad, despejamos el valor de s de la siguiente expresión:

$$K_{ps} = 1,7 \cdot 10^{-6} = [Ba^{+2}][F^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{1,7 \cdot 10^{-6}}{4}}$$

$$= 7,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$



Primero planteamos el equilibrio de las dos sustancias que reaccionan:



La expresión del producto de solubilidad del fluoruro de bario es:

$$K_{ps} = 1,7 \cdot 10^{-6} = [\text{Ba}^{+2}][\text{F}^-]^2$$

$[\text{Ba}^{+2}]$ es la que proviene de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = 0,005 \text{ M}$ y $[\text{F}^-] = C$.
Sustituyendo estos datos en la expresión anterior tenemos:

$$K_{ps} = 1,7 \cdot 10^{-6} = 0,005 \cdot C^2 \Rightarrow C = 0,018 \text{ mol/L}$$

Con este dato de la concentración podemos obtener los gramos de NaF necesarios para la precipitación de fluoruro de bario. El volumen será $100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$ puesto que no varía.

$$0,018 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{m/41,99}{0,1} \Rightarrow m = 0,075 \text{ g}$$

- c) La solubilidad de BaF_2 se verá afectada con la adición de una disolución de BaCl_2 haciendo que el equilibrio se desplace a la izquierda, ya que estamos aumentando la concentración de iones Ba^{+2} y de esta manera conseguimos que la solubilidad disminuya. Este fenómeno se le conoce como efecto del ion común.

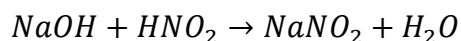
Ejercicio 8.

Responda, razonadamente, las siguientes cuestiones:

- ¿Qué volumen de una disolución $0,05 \text{ M}$ de NaOH se necesitará para neutralizar 50 mL de otra disolución $0,03 \text{ M}$ de HNO_2 ?
- Calcule el pH obtenido al mezclar 50 mL de una disolución $0,03 \text{ M}$ de HClO_4 , con 50 mL de otra disolución $0,05 \text{ M}$ de NaOH . Considere que los volúmenes son aditivos.

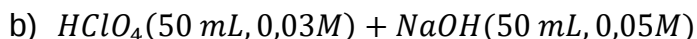
Solución:

a)



En el caso de una neutralización se cumple:

$$V_{\text{ácido}} \cdot M_{\text{ácido}} \cdot n^{\circ} \text{H}^+ = V_{\text{base}} \cdot M_{\text{base}} \cdot n^{\circ} \text{OH}^- \Rightarrow 50 \cdot 10^{-3} \cdot 0,03 \cdot 1 = V_{\text{base}} \cdot 0,05 \cdot 1 \Rightarrow V_{\text{NaOH}} = 0,03 \text{ L} = 30 \text{ mL}$$





Tendremos que ver si alguna de las sustancias está en exceso porque en ese caso, el exceso nos marca el pH.

$$n_{HClO_4} = V \cdot M = 50 \cdot 10^{-3} \cdot 0,03 = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

$$n_{NaOH} = V \cdot M = 50 \cdot 10^{-3} \cdot 0,05 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

Como ambas sustancias reaccionan mol a mol comprobamos que NaOH estará en exceso.

$$(n_{NaOH})_{exceso} = 2,5 \cdot 10^{-3} - 1,5 \cdot 10^{-3} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

$$[NaOH]_{exceso} = \frac{(n_{NaOH})_{exceso}}{V_T} = \frac{1 \cdot 10^{-3}}{100 \cdot 10^{-3}} = 0,01 \text{ mol/L}$$

Como NaOH es una base fuerte y está totalmente disociada:

$$[NaOH] = [OH^-] = 0,01 \frac{\text{mol}}{L} \Rightarrow pOH = -\log[OH^-] = -\log[0,01] = 2$$

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - 2 = 12$$

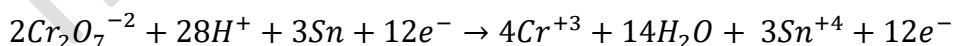
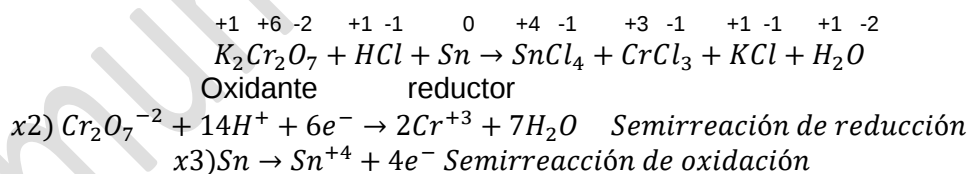
Ejercicio 9.

El dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$), en presencia de ácido clorhídrico, oxida al estaño metálico generando cloruro de estaño (IV) ($SnCl_4$) y cloruro de cromo (III) ($CrCl_3$). Sabiendo que en la reacción se obtiene además cloruro de potasio y agua:

- Ajuste, por el método del ión-electrón, la ecuación molecular completa.
- Calcule la riqueza en estaño de una aleación, si 1,00 g de la misma, una vez disuelta en ácido clorhídrico, se hace reaccionar con una disolución de dicromato de potasio 0,1 M, gastándose 25 mL de la misma.

Solución:

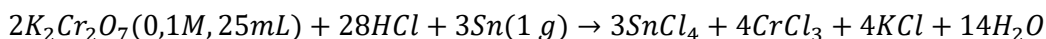
a)



Llevamos los coeficientes de la reacción iónica a la reacción molecular. El ion espectador, en este caso el potasio, lo ajustamos por tanteo puesto que no interviene en el proceso redox.



- Para obtener la riqueza de la aleación de estaño, realizaremos un cálculo estequiométrico.





$$25 \cdot 10^{-3} L K_2Cr_2O_7 \cdot \frac{0,1 \text{ mol } K_2Cr_2O_7}{1 L} \cdot \frac{3 \text{ mol } Sn}{2 \text{ mol } K_2Cr_2O_7} \cdot \frac{118,71 \text{ g } Sn}{1 \text{ mol } Sn} = 0,445 \text{ g } Sn \text{ puros}$$

Como las impurezas no reaccionan quiere decir que de ese gramo de Sn solo reaccionan 0,445 g. Con estos datos calcularemos la riqueza de la muestra.

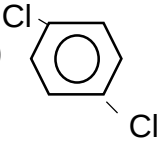
$$\%riqueza = \frac{g \text{ puros}}{g \text{ impuros}} \cdot 100 = \frac{0,445}{1} \cdot 100 = 44,5\%$$

Ejercicio 10.

Responda a las siguientes cuestiones:

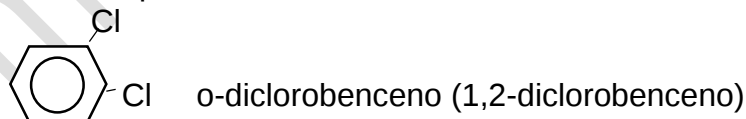
- Nombre o formule los siguientes compuestos:
 - $CH_3 - CH_2 - CH = CH_2$
 - p-diclorobenceno (1,4-diclorobenceno)
 - 3-etilhex-4-en-1-ol (3-etil-4-hexen-1-ol)
- Escriba y nombre un isómero de cadena del compuesto i.
- Escriba y nombre un isómero de posición del compuesto ii.
- Escriba y nombre dos isómeros de función del compuesto iii.

Solución:

- $CH_3 - CH_2 - CH = CH_2$ but-1-eno
 - p-diclorobenceno (1,4-diclorobenceno) 
 - 3-etilhex-4-en-1-ol (3-etil-4-hexen-1-ol)
 $OH - CH_2 - CH_2 - CH(CH_2CH_3) - CH = CH - CH_3$

- Isómero de cadena de i:
 $CH_3 - C(CH_3) = CH_2$ 2-metil-prop-1-eno

- Isómero de posición de ii:



- 2 isómeros de función de iii:

