

Selectividad Comunidad Valenciana



Química



Problema 1

Junio 2022

Estequiometría

VÍDEOS ÚTILES PARA REPASAR

En estos vídeos podrás repasar temas interesantes para preparar este examen.

No dejes de revisar mi canal, pues iré añadiendo nuevo contenido.



PAU Julio 2021
Comunidad Valenciana



PAU Junio 2021
Comunidad Valenciana



PAU Septiembre 2020
Comunidad Valenciana



PAU Julio 2020
Comunidad Valenciana



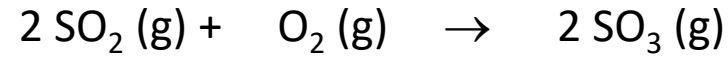
PAU Julio 2019
Comunidad Valenciana



Estequiometria.
Teoría y
ejercicios

PROBLEMA 1

En la fabricación del ácido sulfúrico, una de las etapas consiste en transformar el SO_2 en SO_3 en virtud de la siguiente ecuación química.



Un reactor de 150 litros contiene aire (20% vol O_2 y 80% vol N_2) a una presión total de 2 atm y temperatura de 125 °C. En dicho reactor se introducen 2 moles de SO_2 . La reacción, a esta temperatura, tiene un rendimiento del 75%.

- Calcule cuántos moles de SO_2 y O_2 han sobrado, así como la masa (en gramos) de SO_3 obtenido.
- Calcule la presión parcial de cada uno de los gases de la mezcla final (N_2 , O_2 , SO_2 y SO_3) a la temperatura indicada, así como la presión total en el interior del reactor.

Datos: Masas atómicas relativas: O (16'0); S (32'1). $R=0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Solución:

En primer lugar, se convierte la temperatura a Kelvin. $T = 125 + 273 = 398 \text{ K}$

A continuación, se calcula el número total de moles gaseosos en el reactor antes de introducir el SO_2 .

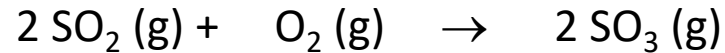
Para ello se aplica la ecuación de los gases ideales en las condiciones dadas.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \longrightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} \longrightarrow n = \frac{2 \cdot 150}{0'082 \cdot 398} = 9'19 \text{ moles de gases}$$

Revisa mi página web: www.angelcuesta.com

En ella encontrarás muchos ejercicios resueltos.

PROBLEMA 1



Un reactor de 150 litros contiene aire (20% vol O_2 y 80% vol N_2) a una presión total de 2 atm y temperatura de 125 °C. En dicho reactor se introducen 2 moles de SO_2 . La reacción, a esta temperatura, tiene un rendimiento del 75%.

a) Calcule cuántos moles de SO_2 y O_2 han sobrado, así como la masa (en gramos) de SO_3 obtenido.

Recordamos que en el reactor hay inicialmente 9'19 moles de oxígeno y nitrógeno. Calculo la cantidad de oxígeno (en moles) ya que es uno de los reactivos que participan en esta reacción química.

Puesto que el volumen y la cantidad de moles (en condiciones de presión y temperatura constantes) son magnitudes directamente proporcionales, podemos decir que el porcentaje de oxígeno (en moles) de la mezcla es del 20%.

Calculo los moles de oxígeno y los de nitrógeno (estos últimos los necesitaré en el apartado b)).

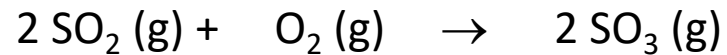
$$n_{\text{O}_2} = 0'2 \cdot n = 0'2 \cdot 9'19 = \mathbf{1'84 \text{ moles de O}_2} \quad n_{\text{N}_2} = 0'8 \cdot n = 0'8 \cdot 9'19 = \mathbf{7'35 \text{ moles de N}_2}$$

Se debe averiguar cual es el reactivo limitante. Para ello, se calculan los moles de SO_2 que reaccionan con el oxígeno disponible.

$$\mathbf{1'84 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol SO}_2}{1 \text{ mol O}_2} = \mathbf{3'68 \text{ mol de SO}_2 \text{ se necesitan}}$$

Puesto que sólo se dispone de 2 moles de dióxido de azufre, concluimos que el **reactivo limitante es el SO_2** .

PROBLEMA 1



Un reactor de 150 litros contiene aire (20% vol O_2 y 80% vol N_2) a una presión total de 2 atm y temperatura de 125 °C. En dicho reactor se introducen 2 moles de SO_2 . La reacción, a esta temperatura, tiene un rendimiento del 75%.

a) Calcule cuántos moles de SO_2 y O_2 han sobrado, así como la masa (en gramos) de SO_3 obtenido.

Recordamos que **el reactivo limitante es el dióxido de azufre**.

El hecho de que el rendimiento sea del 75% puede ser debido a varios motivos, que aunque no hay que poner en este ejercicio, me gustaría comentar.

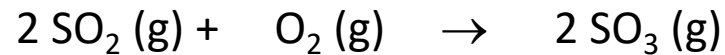
Por un lado, existe la posibilidad de que haya reacciones “parásitas”. Es decir, podría ocurrir que el dióxido de azufre pudiera dar otro producto que no fuera trióxido de azufre. Ello provocaría que el rendimiento de la reacción (que siempre se mide respecto la cantidad de producto producido), fuera menor que el 100%.

En este caso, no parece esta la situación. Lo que podemos suponer es que sólo el 75% del reactivo limitante reacciona (por el motivo que sea), y por ello, nos piden que indiquemos cuantos moles sobran de ambos reactivos.

Por eso, sobra el 25% del dióxido de azufre inicial, y reacciona el 75%.

Vamos con los cálculos.

PROBLEMA 1



Un reactor de 150 litros contiene aire (20% vol O_2 y 80% vol N_2) a una presión total de 2 atm y temperatura de 125 °C. En dicho reactor se introducen 2 moles de SO_2 . La reacción, a esta temperatura, tiene un rendimiento del 75%.

a) Calcule cuántos moles de SO_2 y O_2 han sobrado, así como la masa (en gramos) de SO_3 obtenido.

Recordamos que **el reactivo limitante es el dióxido de azufre** y que reacciona un 75% y sobra un 25% (por el rendimiento).

$$n_{\text{SO}_2}(\text{sobran}) = 0'25 \cdot n_{\text{SO}_2} = 0'25 \cdot 2 = \mathbf{0'5 \text{ moles de SO}_2 \text{ sobran}}$$

$$n_{\text{SO}_2}(\text{reaccionan}) = 0'75 \cdot n_{\text{SO}_2} = 0'75 \cdot 2 = \mathbf{1'5 \text{ moles de SO}_2 \text{ reaccionan}}$$

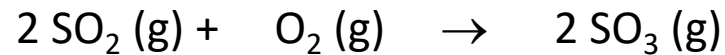
Se utiliza la cantidad de SO_2 que reacciona para calcularla cantidad de O_2 que ha reaccionado y la cantidad de SO_3 que se ha producido. Al utilizar dicha cantidad, ya no hace falta aplicar el rendimiento en el factor de conversión.

$$1'5 \cancel{\text{ mol SO}_2} \cdot \frac{1 \cancel{\text{ mol O}_2}}{2 \cancel{\text{ mol SO}_2}} = \mathbf{0'75 \text{ mol de O}_2 \text{ se consumen.}}$$

$$n_{\text{O}_2}(\text{sobran}) = 1'84 - 0'75 = \mathbf{1'09 \text{ mol de O}_2 \text{ se sobran}}$$

$$1'5 \cancel{\text{ mol SO}_2} \cdot \frac{2 \cancel{\text{ mol SO}_3}}{2 \cancel{\text{ mol SO}_2}} = \mathbf{1'5 \text{ mol de SO}_3 \text{ se producen.}}$$

PROBLEMA 1



Un reactor de 150 litros contiene aire (20% vol O_2 y 80% vol N_2) a una presión total de 2 atm y temperatura de 125 °C. En dicho reactor se introducen 2 moles de SO_2 . La reacción, a esta temperatura, tiene un rendimiento del 75%.

a) Calcule cuántos moles de SO_2 y O_2 han sobrado, así como la masa (en gramos) de SO_3 obtenido.

A partir de los moles obtenidos, podemos calcular los gramos de sustancia pedidos. Pero antes, debemos calcular las masas moleculares relativas..

$$Mr(\text{SO}_2) = 32'1 + 2 \cdot 16 = 64'1 \text{ g/mol} \quad Mr(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32 \text{ g/mol} \quad Mr(\text{SO}_3) = 32'1 + 3 \cdot 16 = 80'1 \text{ g/mol}$$

Y se calculan los gramos.

$$m = n_{\text{SO}_2} \cdot Mr(\text{SO}_2) = 0'5 \cdot 64'1 = 32'05 \text{ gramos de } \text{SO}_2 \text{ sobran.}$$

$$m = n_{\text{O}_2} \cdot Mr(\text{O}_2) = 1'09 \cdot 32 = 34'88 \text{ gramos de } \text{O}_2 \text{ sobran.}$$

$$m = n_{\text{SO}_3} \cdot Mr(\text{SO}_3) = 1'5 \cdot 80'1 = 120'15 \text{ gramos de } \text{SO}_3 \text{ se producen.}$$

Solución: Se producen 120'15 gramos de trióxido de azufre, sobran 0'5 moles de dióxido de azufre y 1'09 moles de oxígeno.

PROBLEMA 1

b) Calcule la presión parcial de cada uno de los gases de la mezcla final (N_2 , O_2 , SO_2 y SO_3) a la temperatura indicada, así como la presión total en el interior del reactor.

Del apartado anterior conocemos los moles finales de todas las sustancias.

0'5 moles de SO_2 sobran **1'09 mol de O_2 se sobran** **1'5 mol de SO_3 se producen.** **7'35 moles de N_2**

$$T = 125 + 273 = 398 \text{ K} \quad V = 150 \text{ L}$$

Puedo calcular la presión parcial de cada gas utilizando la ecuación de los gases ideales. También podría calcular la presión total y después, mediante la ley de Dalton, calcular las presiones parciales.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \longrightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

$$p_{SO_2} = \frac{n_{SO_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'5 \cdot 0'082 \cdot 398}{150} = 0'11 \text{ atm}$$

$$p_{N_2} = \frac{n_{N_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{7'35 \cdot 0'082 \cdot 398}{150} = 1'6 \text{ atm}$$

$$p_{O_2} = \frac{n_{O_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1'09 \cdot 0'082 \cdot 398}{150} = 0'24 \text{ atm}$$

$$p = 0'11 + 0'24 + 0'33 + 1'6 = 2'28 \text{ atm}$$

$$p_{SO_3} = \frac{n_{SO_3} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1'5 \cdot 0'082 \cdot 398}{150} = 0'33 \text{ atm}$$

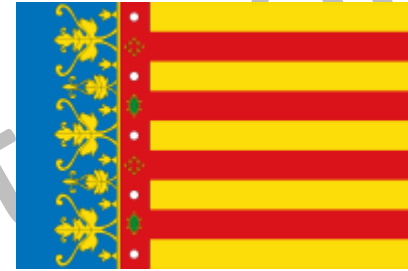
Revisa mi página web: www.angelcuesta.com
En ella encontrarás muchos ejercicios resueltos.

Solución: las presiones parciales son: $p_{SO_2} = 0'11 \text{ atm}$; $p_{O_2} = 0'24 \text{ atm}$;
 $p_{SO_3} = 0'33 \text{ atm}$; $p_{N_2} = 1'6 \text{ atm}$. La presión total es: $p = 2'28 \text{ atm}$

Selectividad Comunidad Valenciana



Química



Problema 2

Junio 2022

Equilibrio químico

PROBLEMA 2

Un reactor de 10 litros a 1000°C contiene una mezcla en equilibrio formada por 6'3 mol de CO₂, 2'1 mol de H₂, y 8'4 mol de CO y un número indeterminado de moles de H₂O. La presión total del reactor es 209 atm.

a) Calcule K_c y K_p para el equilibrio $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ a 1000°C.

b) Si se extraen del reactor los gases CO y H₂O en su totalidad, calcule la cantidad (en moles) de las cuatro sustancias una vez se haya alcanzado el nuevo equilibrio.

Dato: R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹.

Solución: A partir de la presión total del reactor en el equilibrio, se calcula el número total de moles de gas que hay.

Se utiliza la ecuación de los gases ideales.

$$p \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \longrightarrow 209 \cdot 10 = n_T \cdot 0'082 \cdot (1000 + 273) \longrightarrow n_T = 20 \text{ moles totales}$$

$$n_{\text{CO}_2} + n_{\text{H}_2} + n_{\text{CO}} + n_{\text{H}_2\text{O}} = 20 \longrightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} = 20 - n_{\text{CO}_2} - n_{\text{H}_2} - n_{\text{CO}} = 20 - 6'3 - 2'1 - 8'4 = \mathbf{3'2 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

Aplico la ley de acción de masas para calcular K_c.

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]} = \frac{\frac{8'4}{10} \cdot \frac{3'2}{10}}{\frac{6'3}{10} \cdot \frac{2'1}{10}} = \mathbf{2'03}$$

Conocido el valor de K_c ya puedo calcular el valor de K_p.

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 2'03 \cdot (0'082 \cdot (1000 + 273))^0 = \mathbf{2'03}$$

PROBLEMA 2

b) Si se extraen del reactor los gases CO y H₂O en su totalidad, calcule la cantidad (en moles) de las cuatro sustancias una vez se haya alcanzado el nuevo equilibrio.

Construyo el cuadro de equilibrio.

	CO ₂ (g)	+ H ₂ (g)	\rightleftharpoons	CO (g)	+ H ₂ O (g)
Moles iniciales	6'3	2'1		—	—
Moles que reaccionan	-x	-x		x	x
Moles en equilibrio	6'3 - x	2'1 - x		x	x
Concentración en equilibrio	$\frac{6'3 - x}{10}$	$\frac{2'1 - x}{10}$		$\frac{x}{10}$	$\frac{x}{10}$

Aplico la ley de acción de masas.

$$K_c = \frac{[CO] \cdot [H_2O]}{[CO_2] \cdot [H_2]} = \frac{\left(\frac{x}{10}\right)^2}{\left(\frac{6'3 - x}{10}\right) \cdot \left(\frac{2'1 - x}{10}\right)} = \frac{x^2}{(6'3 - x) \cdot (2'1 - x)} = 2'03$$

Se resuelve a continuación la ecuación de segundo grado resultante

PROBLEMA 2

$$\frac{x^2}{(6'3 - x) \cdot (2'1 - x)} = 2'03 \longrightarrow \frac{x^2}{13'23 - 8'4x + x^2} = 2'03 \longrightarrow x^2 = 2'03 \cdot (13'23 - 8'4x + x^2)$$

$$x^2 = 26'86 - 17'052x + 2'03x^2 \longrightarrow 1'03x^2 - 17'052x + 26'86 = 0 \longrightarrow \begin{cases} x = 1'76 \\ x = 14'79 \end{cases}$$

La solución $x = 14'79$ no es válida, ya que el valor de x no puede ser superior a $2'1$ (cantidad inicial de H_2).

Calculo los moles de reactivos y productos.

$$n_{H_2O} = n_{CO} = x = \mathbf{1'76 \text{ moles}}$$

$$n_{CO_2} = 6'3 - x = 6'3 - 1'76 = \mathbf{4'54 \text{ moles } CO_2}$$

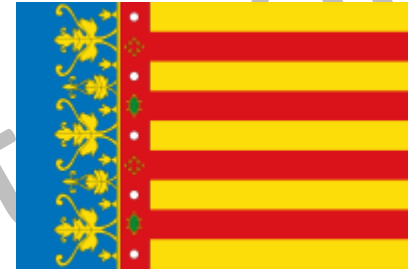
$$n_{H_2} = 2'1 - x = 2'1 - 1'76 = \mathbf{0'34 \text{ moles } H_2}$$

Las cantidades, en moles, de las sustancias presentes en el equilibrio son:
 $4'54 \text{ moles } CO_2$, $0'34 \text{ moles } H_2$, $1'76 \text{ moles de } CO$ y H_2O

Selectividad Comunidad Valenciana



Química



Problema 3

Junio 2022

Reacciones ácido-base. Estequiometría. Disoluciones.

PROBLEMA 3

Se dispone de una disolución A de ácido clorhídrico comercial de densidad $1'19 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$ y riqueza 38% en masa. Para preparar una segunda disolución B, se toman $10'0 \text{ mL}$ de la disolución A, diluyéndose con agua destilada hasta un volumen final de $15'0 \text{ litros}$.

a) Calcule la concentración (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) del ácido clorhídrico comercial (disolución A).

b) Calcule la concentración (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) de la disolución B y su pH.

c) A $50'0 \text{ mL}$ de la disolución B, se añaden $25'0 \text{ mL}$ de una disolución $0'01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Calcule el pH de la disolución final. Considere que los volúmenes son aditivos.

Datos: Masas atómicas relativas: $\text{H}=1'0$; $\text{Cl}=35'5$. $K_w=10^{-14}$.

Solución:

El primer apartado es un ejercicio sólo de cálculo de la molaridad de una disolución. Por ser una disolución una mezcla homogénea y estable, podemos tomar una base de cálculo.

Cuando disponemos del porcentaje en masa, lo más cómodo es tomar 100 gramos de disolución ($0'1 \text{ kg}$ de disolución).

Al ser la riqueza el 38%, eso significa que hay **38 gramos de HCl** y **62 gramos de H_2O** .

Calculo el volumen de disolución utilizando la densidad.

$$\rho = \frac{m}{V} \longrightarrow V = \frac{m}{\rho} = \frac{0'1}{1'19} = \mathbf{0'084 \text{ L de disolución}}$$

PROBLEMA 3

Se dispone de una disolución A de ácido clorhídrico comercial de densidad $1'19 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$ y riqueza 38% en masa. Para preparar una segunda disolución B, se toman $10'0 \text{ mL}$ de la disolución A, diluyéndose con agua destilada hasta un volumen final de $15'0$ litros.

a) Calcule la concentración (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) del ácido clorhídrico comercial (disolución A). $V = 0'084 \text{ L de disolución}$

Al ser la riqueza el 38%, eso significa que hay **38 gramos de HCl (anotado anteriormente)**

Calculo los moles de HCl: $M_r(\text{HCl}): 36'5 \text{ g/mol}$ $n = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_r(\text{HCl})} \longrightarrow n = \frac{38}{36'5} = 1'04 \text{ mol HCl}$

Calculo la molaridad: $M = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{disolución}} (\text{L})} \longrightarrow M = \frac{1'04}{0'084} = 12'39 \text{ mol/L}$

La molaridad de la disolución comercial es **$12'39 \text{ mol/L}$** .

PROBLEMA 3

Se dispone de una disolución A de ácido clorhídrico comercial de densidad $1'19 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$ y riqueza 38% en masa. Para preparar una segunda disolución B, se toman $10'0 \text{ mL}$ de la disolución A, diluyéndose con agua destilada hasta un volumen final de $15'0 \text{ litros}$.

b) Calcule la concentración (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) de la disolución B y su pH.

Para calcular la concentración molar de la disolución diluida, debemos calcular los moles de HCl que tomamos de la disolución concentrada.

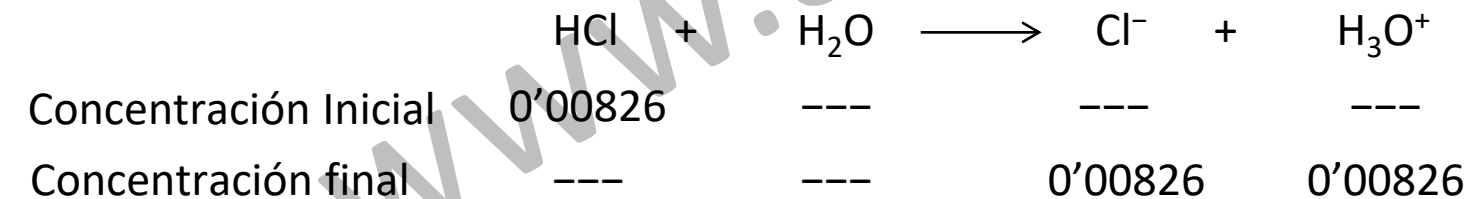
$$M = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{disolución}} (L)} \longrightarrow n_{\text{HCl}} = M \cdot V_{\text{disolución}} (L) = 12'39 \cdot 0'01 = 0'124 \text{ mol de HCl}$$

Se calcula la concentración de la disolución diluida a partir los moles y del volumen final.

$$M = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{disolución}} (L)} = \frac{0'124}{15} = 0'00826 \text{ mol/L}$$

La molaridad de la disolución diluida es **$0'00826 \text{ mol/L}$** .

Puesto que el HCl es un ácido fuerte, se disocia completamente.



El pH se calcula aplicando su definición: $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(0'00826) = 2'08$

El pH de la disolución diluida es **2'08**.

PROBLEMA 3

c) A 50'0 mL de la disolución B, se añaden 25'0 mL de una disolución 0'01 mol·L⁻¹ de Ca(OH)₂. Calcule el pH de la disolución final. Considere que los volúmenes son aditivos.

Al mezclar un ácido y una base fuerte, se produce una reacción de neutralización. Para poder determinar el pH, debemos comprobar si hay algún reactivo en exceso.

Calculo en primer lugar las cantidades iniciales de ácido y de base.

$$M = \frac{n_{HCl}}{V_{disolución} (L)} \longrightarrow n_{HCl} = M \cdot V_{disolución} (L) = 0'00826 \cdot 0'05 = 0'000413 \text{ mol de HCl}$$

$$M = \frac{n_{Ca(OH)_2}}{V_{disolución} (L)} \longrightarrow n_{Ca(OH)_2} = M \cdot V_{disolución} (L) = 0'01 \cdot 0'025 = 0'00025 \text{ mol de Ca(OH)}_2$$

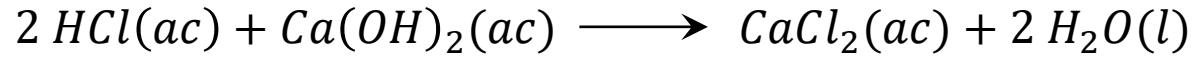
Se escribe y ajusta la reacción de neutralización. $2 HCl(ac) + Ca(OH)_2(ac) \longrightarrow CaCl_2(ac) + 2 H_2O(l)$

Se calcula cual es el reactivo limitante.

$$0'00025 \text{ mol de Ca(OH)}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2} = 0'0005 \text{ mol de HCl se necesitan} > 0'000413 \text{ mol HCl disponibles}$$

Por lo tanto, el HCl se agota y el reactivo que está en exceso es el hidróxido de calcio. Este exceso, será responsable del pH de la disolución, ya que el cloruro de calcio no sufre hidrólisis al formarse a partir de un ácido y una base fuerte.

PROBLEMA 3



Se calcula la cantidad de hidróxido de calcio que queda en exceso.

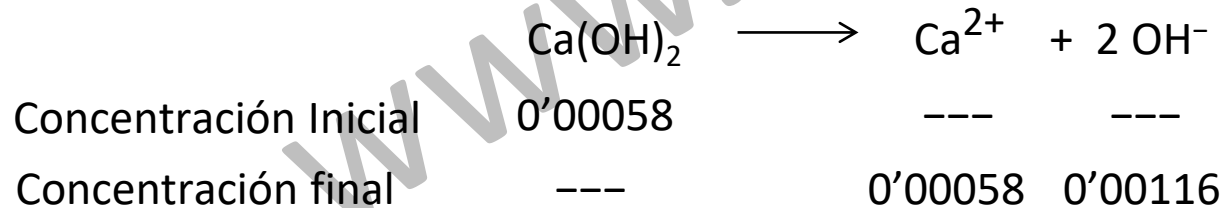
$$0'000413 \text{ mol de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol de HCl}} = 0'0002065 \text{ mol de Ca}(\text{OH})_2 \text{ se consumen}$$

$$n_{\text{Ca}(\text{OH})_2}(\text{exceso}) = 0'00025 - 0'0002065 = 0'0000435 \text{ mol de Ca}(\text{OH})_2 \text{ sobran.}$$

Se calcula la concentración molar de hidróxido de calcio que queda en exceso (se suponen los volúmenes aditivos).

$$M = \frac{n_{\text{Ca}(\text{OH})_2}}{V_{\text{disolución}} (L)} = \frac{0'0000435}{0'025 + 0'050} = 0'00058 \text{ mol/L}$$

El hidróxido de calcio es una base fuerte, por lo que se disocia completamente según la ecuación química:



PROBLEMA 3

	Ca(OH)_2	\longrightarrow	Ca^{2+}	$+ 2 \text{OH}^-$
Concentración Inicial	0'00058		---	---
Concentración final	---		0'00058	0'00116

Como puede verse en el cuadro, la concentración de OH^- es **0'00116 M**

Para calcular la concentración de H_3O^+ debemos recordar que: $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$

Sustituyendo: $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{0'00116} = \mathbf{8'62 \cdot 10^{-12} \text{ M}}$

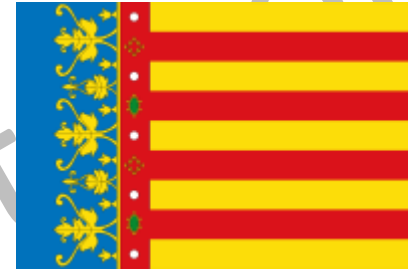
$$pH = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(8'62 \cdot 10^{-12}) = \mathbf{11'06}$$

El pH de la disolución será **11'06**, que es básico.

Selectividad Comunidad Valenciana



Química



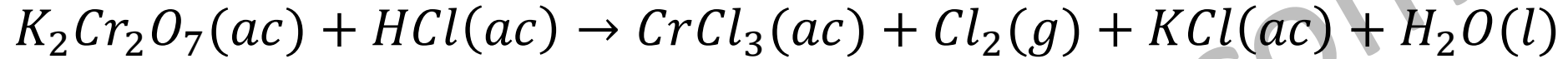
Problema 4

Junio 2022

Reacciones redox. Estequiometría

PROBLEMA 4

A escala laboratorio, se pueden obtener pequeñas cantidades de cloro gaseoso mediante la reacción (no ajustada):



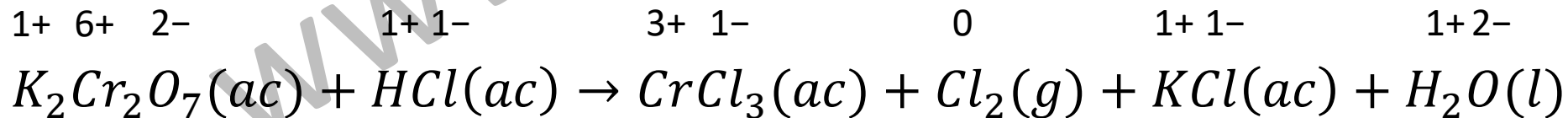
- a) Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción, así como la reacción global ajustada.
- b) Si se hace reaccionar 125 mL de HCl 1 M con un exceso de $K_2Cr_2O_7$, ¿cuántos litros de Cl_2 se obtendrán, medidos a 1 atm de presión y 20 °C?

Datos: $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Solución:

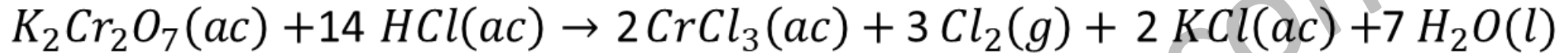
Puesto que es una reacción de intercambio de electrones, debemos ajustar la reacción mediante el método de ion electrón.

En primer lugar se debe identificar los elementos que cambian de número de oxidación.



Problema 4

b) Si se hace reaccionar 125 mL de HCl 1 M con un exceso de $K_2Cr_2O_7$, ¿cuántos litros de Cl_2 se obtendrán, medidos a 1 atm de presión y 20 °C?



Datos: Volumen de disolución de HCl: 125 mL=0'125 L M(HCl)=1 M

Calculo los moles que disponibles de HCl: $n = M \cdot V = 1 \cdot 0'125 = 0'125 \text{ mol HCl}$

Aplico el factor de conversión correspondiente para obtener la cantidad de cloro (en moles) obtenido.

$$0'125 \text{ mol HCl} \cdot \frac{3 \text{ mol } Cl_2}{14 \text{ mol HCl}} = 0'0268 \text{ mol } Cl_2$$

Y se calcula el volumen de cloro aplicando la ecuación de los gases ideales.

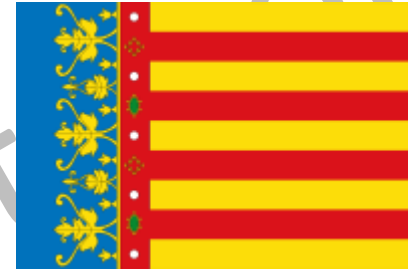
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \longrightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0'0268 \cdot 0'082 \cdot (273 + 20)}{1} = 0'644 \text{ L}$$

Respuesta: Se obtienen **0'644 L de Cl_2** .

Selectividad Comunidad Valenciana



Química



Propiedades periódicas

Cuestión 1

Junio 2022

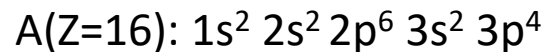
Cuestión 1

Considere los elementos A, B, C y D, cuyos números atómicos son 16, 17, 18 y 19, respectivamente. Responda, razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Escriba la configuración electrónica en estado fundamental de cada uno de los elementos propuestos, e indique qué grupo y período de la tabla periódica pertenece cada uno.
- Ordene los elementos por orden creciente de su primera energía de ionización.
- Indique el ion más estable que podría formarse a partir de cada uno de los cuatro elementos propuestos y escriba su configuración electrónica.
- Deduzca la fórmula molecular del compuesto que se formaría entre los elementos A y B aplicando la regla del octeto y discuta el tipo de enlace que les une.

Solución:

En primer lugar escribiré las configuraciones electrónicas de los átomos y a partir de ellas indicaré el período y el grupo.



Puesto que la última capa es $3p^4$, el 3 nos indica que **su período es el tercero**. Debido a que es p^4 , **su grupo es el 16 (anfígenos o calcógenos)**.



Puesto que la última capa es $3p^5$, el 3 nos indica que **su período es el tercero**. Debido a que es p^5 , **su grupo es el 17 (halógenos)**.

Cuestión 1

Considere los elementos A, B, C y D, cuyos números atómicos son 16, 17, 18 y 19, respectivamente. Responda, razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Escriba la configuración electrónica en estado fundamental de cada uno de los elementos propuestos, e indique qué grupo y período de la tabla periódica pertenece cada uno.

C(Z=18): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Puesto que la última capa es $3p^6$, el 3 nos indica que **su período es el tercero**. Debido a que es p^6 , **su grupo es el 18 (gases nobles)**.

D(Z=19): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

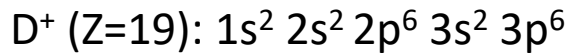
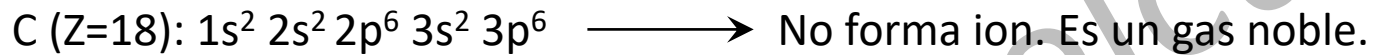
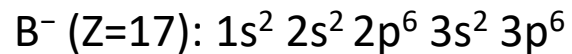
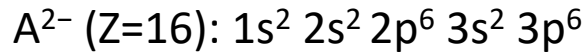
Puesto que la última capa es $4s^1$, el 4 nos indica que **su período es el cuarto**. Debido a que es s^1 , **su grupo es el 1 (metales alcalinos)**.

Cuestión 1

Considere los elementos A, B, C y D, cuyos números atómicos son 16, 17, 18 y 19, respectivamente. Responda, razonadamente a las siguientes cuestiones:

c) Indique el ion más estable que podría formarse a partir de cada uno de los cuatro elementos propuestos y escriba su configuración electrónica.

La configuración electrónica del ion más estable es aquella en la cual el átomo pierde o gana electrones para alcanzar la configuración del gas noble más cercano, normalmente p^6 .



Como se puede ver, todos ellos son especies isoelectrónicas.

Cuestión 1

Considere los elementos A, B, C y D, cuyos números atómicos son 16, 17, 18 y 19, respectivamente. Responda, razonadamente a las siguientes cuestiones:

d) Deduzca la fórmula molecular del compuesto que se formaría entre los elementos A y B aplicando la regla del octeto y discuta el tipo de enlace que les une.

Puesto a que A y B son dos no metales, formarán un enlace covalente entre ellos. Para ello deben **compartir electrones**.

La regla del octeto dice que los átomos adquieren la máxima estabilidad cuando tienen **8 electrones** en su última capa.

A(Z=16): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ \longrightarrow 6 electrones de valencia \longrightarrow Debe compartir 2 electrones.

B(Z=17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ \longrightarrow 7 electrones de valencia \longrightarrow Debe compartir 1 electrón.

Por ello se requiere que un átomo de A se combine con dos átomos de B. Se muestra la estructura de Lewis para demostrarlo.



Como se puede ver, la fórmula es AB_2 .

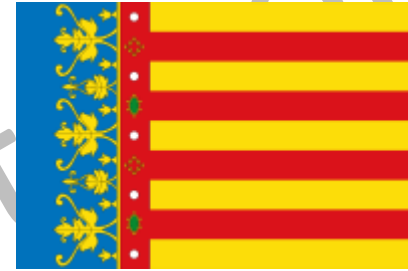
El compuesto es el SCl_2

Revisa mi página web: www.angelcuesta.com
En ella encontrarás muchos ejercicios resueltos.

Selectividad Comunidad Valenciana



Química



Enlace covalente

Cuestión 2

Junio 2022

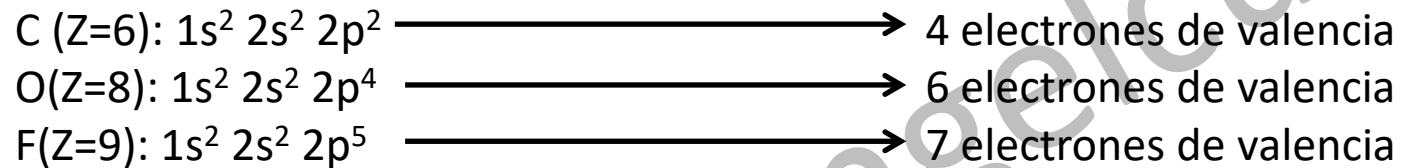
Cuestión 2

- a) Dibuje las estructuras electrónicas de Lewis para las moléculas CF_4 , F_2CO y CO_2 .
- b) Indique razonadamente la geometría de las tres moléculas del apartado anterior y ordene de menor a mayor los ángulos de las moléculas (F–C–F del CF_4 , F–C–F del F_2CO y O–C–O del CO_2).
- c) Razone qué molécula/s del apartado (a) es/son polares.

Datos: Números atómicos, Z: C=6; O=8; F=9. Electronegatividad de Pauling: C=2'55; O=3'44; F=3'98

Solución:

En primer lugar escribiré la configuración electrónica de los elementos químicos.



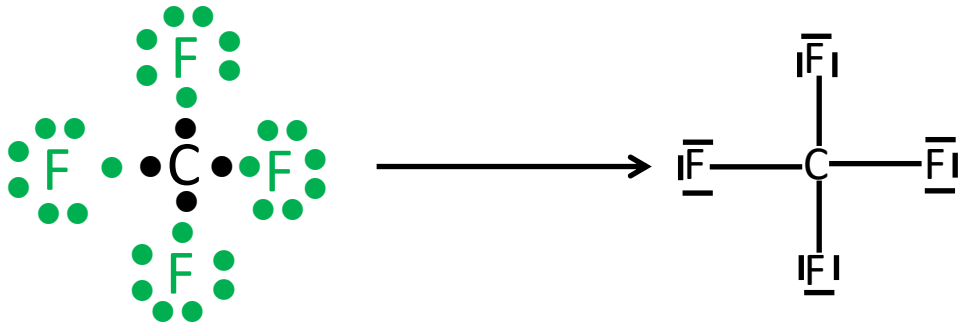
La **estructura de Lewis** es una representación que muestra los pares de electrones en guiones o puntos. Así podemos representar los enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir.

De forma general, las moléculas covalentes cumplen **la regla del octeto**, es decir, los átomos que las forman tienen tendencia a tener 8 electrones en su capa de valencia. Aunque **hay excepciones como el hidrógeno** (que llena su capa de valencia con 2 electrones).

Cuestión 2

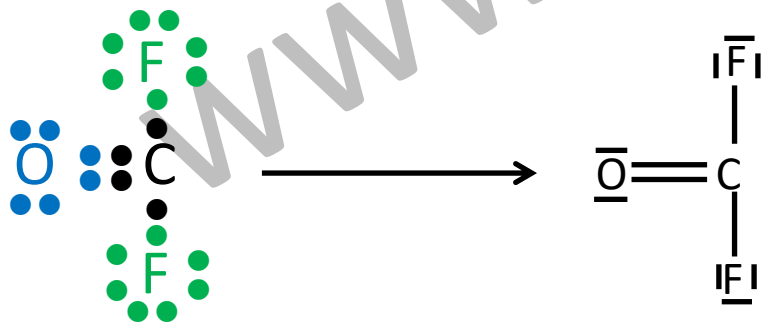
a) Dibuje las estructuras electrónicas de Lewis para las moléculas CF_4 , F_2CO y CO_2 .

CF_4 En este caso, el carbono es el átomo central. Y como necesita compartir cuatro electrones para completar la capa de valencia, lo hace con los átomos de flúor. Un electrón con cada átomo de flúor, y así ambos completan su capa de valencia.



F_2CO El átomo de C será el átomo central. Esto siempre ocurre cuando estamos ante un compuesto basado en carbono.

Como el carbono necesita 4 electrones para llenar la capa de valencia, compartirá dos con el oxígeno y los otros dos con los átomos de flúor. Por otro lado, el oxígeno, al compartir 2 electrones con el carbono, completará su capa de valencia.



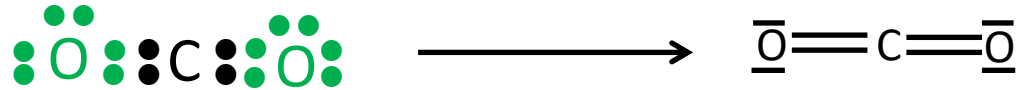
Cuestión 2

a) Dibuje las estructuras electrónicas de Lewis para las moléculas CF_4 , F_2CO y CO_2 .

CO_2

El átomo de carbono es el átomo central.

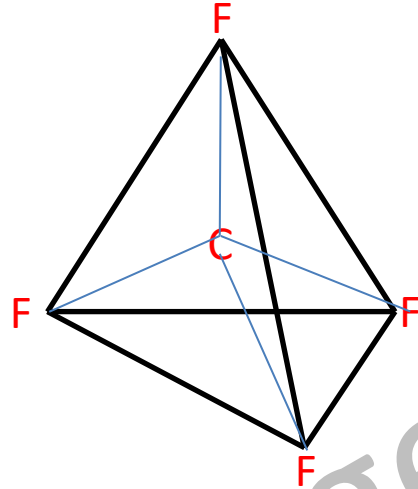
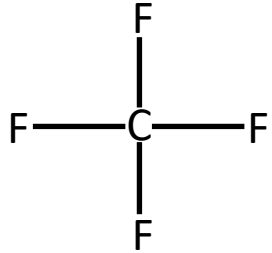
En este caso, el carbono comparte dos electrones con cada uno de los átomos de oxígeno. Es la única forma en la que se cumple la regla del octeto.



Cuestión 2

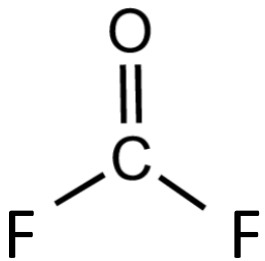
b) Indique razonadamente la geometría de las tres moléculas del apartado anterior y ordene de menor a mayor los ángulos de las moléculas (F–C–F del CF_4 , F–C–F del F_2CO y O–C–O del CO_2).

CF_4



En el caso del CF_4 , según la teoría de repulsión de pares de electrones de valencia y dado que no hay pares solitarios en el átomo central, la disposición adoptada por los cuatro pares de electrones del carbono sería tetraédrica. Por ello la geometría de CF_4 es **tetraédrica**. El ángulo aproximado del **enlace F–C–F es 109°** .

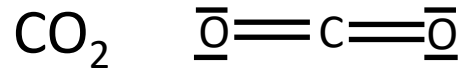
F_2CO



Debido que hay 3 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición triangular plana (disposición que minimiza la repulsión). Por ello la geometría molecular es **triangular plana**. El ángulo aproximado del **enlace F–C–F es 120°** .

Cuestión 2

b) Indique razonadamente la geometría de las tres moléculas del apartado anterior y ordene de menor a mayor los ángulos de las moléculas (F–C–F del CF_4 , F–C–F del F_2CO y O–C–O del CO_2).



Debido que hay 2 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición lineal (disposición que minimiza la repulsión). Por ello la geometría molecular es **lineal**. El ángulo del enlace O–C–O es **180°**.

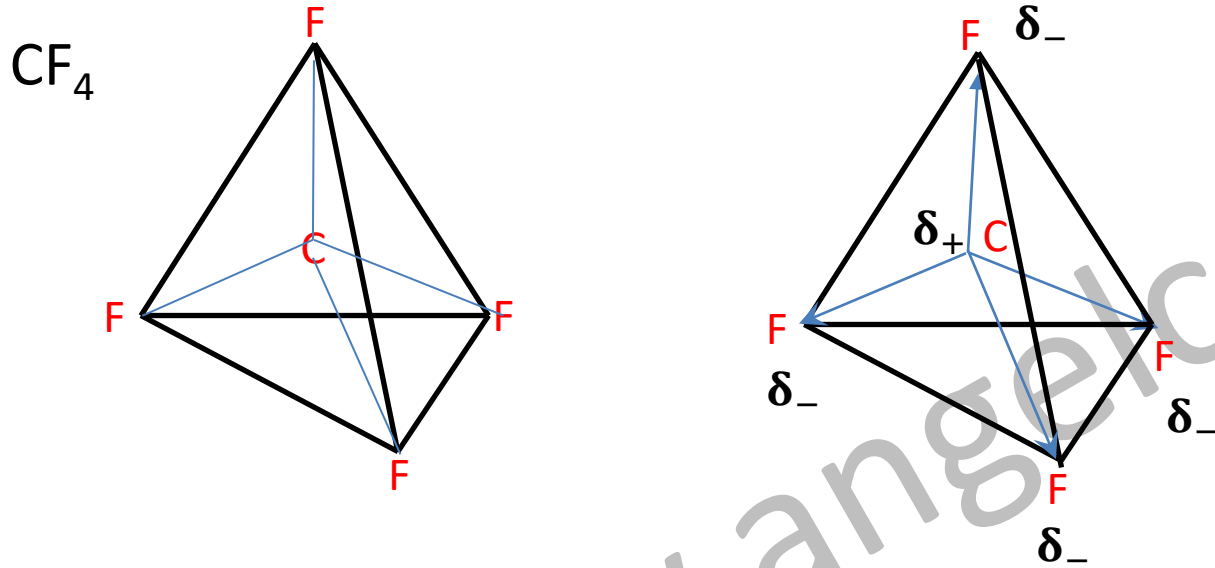
Como ya hemos indicado:

F–C–F es 109° en CF_4 es el menor ángulo, F–C–F es en F_2CO 120° es el ángulo intermedio y O–C–O es 180° en el CO_2 .

Cuestión 2

c) Razone qué molécula/s del apartado (a) es/son polares.

En cuanto a la polaridad, una molécula es apolar si la suma de sus momentos dipolares es 0.

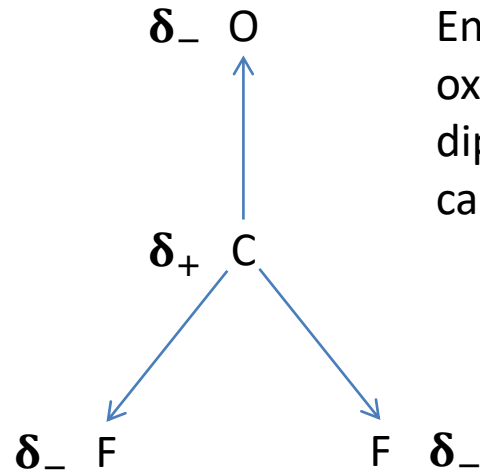
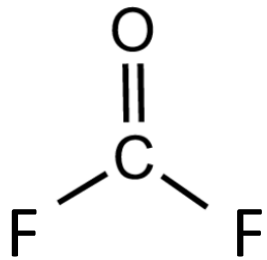


En este caso, por la simetría de la molécula, al sumar vectorialmente los momentos dipolares, estos se anulan. Por lo que la molécula es **apolar**.

Cuestión 2

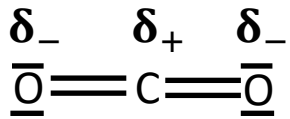
c) Razone qué molécula/s del apartado (a) es/son polares.

F_2CO



En este caso, debido a la diferencia de electronegatividad del oxígeno y el flúor, al sumar vectorialmente los momentos dipolares, estos **no se anulan**. Por lo que el difluoruro de carbonilo es **polar**.

CO_2



Se observa que la suma vectorial de los momentos dipolares es nula. Por lo tanto la molécula de CO_2 es **apolar**.



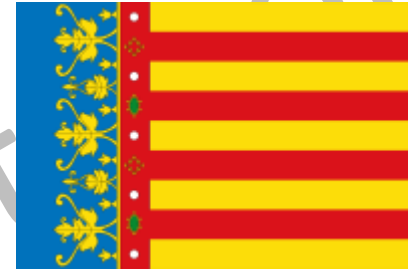
Revisa mi página web: www.angelcuesta.com

En ella encontrarás muchos ejercicios resueltos.

Selectividad Comunidad Valenciana



Química



Equilibrio químico

Cuestión 3

Junio 2022

Cuestión 3

Para el siguiente sistema en equilibrio en fase gaseosa: $2 \text{NOCl}(g) \leftrightarrow 2 \text{NO}(g) + \text{Cl}_2(g)$

Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Si se extrae del reactor parte del $\text{Cl}_2(g)$, ¿la relación $[\text{NOCl}]/[\text{NO}]$ aumenta, disminuye o permanece constante?

En este caso, debemos recurrir a la ley de acción de masas.
$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{NOCl}]^2} = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{NOCl}]^2} \cdot [\text{Cl}_2] = \left(\frac{[\text{NO}]}{[\text{NOCl}]} \right)^2 \cdot [\text{Cl}_2]$$

Al retirar cloro gaseoso, el cociente $\frac{[\text{NO}]}{[\text{NOCl}]}$ debe aumentar para mantener la igualdad.

Por ello, el cociente $\frac{[\text{NOCl}]}{[\text{NO}]}$ debe **disminuir**. De esa forma se mantiene la igualdad.

b) Se observa que al aumentar la temperatura se forma más NOCl . ¿La reacción es exotérmica o endotérmica?

Al aumentar la temperatura, según el principio de Le Chatelier, el sistema se opone a dicha perturbación y se desplaza en el sentido en el que absorbe calor. En este caso, se ha desplazado hacia los reactivos por lo que la reacción inversa es endotérmica, y por ello, la reacción directa es exotérmica. La reacción es **exotérmica**.

Cuestión 3

Para el siguiente sistema en equilibrio en fase gaseosa: $2 \text{NOCl}(g) \leftrightarrow 2 \text{NO}(g) + \text{Cl}_2(g)$

c) Si se desea aumentar la cantidad de NOCl, manteniendo constante la temperatura, ¿se ha aumentar o disminuir el volumen del reactor?

Para que aumente la cantidad de NOCl, el equilibrio debe desplazarse en el sentido en el que hay menos moles gaseosas. Para que eso ocurra, debe aumentarse la presión. De esa forma el sistema se opondrá a dicha perturbación, y según el principio de Le Chatelier, el sistema evolucionará hacia donde menos moles gaseosas haya. En este caso, el aumento en la presión se obtiene mediante una **disminución del volumen**.

d) En un reactor a volumen y temperatura constantes se introducen inicialmente NOCl y Cl₂. Razone si la presión total en el equilibrio será mayor, menor o igual que la inicial.

Para alcanzar el equilibrio químico debe generarse NO. Para ello el equilibrio se debe desplazar hacia los productos. Por cada 2 moles de NOCl gaseoso que se descomponen, se generan 3 moles gaseosas. Por ello, al aumentar el número de moles gaseosas al alcanzarse el equilibrio, **la presión total del equilibrio será mayor**.

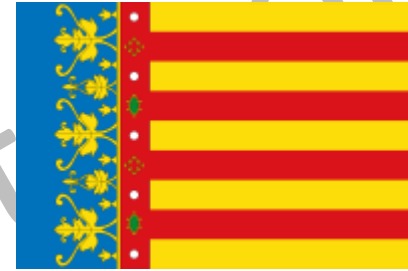
Revisa mi página web: www.angelcuesta.com

En ella encontrarás muchos ejercicios resueltos.

Selectividad Comunidad Valenciana



Química



Equilibrio ácido-base

Cuestión 4

Junio 2022

Cuestión 4

- a) Se dispone de tres disoluciones: una de HIO_3 , otra de HClO y una tercera de HNO_2 , las tres a la misma concentración molar inicial del ácido. Razone cuál de estas disoluciones tendrá un mayor valor del pH.
- b) Ordene justificadamente, de menor a mayor basicidad, las bases conjugadas de los tres ácidos anteriores.
- c) Razone si la siguiente afirmación es verdadera o falsa: “El pH de una disolución de HNO_2 0'1 M es igual al de una disolución de HCl de igual concentración”.
- d) Razone si la siguiente afirmación es verdadera o falsa: “Si a 20'0 mL de una disolución de HClO 0'2 M se les añaden 40 mL de una disolución de NaOH 0'1 M, la mezcla final tendrá un pH neutro”.

Datos: $K_a(\text{HIO}_3)=1'7 \cdot 10^{-1}$; $K_a(\text{HNO}_2)=4'5 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{HClO})=3 \cdot 10^{-8}$; $K_w=10^{-14}$.

Cuestión 4

a) Se dispone de tres disoluciones: una de HIO_3 , otra de HClO y una tercera de HNO_2 , las tres a la misma concentración molar inicial del ácido. Razone cuál de estas disoluciones tendrá un mayor valor del pH.

Datos: $K_a(\text{HIO}_3)=1'7 \cdot 10^{-1}$; $K_a(\text{HNO}_2)=4'5 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{HClO})=3 \cdot 10^{-8}$; $K_w=10^{-14}$.

Solución:

Los tres ácidos del enunciado son débiles, ya que se disocian parcialmente. Dicha disociación viene definida por su constante de acidez. A mayor valor de la constante de acidez, mayor es la disociación del ácido y por lo tanto mayor será la concentración de protones en disolución (ya que sus concentraciones iniciales son iguales).

Según la definición de pH, a mayor concentración de protones, menor será el valor del pH.

A partir de los datos de las constantes de acidez, podemos afirmar que la disolución que tiene un mayor valor del pH **es la de ácido hipocloroso**, ya que su constante es la menor de todas.

Cuestión 4

b) Ordene justificadamente, de menor a mayor basicidad, las bases conjugadas de los tres ácidos anteriores.

Datos: $K_a(\text{HIO}_3)=1'7 \cdot 10^{-1}$; $K_a(\text{HNO}_2)=4'5 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{HClO})=3 \cdot 10^{-8}$; $K_w=10^{-14}$.

Solución:

A partir de las constantes de acidez, se pueden calcular las constantes de basicidad de las bases conjugadas.

$$K_b(\text{IO}_3^-) = \frac{K_w}{K_a(\text{HIO}_3)} = \frac{10^{-14}}{1'7 \cdot 10^{-1}} = 5'88 \cdot 10^{-14}$$

$$K_b(\text{NO}_2^-) = \frac{K_w}{K_a(\text{HNO}_2)} = \frac{10^{-14}}{4'5 \cdot 10^{-4}} = 2'22 \cdot 10^{-11}$$

$$K_b(\text{ClO}^-) = \frac{K_w}{K_a(\text{HClO})} = \frac{10^{-14}}{3 \cdot 10^{-8}} = 3'33 \cdot 10^{-7}$$

A mayor valor de la constante de basicidad, mayor será la concentración de iones hidroxilo y menor la concentración de protones.

Por ello, en este caso, el hipoclorito será la base conjugada que generará en la disolución una mayor concentración de iones hidroxilo, una menor concentración de protones y un mayor pH.

Pudiendo concluir que:

$$\text{pH}(\text{IO}_3^-) < \text{pH}(\text{NO}_2^-) < \text{pH}(\text{ClO}^-)$$

Cuestión 4

c) Razone si la siguiente afirmación es verdadera o falsa: “El pH de una disolución de HNO_2 0'1 M es igual al de una disolución de HCl de igual concentración”.

Datos: $K_a(\text{HIO}_3)=1'7 \cdot 10^{-1}$; $K_a(\text{HNO}_2)=4'5 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{HClO})=3 \cdot 10^{-8}$; $K_w=10^{-14}$.

Solución:

La afirmación es **FALSA**.

El ácido clorhídrico es un ácido fuerte y por ello está disociado completamente. Por ello, a igualdad de concentraciones de ambos ácidos, la concentración de protones en disolución será mayor en el caso del ácido clorhídrico. Eso provoca que el pH de la disolución de HCl será menor que la de HNO_2 .

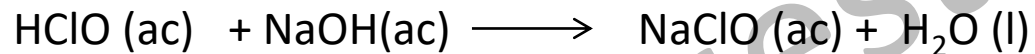
Cuestión 4

d) Razone si la siguiente afirmación es verdadera o falsa: “Si a 20’0 mL de una disolución de HClO 0’2 M se les añaden 40 mL de una disolución de NaOH 0’1 M, la mezcla final tendrá un pH neutro”.

Datos: $K_a(\text{HIO}_3)=1'7 \cdot 10^{-1}$; $K_a(\text{HNO}_2)=4'5 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{HClO})=3 \cdot 10^{-8}$; $K_w=10^{-14}$.

Solución:

Al mezclar las dos disoluciones, se produce una reacción de neutralización (ácido+base→Sal+Agua):



Calculo los moles iniciales del ácido y de la base.

$$n(\text{HClO}) = M(\text{HClO}) \cdot V = 0'2 \cdot 0'020 = 0'004 \text{ mol HClO}$$

$$n(\text{NaOH}) = M(\text{NaOH}) \cdot V = 0'1 \cdot 0'040 = 0'004 \text{ mol NaOH}$$

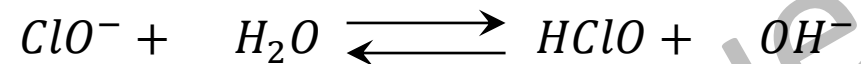
Puesto que la reacción es “mol a mol” y disponemos de las mismas cantidades de ácido y de base, podemos afirmar que la neutralización es completa y que el pH vendrá dado por la sal formada (NaClO).

Cuestión 4

Estamos ante una situación encuadrada en el fenómeno de la **hidrólisis de sales**. Los iones generados por las sales, pueden alterar el pH al reaccionar con el agua.

El NaClO es una sal, que se disuelve en agua formando ClO⁻ y Na⁺. $NaClO(ac) \longrightarrow ClO^{-}(ac) + Na^{+}(ac)$

El ion hipoclorito sufre una reacción de hidrólisis, ya que proviene del HClO que es un ácido débil. Por ello, el hipoclorito tendrá la fuerza suficiente para establecer un equilibrio con el agua como el que se muestra.



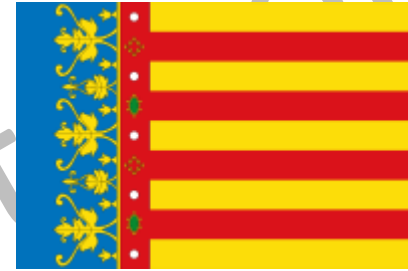
El ion sodio no sufre una reacción de hidrólisis, ya que proviene del NaOH que es una base fuerte. Por ello, dicho ion no tendrá la fuerza suficiente para establecer el equilibrio de hidrólisis.

Como se liberan iones OH⁻ **el pH será básico y la afirmación del enunciado es FALSA.**

Selectividad Comunidad Valenciana



Química



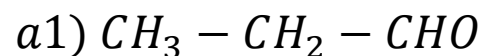
Química orgánica

Cuestión 5

Junio 2022

Cuestión 5

a) Nombre los siguientes compuestos y razone cuál de ellos puede dar lugar a una cetona por oxidación.



a1) Propanal



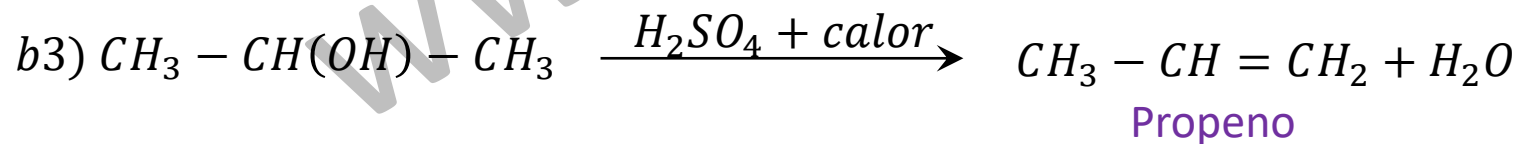
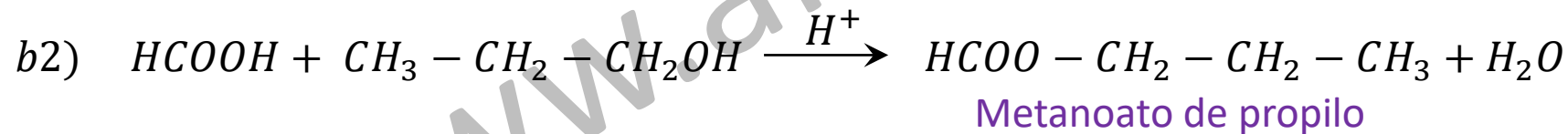
a2) Etilmetiléter



a3) 2-butanol o butan-2-ol

Para que se produzca una cetona mediante una reacción de oxidación, el reactivo oxidado debe ser un alcohol secundario. En este caso, el compuesto **butan-2-ol** es el único de los propuestos que al oxidarse puede producir una cetona. Daría lugar a la **butanona**.

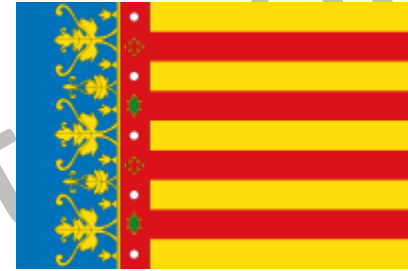
b) Complete las siguientes reacciones químicas y nombre todos los compuestos orgánicos que se obtienen como productos en las mismas:



Selectividad Comunidad Valenciana



Química



Cinética química

Cuestión 6

Junio 2022

Cuestión 6

Considere la reacción: $3 A(g) + 2 B(g) \rightarrow 2 C(g)$

Se ha observado que, cuando al duplicar la concentración de A, la velocidad de la reacción aumenta cuatro veces mientras que, al disminuir la concentración de B a la mitad, la velocidad disminuye en esa misma proporción.

a) Obtenga razonadamente la ley de velocidad de reacción.

b) cuando las concentraciones iniciales de A y B fueron 0'1 M y 0'05 M, respectivamente, la velocidad inicial de la reacción resultó ser $2'82 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$. Calcule el valor de la constante de velocidad.

c) En las condiciones del apartado b), calcule la velocidad de desaparición de A y la velocidad de aparición de C.

d) Justifique por qué la velocidad de la reacción aumenta con la temperatura.

Solución:

De forma general, se puede escribir la ley de velocidad de reacción: $v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$

Se sustituyen los datos del enunciado en la ecuación general de la velocidad de reacción:

$$\left. \begin{array}{l} \text{“al duplicar la concentración de A, la velocidad} \\ \text{de la reacción aumenta cuatro veces”} \\ \text{“al disminuir la concentración de B a la mitad, la} \\ \text{velocidad disminuye en esa misma proporción”} \end{array} \right\} \left. \begin{array}{l} 4 \cdot v = k \cdot (2 \cdot [A])^\alpha \cdot [B]^\beta \\ \frac{v}{2} = k \cdot [A]^\alpha \cdot \left(\frac{[B]}{2}\right)^\beta \end{array} \right\}$$

Cuestión 6

a) Obtenga razonadamente la ley de velocidad de reacción.

Se divide miembro a miembro la ecuación obtenida del primer experimento con la ecuación general.

$$\left. \begin{array}{l} 4 \cdot v = k \cdot (2 \cdot [A])^\alpha \cdot [B]^\beta \\ v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta \end{array} \right\} \longrightarrow \frac{4 \cdot v}{v} = \frac{k \cdot (2 \cdot [A])^\alpha \cdot [B]^\beta}{k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta} \longrightarrow \frac{4}{1} = (2)^\alpha \longrightarrow 4 = 2^\alpha \longrightarrow \alpha = 2$$

Se divide miembro a miembro la ecuación general con la obtenida del segundo experimento.

$$\left. \begin{array}{l} v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta \\ \frac{v}{2} = k \cdot [A]^\alpha \cdot \left(\frac{[B]}{2}\right)^\beta \end{array} \right\} \longrightarrow \frac{v}{\frac{v}{2}} = \frac{k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta}{k \cdot [A]^\alpha \cdot \left(\frac{[B]}{2}\right)^\beta} \longrightarrow \frac{1}{\frac{1}{2}} = \frac{1}{\left(\frac{1}{2}\right)^\beta} \longrightarrow \frac{1}{2} = \left(\frac{1}{2}\right)^\beta \longrightarrow \beta = 1$$

Se puede escribir la ley de velocidad de reacción: $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$

La reacción es de orden 2 respecto de A, de orden 1 respecto de B y su orden global es 3.

Cuestión 6

b) cuando las concentraciones iniciales de A y B fueron 0'1 M y 0'05 M, respectivamente, la velocidad inicial de la reacción resultó ser $2'82 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$. Calcule el valor de la constante de velocidad.

Se sustituye en la ecuación obtenida los datos del enunciado.

$$2'82 \cdot 10^{-4} = k \cdot (0'1)^2 \cdot (0'05) \longrightarrow k = \frac{2'82 \cdot 10^{-4} \text{ M/s}}{(0'1)^2 \text{ M}^2 \cdot 0'05 \text{ M}} \longrightarrow \boxed{k = 5'64 \cdot 10^{-1} \text{ M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}}$$

La constante de velocidad también se podría expresar:

$$\boxed{k = 0'564 \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{s}}}$$

Cuestión 6

c) En las condiciones del apartado b), calcule la velocidad de desaparición de A y la velocidad de aparición de C.

Se toma el dato de velocidad del apartado b) $2'82 \cdot 10^{-4} \text{ M/s}$.

Recordamos la ecuación a la que nos estamos refiriendo. $3 \text{ A}(g) + 2 \text{ B}(g) \rightarrow 2 \text{ C}(g)$

Relacionamos la velocidad de la reacción con la velocidad de desaparición de A y de aparición de C.

$$v = \frac{-1}{3} \cdot \frac{d[A]}{dt} \longrightarrow v = \frac{1}{3} \cdot v_A \longrightarrow v_A = 3 \cdot v = 3 \cdot 2'82 \cdot 10^{-4} = \mathbf{8'64 \cdot 10^{-4} \text{ M/s}}$$

$$v = \frac{1}{2} \cdot \frac{d[C]}{dt} \longrightarrow v = \frac{1}{2} \cdot v_C \longrightarrow v_C = 2 \cdot v = 2 \cdot 2'82 \cdot 10^{-4} = \mathbf{5'64 \cdot 10^{-4} \text{ M/s}}$$

La velocidad de desaparición de A es $\mathbf{8'64 \cdot 10^{-4} \text{ M/s}}$ y la de aparición de C es $\mathbf{5'64 \cdot 10^{-4} \text{ M/s}}$.

Cuestión 6

d) Justifique por qué la velocidad de la reacción aumenta con la temperatura.

Según la ley de Arrhenius: $k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$

Siendo **A** el factor de frecuencia, **E_a** la energía de activación, **R** la constante de los gases ideales y **T** la temperatura.

Como se puede observar, la constante de velocidad depende de varios factores como la energía de activación o la temperatura. Se puede comprobar que si aumenta la temperatura, el valor del término exponencial aumenta, por ello, el valor de la constante de velocidad aumenta. Por ello, la velocidad de la reacción aumenta, pues es directamente proporcional a la constante de velocidad.