

ADVERTENCIA



- Toma LÁPIZ y PAPEL y trabaja tomando apuntes como si estuvieras en una clase presencial.
- No seas un alumno PASIVO, como el espectador de una película, sino un alumno ACTIVO.

www.angelcuesta.com

Edición de vídeo: Vanessa Quintana

Fotografía y vídeo.

©Angel Cuesta Arza

ÁNGEL CUESTA
Tu profesor en la red
SUSCRÍBETE

Problema 1

El carburo de silicio, SiC, es un material de elevada dureza que se utiliza comercialmente como abrasivo. Esta sustancia se fabrica calentando SiO_2 y C a elevadas temperaturas, según la ecuación química siguiente:

$$SiO_2(s) + 3\,C(s) \longrightarrow SiC(s) + 2\,CO(g)$$

a) Calcule la cantidad (en gramos) de SiC que se formará si se permite que reaccionen 3,00 g de SiO_2 y 4,50 g de C.

b) ¿Cuál es el reactivo limitante y qué cantidad (en g) queda del reactivo en exceso suponiendo que la reacción avanza hasta consumir todo el reactivo limitante?

c) Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción teniendo en cuenta los datos termodinámicos suministrados. ¿Se trata de un proceso endotérmico o exotérmico?

Datos: Masas atómicas relativas: C = 12; O = 16; Si = 28,1. R = 0,082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

Entalpias estándar de formación, $\Delta H°_f$ (kJ/mol): $SiO_2(s)$ = – 910,9; SiC(s) = – 73,22; CO(g) = – 110,5; C(s) = 0.

Solución:

Calculo la masa molecular relativa del SiO_2: $M_r(SiO_2) = M_r(Si) + 2 \cdot M_r(O) = 28'1 + 2 \cdot 16 = 60'1\ g/mol$

Calculo la masa molecular relativa del SiC: $M_r(SiC) = M_r(Si) + M_r(C) = 28'1 + 12 = 40'1\ g/mol$

La ecuación química nos dice que **1 mol de SiO_2** reacciona con **3 moles de Carbono** para dar **1 mol de SiC**.

En gramos, **60'1 gramos de SiO_2** (1 mol) reacciona con **36 gramos de C** (3 moles) para dar **40'1 gramos de SiC** (1 mol).

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Problema 1

a) Calcule la cantidad (en gramos) de SiC que se formará si se permite que reaccionen 3,00 g de SiO_2 y 4,50 g de C.

$$SiO_2(s) + 3\,C(s) \longrightarrow SiC(s) + 2\,CO(g)$$

$60'1\ g$	$36\ g$	$40'1\ g$
$3\ g$	$4'5\ g$	$x\ gramos$

Se debe calcular la cantidad de reactivo limitante.

$$3\ \cancel{gramos\ de\ SiO_2}\ \frac{36\ gramos\ de\ C}{60'1\ \cancel{gramos\ de\ SiO_2}} = 1'\ 797\ gramos\ de\ C\ se\ consumen$$

Como hay un exceso de carbono (ya que hay 4'5 g), **el reactivo limitante es el SiO_2**.

Por ello, calcularé la cantidad de SiC a partir del SiO_2.

$$3\ \cancel{gramos\ de\ SiO_2}\ \frac{40'1\ gramos\ de\ SiC}{60'1\ \cancel{gramos\ de\ SiO_2}} = 2\ gramos\ de\ SiC\ se\ formarán$$

A partir de 3 gramos de SiO_2 y 4'5 gramos de C se obtienen **2 gramos de SiC**.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Problema 1

b) ¿Cuál es el reactivo limitante y qué cantidad (en g) queda del reactivo en exceso suponiendo que la reacción avanza hasta consumir todo el reactivo limitante?

$$SiO_2(s) + 3\,C(s) \longrightarrow SiC(s) + 2\,CO(g)$$

$60'1\ g$	$36\ g$	$40'1\ g$
$3\ g$	$4'5\ g$	$2\ g$

El reactivo limitante es el SiO_2. Esto ya lo habíamos visto antes.

Ya habíamos calculado antes que se consumían 1’797 g de C, por ello basta con restar esta cantidad a los iniciales.

$$m(C)_{exceso} = m(C)_{inicial} - m(C)_{consumida} = 4'5 - 1'797 = 2'703\ g\ de\ C\ hay\ en\ exceso$$

Quedan 2’703 g de C en exceso.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Problema 1

c) Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción teniendo en cuenta los datos termodinámicos suministrados. ¿Se trata de un proceso endotérmico o exotérmico?

$$SiO_2(s) + 3\,C(s) \longrightarrow SiC(s) + 2\,CO(g)$$

Entalpias estándar de formación, $\Delta H°_f$ (kJ/mol): $SiO_2(s) = -910{,}9$; $SiC(s) = -73{,}22$; $CO(g) = -110{,}5$; $C(s) = 0$.

Podemos calcular la variación de entalpía de la reacción a partir de las entalpías de formación.

$$\Delta H^o_{Reacción} = \sum \Delta H^o_f(Productos) - \sum \Delta H^o_f(Reactivos)$$

$$\Delta H^o_{Reacción} = \Delta H^o_f(SiC) + 2 \cdot \Delta H^o_f(CO) - \Delta H^o_f(SiO_2) - 3 \cdot \Delta H^o_f(C)$$

$$\Delta H^o_{Reacción} = (-73'22) + 2 \cdot (-110'5) - (-910'9) - 3 \cdot 0 = 616'68\ kJ$$

La variación de entalpía estándar es **616’68 kJ**.
Por tener un valor positivo, el proceso es **endotérmico**.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Problema 2

El NO_2, una sustancia de color marrón rojizo, dimeriza para formar N_2O_4 (un gas incoloro). El equilibrio de dimerización se establece según la ecuación química siguiente:

$$2\,NO_2(g) \rightleftarrows N_2O_4(g)$$

Se introducen 8,9 g de NO_2 en un reactor de 36 litros de capacidad, termostatado a 25 °C. Una vez alcanzado el equilibrio, la presión total en el interior del recipiente es de 0,1 atm.

a) Determine las presiones parciales (en atm) de NO_2 y N_2O_4 en el equilibrio a 25 °C.

b) Calcule el valor de la K_p a 25 °C.

c) Indique, razonadamente, hacia donde se desplazará el equilibrio si aumentamos la presión, disminuyendo el volumen del reactor, manteniendo la temperatura constante.

Datos: Masas atómicas relativas: N = 14; O =16.R = 0,082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

Solución:

Se calculan los moles iniciales de dióxido de nitrógeno. Para ello calculo primero su masa molecular.

$M_r(NO_2)=M_r(N)+2 \cdot M_r(O)=14+2 \cdot 16=46$ g/mol $\quad n = \frac{m}{M_r} \longrightarrow n = \frac{8'9}{46} = 0'193\ moles\ de\ NO_2$

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Problema 2

Se escribe el cuadro del equilibrio químico que relaciona reactivos y productos.

	$2\ NO_2$	$\rightleftharpoons$	N_2O_4
Moles Iniciales	0'193		–––
Moles que reaccionan	−2x		x
Moles en equilibrio	0'193−2x		x
Concentraciones en equilibrio	$\frac{0'193-2x}{36}$		$\frac{x}{36}$

Puesto que nos dan como dato que en el equilibrio la presión total es 0'1 atm, podemos escribir:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \longrightarrow 0'1 \cdot 36 = (0'193 - 2x + x) \cdot 0'082 \cdot 298$$

$$3'6 = (0'193 - x) \cdot 24'436 \longrightarrow 3'6 = 4'716 - 24'436x$$

$$x = \frac{4'716 - 3'6}{24'436} \longrightarrow x = 0'0457\ mol$$

Ya podemos completar la tabla y hacer los cálculos de las constantes de equilibrio.

	$2\ NO_2$	$\rightleftharpoons$	N_2O_4
Moles Iniciales	0'193		–––
Moles que reaccionan	0'0914		0'0457
Moles en equilibrio	0'102		0'0457
Concentraciones en equilibrio	$\frac{0'102}{36}$		$\frac{0'0457}{36}$

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Problema 2

a) Determine las presiones parciales (en atm) de NO_2 y N_2O_4 en el equilibrio a 25 °C.

Para calcular las presiones parciales se aplica la ley de Dalton.

$$P_{NO_2} = \chi_{NO_2} \cdot P_T$$

$$P_{NO_2} = \frac{n_{NO_2}}{n_{NO_2} + n_{N_2O_4}} \cdot P_T$$

$$P_{NO_2} = \frac{0'102}{0'102 + 0'0457} \cdot 0'1 = \boxed{0'069\ atm}$$

$$P_{N_2O_4} = \frac{n_{N_2O_4}}{n_{NO_2} + n_{N_2O_4}} \cdot P_T$$

$$P_{N_2O_4} = \frac{0'0457}{0'102 + 0'0457} \cdot 0'1 = \boxed{0'031\ atm}$$

	$2\ NO_2$	$\rightleftharpoons$	N_2O_4
Moles Iniciales	0'193		---
Moles que reaccionan	0'0914		0'0457
Moles en equilibrio	0'102		0'0457
Concentraciones en equilibrio	$\frac{0'102}{36}$		$\frac{0'0457}{36}$

la presión total en el interior del recipiente es de **0,1 atm**.

Puedes comprobar que la suma de las presiones parciales es igual a la presión total.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Problema 2

b) Calcule el valor de la constante K_p a 25 °C.

Para poder calcular K_p se aplica la definición. $P_{NO_2} = 0'069\ atm$ $P_{N_2O_4} = 0'031\ atm$ $2\ NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$

$$K_p = \frac{P_{N_2O_4}}{P_{NO_2}^2} \longrightarrow K_p = \frac{0'031}{(0'069)^2} = 6'51 \longrightarrow \boxed{K_p = 6'51}$$

c) Indique, razonadamente, hacia donde se desplazará el equilibrio si aumentamos la presión, disminuyendo el volumen del reactor, manteniendo la temperatura constante.

$$2\,NO_2(g) \rightleftarrows N_2O_4(g)$$

Se utilizará el principio de Le Chatelier para justificar la respuesta dada. Dicho principio dice lo siguiente:

Si se presenta una perturbación externa sobre un sistema en equilibrio, el sistema se ajustará de tal manera que se cancele parcialmente dicha perturbación en la medida que el sistema alcanza una nueva posición de equilibrio.

Reducir el volumen a temperatura constante, es equivalente a aumentar la presión. El sistema evoluciona de forma que disminuya el número de partículas gaseosas, para compensar el aumento de presión. Ello hace que el equilibrio se desplace en el sentido de la formación de N_2O_4, ya que hay menos moléculas gaseosas en los productos. Por ello, el equilibrio se desplaza hacia los productos.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 1

a) Represente la estructura electrónica de Lewis y describa la geometría prevista por el modelo RPECV para las moléculas siguientes: CCl_4, PCl_3 y Cl_2O.

Datos: Números atómicos: Z(C) = 6; Z(O) = 8; Z(P) = 15; Z(Cl) = 17.

Solución:

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

C(Z=6): $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ ⟶ 4 electrones de valencia
O(Z=8): $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ ⟶ 6 electrones de valencia
P(Z=15): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$ ⟶ 5 electrones de valencia
Cl(Z=17): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ ⟶ 7 electrones de valencia

Para poder estudiar la geometría debo hacer en primer lugar la estructura de Lewis. La estructura de Lewis es una representación que muestra los enlaces y los pares de electrones solitarios en forma de guiones o puntos.

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 o el boro (que llenan su capa de valencia con 2 y 6 electrones respectivamente).

Para estudiar la geometría, utilizaremos la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia, que dice lo siguiente.

Los pares de electrones de valencia alrededor de un átomo se repelen mutuamente, y por lo tanto, adoptan una disposición espacial que minimiza esta repulsión.

©Angel Cuesta Arza

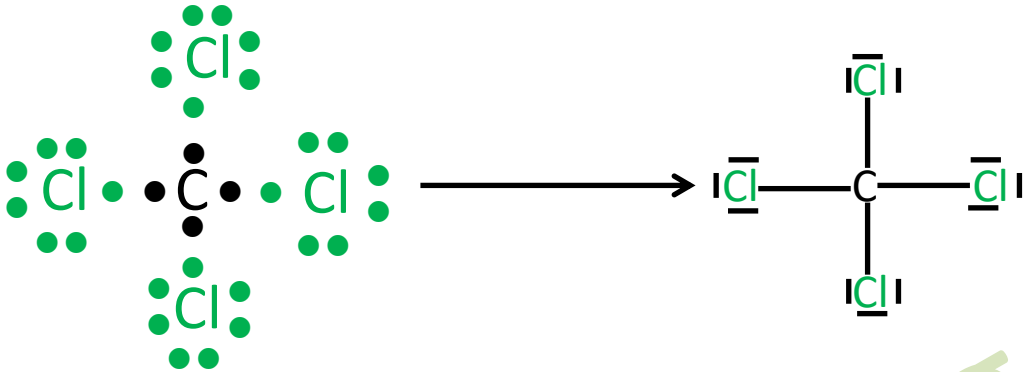
www.angelcuesta.com

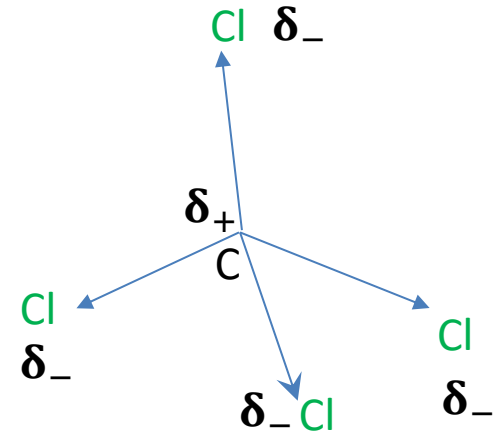
Cuestión 1

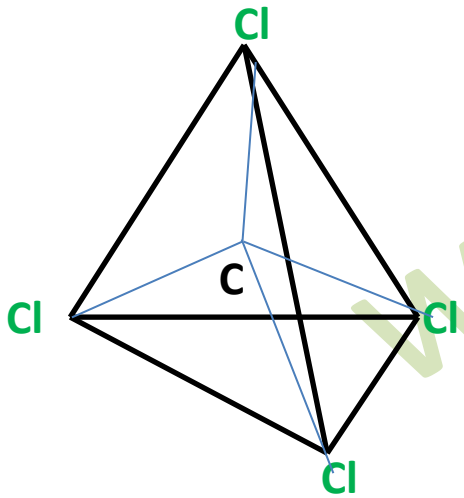
CCl_4

La estructura de Lewis será:

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 4 átomos de cloro. Un electrón con cada uno de ellos, y así el cloro también completa su capa de valencia.







Debido a que hay 4 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición tetraédrica (disposición que minimiza la repulsión). Por ello la geometría molecular es **tetraédrica**.

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**.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

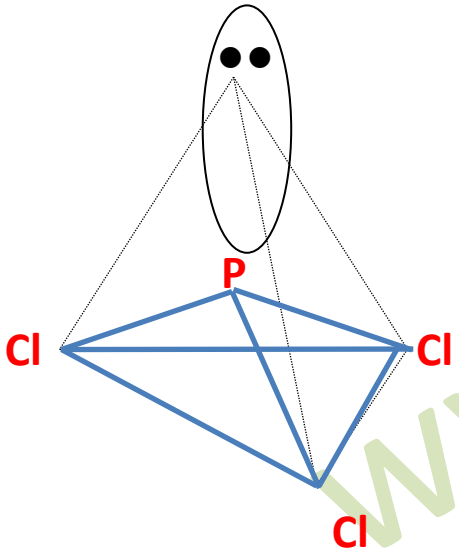
Cuestión 1

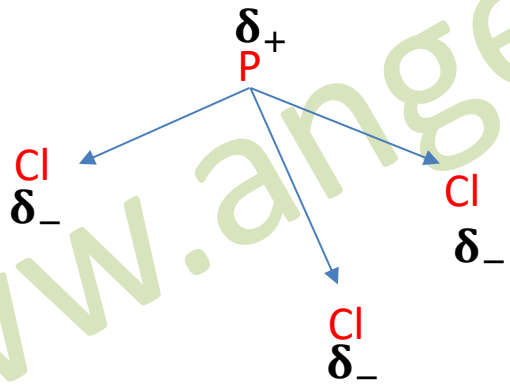
PCl_3

En este caso, el fósforo es el átomo central. Y como necesita compartir tres electrones para completar la capa de valencia, lo hace con los átomos de cloro. Un electrón con cada cloro, y así el cloro también completa su capa de valencia.



Analizamos la geometría utilizando la teoría de repulsión de pares de electrones de valencia.





Debido que hay 4 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición tetraédrica (disposición que minimiza la repulsión). Pero sólo tres de las nubes electrónicas del P forman enlaces, por ello la geometría molecular es de **pirámide trigonal.** Los pares no enlazantes no se utilizan en la geometría molecular.

En este caso, al sumar vectorialmente los momentos dipolares, estos no se anulan. Por lo que la molécula es **polar.**

www.angelcuesta.com

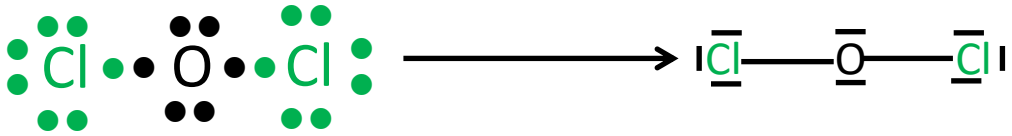
©Angel Cuesta Arza

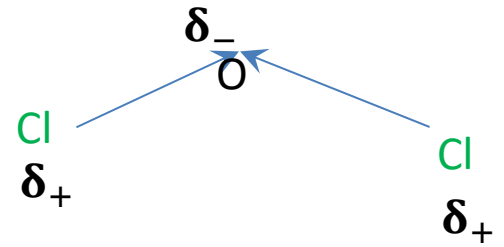
Cuestión 1

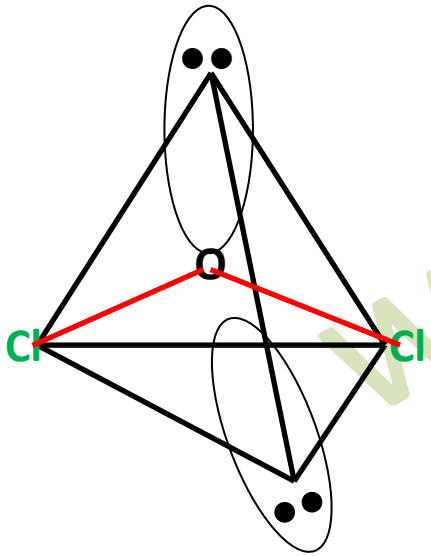
Cl_2O

La estructura de Lewis será:

En este caso, el oxígeno es el átomo central. Y como necesita compartir dos electrones para completar la capa de valencia, lo hace con los 2 átomos de cloro. Un electrón con cada uno de ellos, y así el cloro también completa su capa de valencia.







Debido a que hay 4 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición tetraédrica (disposición que minimiza la repulsión). Pero sólo dos de las nubes electrónicas del O forman enlaces, por ello la geometría molecular es **angular.** Los pares no enlazantes no se utilizan en la geometría molecular.

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 no se anulan. Por lo que la molécula es **polar.**

©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com

Cuestión 1

b) Formule o nombre, según convenga, los siguientes compuestos:

$Ca(OH)_2$ Este tipo de compuesto es un hidróxido.

$$Ca^{2+} + 2\,(OH)^- \longrightarrow Ca(OH)_2$$

Compuesto inorgánico que proviene de los iones Calcio (2+) e hidróxido (1-).

El nombre del compuesto es **hidróxido de calcio**.

Nitrato de amonio Compuesto inorgánico de la familia de las oxosales. Esta oxosal está formada por los iones nitrato y amonio.

El ion amonio proviene del amoniaco y su fórmula es NH_4^+

El nitrógeno es el átomo central del ion nitrato y como tiene 3 posibles estados de oxidación, la terminación –ato nos indica que se debe utilizar el estado de oxidación (V).

N(I) –hipo…ito; N(III) –ito; N(V) –ato;

Podemos obtener el oxoácido correspondiente sumándole agua al óxido que se forma con el nitrógeno.

Y obtenemos el oxoanión, quitándole el hidrógeno.

$$N_2O_5 + H_2O \longrightarrow H_2N_2O_6 \longrightarrow HNO_3 \longrightarrow NO_3^-$$

Quedando el nitrato de amonio: NH_4NO_3

www.angelcuesta.com

© Ángel Cuesta Arza

Cuestión 1

$KMnO_4$ Compuesto inorgánico de la familia de las oxosales. Está formado por los iones Potasio (1+) y Permanganato (1−)

$$K^+ + (MnO_4)^- \longrightarrow KMnO_4$$

El manganeso es el átomo central del ion permanganato. En este caso, podemos comprobar que el estado de oxidación del manganeso es 7+, por ello se utiliza el prefijo **per–** y la terminación **–ato**.

El nombre del compuesto es **permanganato de potasio**.

$Fe_2(CO_3)_3$ Compuesto inorgánico de la familia de las oxosales.

$$2\ Fe^{2+} + 3\ (CO_3)^{2-} \longrightarrow Fe_2(CO_3)_3$$

Podemos calcular el estado de oxidación del carbono, que es 4+. Por ello se utilizará el sufijo –ato.

Por ello, podemos decir que el compuesto inorgánico que proviene de los iones hierro (3+) y carbonato (2-).

El nombre del compuesto es **carbonato de hierro(III).**

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 1

Óxido de hierro(III) Compuesto inorgánico de la familia de las óxidos. Está formado por los iones hierro (3+) y óxido(2−)

Para obtener el óxido, debemos combinar 2 átomos de hierro con 3 átomos de oxígeno, así se obtendrá un compuesto neutro.

Siendo la fórmula del compuesto: $\boldsymbol{Fe_2O_3}$

1 2 3 4 5 6

CH_2=CH−CH_2−CHCl−CHCl−CH_3 Compuesto orgánico de la familia de los Alquenos con sustituyentes halogenados.

Como tiene 6 carbonos se utiliza el prefijo hex.

El doble enlace tiene preferencia a la hora de escribir los localizadores.

Por lo tanto su nombre es **4,5−dicloro−1−hexeno** o **4,5−diclorohex −1− eno** .

2−buteno Compuesto orgánico de la familia de los Alquenos.

Como tiene el prefijo but, tiene 4 carbonos. El localizador nos indica la posición del doble enlace.

Por lo tanto su fórmula es **CH_3−CH=CH − CH_3**

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 1

$CH_3–CO–CH_3$ Compuesto orgánico de la familia de las cetonas. Su estructura es R–CO–R'
Como tiene 3 carbonos se utiliza el prefijo prop.

Por lo tanto su nombre es **propanona**. También se conoce por **acetona** o **dimetilcetona**.

Dietiléter Compuesto orgánico de la familia de los éteres.
Como tiene el prefijo et, cada sustituyente tiene 2 carbonos.

Por lo tanto su fórmula es **$CH_3–CH_2–O–CH_2–CH_3$**

$CH_3–COO–CH_2–CH_3$ Compuesto orgánico de la familia de las ésteres. Su estructura es R–COO–R'
Como tiene 2 carbonos se utiliza el prefijo et.

Por lo tanto su nombre es **etanoato de etilo** o **acetato de etilo.**

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 2

a) El pH de una muestra biológica es 5,8. Calcule cuál es la concentración molar (mol/L) de las especies H_3O^+ y OH^-.

b) Calcule el pH de la disolución resultante de mezclar 25,0 mL de una disolución de NaOH, de concentración 0,5 M, con 5,0 mL de otra disolución de HCl de concentración 1,0 M**.** Considere que los volúmenes son aditivos.

Dato: Constante de autoionización del agua, $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$.

Solución:

Según la definición de pH: $pH = -log[H_3O^+] \longrightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} \longrightarrow [H_3O^+] = 10^{-5'8} = \boxed{1'585 \cdot 10^{-6}\ mol/L}$

Para calcular la concentración de OH^-:

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] \longrightarrow [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} \longrightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{1'585 \cdot 10^{-6}} = \boxed{6'31 \cdot 10^{-9}\ mol/L}$$

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 2

b) Calcule el pH de la disolución resultante de mezclar 25,0 mL de una disolución de NaOH, de concentración 0,5 M, con 5,0 mL de otra disolución de HCl de concentración 1,0 M. Considere que los volúmenes son aditivos.

La reacción de neutralización será: $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$

Calculo los moles de ácido. Tomo datos. $M_{HCl} = 1\ M \qquad V_{HCl} = 5\ mL = 0'005\ L$

$$n_{HCl} = M_{HCl} \cdot V_{HCl} = 1 \cdot 0'005 = 0'005\ mol\ HCl$$

Calculo los moles de base. Tomo datos. $M_{NaOH} = 0'5\ M \quad V_{NaOH} = 25\ mL = 0'025\ L$

$$n_{NaOH} = M_{NaOH} \cdot V_{NaOH} = 0'5 \cdot 0'025 = 0'0125\ mol\ NaOH$$

Como la reacción es mol a mol, podemos observar que el reactivo limitante es el HCl.

Calculo los moles de NaOH que hay en exceso.

$$0'005\ \cancel{mol\ HCl}\ \frac{1\ mol\ NaOH}{1\ \cancel{mol\ HCl}} = 0'\ 005\ mol\ NaOH$$

$$n_{NaOH}(exceso) = 0'0125 - 0'005 = 0'0075\ mol\ NaOH\ quedan\ en\ exceso.$$

Calculo la concentración de NaOH que hay después de la reacción con el HCl.

$$M_{NaOH} = \frac{n_{NaOH}(exceso)}{V(L)} = \frac{0'0075}{0'025 + 0'005} = 0'25\ mol/L$$

©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com

Cuestión 2

b) Calcule el pH de la disolución resultante de mezclar 25,0 mL de una disolución de NaOH, de concentración 0,5 M, con 5,0 mL de otra disolución de HCl de concentración 1,0 M. Considere que los volúmenes son aditivos.

Como el NaOH es una base fuerte, se disocia completamente

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$$

	$NaOH$	Na^+	OH^-
Concentración inicial	$0'25$	$-$	$-$
Concentración final	$-$	$0'25$	$0'25$

Se calcula el pOH:

$$pOH = -log[OH^-]$$

$$pOH = -\log(0'25) = 0'6$$

Se calcula el pH:

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - 0'6 = 13'4$$

El pH de la mezcla será 13’4.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 3

El cloro molecular, Cl_2, puede obtenerse en el laboratorio mediante la reacción del óxido de manganeso(IV), MnO_2, con ácido clorhídrico, HCl(ac), en la que se forman cloruro de manganeso(II) y agua según la ecuación química (no ajustada) siguiente:

$$MnO_2(s) + HCl(ac) \longrightarrow Cl_2(g) + MnCl_2(s) + H_2O(l)$$

a) Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción.

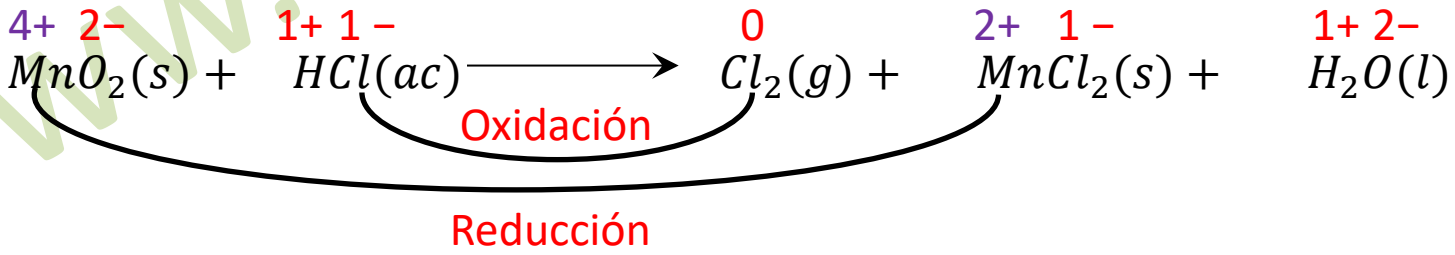
b) Ajuste la reacción química global.

c) Indique la especie oxidante y la reductora.

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.

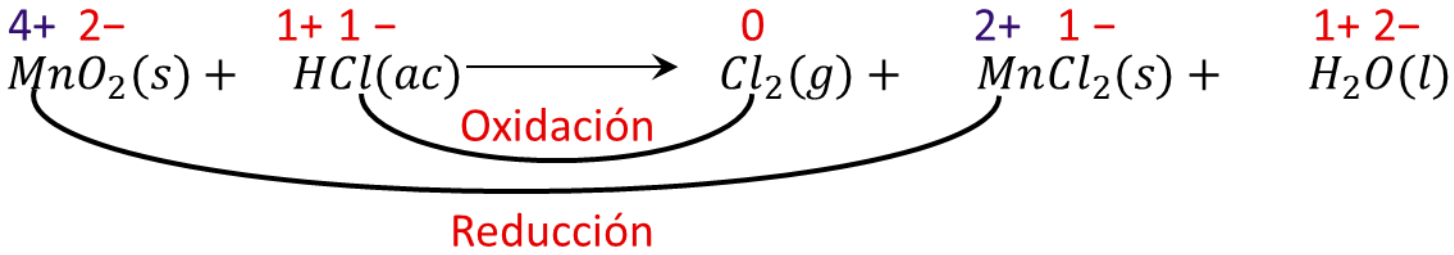


Se identifica las especies que se oxidan y se reducen.

©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com

Cuestión 3



Escribimos las moléculas o iones presentes en disolución.

$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$ MnO_2 está sin disociar.

$MnCl_2 \rightarrow Mn^{2+} + 2Cl^-$ Cl_2 está sin disociar.

H_2O está sin disociar.

Oxidación: $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$

Reducción: $MnO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2\,H_2O$

R. Iónica: $2Cl^- + MnO_2 + 4H^+ \rightarrow Cl_2 + Mn^{2+} + 2\,H_2O$ ← Ecuación iónica ajustada.

Ahora, escribiremos las semirreacciones de oxidación y reducción, a partir de los iones y moléculas en disolución.

Escribimos la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox:

$MnO_2 + 4\,HCl \longrightarrow Cl_2 + MnCl_2 + 2\,H_2O$

Y ya tenemos la ecuación global ajustada.

La especie oxidante es el MnO_2 y la especie reductora el HCl.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza