



Universidad Nacional Andrés Bello
Facultad de Ecología y Recursos Naturales

Departamento de Ciencias Químicas

Guías de Ejercicios
Química General e Inorgánica
QUI-116
Segunda Edición, 2010

Dr. Patricio Muñoz Concha

Revisado por
Dr. Pablo Jaque Olmedo

Índice

	Pág.
1. Prólogo	1
2. Guía N° 1: Cifras significativas y Medición	2
Cifras Significativas, Ejercicios Resueltos	2
Cifras Significativas, Ejercicios Propuestos	4
Factores de Conversión, Ejercicios Resueltos	5
Factores de Conversión, Ejercicios Propuestos	6
3. Guía N° 2: Estequiometría	8
Cantidad de materia y número de Avogadro, Ejercicios Resueltos	8
Cantidad de materia y número de Avogadro, Ejercicios Propuestos	9
Composición porcentual, Ejercicios Resueltos	10
Composición porcentual, Ejercicios Propuestos	11
Fórmula empírica y molecular, Ejercicios Resueltos	12
Fórmula empírica y molecular, Ejercicios Propuestos	14
Reactivo Limitante y Rendimiento de una Reacción Química, Ejercicios Resueltos	15
Reactivo Limitante y Rendimiento de una Reacción Química, Ejercicios Propuestos	18
4. Guía N° 3: Disoluciones	22
Unidades de Concentración, Ejercicios Resueltos	22
Unidades de Concentración, Ejercicios Propuestos	25
Diluciones, Ejercicios Resueltos	29
Diluciones, Ejercicios Propuestos	34
5. Guía N° 4: Ácidos y Base	37
Ácidos y bases fuertes, Ejercicios Resueltos	37
Ácidos y bases fuertes, Ejercicios Propuestos	41
Ácidos y bases débiles, Ejercicios Resueltos	43
Ácidos y bases débiles, Ejercicios Propuestos	47
Disoluciones amortiguadoras, Ejercicios Resueltos	50
Disoluciones amortiguadoras, Ejercicios Propuestos	56

6. Guía N° 5: Equilibrio Heterogéneo, K_{ps}	59
Cálculos de Solubilidad y Efecto del Ion Común, Ejercicios Resueltos	59
Cálculos de Solubilidad, Ejercicios Propuestos	66
Cálculos de Solubilidad y Acidez, Ejercicios Resueltos	69
Cálculos de Solubilidad y Acidez, Ejercicios Propuestos	70
7. Guía N° 6: Equilibrios de Complejación	74
Equilibrios de Complejación, Ejercicios Resueltos	74
Equilibrios de Complejación, Ejercicios Propuestos	78
8. Guía N° 7, Séptima Unidad: Reacciones de Óxido – Reducción	82
Reacciones de Óxido – Reducción, Ejercicios Resueltos	82
Reacciones de Óxido – Reducción, Ejercicios Propuestos	91
9. Guía N° 8, Octava Unidad: Química del Carbono	98
Nomenclatura en Química Orgánica, Ejercicios Resueltos	98
Oxidación de alcoholes, Ejercicios Resueltos	105
Reacciones de adición en aldehídos y cetonas, Ejercicios Resueltos	107
Formación de esteres y amidas, Ejercicios Resueltos	108
Polímeros, Ejercicios Resueltos	110
Química del Carbono, Ejercicios Propuestos	113
10. Apéndice 1: Productos de Solubilidad, K_{ps}	124
11. Apéndice 2: Constantes de Disociación de Ácidos Débiles, K_a	126
12. Apéndice 3: Constantes de Formación Metal – Ligando, K_f	133
13. Apéndice 4: Potenciales Estándar de Reducción, E	136
14. Apéndice 5: Cuestionarios Seleccionados	140
Química y Bioquímica del Flúor	140
Química y Bioquímica de los Fosfatos de Calcio	144

15. Apéndice 6: Introducción a la Nomenclatura de Compuestos Inorgánicos	149
Clasificación de los Compuestos Inorgánicos	149
Los Elementos Químicos	152
Los Compuestos Químicos	152
Sustancias Simples y Compuestas	153
La Nomenclatura y sus Formas	154
Carga, Valencia y Número de Oxidación	157
Combinaciones Binarias del Hidrógeno	159
Combinaciones Binarias del Oxígeno	162
Los Hidróxidos	164
Los Ácidos Ternario u Oxiácidos	165
Las Sales	167

Prólogo

Estimados Alumno, este texto es la segunda edición de guías de ejercicios especialmente dirigido a los alumnos del curso ***“Química General e Inorgánica”*** para los alumnos de Odontología, QUI-116, que es impartido por el Departamento de Ciencias Químicas de nuestra universidad.

El objetivo primordial propuesto al escribir estas guías de ejercicios ha sido el complementar los conocimientos teóricos de los estudiantes de Química General e Inorgánica, de tal forma de hacer un muy buen complemento para su futura formación profesional.

Aquí, ustedes encontrarán una serie de guías de ejercicios que irán de complementando cada capítulo visto en la cátedra de acuerdo con el programa del curso. Las guías se inician con ejercicios resueltos, donde ustedes podrán ver un tipo de metodología empleado para resolverlos, metodología que será un complemento a aquella vista en cátedra. Luego de los ejercicios resueltos, siguen los ejercicios propuesto, para que el estudiante ejercite lo aprendido. Es importante hacer notar que ***“la práctica hace al experto”***. Por lo tanto, sería ideal un buen desarrollo de estos ejercicios. Si hay dudas, por favor, no dudes en consultar con tu Profesor de Cátedra o Profesor Ayudante.

Al final de este texto, ustedes podrán encontrar una serie de apéndices como complemento a las guías de ejercicios y a los contenidos vistos en clases de cátedra y/o ayudantía.

Como todo libro puede tener pequeños errores de edición. Por favor, nuestras más sinceras disculpas, y agradeceremos de antemano, tanto a los estudiantes como profesores, las posibles sugerencias y comentarios que deseen efectuarnos que permitan mejorar las futuras ediciones.

Esta guía de ejercicios fue elaborada y financiada a través del ***PROYECTO DE MEJORAMIENTO DE LA CALIDAD DE LA DOCENCIA 2009*** de la ***VICE-RECTORÍA ACADÉMICA (VRA)***, titulado ***“Mejoramiento del material de apoyo al proceso de enseñanza de los cursos de Primer Año del Departamento de Ciencias Químicas”***.

Atentamente,

Dr. Patricio Muñoz Concha

Guía N° 1, Cifras significativas y Medición

I. Cifras Significativas

A. Ejercicios Resueltos.

1) Indique el número de cifras significativas para cada una de las siguientes cantidades:

- a) 1,23 g
- b) 0,00123 g
- c) 2,0 g
- d) 0,20 g
- e) 100 g

Respuesta:

Para determinar el número de cifras significativas de una medición, lea el número de izquierda a derecha y cuente todos los dígitos comenzando por el primer dígito distinto de cero.

- a) 1,23 g: Tiene 3 cifras significativas.
- b) 0,00123 g: Tiene 3 cifras significativas. Los ceros a la izquierda del número 1 simplemente ubican la coma decimal. Para evitar confusiones, escriba el número en notación científica:

$$0,00123 = 1,23 \times 10^{-3}$$

- c) 2,0 g: Tiene 2 cifras significativas. Si un número es mayor que 1, todos los ceros a la derecha de la coma decimal son significativos.
- d) 0,20 g: Tiene 2 cifras significativas. Si el número es menor que 1, sólo los ceros a la derecha del primer dígito significativo, son significativos.
- e) 100 g: Tiene 1 cifra significativa. En los números que no tienen coma decimal, los ceros a la derecha podrían ser o no ser significativos.

2) Realice la siguiente suma y exprese el resultado respetando las cifras significativas:

$$0,12 + 1,6 + 10,976$$

Respuesta:

Al sumar o restar, el número de posiciones decimales del resultado debe ser igual al número de decimales del número que tiene menos posiciones decimales.

0,12	2 cifras significativas	2 posiciones decimales
1,6	2 cifras significativas	1 posición decimal
<u>10,976</u>	5 cifras significativas	3 posiciones decimales
12,696	⇒ 12,7	1 posición decimal

3) Realice la siguiente división y exprese el resultado respetando las cifras significativas:

$$0,01208/0,0236$$

Respuesta:

Al multiplicar o dividir, el número de cifras significativas del resultado debe ser el mismo que la cantidad que tiene menos cifras significativas.

$$\frac{0,01208}{0,0236} = 0,51186 \Rightarrow 0,512 \quad \text{ó en notación científica, } 5,12 \times 10^{-1}$$

Donde:

0,01208	cuatro cifras significativas
0,0236	3 cifras significativas
0,512	3 cifras significativas

4) Redondee los siguientes números a tres cifras significativas.

- | | |
|-----------|-----------|
| a) 12,696 | c) 18,35 |
| b) 16,249 | d) 18,351 |

Respuesta:

Cuando la cantidad se redondea, el último dígito retenido se aumenta en 1 unidad sólo si el dígito siguiente es igual o superior a 5.

Número completo	Número redondeado a 3 cifras significativas
12,696	12,7
16,249	16,2
18,35	18,4
18,351	18,4

B. Ejercicios Propuestos.

1) Para cada una de las siguientes cantidades indique el número de cifras significativas (cf.sig).

- a) 0,0030 L
- b) 0,1044 g
- c) 53.069 mL
- d) 0,00004715 m
- e) 57.600 cm
- f) 0,0000007160 mL

R: (a) 2 cf.sig, (b) 4 cf.sig, (c) 5 cf.sig, (d) 4 cf.sig, (e) 5 cf.sig, (f) 4 cf.sig.

2) Realice los siguientes cálculos y redondee el resultado al número correcto de cifras significativas.

a)
$$\frac{16,3521 \text{ (cm}^2\text{)} - 1,448 \text{ (cm}^2\text{)}}{7,085 \text{ (cm)}}$$

b)
$$\frac{4,80 \times 10^4 \text{ (mg)} \left(\frac{1 \text{ (g)}}{1.000 \text{ (mg)}} \right)}{11,55 \text{ (cm}^3\text{)}}$$

- c) (190,6)(2,3)
- d) (13,59)(6,3) / 12
- e) 125,17 + 129 + 52,2
- f) 132,56 – 14,1
- g) 5.672 + 0,00063
- h) (1,039 – 1,020) / 1,039

R: (a) 2,104 con 4 cf.sig, (b) 4,16 con 3 cf.sig, (c) $4,4 \times 10^2$ con 2 cf.sig, (d) 7,1 con 2 cf.sig
(e) 306 con 3 cf.sig, (f) 118,5 con 4 cf.sig, (g) 5.672 con 4 cf.sig, (h) $1,8 \times 10^{-2}$ con 2 cf.sig.

II. Factores de Conversión

A. Ejercicios Resueltos.

1) Conviertas las cantidades en la unidad que se indica:

a) 2,5 m a mm

b) 215 cm a m

c) 25 g a mg

d) 155 mg a g

e) 3,5 L a mL

Respuesta:

a) 2,5 m a mm:

$$(2,5 \text{ m}) \left(\frac{1.000 \text{ mm}}{1 \text{ m}} \right) = 2.500 \text{ mm} \text{ ó } 2,5 \times 10^3 \text{ mm}$$

b) 215 cm a m

$$(2,15 \text{ cm}) \left(\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \right) = 2,15 \text{ m}$$

c) 25 g a mg

$$(25 \text{ g}) \left(\frac{1.000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} \right) = 25.000 \text{ mg} \text{ ó } 2,5 \times 10^4 \text{ mg}$$

d) 155 mg a g

$$(155 \text{ mg}) \left(\frac{1 \text{ g}}{1.000 \text{ mg}} \right) = 0,155 \text{ g}$$

e) 3,5 L a mL

$$(3,5 \text{ L}) \left(\frac{1.000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \right) = 3.500 \text{ mL} \text{ ó } 3,5 \times 10^3 \text{ mL}$$

B. Ejercicios Propuestos.

1) Complete las siguientes conversiones con el número correcto de cifras significativas.

- a) 4,5 cm a Å
- b) 12 nm a cm
- c) 8,0 km a mm
- d) 164 mg a g
- e) 0,65 kg a mg
- f) 5,5 kg a g
- g) 0,468 L a mL
- h) 9,0 µL a mL

R: (a) $4,5 \times 10^8$ Å (b) $1,2 \times 10^{-6}$ cm (c) $8,0 \times 10^6$ mm (d) 0,164 g (e) $6,5 \times 10^5$ mg (f) $5,5 \times 10^3$ g (g) 468 mL (h) $9,0 \times 10^{-3}$ mL

2) ¿Cuántos litros de petróleo hay en un barril de 42 gal de petróleo?

R: 160 L

3) El petróleo se esparce en una capa delgada que se llama “*capa de petróleo*”. ¿Qué área en m^2 puede cubrir 200 cm^3 de petróleo si se forma una capa de 0,5 mm de espesor?

R: $4 \times 10^5 \text{ m}^2$

4) Realice las siguientes conversiones:

- a) $32 \text{ }^\circ\text{C}$ a $^\circ\text{F}$
- b) $-8,6 \text{ }^\circ\text{F}$ a $^\circ\text{C}$
- c) $273 \text{ }^\circ\text{C}$ a K

R: (a) $90 \text{ }^\circ\text{F}$ (b) $-22,6 \text{ }^\circ\text{C}$ (c) 546 K

5) ¿Cuántos centímetros cúbicos tiene un metro cúbico?

R: $1,0 \times 10^6 \text{ cm}^3$

6) ¿Cuántos litros tiene un metro cúbico?

R: 1.000 L

7) Calcule la capacidad en litros de una caja de 0,6 m de largo por 10 cm de ancho y 50 mm de profundidad.

R: 3 L

8) Expresar 3,69 m en kilómetros, centímetros y milímetros.

R: 0,00369 km, 369 cm, 3.690 mm

9) Expresar 36,24 milímetros en centímetros y metros.

R: 3,624 cm, 0,03624 m

Guía N° 2, Estequiometría

I. El Mol: Cantidad de materia y el Número de Avogadro.

A. Cantidad de materia y número de Avogadro, Ejercicios Resueltos.

1) ¿Cuántos moles de hierro representan 25,0 g de este metal? Dato: $M_{\text{Fe}} = 55,85 \text{ (g/mol)}$

Respuesta:

Para calcular la cantidad de materia contenida en 25,0 g de hierro, debemos tener presente la siguiente relación:

$$1 \text{ mol} = M = N_A$$

Por lo tanto:

$$n_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}} \text{ (g)}}{M_{\text{Fe}} \text{ (g/mol)}} = \frac{25,0 \text{ (g)}}{55,85 \text{ (g/mol)}} = 0,448 \text{ (mol)}$$

Entonces, la cantidad de materia contenida en 25 g de hierro es 0,448 (mol) de este metal.

2) ¿Cuántos átomos de magnesio están contenidos en 5,0 g de magnesio? Dato: $M_{\text{Mg}} = 24,31 \text{ (g/mol)}$

Respuesta:

Para calcular la cantidad de partículas, átomos, contenidos en 5,0 g de magnesio, se debe tener presente siempre la siguiente relación:

$$1 \text{ mol} = M = N_A$$

Así:

$$N_{\text{Mg}} = \frac{m_{\text{Mg}} \text{ (g)} \times N_A}{M_{\text{Mg}} \text{ (g/mol)}} = \frac{5,0 \text{ (g)} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ (átomos/mol)}}{24,31 \text{ (g/mol)}} = 1,24 \times 10^{23} \text{ (átomos)}$$

De este modo, la cantidad de partículas elementales contenidas en 5,0 g de magnesio es $1,24 \times 10^{23}$ átomos de este metal.

B. Cantidad de materia y número de Avogadro, Ejercicios Propuestos.

1. Calcule la cantidad de moléculas que hay en:

- a) 0,150 moles de acetileno, C_2H_2 , un combustible que se emplea en soldadura.
- b) 0,0350 moles de propano, C_3H_8 , un hidrocarburo combustible.
- c) una tableta de 500 mg de vitamina C, $C_6H_8O_6$.
- d) un copo de nieve promedio que contiene 50 μg de H_2O .
- e) una tableta de 100 mg de paracetamol, $C_8H_9O_2N$.
- f) una cucharadita de sacarosa (azúcar de mesa), $C_{12}H_{22}O_{11}$, de 12,6 g.

R: (a) $9,03 \times 10^{22}$ moléculas (b) $2,11 \times 10^{22}$ moléculas (c) $1,71 \times 10^{21}$ moléculas
(d) $1,67 \times 10^{18}$ moléculas (e) $3,98 \times 10^{20}$ moléculas (f) $2,22 \times 10^{22}$ moléculas.

2. Se requieren alrededor de 25 μg de tetrahidrocanabinol (THC), el ingrediente activo de la marihuana, para producir intoxicación. La fórmula molecular de THC es $C_{21}H_{30}O_2$. ¿Cuántos moles de THC representan estos 25 μg ? ¿Cuántas moléculas son?

R: $7,95 \times 10^{-8}$ moles y $4,79 \times 10^{16}$ moléculas.

3. ¿Cuál es el peso de una molécula de quinina, $C_{20}H_{24}N_2O_2$?

R: $5,39 \times 10^{-22}$ (g/molécula)

4. Calcule la cantidad de materia contenidas en 12,0 g de cada una de las siguientes sustancias:

- a) Br_2
- b) Pt
- c) NaCl
- d) S
- e) He
- f) $LiAlH_4$

R: (a) 0,075 mol (b) 0,061 mol (c) 0,205 mol (d) 0,375 mol (e) 3 mol (f) 0,316 mol

5. ¿Cuántas moléculas hay en 0,2 mol de ácido fosfórico?

R: $1,2 \times 10^{23}$ moléculas

6. Las especificaciones del material para elaborar un semiconductor exigen la presencia de 1 átomo de boro por cada 1.010 átomos de silicio. Dicho material sólo contiene los elementos antes mencionados ¿Qué masa de boro debe contener 1,0 kg de dicho material?

R: $3,85 \times 10^{-8}$ g

II. Ley de las composiciones definidas: Composición Porcentual, Fórmula empírica y molecular.

A. Composición porcentual, Ejercicios Resueltos.

1) El oxígeno gaseoso reacciona con azufre en polvo, para producir óxido de azufre(VI). Para obtener 1,0 mol de SO_3 , es necesario que reaccionen 32 g de azufre con 48 g de oxígeno para formar 80 g de SO_3 . Según estos datos, calcule la composición porcentual del SO_3 , sabiendo que la masa molar del compuesto es 80 (g/mol).

Respuesta:

Para calcular la composición porcentual del SO_3 , hacemos la siguiente relación:

Composición porcentual del azufre:

$$\% \text{ S} = \frac{\text{Masa del azufre (g)} \times 100 \%}{\text{Masa } \text{SO}_3 \text{ (g)}} = \frac{32 \text{ (g)} \times 100 \%}{80 \text{ (g)}} = 40 \%$$

Composición porcentual del oxígeno:

$$\% \text{ O} = \frac{\text{Masa del oxígeno (g)} \times 100 \%}{\text{Masa } \text{SO}_3 \text{ (g)}} = \frac{48 \text{ (g)} \times 100 \%}{80 \text{ (g)}} = 60 \%$$

Entonces, la composición porcentual o ponderal del SO_3 es, un 40 % de azufre y un 60 % de oxígeno.

2) Calcule la composición porcentual de H_2SO_4 , sabiendo que su masa molar es 98 (g/mol)

Respuesta:

Para calcular la composición porcentual o ponderal de una sustancia, debemos saber primero las relaciones de masa de los elementos que forman esta sustancia. De esta forma, tenemos lo siguiente:

$$\text{H}_2\text{SO}_4 \left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ H} = 2 \times 1,00 \text{ g} = 2,00 \text{ g} \\ 1 \text{ S} = 1 \times 32,06 \text{ g} = 32,06 \text{ g} \\ 4 \text{ O} = 4 \times 16,00 \text{ g} = 64,00 \text{ g} \\ \text{M} = 98,06 \text{ g/n} \end{array} \right.$$

Entonces, para calcular la composición porcentual de cada elemento, hacemos las siguientes relaciones:

Composición porcentual del hidrógeno:

$$\% \text{ H} = \frac{\text{Masa del hidrógeno (g)} \times 100 \%}{\text{Masa H}_2\text{SO}_4 \text{ (g)}} = \frac{2,00 \text{ (g)} \times 100 \%}{98,06 \text{ (g)}} = 2,04 \%$$

Composición porcentual del azufre:

$$\% \text{ S} = \frac{\text{Masa del azufre (g)} \times 100 \%}{\text{Masa H}_2\text{SO}_4 \text{ (g)}} = \frac{32,06 \text{ (g)} \times 100 \%}{98,06 \text{ (g)}} = 32,69 \%$$

Composición porcentual del oxígeno:

$$\% \text{ O} = \frac{\text{Masa del oxígeno (g)} \times 100 \%}{\text{Masa H}_2\text{SO}_4 \text{ (g)}} = \frac{64,00 \text{ (g)} \times 100 \%}{98,06 \text{ (g)}} = 65,27 \%$$

Entonces, la composición porcentual o ponderal del H_2SO_4 es 2,04 % de hidrógeno, un 32,69 % de azufre y un 65,27 % de oxígeno.

B. Composición porcentual, Ejercicios Propuestos.

1) Calcule el porcentaje en masa para los elementos que se indican:

- | | |
|---|---|
| a) Al y O que contiene el Al_2O_3 | f) B que contiene el $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \times 10 \text{ H}_2\text{O}$ |
| b) Fe y O que contiene el Fe_2O_3 | g) H_2O que contiene el $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \times 10 \text{ H}_2\text{O}$ |
| c) Mg y O que contiene el MgO | h) CaO que contiene el CaCO_3 |
| d) Fe y O que contiene el FeO | i) H_2O que contiene el $\text{FeSO}_4 \times 7 \text{ H}_2\text{O}$ |
| e) Cr que contiene el $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | |

R: (a) 52,9 y 47,1 (b) 69,9 y 30,1 (c) 60,3 y 39,7 (d) 77,7 y 22,3 (e) 35,4 (f) 11,4 (g) 47,2 (h) 56 (i) 45,4

2) Calcule el porcentaje de agua de cristalización que existe en los siguientes compuestos:

- | | |
|---|--|
| a) $\text{CaCl}_2 \times 6 \text{ H}_2\text{O}$ | c) $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \times 12 \text{ H}_2\text{O}$ |
| b) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \times 10 \text{ H}_2\text{O}$ | d) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \times 2 \text{ H}_2\text{O}$ |

R: (a) 49,4% (b) 55,9% (c) 45,6% (d) 28,6%

3) Calcule la composición centesimal del clorato de potasio, KClO_3 .

R: K: 31,91%; Cl: 28,93%; O: 39,16%

C. Fórmula empírica y molecular, Ejercicios Resueltos.

1) El análisis de una muestra sólida que contiene los elementos potasio, carbono y oxígeno, da los siguientes resultados: 56,58% de potasio, 8,68% de carbono, y 34,73% de oxígeno. Según estos datos, calcule la fórmula empírica de la sustancia. Las masas molares para los elementos K, C y O son 39,10 (g/mol), 12,01 (g/mol) y 16,00 (g/mol) respectivamente.

Respuesta:

Para calcular la fórmula empírica de la sustancia, y cumpliendo con la **“Ley de las Proporciones Definidas”**, debemos encontrar la relación de moles que hay de cada elemento. Entonces, se considera una masa total de 100 g, por lo tanto, cada porcentaje corresponde a la masa de cada elemento presente en los 100 gramos de la sustancia.

$$K = \frac{\text{Masa de potasio (g)}}{\text{Masa molar K (g/mol)}} = \frac{56,58 \text{ (g)}}{39,10 \text{ (g/mol)}} = 1,447 \text{ (mol)}$$

$$C = \frac{\text{Masa de carbono (g)}}{\text{Masa molar C (g/mol)}} = \frac{8,68 \text{ (g)}}{12,01 \text{ (g/mol)}} = 0,723 \text{ (mol)}$$

$$O = \frac{\text{Masa de oxígeno (g)}}{\text{Masa molar O (g/mol)}} = \frac{34,73 \text{ (g)}}{16,00 \text{ (g/mol)}} = 2,171 \text{ (mol)}$$

Entonces, hemos encontrado una relación de moles para la sustancia como $K_{1,447}C_{0,723}O_{2,171}$. Sin embargo, esta relación no corresponde con **“Ley de las Proporciones Definidas”**. Así, se debe encontrar la relación de números enteros y sencillos dividiendo cada número por el menor de ellos.

$$K = \frac{1,447 \text{ (mol)}}{0,723 \text{ (mol)}} = 2,00$$

$$C = \frac{0,723 \text{ (mol)}}{0,723 \text{ (mol)}} = 1,00$$

$$O = \frac{2,171 \text{ (mol)}}{0,723 \text{ (mol)}} = 3,00$$

Por lo tanto, la fórmula empírica de esta sustancia es K_2CO_3 .

2) El propileno es un hidrocarburo cuya masa molar es 42,00 (g/mol). El análisis elemental de esta sustancia indica que contiene un 14,3 % de hidrogeno y 85,7 % de carbono. Según estos datos, calcule la fórmula molecular del hidrocarburo. Las masas molares del carbono e hidrógeno son 12,01 (g/mol) y 1,00 (g/mol) respectivamente.

Respuesta:

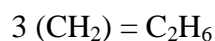
Para calcular la fórmula molecular, primero hay que calcular la fórmula empírica.

$$C = \frac{85,7 \text{ (g)}}{12,01 \text{ (g/mol)}} = \frac{7,136 \text{ (mol)}}{7,136 \text{ (mol)}} = 1,0 \text{ (mol)}$$

$$H = \frac{14,3 \text{ (g)}}{1,00 \text{ (g/mol)}} = \frac{14,3 \text{ (mol)}}{7,136 \text{ (mol)}} = 2,0 \text{ (mol)}$$

La fórmula empírica de este compuesto es CH₂, y su masa molar es 14,0 (g/mol). Para calcular la fórmula molecular, se debe encontrar un factor entre la masa molar de la fórmula molecular, M_{FM} y la masa molar de la fórmula empírica M_{FE}. Al multiplicar la fórmula empírica por este factor, encontramos la fórmula molecular de la sustancia.

$$F = \frac{M_{FM}}{M_{FE}} = \frac{42 \text{ (g/mol)}}{14 \text{ (g/mol)}} = 3$$

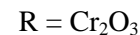


La fórmula molecular del propileno es C₂H₆.

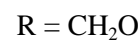
D. Fórmula empírica y molecular, Ejercicios Propuestos.

- 1) Si 1,63 g de un óxido de cromo contienen 1,12 g de cromo. Calcule la fórmula empírica del óxido de cromo.

Datos: $M_{Cr} = 52,0$ (g/mol) , $M_O = 16,0$ (g/mol)



- 2) Calcular la fórmula empírica de un compuesto orgánico formado por carbono, hidrógeno y oxígeno. La combustión completa de 0,4080 g de ese compuesto bajo corriente de oxígeno, dio 0,5984 g de dióxido de carbono y 0,2448 g de agua. Datos: $M_C = 12$ (g/mol) , $M_H = 1,0$ (g/mol), $M_O = 16,0$ (g/mol)



- 3) Una sustancia orgánica contiene solamente carbono, hidrógeno y oxígeno. Su análisis químico elemental es el siguiente: 63,1% de carbono y 8,7% de hidrógeno. Si la masa molar de la sustancia es 114 g/mol, calcule la fórmula molecular del compuesto.

Datos: $M_C = 12$ (g/mol) , $M_H = 1,0$ (g/mol), $M_O = 16,0$ (g/mol)



- 4) La hidroxiapatita es el principal componente mineral de huesos y dientes y está formada por calcio, fósforo, hidrógeno y oxígeno. Para su análisis, se calcina 10 g de hueso seco en presencia de un exceso de oxígeno, obteniéndose 5,50 g de CaO, 4,35 g de P_2O_5 y 0,18 g de agua. Otro análisis indica que 1,0 g de hidroxiapatita equivalen a $9,96 \times 10^{-4}$ (mol) de esta sustancia. Según estos datos, calcule:

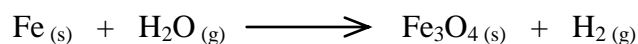
- Las masas, en gramos, de calcio, fósforo e hidrógeno presentes en los 10 g de hueso seco.
- Los porcentajes de calcio, fósforo, hidrógeno y oxígeno presentes en los 10 g de hueso seco.
- La fórmula empírica de la hidroxiapatita.
- La masa molar experimental de la hidroxiapatita
- La fórmula molecular de la hidroxiapatita.

R: (a) $m_{Ca} = 3,93$ g, $m_P = 1,89$ g, $m_H = 0,02$ g, $m_O = 4,17$ g
(b) C = 39,29%, P = 18,86%, H = 0,2%. O = 41,65%
(c) $Ca_5P_3O_{13}H$
(d) 1.004 (g/mol)
(e) $Ca_{10}P_6O_{26}H_2$

III. Reactivo Limitante y Rendimiento de una Reacción Química.

A. Ejercicios Resueltos

- 1) El hierro puede reaccionar con vapor de agua a altas temperaturas para producir un óxido de hierro llamado magnetita, Fe_3O_4 . Si se hacen reaccionar 16,8 g de hierro con 10,0 g de agua, según la siguiente ecuación no balanceada:



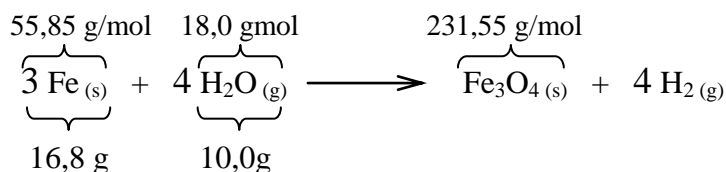
Según estos datos, responda las siguientes preguntas:

- ¿Cuál es el reactivo que limita la reacción?
- ¿Cuál es el reactivo que se encuentra en exceso?
- ¿Cuál es la masa de magnetita producida?

Datos: $M_{\text{Fe}} = 55,85 \text{ (g/mol)}$, $M_{\text{H}} = 1,0 \text{ (g/mol)}$, $M_{\text{O}} = 16,0 \text{ (g/mol)}$

Respuesta:

Lo primero que se debe hacer es balancear adecuadamente la reacción. Enseguida, indicar los datos de masas y masas molares de los reactantes y productos involucrados y necesarios para resolver el problema.



Para poder encontrar el reactivo limitante, se pueden utilizar dos métodos distintos:

- Por cálculo de la cantidad de materia de reactantes involucrados.
 - Por cálculo de la cantidad de producto.
- i) Se calcula la cantidad de materia de cada reactivo involucrado en la reacción, en este caso hierro y agua, y luego se divide por el coeficiente estequiométrico respectivo. El reactivo limitante es aquel que dé el valor numérico más pequeño.

$$n_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} = \frac{16,8 \text{ (g)}}{55,85 \text{ (g/mol)}} = \frac{0,301 \text{ (mol)}}{3} = 0,100$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{10,0 \text{ (g)}}{18 \text{ (g/mol)}} = \frac{0,556 \text{ (mol)}}{4} = 0,139$$

Por lo tanto, el reactivo limitante es el hierro.

ii) Se calcula la masa de uno de los productos, en este caso, la masa de magnetita que podría generar cada reactivo por separado.

Calculo de la masa del Fe_3O_4 a partir del Fe:

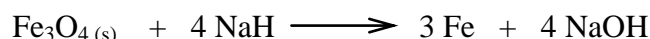
$$m_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = \frac{m_{\text{Fe}} (\text{g}) \times 1 (\text{mol}) \times M_{\text{Fe}_3\text{O}_4} (\text{g/mol})}{3 (\text{mol}) \times M_{\text{Fe}} (\text{g/mol})} = \frac{16,8 (\text{g}) \times 1 (\text{mol}) \times 231,55 (\text{g/mol})}{3 (\text{mol}) \times 55,85 (\text{g/mol})} = 23,22 (\text{g})$$

Calculo de la masa del Fe_3O_4 a partir del H_2O :

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{M_{\text{H}_2\text{O}} (\text{g}) \times 1 (\text{mol}) \times M_{\text{Fe}_3\text{O}_4}}{4 (\text{mol}) \times M_{\text{H}_2\text{O}} (\text{g/mol})} = \frac{10,0 (\text{g}) \times 1 (\text{mol}) \times 231,55 (\text{g/mol})}{4 (\text{mol}) \times 18,0 (\text{g/mol})} = 32,16 (\text{g})$$

Por lo tanto, el reactivo limitante es el Fe, y se producen 23,22 (g) de magnetita, Fe_3O_4 , y el reactivo en exceso es el agua.

2) Se hacen reaccionar 37 g de magnetita, Fe_3O_4 , con 18 g de hidruro de sodio, NaH, en condiciones adecuadas de temperatura, para obtener hierro metálico según la siguiente ecuación:



Según estos datos, calcule el rendimiento de la reacción si se obtienen experimentalmente 22,79 g de Fe.

Datos: $M_{\text{Fe}} = 55,85 (\text{g/mol})$, $M_{\text{H}} = 1,0 (\text{g/mol})$, $M_{\text{O}} = 16,0 (\text{g/mol})$

Respuesta:

Entonces, se tiene los siguientes datos:

$$m_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = 37 \text{ g} \quad m_{\text{NaH}} = 18 \text{ g}$$

$$M_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = 231,6 \text{ g/mol} \quad M_{\text{NaH}} = 24 \text{ g/mol}$$

Calculando la cantidad de hierro a partir de cada reactivo:

Calculo de la masa del Fe a partir del Fe_3O_4 :

$$m_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}_3\text{O}_4} (\text{g}) \times 3 (\text{mol}) \times M_{\text{Fe}} (\text{g/mol})}{1 (\text{mol}) \times M_{\text{Fe}_3\text{O}_4} (\text{g/mol})} = \frac{37 (\text{g}) \times 3 (\text{mol}) \times 55,85 (\text{g/mol})}{1 (\text{mol}) \times 231,6 (\text{g/mol})} = 26,76 (\text{g})$$

Calculo de la masa del Fe a partir del NaH:

$$m_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{NaH}} (\text{g}) \times 3 (\text{mol}) \times M_{\text{Fe}} (\text{g/mol})}{4 (\text{mol}) \times M_{\text{NaH}} (\text{g/mol})} = \frac{18 (\text{g}) \times 3 (\text{mol}) \times 55,85 (\text{g/mol})}{4 (\text{mol}) \times 24 (\text{g/mol})} = 31,41 (\text{g})$$

De acuerdo con los cálculos, el reactivo limitante es la magnetita, Fe_3O_4 , y la cantidad de hierro producida para un 100% de reacción es 26,76 g

Finalmente, se debe calcular el porcentaje de rendimiento de la reacción, teniendo en cuenta que se obtiene experimentalmente 22,79 g Fe.

Entonces, tenemos la siguiente relación para este cálculo:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{Fe}} (\text{g}) \text{ Experimental} \times 100\%}{m_{\text{Fe}} (\text{g}) \text{ Calculada}} = \frac{22,79 (\text{g}) \times 100\%}{26,76 (\text{g})} = 85,1 \%$$

El porcentaje de rendimiento de esta reacción es un 85,1%.

B. Ejercicios Propuestos

- 1) ¿Cuántos gramos de bromuro de plata, AgBr, se pueden obtener si se hacen reaccionar 50 g de bromuro de magnesio, MgBr₂, con 100 g de nitrato de plata, AgNO₃? ¿Cuántos gramos el reactivo en exceso permanecen sin reaccionar?

R: 102 g de AgBr, 7,7 g de AgNO₃

- 2) Se preparó tetracloruro de carbono, CCl₄, haciendo reaccionar 100 g de disulfuro de carbono, CS₂, con 100 gramos de cloro gaseoso elemental, Cl₂. Según estos datos, calcule el porcentaje de rendimiento si se obtuvieron 65,0 g de CCl₄.

R: 89,9%

- 3) ¿Cuántos moles de P₂O₅ pueden obtenerse a partir de 2,00 g de fósforo y 5,00 g de oxígeno?

R: 0,0323 mol

- 4) Un método de laboratorio para preparar O_{2(g)} es el siguiente:



- a) ¿Cuántos moles de oxígeno se producen cuando se descomponen 32,8 g de KClO₃?
b) ¿Cuántos gramos de KClO₃ deben descomponerse para obtener 50,0 g de oxígeno?
c) ¿Cuántos gramos de KCl se forman al descomponerse el KClO₃ y producir 28,3 g de oxígeno?

R: (a) 0,401 mol (b) 128 g (c) 44 g

- 5) ¿Cuántos gramos de Ag₂CO₃ deben haberse descompuesto si se obtuvieron 75,1 g de plata según la ecuación:



R: 96,0 g

- 6) La caparazón de las tortugas contiene el mineral malaquita cuya fórmula es CuCO₃ × Cu(OH)₂.

Entonces,

- a) ¿Cuál es el porcentaje de cobre en la malaquita?
b) ¿Qué masa de malaquita deberá procesarse para obtener 100 g de Cu?

R: (a) 57,48% (b) 173,98 g

- 7) Un tubo de ensayo que contiene KClO_3 se calienta hasta que se descompone totalmente, según la reacción:



La masa del tubo más el contenido inicial, antes de calentarlo, fue 21,68 g y la pérdida de masa luego del calentamiento fue 0,960 g. ¿Cuál es la masa del tubo de ensayo?

R: 19,23 g

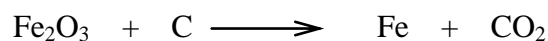
- 8) Una moneda de plata cuya masa es 5,82 g se disuelve en ácido nítrico. Luego se añade cloruro de sodio y se precipita toda la plata de la disolución obteniéndose 7,2 g de AgCl . Determine el porcentaje en masa de Ag en la moneda.

R: 93,13 %

- 9) Una muestra de cuprita impura (Cu_2O) contiene 66,6 % de Cu. ¿Qué porcentaje de la muestra es Cu_2O ?

R: 74,98 %

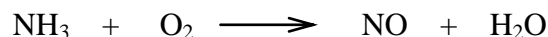
- 10) Un mineral de hierro contiene Fe_2O_3 impuro. Cuando se calienta el Fe_2O_3 con un exceso de carbono (carbón coke), se obtiene hierro según la ecuación:



A partir de una muestra mineral de 938 kg se obtuvieron 523 kg de hierro puro, calcule el porcentaje de Fe_2O_3 en el mineral.

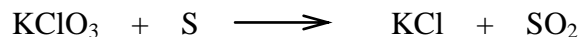
R: 79,7 %

- 11) ¿Cuántos gramos de NO pueden producirse a partir 1,0 mol de amoníaco y oxígeno?



R: 24,0 g

12) Cuando el clorato de potasio se calienta con azufre atómico, éste reacciona según:

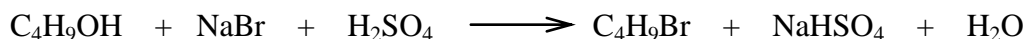


Determine el reactivo limitante en cada uno de los siguientes casos si:

- 35 g de KClO_3 reaccionan con 9,6 g de S,
- 0,05 mol de KClO_3 reaccionan con 0,125 mol de S,
- En ambos casos (a y b), calcule la cantidad máxima de KCl que se puede obtener.

R: (a) S (b) KClO_3 (c) 14,9 g 3,7 g de KCl.

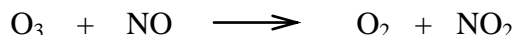
13) La reacción entre 15,0 g de $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$, 22,4 g de NaBr y 32,7 g de H_2SO_4 , producen 17,1 g de $\text{C}_4\text{H}_9\text{Br}$, según la siguiente reacción:



Calcule el rendimiento de la reacción.

R: 61,7 %

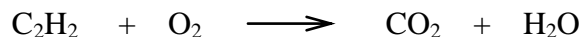
14) Para la siguiente reacción:



Si 0,740 g de ozono reaccionan con 0,670 g de NO, ¿cuántos gramos de NO_2 se producen? Calcule el número de moles (cantidad de materia) del reactivo excedente que queda sin reaccionar al final de la reacción.

R: 0,709 g de NO_2 , $6,9 \times 10^{-3}$ mol de NO.

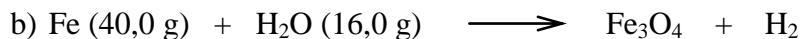
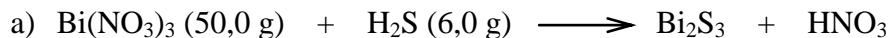
15) Para la siguiente reacción:



Si se parte de 125 g de C_2H_2 y 125 g de oxígeno, ¿cuál es la masa de agua producida?, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento si se forman 22,5 g de agua?

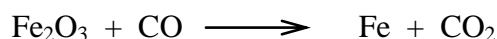
R: 28,2 g, 79,8%.

16) Para las siguientes reacciones indique cuál es el reactivo limitante:



R : (a) H_2S (b) H_2O .

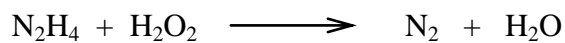
17) Una de las reacciones que ocurre en un alto horno, para la obtención de Fe, es:



- a) ¿Cuál es la masa de CO necesaria para hacer reaccionar 45 Kg de Fe_2O_3 ?
- b) ¿Cuál es la masa de Fe que se obtiene a partir de 1,0 Kg de Fe_2O_3 con una pureza de 76 %?
- c) ¿Cuál es la masa de hierro que se obtiene al hacer reaccionar 10 Kg de óxido férrico y 10 Kg de CO?
- d) ¿Cuál sería el rendimiento de la reacción si a partir de 10 kg de óxido férrico y 10 Kkg de CO, se obtienen 2,5 kg de Fe?

R: (a) 23,67 kg de CO (b) 531,57 g de Fe (c) 6,99 kg de Fe (d) 35,7 %.

18) Si reaccionan 33,5 g de hidrazona, N_2H_4 , con 80,3 g de H_2O_2 , según la siguiente ecuación no balanceada:



- a) Calcular la masa de agua que se produce.
- b) Si se producen 59,0 g de agua, ¿cuál es rendimiento de la reacción?
- c) Calcular la masa del reactante que queda en exceso en (a).

R: (a) 75,37 g de agua (b) 78,28 % (c) 8,5 g de H_2O_2 .

Guía N° 3, Disoluciones

I. Unidades de Concentración y Diluciones.

A. Unidades de concentración, Ejercicios resueltos.

- 1) ¿Cuál es la concentración molar de una disolución que contiene 16,0 g de metanol, CH₃OH, en 200 mL de disolución?

Respuesta:

Para el soluto se tienen los siguientes datos:

metanol, CH₃OH,
masa molar, 32 (g/mol),
masa, 16 g.

Con estos datos se puede calcular la cantidad de materia de soluto, metanol:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{16 \text{ (g)}}{32 \text{ (g/mol)}} = 0,50 \text{ mol}$$

Enseguida, calculamos la concentración de la disolución en mol/L:

$$C(\text{mol/L}) = \frac{0,50 \text{ (mol)} \times 1.000 \text{ (mL/L)}}{200 \text{ (mL)}} = 2,5 \text{ (mol/L)}$$

- 2) Calcule la molaridad de una disolución de un ácido sulfúrico técnico comercial, H₂SO₄, cuya concentración es de un 27 % y densidad 1,198 (g/mL), respectivamente.

Respuesta:

Los datos para es soluto son los siguientes:

Soluto: ácido sulfúrico, H₂SO₄
M, 98 (g/mol)
Concentración, 27 %,
Densidad, 1,198 (g/mL)

Tomando como base de cálculo la concentración de este ácido en % (porcentaje en masa). Por lo tanto, una disolución al 27% significa que contiene 27 g de soluto, H₂SO₄, en 100 g de disolución, con una densidad de 1,198 g/mL. Entonces, podemos calcular el volumen de disolución utilizando la densidad.

$$V = \frac{m}{d} = \frac{100 \text{ (g)}}{1,198 \text{ (g/mL)}} = 83,5 \text{ mL}$$

Enseguida, conociendo el volumen de disolución, podemos calcular la concentración en mol/L:

$$C(\text{mol/L}) = \frac{m \text{ (g)} \times 1.000 \text{ (mL/L)}}{V \text{ (mL)} \times M \text{ (g/mol)}} = \frac{27 \text{ (g)} \times 1.000 \text{ (mL/L)}}{83,5 \text{ (mL)} \times 98 \text{ (g/mol)}} = \mathbf{3,3 \text{ (mol/L)}}$$

3) ¿Cuántos gramos de una disolución al 5,0 % en NaCl se necesitan para tener 3,2 g de NaCl?

Respuesta:

Sabemos que una disolución al 5,0% significa 5,0 % (m/m). Por lo tanto, una disolución al 5,0 % en NaCl contiene 5,0 g de soluto, NaCl, en 100 g de disolución.

Así, podemos decir lo siguiente:

$$\% \text{ (m/m)} = \frac{\text{Masa soluto (g)} \times 100 \%}{\text{Masa disolución (g)}}$$

Se sabe que se necesitan 3,2 (g) de soluto de una disolución al 5,0% en NaCl. Reemplazando los datos del problema:

$$5,0 \% \text{ (m/m)} = \frac{3,2 \text{ (g)} \times 100 \%}{\text{Masa disolución (g)}}$$

Despejando la masa de la disolución:

$$\text{Masa disolución (g)} = \frac{3,2 \text{ (g)} \times 100 \%}{5,0 \%} = \mathbf{64 \text{ (g)}}$$

Finalmente, se necesitan 64 (g) de una disolución de NaCl al 5,0 % para tener 3,2 (g) de NaCl.

4) La etiqueta de una botella de 750 mL de un exquisito vino chianti® italiano indica “11,5 % de alcohol por volumen”. ¿Cuántos litros de alcohol contiene el vino?

Respuesta:

Los datos para la disolución alcohólica son los siguientes:

Volumen de la disolución (vino): 750 mL

Concentración de la disolución: 11,5 % (v/v)

Para determinar el volumen de alcohol que contiene el vino procedemos como sigue:

$$\% \text{ (v/v)} = \frac{\text{Volumen alcohol (mL)} \times 100 \%}{\text{Volumen disolución (mL)}}$$

Reemplazando los datos del problema:

$$11,5 \% \text{ (v/v)} = \frac{\text{Volumen alcohol (mL)} \times 100 \%}{750 \text{ (mL)}}$$

Despejando el volumen de alcohol:

$$\begin{aligned} \text{Volumen alcohol (mL)} &= \frac{11,5 \% \times 750 \text{ (mL)}}{100 \%} = 86,3 \text{ (mL)} \\ &= \mathbf{0,0862 \text{ (L)}} \end{aligned}$$

Entonces, el vino chianti® contiene 0,0862 litros de alcohol.

5) ¿Qué masa de cloruro de potasio, KCl, y agua se necesitan para preparar 250 g de una disolución al 5,0 %?

Respuesta:

El porcentaje en masa de la disolución expresa la masa del soluto:

Masa total de la disolución: 250 g

Concentración de la disolución: 5,0 % (m/m)

Entonces, la masa de soluto es el 5,0% de 250 g:

$$m \text{ (g)} = \frac{5 \% \times 250 \text{ (g)}}{100 \%} = 12,5 \text{ g de KCl (soluto)}$$

La masa del solvente es.

$$\text{Masa disolución} = \text{masa soluto} + \text{masa solvente} = 12,5 \text{ (g) de KCl} + \text{masa de agua} = 250 \text{ (g)}$$

Despejando la masa del solvente agua:

$$\text{Masa agua: } 250 \text{ (g)} - 12,5 \text{ (g)} = 237,5 \text{ (g) de agua.}$$

Finalmente, si se disuelven 12,5 (g) de KCl en 237,5 (g) de agua se tiene una disolución de KCl al 5,0 %.

B. Unidades de concentración, Ejercicios propuestos.

1) ¿Cuántos gramos de azúcar (sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$) se deben pesar para preparar 500 mL de una disolución que contiene 5,0 g/L de azúcar?

R: 2,5 g

2) Se ha preparado una disolución mezclando 25 g de glicerina ($C_3H_8O_3$) con 100 g de agua. El volumen resultante es 120 mL. Calcule la concentración de esta disolución en % (m/m) y (mol/L).

R = 20% y 2,26 (mol/L)

3) ¿Cuántos gramos de hidróxido de potasio, KOH, se requieren para preparar 600 mL de una disolución de concentración 0,450 (mol/L)?

R: 15,1 g

4) Si 12,0 g de hidróxido de sodio, NaOH, se disuelven en suficiente agua para formar 500 mL de disolución, calcule la concentración molar de la disolución.

R: 0,6 (mol/L)

5) Se dispone de 180 g de una disolución acuosa de NaCl al 8%. Calcule la masa de soluto y solvente de esta disolución.

R: 14,4 g de NaCl, 165,6 g de H_2O

6) El Caristop® es una pasta dental bifluorada que contiene 2.500 ppm de ión flúor, $F_{(ac)}^-$. Calcule la concentración de fluoruro en la disolución, expresada en g/L.

R: 2,5 g/L

7) Una disolución de nitrato de cobre, $Cu(NO_3)_2$, contiene 100 mg por cada mililitro de disolución. Calcule la concentración molar de la misma.

R: 0,53 (mol/L)

8) Calcule la concentración en % en masa de una disolución que contiene 15 g de glucosa y 35 g de agua.

R: 30 %

9) Se dispone de 100 mL de una solución acuosa de glucosa 18 % m/v. Calcule la masa de glucosa de esta disolución.

R: 18 g de glucosa

10) En la preparación de un ungüento se utilizaron 8.00 g de diclofenaco® sódico disueltos en 528 g de un excipiente adecuado. ¿Cuál es el porcentaje en masa, % (m/m), de diclofenaco® sódico en este ungüento?

R: 1,49 %

11) El manitol se utiliza como diurético de acción lenta y por lo general, se administra un gran volumen de esta disolución por vía intravenosa. ¿Cuál será la masa en gramos que se preparó de una disolución al 20.0 % (m/m) que contenía 50,0 g de manitol?

R: 250 g

12) ¿En qué volumen de una disolución acuosa de ácido nítrico, HNO_3 , de densidad 1,11 (g/mL) y de una concentración al 19 % hay 15 g del ácido?

R: 71,1 mL

13) Se desea preparar 250 g de una solución de glucosa 5,40 % (m/m). ¿Cuántos gramos de glucosa se deben pesar para preparar esta disolución?

R: 13,5 g

14) Una tableta de analgésico para adultos contiene 454 mg de ácido acetilsalicílico su ingrediente activo. Esta tableta se tritura finamente y se mezcla con 0,525 g de un excipiente adecuado. ¿Cuál es la concentración en porcentaje en masa, % (m/m), del ácido acetilsalicílico en esta mezcla?

R: 46,4 %

15) La codeína es utilizada como antitusígeno. Se requieren 1,6 g de etanol (densidad 0,79 g/mL) para disolver 1,0 g de codeína hidratada ($C_{18}H_{21}O_3N \cdot x H_2O$) a 20 °C. Calcule el % (m/m) de esta disolución.

R: 38,5%

16) Una disolución de H_2SO_4 posee una concentración de 50,9 % y una densidad de 1,408 g/mL. Calcule su molaridad.

R: 7,3 (mol/L)

17) ¿Cuántos moles de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , hay en 500 mL de ácido concentrado comercial de densidad 1,84 (g/mL) y 96 % de concentración?

R: 9 moles

18) En 35 g de agua se disuelven 5 g de HCl. La densidad de la disolución resultante a 20 °C es de 1,06 g/mL. Calcule el porcentaje en masa y la concentración molar de esta disolución.

R: 12,5 % y 3,6 (mol/L)

19) La solubilidad del perclorato de potasio, $KClO_4$, en agua a 0 °C es 7,5 (g/L). Calcule la molaridad del mismo en una disolución saturada a esa temperatura.

R: 0,054 (mol/L)

20) Se disuelven 180 g de hidróxido de sodio, NaOH, en 400 g de agua. La disolución resultante a 23 °C tiene una densidad de 1,34 g/mL. Según estos datos, calcule la concentración en porcentaje en masa, gramos por litro y molar de la disolución.

R: 31 %, 415,9 (g/L), 10,4 (mol/L)

21) Una disolución contiene 0,6 g de cloruro de sodio (NaCl), 0,003 g de cloruro de potasio (KCl), 0,02 g de cloruro de calcio, CaCl₂, por cada 100 mL de disolución. Según estos datos calcule:

a) La concentración en (g/L) en cada componente

b) La concentración en ppm en cada componente

R: (a) 6,0 (g/L) de NaCl, 0,03 (g/L) de KCl, 0,2 (g/L) de CaCl₂

(b) 6.000 ppm de NaCl, 30 ppm de KCl, 200 ppm de CaCl₂.

22) Una botella de 60 mL de solución de Diperox®, usada como antiséptico contiene 2,3 g de peróxido de hidrógeno, H₂O_{2(ac)}, por cada 100 cm³ de disolución. Calcule la concentración de la disolución expresada en g/L.

R: 23 g/L

C. Diluciones, Ejercicios Resueltos.

- 1) Una ampolla de 25 mL de suero fisiológico hipertónico contiene 25 (g/L) de cloruro de sodio, NaCl. ¿Qué volumen de este suero concentrado se debe tomar para preparar 100 mL de un suero fisiológico isotónico de concentración 0,50 (g/L) en NaCl?

Respuesta:

Datos:

Concentración del suero hipertónico: 25 (g/L)

Concentración del suero isotónico: 0,50 (g/L)

Volumen de disolución diluida: 100 (mL)

Utilizando la ley de las diluciones, tenemos lo siguiente:

$$V_{\text{hiper}} \times C_{\text{hiper}} = V_{\text{iso}} \times C_{\text{iso}}$$

$$V_{\text{hiper}} \times 25 \text{ (g/L)} = 100 \text{ (mL)} \times 0,50 \text{ (g/L)}$$

Despejando V_{hiper} nos queda:

$$V_{\text{hiper}} = \frac{100 \text{ (mL)} \times 0,5 \text{ (g/L)}}{25 \text{ (g/L)}} = \mathbf{2,0 \text{ (mL)}}$$

Entonces, se necesitan 2,0 mL de suero fisiológico hipertónico para preparar 100 mL de suero isotónico.

2) La ampicilina es un antibiótico de acción bactericida y se utiliza para tratar infecciones bacterianas como la gonorrea, meningitis meningocócica y la faringitis bacteriana entre otras enfermedades. Un frasco para inyecciones de este medicamento contiene 500 mg de ampicilina, la que se diluye frecuentemente a un volumen final de 5 mL con agua destilada. Para una dosis pediátrica, se toma un volumen de 1,0 mL de ampicilina, la que se diluye hasta 10 mL. Según estos datos, calcule:

- La concentración en g/L de la ampolla de ampicilina.
- La concentración en g/L de la dosis pediátrica.

Respuesta:

Datos:

Masa de ampicilina por frasco:	500 mg
Volumen de la dosis inyectable:	5 mL
Volumen a diluir para la dosis pediátrica:	1,0 mL
Volumen final de la dosis pediátrica:	10 mL

i) Cálculo de la concentración en ppm de la ampolla de ampicilina:

$$C(\text{g/L}) = \frac{m(\text{g}) \times 1.000(\text{mL/L})}{V(\text{mL})} = \frac{0,5(\text{g}) \times 1.000(\text{mL/L})}{5,0(\text{mL})} = 100(\text{g/L})$$

La ampolla de ampicilina para inyecciones tiene una concentración de 100 (g/L) cuando se diluye en 5,0 mL de agua destilada.

ii) Cálculo de la concentración de la dosis pediátrica:

$$V_c \times C_c = V_d \times C_d$$

$$1,0(\text{mL}) \times 100(\text{g/L}) = 10(\text{mL}) \times C_d$$

Despejando C_d nos queda:

$$C_d = \frac{1,0(\text{mL}) \times 100(\text{g/L})}{10(\text{mL})} = 10(\text{g/L})$$

La dosis pediátrica de ampicilina es 10 veces más diluida que la dosis normal de este medicamento inyectable, y su concentración es 10 g/L.

3) La epinefrina® se utiliza como broncodilatador para ataques severos de asma. Cada ampolla de 1,0 mL de este medicamento contiene 1,0 mg de adrenalina inyectable. Para poder ser utilizada, esta ampolla se diluye hasta un volumen final de 10 mL. Calcule la dosis, volumen, que deben inyectarse vía endovenosa si se requieren 150 µg de sustancia para a un paciente con una crisis asmática.

Respuesta:

Datos:

Concentración de la epinefrina: 1,0 mg/mL = 1,0 g/L

Volumen final de epifedrina: 10 mL

Dosis a inyectar: 150 µg = 0,15 mg = $1,5 \times 10^{-4}$ g

i) Primero debemos encontrar la concentración final del medicamento luego de ser diluido hasta un volumen final de 10 mL.

$$V_c \times C_c = V_d \times C_d$$

$$1,0 \text{ (mL)} \times 1,0 \text{ (g/L)} = 10 \text{ mL} \times C_d$$

Despejando C_d nos queda:

$$C_d = \frac{1,0 \text{ (mL)} \times 1,0 \text{ (g/L)}}{10 \text{ (mL)}} = 0,1 \text{ (g/L)} = 100 \text{ (mg/L)} = 1 \times 10^5 \text{ (}\mu\text{g/L)}$$

La concentración de la epifedrina® diluida es de $1,0 \times 10^5$ (µg/L).

ii) Ahora debemos encontrar el volumen que contenga 150 (µg), que es la dosis que debe ser inyectada al paciente con crisis asmática.

Nosotros sabemos lo siguiente:

$$C(\mu\text{g/L}) = \frac{m(\mu\text{g}) \times 1.000 \text{ (mL/L)}}{V \text{ (mL)}} = \frac{150(\mu\text{g}) \times 1.000 \text{ (mL/L)}}{V \text{ (mL)}} = 1 \times 10^5 \text{ (}\mu\text{g/L)}$$

Despejando en volumen de la expresión anterior nos queda:

$$V(\text{mL}) = \frac{150(\mu\text{g}) \times 1.000 \text{ (mL/L)}}{1 \times 10^5 \text{ (}\mu\text{g/L)}} = 1,5 \text{ mL}$$

Entonces, deben inyectarse 1,5 mL del medicamento para aplicar la dosis indicada.

4) La Ceftriaxona® es un anti infeccioso de uso sistémico utilizado para tratar infecciones graves por microorganismos Gram negativos sensibles. Cada frasco de este medicamento contiene 1,0 g de ceftriaxona®. Calcule la dosis a inyectar, en volumen, si se necesitan 500 mg del medicamento, si el frasco se diluye a:

- a) 5,0 mL
- b) 10,0 mL

Respuesta:

Datos:

Masa de ceftriaxona: 1,0 g

Masa de a ceftriaxona inyectar: 500 mg = 0,5 g

i) Calculemos la concentración del medicamento en mg/L o ppm cuando se diluye a 5,0 mL.

$$C(\text{mg/L}) = \frac{m(\text{mg}) \times 1.000(\text{mL/L})}{V(\text{mL})} = \frac{1.000(\text{mg}) \times 1.000(\text{mL/L})}{5,0(\text{mL})} = 200 \times 10^3(\text{mg/L})$$

ii) La concentración del medicamento cuando se diluye a 5,0 mL es 2×10^5 (mg/L) ó 2×10^5 ppm. Calculemos ahora el volumen, dosis, que contenga que contengan los 500 mg del medicamento a inyectar.

Nosotros sabemos lo siguiente:

$$C(\text{mg/L}) = \frac{m(\text{mg}) \times 1.000(\text{mL/L})}{V(\text{mL})} = \frac{500(\text{mg}) \times 1.000(\text{mL/L})}{V(\text{mL})} = 2 \times 10^5 \text{ ppm}$$

Despejando en volumen de la expresión anterior nos queda:

$$V(\text{mL}) = \frac{500(\text{mg}) \times 1.000(\text{mL/L})}{2 \times 10^5(\text{mg/L})} = 2,5 \text{ mL}$$

Entonces, deben inyectarse 2,5 mL del medicamento para aplicar la dosis indicada.

iii) Calculemos la concentración del medicamento en mg/L o ppm cuando se diluye a 10,0 mL.

$$C(\text{mg/L}) = \frac{m(\text{mg}) \times 1.000(\text{mL/L})}{V(\text{mL})} = \frac{1.000(\text{mg}) \times 1.000(\text{mL/L})}{10,0(\text{mL})} = 100 \times 10^3(\text{mg/L})$$

iv) La concentración del medicamento cuando se diluye a 10,0 mL es 1×10^5 (mg/L) ó 1×10^5 ppm. Calculemos ahora el volumen, dosis, que contenga que contengan los 500 mg del medicamento a inyectar.

Nosotros sabemos lo siguiente:

$$C(\text{mg/L}) = \frac{m(\text{mg}) \times 1.000(\text{mL/L})}{V(\text{mL})} = \frac{500(\text{mg}) \times 1.000(\text{mL/L})}{V(\text{mL})} = 1 \times 10^5 \text{ ppm}$$

Despejando en volumen de la expresión anterior nos queda:

$$V(\text{mL}) = \frac{500(\text{mg}) \times 1.000(\text{mL/L})}{1 \times 10^5(\text{mg/L})} = 5,0 \text{ mL}$$

Entonces, deben inyectarse 5,0 mL del medicamento para aplicar la dosis indicada.

D. Diluciones, Ejercicios propuestos.

1) Calcule la molaridad de una disolución de hidróxido de sodio, NaOH, que se prepara mezclando 100 mL de un hidróxido de sodio de concentración 0,20 (mol/L) con 150 (mL) de agua. Suponga que los volúmenes son aditivos.

R: 0,080 (mol/L)

2) ¿Qué volumen de una disolución de ácido clorhídrico, HCl_(ac), de concentración 2,0 (mol/L) se debe tomar para preparar 800 (mL) de una nueva disolución de este ácido, de concentración 0,2 (mol/L)

R: 80 mL

3) Un ácido nítrico técnico, HNO₃, tiene una concentración de un 19% y una densidad de 1,11 g/mL. Según estos datos, calcule:

a) El volumen de ácido técnico que puede ser preparado por dilución con agua de 50 mL de un ácido concentrado al 69,8% y densidad 1,42 g/mL.

b) Las concentraciones molares de las disoluciones diluida y concentrada respectivamente.

R: (a) 235 mL (b) 15,73 (mol/L) y 3,35 (mol/L)

4) ¿Qué volumen de alcohol, C₂H₅OH, al 95% y densidad 0,809 (g/mL) deben usarse para preparar 150 mL de alcohol al 30% y densidad 0,957 g/mL?

R: 56 mL

5) Se dispone de disolución de ácido clorhídrico, HCl, concentrado comercial de concentración 11,5 molar. Se desea preparar 2,0 litros de disolución 0,5 (mol/L). ¿Qué volumen de ácido y de agua se deben mezclar?

R: 87 mL HCl y 1.913 mL de agua

6) ¿Qué volumen de una disolución de acetato de sodio, CH₃CO₂Na, de concentración 3,921 (mol/L) se tiene que tomar para preparar 100 mL de una disolución diluida al 8% y de densidad igual a 1,0386 g/mL. (M_{CH₃CO₂Na} = 82,04 g/mol).

R: 25,83 mL

7) Cuando se mezclan 25 mL de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , de concentración 0,4 mol/L con 50 mL de ácido sulfúrico de concentración 0,85 mol/L ¿qué molaridad tiene la disolución resultante?

R: 0,7 mol/L

8) ¿Qué volumen de agua debe añadirse a 200 mL de una disolución de ácido nítrico, HNO_3 , de concentración 5 mol/L para preparar una disolución diluida del mismo ácido de concentración 2 mol/L?

R: 300 mL de agua

9) Se mezcla 1,0 (L) de ácido nítrico, HNO_3 , de densidad 1,38 (g/mL) y concentración 62,7 %, con 1,0 (L) de ácido nítrico de concentración 22,38% y densidad 1,13 (g/ml). La densidad de la disolución resultante es 1,276 (g/mL). Según estos datos, calcule:

- La concentración en porcentaje en masa de la disolución resultante.
- El volumen de la mezcla final.
- La molaridad de la disolución resultante.

R: (a) 44,6% (b) 1,97 (L) 9,02 (mol/L)

10) Calcule el volumen de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , necesarios para preparar 10 (L) de ácido diluido de concentración 1,5 (mol/L) a partir de ácido concentrado al 92,77 % y densidad 1,827 (g/mL)

R: 867 mL

11) Una ampolla de 25 mL de suero fisiológico hipertónico contiene 30 (g/L) de cloruro de sodio, NaCl . ¿Qué volumen de este suero concentrado se debe tomar para preparar 50 mL de un suero fisiológico isotónico de concentración 9,0 (g/L) en NaCl ?

R: 15 mL

12) El Oralgene® es un colutorio muy utilizado como antiséptico bucofaríngeo. Este enjuague bucal contiene 0,12 g de clorhexidina gluconato, 0,01 g de sacarina sódica y 0,012 g de sacarina ácida, por cada 100 mL de disolución. Según esta información:

- Calcule la concentración de la solución expresada en g/L de clorhexidina gluconato.
- Calcule la concentración de sacarina ácida, expresada en ppm.

Para utilizar este enjuague bucal, se recomienda diluir 15 mL en un cuarto vaso de agua tibia.

Es decir, un volumen final aproximado de disolución de 50 mL. Entonces:

- Calcule la concentración de la clorhexidina gluconato en la disolución diluida.
- Calcule la concentración de la sacarina ácida en la disolución diluida.

R: (a) 1,2 g/L (b) 120 ppm (c) 0,36 g/L (d) 0,036 g/L

13) Una botella de 250 mL de un suero salino concentrado contiene 500 ppm de cloruro de potasio (KCl, 74,6 g/mol). Se desea preparar 250 mL de suero diluido para lavar heridas, que contenga 10 ppm de KCl. Calcule el volumen de suero salino concentrado que se debe tomar para preparar este suero diluido.

R: 5 mL

Guía N° 4, Ácidos y Base

I. Ácidos y Bases Fuertes.

A. Ácidos y bases fuertes, Ejercicios resueltos.

1) Calcule el pH de una disolución de ácido perclórico, HClO_4 , cuya concentración es 0,5 g/250 mL. La masa molar del ácido perclórico es 100,5 (g/mol)

Respuesta:

Para calcular el pH de esta disolución, primero se debe calcular su concentración molar.

$$C(\text{mol/L}) = \frac{m(\text{g}) \times 1.000(\text{mL/L})}{V(\text{mL}) \times M(\text{g/mol})} = \frac{0,5(\text{g}) \times 1.000(\text{mL/L})}{250(\text{mL}) \times 100,5(\text{g/mol})} = \mathbf{0,0199(\text{mol/L})}$$

Una vez calculada la concentración molar de este ácido, se puede calcular la concentración de iones hidrogeno, $\text{H}^+_{(\text{ac})}$, y enseguida el pH de esta disolución.

El ácido perclórico es un electrolito fuerte, por lo tanto, se encuentra completamente dissociado en disolución acuosa:



Así, y como el HClO_4 es un electrolito fuerte, se cumple la siguiente relación:

$$C_{\text{HClO}_{4(\text{ac})}} = C_{\text{H}^+_{(\text{ac})}} = C_{\text{ClO}_{4^-}_{(\text{ac})}}$$
$$[\text{HClO}_4] = [\text{H}^+]$$

Entonces:

$$C_{\text{HClO}_{4(\text{ac})}} = 0,199(\text{mol/L}) = C_{\text{H}^+_{(\text{ac})}}$$

Por lo tanto:

$$[\text{H}^+] = \mathbf{0,0199(\text{mol/L})}$$

Para calcular el pH de esta disolución disponemos de la siguiente igualdad:

$$\mathbf{\text{pH} = -\log [\text{H}^+]}$$

Por lo tanto:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0,0199 = 1,70$$

$$\mathbf{\text{pH} = 1,70}$$

El pH de esta disolución de HClO_4 es 1,70.

Entonces, en términos generales, para calcular el pH de un ácido fuerte, podemos utilizar la siguiente expresión matemática:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log C_i$$

El pH de una disolución de un ácido fuerte, es igual al logaritmo decimal negativo de la concentración inicial, C_i , del ácido fuerte.

2) Calcule el pH de una disolución de hidróxido de potasio, KOH, cuya concentración es 10 g por cada 1,5 litros de disolución. La masa molar de esta base es 56,1 (g/mol)

Respuesta:

Primero se debe calcular su concentración molar de esta disolución.

$$C(\text{mol/L}) = \frac{m(\text{g})}{V(\text{L}) \times M(\text{g/mol})} = \frac{10(\text{g})}{1,5(\text{L}) \times 56,1(\text{g/mol})} = \mathbf{0,119(\text{mol/L})}$$

Una vez calculada la concentración molar de este ácido, se puede calcular la concentración de iones hidroxilo, $\text{OH}^-_{(\text{ac})}$, y enseguida el pH de esta disolución.

El hidróxido de potasio, KOH, es una **base fuerte**, por lo tanto, es un electrolito fuerte y se encuentra completamente disociado en disolución acuosa:



Entonces:

$$C_{\text{KOH}_{(\text{ac})}} = C_{\text{K}^+_{(\text{ac})}} = C_{\text{OH}^-_{(\text{ac})}} \\ [\text{KOH}] = [\text{OH}^-]$$

Entonces:

$$C_{\text{KOH}_{(\text{ac})}} = 0,119(\text{mol/L}) = C_{\text{OH}^-_{(\text{ac})}}$$

Por lo tanto:

$$[\text{OH}^-] = \mathbf{0,119(\text{mol/L})}$$

Enseguida, se puede calcular el pOH de esta disolución alcalina, utilizando la siguiente expresión matemática:

$$\mathbf{pOH = - \log [OH^-]}$$

Por lo tanto:

$$pOH = - \log [OH^-] = - \log 0,119 = 0,93$$

$$\mathbf{pOH = 0,93}$$

Pero la acidez o basicidad de una disolución acuosa, es función de la escala de pH, por lo tanto se debe calcular el pH de esta disolución utilizando la siguiente relación:

$$\mathbf{pH + pOH = 14}$$

$$\mathbf{pH = 14 - pOH}$$

Entonces:

$$pH = 14 - 0,93 = 13,07$$

$$\mathbf{pH = 13,1}$$

El pH de esta disolución de KOH es 13,1 indicando que se trata de una base.

Entonces, en términos generales, para calcular el pH de una base fuerte, podemos utilizar la siguiente expresión matemática:

$$\mathbf{pOH = - \log [OH^-] = - \log C_i}$$

$$\mathbf{pH = 14 - pOH}$$

Para calcular el pH de una base fuerte, primero se calcula el pOH de esta disolución que es igual al logaritmo decimal negativo de la concentración inicial, C_i , de la base fuerte. Enseguida, se calcula el pH de las base restando 14 al valor de pOH calculado anteriormente.

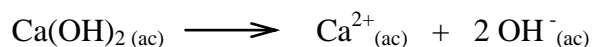
3) Calcule el pH de una disolución de cal apagada, Ca(OH)_2 , que contiene 0,25 kg de esta sustancia, en 15 litros de disolución. La masa molar del hidróxido de calcio es 74,1 (g/mol)

Respuesta:

Calcúlese primero la concentración molar de esta disolución.

$$C(\text{mol/L}) = \frac{m(\text{g})}{V(\text{L}) \times M(\text{g/mol})} = \frac{250(\text{g})}{15(\text{L}) \times 74,1(\text{g/mol})} = \mathbf{0,23(\text{mol/L})}$$

El hidróxido de calcio es un electrolito fuerte, por lo tanto se disocia completamente en disolución acuosa de acuerdo con la siguiente ecuación:



Entonces, tenemos la siguiente relación:

$$C_{\text{Ca(OH)}_{2(\text{ac})}} = C_{\text{Ca}^{2+}_{(\text{ac})}} = \frac{1}{2} C_{\text{OH}^{-}_{(\text{ac})}}$$

$$[\text{OH}^{-}] = 2 [\text{Ca(OH)}_2]$$

$$C_{\text{Ca(OH)}_{2(\text{ac})}} = 0,23(\text{mol/L})$$

$$C_{\text{OH}^{-}_{(\text{ac})}} = 2 \times 0,23(\text{mol/L})$$

Por lo tanto:

$$[\text{OH}^{-}] = \mathbf{0,45(\text{mol/L})}$$

Enseguida:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^{-}] = -\log 0,45 = 0,35$$

$$\mathbf{\text{pOH} = 0,35}$$

$$\text{pH} = 14 - 0,35 = 13,65$$

$$\mathbf{\text{pH} = 13,7}$$

El pH de esta disolución de cal apagada es 13,7.

B. Ácidos y bases fuertes, Ejercicios Propuestos.

- 1) Se ha encontrado que el valor de la constante el producto iónico del agua, K_w , a la temperatura oral normal, 37°C, tiene un valor de $2,1 \times 10^{-14}$. ¿Cuál sería el pH oral si la saliva fuese agua pura?

R: pH = 6,84

- 2) Encuentre la concentración de $H^+_{(ac)}$ y $OH^-_{(ac)}$ de una disolución de ácido clorhídrico, HCl, de concentración 0,001 (mol/L).

R: $[H^+] = 1 \times 10^{-3}$ (mol/L), $[OH^-] = 1 \times 10^{-11}$ (mol/L)

- 3) Calcule el pH de una disolución de hidróxido de sodio, de concentración 0,010 (mol/L)

R: pH = 12

- 4) Calcule el pH de una disolución de hidróxido de bario, $Ba(OH)_2$, cuya concentración es 0,3 (mol/L)

R: pH = 13,8

- 5) Calcule el pH de una disolución acuosa de hidróxido de bario, $Ba(OH)_2$, de concentración $1,0 \times 10^{-5}$ (mol/L).

R: pH = 9,3

- 6) Calcule el pH resultante de una disolución que se obtiene al mezclar 50 mL de ácido clorhídrico, $HCl_{(ac)}$, de concentración $5,0 \times 10^{-4}$ (mol/L) con 80 mL de una disolución de ácido perclórico, $HClO_4$, cuyo pH es 4,80.

R: pH = 3,7

- 7) Calcule la concentración, en (mol/L), y el pH de una disolución de $Ba(OH)_2$ que contiene 0,25 g de esta sustancia en 100 mL de disolución. Las masas molares para el bario, oxígeno e hidrogeno son 137,3 (g/mol), 16 (g/mol) y 1,0 (g/mol) respectivamente.

R: $C_{Ba(OH)_2} = 1,5 \times 10^{-2}$ (mol/L), pH = 12,5

- 8) Calcule el volumen, en mL, de una disolución acuosa de hidróxido de sodio, NaOH, de concentración 1×10^{-5} (mol/L), que se deben agregar a 100 mL de agua de modo que el pH de la disolución resultante se de 7,6.

$$R: V_{\text{NaOH}} = 4,1 \text{ mL}$$

- 9) ¿Cuántos mL de hidróxido de bario, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, de concentración 5×10^{-7} (mol/L) se deben agregar a 100 mL de una disolución de hidróxido de sodio, NaOH, cuyo pH es 7,30 de modo que el pH de la disolución resultante sea 7,8?

$$R: V_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 117,9 \text{ mL}$$

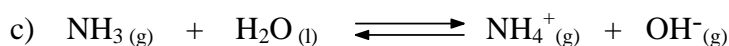
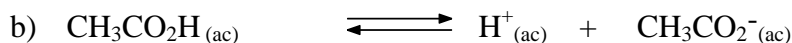
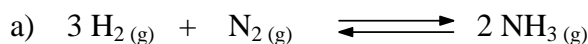
- 10) Se mezclan 25 mL de una disolución de ácido clorhídrico, $\text{HCl}_{(\text{ac})}$, de concentración $2,0 \times 10^{-3}$ (mol/L) con 25 mL de una disolución de ácido nítrico, HNO_3 , de concentración $5,0 \times 10^{-3}$ (mol/L) y 100 mL de una disolución de hidróxido de bario, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, de concentración $2,0 \times 10^{-3}$ (mol/L). Según estos datos, calcule el pH de la disolución resultante.

$$R: \text{pH} = 11,18$$

II. Ácidos y Bases Débiles.

A. Ácidos y bases débiles, Ejercicios Resueltos.

1) Escriba la expresión de la constante de equilibrio para la siguiente reacción:



Respuesta:

a) La expresión de la constante de equilibrio K_{eq} , para la reacción es:

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3[\text{N}_2]}$$

b) La expresión para la constante de equilibrio K_{a} es:

$$K_{\text{a}} = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}$$

c) La expresión de la constante de equilibrio K_{eq} es:

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Tantos los sólidos y los líquidos puros, como el agua, no se expresan en las constantes de equilibrio.

2) El ácido propanoico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$, simplificado como HPr) es un ácido orgánico débil cuya constante de ionización K_{a} es $1,3 \times 10^{-5}$. Calcule la concentración de iones hidrógeno, $\text{H}^+(\text{ac})$, en el equilibrio y el pH para una disolución 0,1 mol/L de este ácido débil.

Respuesta:

Primero se escribe la ecuación balanceada y la expresión de K_{a} :



Se conoce la concentración inicial del ácido, $C_{\text{HPr}} = 0,1 \text{ mol/L}$, pero no la concentración del ácido en el equilibrio, $[\text{HPr}]$, que es la concentración (mol/L) de la especie no disociada en el equilibrio. Tampoco se conoce la concentración de iones hidrogeno ni de propanoato en el equilibrio, $[\text{H}^+]$ y $[\text{Pr}^-]$, que son las concentraciones en mol/L de los iones $\text{H}^+_{(\text{ac})}$ y $\text{Pr}^-_{(\text{ac})}$. Por lo tanto, todas estas concentraciones deben ser calculadas a partir de la constante de equilibrio. Si llamamos como X , a la concentración de todas estas especies en el equilibrio, $X = [\text{H}^+] = [\text{Pr}^-]$, entonces se puede escribir:

Concentración, (mol/L)	HPr, (mol/L)	H^+ (mol/L)	Pr^- , (mol/L)
Inicial	0,10	0	0
Formada	0	X	X
Equilibrio	$0,10 - X$	X	X

Reemplazando los valores $[\text{HPr}] = 0,10 - X$ y $[\text{H}^+] = [\text{Pr}^-] = X$, en la expresión de la constante de equilibrio, nos queda:

$$K_a = \frac{X^2}{[0,1 - X]} = 1,3 \times 10^{-5}$$

Sin embargo, podemos hacer una aproximación de modo de simplificar nuestro cálculo. Esta aproximación nos dice que debido a que el valor de la constante de equilibrio, K_a , es pequeña, con un porcentaje de disociación $\sim 1 \%$, se puede decir que: $0,1 - X \sim 0,1$. En otras palabras, el porcentaje que se disocia es tan pequeño que, al restarlo con la concentración inicial, prácticamente ésta última no se ve afectada.

Entonces, ahora nuestra expresión de la constante nos queda:

$$K_a = \frac{X^2}{0,1} = 1,3 \times 10^{-5}$$

Despejando X^2 , nos da:

$$X = \sqrt{1,3 \times 10^{-5} \times 0,1} = 1,14 \times 10^{-3} = [\text{H}^+] = [\text{Pr}^-]$$

Entonces: $X = [H^+] = 1,14 \times 10^{-3} \Rightarrow \text{pH} = -\log 1,14 \times 10^{-3} = 2,94$

Por lo tanto, en términos generales, **la concentración de protones de un ácido débil está dada por la siguiente expresión:**

$$[H^+] = \sqrt{K_a \times C_i}$$

Donde K_a es la constante de ionización del ácido y C_i es su concentración inicial.

3) Calcule el porcentaje de disociación de una disolución de ácido cianhídrico, HCN, 0,25 mol/L, si su constante de acidez es $6,2 \times 10^{-10}$.

Respuesta:

Primero se escribe la ecuación balanceada y la expresión de K_a :



Sabemos que para calcular la concentración de protones se debe utilizar la siguiente expresión:

$$[H^+] = \sqrt{K_a \times C_i} = \sqrt{0,25 \times 6,2 \times 10^{-10}} = 1,24 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Entonces, calculando el % de disociación:

$$\% (\text{disociación}) = \frac{1,24 \times 10^{-5} \times 100 \%}{0,25} = 5 \times 10^{-3}$$

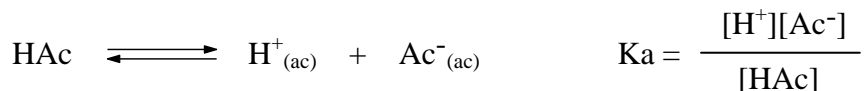
Entonces, en términos generales, **el porcentaje de disociación es:**

$$\% (\text{disociación}) = \frac{[H^+] \times 100 \%}{C_i}$$

- 4) Una disolución de ácido acético (CH_3COOH , simplificado es HAc) de concentración 0,10 mol/L, está ionizada un 1,3% a 25 °C. Calcule el valor de K_a para este ácido a esa temperatura.

Respuesta:

Primero se escribe la ecuación balanceada y la expresión de K_a :



El porcentaje de disociación es:

$$\% (\text{disociación}) = \frac{[\text{H}^+] \times 100 \%}{C_i} = \frac{[\text{H}^+] \times 100 \%}{0,10} = 1,3 \% \Rightarrow [\text{H}^+] = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Pero:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \times C_i} = \sqrt{K_a \times 0,10} = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \Rightarrow K_a = \frac{(1,3 \times 10^{-3})^2}{0,1}$$

$$K_a = 1,69 \times 10^{-5}$$

B. Ácidos y bases débiles, Ejercicios Propuestos.

1) Calcular el pH de la disolución resultante al mezclar:

a) 90,0mL de NH_4OH 0,10 mol/L con 10,0 mL de HCl 0,10 mol/L

b) 45,0mL de NH_4OH 0,10 mol/L con 55,0 mL de HCl 0,10 mol/L

Dato: $\text{pK}_{\text{bNH}_4\text{OH}} = 4,74$.

R: (a) $\text{pH} = 10,2$, (b) $\text{pH} = 2,0$.

2) ¿Cuál es la concentración de una disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ que tiene un pH de 7,22?

R: $C_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 5,3 \times 10^{-8}$ (mol/L)

3) Se mezclan 70 mL de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ de $\text{pOH} = 4,5$ con 30 mL de NaOH de $\text{pH} = 10,1$. Calcular de pOH de la disolución resultante.

R: $\text{pOH} = 4,22$

4) Calcular el pH de una disolución 0,01 (mol/L) en HAc . $K_{\text{a}} = 1,8 \times 10^{-5}$.

R: $\text{pH} = 3,37$

5) Calcular el pH de una disolución 0,01 (mol/L) en HF . $K_{\text{a}} = 6,75 \times 10^{-4}$.

R: $\text{pH} = 2,64$

6) ¿Cuántos mL de HF 2,0 (mol/L) se debe agregar a 100 mL de agua de modo que el pH de la disolución resultante sea 1,8? $K_{\text{a}} = 6,75 \times 10^{-4}$

R: 24,0 mL de HF 2,0 (mol/L)

7) Calcular el pH de una disolución de anilina, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, de concentración 0,1 (mol/L). ¿Cuál es el grado de disociación a esa concentración? $K_{\text{b}} = 4,6 \times 10^{-10}$.

R: $\text{pH} = 8,83$, $\alpha = 6,78 \times 10^{-5}$

8) ¿Cuál debe ser la concentración inicial de una disolución de amoníaco (NH_3 (ac), $K_{\text{b}} = 1,8 \times 10^{-5}$) de modo que tenga un $\text{pH} = 11,0$? ¿Cuántos mL de NH_3 (ac) de concentración 0,1 (mol/L) se debe agregar a 100 mL de agua para obtener dicha disolución? ¿Cuál es su grado de disociación?

R: $C_{\text{NH}_3} = 5,56 \times 10^{-2}$, $V_{\text{NH}_3} = 125,2$ mL, $\alpha = 0,018$

- 9) La fenoftaleína incolora empieza a tomar color rojo a un pH 8,0 y, es completamente roja cuando el pH llega a 9,8. Determine si la fenoftaleína se volverá roja en 25 mL de una disolución que contiene 1,0 mL de NH_3 (ac) de concentración 0,1 (mol/L). $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$.

R: pH = 10,4, La fenoftaleína tiene color rojo

- 10) Un ácido HA se encuentra disociado en un 5% cuando su concentración es 0,1 (mol/L).

Entonces:

- a) Calcule la K_a para el ácido.
b) Calcular el grado de, disociación para un ácido 0,01 (mol/L)

R: (a) $K_a 2,63 \times 10^{-4}$ (b) $\alpha = 0,15$

- 11) Se tiene una disolución de ácido acético, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} = \text{HAc}$, que contiene 0,1 g de ácido por cada 25 mL de disolución y cuya constante de acidez es $1,78 \times 10^{-5}$. Calcule el pH de esta disolución.

R: 2,96

- 12) Calcular el porcentaje de disociación de una disolución 0,001 mol/L de ácido ciánico, HCNO, cuyo K_a es $2,09 \times 10^{-4}$.

R: 36,5 %

- 13) Se ha encontrado que una disolución 0,4 mol/L de ácido acético, HAc, a cierta temperatura está ionizada un 67 %

- a) Calcule la $[\text{H}^+]$, $[\text{Ac}^-]$ y $[\text{HAc}]$
b) Calcule el valor de K_a

R: (a) $[\text{H}^+] = [\text{Ac}^-] = 0,268$ mol/L, $[\text{HAc}] = 0,132$ mol/L (b) $K_a = 0,54$

- 14) Calcule la concentración de iones hidrógeno para las siguientes disoluciones:

- a) Ácido acético 0,1 mol/L, $K_a = 1,86 \times 10^{-5}$,
b) Ácido bórico (HBO_2) 0,002 mol/L, $K_a = 5,75 \times 10^{-10}$,
c) Fenol ($\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} = \text{HFn}$) 0,001 mol/L, $K_a = 1,29 \times 10^{-10}$.

R: (a) $1,36 \times 10^{-3}$ (b) $1,07 \times 10^{-6}$ (c) $3,6 \times 10^{-7}$

- 15) Calcular la concentración de una disolución de acetato de sodio, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na} = \text{NaAc}$, cuyo pH es 8,97, si $\text{pK}_{\text{a HAc}} = 4,74$.

R: 0,16 mol/L

- 16) Calcule todas las concentraciones en el equilibrio de una disolución 0,01 mol/L de ácido carbónico, H_2CO_3 , si $\text{K}_1 = 4,2 \times 10^{-7}$ y $\text{K}_2 = 4,8 \times 10^{-11}$.

R: $[\text{H}_2\text{CO}_3] = 9,9 \times 10^{-3}$ (mol/L), $[\text{H}^+] = [\text{HCO}_3^-] = 6,5 \times 10^{-5}$ (mol/L), $[\text{CO}_3^{2-}] = 4,8 \times 10^{-11}$ (mol/L)

- 17) Calcule el pH de una disolución de ácido fosfórico, H_3PO_4 , 0,02 mol/L, sabiendo que $\text{pK}_1 = 2,12$, $\text{pK}_2 = 7,21$ y $\text{pK}_3 = 12,36$.

R: pH = 2,04

- 18) El ácido cítrico es un ácido triprótico débil, de fórmula global, $\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7 = \text{H}_3\text{Ct}$, cuyos pKa son $\text{pK}_1 = 3,13$, $\text{pK}_2 = 4,77$, $\text{pK}_3 = 6,40$. Calcule la concentración de todas las especies en el equilibrio de una disolución 0,01 mol/L de ácido cítrico.

R: $[\text{H}^+] = [\text{H}_2\text{Ct}^-] = 2,4 \times 10^{-3}$ (mol/L), $[\text{HCt}^{2-}] = 1,7 \times 10^{-5}$ (mol/L), $[\text{Ct}^{3-}] = 2,8 \times 10^{-9}$ (mol/L).

- 19) Calcular el pH de una disolución de carbonato de sodio, Na_2CO_3 , de concentración 0,10 mol/L, si $\text{pK}_2 (\text{H}_2\text{CO}_3) = 10,32$. Los valores de las constantes de acidez para el ácido carbónico son las siguientes: H_2CO_3 , $\text{K}_1 = 4,2 \times 10^{-7}$, $\text{K}_2 = 4,8 \times 10^{-11}$.

R: pH = 11,65

- 20) Calcular el pH de una disolución acuosa de fosfato de sodio, Na_3PO_4 , de concentración 0,01 mol/L, si los pK para el ácido fosfórico son $\text{pK}_1 = 2,12$, $\text{pK}_2 = 7,21$ y $\text{pK}_3 = 12,36$.

R: pH = 11,9

- 21) El ácido etilendiaminotetracético, EDTA, es un ácido tetraprótico débil, H_4Y , cuyos valores de las constantes de equilibrio son las siguientes: $\text{pK}_{\text{a1}} = 2,0$, $\text{pK}_{\text{a2}} = 2,67$, $\text{pK}_{\text{a3}} = 6,16$, $\text{pK}_{\text{a4}} = 10,26$. Calcule la concentración de todas las especies H_4Y , H_3Y^- , H_2Y^{2-} , para 500 mL de una disolución que contiene 0,001 mol de éste ácido con un pH constante de 3,0.

R: $[\text{H}_4\text{Y}] = 6,3 \times 10^{-5}$ (mol/L); $[\text{H}_3\text{Y}^-] = 6,33 \times 10^{-4}$ (mol/L); $[\text{H}_2\text{Y}^{2-}] = 1,37 \times 10^{-3}$ (mol/L)

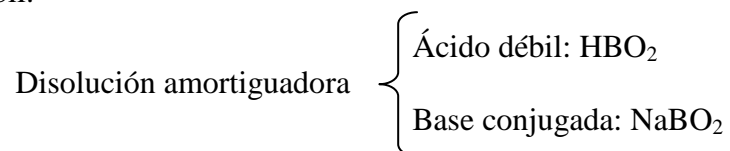
III. Disoluciones amortiguadoras.

A. Disoluciones amortiguadoras, Ejercicios Resueltos.

- 1) Calcular el pH de una disolución amortiguadora formada por HBO_2 , de concentración 0,15 mol/L, y NaBO_2 de concentración 0,20 mol/L. La constante de acidez del HBO_2 es $5,9 \times 10^{-10}$.

Respuesta:

Recordemos que una disolución tampón está formada por un ácido débil y base conjugada, es decir, las sal del ácido débil.



Para calcular el pH de una disolución tampón, se utiliza la ecuación de **Henderson-Hasselbach**,

$$\text{pH} = -\log K_a + \log \frac{C_{\text{sal}}}{C_{\text{ácido}}}$$

Pero,

$$\text{p}K_a = -\log K_a$$

Entonces,

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_{\text{sal}}}{C_{\text{ácido}}}$$

Por otro lado, para esta disolución tampón podemos decir que,

$$[\text{Ácido}] = [\text{HBO}_2] = C_{\text{HBO}_2} = 0,15 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Sal}] = [\text{NaBO}_2] = C_{\text{NaBO}_2} = 0,20 \text{ mol/L}$$

Reemplazando en la ecuación de **Henderson-Hasselbach**,

$$\text{pH} = -\log K_a + \log \frac{C_{\text{sal}}}{C_{\text{ácido}}}$$

$$\text{pH} = -\log 5,9 \times 10^{-10} + \log \frac{0,20}{0,15}$$

$$\text{pH} = 9,35$$

- 2) Calcule el pH de una disolución tampón formada por ácido fluorhídrico, HF, de concentración 0,25 (mol/L) y fluoruro de sodio, NaF, de concentración 0,20 (mol/L). La constante de acidez del HF es $6,8 \times 10^{-4}$.

Respuesta:

Reemplazando los datos en la ecuación de *Henderson-Hasselbach*,

$$\text{pH} = -\log K_a + \log \frac{C_{\text{sal}}}{C_{\text{ácido}}}$$
$$\text{pH} = -\log 6,8 \times 10^{-4} + \log \frac{0,20}{0,25}$$

$$\text{pH} = 3,1$$

- 3) Calcule la variación de pH y la capacidad tamponante de 100 mL de una disolución tampón formada por de ácido acético, $\text{CH}_3\text{COOH} = \text{HAc}$, de concentración 0,10 mol/L, y acetato de sodio, $\text{CH}_3\text{COONa} = \text{NaAc}$, de concentración 0,20 (mol/L), cuando se agregan 20 mL de hidróxido de sodio, NaOH, de concentración 0,10 (mol/L). El valor de pKa para el ácido acético es 4,74.

Respuesta:

Calculemos primero el valor del pH antes de agregar la base fuerte. Este será el pH inicial, pH_i .

Reemplazando los valores en la ecuación de *Henderson-Hasselbach*,

$$\text{pH}_i = \text{pKa} + \log \frac{C_{\text{sal}}}{C_{\text{ácido}}}$$
$$\text{pH}_i = 4,74 + \log \frac{0,20}{0,10}$$

$$\text{pH}_i = 5,04$$

La capacidad tamponante es la capacidad que tiene una disolución amortiguadora de mantener el pH bajo pequeñas adiciones de ácido o de base. Hay un intervalo de pH muy limitado en que el amortiguador es eficaz. Este intervalo, llamado *amortiguamiento*, es igual al pKa del ácido débil $\pm 1,0$.

Capacidad amortiguadora = amortiguamiento = pKa ± 1,0

Calculemos la cantidad de materia de cada uno de los constituyentes de esta disolución.

Cantidad de materia para el ácido acético:

$$n_{\text{HAc}} = C_{(\text{mol/L})} \times V_{(\text{mL})}$$
$$n_{\text{HAc}} = 0,10 \text{ (mol/L)} \times 100 \text{ (mL)}$$
$$n_{\text{HAc}} = \mathbf{10 \text{ mmol}}$$

Cantidad de materia para el acetato de sodio:

$$n_{\text{NaAc}} = C_{(\text{mol/L})} \times V_{(\text{mL})}$$
$$n_{\text{NaAc}} = 0,20 \text{ (mol/L)} \times 100 \text{ (mL)}$$
$$n_{\text{NaAc}} = \mathbf{20 \text{ mmol}}$$

Cantidad de materia para el hidróxido de sodio:

$$n_{\text{NaOH}} = C_{(\text{mol/L})} \times V_{(\text{mL})}$$
$$n_{\text{NaOH}} = 0,10 \text{ (mol/L)} \times 20 \text{ (mL)}$$
$$n_{\text{NaOH}} = \mathbf{2 \text{ mmol}}$$

Al adicionar la base fuerte, NaOH_(ac), sobre el amortiguador, la concentración del ácido débil disminuye al neutralizar la base agregada, y la concentración de la base conjugada aumenta como producto de la neutralización.

Entonces,

Cantidad de materia para el ácido acético después de la neutralización:

$$n(\text{HAc}) = n_{\text{HAc}} - n_{\text{NaOH}}$$
$$n(\text{HAc}) = 10 \text{ mmol} - 2 \text{ mmol}$$
$$n(\text{HAc}) = \mathbf{8 \text{ mmol}}$$

Cantidad de materia para el acetato de sodio después de la neutralización:

$$n(\text{NaAc}) = n_{\text{HAc}} + n_{\text{NaOH}}$$

$$n(\text{NaAc}) = 20 \text{ mmol} + 2 \text{ mmol}$$

$$n(\text{NaAc}) = \mathbf{22 \text{ mmol}}$$

Reemplazando los datos en la ecuación de *Henderson-Hasselbach*, y calculando el pH final, $\mathbf{pH_f}$,

$$\text{pH}_f = -\log K_a + \log \frac{C_{\text{sal}}}{C_{\text{ácido}}}$$

$$\text{pH}_f = -\log K_a + \log \frac{\frac{n_{\text{NaAc}}}{V_T}}{\frac{n_{\text{HAc}}}{V_T}}$$

$$\text{pH}_f = \text{p}K_a + \log \frac{n_{\text{NaAc}}}{n_{\text{HAc}}}$$

$$\text{pH}_f = 4,74 + \log \frac{22 \text{ mmol}}{8 \text{ mmol}}$$

$$\text{pH}_f = \mathbf{5,18}$$

Calculando la variación de pH, ΔpH ,

$$\Delta\text{pH} = \text{pH}_f - \text{pH}_i$$

$$\Delta\text{pH} = 5,18 - 5,04$$

$$\Delta\text{pH} = 0,14$$

Por lo tanto, este amortiguador tiene una muy buena capacidad tamponante ya que su variación de pH esta dentro del rango de amortiguamiento.

- 4) Calcule la variación de pH y la capacidad tamponante de 100 mL de una disolución tampón formada por de ácido acético, $\text{CH}_3\text{COOH} = \text{HAc}$, de concentración 0,10 mol/L, y acetato de sodio, $\text{CH}_3\text{COONa} = \text{NaAc}$, de concentración 0,20 (mol/L), cuando se agregan 20 mL de ácido clorhídrico, $\text{HCl}_{(\text{ac})}$, de concentración 0,20 (mol/L). El valor de pKa para el ácido acético es 4,74.

Respuesta:

Calculemos primero el valor del pH antes de agregar el ácido fuerte.

Remplazando los valores en la ecuación de **Henderson-Hasselbach**,

$$\text{pH}_i = 4,74 + \log \frac{0,20}{0,10}$$
$$\text{pH}_i = \mathbf{5,04}$$

Calculemos la cantidad de materia de cada uno de los constituyentes de esta disolución.

Cantidad de materia para el ácido acético:

$$n_{\text{HAc}} = C_{(\text{mol/L})} \times V_{(\text{mL})}$$
$$n_{\text{HAc}} = 0,10 \text{ (mol/L)} \times 100 \text{ (mL)}$$
$$n_{\text{HAc}} = \mathbf{10 \text{ mmol}}$$

Cantidad de materia para el acetato de sodio:

$$n_{\text{NaAc}} = C_{(\text{mol/L})} \times V_{(\text{mL})}$$
$$n_{\text{NaAc}} = 0,20 \text{ (mol/L)} \times 100 \text{ (mL)}$$
$$n_{\text{NaAc}} = \mathbf{20 \text{ mmol}}$$

Cantidad de materia para el ácido clorhídrico:

$$n_{\text{HCl}} = C_{(\text{mol/L})} \times V_{(\text{mL})}$$
$$n_{\text{HCl}} = 0,20 \text{ (mol/L)} \times 20 \text{ (mL)}$$
$$n_{\text{HCl}} = \mathbf{4 \text{ mmol}}$$

Al adicionar el ácido fuerte, $\text{HCl}_{(\text{ac})}$, sobre el amortiguador, la concentración de la sal, que es la base conjugada, disminuye al neutralizar el ácido agregado, y la concentración del ácido débil aumenta como producto de la neutralización.

Entonces,

Cantidad de materia para el ácido acético después de la neutralización:

$$\begin{aligned}n(\text{HAc}) &= n_{\text{HAc}} + n_{\text{HCl}} \\n(\text{HAc}) &= 10 \text{ mmol} + 4 \text{ mmol} \\n(\text{HAc}) &= \mathbf{14 \text{ mmol}}\end{aligned}$$

Cantidad de materia para el acetato de sodio después de la neutralización:

$$\begin{aligned}n(\text{NaAc}) &= n_{\text{HAc}} - n_{\text{NaOH}} \\n(\text{NaAc}) &= 20 \text{ mmol} - 4 \text{ mmol} \\n(\text{NaAc}) &= \mathbf{16 \text{ mmol}}\end{aligned}$$

Reemplazando los datos en la ecuación de *Henderson-Hasselbach*, y calculando el pH final, pH_f ,

$$\begin{aligned}\text{pH}_f &= \text{pKa} + \log \frac{n_{\text{NaAc}}}{n_{\text{HAc}}} \\ \text{pH}_f &= 4,74 + \log \frac{16 \text{ mmol}}{14 \text{ mmol}} \\ \text{pH}_f &= \mathbf{4,80}\end{aligned}$$

Calculando la variación de pH, ΔpH ,

$$\begin{aligned}\Delta\text{pH} &= \text{pH}_f - \text{pH}_i \\ \Delta\text{pH} &= 4,80 - 5,04 \\ \Delta\text{pH} &= \mathbf{-0,24}\end{aligned}$$

En este caso, el amortiguador se comporta con una buena capacidad tamponante bajo la adición del ácido fuerte, pues el pH final está dentro del rango de amortiguamiento.

B. Disoluciones amortiguadoras, Ejercicios Propuestos.

1) Se toman 200 mL de una disolución que es 0,30 mol/L de ácido acético, HAc, y 0,20 mol/L de acetato de sodio, NaAc. Si el $pK_{a_{HAc}} = 4,74$, calcule:

a) El pH de esta disolución tampón,

b) El pH después de agregar 10,0 mL de HCl 0,20 mol/L. (Suponga volúmenes aditivos)

R: (a) pH = 4,57 (b) pH = 4,54

2) Se desea preparar 100 mL de una disolución buffer cuyo pH sea 5,0 empleando HAc 0,1 mol/L. ¿Cuántos gramos de NaAc se debe añadir para preparar esta disolución? (considere que el volumen no cambia por la adición de la sal). $pK_a = 4,75$ para HAc

R: 1,476 g

3) Calcular el pH de una disolución 0,1 mol/L en bicarbonato de sodio, $NaHCO_3$, y 0,2 mol/L en carbonato de sodio, Na_2CO_3 , si las constantes de acidez del ácido carbónico, H_2CO_3 , son $K_1 = 6,2 \times 10^{-7}$ y $K_2 = 8,9 \times 10^{-11}$

R: pH = 10,4

4) ¿Cuántos moles de NaA debe agregarse a 200 mL de disolución de HA 0,1 (mol/L) si se desea que el pH de la disolución resultante sea 2,3?, $pK_a = 2,0$ para HA

R: 0,0399 mol

5) ¿Cuántos gramos de cloruro de amonio, NH_4Cl , se deben añadir a 200 mL de amoníaco acuoso, NH_4OH , de concentración 0,50 (mol/L) para obtener una disolución amortiguadora de pH igual a 9,30?

Datos: $pK_b = 4,74$, $M_{NH_4Cl} = 53,5$ (g/mol)

R: 4,8 g

6) Calcule el pH de una disolución amortiguadora formada por 0,10 (mol/L) en ácido fosfórico, H_3PO_4 , y 0,05 (mol/L) en fosfato diácido de sodio, NaH_2PO_4 . Los valores de pK_a para el ácido fosfórico son: $pK_{a1} = 2,12$, $pK_{a2} = 7,21$ y $pK_{a3} = 12,36$.

R: pH = 1,82

- 7) Calcule el pH de una disolución amortiguadora formada por 0,20 (mol/L) en bicarbonato de sodio, NaHCO_3 , y 0,10 (mol/L) en carbonato de sodio, Na_2CO_3 . Las constantes de acidez del ácido carbónico, H_2CO_3 , son $K_1 = 6,2 \times 10^{-7}$ y $K_2 = 8,9 \times 10^{-11}$.

R: pH = 9,75

- 8) Si a 100 mL de la disolución tampón anterior se le agregan 20 mL de ácido clorhídrico, $\text{HCl}_{(\text{ac})}$, de concentración 0,10 (mol/L). ¿Cuál es el pH final de la disolución?

R: pH_f = 9,61

- 9) ¿Cuántos mililitros de NaH_2PO_4 , de concentración 0,50 (mol/L) y de Na_2HPO_4 , de concentración 0,20 (mol/L) se deben mezclar para preparar 100 mL de una disolución tampón de pH igual a 8,0? Los valores de pKa para el ácido fosfórico son: pKa₁ = 2,12, pKa₂ = 7,21 y pKa₃ = 12,36.

R: $V_{\text{NaH}_2\text{PO}_4} = 6,0 \text{ mL}$, $V_{\text{Na}_2\text{HPO}_4} = 94 \text{ mL}$

- 10) Si a 100 mL de la disolución tampón anterior, se le adicionan 20 mL de NaOH de concentración 0,30 (mol/L), ¿Cuál es el pH resultante?

R: pH_f = 6,98

- 11) Una a saliva no estimulada puede tener hasta un pH igual a 5,5, la que tiene un alto riesgo cariogénico. Si las concentraciones de bicarbonato/ácido carbónico son 0,01 mol/L y 0,05 mol/L, respectivamente. Si los valores de pKa para el ácido carbónico son, pKa₁ = 6,4 y pKa₂ = 10,3:

- Calcule el pH salival de la saliva no estimulada.
- El pH resultante de la saliva si se está comiendo un caramelo cítrico de pH igual a 3,0 y el volumen de saliva es de 5 mL.
- ¿Es esta saliva un buen amortiguador?

R: (a) pH₁ = 5,7 (b) pH₂ = 5,6 (c) Sí, esta saliva tiene una buena capacidad tamponante.

12) Las disoluciones de sales de los ácidos polipróticos como el ácido fosfórico, H_3PO_4 , son amortiguadoras por excelencia. Si los valores de pK_a para el ácido fosfórico son: $\text{pK}_{a1} = 2,12$; $\text{pK}_{a2} = 7,21$ y $\text{pK}_{a3} = 12,36$; calcule las concentraciones de todas las especies en el equilibrio de este ácido si se agregan 0,005 mol de H_3PO_4 a 1,0 L de una disolución tampón pH 7,5.

$$\text{R: } [\text{H}_3\text{PO}_4] = 7,04 \cdot 10^{-9} \text{ (mol/L); } [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 1,69 \cdot 10^{-3} \text{ (mol/L);}$$
$$[\text{HPO}_4^{2-}] = 3,31 \cdot 10^{-3} \text{ (mol/L); } [\text{PO}_4^{3-}] = 4,57 \cdot 10^{-8} \text{ (mol/L)}$$

Guía N° 5, Equilibrio Heterogéneo, Kps

I. Equilibrio Heterogéneo, Kps.

A. Cálculos de Solubilidad y Efecto del Ion Común, Ejercicios Resueltos.

- 1) Calcule la solubilidad del carbonato de plata, Ag_2CO_3 , en g/L y mol/L, sabiendo que después de evaporar cuidadosamente el agua de 50 mL de una disolución saturada de esta sal, queda un residuo sólido de 2,73 g.

Respuesta:

La solubilidad, S , de una sal es la concentración de la sal *disuelta en una disolución saturada*. Por lo tanto, en 50 mL de disolución saturada hay 2,73 g de la sal disuelta. Entonces, la solubilidad será:

$$S = \frac{2,73 \text{ (g)} \times 1.000 \text{ (mL/L)}}{50 \text{ (mL)}} = \mathbf{54,6 \text{ (g/L)}}$$

La solubilidad de esta sal es 54,6 (g/L)

Si la masa molar de esta sustancia es 275,8 (g/mol), podemos calcular su solubilidad en mol/L como sigue:

$$S = \frac{2,73 \text{ (g)} \times 1.000 \text{ (mL/L)}}{275,8 \text{ (g/mol)} \times 50 \text{ (mL)}} = \mathbf{0,198 \text{ (mol/L)}}$$

Otra forma de hacer este último cálculo es toma la solubilidad en g/L y dividirla directamente por la masa molar, de la siguiente forma:

$$S(\text{mol/L}) = \frac{S \text{ (g/L)}}{M \text{ (g/mol)}} = \frac{54,6 \text{ (g/L)}}{275,8 \text{ (g/mol)}} = \mathbf{0,198 \text{ (mol/L)}}$$

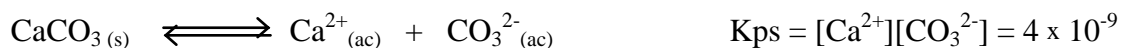
La solubilidad es 0,198 (mol/L).

- 2) ¿Cuántos gramos de carbonato de calcio, CaCO_3 , serían necesarios disolver para tener 200 mL una disolución saturada de esta sal, si su K_{ps} es 4×10^{-9} ?

Respuesta:

Comenzamos por calcular la solubilidad del carbonato de calcio pues se trata de una disolución saturada.

Sabemos que:



Donde:

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = \text{solubilidad} = S$$

Reemplazando en el K_{ps} nos queda:

$$K_{ps} = 4 \times 10^{-9} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = (S)(S) = S^2$$

Por lo tanto:

$$S = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{4 \times 10^{-9}} = 6,32 \times 10^{-5} \text{ (mol/L)}$$

La solubilidad de esta sal en agua pura es $6,32 \times 10^{-5}$ (mol/L).

Para preparar 200 mL de disolución, la masa en gramos necesaria será:

$$S(\text{mol/L}) = \frac{m(\text{g}) \times 1.000 \text{ (mL/L)}}{M(\text{g/mol}) \times V(\text{mL})} = 6,32 \times 10^{-5} \text{ (mol/L)}$$

Donde la masa molar del carbonato de calcio es 100 (g/mol). Despejando y resolviendo la ecuación, llegamos a lo siguiente:

$$m = \frac{S(\text{mol/L}) \times M(\text{g/mol}) \times V(\text{mL})}{1.000 \text{ (mL/L)}}$$

$$m = \frac{6,32 \times 10^{-5} \text{ (mol/L)} \times 100 \text{ (g/mol)} \times 200 \text{ (mL)}}{1.000 \text{ (mL/L)}} = \mathbf{1,26 \times 10^{-3} \text{ (g)}}$$

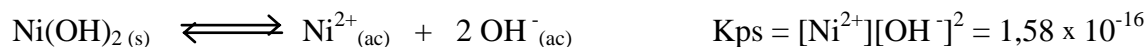
La masa necesaria es $1,26 \times 10^{-3}$ (g).

3) El producto de solubilidad del hidróxido de níquel, $\text{Ni}(\text{OH})_2$, a $25\text{ }^\circ\text{C}$ es $1,58 \times 10^{-16}$. Entonces,

- Calcule la solubilidad en agua de este hidróxido.
- Calcule el pH de una disolución saturada de este hidróxido a $25\text{ }^\circ\text{C}$.

Respuesta:

a) Sabemos que:



Donde:

$$[\text{Ni}^{2+}] = S \quad \text{y} \quad [\text{OH}^{-}] = 2S$$

Reemplazando en el K_{ps} nos queda:

$$K_{ps} = 1,58 \times 10^{-16} = [\text{Ni}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2 = (S)(2S)^2 = 4S^3$$

Despejando la solubilidad,

$$S = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,58 \times 10^{-16}}{4}} = 3,4 \times 10^{-6} \text{ (mol/L)}$$

La solubilidad es $3,4 \times 10^{-6}$ (mol/L).

b) Del balance de masa para el ion hidróxido, reemplazamos el valor de la solubilidad:

$$[\text{OH}^{-}] = 2S = 2 \times 3,4 \times 10^{-6} \text{ (mol/L)} = 6,8 \times 10^{-6} \text{ (mol/L)}$$

$$\text{pOH} = -\log 6,8 \times 10^{-6} = 5,2$$

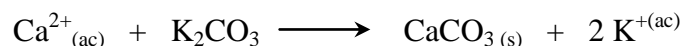
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8,8$$

El pH de la disolución saturada es 8,8.

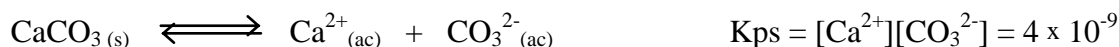
- 4) Se mezclan 70 mL de una disolución de ion Ca(II) de concentración 10^{-4} (mol/L) con 15 mL de una disolución de carbonato de potasio, K_2CO_3 , de concentración 2×10^{-6} (mol/L). ¿Se formará un precipitado de carbonato de calcio, $CaCO_3$ si su K_{ps} es 4×10^{-9} ?

Respuesta:

Al mezclar ambas disoluciones, se puede formar un precipitado de carbonato de calcio según la siguiente reacción:



Donde:



Lo primero que se debe hacer cuando se mezclan disoluciones es **calcular las nuevas concentraciones como producto de la dilución:**

$$C_{Ca^{2+}} = \frac{70 \text{ (mL)} \times 10^{-4} \text{ (mol/L)}}{[70 \text{ (mL)} + 15 \text{ (mL)}]} = 8,24 \times 10^{-5} \text{ (mol/L)}$$

$$C_{K_2CO_3} = \frac{15 \text{ (mL)} \times 2 \times 10^{-6} \text{ (mol/L)}}{[70 \text{ (mL)} + 15 \text{ (mL)}]} = 3,53 \times 10^{-7} \text{ (mol/L)}$$

Entonces, las nuevas concentraciones de los iones Ca^{2+} y CO_3^{2-} son $8,24 \times 10^{-5}$ (mol/L) y $3,53 \times 10^{-7}$ (mol/L) respectivamente.

Calculemos ahora el producto iónico, PI, con estas concentraciones analíticas que pueden dar origen al precipitado:

$$PI = C_{Ca^{2+}} C_{K_2CO_3} = [8,24 \times 10^{-5} \times 3,53 \times 10^{-7}] = \mathbf{2,91 \times 10^{-11}}$$

Como:

$$PI < K_{ps} \\ 2,91 \times 10^{-11} < 4 \times 10^{-9}$$

Por lo tanto no se formará precipitado.

- 5) Calcular la solubilidad del sulfuro de plata, Ag_2S , si su K_{ps} es 8×10^{-51} , en los siguientes casos:
- Agua pura.
 - En presencia de una disolución de nitrato de plata, AgNO_3 , de concentración 0,2 (mol/L).
 - En presencia de una disolución de sulfuro de sodio, Na_2S , de concentración 0,003 (mol/L)

Respuesta:

El equilibrio de solubilidad de esta sal poco soluble es:



- a) En agua pura, tenemos los siguientes balances de masa para ambos iones:

$$[\text{Ag}^+] = 2 S \quad \text{y} \quad [\text{S}^{2-}] = S$$

Reemplazando en el K_{ps} :

$$K_{ps} = 8 \times 10^{-51} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{S}^{2-}] = (2 S)^2 (S) = 4 S^3$$

Despejando y calculando la solubilidad:

$$S = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8 \times 10^{-51}}{4}} = 1,26 \times 10^{-17} \text{ (mol/L)}$$

La solubilidad en agua pura es $1,26 \times 10^{-17}$ (mol/L).

- b) El nitrato de plata es una sal completamente soluble, por lo tanto se disocia completamente en disolución acuosa:



Esta sal soluble aporta una concentración de 0,2 (mol/L) en ion plata(I), que es un ion común con el precipitado. Por lo tanto, los nuevos balances de masa en presencia del ion común, Ag^+ , son:

$$[\text{Ag}^+] = 2 S + 0,2 \quad \text{y} \quad [\text{S}^{2-}] = S$$

Reemplazando en el K_{ps} :

$$K_{ps} = 8 \times 10^{-51} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{S}^{2-}] = (2 S + 0,2)^2 (S)$$

Esta ecuación es bastante difícil de resolver matemáticamente, por lo tanto, se hace necesario hacer aproximaciones de modo de simplificar el problema matemático. Para este efecto, y viendo que el valor del K_{ps} es pequeño, y que el efecto del ion común disminuye la solubilidad, hacemos la siguiente aproximación:

$$[Ag^+] = 2S + 0,2 \sim 0,2 \text{ (mol/L)}$$

Esta aproximación *debe* chequearse, de lo contrario, el problema *no* está bien resuelto.

Entonces:

$$[Ag^+] = 0,2 \text{ y } [S^{2-}] = S$$

Reemplazando en el K_{ps} :

$$K_{ps} = 8 \times 10^{-51} = [Ag^+]^2 [S^{2-}] = (0,2)^2(S) = 0,04S$$

$$S = \frac{K_{ps}}{0,04} = \frac{8 \times 10^{-51}}{0,04} = 2 \times 10^{-49} \text{ (mol/L)}$$

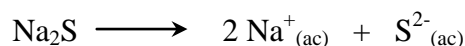
La solubilidad en presencia del ion común plata(I) es 2×10^{-49} (mol/L).

Chequeando la aproximación:

$$[Ag^+] = 2S + 0,2 = 2(2 \times 10^{-49}) + 0,2 = 4 \times 10^{-49} + 0,2 = 0,2 \text{ (mol/L)}$$

La aproximación esta correcta, por lo tanto, el problema ha sido resuelto satisfactoriamente.

- c) El sulfuro de sodio es una sal completamente soluble, por lo tanto se disocia completamente en disolución acuosa:



Esta sal soluble aporta una concentración de 0,003 (mol/L) en ion sulfuro, que es un ion común con el precipitado. Por lo tanto, los nuevos balances de masa en presencia del ion común, S^{2-} , son:

$$[Ag^+] = 2S \text{ y } [S^{2-}] = S + 0,003$$

Reemplazando en el Kps:

$$K_{ps} = 8 \times 10^{-51} = [Ag^+]^2 [S^{2-}] = (2S)^2(S + 0,003)$$

Igual que el caso anterior, esta ecuación es bastante difícil de resolver matemáticamente, por lo tanto, se hace necesario hacer aproximaciones de modo de simplificar el problema matemático.

$$[S^{2-}] = S + 0,003 \sim 0,003$$

Entonces:

$$K_{ps} = 8 \times 10^{-51} = [Ag^+]^2 [S^{2-}] = (2S)^2(0,003) = 0,012 S^2$$

$$S = \sqrt{\frac{K_{ps}}{0,012}} = \sqrt{\frac{8 \times 10^{-51}}{0,012}} = \mathbf{8,2 \times 10^{-25} \text{ (mol/L)}}$$

La solubilidad es $8,2 \times 10^{-25}$ (mol/L) en presencia de este ion común.

Chequeando la aproximación:

$$[S^{2-}] = S + 0,003 = 8,2 \times 10^{-25} + 0,003 = 3 \times 10^{-3} \text{ (mol/L)}$$

La aproximación esta correcta, por lo tanto, el problema ha sido resuelto satisfactoriamente.

B. Cálculos de Solubilidad, Ejercicios Propuestos.

1) La solubilidad del sulfato de plomo(II), PbSO_4 , en agua es 0,038 g/L. Calcule el producto de solubilidad de esta sal.

R: $1,6 \times 10^{-8}$

2) El K_{ps} del sulfato de estroncio, SrSO_4 , es $2,8 \times 10^{-7}$. Entonces, calcule:

- La concentración del ion Sr^{2+} en una disolución saturada de SrSO_4 .
- La concentración de ion sulfato, SO_4^{2-} , en una disolución saturada de SrSO_4 .
- La masa en gramos de SrSO_4 en 100 mL de disolución saturada.

R: (a) $5,3 \times 10^{-4}$ (mol/L) (b) $5,3 \times 10^{-4}$ (mol/L) (c) $9,7 \times 10^{-3}$ (g)

3) Calcule la solubilidad, en mol/L, para las siguientes sustancias poco solubles en disolución acuosa, dados sus valores del producto de solubilidad:

- BaCrO_4 , $K_{ps} = 1,2 \times 10^{-10}$.
- PbBr_2 , $K_{ps} = 4 \times 10^{-5}$.
- CeF_3 , $K_{ps} = 8 \times 10^{-16}$.
- $\text{Mg}_3(\text{AsO}_4)_2$, $K_{ps} = 2,1 \times 10^{-20}$.

R: (a) $1,1 \times 10^{-5}$ (mol/L) (b) $2,2 \times 10^{-2}$ (mol/L) (c) $7,4 \times 10^{-5}$ (mol/L) (d) $4,5 \times 10^{-5}$ (mol/L)

4) Dados los valores de solubilidad en disolución acuosa, calcule el K_{ps} para las siguientes sustancias:

- CsMnO_4 , $S = 3,8 \times 10^{-3}$ mol/L.
- $\text{Pb}(\text{ClO}_2)_2$, $S = 2,8 \times 10^{-3}$ mol/L.
- Li_3PO_4 , $S = 2,9 \times 10^{-3}$ mol/L.

R: (a) $K_{ps} = 1,4 \times 10^{-5}$ (b) $K_{ps} = 8,8 \times 10^{-8}$ (c) $K_{ps} = 1,9 \times 10^{-9}$

5) Indique si se formará precipitado en una disolución con las siguientes concentraciones de iones:

- $C_{\text{Mg}^{2+}} = 0,0037$ mol/L, $C_{\text{CO}_3^{2-}} = 0,0068$ mol/L, $K_{ps_{\text{MgCO}_3}} = 3,5 \times 10^{-8}$.
- $C_{\text{Ag}^+} = 0,018$ mol/L, $C_{\text{SO}_4^{2-}} = 0,0062$ mol/L, $K_{ps_{\text{Ag}_2\text{SO}_4}} = 1,4 \times 10^{-5}$.
- $C_{\text{Cr}^{3+}} = 0,038$ mol/L, $\text{pH} = 3,20$, $K_{ps_{\text{Cr}(\text{OH})_3}} = 6,3 \times 10^{-31}$.

R: (a) hay precipitado (b) no hay precipitado (c) no hay precipitado.

6) Si a 0,50 L de una disolución de nitrato de plata, AgNO_3 , de concentración 0,010 (mol/L) se le añaden 0,080 mol de ácido acético, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, ¿se formará un precipitado de acetato de plata, AgCH_3CO_2 ? El valor del K_{ps} para el acetato de plata es $2,3 \times 10^{-13}$ y la constante de acidez, K_a , para el ácido acético es $1,8 \times 10^{-5}$.

R: Sí, se forma precipitado.

7) Las caries en los seres humanos se pueden evitar bebiendo agua que contenga 1,0 ppm de ion fluoruro. Se desea saber:

- ¿Qué concentración de iones calcio, Ca^{2+} , expresada en ppm, puede contener una agua potable para que pueda fluorarse sin que aparezca un precipitado de fluoruro de calcio, CaF_2 ?
- ¿Qué cantidad de fluoruro de potasio, KF, será necesaria para fluorar diariamente el agua potable de una población de 200.000 habitantes sabiendo que cada uno de ellos consume 1,8 (L/día)? El valor del K_{ps} del fluoruro de calcio es $4,9 \times 10^{-11}$.

R: (a) 710 ppm (b) 1,1 kg

8) El producto de solubilidad del cloruro de plata, AgCl , es $2,0 \times 10^{-10}$. Calcule la solubilidad del ion plata, Ag^+ , expresada en gramos por litro en:

- Agua pura.
- Ácido clorhídrico de concentración 0,10 (mol/L)

R: (a) $1,53 \times 10^{-3}$ (g/L) (b) $2,15 \times 10^{-7}$ (g/L)

9) La solubilidad del yeso, sulfato de calcio, a la temperatura de 18 °C es 0,015 (mol/L). ¿Cuántos gramos de sulfato calcio, CaSO_4 , pueden disolverse a la misma temperatura en un litro de sulfato de potasio, K_2SO_4 , de concentración 0,10 (mol/L)?

R: Se pueden disolver 0,31 gramos de sulfato de calcio.

10) El pH de una disolución saturada de hidróxido férrico, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, a 25 °C es 10,3. Calcule la solubilidad de esta sustancia a esa temperatura y el producto de solubilidad de este compuesto.

R: $S = 6,67 \times 10^{-5}$ (mol/L) $K_{ps} = 5,3 \times 10^{-16}$

- 11) El fluoruro de calcio, CaF_2 ; es una sal poco soluble cuyo K_{ps} tiene un valor de $3,9 \times 10^{-11}$.
Calcule la solubilidad de esta sal en presencia de una disolución de pH igual a 3,0. Considere que el ion fluoruro se comporta como una base débil cuyo K_b tiene un valor de $1,5 \times 10^{-11}$.

R: $3,94 \times 10^{-4}$ (mol/L)

- 12) Calcule la solubilidad de la hidroxiapatita, $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$, en agua pura si su pK_{ps} es 58,6.

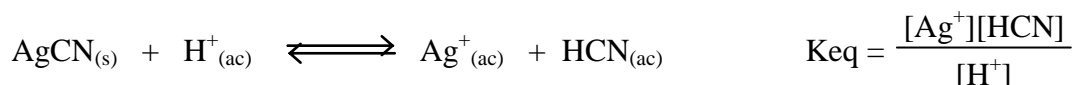
R: $7,9 \times 10^{-5}$ (mol/L)

C. Cálculos de Solubilidad y Acidez, Ejercicios Resueltos.

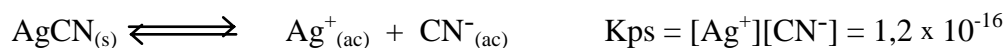
- 1) Calcule la solubilidad el cianuro de plata, AgCN, en presencia de una disolución tamponada de pH 3,0. El producto de solubilidad para el cianuro de plata es $1,2 \times 10^{-16}$ y la constante de acidez para el ácido cianhídrico es $4,8 \times 10^{-10}$.

Respuesta:

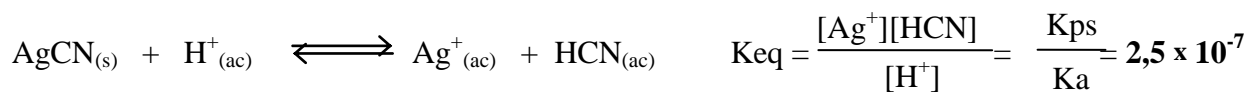
Como el cianuro de plata es una sal poco soluble proveniente del ácido cianhídrico, es posible que se disuelva a pH ácido de acuerdo con la siguiente reacción:



Esta nueva constante, que da cuenta de la solubilidad del AgCN en medio ácido, debe ser calculada a partir del Kps y el Ka del cianuro de plata y el ácido cianhídrico respectivamente.



Despejando $[\text{Ag}^+]$ del Kps y $[\text{HCN}]$ del Ka, y luego reemplazando en Keq, se llega a lo siguiente:



Los balances de masa son los siguientes:

$$[\text{Ag}^+] = S, [\text{HCN}] = S \text{ y } [\text{H}^+] = 10^{-3} - S$$

Reemplazando en la constante de equilibrio, Keq, podemos calcular la solubilidad:

$$K_{eq} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{HCN}]}{[\text{H}^+]} = \frac{S^2}{10^{-3} - S} = 2,5 \times 10^{-7}$$

Entonces e llega a lo siguiente:

$$S^2 + 2,5 \times 10^{-7} S - (10^{-3} \times 2,5 \times 10^{-7}) = 0$$

Esta ecuación cuadrática se puede resolver sin mayor problema, no siendo necesario hacer aproximaciones. Entonces, resolviendo la ecuación cuadrática en “S”, se llega a lo siguiente:

$$S = 1,6 \times 10^{-5} \text{ (mol/L)}$$

La solubilidad del cianuro de plata en una disolución tamponada a pH = 3 es $1,6 \times 10^{-5}$ (mol/L).

Finalmente, y de acuerdo con los criterios de solubilidad, este precipitado es muy poco soluble en medio ácido.

D. Cálculos de Solubilidad y Acidez, Ejercicios Propuestos.

1) El valor del producto de solubilidad para el hidróxido férrico, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, es $1,4 \times 10^{-38}$. Calcule la solubilidad de este hidróxido en:

- Agua pura.
- En una disolución de cloruro férrico, FeCl_3 , de concentración 0,01 (mol/L).
- Una disolución que contiene fosfato ácido de sodio; Na_2HPO_4 , y fosfato de sodio; Na_3PO_4 , de concentraciones 0,025 (mol/L) y 0,05 (mol/L) respectivamente ($\text{pK}_{a1} = 2,12$, $\text{pK}_{a2} = 7,21$ y $\text{pK}_{a3} = 12,4$).

$$\text{R: (a) } 1,51 \times 10^{-10} \text{ (mol/L) (b) } 1,7 \times 10^{-13} \text{ (mol/L) (c) } 1,1 \times 10^{-34} \text{ (mol/L)}$$

2) Calcule la solubilidad del hidróxido de manganeso, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, en cada una de las siguientes situaciones, si su K_{ps} es $1,9 \times 10^{-13}$:

- Agua pura.
- Una disolución de pH igual a 3,0.
- Una disolución de pH igual a 12,0.

$$\text{R: (a) } 3,6 \times 10^{-5} \text{ (mol/L) (b) } 1,9 \times 10^9 \text{ (mol/L) (c) } 1,9 \times 10^{-9} \text{ (mol/L)}$$

3) La hidroxiapatita ($\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$, $K_{ps} = 10^{-58,37}$) es el principal fosfato de calcio componente del esmalte dental. Este fosfato puede tener reacciones de intercambio iónico con los iones carbonato de la saliva, $\text{CO}_3^{2-}(\text{ac})$, para dar carboxiapatita ($\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6\text{CO}_3$, $K_{ps} = 10^{-50,87}$) que es menos resistente al ataque ácido producido por la placa bacteriana. De acuerdo con estos datos:

- Demuestre matemáticamente que la solubilidad de la hidroxiapatita es menor que la solubilidad de la carboxiapatita.

b) ¿Cómo sería la solubilidad de estas apatitas en presencia de una saliva alcalina? Justifique su respuesta utilizando las ecuaciones químicas que correspondan.

R: (a) La hidroxiapatita es 1,7 veces más insoluble que la carboxiapatita
(b) Para ambas apatitas, un aumento de la alcalinidad disminuye la solubilidad.

4) La mayoría de los cálculos renales están formados por oxalato de calcio monohidratado, $\text{CaC}_2\text{O}_4 \times \text{H}_2\text{O}$. Para su tratamiento y prevención, se sugiere el consumo de altas dosis de ácido cítrico de modo de aumentar la acidez de la orina y disolver los cálculos de oxalato. Si el K_{ps} del oxalato de calcio es 4×10^{-9} , calcule:

- La solubilidad del oxalato de calcio en agua pura.
- La solubilidad del oxalato de calcio en una orina ácida de pH igual a 5,0.
- El pH óptimo para poder disolver completamente los cálculos renales formados por oxalato de calcio. ¿Es posible alcanzar esta acidez óptima en nuestro organismo?

Datos: $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, $\text{pK}_{a1} = 1,27$; $\text{pK}_{a2} = 4,28$

R: (a) $6,3 \times 10^{-5}$ (mol/L) (b) $8,9 \times 10^{-6}$ (mol/L) (c) pH = 1,8, este valor de acidez no es posible en una orina sana normal.

5) El fosfato ácido de calcio, CaHPO_4 , es un constituyente frecuente de los llamados cálculos dentales. Si el producto de solubilidad de este fosfato es 1×10^{-7} , calcule la solubilidad de un cálculo dental formado por fosfato ácido de calcio bajo las siguientes condiciones:

- Considere a la saliva como si fuese agua pura.
- Una saliva cariogénica de pH igual a 5,0.
- Una saliva con alta capacidad tamponante de pH igual a 8,0.
- ¿Cuál sería el pH óptimo para disolver este cálculo dental? Considere una solubilidad de 10^{-3} (mol/L)

Datos: H_3PO_4 , $\text{pK}_{a1} = 2,15$; $\text{pK}_{a2} = 7,2$; $\text{pK}_{a3} = 12,38$.

R: (a) $3,16 \times 10^{-4}$ (mol/L) (b) $1,0 \times 10^{-5}$ (mol/L) (c) $1,0 \times 10^{-8}$ (mol/L) (d) pH = 3,0.

6) El carbonato de calcio, CaCO_3 , puede ser el principal componente mineral del llamado sarro dental. Este carbonato, puede solubilizarse en medio ácido liberando los iones calcio que lo forman. Si el producto de solubilidad del carbonato de calcio es $2,8 \times 10^{-9}$, calcule la solubilidad de esta sustancia bajo las siguientes condiciones:

a) Agua pura.

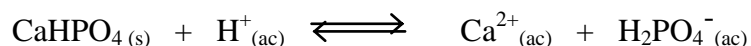
b) Un saliva levemente alcalina de pH igual a 7,5.

c) Un saliva levemente ácida con un valor de pH igual a 6,5.

Datos: H_2CO_3 , $\text{pK}_{\text{a}1} = 6,36$; $\text{pK}_{\text{a}2} = 10,33$.

R: (a) $5,3 \times 10^{-5}$ (mol/L) (b) $3,16 \times 10^{-8}$ (mol/L) (c) $3,2 \times 10^{-7}$ (mol/L).

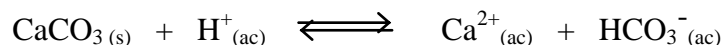
7) El fosfato ácido de calcio, brushita, puede formar parte de los cálculos dentales. Calcule la solubilidad del fosfato ácido de calcio, CaHPO_4 , en función del pH, dados los siguientes datos:



$\text{K}_{\text{ps}}_{\text{CaHPO}_4} = 1,0 \times 10^{-7}$, $\text{pK}_{\text{a}}_{\text{H}_2\text{PO}_4}$: $\text{pK}_{\text{a}1} = 2,15$; $\text{pK}_{\text{a}2} = 7,20$; $\text{pK}_{\text{a}3} = 12,38$

R: A valores de pH menores e iguales que 3,0, la solubilidad es considerable.

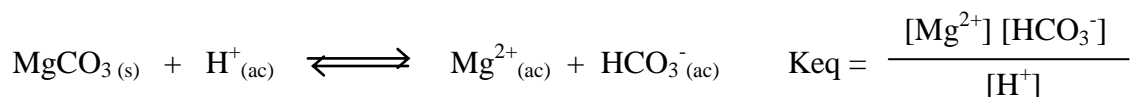
8) El carbonato de calcio, CaCO_3 , puede formar parte de los llamados cálculos dentales. Calcule la solubilidad de este carbonato en función de la acidez, según la siguiente ecuación:



$\text{K}_{\text{ps}}_{\text{CaCO}_3} = 2,8 \times 10^{-9}$, $\text{pK}_{\text{a}}_{\text{H}_2\text{CO}_3}$: $\text{pK}_{\text{a}1} = 6,36$; $\text{pK}_{\text{a}2} = 10,33$

R: El precipitado comienza a ser soluble a valores de pH menores e iguales que 3,0

9) El carbonato de magnesio (MgCO_3 , $\text{pK}_{\text{ps}} = 7,46$) puede ser uno de los componentes minerales del sarro dental. Este carbonato podría disolverse en medio ácido de acuerdo con la siguiente reacción:



Entonces:

a) Calcule el valor de la constante de equilibrio, K_{eq} , para el proceso.

- b) Calcule el pH al cual el carbonato de magnesio se encuentre completamente soluble.
c) ¿Es posible encontrar este pH a nivel oral.

Datos: H_2CO_3 , $\text{pK}_{\text{a}1} = 6,36$; $\text{pK}_{\text{a}2} = 10,33$.

R: $K_{\text{eq}} = 741$; $\text{pH} = 3$; teóricamente no, ya que los valores de pH oral normal está entre 5 y 8.

Guía N° 6, Equilibrios de Complejación

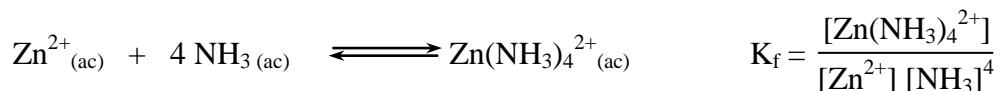
I. Equilibrios de Complejación.

A. Equilibrios de Complejación, Ejercicios Resueltos.

1) Al añadir 0,050 mol de cloruro de cinc, ZnCl_2 , a 1,0 litro de amoníaco acuoso, NH_3 (ac), de concentración 3,00 (mol/L), la concentración del ion cinc en el equilibrio, Zn^{2+} (ac), es $2,79 \times 10^{-13}$ (mol/L). Según estos datos, calcule la constante de formación del complejo de cinc amoniacal, $\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$.

Respuesta:

La reacción de formación del complejo amoniacal de cinc es la siguiente:



Considerando los siguientes balances de masa tanto para el metal como para el ligando:

A. Balance de masa para el metal:

$$C_{\text{Zn}^{2+}} = [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}] = 0,050 \text{ (mol/L)}$$

B. Balance de masa para el ligando:

$$C_{\text{NH}_3} = [\text{NH}_3] + 4 [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}] = 3,00 \text{ (mol/L)}$$

Donde,

$$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}] = 0,050 \text{ (mol/L)}$$

Reemplazando este valor en el balance de masa del ligando y despejando la concentración del amoníaco en el equilibrio, se llega a lo siguiente:

$$C_{\text{NH}_3} = [\text{NH}_3] + 4 [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}] = 3,00 \text{ (mol/L)}$$

$$[\text{NH}_3] + 4 [0,050 \text{ (mol/L)}] = 3,00 \text{ (mol/L)}$$

$$[\text{NH}_3] = 3,00 \text{ (mol/L)} - 0,2 \text{ (mol/L)}$$

$$[\text{NH}_3] = 2,80 \text{ (mol/L)}$$

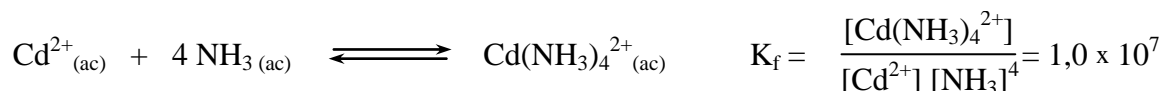
Reemplazando estos valores en K_f , nos queda:

$$K_f = \frac{[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}] [\text{NH}_3]^4} = \frac{[0,050]}{[2,79 \times 10^{-13}] [2,80]^4} \mathbf{2,9 \times 10^9}$$

2) En 1,0 litro de una disolución que contiene 0,0020 mol de cloruro de cadmio, CdCl_2 , y 1,2 mol de amoníaco acuoso, NH_3 (ac), ¿cuál será la concentración de ion cadmio libre, Cd^{2+} (ac), si la constante de formación del complejo amoniacal, $\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+}$, tiene un valor de $1,0 \times 10^7$?

Respuesta:

La reacción de formación del complejo amoniacal de cadmio y su constante de equilibrio son:



Los balances de masa para el metal y el ligando son:

$$C_{\text{Cd}^{2+}} = [\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+}] = 0,0020 \text{ (mol/L)}$$

$$C_{\text{NH}_3} = [\text{NH}_3] + 4 [\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+}] = 1,2 \text{ (mol/L)}$$

Donde:

$$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+}] = 0,0020 \text{ (mol/L)}$$

Reemplazando en el balance de masa del ligando:

$$C_{\text{NH}_3} = [\text{NH}_3] + 4 [\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+}] = 1,2 \text{ (mol/L)}$$

$$[\text{NH}_3] + 4 [0,0020 \text{ (mol/L)}] = 1,2 \text{ (mol/L)}$$

$$[\text{NH}_3] = 1,2 \text{ (mol/L)} - 0,008 \text{ (mol/L)}$$

$$[\text{NH}_3] = 1,192 \text{ (mol/L)}$$

Reemplazando estos valores en K_f , nos queda:

$$K_f = \frac{[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+}]}{[\text{Cd}^{2+}] [\text{NH}_3]^4} = \frac{[0,0020]}{[\text{Cd}^{2+}] [1,192]^4} = 1,0 \times 10^7$$

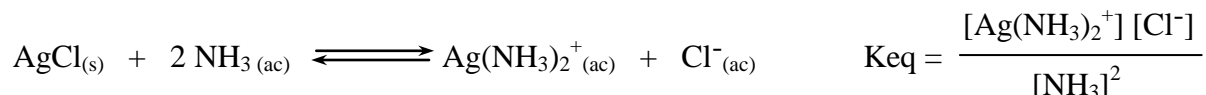
Despejando y calculando la concentración del ion cadmio libre:

$$[\text{Cd}^{2+}] = 9,9 \times 10^{-11} \text{ (mol/L)}$$

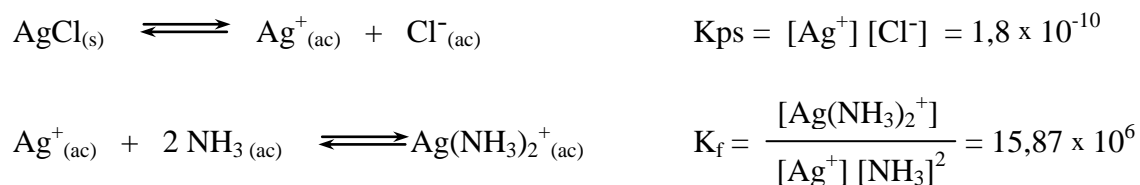
3) En una disolución que contiene un precipitado de cloruro de plata, AgCl , se le añade amoníaco acuoso, $\text{NH}_3(\text{ac})$, de concentración 0,20 mol/L. Calcular las concentraciones de todas las especies solubles en el equilibrio si la constante de formación del complejo amoniacal de plata vale $15,87 \times 10^6$ y el valor de la constante del producto de solubilidad para el cloruro de plata es $1,8 \times 10^{-10}$.

Respuesta:

El precipitado de cloruro de plata es posible que se disuelva por formación del complejo amoniacal según la siguiente ecuación:



Esta constante de equilibrio, que no se encuentra tabulada, se puede calcular a partir del K_{ps} del cloruro de plata y de la constante de formación del complejo amoniacal.



Despejando $[\text{Cl}^-]$ del K_{ps} y $[\text{Ag}^+]$ del K_{f} , y luego reemplazando en K_{eq} , se llega a lo siguiente:

$$\begin{aligned} \text{AgCl}_{(s)} + 2 \text{NH}_3(\text{ac}) &\rightleftharpoons \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac}) \\ K_{\text{eq}} &= \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+][\text{Cl}^-]}{[\text{NH}_3]^2} = K_{\text{ps}} \times K_{\text{f}} = 2,9 \times 10^{-3} \end{aligned}$$

Los balances de masa son los siguientes:

$$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] = S \quad [\text{Cl}^-] = S \quad [\text{NH}_3] = C_{\text{NH}_3} - 2S = 0,20 - 2S$$

Reemplazando estos valores en la constante de equilibrio. K_{eq} :

$$K_{\text{eq}} = 2,9 \times 10^{-3} = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+][\text{Cl}^-]}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{(S)(S)}{(0,20 - 2S)^2} = \frac{S^2}{(0,20 - 2S)^2}$$

Esta última ecuación es bastante simple de resolver matemáticamente, dando el siguiente resultado:

$$S = 9,7 \times 10^{-3} \text{ (mol/L)}$$

Pero:

$$[\text{Cl}^-] = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] = S \quad \text{y} \quad [\text{NH}_3] = 0,20 - 2S$$

Entonces:

$$[\text{Cl}^-] = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] = \mathbf{9,7 \times 10^{-3} \text{ (mol/L)}}$$

$$[\text{NH}_3] = [0,20 - 2(9,7 \times 10^{-3})] \text{ (mol/L)}$$

$$[\text{NH}_3] = \mathbf{0,18 \text{ (mol/L)}}$$

B. Equilibrios de Complejación, Ejercicios Propuestos.

1) El ion cianuro, $\text{CN}^-_{(ac)}$, es un tóxico porque forma iones estables con Fe^{3+} en ciertas proteínas que contiene hierro. Para estudiar este efecto, un bioquímico mezcla 25 mL del complejo $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}]$ de concentración $3,1 \times 10^{-2}$ mol/L, con 35 mL de cianuro de sodio, NaCN, 1,5 mol/L. ¿Cuál es la concentración final del ion $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}]$ si K_f para el complejo cianurado, $[\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}]$, es 4×10^{43} .

R: $1,3 \times 10^{-45}$ (mol/L).

2) Cuando 0,82 g de cloruro de cinc, ZnCl_2 , se disuelven en 250 mL de cianuro de sodio, NaCN, de concentración 0,15 mol/L, ¿cuáles son las concentraciones de todas las especies en el equilibrio si la constante de formación del complejo, K_f , de cinc cianurado, $\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-}$, tiene el valor $4,2 \times 10^{19}$?

R: $[\text{Zn}^{2+}] = 6,2 \times 10^{-17}$ (mol/L), $[\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-}] = 0,024$ (mol/L), $[\text{CN}^-] = 0,055$ mol/L

3) ¿Cuál debe ser la concentración inicial de amoníaco en una disolución amoniacal que es 0,02 mol/L en nitrato de cobre; $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, de modo que la concentración final del ion cobre en el equilibrio, $\text{Cu}^{2+}_{(ac)}$, sea $1,0 \times 10^{-12}$ mol/L?

Datos: $\log k_1 = 3,99$, $\log k_2 = 3,34$, $\log k_3 = 2,73$, $\log k_4 = 1,97$.

R: $\text{C}_{\text{NH}_3} = 0,45$ mol/L.

4) Calcule la solubilidad del bromuro de plata, AgBr, en:

a) Agua pura,

b) En una disolución que contiene 1,0 mol/L de tiosulfato de sodio, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

$K_{ps_{\text{AgBr}}} = 5 \times 10^{-13}$, $K_{f_{\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}}} = 4,7 \times 10^{13}$.

R: (a) $7,1 \times 10^{-7}$ (mol/L) (b) 0,45 (mol/L).

5) Calcule la solubilidad del fosfato de calcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, en una disolución de fosfato ácido de sodio, Na_2HPO_4 , de concentración 1,5 mol/L.

$\text{p}K_{ps_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}} = 28,7$; $K_{f_{\text{CaHPO}_4}} = 501,2$

R: $3,78 \times 10^{-5}$ mol/L

6) El citrato de sodio es muy utilizado para dar el sabor cítrico a las bebidas gaseosas. Sin embargo el ion citrato (que podemos abreviar como Ct^{3-}) forma complejos estables solubles con el ion calcio, CaCt^- , cuya constante de formación tiene un valor de $10^{4.85}$. Entonces, calcule la solubilidad del fosfato de calcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, de un jugo de piña comercial cuya concentración de citrato de sodio, Na_3Ct , tiene un valor de 0,25 (mol/L). El producto de solubilidad del fosfato de calcio vale 2×10^{-29} .

R: $4,4 \times 10^{-4}$ (mol/L)

7) El hidróxido férrico, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, suele manchar con feas manchas de color café nuestra ropa (esto es lo que se conoce frecuentemente como manchas de óxido). Para quitar estas feas manchas, se sugiere utilizar un detergente que contenga EDTA, H_4Y , ya que el ion férrico, $\text{Fe}^{3+}_{(\text{ac})}$, forma complejos muy estables solubles, $\text{FeY}^-_{(\text{ac})}$, con este agente complejante. ¿Será posible sacar una fea mancha de óxido si se deja remojando un delantal blanco con un detergente que contiene EDTA de concentración 1,2 (mol/L)? El K_{ps} para el hidróxido férrico vale 4×10^{-38} y la constante de formación K_f del complejo vale $1,7 \times 10^{24}$.

R: A pesar de la baja solubilidad, $2,34 \times 10^{-4}$ (mol/L), sí es posible sacar la mancha con suficiente remojo.

8) Un material dental de dudosa calidad tiene un “baño” de níquel, el cual ha sido oxidado por el uso. Para lavar el material dental, un operario lo ha dejado en remojo toda la noche con un lavalozas que contiene amoníaco, de modo de disolver las machas verdosas de hidróxido de níquel, $\text{Ni}(\text{OH})_2$. Indique, utilizando los cálculos adecuados, si es posible disolver el hidróxido de níquel en presencia del detergente amoniacal si la concentración de amoníaco es 1,5 (mol/L).

Datos: $K_{\text{ps}_{\text{Ni}(\text{OH})_2}} = 2 \times 10^{-15}$, $K_{f_{\text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+}}} = 5,5 \times 10^8$

R: Sí, es posible ya que la solubilidad de complejo de níquel amoniacal es $7,4 \times 10^{-3}$ (mol/L).

9) El fosfato ácido de calcio, CaHPO_4 , es un constituyente frecuente del sarro dentinario. Para limpiar un conducto de este sarro, se suele lavar con una disolución de EDTA. H_4Y , al 0,5 %

(0,01 mol/L). ¿Es posible remover el sarro dentinario lavando el conducto con esta disolución de EDTA? Datos: $K_{ps_{CaHPO_4}} = 1 \times 10^{-7}$, $K_{f_{CaY^{2-}}} = 5 \times 10^{10}$.

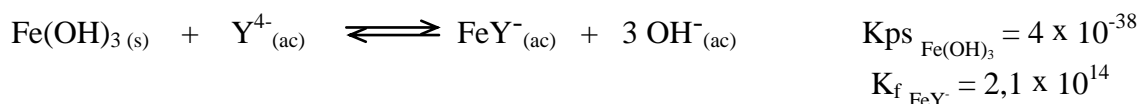
R: Sí, es posible, ya que el complejo CaY^{2-} tiene una solubilidad de 0,01 (mol/L)

10) Encuentre la concentración de EDTA, H_4Y , necesaria para disolver completamente un callo dental formado por fosfato de calcio, $Ca_3(PO_4)_2$. Recuerde que una sustancia se considera soluble si su solubilidad es 10^{-3} (mol/L). Datos: $K_{ps_{Ca_3(PO_4)_2}} = 2 \times 10^{-29}$, $K_{f_{CaY^{2-}}} = 5 \times 10^{10}$.

R: 3×10^{-3} (mol/L)

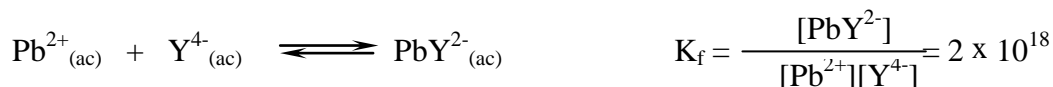
11) El óxido férrico, $Fe(OH)_3$ es el principal componente del “óxido” que se forma en los aceros de dudosa calidad. A un dentista se le ha oxidado el espejo dental, supuestamente de “acero inoxidable”. Se le recomienda que lave este espejo con una disolución 0,1 mol/L de EDTA, H_4Y . Según estos datos:

- Escriba la expresión de la constante de equilibrio y calcule su valor numérico.
- Calcule la solubilidad del óxido férrico en la disolución de EDTA de concentración 0,1 mol/L.



R: (a) $K_{eq} = 8,4 \times 10^{-24}$ (b) $S = 4,2 \times 10^{-7}$ (mol/L)

12) El edetato cálcico disodico® es utilizado para tratar las intoxicaciones por metales pesados como plomo y mercurio. Este medicamento contiene 1 g/5 mL de sal, equivalente a una concentración de 0,5 mol/L en el ácido etilendiaminotetraacético, (EDTA, H_4Y). El plomo libre en el torrente sanguíneo, forma complejos estables y solubles con EDTA que se excretan a través de la orina con facilidad, según la siguiente ecuación:



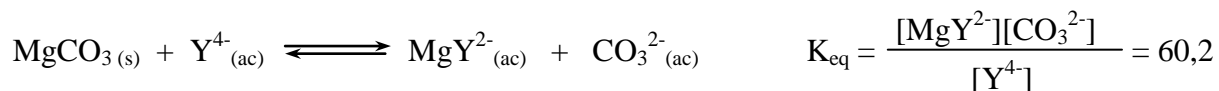
Para tratar un paciente intoxicado con 1,2 ppm de plomo, se le inyecta una ampolla de 5 mL del medicamento vía IV. Si el paciente contiene un volumen total de sangre de 4,5 L, indique utilizando los cálculos adecuados:

- a) La concentración final de EDTA en la sangre.
- b) La concentración final de plomo libre en la sangre después del tratamiento expresado en ppm. Asuma un 100% de eficiencia.
- c) Según los resultados encontrados por usted, ¿es eficaz el tratamiento si el máximo permitido de plomo en la sangre es menos de 0,2 ppm?

Dato: $C_{Pb} = 207,2 \text{ g/mol}$

R: Sí, el tratamiento es efectivo pues la concentración final de plomo (II) es mucho menor que la permitida después del tratamiento con edetato cálcico disódico®

- 13) Un conducto radicular está muy obstruido con barro dentinario, formado principalmente por carbonato de magnesio, $MgCO_3$. Para su limpieza, el odontólogo aconseja lavarlo con una disolución de EDTA, H_4Y , al 17% (0,58 mol/L), de modo que el magnesio forme complejos solubles, de acuerdo con la siguiente reacción:



¿Es correcta la sugerencia del odontólogo? Justifique su respuesta utilizando los cálculos adecuados.

R: Sí, es correcto el consejo del odontólogo pues el barro dentinario se disuelve bajo estas condiciones, siendo su solubilidad de 0,57 (mol/L).

Guía N° 7, Reacciones de Óxido - Reducción

I. Reacciones de Óxido - Reducción

A. Reacciones de Óxido – Reducción, Ejercicios Resueltos.

1) Balancee la siguiente ecuación de óxido reducción utilizando el método ion – electrón en medio ácido:



Respuesta:

Para balancear esta ecuación en medio ácido utilizando el método ion – electrón, utilizaremos el siguiente procedimiento:



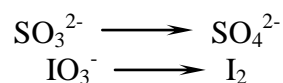
Etapas 1:

Identificación de las especies que participan realmente en la reacción de óxido reducción.

Escribir las semi-ecuaciones iónicas de los átomos, iones o moléculas tanto de los reactantes como de los productos que realmente participan en la reacción de óxido-reducción.



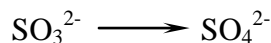
En este caso, el sulfato de potasio, K_2SO_3 , se transforma en sulfato de potasio, K_2SO_4 , y el yodato de potasio, KIO_3 , se transforma en yodo, I_2 . Por lo tanto, las especies que han sufrido una reacción redox son los iones sulfito, SO_3^{2-} , que se transforma en sulfato, SO_4^{2-} , y el ion yodato, IO_3^- , que se transforma en yodo, I_2 , como se indica a continuación mediante las siguientes semi reacciones:



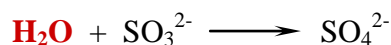
Etapas 2:

Realizar el balance de masa a las dos semi-reacciones indicadas anteriormente.

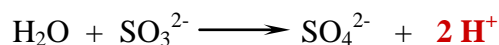
Vamos a partir primero balanceado la semi reacción del ion sulfito. Se balancea primero cualquier átomo diferente a oxígeno e hidrógeno, En este caso no es necesario poner ningún coeficiente estequiométrico, pues hay igual cantidad de átomos de azufre tanto en los reactantes como en los productos.



El *oxígeno se balancea con agua*, por lo tanto en esta semi reacción se agrega una molécula de agua en los reactantes:



El *hidrógeno se balancea con iones hidrógeno, H^+ (ac)*:

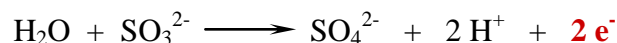


Una vez realizado el balance de masa, se procede con el balance de cargas.

Etapa 3:

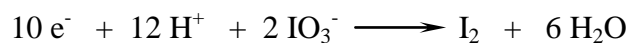
Balance de carga. La carga se balancea con electrones.

En este caso, la carga neta en los reactantes es 2-, que es la carga del ion sulfito. En los productos, la carga neta es cero, es decir, carga 2- de ion sulfato más 2+ de los dos iones hidrógeno. Por lo tanto, para tener un balance de carga en esta semi reacción, se debe sumar 2 electrones en los productos, según la siguiente semi reacción:



Como los electrones están en el lado de los productos en esta semi reacción, se trata de una semi reacción de oxidación, por lo tanto es el ánodo. Así, el ion sulfito es un reductor y se oxida a ion sulfato.

Vamos ahora con el ion yodato. Utilizando el mismo procedimiento anterior, tenemos lo siguiente:

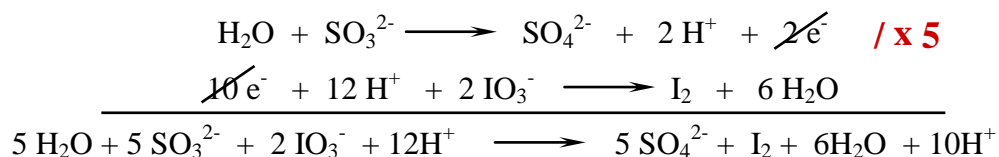


En este caso, como los electrones están al lado izquierdo, se trata de una semi reacción de reducción, por lo tanto es el cátodo. Por lo tanto, el ion yodato es el oxidante y se reduce a yodo.

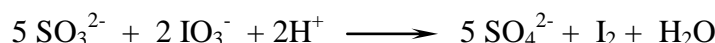
Etapa 4:

Suma algebraica de ambas semi reacciones.

La reacción final *no debe tener electrones*, por lo tanto el número de electrones ganados debe ser igual al número de electrones cedidos. Será necesario entonces multiplicar por un factor que iguale el número total de electrones ganados y cedidos, de modo que sean eliminados de la ecuación final.



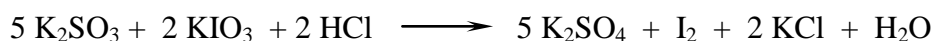
Simplificando las cantidades de agua y protones respectivamente, se tiene:



Esta reacción contiene a todas las especies que realmente participan en la reacción de oxidación-reducción, Esta ecuación recibe el nombre de ecuación iónica neta.

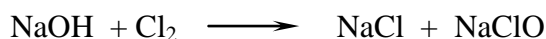
Etapa 5:

Escribir la ecuación molecular balanceada. En este caso, se escriben los contra iones, o también llamados iones espectadores, que acompañan a la ecuación iónica neta y la hacen eléctricamente neutra.



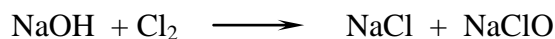
Queda así la ecuación correctamente balanceada.

- 2) Balancee la siguiente ecuación de oxidación-reducción utilizando el método ion – electrón en medio alcalino:



Respuesta:

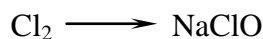
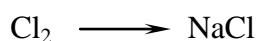
Para balancear esta ecuación en medio alcalino utilizando el método ion – electrón de balance de ecuaciones redox, utilizaremos el siguiente procedimiento:



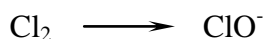
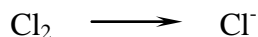
Etapa 1:

Identificación de las especies que participan realmente en la reacción de óxido-reducción.

Escribir las semi-ecuaciones iónicas de los átomos, iones o moléculas tanto de los reactantes como de los productos que realmente participan en la reacción de óxido-reducción. En este caso, el cloro, Cl_2 , se transforma en cloruro de sodio, NaCl , y en hipoclorito de sodio, NaClO , a la vez, según se indican en la siguientes semi reacciones:



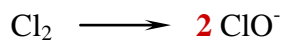
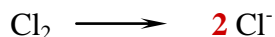
Se escriben entonces las ecuaciones iónicas correspondientes:



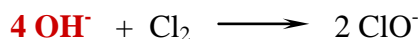
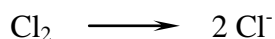
Etapa 2:

Realizar el balance de masa a las dos semi-reacciones indicadas anteriormente.

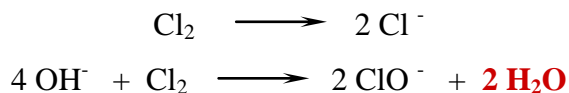
Se balancea primero cualquier átomo diferente a oxígeno e hidrógeno, En este caso de debe multiplicar por 2 la cantidad de cloruro e hipoclorito respectivamente, tal como se indica a continuación:



El *oxígeno se balancea con iones hidroxilo*, OH^- , puesto que se está en medio alcalino, pero dos veces la cantidad necesaria, esto es porque el *hidrógeno se balancea con agua*, y el agua también contiene átomos de oxígeno. De acuerdo con la semi reacción del cloro pasando a hipoclorito, se necesitan 2 iones hidroxilo, pero como según el método es el doble de la cantidad necesaria, se suman 4 iones hidroxilo, como se indica a continuación:

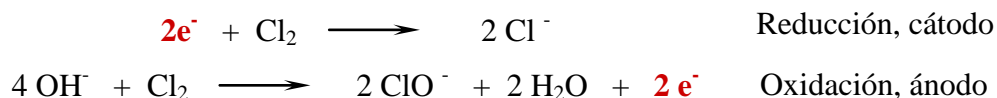


El hidrógeno se balancea con agua. Entonces se necesitan 2 moléculas de agua en la semi reacción del cloro pasando a hipoclorito, como se indica a continuación:



Etapa 3:

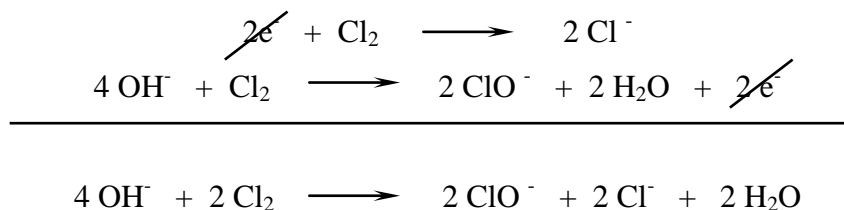
Balance de carga. La carga se balancea con electrones.



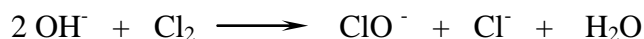
Etapa 4:

Suma algebraica de ambas semi reacciones.

La reacción final no debe tener electrones, por lo tanto el número de electrones ganados debe ser igual al número de electrones cedidos.



Todos los coeficientes estequiométricos son divisibles por 2, por lo tanto se simplifican, según se indica a continuación:



Etapa 5:

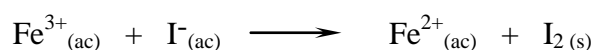
Escribir la ecuación molecular balanceada.

En este caso, se escriben los contra iones, o también llamados iones espectadores, que acompañan a la ecuación iónica neta y la hacen eléctricamente neutra. Queda así la ecuación correctamente balanceada.



En este último ejemplo, el cloro *se oxida y reduce a la vez* inducido por el medio alcalino de la reacción. En reacciones donde una especie redox se oxida y se reduce por sí misma, recibe el nombre de *dismutación*. Por lo tanto, el cloro dismuta a cloruro e hipoclorito en medio alcalino. Esta reacción de dismutación del cloro en medio alcalino a cloruro de sodio e hipoclorito de sodio, es una de las reacciones utilizadas en la industria para la síntesis de hipoclorito de sodio por su bajo costo.

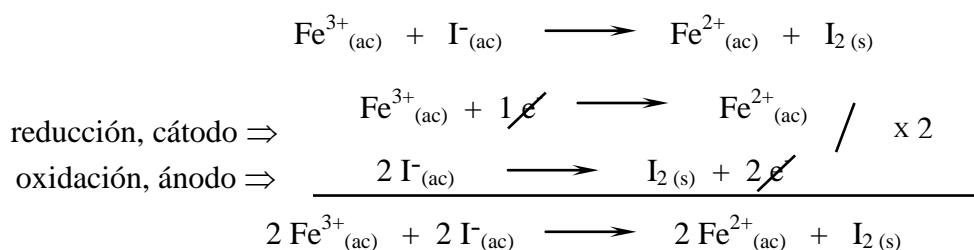
3) Calcule la *fem* estándar de la pila,



Si los potenciales estándar de reducción son los siguientes: $E^{\circ}_{\text{Fe(III)/Fe(II)}} = +0,77$ (v) y $E^{\circ}_{\text{I}_2/\text{I}^-} = +0,535$ (v).

Respuesta:

Primero balancearemos la reacción redox y encontramos cuál es el cátodo y cuál es el ánodo.



Calculemos ahora la *fem* estándar:

$$Fem = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

$$Fem = E^{\circ}_{\text{Fe(III)/Fe(II)}} - E^{\circ}_{\text{I}_2/\text{I}^-}$$

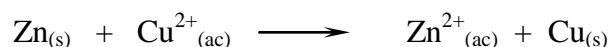
$$Fem = [+0,77 - (+0,535)] \text{ (v)}$$

$$Fem = [+0,77 - 0,535] \text{ (v)}$$

$$Fem = +0,235 \text{ (v)}$$

El potencial estándar de esta pila es +0,235 (voltios). Este potencial es positivo, por lo tanto, la reacción es espontánea en el sentido que está escrita.

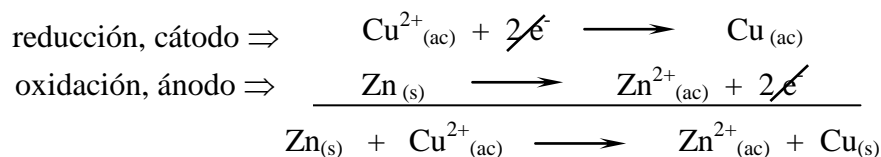
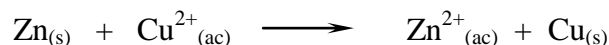
4) Calcule la *fem* no estándar de la siguiente reacción:



Indique si la reacción es espontánea dadas las siguientes concentraciones para las especies iónicas en disolución acuosa: una concentración de 0,01 (mol/L) para el ion cinc(II) y una concentración de 0,1 (mol/L) para el ion cobre(II). Los potenciales estándar de reducción son los siguientes: $E^{\circ}_{\text{Zn(II)/Zn}} = -0,76$ (v) y $E^{\circ}_{\text{Cu(II)/Cu}} = +0,34$ (v).

Respuesta:

Primero balancearemos la ecuación redox y encontremos el cátodo y el ánodo.



Calculemos ahora le *fem* estándar:

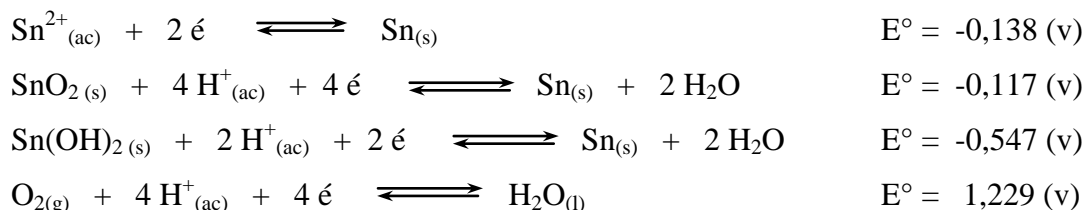
$$\begin{aligned} Fem &= E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}} \\ Fem &= E^{\circ}_{\text{Cu(II)/Cu}} - E^{\circ}_{\text{Zn(II)/Zn}} \\ Fem &= [+0,34 - (-0,76)] \text{ (v)} \\ Fem &= [+0,34 + 0,76] \text{ (v)} \\ Fem &= +1,1 \text{ (v)} \end{aligned}$$

Para calcular el potencial no estándar, debemos aplicar la ecuación de Nerst.

$$\begin{aligned} E &= E^{\circ} - \frac{0.059}{n} \log \frac{C_{\text{Zn}^{2+}}}{C_{\text{Cu}^{2+}}} \\ E &= +1,1 - \frac{0,059}{2} \log \frac{0,01}{0,1} = +1,1295 \text{ (voltios)} \end{aligned}$$

El potencial estándar de esta pila es +1,13 (voltios). Este potencial es positivo, por lo tanto, la reacción es espontánea en el sentido que está escrita.

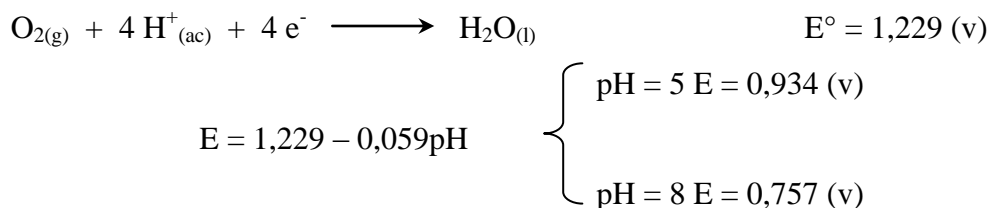
- 5) Estudios realizados sobre el porcentaje de estaño en las amalgamas dentales ha demostrado que un aumento del mismo aumenta la posibilidad de corrosión de la amalgama. Los posibles productos de la corrosión del estaño son óxido e hidróxidos de estaño (Sn(OH)_2 , SnO_2). Utilizando los cálculos adecuados, indique cuál o cuáles son los posible productos de la corrosión de una amalgama dental rica en estaño con el oxígeno del aire, bajo condiciones de humedad y acidez bucal, dados los siguientes semi potenciales de reducción:



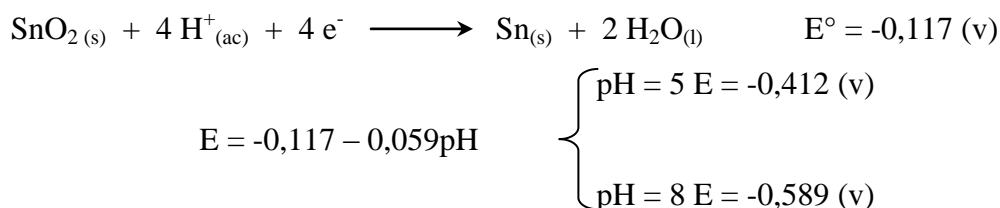
Respuesta:

Calculando el potencial en función de pH

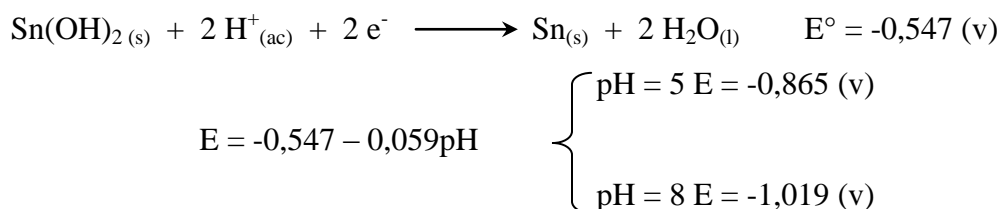
Para el O_2 :



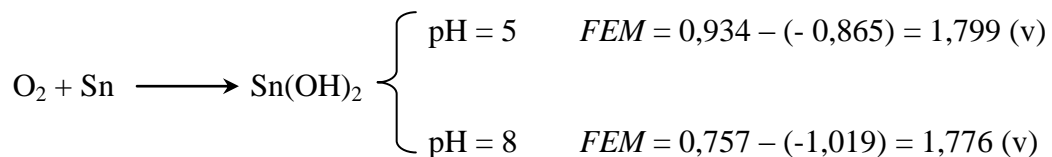
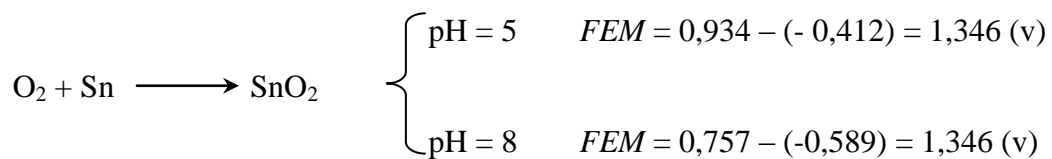
Para el SnO_2/Sn



Para el $\text{Sn(OH)}_2/\text{Sn}$



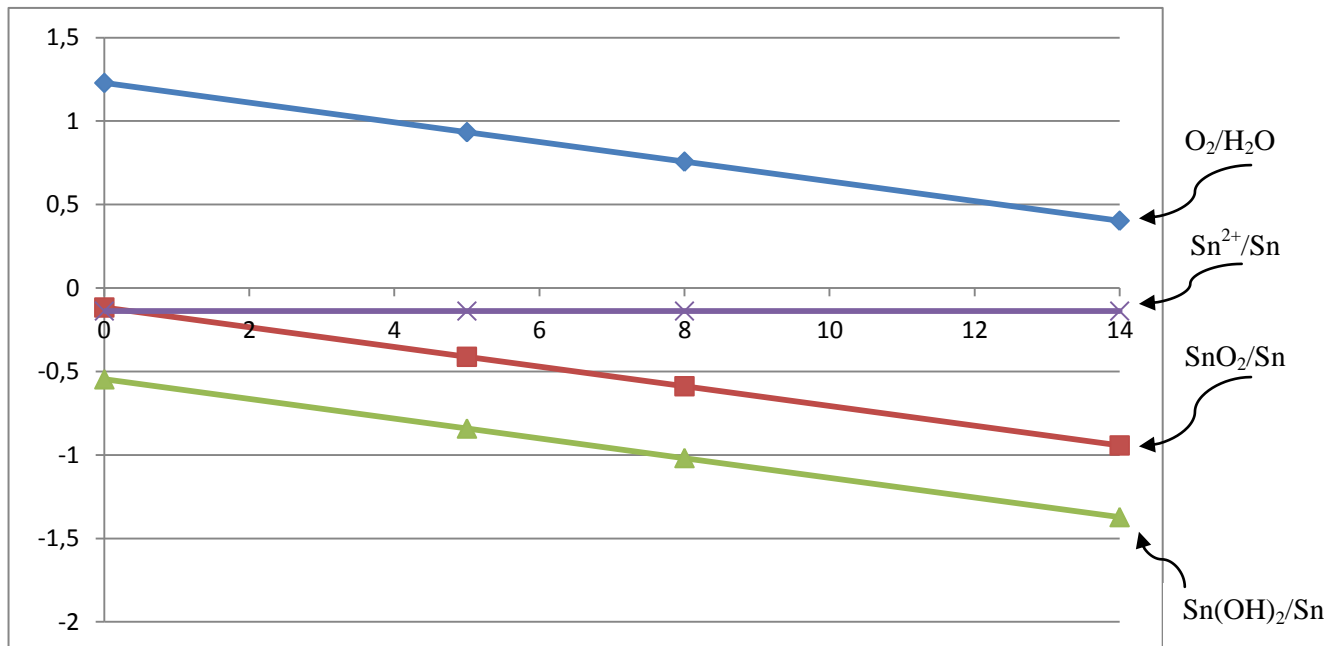
Cálculo de la *fem*:



Los potenciales más altos son para la formación de Sn(OH)_2 , por lo tanto, este es el producto mayoritario de la corrosión del estaño bajo las condiciones orales.

Otra forma de resolver este ejercicio es utilizando el método gráfico, es decir, hacer un gráfico de potencial vs pH. Este tipo de gráficas se conocen con el nombre de **Diagramas de Pourbaix**.

Gráfico Potencia vs pH



De acuerdo con este gráfico, la curva $\text{Sn(OH)}_2/\text{Sn}$ en función del pH, es la más susceptible a la corrosión por parte del oxígeno del aire.

B. Reacciones de Óxido – Reducción, Ejercicios Propuestos

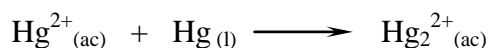
1) Balancee las siguientes ecuaciones utilizando el método ion - electrón:

- $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2$
- $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}$
- $\text{SnO}_2^{2-}(\text{ac}) + \text{MnO}_4^-(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow \text{SnO}_3^{2-}(\text{ac}) + \text{Mn}^{2+}(\text{ac})$
- $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NO} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{S}$
- $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NO} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{SO}_2$
- $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \longrightarrow \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{NaI}$
- $\text{Sn} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{SnO}_2 + \text{NO}_2$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaI} \longrightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{I}_2$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ + \text{NO}_2^- \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{NO}_3^-$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \longrightarrow \text{S} + \text{MnCl}_2$
- $\text{Cr}^{3+} + \text{ClO}_3^- + \text{OH}^- \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{Cl}^-$
- $\text{I}_2 + \text{KOH} \longrightarrow \text{KIO}_3 + \text{KI}$
- $\text{ClO}_2 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaClO}_3 + \text{NaClO}$

Respuesta:

- $\text{Cu} + 4 \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $3 \text{Cu} + 8 \text{HNO}_3 \longrightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$
- $5 \text{SnO}_2^{2-}(\text{ac}) + 2 \text{MnO}_4^-(\text{ac}) + 6 \text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow 5 \text{SnO}_3^{2-}(\text{ac}) + 2 \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + 3 \text{H}_2\text{O}$
- $3 \text{CuS} + 8 \text{HNO}_3 \longrightarrow 2 \text{NO} + 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 3 \text{S} + 4 \text{H}_2\text{O}$
- $3 \text{Cu}_2\text{S} + 20 \text{HNO}_3 \longrightarrow 8 \text{NO} + 6 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 3 \text{SO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$
- $2 \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \longrightarrow \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + 2 \text{NaI}$
- $\text{Sn} + 4 \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{SnO}_2 + 4 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $5 \text{H}_2\text{SO}_4 + 8 \text{NaI} \longrightarrow \text{H}_2\text{S} + 4 \text{I}_2 + 4 \text{Na}_2\text{SO}_4 + 4 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) + 8 \text{H}^+(\text{ac}) + 3 \text{NO}_2^-(\text{ac}) \longrightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(\text{ac}) + 3 \text{NO}_3^-(\text{ac}) + 4 \text{H}_2\text{O}$
- $5 \text{H}_2\text{S} + 2 \text{KMnO}_4 + 6 \text{HCl} \longrightarrow 5 \text{S} + 2 \text{MnCl}_2 + 2 \text{KCl} + 8 \text{H}_2\text{O}$
- $2 \text{Cr}^{3+}(\text{ac}) + \text{ClO}_3^-(\text{ac}) + 10 \text{OH}^-(\text{ac}) \longrightarrow 2 \text{CrO}_4^{2-}(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac}) + 5 \text{H}_2\text{O}$
- $6 \text{I}_2 + 12 \text{KOH} \longrightarrow 2 \text{KIO}_3 + 10 \text{KI} + 6 \text{H}_2\text{O}$
- $4 \text{ClO}_2 + 4 \text{NaOH} \longrightarrow 3 \text{NaClO}_3 + \text{NaClO} + 2 \text{H}_2\text{O}$

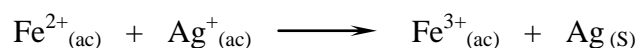
2) Calcule la *fem* de la pila:



Datos: $E^\circ_{\text{Hg(II)/Hg(l)}} = 0,92$ (v); $E^\circ_{\text{Hg(l)/Hg}} = 0,788$ (v)

R: 0,132 (v)

3) Calcule el potencial de celda de una pila voltaica formada por ion ferroso, Fe^{2+} , de concentración 0,10 (mol/L) con ion férrico, Fe^{3+} , de concentración 0,20 mol/L actuando con ion plata, Ag^+ , de concentración 1,0 (mol/L), de acuerdo con la siguiente reacción:



Los potenciales estándar son los siguientes: $E^\circ_{(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})} = 0,771$ voltios, $E^\circ_{(\text{Ag}^+/\text{Ag})} = 0,800$ voltios.

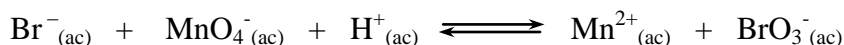
R = 0,011 voltios

4) Dados los siguientes potenciales:

$$E^\circ_{(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+})} = 1,51 \text{ voltios}$$

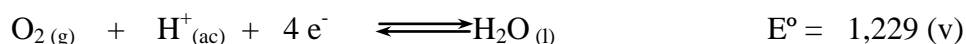
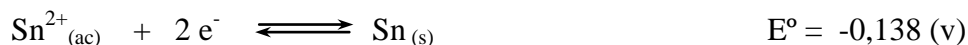
$$E^\circ_{(\text{BrO}_3^-/\text{Br}^-)} = 1,44 \text{ voltios}$$

Determine el rango de pH donde es espontánea la siguiente reacción:



R: $0 < \text{pH} < 1,98$

5) Una amalgama dental típica está compuesta por un pequeño porcentaje de estaño. Haga un estudio del efecto de la corrosión del estaño de la amalgama en condiciones de acidez bucal y la posible formación de hidróxido de estaño, dados los semi potenciales de reducción estándar.

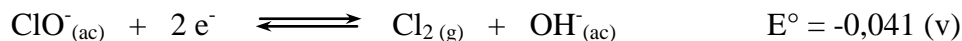


R: Bajo condiciones de humedad y acidez bucal, es decir, entre valores de pH entre 5 y 8, el estaño se hace mas corrosible dando como producto de la corrosión hidróxido de estaño, Sn(OH)_2 .

- 6) El hipoclorito de sodio; NaClO, puede ser sintetizado burbujeando gas cloro, Cl₂, a través de una disolución concentrada de hidróxido de sodio, NaOH, de acuerdo con la ecuación general NO balanceada:

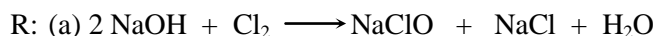


Donde los semi potenciales de reducción son los siguientes:



Según estos datos:

- Balancee la ecuación redox.
- Calcule el potencial estándar para la reacción.
- Mediante cálculos adecuados, encuentre el rango de pH donde se verifica la reacción.
- Indique el pH óptimo donde debería realizarse la síntesis de hipoclorito de sodio.

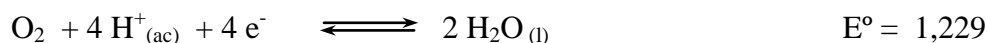
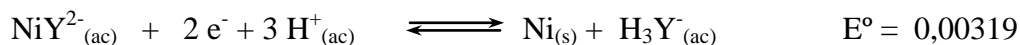


(b) $\Delta E^\circ = 1,399 \text{ (v)}$

(c) El rango de pH adecuado es: $\text{pH} > 2,14$

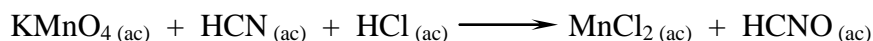
(d) El pH óptimo es 14.

- 7) Muchas de las aleaciones y amalgamas utilizadas en los tratamientos dentales contienen níquel. Este metal puede ser corroído por el oxígeno del aire auxiliado por agentes complejantes como el EDTA (H₄Y) bajo condiciones orales. El EDTA es muy utilizado como estabilizante en la mayoría de los alimentos de origen comercial, tales como mayonesas, jaleas, jugos, etc. Entonces, discuta el efecto de la corrosión de este metal bajo las condiciones de acidez normal oral, dados los semi potenciales que se indican a continuación:

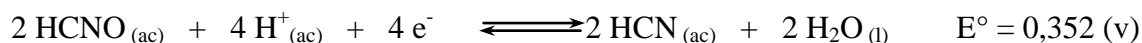


R: Bajo condiciones de humedad y acidez bucal, es decir, entre valores de pH entre 5 y 8, el níquel se hace más corrosible en presencia de EDTA, dando como producto de la corrosión el complejo soluble NiY²⁻.

- 8) Las intoxicaciones con ácido cianhídrico, HCN, son extremadamente peligrosas por que causan cianosis. Una forma de tratar a las personas intoxicadas es hacerla beber una disolución diluida de permanganato de potasio, KMnO_4 , de modo que se verifique la siguiente reacción NO balanceada:



Dados los siguiente semi potenciales de reducción:

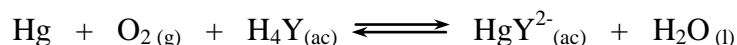


Según estos datos, y haciendo los cálculos adecuados,

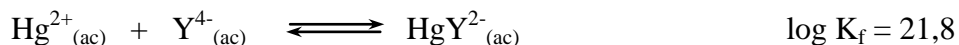
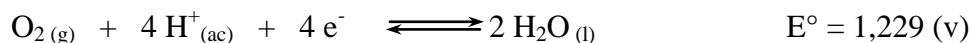
- a) Encuentre el rango de pH donde se verifica esta reacción.
 b) ¿ocurre esta reacción al pH estomacal?

R: (a) $0 \leq \text{pH} < 12,2$ (b) Sí, la reacción se verifica a pH estomacal.

- 9) El mercurio metálico es el principal componente de un amalgama dental, el que puede ser corroído por el oxígeno del aire. Algunas sustancias presentes en nuestros alimentos, pueden aumentar o disminuir la capacidad de corrosión de este metal. Indique, utilizando los cálculos adecuados, si el mercurio de una amalgama es corroído por el oxígeno del aire, bajo condiciones de acidez (rango de pH entre 5 y 8) y humedad bucal, en presencia de un agente complejante como el EDTA, H_4Y , según la siguiente ecuación NO balanceada:

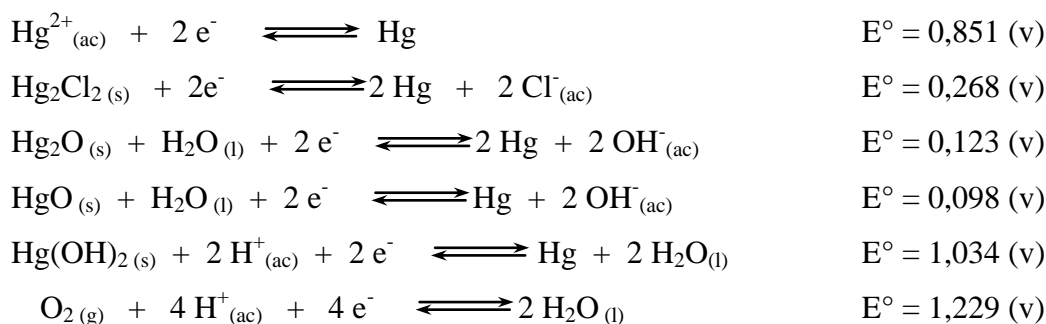


Datos:



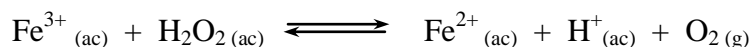
R: Bajo condiciones de humedad y acidez bucal, es decir, entre valores de pH entre 5 y 8, el mercurio se hace más corrosible en presencia de EDTA, dando como producto de la corrosión el complejo soluble HgY^{2-} .

10) Durante el proceso de corrosión de una malgama dental por el oxígeno del aire, hay varias posibilidades de compuestos de mercurio como producto de la corrosión, entre ellos: $\text{Hg}^{2+}_{(\text{ac})}$, $\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s})$, $\text{HgO}(\text{s})$, $\text{Hg}_2\text{O}(\text{s})$, $\text{Hg}(\text{OH})_2(\text{s})$, etc. Dados los siguientes semi potenciales de reducción, y utilizando los *Diagramas de Pourbaix*, indique cual es el principal producto de la corrosión del mercurio bajo condiciones de humedad y acidez bucal.

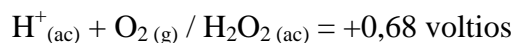
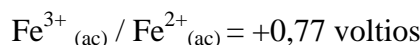


R: Dadas las condiciones orales, el producto mayoritario de la corrosión bajo estas condiciones es $\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s})$, pues es la pila con mayor potencial.

11) Se desea saber si el peróxido de hidrógeno blanqueará un esmalte dental contaminado con iones hierro (III) de color rojo. La reacción involucrada es la siguiente:



Potenciales estándar de reducción involucrados son:

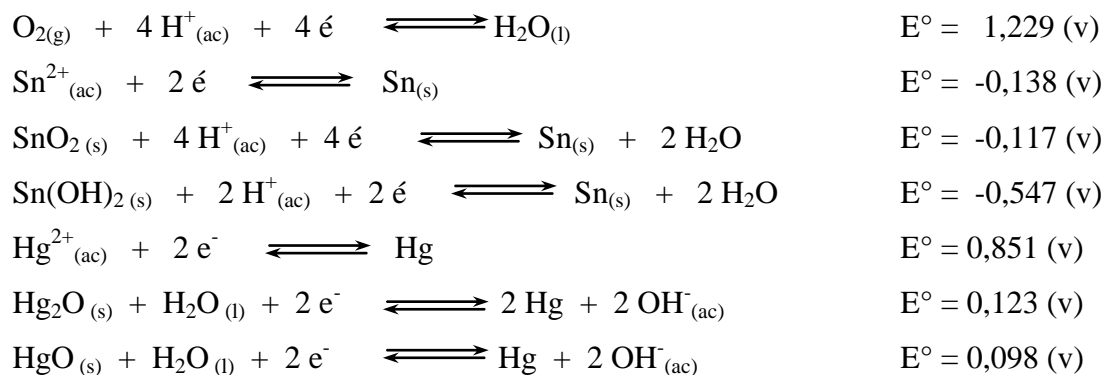


- Escriba las semi reacciones que se llevan a cabo.
- Complete y balancee la ecuación e identifique el agente oxidante y reductor.
- Con base a los potenciales estándar de reducción calcule la Fem estándar de la reacción.
- En base a sus resultados anteriores acepte o rechace la afirmación que el esmalte se blanqueará.

R:

- $2\text{Fe}^{3+}_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_2(\text{ac}) \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{2+}_{(\text{ac})} + 2\text{H}^+_{(\text{ac})} + \text{O}_2(\text{g})$; oxidante: Fe^{3+} ; reductor: H_2O_2
- $\text{Fe}^{3+}_{(\text{ac})} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}_{(\text{ac})}$; $\text{H}_2\text{O}_2(\text{ac}) \rightleftharpoons 2\text{H}^+_{(\text{ac})} + \text{O}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$
- $Fem = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = 0,77 - 0,68 = 0,11 \text{ voltios}$
- El valor positivo me indica que la reacción ocurre y por lo tanto el esmalte se blanquea.

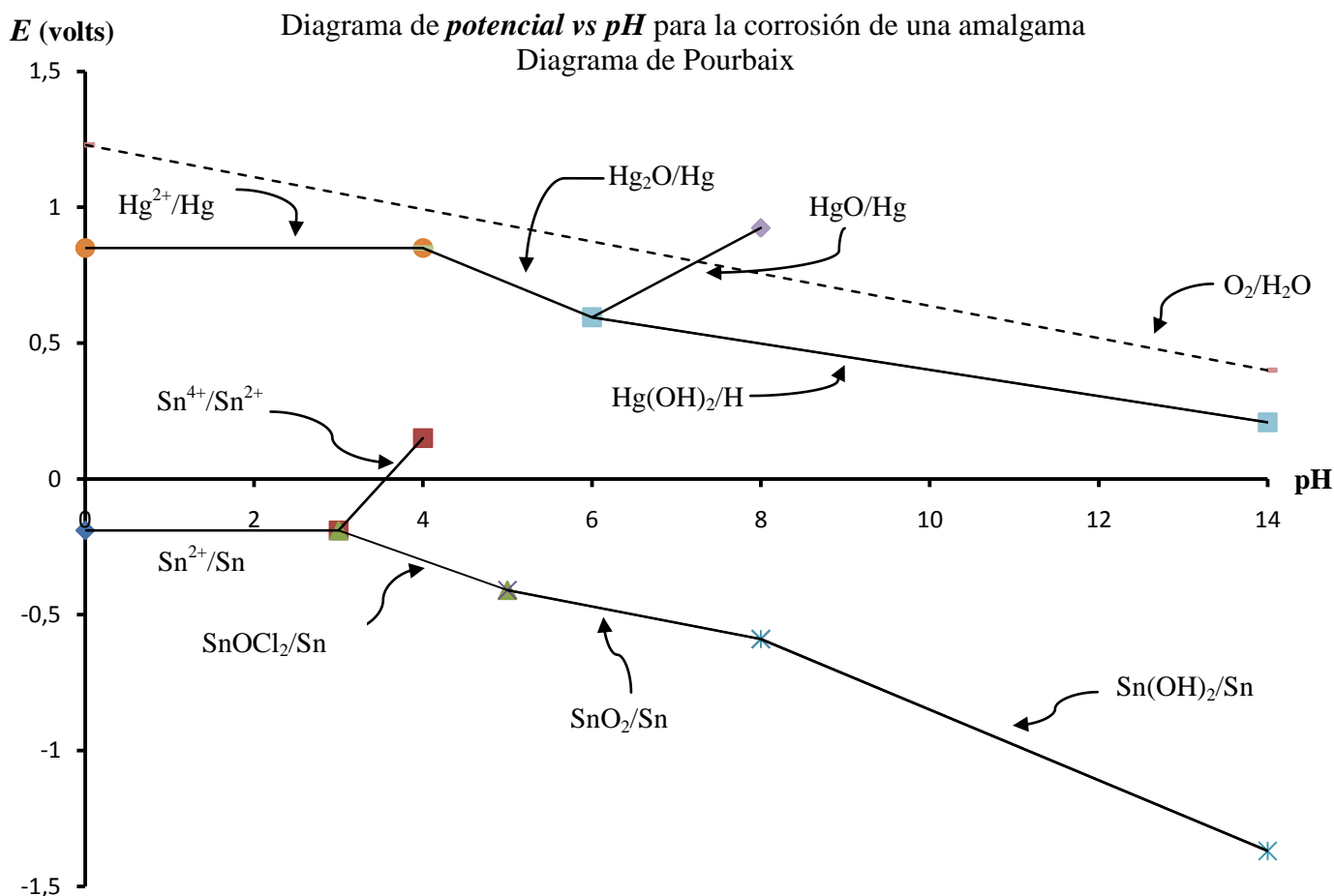
- 12) Una amalgama dental típica está compuesta por mercurio y un pequeño porcentaje de estaño. Los productos de la corrosión del mercurio y el estaño por el oxígeno del aire pueden ser: $\text{Hg}^{2+}_{(\text{ac})}$, $\text{HgO}_{(\text{s})}$, $\text{Hg}_2\text{O}_{(\text{s})}$, para el mercurio y $\text{Sn}^{2+}_{(\text{ac})}$, $\text{Sn}(\text{OH})_2_{(\text{s})}$, $\text{SnO}_2_{(\text{s})}$ para el estaño respectivamente. Los semi potencias de reducción involucrados son los siguientes:



Utilizando los cálculos adecuados, indique cuál metal es más corrosible y cuál es el principal producto de la corrosión bajo condiciones orales normales.

R: El metal más corrosible es el estaño y el producto de la corrosión es hidróxido de estaño (II), pues es la pila con el mayor valor de la *Fem*, bajo condiciones orales indicadas.

- 13) Una amalgama típica está compuesta principalmente por Hg, Cu y Sn, entre otros metales, siendo el Sn capaz de aumentar o disminuir la resistencia a la corrosión. Bajo condiciones orales normales (pH entre 6 y 8), los **posibles productos** de la corrosión pueden ser SnOCl_2 y HgO , de acuerdo con el diagrama que se indica a continuación.



Analizando el diagrama de corrosión, responde las siguientes preguntas:

- ¿Cuál es el principal productos de la corrosión bajo acidez oral normal?
- ¿Es posible obtener como producto de la corrosión $\text{Sn}^{4+}_{(\text{ac})}$ y $\text{Hg}^{2+}_{(\text{ac})}$ bajo condiciones orales?
- Suponga que un paciente tiene una saliva cariogénica y una capacidad tamponante baja, ¿Cuál sería el principal producto de la corrosión de la amalgama?
- ¿Es el HgO uno de los posibles productos de la corrosión para un saliva de capacidad tamponante alta?

R: (a) El principal producto de la corrosión bajo la acidez normal ($\text{pH} = 6 - 8$) es SnO_2 .

(b) NO, no es posible obtener $\text{Hg}^{2+}_{(\text{ac})}$ y $\text{Sn}^{4+}_{(\text{ac})}$ bajo condiciones de acidez oral normal porque: (i) Para $\text{Hg}^{2+}_{(\text{ac})}$ se necesita un $\text{pH} < 4$, (ii) Para $\text{Sn}^{4+}_{(\text{ac})}$ se necesita un pH entre 3 y 4, pero su potencial de reducción es demasiado alto obteniéndose como producto principal SnOCl_2 .

(c) Una saliva cariogénica de capacidad tamponante baja se encuentra entre pH 5 y 6. El principal producto de la corrosión bajo estas condiciones es SnO_2 .

(d) Una saliva de capacidad tamponante alta es alcalina, con un pH entre 7 y 8. Bajo estas condiciones, los principales productos son SnO_2 y Sn(OH)_2 .

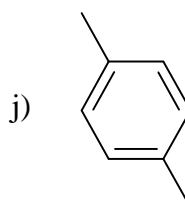
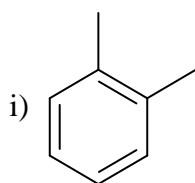
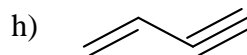
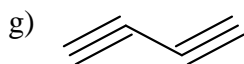
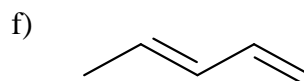
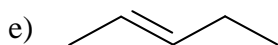
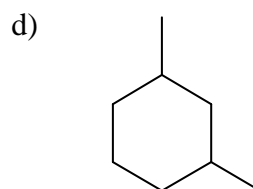
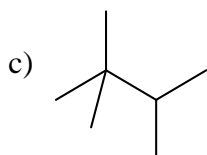
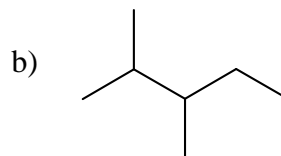
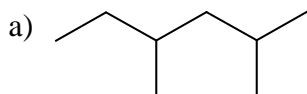
Guía N° 8, Química del Carbono

I. Química del Carbono.

A. Química del Carbono, Ejercicios Resueltos.

i) Nomenclatura en química orgánica.

1) Nombre los siguientes hidrocarburos:



Respuesta:

Para nombrar un hidrocarburo saturado, los alcanos, ya sea de cadena lineal o ramificada, se deben seguir las siguientes reglas:

- Encuentre la cadena de carbonos continua más larga de la molécula y nómbrela de acuerdo con el prefijo griego que corresponda a su número de carbonos, seguido del sufijo *-ano*. Para un compuesto cíclico, el anillo suele ser la base del nombre, sin considerar a la cadena continua más larga.

Hidrocarburos de cadena continua

Los primeros diez hidrocarburos

CH ₄	Metano	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₃	Hexano
CH ₃ CH ₃	Etano	CH ₃ (CH ₂) ₅ CH ₃	Heptano
CH ₃ CH ₂ CH ₃	Propano	CH ₃ (CH ₂) ₆ CH ₃	Octano
CH ₃ (CH ₂) ₂ CH ₃	Butano	CH ₃ (CH ₂) ₇ CH ₃	Nonano
CH ₃ (CH ₂) ₃ CH ₃	Pentano	CH ₃ (CH ₂) ₈ CH ₃	Decano

- ii. Nombre las cadenas anexas más cortas, estos son los llamados grupos alquilo, de acuerdo con el prefijo numeral griego que corresponda con su número de carbonos, seguido del sufijo *-il* o *-ilo*, según corresponda. Se utiliza el sufijo *-il*, si el nombre del radical alquílico va dentro del nombre del compuesto. Se utiliza el sufijo *-ilo*, si el nombre del radical va al final del nombre del compuesto. Si existe más de un sustituyente de la misma clase, igual, utilice prefijos numéricos como di, tri, etc., para indicar el número de veces que se repite dicho radical o sustituyente.

Grupos alquilo

Los diez primeros grupos alquilo

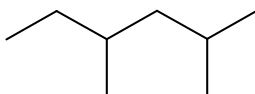
CH ₃ -	Metil	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₂ -	Hexil
CH ₃ CH ₂ -	Etil	CH ₃ (CH ₂) ₅ CH ₂ -	Heptil
CH ₃ CH ₂ CH ₂ -	Propil	CH ₃ (CH ₂) ₆ CH ₂ -	Octil
CH ₃ (CH ₂) ₂ CH ₂ -	Butil	CH ₃ (CH ₂) ₇ CH ₂ -	Nonil
CH ₃ (CH ₂) ₃ CH ₂ -	Pentil	CH ₃ (CH ₂) ₈ CH ₂ -	Decil

- iii. Para localizar la posición de los grupos alquilo, numere la cadena carbonada más larga en forma consecutiva, de un extremo a otro, comenzando por el extremo que proporcione el número más bajo posible al primer sustituyente.
- iv. Finalmente, nombre el compuesto ordenando los nombres de los sustituyentes por orden alfabético (sin considerar los prefijos numéricos), indicando con un número la posición en la

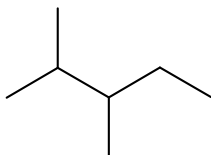
cadena, seguido del nombre de la cadena principal. Separe los números por comas y separe las palabras de los números por guiones.

Siguiendo estas sencillas reglas, podemos nombrar los alcanos como sigue:

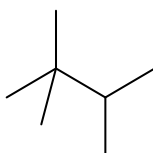
a) 2,4-dimetihexano



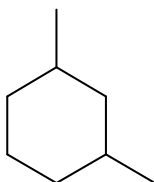
b) 2,3-dimetilpentano



c) 2,2,3-trimetilbutano



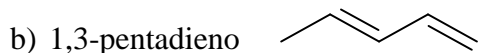
d) 1,3-dimetilciclohexano



Para nombrar un hidrocarburo insaturado, los alquenos, ya sea de cadena lineal o ramificada, se deben seguir las siguientes reglas:

- i. Se busca la cadena más larga que contenga el doble enlace y tomando como base ese número de carbonos se nombra utilizando el sufijo *-eno*.
- ii. Se numera la cadena principal de forma que se asigne el número más bajo posible al doble enlace.
- iii. La posición del doble enlace se indica mediante el localizador del primero de los átomos que intervienen en el doble enlace. Si hay más de un doble enlace se indica la posición de cada uno de ellos y se emplean los sufijos *-dieno*, *-trieno*, *-tetraeno*, etc.
- iv. Se nombran los sustituyentes o radicales de la misma forma que se hace para los alcanos.

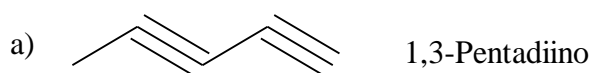
De esta forma, podemos nombrar los siguientes alquenos:



Para nombrar un alquino, se deben seguir las siguientes reglas:

- Se busca la cadena más larga que contenga el triple enlace y tomando como base ese número de carbonos se nombra utilizando el sufijo *-ino*.
- Se numera la cadena principal de forma que se asigne el número más bajo posible al triple enlace.
- La posición del triple enlace se indica mediante el localizador del primero de los átomos que intervienen en el triple enlace. Si hay más de un triple enlace se indica la posición de cada uno de ellos y se emplean los sufijos *-diino*, *-triino*, *-tetraino*, etc.
- Si en una molécula existen dobles y triples enlaces se les asigna los localizadores más bajos posibles. Al nombrarlos se indican primero los dobles enlaces y después los triples.
- Si un doble y triple enlace están en posiciones equivalentes se empieza a numerar por el extremo que da el localizador más bajo al doble enlace.

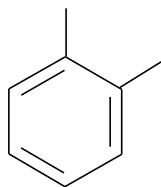
De esta forma, podemos nombrar los siguientes alquinos:



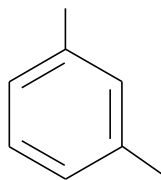
Para nombrar compuestos aromáticos, bencenos, se debe seguir las siguientes reglas:

- Los bencenos monosustituídos se nombran anteponiendo el nombre del sustituyente a la palabra benceno.

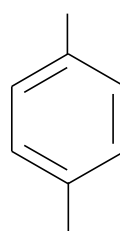
ii. Los bencenos disustituídos se nombran anteponiendo el prefijo *orto* (posiciones 1,2), *meta* (posiciones 1,3) o *para* (posiciones 1,4) y los nombres de los sustituyentes a la palabra benceno.



Orto



Meta

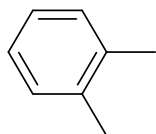


Para

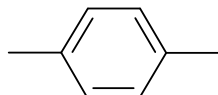
iii. En los bencenos trisustituídos o más se numeran los carbonos de forma que tengan los localizadores más bajos posibles y teniendo en cuenta el orden alfabético.

Así, podemos nombrar los siguientes compuestos:

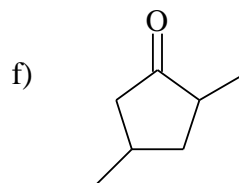
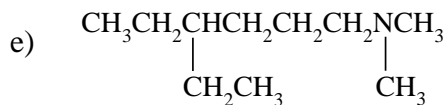
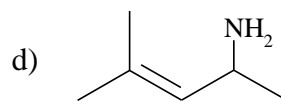
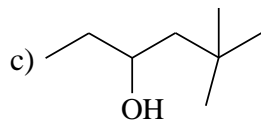
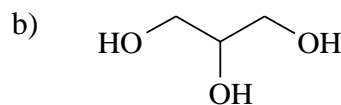
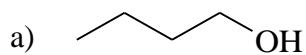
a) 1,2-dimetilbenceno

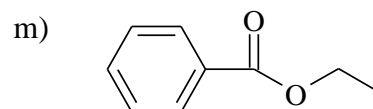
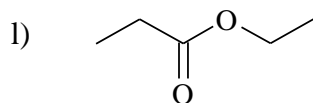
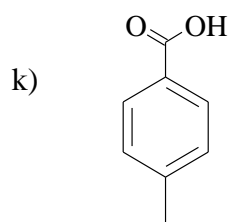
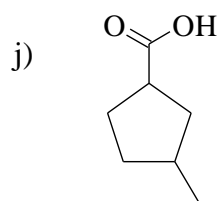
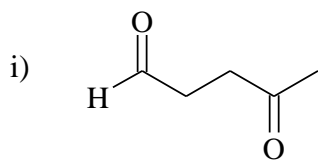
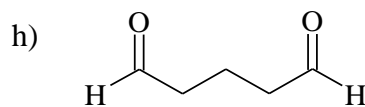
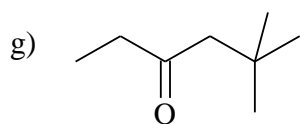


b) 1,4-dimetilbenceno



2) Nombre los siguientes compuestos:





Respuesta:

En general, para nombrar cualquier compuesto orgánico, tales como ácidos carboxílicos, alcoholes, aminas, etc., se deben seguir las mismas reglas de la nomenclatura de hidrocarburos pero teniendo en cuenta la familia de compuestos orgánicos a la cual pertenece el compuesto a nombrar. Para ello, es importante respetar el orden de prioridad de los grupos funcionales:

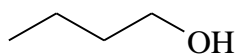
Prioridad de los Grupos Funcionales más Importantes

Prioridad	Función	Fórmula	Sufijo	Prefijo
1	Ácido Carboxílico	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \text{OH} \end{array}$	Ácido -oico	Carboxílico
2	Ésteres	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \text{O}-\text{R} \end{array}$	-oato de alquilo	Alcoxi- Carbamoil-
3	Amidas	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \text{NR}_2 \end{array}$	-amida	Carbamoil-
4	Aldehídos	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \text{H} \end{array}$	-al	Alcanoil-

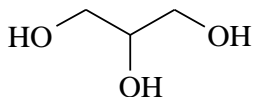
5	Cetonas	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{R} \end{array}$	-ona	Oxo-
6	Alcoholes	$\text{R}_3\text{C}-\text{OH}$	-ol	Hidroxi-
7	Aminas	$\text{R}_3\text{C}-\text{NR}_2$	-amina	Amino-
8	Alquenos	$\begin{array}{c} \text{R} \quad \quad \text{R} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C}=\text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{R} \quad \quad \text{R} \end{array}$	-eno	Alquenil
9	Alquinos	$\text{R}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{R}$	-ino	Alquinil
10	Alcanos	$\text{R}_3\text{C}-\text{CR}_3$	-ano	Alquil-

De este modo, y siguiendo las reglas de nomenclatura, los compuestos señalados se nombran como sigue:

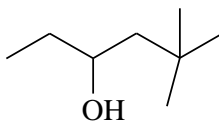
a) 1-propanol



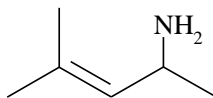
b) 1,2,3-propanotriol



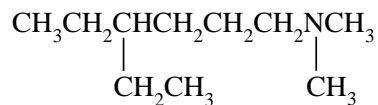
c) 5,5-dimetil-3-hexanol



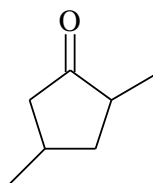
d) 4-metil-3-penten-2-amina

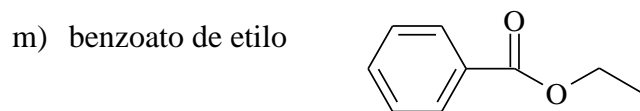
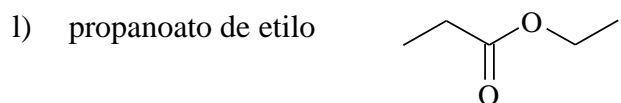
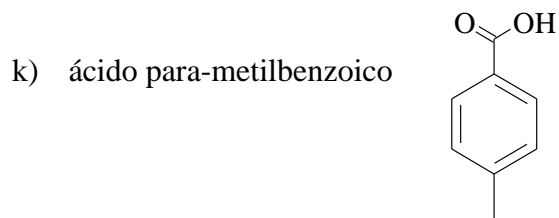
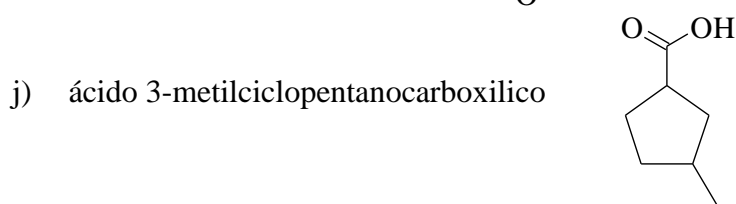
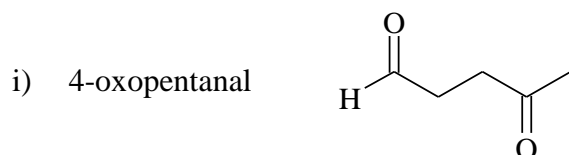
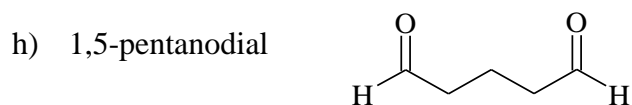
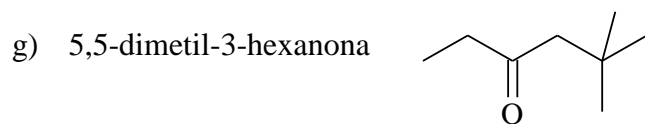


e) 4-etil-N,N-dimetilhexanamina



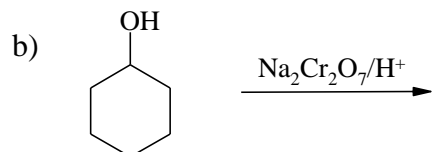
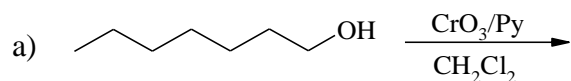
f) 2,4-dimetilciclopentanona

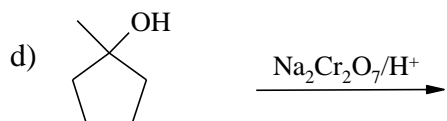
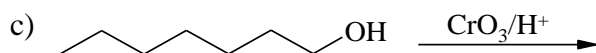




ii) Oxidación de alcoholes.

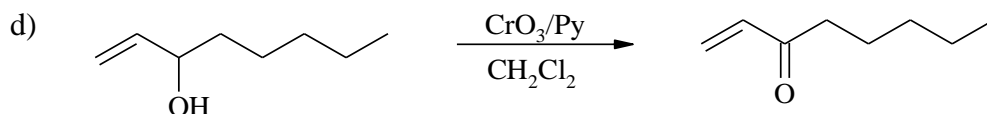
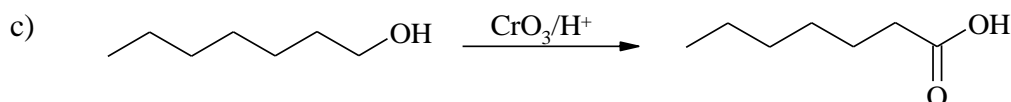
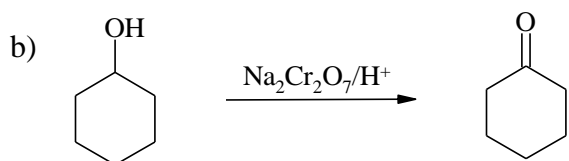
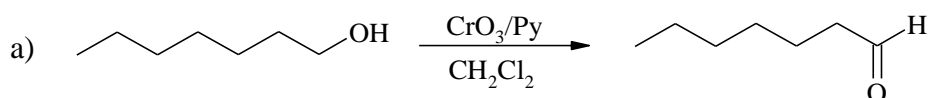
1) Indique el producto de oxidación de los siguientes alcoholes.

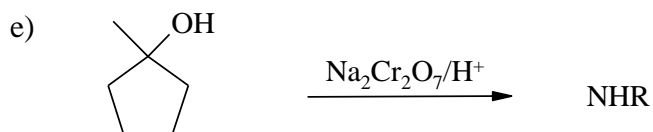




Respuesta:

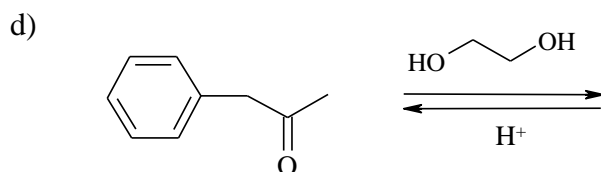
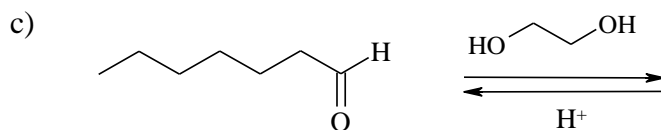
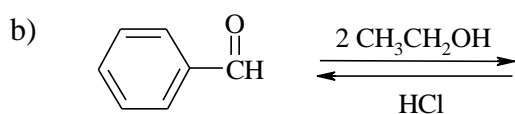
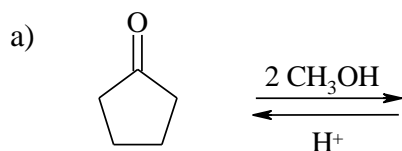
Una reacción importante de los alcoholes es su oxidación a compuestos carbonílicos, es decir, un compuesto con un doble enlace carbono oxígeno (C=O). Los *alcoholes primarios* se oxidan a *ácidos carboxílicos*, teniendo como intermediario un *aldehído*; los aldehídos se oxidan con gran facilidad y forman ácidos carboxílicos rápidamente. La oxidación, en general, implica *la pérdida de hidrógeno y la ganancia de oxígeno*. Los *alcoholes secundarios* se oxidan a *cetonas*. Los alcoholes terciarios no se oxidan. Algunos de los agentes oxidantes más comunes son: dicromato de potasio en medio ácido acuoso ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}^+(\text{ac})$), permanganato de potasio en medio alcalino o en medio ácido, ambos acuosos, ($\text{KMnO}_4/\text{OH}^-(\text{ac})$, $\text{KMnO}_4/\text{H}^+(\text{ac})$), etc. Bajo ciertas condiciones, es posible la oxidación de un alcohol primario sólo a aldehído, siendo el reactivo trióxido de cromo en piridina, en un medio no acuoso como diclorometano, un reactivo eficaz para este propósito ($\text{CrO}_3/\text{Py}/\text{CH}_2\text{Cl}_2$).





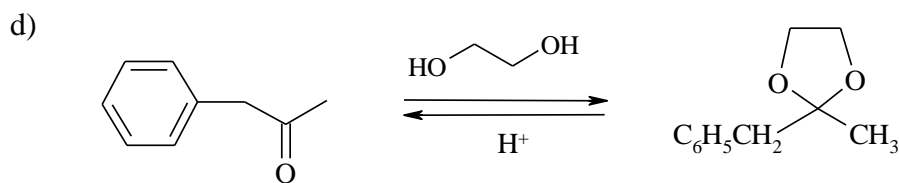
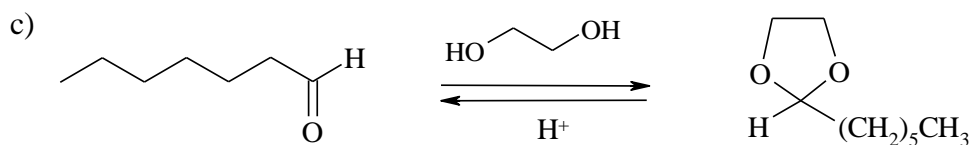
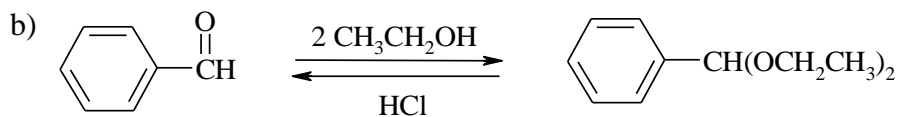
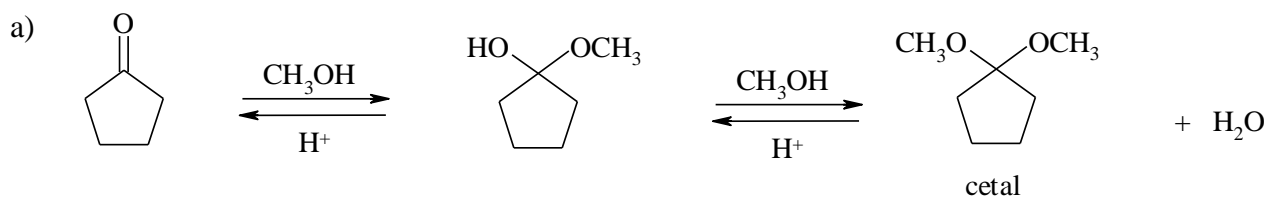
iii) Reacciones de adición en aldehídos y cetonas.

1) Complete las siguientes reacciones de adición en aldehídos y cetonas:



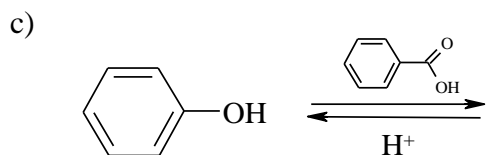
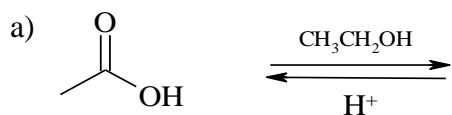
Respuesta:

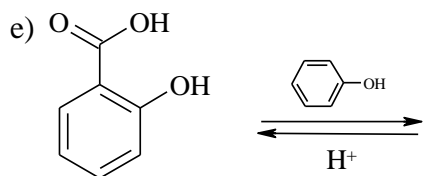
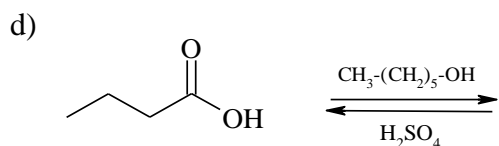
Los alcoholes se adicionan a los aldehídos y cetona para formar *acetales* y *cetales* respectivamente. Estas reacciones son reversibles y catalizadas por ácidos. La adición de *una sola molécula de alcohol* a un aldehído o cetona, forma un *hemiacetal* o un *hemicetal* respectivamente. Los hemiacetales o hemicetales *pueden seguir adicionando otra molécula de alcohol*, igual o distinta, para formar un acetal o un cetal, con eliminación de una molécula de agua.



iv) Formación de ésteres y amidas.

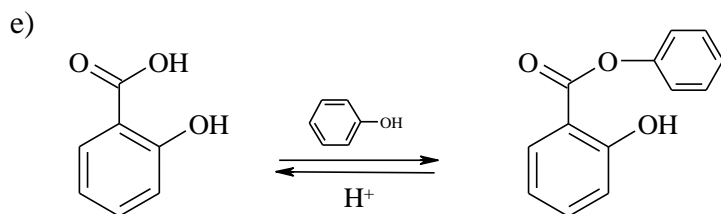
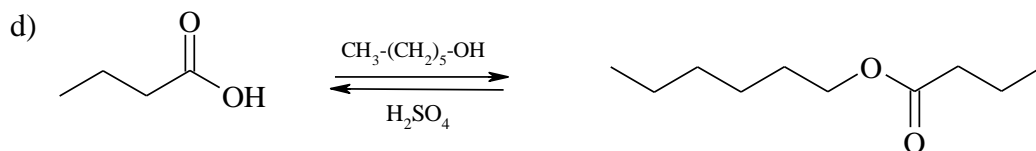
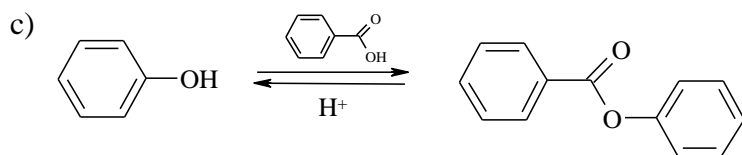
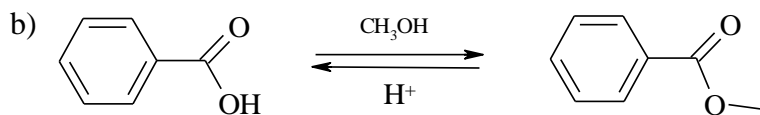
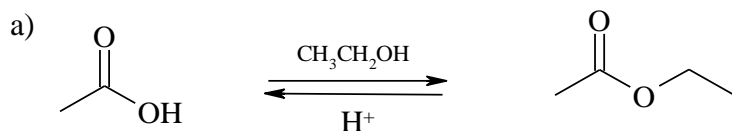
1) Complete las siguientes reacciones de formación de ésteres:



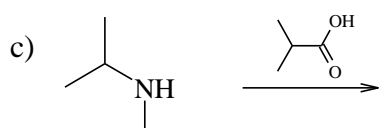
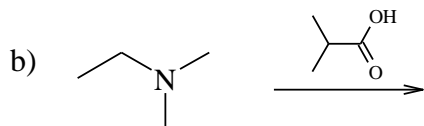
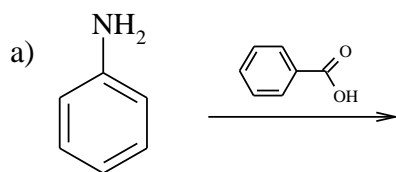


Respuesta:

La reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol da origen a un éster, con eliminación de una molécula de agua. Este tipo de reacciones son generalmente reversibles, ocurren en medio acuoso y son catalizadas por ácidos minerales. Reciben el nombre de *reacciones de esterificación*.

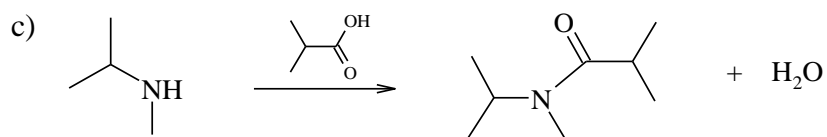
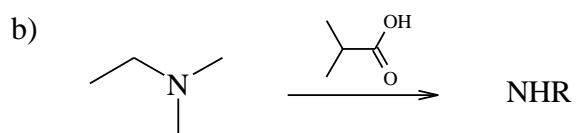
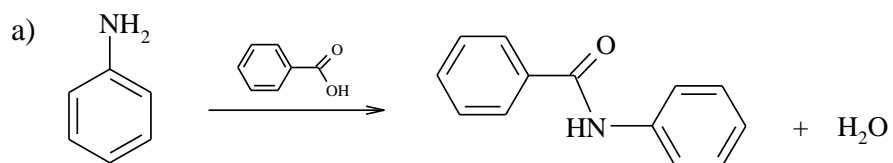


2) Complete las siguientes reacciones de formación de amidas:



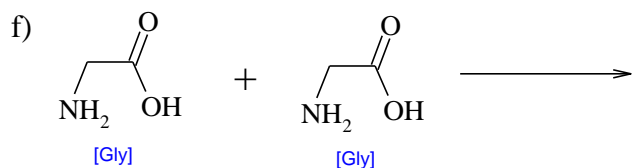
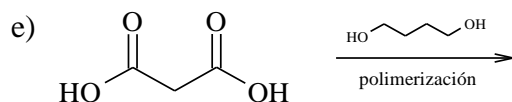
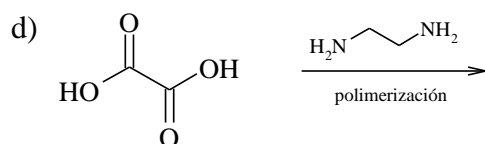
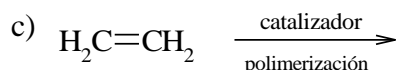
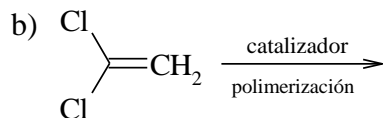
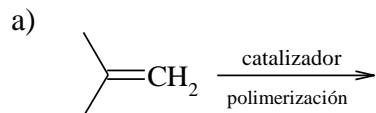
Respuesta:

La reacción entre un *ácido carboxílico* y una *amina primaria o secundaria*, da origen a una *amida*, con eliminación de una molécula de agua.



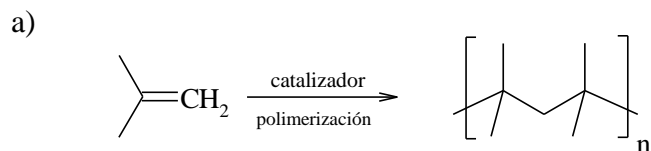
v) **Polímeros.**

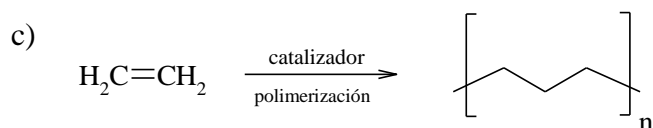
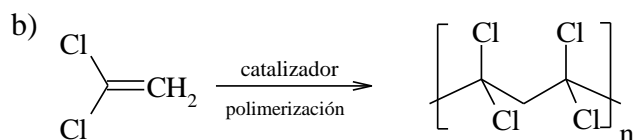
1) Complete las siguientes reacciones:



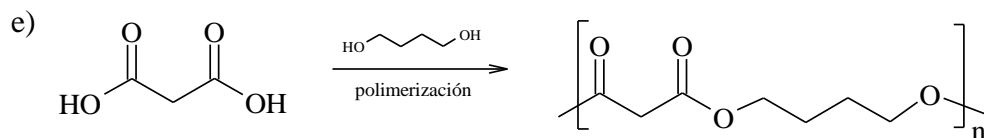
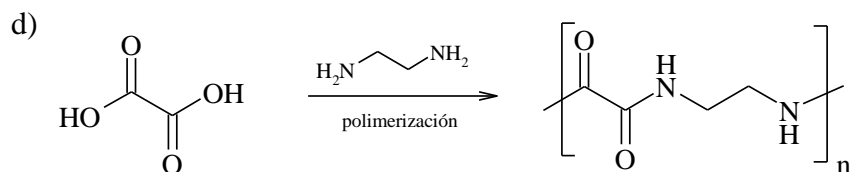
Respuesta:

Las reacciones de *polimerización por adición* ocurren en presencia de un *catalizador*. Este catalizador generalmente es un compuesto orgánico que proporciona radicales libres, un perácido por ejemplo, dando origen a la polimerización radicalaria.

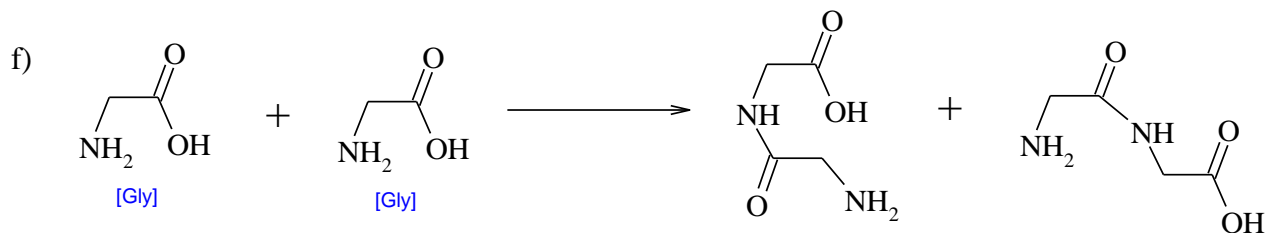




Las reacciones de polimerización entre un *ácido carboxílico* y una *amina* o un *alcohol*, producen *poliamidas* o *poliésteres* respectivamente. Este tipo de polímeros producidos por este tipo de reacciones lleva el nombre general de *polímeros de condensación*.



Los aminoácidos, catalizados por enzimas, reaccionan entre sí para dar polímeros, los poli péptidos. Estos poli péptidos son las proteínas. Dos aminoácidos dan origen a un par de di péptidos.

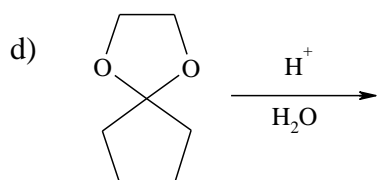
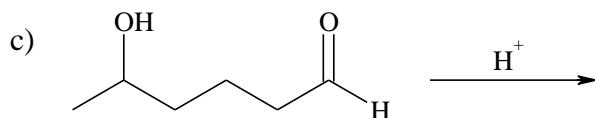


B. Química del Carbono, Ejercicios Propuestos.

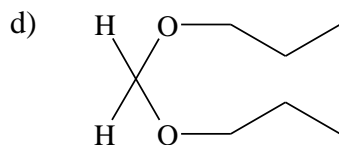
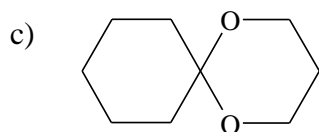
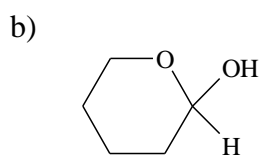
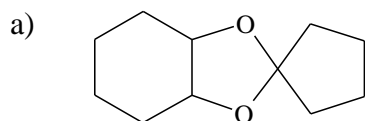
1) Complete las siguientes reacciones.

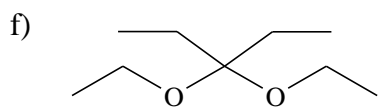
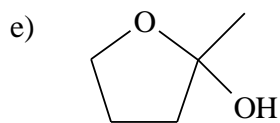
a) Hexanal más 2 mol de metanol, (medio ácido):

b) Ciclohexanona y 1 mol de etanol, (medio ácido):

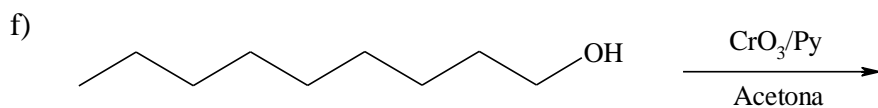
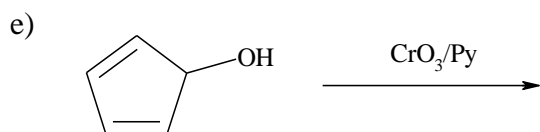
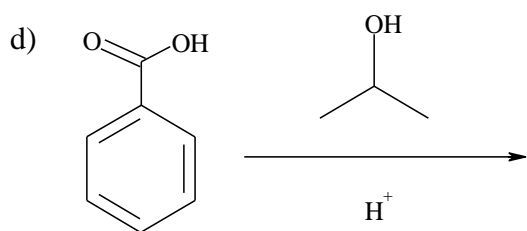
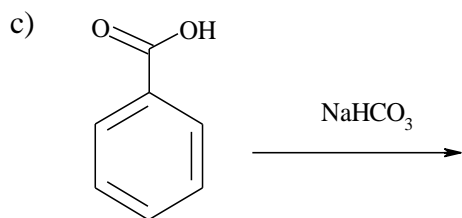
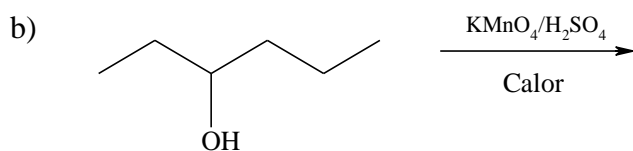
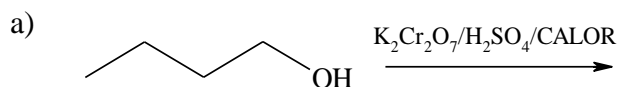


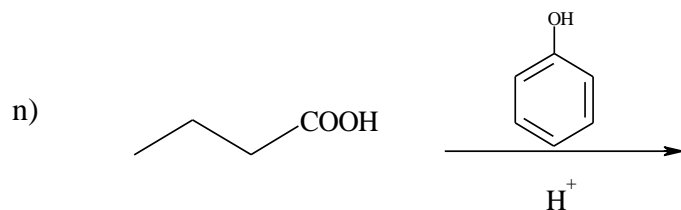
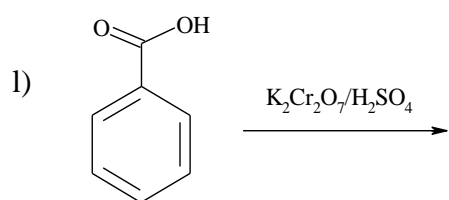
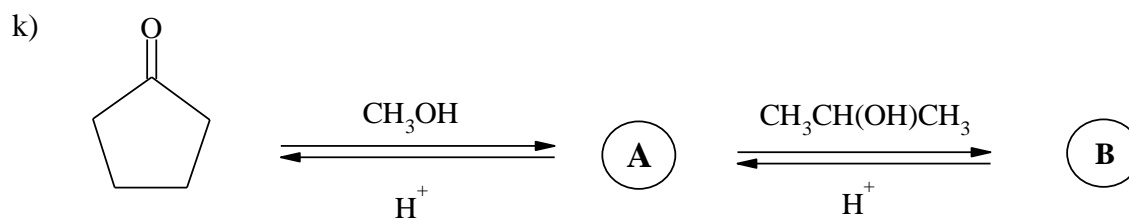
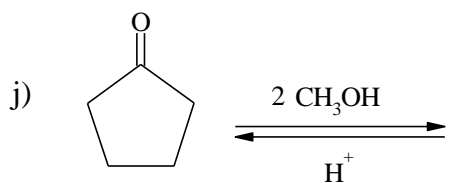
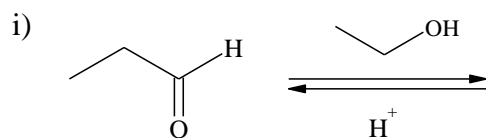
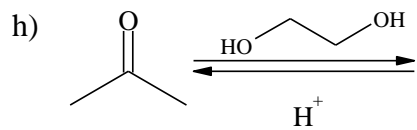
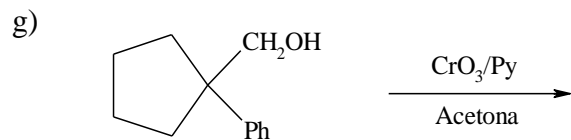
2) Deduzca la estructura resultante de la hidrólisis del hemiacetal, acetal, hemiacetal o cetal que corresponda.

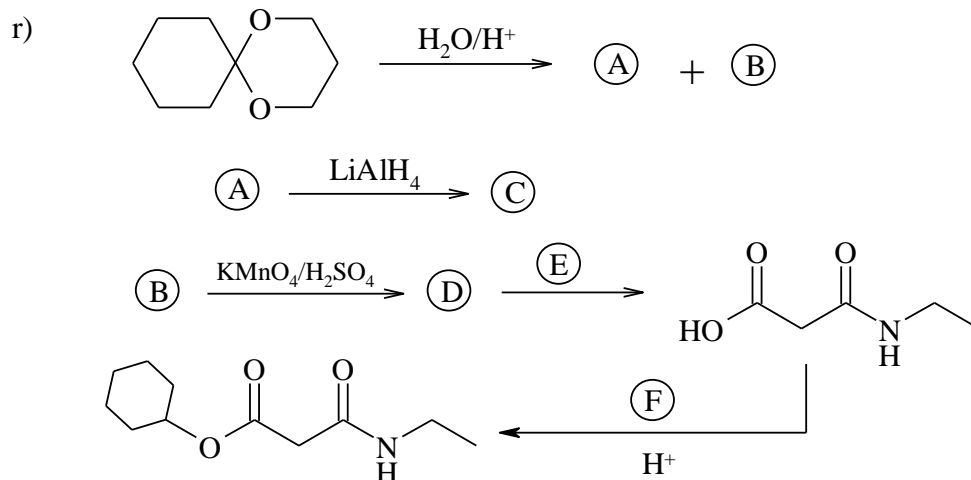
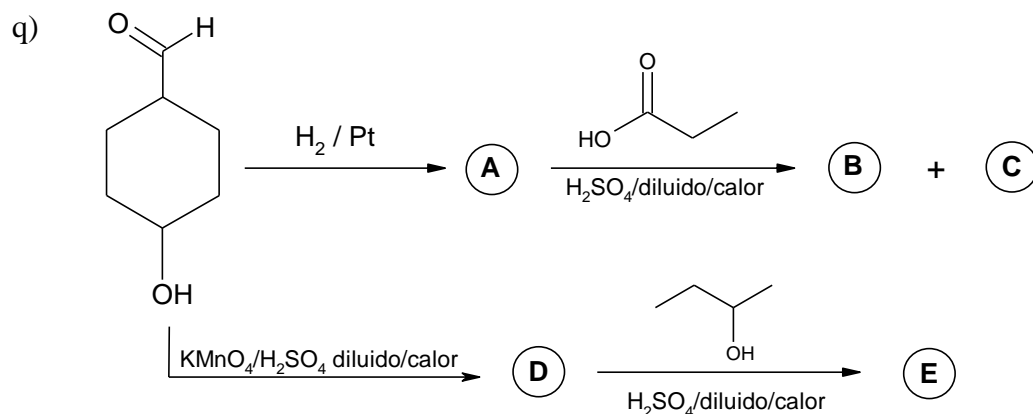
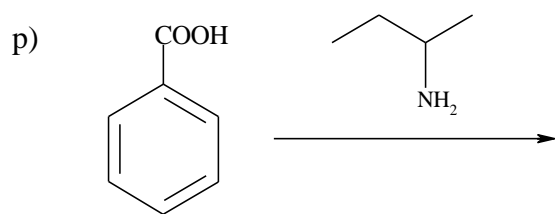
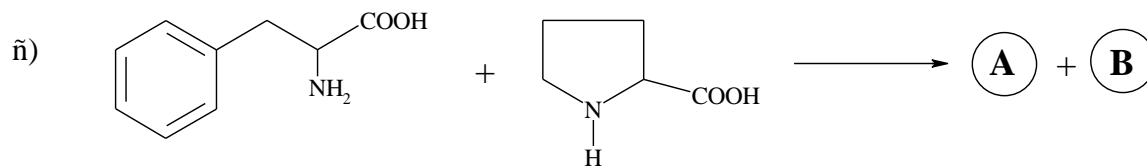




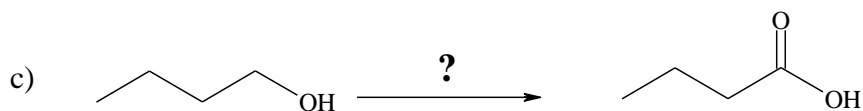
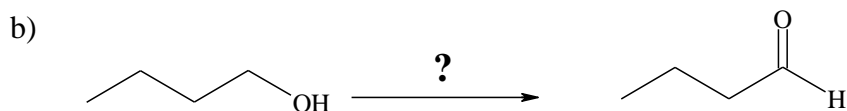
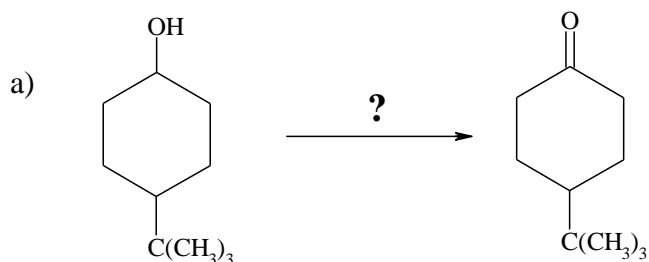
3) Complete las siguientes reacciones:







4) ¿Cómo podría efectuarse las siguientes transformaciones?:

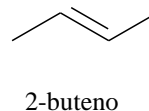
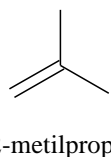
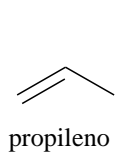


5) Escriba la fórmula estructural para un polímero formado por los siguientes monómeros:

a) Propileno

b) 2-metilpropeno

c) 2-buteno

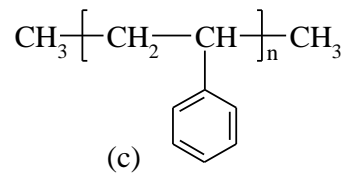
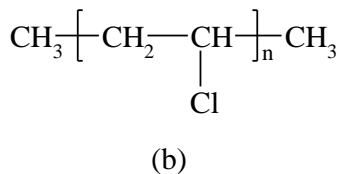
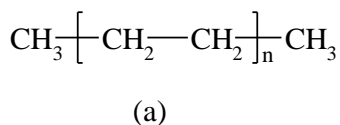


6) Dibuje las fórmulas estructurales de los monómeros empleados en los siguientes polímeros de adición:

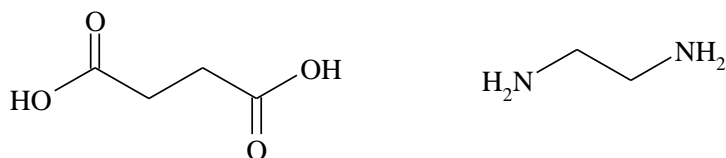
a) polietileno

b) policloruro de vinilo

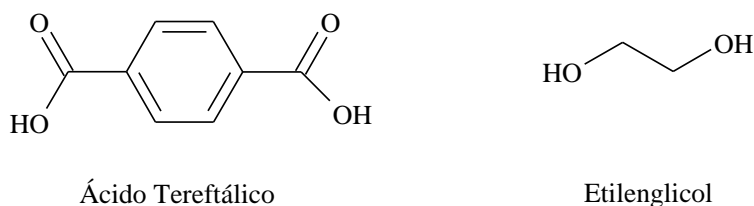
c) poliestireno



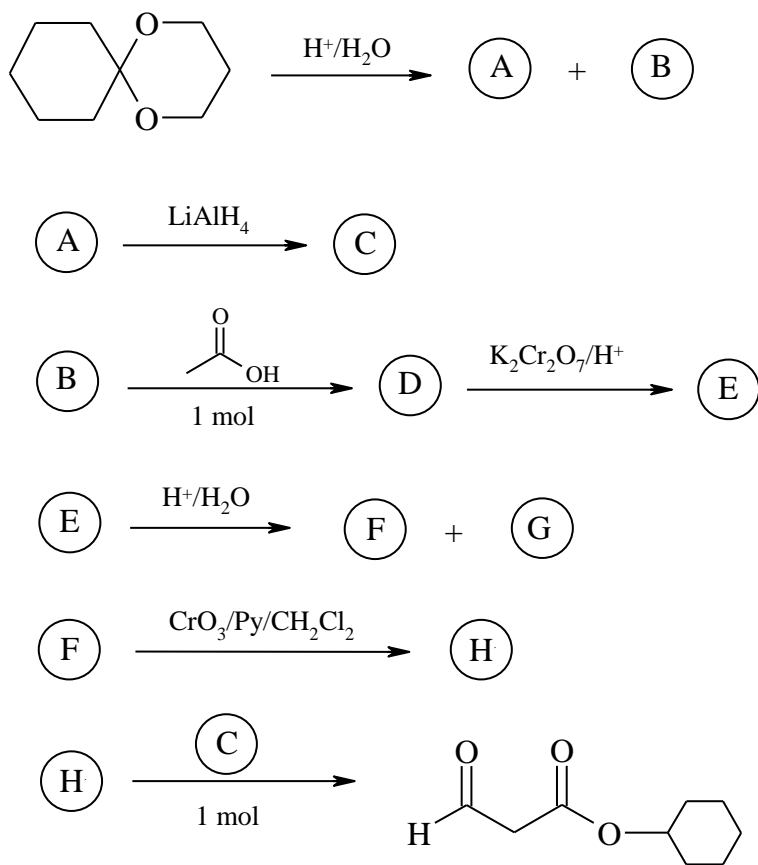
7) Escriba la unidad repetitiva del polímero de condensación obtenido combinando:



8) Escriba la unidad repetitiva del polímero de condensación que se obtiene de la reacción entre el ácido tereftálico y etilenglicol.

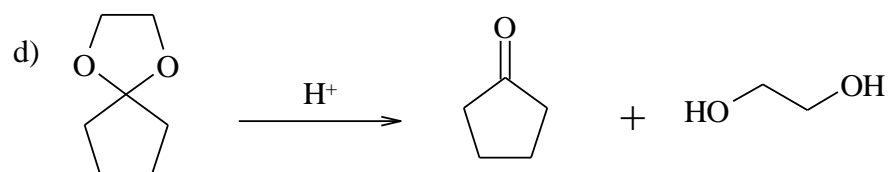
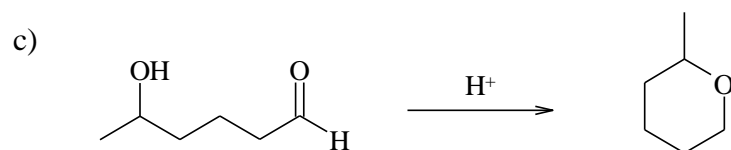
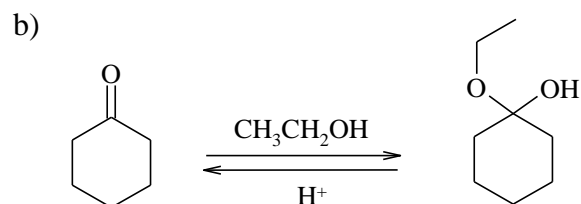
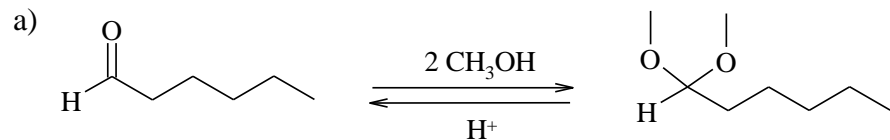


9) Complete el siguiente esquema de reacciones:

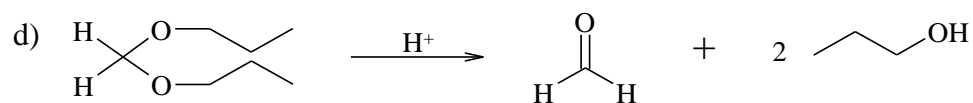
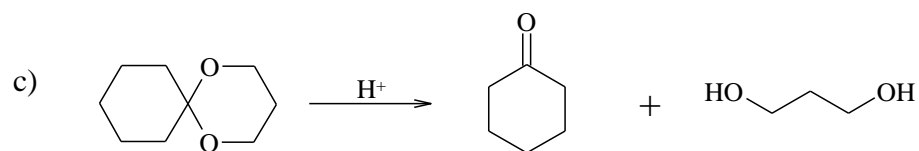
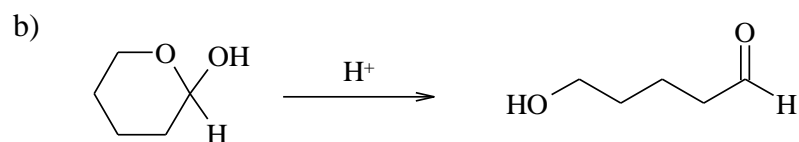
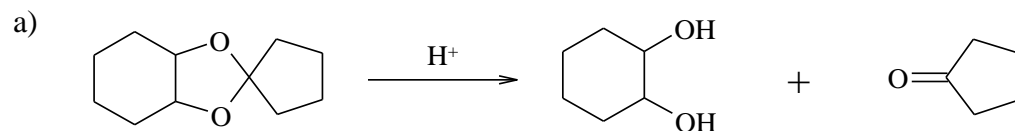


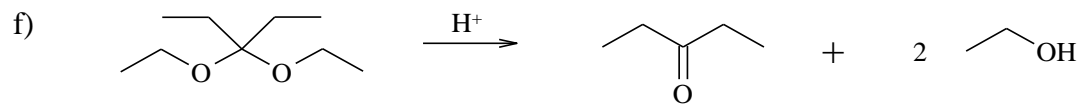
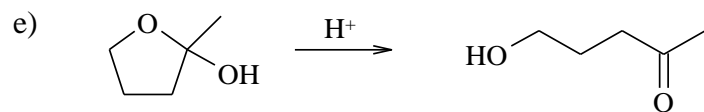
Respuestas:

1.

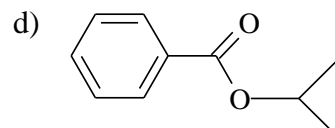
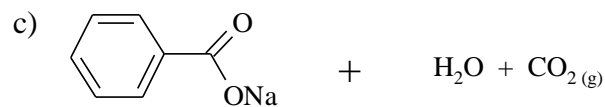
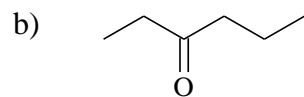
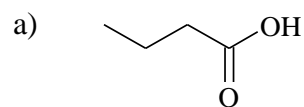


2.

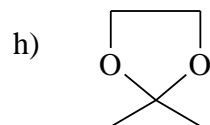
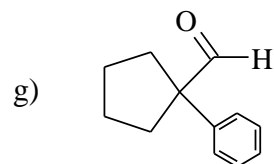
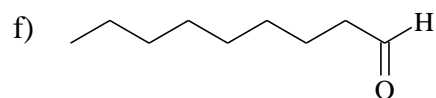


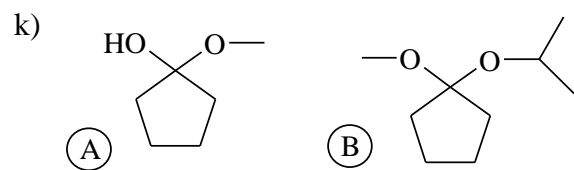
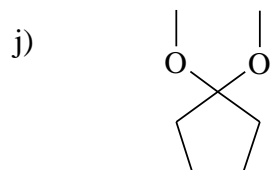
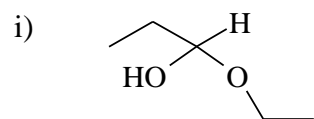


3.

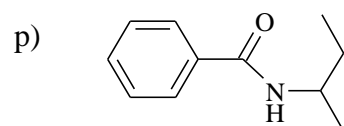
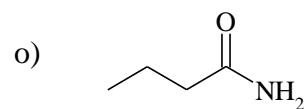
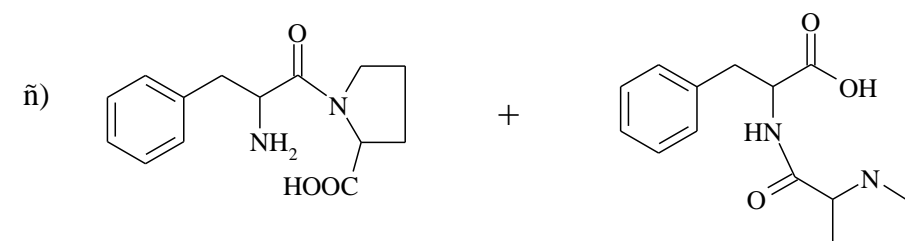
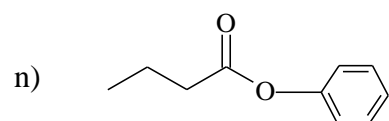
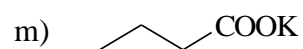


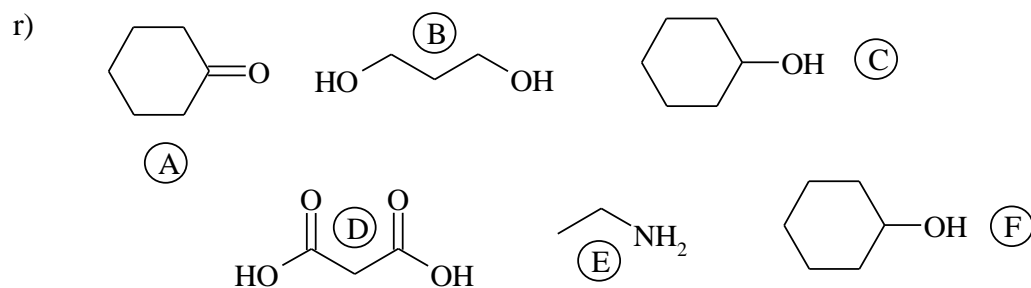
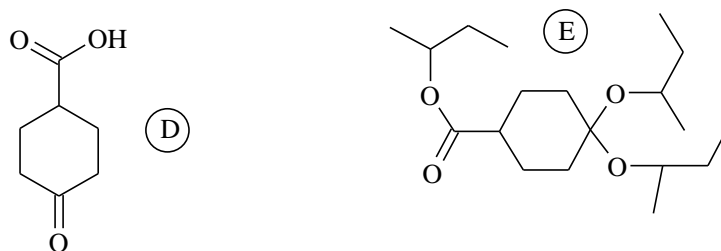
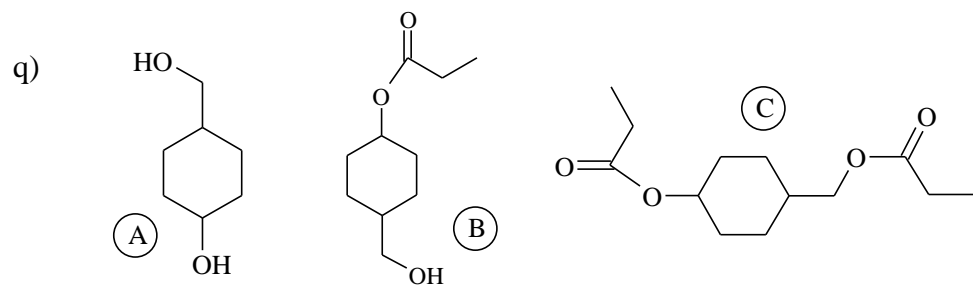
e) NHR



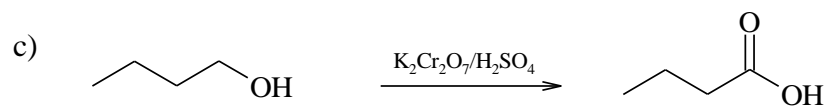
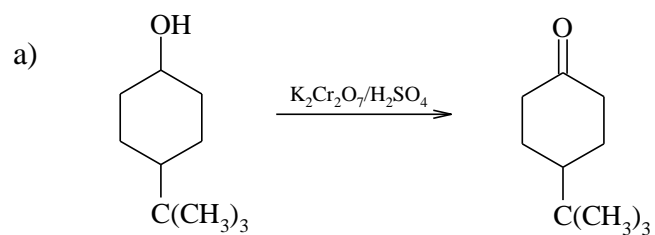


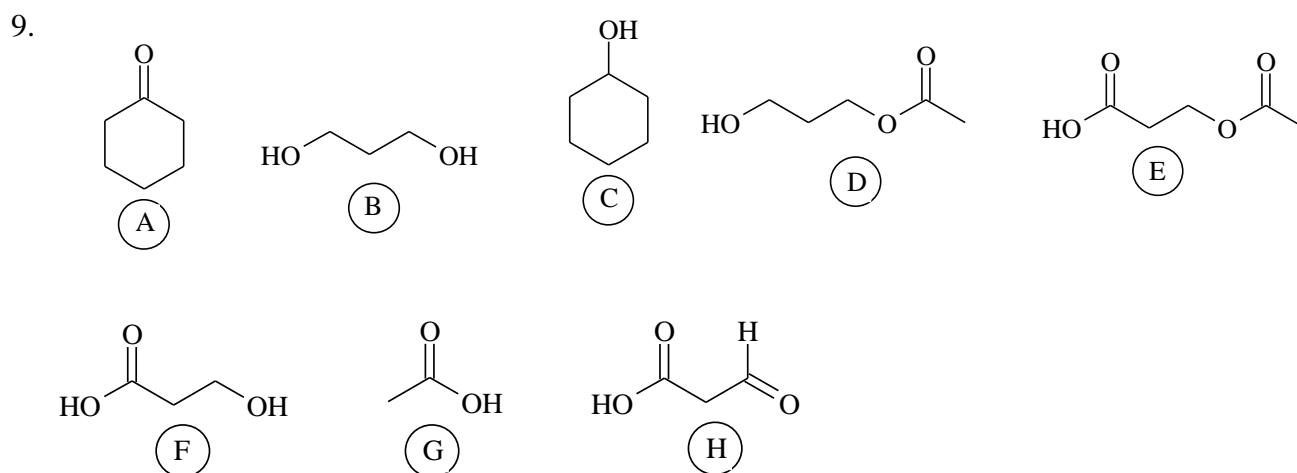
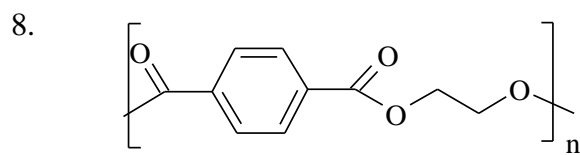
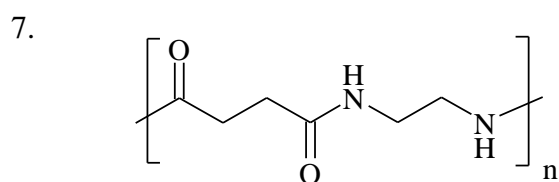
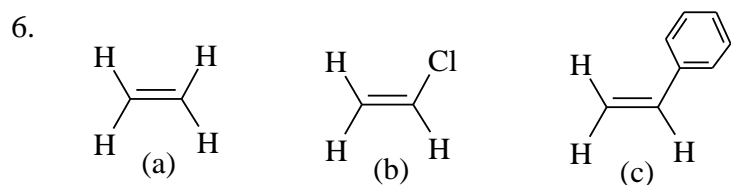
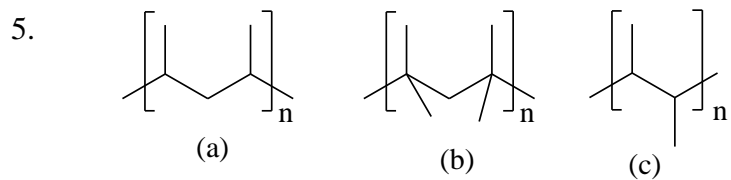
l) NHR





4.





Apéndice 1

Productos de Solubilidad, K_{sp}

Solubility Products

Bromide (Br⁻)	pK_{sp}	K_{sp}	Cyanide (CN⁻)	pK_{sp}	K_{sp}
CuBr	8.3	5 × 10 ⁻⁹	AgCN	15.66	2.2 × 10 ⁻¹⁶
AgBr	12.30	5.0 × 10 ⁻¹³	Zn(CN) ₂ (μ = 3.0 M)	15.5	3 × 10 ⁻¹⁶
Hg ₂ Br ₂	22.25	5.6 × 10 ⁻²³	Hg ₂ (CN) ₂	39.3	5 × 10 ⁻⁴⁰
HgBr ₂ (μ = 0.5 M)	18.9	1.3 × 10 ⁻¹⁹	Ferrocyanide ([Fe(CN)₆⁴⁻])	pK_{sp}	K_{sp}
PbBr ₂ (μ = 4.0 M)	5.68	2.1 × 10 ⁻⁶	Zn ₂ [Fe(CN) ₆]	15.68	2.1 × 10 ⁻¹⁶
Carbonate (CO₃²⁻)	pK_{sp}	K_{sp}	Cd ₂ [Fe(CN) ₆]	17.38	4.2 × 10 ⁻¹⁸
MgCO ₃	7.46	3.5 × 10 ⁻⁸	Pb ₂ [Fe(CN) ₆]	18.02	9.5 × 10 ⁻¹⁹
CaCO ₃ (calcite)	8.35	4.5 × 10 ⁻⁹	Fluoride (F⁻)	pK_{sp}	K_{sp}
CaCO ₃ (aragonite)	8.22	6.0 × 10 ⁻⁹	MgF ₂	8.18	6.6 × 10 ⁻⁹
SrCO ₃	9.03	9.3 × 10 ⁻¹⁰	CaF ₂	10.41	3.9 × 10 ⁻¹¹
BaCO ₃	8.30	5.0 × 10 ⁻⁹	SrF ₂	8.54	2.9 × 10 ⁻⁹
MnCO ₃	9.30	5.0 × 10 ⁻¹⁰	BaF ₂	5.76	1.7 × 10 ⁻⁶
FeCO ₃	10.68	2.1 × 10 ⁻¹¹	PbF ₂	7.44	3.6 × 10 ⁻⁸
CoCO ₃	9.98	1.0 × 10 ⁻¹⁰	Hydroxide (OH⁻)	pK_{sp}	K_{sp}
NiCO ₃	6.87	1.3 × 10 ⁻⁷	Mg(OH) ₂	11.15	7.1 × 10 ⁻¹²
Ag ₂ CO ₃	11.09	8.1 × 10 ⁻¹²	Ca(OH) ₂	5.19	6.5 × 10 ⁻⁶
Hg ₂ CO ₃	16.05	8.9 × 10 ⁻¹⁷	Ba(OH) ₂ · 8H ₂ O	3.6	3 × 10 ⁻⁴
ZnCO ₃	10.00	1.0 × 10 ⁻¹⁰	La(OH) ₃	20.7	2 × 10 ⁻²¹
CdCO ₃	13.74	1.8 × 10 ⁻¹⁴	Mn(OH) ₂	12.8	1.6 × 10 ⁻¹³
PbCO ₃	13.13	7.4 × 10 ⁻¹⁴	Fe(OH) ₂	15.1	8 × 10 ⁻¹⁶
Chloride (Cl⁻)	pK_{sp}	K_{sp}	Co(OH) ₂	14.9	1.3 × 10 ⁻¹⁵
CuCl	6.73	1.9 × 10 ⁻⁷	Ni(OH) ₂	15.2	6 × 10 ⁻¹⁶
AgCl	9.74	1.8 × 10 ⁻¹⁰	Cu(OH) ₂	19.32	4.8 × 10 ⁻²⁰
Hg ₂ Cl ₂	17.91	1.2 × 10 ⁻¹⁸	Fe(OH) ₃	38.8	1.6 × 10 ⁻³⁹
PbCl ₂	4.78	1.7 × 10 ⁻⁵	Co(OH) ₃ (T = 19 °C)	44.5	3 × 10 ⁻⁴⁵
Chromate (CrO₄²⁻)	pK_{sp}	K_{sp}	Ag ₂ O (+H ₂ O ⇌ 2Ag ⁺ + 2OH ⁻)	15.42	3.8 × 10 ⁻¹⁶
BaCrO ₄	9.67	2.1 × 10 ⁻¹⁰	Cu ₂ O (+ H ₂ O ⇌ 2Cu ⁺ + 2OH ⁻)	29.4	4 × 10 ⁻³⁰
CuCrO ₄	5.44	3.6 × 10 ⁻⁶	Zn(OH) ₂ (amorphous)	15.52	3.0 × 10 ⁻¹⁶
Ag ₂ CrO ₄	11.92	1.2 × 10 ⁻¹²	Cd(OH) ₂ (β)	14.35	4.5 × 10 ⁻¹⁵
Hg ₂ CrO ₄	8.70	2.0 × 10 ⁻⁹			

continued

Solubility Products—continued

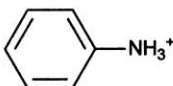
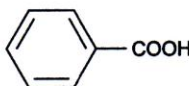
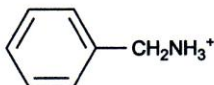
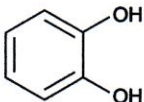
Hydroxide (OH ⁻)	pK _{sp}	K _{sp}	Sulfate (SO ₄ ²⁻)	pK _{sp}	K _{sp}
HgO (red) (+ H ₂ O ⇌ Hg ²⁺ + 2OH ⁻)	25.44	3.6 × 10 ⁻²⁶	CaSO ₄	4.62	2.4 × 10 ⁻⁵
SnO (+ H ₂ O ⇌ Sn ²⁺ + 2OH ⁻)	26.2	6 × 10 ⁻²⁷	SrSO ₄	6.50	3.2 × 10 ⁻⁷
PbO (yellow) (+ H ₂ O ⇌ Pb ²⁺ + 2OH ⁻)	15.1	8 × 10 ⁻¹⁶	BaSO ₄	9.96	1.1 × 10 ⁻¹⁰
Al(OH) ₃ (α)	33.5	3 × 10 ⁻³⁴	Ag ₂ SO ₄	4.83	1.5 × 10 ⁻⁵
Iodate (IO₃⁻)	pK_{sp}	K_{sp}	Hg ₂ SO ₄	6.13	7.4 × 10 ⁻⁷
Ca(IO ₃) ₂	6.15	7.1 × 10 ⁻⁷	PbSO ₄	7.79	1.6 × 10 ⁻⁸
Ba(IO ₃) ₂	8.81	1.5 × 10 ⁻⁹	Sulfide (S²⁻)	pK_{sp}	K_{sp}
AgIO ₃	7.51	3.1 × 10 ⁻⁸	MnS (green)	13.5	3 × 10 ⁻¹⁴
Hg ₂ (IO ₃) ₂	17.89	1.3 × 10 ⁻¹⁸	FeS	18.1	8 × 10 ⁻¹⁹
Zn(IO ₃) ₂	5.41	3.9 × 10 ⁻⁶	CoS (β)	25.6	3 × 10 ⁻²⁶
Cd(IO ₃) ₂	7.64	2.3 × 10 ⁻⁸	NiS (γ)	26.6	3 × 10 ⁻²⁷
Pb(IO ₃) ₂	12.61	2.5 × 10 ⁻¹³	CuS	36.1	8 × 10 ⁻³⁷
Iodide (I⁻)	pK_{sp}	K_{sp}	Cu ₂ S	48.5	3 × 10 ⁻⁴⁹
AgI	16.08	8.3 × 10 ⁻¹⁷	Ag ₂ S	50.1	8 × 10 ⁻⁵¹
Hg ₂ I ₂	28.33	4.7 × 10 ⁻²⁹	ZnS (α)	24.7	2 × 10 ⁻²⁵
HgI ₂ (μ = 0.5 M)	27.95	1.1 × 10 ⁻²⁸	CdS	27.0	1 × 10 ⁻²⁷
PbI ₂	8.10	7.9 × 10 ⁻⁹	Hg ₂ S (red)	53.3	5 × 10 ⁻⁵⁴
Oxalate (C₂O₄²⁻)	pK_{sp}	K_{sp}	PbS	27.5	3 × 10 ⁻²⁸
CaC ₂ O ₄ (μ = 0.1 M, T = 20 °C)	7.9	1.3 × 10 ⁻⁸	Thiocyanate (SCN⁻)	pK_{sp}	K_{sp}
BaC ₂ O ₄ (μ = 0.1 M, T = 20 °C)	6.0	1 × 10 ⁻⁶	CuSCN (μ = 5.0 M)	13.40	4.0 × 10 ⁻¹⁴
SrC ₂ O ₄ (μ = 0.1 M, T = 20 °C)	6.4	4 × 10 ⁻⁷	AgSCN	11.97	1.1 × 10 ⁻¹²
Phosphate (PO₄³⁻)	pK_{sp}	K_{sp}	Hg ₂ (SCN) ₂	19.52	3.0 × 10 ⁻²⁰
Fe ₃ (PO ₄) ₂ · 8H ₂ O	36.0	1 × 10 ⁻³⁶	Hg(SCN) ₂ (μ = 1.0 M)	19.56	2.8 × 10 ⁻²⁰
Zn ₃ (PO ₄) ₂ · 4H ₂ O	35.3	5 × 10 ⁻³⁶			
Ag ₃ PO ₄	17.55	2.8 × 10 ⁻¹⁸			
Pb ₃ (PO ₄) ₂ (T = 38 °C)	43.53	3.0 × 10 ⁻⁴⁴			

Source: All values are from Martell, A. E.; Smith, R. M. *Critical Stability Constants*, Vol. 4. Plenum Press: New York, 1976. Unless otherwise stated, values are for 25 °C and zero ionic strength.

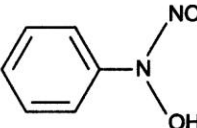
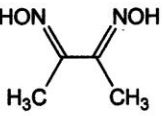
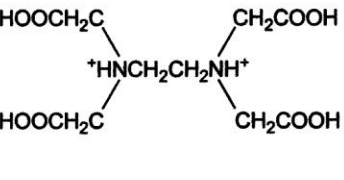
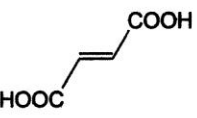
Apéndice 2

Constantes de Disociación de Ácidos Débiles, K_a .

Acid Dissociation Constants

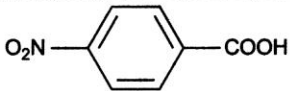
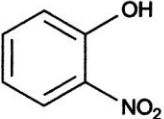
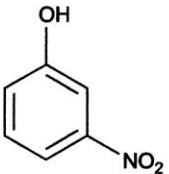
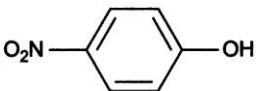
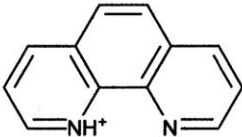
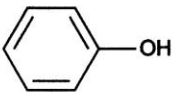
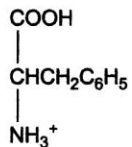
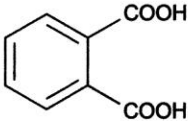
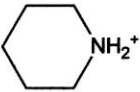
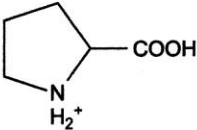
Compound	Conjugate Acid	pK_a	K_a
acetic acid	CH ₃ COOH	4.757	1.75×10^{-5}
adipic acid	HOOC(CH ₂) ₄ COOH	4.42 5.42	3.8×10^{-5} 3.8×10^{-6}
alanine	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{CHCH}_3 \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$	2.348 (COOH) 9.867 (NH ₃)	4.49×10^{-3} 1.36×10^{-10}
aminobenzene		4.601	2.51×10^{-5}
ammonia	NH ₄ ⁺	9.244	5.70×10^{-10}
arginine	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{CHCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NHC} \begin{array}{l} \text{NH}_2^+ \\ \text{NH}_2 \end{array} \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$	1.823 (COOH) 8.991 (NH ₃) (12.48) (NH ₂)	1.50×10^{-2} 1.02×10^{-9} 3.3×10^{-13}
arsenic acid	H ₃ AsO ₄	2.24 6.96 11.50	5.8×10^{-3} 1.1×10^{-7} 3.2×10^{-12}
asparagine	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{CHCH}_2\text{C} \begin{array}{l} \text{NH}_2 \\ \text{O} \end{array} \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$	2.14 (COOH); ($\mu = 0.1$ M) 8.72 (NH ₃); ($\mu = 0.1$ M)	7.2×10^{-3} 1.9×10^{-9}
aspartic acid	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{CHCH}_2\text{COOH} \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$	1.990 (α -COOH) 3.900 (β -COOH) 10.002 (NH ₃)	1.02×10^{-2} 1.26×10^{-4} 9.95×10^{-11}
benzoic acid		4.202	6.28×10^{-5}
benzylamine		9.35	4.5×10^{-10}
boric acid	H ₃ BO ₃	9.236 (12.74); ($T = 20$ °C) (13.80); ($T = 20$ °C)	5.81×10^{-10} 1.82×10^{-13} 1.58×10^{-14}
carbonic acid	H ₂ CO ₃	6.352 10.329	4.45×10^{-7} 4.69×10^{-11}
catechol		9.40 12.8	4.0×10^{-10} 1.6×10^{-13}

Acid Dissociation Constants—continued

Compound	Conjugate Acid	pK _a	K _a
chloroacetic acid	ClCH ₂ COOH	2.865	1.36 × 10 ⁻³
chromic acid	H ₂ CrO ₄	-0.2; (T = 20 °C) 6.51	1.6 3.1 × 10 ⁻⁷
citric acid	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{HOCH}_2\text{C} - \text{C} - \text{CH}_2\text{COOH} \\ \\ \text{OH} \end{array}$	3.128 (COOH) 4.761 (COOH) 6.396 (COOH)	7.45 × 10 ⁻⁴ 1.73 × 10 ⁻⁵ 4.02 × 10 ⁻⁷
cupferron		4.16; (μ = 0.1 M)	6.9 × 10 ⁻⁵
cysteine	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{CHCH}_2\text{SH} \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$	(1.71) (COOH) 8.36 (SH) 10.77 (NH ₃)	1.9 × 10 ⁻² 4.4 × 10 ⁻⁹ 1.7 × 10 ⁻¹¹
dichloroacetic acid	Cl ₂ CHCOOH	1.30	5.0 × 10 ⁻²
diethylamine	(CH ₃ CH ₂) ₂ NH ₂ ⁺	10.933	1.17 × 10 ⁻¹¹
dimethylamine	(CH ₃) ₂ NH ₂ ⁺	10.774	1.68 × 10 ⁻¹¹
dimethylgloxime		10.66 12.0	2.2 × 10 ⁻¹¹ 1 × 10 ⁻¹²
ethylamine	CH ₃ CH ₂ NH ₃ ⁺	10.636	2.31 × 10 ⁻¹¹
ethylenediamine	⁺ H ₃ NCH ₂ CH ₂ NH ₃ ⁺	6.848 9.928	1.42 × 10 ⁻⁷ 1.18 × 10 ⁻¹⁰
ethylenediaminetetraacetic acid (EDTA)		0.0 (COOH); (μ = 1.0 M) 1.5 (COOH); (μ = 0.1 M) 2.0 (COOH); (μ = 0.1 M) 2.68 (COOH); (μ = 0.1 M) 6.11 (NH); (μ = 0.1 M) 10.17 (NH); (μ = 0.1 M)	1.0 3.2 × 10 ⁻² 1.0 × 10 ⁻² 2.1 × 10 ⁻³ 7.8 × 10 ⁻⁷ 6.8 × 10 ⁻¹¹
formic acid	HCOOH	3.745	1.80 × 10 ⁻⁴
fumaric acid		3.053 4.494	8.85 × 10 ⁻⁴ 3.21 × 10 ⁻⁵
glutamic acid	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{CHCH}_2\text{CH}_2\text{COOH} \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$	2.23 (α-COOH) 4.42 (λ-COOH) 9.95 (NH ₃)	5.9 × 10 ⁻³ 3.8 × 10 ⁻⁵ 1.12 × 10 ⁻¹⁰


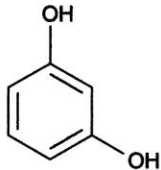
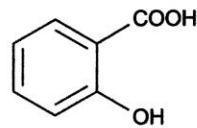
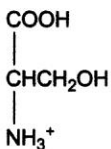
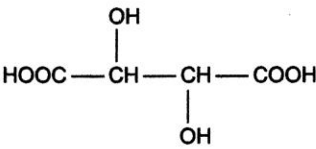
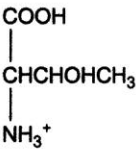
Acid Dissociation Constants—continued

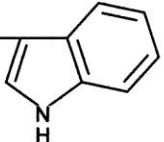
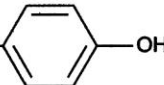
Compound	Conjugate Acid	pK _a	K _a
maleic acid		1.910 6.332	1.23 × 10 ⁻² 4.66 × 10 ⁻⁷
malic acid		3.459 (COOH) 5.097 (COOH)	3.48 × 10 ⁻⁴ 8.00 × 10 ⁻⁶
malonic acid	HOOCCH ₂ COOH	2.847 5.696	1.42 × 10 ⁻³ 2.01 × 10 ⁻⁶
methionine		2.20 (COOH); (μ = 0.1 M) 9.05 (NH ₃); (μ = 0.1 M)	6.3 × 10 ⁻³ 8.9 × 10 ⁻¹⁰
methylamine	CH ₃ NH ₃ ⁺	10.64	2.3 × 10 ⁻¹¹
2-methylaniline		4.447	3.57 × 10 ⁻⁵
4-methylaniline		5.084	8.24 × 10 ⁻⁶
2-methylphenol		10.28	5.2 × 10 ⁻¹¹
4-methylphenol		10.26	5.5 × 10 ⁻¹¹
nitrilotriacetic acid		1.1 (COOH); (T = 20 °C, μ = 1.0 M) 1.650 (COOH); (T = 20 °C) 2.940 (COOH); (T = 20 °C) 10.334 (NH ₃); (T = 20 °C)	8 × 10 ⁻² 2.24 × 10 ⁻² 1.15 × 10 ⁻³ 4.63 × 10 ⁻¹¹
2-nitrobenzoic acid		2.179	6.62 × 10 ⁻³
3-nitrobenzoic acid		3.449	3.56 × 10 ⁻⁴

Compound	Conjugate Acid	pK _a	K _a
4-nitrobenzoic acid		3.442	3.61 × 10 ⁻⁴
2-nitrophenol		7.21	6.2 × 10 ⁻⁸
3-nitrophenol		8.39	4.1 × 10 ⁻⁹
4-nitrophenol		7.15	7.1 × 10 ⁻⁸
nitrous acid	HNO ₂	3.15	7.1 × 10 ⁻⁴
oxalic acid	H ₂ C ₂ O ₄	1.252	5.60 × 10 ⁻²
1,10-phenanthroline		4.266 4.86	5.42 × 10 ⁻⁵ 1.38 × 10 ⁻⁵
phenol		9.98	1.05 × 10 ⁻¹⁰
phenylalanine		2.20 (COOH) 9.31 (NH ₃)	6.3 × 10 ⁻³ 4.9 × 10 ⁻¹⁰
phosphoric acid	H ₃ PO ₄	2.148 7.199 12.35	7.11 × 10 ⁻³ 6.32 × 10 ⁻⁸ 4.5 × 10 ⁻¹³
phthalic acid		2.950 5.408	1.12 × 10 ⁻³ 3.91 × 10 ⁻⁶
piperidine		11.123	7.53 × 10 ⁻¹²
proline		1.952 (COOH) 10.640 (NH)	1.12 × 10 ⁻² 2.29 × 10 ⁻¹¹

continued

Acid Dissociation Constants—continued

Compound	Conjugate Acid	pK _a	K _a
propanoic acid	CH ₃ CH ₂ COOH	4.874	1.34 × 10 ⁻⁵
propylamine	CH ₃ CH ₂ CH ₂ NH ₃ ⁺	10.566	2.72 × 10 ⁻¹¹
pyridine		5.229	5.90 × 10 ⁻⁶
resorcinol		9.30 11.06	5.0 × 10 ⁻¹⁰ 8.7 × 10 ⁻¹²
salicylic acid		2.97 (COOH) 13.74 (OH)	1.07 × 10 ⁻³ 1.8 × 10 ⁻¹⁴
serine		2.187 (COOH) 9.209 (NH ₃)	6.50 × 10 ⁻³ 6.18 × 10 ⁻¹⁰
succinic acid	HOOCCH ₂ CH ₂ COOH	4.207 5.636	6.21 × 10 ⁻⁵ 2.31 × 10 ⁻⁶
sulfuric acid	H ₂ SO ₄	strong 1.99	strong 1.0 × 10 ⁻²
sulfurous acid	H ₂ SO ₃	1.91 7.18	1.2 × 10 ⁻² 6.6 × 10 ⁻⁸
D-tartaric acid		3.036 (COOH) 4.366 (COOH)	9.20 × 10 ⁻⁴ 4.31 × 10 ⁻⁵
threonine		2.088 (COOH) 9.100 (NH ₃)	8.17 × 10 ⁻³ 7.94 × 10 ⁻¹⁰
thiosulfuric acid	H ₂ S ₂ O ₃	0.6 1.6	3 × 10 ⁻¹ 3 × 10 ⁻²
trichloroacetic acid	Cl ₃ CCOOH	0.66; (μ = 0.1 M)	2.2 × 10 ⁻¹
triethanolamine	(HOCH ₂ CH ₂) ₃ NH ⁺	7.762	1.73 × 10 ⁻⁸
triethylamine	(CH ₃ CH ₂) ₃ NH ⁺	10.715	1.93 × 10 ⁻¹¹

Compound	Conjugate Acid	pK _a	K _a
trimethylamine	(CH ₃) ₃ NH ⁺	9.800	1.58 × 10 ⁻¹⁰
tris(hydroxymethyl)- aminomethane (TRIS or THAM)	(HOCH ₂) ₃ CNH ₃ ⁺	8.075	8.41 × 10 ⁻⁹
tryptophan	$ \begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{CHCH}_2 \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array} $ 	2.35 (COOH); (μ = 0.1 M) 9.33 (NH ₃); (μ = 0.1 M)	4.5 × 10 ⁻³ 4.7 × 10 ⁻¹⁰
tyrosine	$ \begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{CHCH}_2 \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array} $ 	2.17 (COOH); (μ = 0.1 M) 9.19 (NH ₃) 10.47 (OH)	6.8 × 10 ⁻³ 6.5 × 10 ⁻¹⁰ 3.4 × 10 ⁻¹¹
valine	$ \begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{CHCH}(\text{CH}_3)_2 \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array} $	2.286 (COOH) 9.718 (OH)	5.18 × 10 ⁻³ 1.91 × 10 ⁻¹⁰

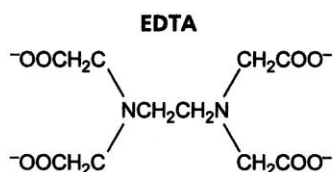
Source: All values are from Martell, A. E.; Smith, R. M. *Critical Stability Constants*, Vol. 1–4. Plenum Press: New York, 1976. Unless otherwise stated, values are for 25 °C and zero ionic strength. Values in parentheses are considered less reliable.

Apéndice 3

Constantes de Formación Metal – Ligando, K_f

Metal–Ligand Formation Constants

Acetate CH_3COO^-	$\log K_1$	$\log K_2$	$\log K_3$	$\log K_4$	$\log K_5$	$\log K_6$
Mg^{2+}	1.27					
Ca^{2+}	1.18					
Ba^{2+}	1.07					
Mn^{2+}	1.40					
Fe^{2+}	1.40					
Co^{2+}	1.46					
Ni^{2+}	1.43					
Cu^{2+}	2.22	1.41				
Ag^+	0.73	-0.09				
Zn^{2+}	1.57					
Cd^{2+}	1.93	1.22	-0.89			
Pb^{2+}	2.68	1.40				



	$\log K_1$	$\log K_2$	$\log K_3$	$\log K_4$	$\log K_5$	$\log K_6$
Cr^{3+} ($T = 20^\circ\text{C}$, $\mu = 0.1\text{ M}$)		(23.4)				
Fe^{3+} ($T = 20^\circ\text{C}$, $\mu = 0.1\text{ M}$)		25.1				
Ag^+ ($T = 20^\circ\text{C}$, $\mu = 0.1\text{ M}$)		7.32				
Zn^{2+} ($T = 20^\circ\text{C}$, $\mu = 0.1\text{ M}$)		16.50				
Cd^{2+} ($T = 20^\circ\text{C}$, $\mu = 0.1\text{ M}$)		16.46				
Hg^{2+} ($T = 20^\circ\text{C}$, $\mu = 0.1\text{ M}$)		21.7				
Pb^{2+} ($T = 20^\circ\text{C}$, $\mu = 0.1\text{ M}$)		18.04				
Al^{3+} ($T = 20^\circ\text{C}$, $\mu = 0.1\text{ M}$)		16.3				

Fluoride

F^-	$\log K_1$	$\log K_2$	$\log K_3$	$\log K_4$	$\log K_5$	$\log K_6$
Al^{3+} ($\mu = 0.5\text{ M}$)	6.11	5.01	3.88	3.0	1.4	0.4

Hydroxide

OH^-	$\log K_1$	$\log K_2$	$\log K_3$	$\log K_4$	$\log K_5$	$\log K_6$
Al^{3+}	9.01	(9.69)	(8.3)	6.0		
Co^{2+}	4.3	4.1	1.3	0.5		
Fe^{2+}	4.5	(2.9)	2.6	-0.4		
Fe^{3+}	11.81	10.5	12.1			
Ni^{2+}	4.1	3.9	3			
Pb^{2+}	6.3	4.6	3.0			
Zn^{2+}	5.0	(6.1)	2.5	(1.2)		

Iodide

I^-	$\log K_1$	$\log K_2$	$\log K_3$	$\log K_4$	$\log K_5$	$\log K_6$
Ag^+ ($T = 18^\circ\text{C}$)	6.58	(5.12)	(1.4)			
Cd^{2+}	2.28	1.64	1.08	1.0		
Pb^{2+}	1.92	1.28	0.7	0.6		

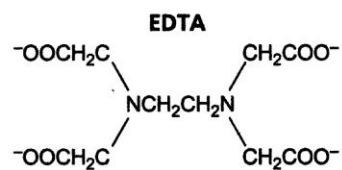
Metal-Ligand Formation Constants—continued

Ammonia NH ₃	log K ₁	log K ₂	log K ₃	log K ₄	log K ₅	log K ₆
Ag ⁺	3.31	3.91				
Co ²⁺ (T = 20 °C)	1.99	1.51	0.93	0.64	0.06	-0.74
Ni ²⁺	2.72	2.17	1.66	1.12	0.67	-0.03
Cu ²⁺	4.04	3.43	2.80	1.48		
Zn ²⁺	2.21	2.29	2.36	2.03		
Cd ²⁺	2.55	2.01	1.34	0.84		

Chloride Cl ⁻	log K ₁	log K ₂	log K ₃	log K ₄	log K ₅	log K ₆
Cu ²⁺	0.40					
Fe ³⁺	1.48	0.65				
Ag ⁺ (μ = 5.0 M)	3.70	1.92	0.78	-0.3		
Zn ²⁺	0.43	0.18	-0.11	-0.3		
Cd ²⁺	1.98	1.62	-0.2	-0.7		
Pb ²⁺	1.59	0.21	-0.1	-0.3		

Cyanide CN ⁻	log K ₁	log K ₂	log K ₃	log K ₄	log K ₅	log K ₆
Fe ²⁺						35.4 (β ₆)
Fe ³⁺						43.6 (β ₆)
Ag ⁺		20.48 (β ₂)	0.92			
Zn ²⁺		11.07 (β ₂)	4.98	3.57		
Cd ²⁺	6.01	5.11	4.53	2.27		
Hg ²⁺	17.00	15.75	3.56	2.66		
Ni ²⁺				30.22 (β ₄)		

Ethylenediamine H ₂ NCH ₂ CH ₂ NH ₂	log K ₁	log K ₂	log K ₃	log K ₄	log K ₅	log K ₆
Ni ²⁺	7.38	6.18	4.11			
Cu ²⁺	10.48	9.07				
Ag ⁺ (T = 20 °C, μ = 0.1 M)	4.70	3.00				
Zn ²⁺	5.66	4.98	3.25			
Cd ²⁺	5.41	4.50	2.78			

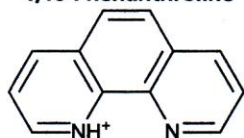


	log K ₁	log K ₂	log K ₃	log K ₄	log K ₅	log K ₆
Mg ²⁺ (T = 20 °C, μ = 0.1 M)	8.79					
Ca ²⁺ (T = 20 °C, μ = 0.1 M)	10.69					
Ba ²⁺ (T = 20 °C, μ = 0.1 M)	7.86					
Bi ³⁺ (T = 20 °C, μ = 0.1 M)	27.8					
Co ²⁺ (T = 20 °C, μ = 0.1 M)	16.31					
Ni ²⁺ (T = 20 °C, μ = 0.1 M)	18.62					
Cu ²⁺ (T = 20 °C, μ = 0.1 M)	18.80					

Metal-Ligand Formation Constants—continued

Oxalate $C_2O_4^{2-}$	$\log K_1$	$\log K_2$	$\log K_3$	$\log K_4$	$\log K_5$	$\log K_6$
Ca^{2+} ($\mu = 1$ M)	1.66	1.03				
Fe^{2+} ($\mu = 1$ M)	3.05	2.10				
Co^{2+}	4.72	2.28				
Ni^{2+}	5.16					
Cu^{2+}	6.23	4.04				
Fe^{3+} ($\mu = 0.5$ M)	7.53	6.11	4.85			
Zn^{2+}	4.87	2.78				

1,10-Phenanthroline



	$\log K_1$	$\log K_2$	$\log K_3$	$\log K_4$	$\log K_5$	$\log K_6$
Fe^{2+}			20.7 (β_3)			
Mn^{2+} ($\mu = 0.1$ M)	4.0	3.3	3.0			
Co^{2+} ($\mu = 0.1$ M)	7.08	6.64	6.08			
Ni^{2+} ($\mu = 0.1$ M)	8.6	8.1	7.6			
Fe^{3+}			13.8 (β_3)			
Ag^+ ($\mu = 0.1$ M)	5.02	7.04				
Zn^{2+}	6.2	(5.9)	(5.2)			

Thiosulfate $S_2O_3^{2-}$	$\log K_1$	$\log K_2$	$\log K_3$	$\log K_4$	$\log K_5$	$\log K_6$
Ag^+ ($T = 20$ °C)	8.82	4.85	0.53			

Thiocyanate SCN^-	$\log K_1$	$\log K_2$	$\log K_3$	$\log K_4$	$\log K_5$	$\log K_6$
Mn^{2+}	1.23					
Fe^{2+}	1.31					
Co^{2+}	1.72					
Ni^{2+}	1.76					
Cu^{2+}	2.33					
Fe^{3+}	3.02					
Ag^+	4.8	3.43	1.27	0.2		
Zn^{2+}	1.33	0.58	0.09	-0.4		
Cd^{2+}	1.89	0.89	0.02	-0.5		
Hg^{2+}		17.26 (β_2)	2.71	1.83		

Source: All values are from Martell, A. E.; Smith, R. M. *Critical Stability Constants*, Vol. 1–4, Plenum Press: New York, 1976. Unless otherwise stated, values are for 25 °C and zero ionic strength. Values in parentheses are considered less reliable.

Apéndice 4

Potenciales Estándar de Reducción, E° .

Standard Reduction Potentials^a

Aluminum	E° (V)	E° (V)	Bromine	E° (V)	E° (V)
$\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Al}(s)$	-1.676		$\text{Br}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	1.087	
$\text{Al}(\text{OH})_4^- + 3e^- \rightleftharpoons \text{Al}(s) + 4\text{OH}^-$	-2.310		$\text{HOBr} + \text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	1.341	
$\text{AlF}_6^{3-} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Al}(s) + 6\text{F}^-$	-2.07		$\text{HOBr} + \text{H}^+ + e^- \rightleftharpoons \frac{1}{2}\text{Br}_2(\ell) + \text{H}_2\text{O}$	1.604	
			$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$		0.76 1 M NaOH
			$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5e^- \rightleftharpoons \frac{1}{2}\text{Br}_2(\ell) + 3\text{H}_2\text{O}$	1.5	
			$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e^- \rightleftharpoons \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1.478	
				E° (V)	E° (V)
Antimony	E° (V)	E° (V)	Cadmium		
$\text{Sb}(s) + 3\text{H}^+ + 3e^- \rightleftharpoons \text{SbH}_3(g)$	-0.510		$\text{Cd}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cd}(s)$	-0.4030	
$\text{Sb}_2\text{O}_5(s) + 6\text{H}^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2\text{SbO}^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0.605		$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cd}(s) + 4\text{CN}^-$	-0.943	
$\text{SbO}^+ + 2\text{H}^+ + 3e^- \rightleftharpoons \text{Sb}(s) + \text{H}_2\text{O}$	0.212		$\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cd}(s) + 4\text{NH}_3$	-0.622	
				E° (V)	E° (V)
Arsenic	E° (V)	E° (V)	Calcium		
$\text{As}(s) + 3\text{H}^+ + 3e^- \rightleftharpoons \text{AsH}_3(g)$	-0.225		$\text{Ca}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ca}(s)$	-2.84	
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0.560			E° (V)	E° (V)
$\text{HAsO}_2 + 3\text{H}^+ + 3e^- \rightleftharpoons \text{As}(s) + 2\text{H}_2\text{O}$	0.240		Carbon		
			$\text{CO}_2(g) + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{CO}(g) + \text{H}_2\text{O}$	-0.106	
			$\text{CO}_2(g) + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{HCO}_2\text{H}$	-0.20	
			$2\text{CO}_2(g) + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0.481	
			$\text{HCHO} + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}$	0.2323	
				E° (V)	E° (V)
Barium	E° (V)	E° (V)	Cerium		
$\text{Ba}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ba}(s)$	-2.92		$\text{Ce}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Ce}(s)$	-2.336	
$\text{BaO}(s) + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ba}(s) + \text{H}_2\text{O}$	2.365		$\text{Ce}^{4+} + e^- \rightleftharpoons \text{Ce}^{3+}$	1.72	1.70 1 M HClO ₄
					1.44 1 M H ₂ SO ₄
					1.61 1 M HNO ₃
					1.28 1 M HCl
				E° (V)	E° (V)
Beryllium	E° (V)	E° (V)	Chlorine		
$\text{Be}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Be}(s)$	-1.99		$\text{Cl}_2(g) + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	1.396	
			$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + e^- \rightleftharpoons \frac{1}{2}\text{Cl}_2(g) + 2\text{OH}^-$		0.421 1 M NaOH
			$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$		0.890 1 M NaOH
			$\text{HClO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{HOCl} + \text{H}_2\text{O}$	1.64	
			$\text{ClO}_3^- + 2\text{H}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{ClO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}$	1.175	
			$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1.181	
			$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1.201	
				E° (V)	E° (V)
Bismuth	E° (V)	E° (V)			
$\text{Bi}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Bi}(s)$	0.317				
$\text{BiCl}_4^- + 3e^- \rightleftharpoons \text{Bi}(s) + 4\text{Cl}^-$	0.199				
Boron	E° (V)	E° (V)			
$\text{B}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ + 3e^- \rightleftharpoons \text{B}(s) + 3\text{H}_2\text{O}$	-0.890				
$\text{B}(\text{OH})_4^- + 3e^- \rightleftharpoons \text{B}(s) + 4\text{OH}^-$	-1.811				

continued

Standard Reduction Potentials^a—continued

Chromium	E° (V)	E° (V)	Iron	E° (V)	E° (V)
$\text{Cr}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Cr}^{2+}$	-0.424		$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Fe}(s)$	-0.44	
$\text{Cr}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cr}(s)$	-0.90		$\text{Fe}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Fe}(s)$	-0.037	
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1.36		$\text{Fe}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	0.771	0.70 1 M HCl
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{OH})_4^- + 4\text{OH}^-$		-0.13 1 M NaOH			0.767 1 M HClO ₄
					0.746 1 M HNO ₃
					0.68 1 M H ₂ SO ₄
					0.44 0.3 M H ₃ PO ₄
					0.71 1 M HCl
Cobalt	E° (V)	E° (V)	Iron	E° (V)	E° (V)
$\text{Co}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Co}(s)$	-0.277		$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	0.356	
$\text{Co}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	1.92		$\text{Fe}(\text{phen})_3^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{phen})_3^{2+}$	1.147	
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	0.1		$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	0.356	
$\text{Co}(\text{OH})_3(s) + e^- \rightleftharpoons \text{Co}(\text{OH})_2(s) + \text{OH}^-$	0.17				
$\text{Co}(\text{OH})_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Co}(s) + 2\text{OH}^-$	-0.746		Ianthanum	E° (V)	E° (V)
			$\text{La}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{La}(s)$	-2.38	
Copper	E° (V)	E° (V)	Lead	E° (V)	E° (V)
$\text{Cu}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Cu}(s)$	0.520		$\text{Pb}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pb}(s)$	-0.126	
$\text{Cu}^{2+} + e^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+$	0.159		$\text{PbO}_2(s) + 4\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1.46	
$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cu}(s)$	0.3419		$\text{PbO}_2(s) + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{PbSO}_4(s) + 2\text{H}_2\text{O}$	1.690	
$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + e^- \rightleftharpoons \text{CuI}(s)$	0.86		$\text{PbSO}_4(s) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pb}(s) + \text{SO}_4^{2-}$	-0.356	
$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^- + e^- \rightleftharpoons \text{CuCl}(s)$	0.559				
			Lithium	E° (V)	E° (V)
Fluorine	E° (V)	E° (V)	$\text{Li}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Li}(s)$	-3.040	
$\text{F}_2(g) + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{HF}$	3.053				
$\text{F}_2(g) + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	2.87		Magnesium	E° (V)	E° (V)
			$\text{Mg}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Mg}(s)$	-2.356	
			$\text{Mg}(\text{OH})_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Mg}(s) + 2\text{OH}^-$	-2.687	
Gallium	E° (V)	E° (V)	Manganese	E° (V)	E° (V)
$\text{Ga}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Ga}(s)$	-0.529		$\text{Mn}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Mn}(s)$	-1.17	
			$\text{Mn}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}$	1.5	
			$\text{MnO}_2(s) + 4\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1.23	
			$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2(s) + 2\text{H}_2\text{O}$	1.70	
			$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1.51	
			$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2(s) + 4\text{OH}^-$	0.60	
Gold	E° (V)	E° (V)	Mercury	E° (V)	E° (V)
$\text{Au}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Au}(s)$	1.83		$\text{Hg}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Hg}(\ell)$	0.8535	
$\text{Au}^{3+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Au}^+$	1.36		$2\text{Hg}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}$	0.911	
$\text{Au}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Au}(s)$	1.52		$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Hg}(\ell)$	0.7960	
$\text{AuCl}_4^- + 3e^- \rightleftharpoons \text{Au}(s) + 4\text{Cl}^-$	1.002		$\text{Hg}_2\text{Cl}_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Hg}(\ell) + 2\text{Cl}^-$	0.2682	
			$\text{HgO}(s) + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{Hg}(\ell) + \text{H}_2\text{O}$	0.926	
			$\text{Hg}_2\text{Br}_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Hg}(\ell) + 2\text{Br}^-$	0.1392	
			$\text{Hg}_2\text{I}_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Hg}(\ell) + 2\text{I}^-$	-0.0405	
Hydrogen	E° (V)	E° (V)			
$2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2(g)$	0.00000				
$\text{H}_2\text{O} + e^- \rightleftharpoons \frac{1}{2}\text{H}_2(g) + \text{OH}^-$	-0.828				
Iodine	E° (V)	E° (V)			
$\text{I}_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	0.5355				
$\text{I}_3^- + 2e^- \rightleftharpoons 3\text{I}^-$	0.536				
$\text{HIO} + \text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$	0.985				
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5e^- \rightleftharpoons \frac{1}{2}\text{I}_2(s) + 3\text{H}_2\text{O}$	1.195				
$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e^- \rightleftharpoons \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	0.257				

	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
Molybdenum		
$\text{Mo}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Mo}(s)$	-0.2	
$\text{MoO}_2(s) + 4\text{H}^+ + 4e^- \rightleftharpoons \text{Mo}(s) + 2\text{H}_2\text{O}$	-0.152	
$\text{MoO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6e^- \rightleftharpoons \text{Mo}(s) + 8\text{OH}^-$	-0.913	

	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
Nickel		
$\text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ni}(s)$	-0.257	
$\text{Ni}(\text{OH})_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ni}(s) + 2\text{OH}^-$	-0.72	
$\text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ni}(s) + 6\text{NH}_3$	-0.49	

	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
Nitrogen		
$\text{N}_2(g) + 5\text{H}^+ + 4e^- \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+$	-0.23	
$\text{N}_2\text{O}(g) + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{N}_2(g) + \text{H}_2\text{O}$	1.77	
$2\text{NO}(g) + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}(g) + \text{H}_2\text{O}$	1.59	
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{NO}(g) + \text{H}_2\text{O}$	0.996	
$2\text{HNO}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}(g) + 3\text{H}_2\text{O}$	1.297	
$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0.94	

	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
Oxygen		
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$	0.695	
$\text{O}_2(g) + 4\text{H}^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	1.229	
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	1.763	
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \rightleftharpoons 4\text{OH}^-$	0.401	
$\text{O}_3(g) + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{O}_2(g) + \text{H}_2\text{O}$	2.07	

	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
Phosphorus		
$\text{P}(s, \text{white}) + 3\text{H}^+ + 3e^- \rightleftharpoons \text{PH}_3(g)$	-0.063	
$\text{H}_3\text{PO}_3 + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0.499	
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0.276	

	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
Platinum		
$\text{Pt}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pt}(s)$	1.188	
$\text{PtCl}_4^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pt}(s) + 4\text{Cl}^-$	0.758	

	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
Potassium		
$\text{K}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{K}(s)$	-2.924	

	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
Ruthenium		
$\text{Ru}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Ru}^{2+}$	0.249	
$\text{RuO}_2(s) + 4\text{H}^+ + 4e^- \rightleftharpoons \text{Ru}(s) + 2\text{H}_2\text{O}$	0.68	
$\text{Ru}(\text{NH}_3)_6^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Ru}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	0.10	
$\text{Ru}(\text{CN})_6^{3-} + e^- \rightleftharpoons \text{Ru}(\text{CN})_6^{4-}$	0.86	

	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
Selenium		
$\text{Se}(s) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Se}^{2-}$		-0.670 1 M NaOH
$\text{Se}(s) + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{Se}(g)$	-0.115	
$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4e^- \rightleftharpoons \text{Se}(s) + 3\text{H}_2\text{O}$	0.74	
$\text{SeO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	1.151	

	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
Silicon		
$\text{SiF}_6^{2-} + 4e^- \rightleftharpoons \text{Si}(s) + 6\text{F}^-$	-1.37	
$\text{SiO}_2(s) + 4\text{H}^+ + 4e^- \rightleftharpoons \text{Si}(s) + 2\text{H}_2\text{O}$	-0.909	
$\text{SiO}_2(s) + 8\text{H}^+ + 8e^- \rightleftharpoons \text{SiH}_4(g) + 2\text{H}_2\text{O}$	-0.516	

	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
Silver		
$\text{Ag}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}(s)$	0.7996	
$\text{AgBr}(s) + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}(s) + \text{Br}^-$	0.071	
$\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Ag}(s) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	0.47	
$\text{AgCl}(s) + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}(s) + \text{Cl}^-$	0.2223	
$\text{AgI}(s) + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}(s) + \text{I}^-$	-0.152	
$\text{Ag}_2\text{S}(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Ag}(s) + \text{S}^{2-}$	-0.71	
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}(s) + 2\text{NH}_3$	0.373	

	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
Sodium		
$\text{Na}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Na}(s)$	-2.713	

	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
Strontium		
$\text{Sr}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Sr}(s)$	-2.89	

	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
Sulfur		
$\text{S}(s) + 2e^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0.407	
$\text{S}(s) + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}$	0.144	
$\text{S}_2\text{O}_6^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{SO}_3$	0.569	
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{SO}_4^{2-}$	1.96	
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0.080	
$2\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightleftharpoons \text{S}_2\text{O}_4^{2-} + 4\text{OH}^-$	-1.13	
$2\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4e^- \rightleftharpoons \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{OH}^-$		-0.576 1 M NaOH
$2\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{S}_2\text{O}_6^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0.25	
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0.936	
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0.172	

	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
Thallium		
$\text{Tl}^{3+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Tl}^+$	1.25	1 M HClO ₄
	0.77	1 M HCl
$\text{Tl}^3 + 3e^- \rightleftharpoons \text{Tl}(s)$	0.742	

continued

Standard Reduction Potentials^a—continued

Tin	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)		Uranium	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Sn}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Sn}(s)$	-0.19	1 M HCl		$\text{U}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{U}(s)$	-1.66	
$\text{Sn}^{4+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	0.154	0.139	1 M HCl	$\text{U}^{4+} + e^- \rightleftharpoons \text{U}^{3+}$	-0.52	
				$\text{UO}_2^{2+} + 4\text{H}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{U}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$	0.27	
				$\text{UO}_2^{2+} + e^- \rightleftharpoons \text{UO}_2^+$	0.16	
				$\text{UO}_2^{2+} + 4\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{U}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$	0.327	
Titanium	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)		Vanadium	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Ti}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ti}(s)$	-1.63			$\text{V}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{V}(s)$	-1.13	
$\text{Ti}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Ti}^{2+}$	-0.37			$\text{V}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{V}^{2+}$	-0.255	
				$\text{VO}^{2+} + 2\text{H}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	0.337	
				$\text{VO}_2^+ + 2\text{H}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{VO}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	1.000	
Tungsten	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)		Zinc	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{WO}_2(s) + 4\text{H}^+ + 4e^- \rightleftharpoons \text{W}(s) + 2\text{H}_2\text{O}$	-0.119			$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Zn}(s)$	-0.7618	
$\text{WO}_3(s) + 6\text{H}^+ + 6e^- \rightleftharpoons \text{W}(s) + 3\text{H}_2\text{O}$	-0.090			$\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Zn}(s) + 4\text{OH}^-$	-1.285	
				$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Zn}(s) + 4\text{NH}_3$	-1.04	
				$\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Zn}(s) + 4\text{CN}^-$	-1.34	

Source: Values are compiled from the following sources: Bard, A. J.; Parsons, R.; Jordon, J., eds. *Standard Potentials in Aqueous Solutions*. Dekker: New York, 1985; Milazzo, G.; Caroli, S.; Sharma, V. K. *Tables of Standard Electrode Potentials*. Wiley: London, 1978; Swift, E. H.; Butler, E. A. *Quantitative Measurements and Chemical Equilibria*. Freeman: New York, 1972.

^aSolids, gases, and liquids are identified; all other species are aqueous. Reduction reactions in acidic solution are written using H^+ instead of H_3O^+ . Reactions may be rewritten by replacing H^+ with H_3O^+ and adding one molecule of H_2O to the opposite side of the reaction for each H^+ ; thus



becomes



Conditions for formal potentials ($E^{\circ'}$) are listed next to the potential.

Apéndice 5

Cuestionarios Seleccionados.

I. Química y Bioquímica del Flúor.

1. ¿Cuál es la concentración óptima de fluoruro en agua potable, como medio de prevención de las caries dentales?
2. ¿Cuál es la razón de la no existencia de flúor elemental en la naturaleza?
3. ¿Por qué el fluoruro de hidrógeno, $\text{HF}_{(\text{ac})}$, es fácil de licuar?
4. ¿Cómo deben almacenarse las disoluciones acuosas de fluoruro de hidrógeno? ¿Por qué?
5. Nombre dos fuentes naturales que se pueden utilizar para obtener compuestos fluorados.
6. ¿Qué es la apatita?
7. ¿Qué es un oligoelemento?
8. ¿Por qué el ion fluoruro no puede considerarse como un oligoelemento?
9. ¿Qué produce una alta concentración de flúor en nuestro organismo?
10. ¿Por qué se debe enfriar hasta $-50\text{ }^{\circ}\text{C}$ el aparataje utilizado para la síntesis de flúor?
11. ¿Cómo se puede encontrar el ion fluoruro en función de la acidez del medio?
12. Calcule la razón de concentraciones $[\text{F}^-]/[\text{HF}]$ para una acidez de pH 3,0 y 6,8.
13. ¿Por qué la fluoroapatita es más resistente a los ácidos que la hidroxiapatita? Justifique.
14. Indique tres vías para la absorción del flúor.

15. ¿Qué es la desmineralización?
16. ¿Cómo se absorben los productos fluorados a través de las vías aéreas?
17. ¿Cuál es la principal vía de absorción de fluoruros?
18. ¿Qué es la remineralización?
19. ¿Qué sucede con el “flúor” absorbido por vía oral?
20. ¿Cómo se distribuye el flúor en el cuerpo?
21. ¿Por qué los huesos porosos contienen mayor cantidad de flúor que los huesos compactos?
22. ¿Cuáles son los efectos fisiológicos tóxicos del flúor?
23. ¿Cómo es el metabolismo de los fluorofosfatos?
24. ¿Cómo es la toxicidad de los compuestos orgánicos que contiene flúor?
25. ¿Cuál de los otros elementos, además del flúor, puede actuar sobre el esmalte dental y/o los huesos?
26. ¿Por qué el selenio aumenta la incidencia de las caries dentales en el periodo de gestación y/o lactancia?
27. El flúor puede obtenerse principalmente a partir de la fluorita, CaF_2 , así como también de la apatita, $[\text{3Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \text{CaF}_2]$. ¿Qué masa de flúor, como fluoruro, puede obtenerse a partir de 100 kg de apatita y de 100 kg de fluorita? ¿Cuál de los dos minerales proporciona la mayor cantidad de fluoruro por kg de mineral?
28. ¿De qué depende la incorporación de flúor al esmalte dental? Señale todos los factores posibles.

29. ¿Por qué el flúor es el elemento más inestable entre los halógenos?
30. Indique bajo qué forma, o formas, el flúor, como fluoruro, cumple funciones biológicas.
31. ¿Cuál o cuáles son las principales vías de excreción del flúor como fluoruro?
32. ¿De qué depende la biodisponibilidad del flúor, como fluoruro?
33. ¿Qué sustancia presente en el agua potable puede ser considerada como interferentes en el proceso de fluoración?
34. Indique al menos dos razones del por qué el NaF no es tan utilizado en las pastas dentales como el SnF₂.
35. ¿Por qué la selenoapatita tiene una mayor incidencia a las caries dentales que la hidroxiapatita y la flúorapatita? Justifique
36. El ion fluoruro puede ser incorporado en nuestra dieta a través de un proceso denominado **fluoración**. Señale, mediante un esquema, las vías metabólicas normales de los iones fluoruros en nuestro organismo. ¿De qué depende la tasa de excreción del los iones ingeridos en la dieta?
37. Sobre el Fluoruro indique:
- ¿Qué efectos provoca la presencia de ion fluór en la estructura de la hidroxiapatita del esmalte?
 - ¿Qué defectos cristalinos produce la sustitución de iones hidroxilo por fluoruro en la hidroxiapatita. $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$?
 - ¿Qué efectos produce presencia de carbonatos en las propiedades físico-químicas de la hidroxiapatita?
 - ¿Cuáles son los roles que tiene el fluoruro durante el proceso de remineralización del esmalte dental mediados por fosfatos de calcio?

38. Se sabe desde hace mucho tiempo, que un agua potable con una concentración adecuada de iones fluoruro, disminuye la incidencia de las caries dentales. También, si la concentración de estos iones aumenta significativamente, produce una enfermedad crónica irreversible llamada fluorosis. Entonces:
- ¿Cuál es el nombre del proceso químico que permite que los iones hidroxilo de la hidroxiapatita sean reemplazados por los iones fluoruros para formar fluorapatita?
 - ¿Cuál es la principal característica de este proceso?
39. Las vías metabólicas normales de los iones fluoruros acuosos en los seres humanos es la siguiente
- Se ingiere a través de la boca.
 - Alrededor de un 90 % se absorbe en el intestino grueso.
 - Alrededor de un 75 % se excreta a través de la orina.
 - Alrededor de un 2 % se excreta a través de las heces.
- Si una persona sana, de 75 kg de peso corporal ingiere 1,5 L de agua que contiene 0,95 ppm de flúor activo, ¿Qué cantidad de flúor activo, en mg, estaría actuando sobre el hueso esponjoso femoral? Justifique su respuesta utilizando los cálculos adecuados.
40. Se sabe que el ion flúor es muy importante en el control de la caries, ¿cuáles son las vías de administración y además enumere cada una de ellas?
41. Estudios han demostrado que una concentración superior 2,0 ppm del ion fluoruro en una agua potable, produce una enfermedad crónica irreversible llamada fluorosis. Los primeros signos de la fluorosis se aprecian en el esmalte dental, y si la concentración del ion fluoruro es constante en el tiempo, comienza la fluorosis ósea. Según estos datos y justificando adecuadamente su respuesta, e indique:
- ¿Cuál es la razón del porque los primeros signos de fluorosis es en el esmalte dental?
 - ¿Cuál es la razón de que la fluorosis ósea comience por calcificar el tejido blando de los huesos?
 - ¿Cuál es la razón de que el ion fluoruro se acumule mayoritariamente en el hueso esponjoso que en el hueso compacto?

II. Química y Bioquímica de los Fosfatos de Calcio.

1. ¿Cómo se puede definir el proceso de remineralización?
2. ¿Cómo se puede definir el proceso de desmineralización?
3. El calcio (Ca^{2+} , radio iónico 100 pm) de la hidroxiapatita puede ser intercambiado por Na^+ (radio iónico 99 pm), K^+ (radio iónico 138 pm), Sr^{2+} (radio iónico 113 pm), Ba^{2+} (radio iónico 135 pm) y Mg^{2+} (radio iónico 72 pm). ¿Cuál es el ion más adecuado para este intercambio? Justifique.
4. ¿Por qué en la formación de la fluorapatita, la concentración del ion fluoruro debe ser controlada entre ciertos valores de concentración?
5. Señale las tres características más importantes de los fosfatos de calcio
6. ¿Cuál es la estructura cristalina normal de las apatitas?
7. ¿Cuál es la propiedad más importante del fosfato de calcio amorfo?
8. Las apatitas pueden sufrir una sustitución parcial o total de susiones en su malla cristalina. ¿Cuál es el factor más importante para el intercambio?
9. La estructura de la hidroxiapatita es siempre cristalina. ¿Cuál es la principal fuerza de atracción de esta estructura?
10. ¿Por qué la withlockita, brushita y el fosfato octacálcico, pueden estar presente en los cálculos dentales?
11. Dadas las siguientes apatitas: hidroxiapatita, fluorapatita, carboxiapatita y fluorhidroxiapatita, ordenelas de mayor a menos solubilidad. Justifique el porqué de su elección.
12. ¿Por qué la flúorapatita es más resistente al ataque ácido producido por las bacterias que la hidroxiapatita?

13. ¿Cómo se puede definir lo que son las caries dentales?
14. ¿Por qué la brushita es más soluble que la monetita?
15. ¿Por qué, desde el punto de vista odontológico, la incorporación de flúor, como fluoruro, en un agua potable es importante?
16. En términos generales, cual o cuales son los tipos de sustancias o iones que forman parte de las apatitas dentales?
17. ¿Cómo se conoce la reacción química inversa a la desmineralización?
18. Los osteoblastos u odontoblastos son las células responsables de formar los tejidos óseos a través de la interacción compleja de los minerales de la sangre, tales como los iones calcio, Ca^{2+} , y fosfatos, PO_4^{3-} , para formar un fosfato de calcio complejo, la hidroxiapatita, $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$. Realice un esquema simplificado para la formación de hidroxiapatita realizada por los osteoblastos u odontoblastos, partiendo por el fosfato de calcio amorfo, hasta la hidroxiapatita. Señale las características más importantes de cada uno de los fosfatos de calcio indicado por usted.
19. Los osteoblastos u odontoblastos son las células responsables de formar los tejidos óseos a través de la interacción compleja de los minerales de la sangre, tales como los iones calcio, Ca^{2+} , y fosfatos, PO_4^{3-} , para formar un fosfato de calcio complejo, la hidroxiapatita, $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$. Realice un esquema simplificado para la formación de hidroxiapatita realizada por los osteoblastos u odontoblastos, partiendo por el fosfato de calcio amorfo hasta la hidroxiapatita. Señale las características más importantes de cada uno de los fosfatos de calcio indicado por usted.
20. La hidroxiapatita es el fosfato de calcio más importante de nuestros dientes y nuestros huesos. Esta apatita tiene una estructura hexagonal compacta. Señale las características más importantes estructurales de la hidroxiapatita indicando la distribución de los iones calcio, Ca^{2+} ,

fosfatos, PO_4^{3-} , e hidroxilos, OH^- , dentro de la unidad cristalina, la agrupación de las celdas unitarias hasta la formación del macro cristal.

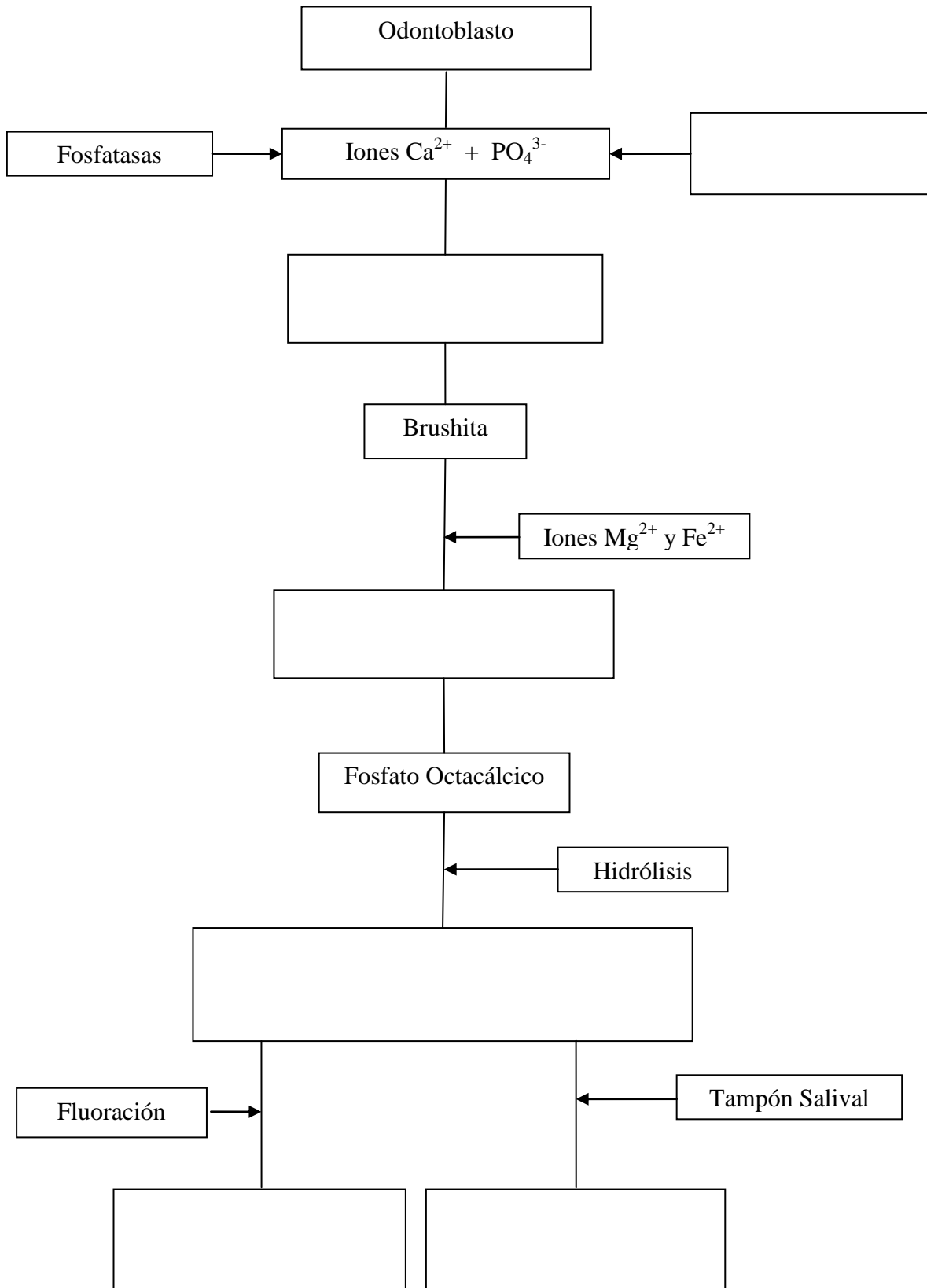
21. Durante el proceso de formación del diente, la hidroxiapatita sufre una serie de sustituciones por reacciones de intercambio iónico. Al este respecto señale, justificando su respuesta:
- ¿Cuáles son los iones más probables para ser sustituidos por los iones fosfato?
 - ¿Cuáles son los iones más probables para ser sustituidos por los iones hidróxido?
 - Para todos los posibles intercambios indicados por usted señale cuál es el factor más importante.
22. Se sabe que la hidroxiapatita es capaz de sufrir reacciones de intercambio iónico con los iones del medio, como el ion fluoruro, F^- , para producir fluorapatita. A continuación se dan varios iones que pueden ser intercambiados por los iones hidroxilo, OH^- , de la hidroxiapatita:

Ion	Radio ionico (Å)	K_b
OH^-	1,33	$1,0 \times 10^{-7}$
F^-	1,29	$1,5 \times 10^{-11}$
Se^{2-}	1,84	$9,1 \times 10^{-4}$
CO_3^{2-}	2,35	$2,1 \times 10^{-4}$

Según estos datos:

- Dé el nombre de la apatita formada.
 - Escriba la fórmula de la apatita formada.
 - Señale las características generales de la apatita formada en relación con la hidroxiapatita.
23. Sobre fosfatos de calcio complejos hidroxiapatita, fluorapatita y carboxiapatita:
- Señale diferencias con respecto a estabilidad termodinámica, solubilidad y reactividad ácida de hidroxiapatita, carboxiapatita y fluorapatita.
 - Desarrolle las reacciones correspondientes a su disolución ácida, indicando aquellas reacciones que delimitan su velocidad de desmineralización.

24. Complete el siguiente esquema correspondiente a la síntesis de fosfatos de calcio.



25. La hidroxiapatita, $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$, puede intercambiar sus iones hidroxilo, OH^- , por otros iones presentes en el medio acuoso circundante. Los posibles iones a intercambiar pueden ser fluoruro, F^- , provenientes de la fluoración, carbonato, CO_3^{2-} , y cloruro, Cl^- , ya que la saliva es rica en estos dos últimos iones. Según estos datos, y justificando adecuadamente su respuesta:
- Indique el nombre y la fórmula química de las posibles apatitas formadas con los iones a intercambiar, es decir: F^- , CO_3^{2-} y Cl^- .
 - Sabiendo que los iones mencionados son las bases conjugadas de sus respectivos ácidos (HF , $\text{pK}_a = 3,2$; HCO_3^- , $\text{pK}_a = 10,3$ y HCl , $\text{pK}_a > -6,5$), indique como sería la resistencia ácida de las apatitas formadas. Ordénelas en forma creciente.
 - Tomando en cuenta el tamaño relativo de los iones ($\text{CO}_3^- > \text{Cl}^- > \text{F}^-$), indique el grado de cristalinidad y dureza de las apatitas formadas. Ordénelas en forma creciente.
26. Durante el proceso de formación del diente, la hidroxiapatita sufre una serie de sustituciones. Al respecto señale :
- Si los sitios de calcio pueden ser sustituidos por otros iones positivos. Si los iones fosfato pueden ser sustituidos por iones carbonato y bicarbonato.
 - Si los iones hidroxilo pueden ser reemplazados por cloruros, fluoruros y bicarbonato.
 - ¿Qué tipo de impureza se produce al sustituir el calcio por el estroncio?
 - ¿Qué tipo de impureza se produce al sustituir el grupo hidroxilo por agua?

Apéndice 6

Introducción a la Nomenclatura de Compuestos Inorgánicos

I. Introducción

En esta área temática se pretende entregar una información general de ciertos aspectos en el manejo del lenguaje químico de los compuestos inorgánicos.

La química, debido a que experimenta con sustancias de muy diversa índole (constituidas por átomos) hace necesario un vocabulario específico para su reconocimiento lingüístico, el cual se rige a través de una serie de reglas.

En general, la nomenclatura de Química Inorgánica ha presentado la doble característica de ser diversa e imprecisa, lo cual sin duda desconcierta al alumno, aunque no al profesional, que se mueve en un ámbito específico. Así, las ideas sobre nomenclatura que tradicionalmente se han venido utilizando, han dejado su influencia en los nombres de numerosos compuestos. A pesar de que la Internacional *Union for Pure and Applied Chemistry* (IUPAC) ha entregado una serie de sugerencias coherentes para ser aplicadas universalmente, estas aún son criticadas, ignoradas o mal interpretadas por algunos científicos de diferentes países.

La IUPAC ha indicado que nombrar compuestos tiene por objetivo, proporcionar al ambiente científico un conjunto de palabras único para un compuesto determinado, el cual comunica por lo menos su fórmula empírica y en la medida que sea posible, sus principales características. Además, que el nombre sea pronunciable y pueda ser escrito o impreso con un mínimo absoluto de símbolos adicionales.

Debe tenerse presente que la nomenclatura es en sí un sistema dinámico como todo lenguaje y debe ir adaptándose o enriqueciéndose con la aparición de nuevos compuestos, en todo caso, siempre existirán excepciones que, si bien pueden tener mayor o menor importancia, no son de uso frecuente afortunadamente.

II. Clasificación de los Compuestos Inorgánicos

La clasificación de los compuestos inorgánicos puede enfocarse desde dos criterios:

- a) considerando el aspecto funcional, o sea, óxidos, hidróxidos, ácidos, sales, etc.
- b) considerando el número de elementos que constituyen un compuesto determinado, por ejemplo, binarios, ternarios, etc.

Si bien, ambos criterios poseen vacíos y, por tanto, como clasificación no son absolutos debido a la rica diversidad de estructuras de compuestos, nosotros adoptaremos el segundo criterio que es más sistemático, induce un menor error y es más dinámico en su expansión.

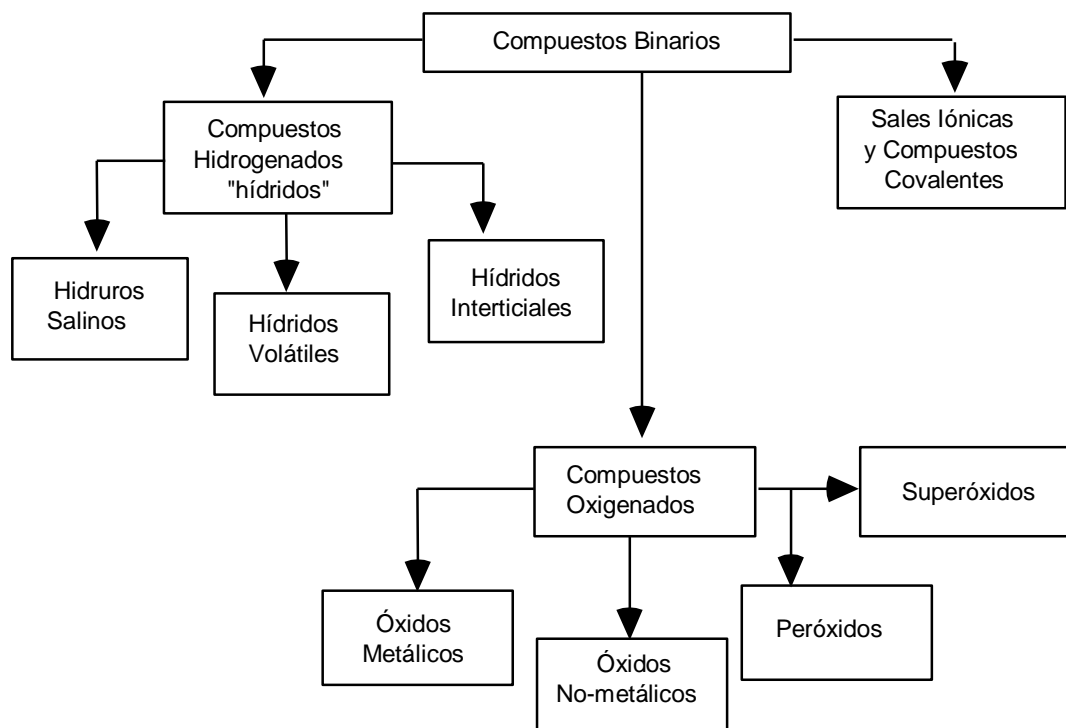
Los compuestos inorgánicos son divididos en dos grandes grupos:

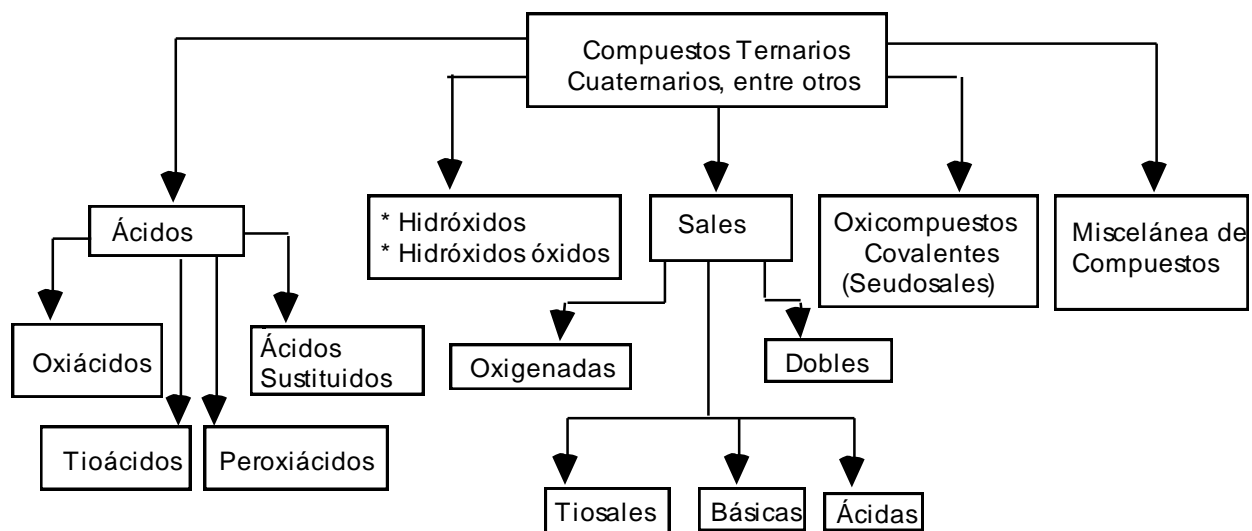
- Compuestos generales
- Compuestos de Coordinación

En esta área temática solamente nos preocuparemos del primer grupo.

Los compuestos generales a su vez se pueden subdividir en:

- i) Compuestos binarios
- ii) Compuestos ternarios, cuaternarios, entre otros.





III. Los Elementos Químicos

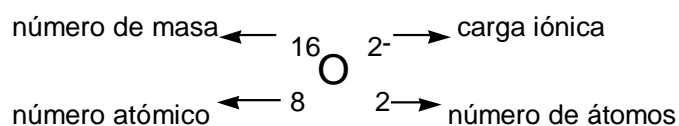
Los elementos químicos, así como sus isótopos, tienen símbolos bien establecidos en la actualidad, e incluso, se han propuesto por parte de IUPAC una serie de reglas para nombrar en el futuro elementos aún desconocidos, pero que podrían, ya sea, encontrarse o prepararse [se recomienda leer el artículo de la revista J. Chem., Ed. 68, (1991)595, 730].

Los elementos de algunos grupos reciben nombres genéricos aceptados por IUPAC: metales alcalinos (Li hasta Fr), metales alcalinos térreos (Ca hasta Ra), calcógenos (O, S, Se, Te y Po), halógenos (F, Cl, Br, I y At) y gases nobles (He hasta Rn). Por otra parte, los elementos deberían clasificarse como metales, metaloides y no-metales. Se recomienda leer el artículo de la revista J. Chem., Ed. 60, (1983), 140.

A su vez, el elemento queda plenamente identificado gracias a los índices que lo acompañan, los cuales, según su ubicación indican lo siguiente:

Índice superior izquierdo	número de masa
Índice inferior izquierdo	número atómico
Índice superior derecho	carga iónica ($n\pm$)
Índice inferior derecho	número de átomos

Por ejemplo:



En este ejemplo se ilustra al ion peróxido, que corresponde a una molécula constituida con 2 átomos de oxígeno. A su vez, cada átomo de oxígeno tiene el número de masa 16 y el número atómico 8. Además, el ion peróxido posee una carga iónica igual a 2-.

IV. Los Compuestos Químicos:

- ❖ Se representan por medio de fórmulas.
- ❖ Las fórmulas son el método más simple y claro para designar compuestos inorgánicos, existiendo 3 tipos de fórmulas: empírica, molecular y estructural.

A. La Fórmula Empírica: se forma por la yuxtaposición de los símbolos de los elementos que expresan de una manera más simplificada la composición estequiométrica del compuesto.

Por ejemplo:

FeCl_3 {cloruro de hierro (III)}, SiO_2 (Silice) y Me_3PtI {yoduro de trimetilplatino(IV)}

B. La Fórmula Molecular: es la fórmula real de un compuesto y nos entrega el número verdadero de átomos de cada elemento que constituye la molécula. La estructura verdadera del compuesto está de acuerdo con la masa molar real de un compuesto dado.

Por ejemplo:

Fe_2Cl_6 (dímero), $(\text{SiO}_2)_n$ (polímero) y $[\text{Me}_3\text{PtI}]_4$ (tetramero)

C. La Fórmula Estructural: es la que indica la secuencia y arreglo espacial de los átomos en una molécula.

V. Sustancias Simples y Compuestas.

Se llama *materia* cualquier cosa que tiene masa y ocupa espacio. La *química* es la ciencia que estudia la materia y sus cambios.

El término materia se refiere a todas las cosas materiales de que está compuesto el universo.

Se denomina *molécula*, a la cantidad mínima de materia capaz, de existir conservando las propiedades de la sustancia original. Existen dos clases de sustancias *simples* y *compuestas*.

Las *sustancias simples o elementales* son aquellas que no pueden ser separadas en sustancias más simples por *métodos químicos*.

Una sustancia elemental está formada por átomos del mismo elemento. Por ejemplo, cobre (Cu), aluminio (Al), hidrógeno (H_2), hierro (Fe) y oxígeno (O_2).

Las *sustancias compuestas* son aquellas que pueden ser separadas en sustancias más simples por *métodos químicos*. Un compuesto puede estar formado por dos o más elementos.

Las *moléculas* de un compuesto están constituidas por dos o más clases de átomos. Por ejemplo, el agua (H_2O), está formada por dos átomos de hidrógeno y un solo átomo de oxígeno.

VI. La Nomenclatura y sus Formas.

La nomenclatura constituye un conjunto de reglas mediante las cuales se puede asignar un nombre **único** a cualquier sustancia simple o compuesta.

Se distinguen tres tipos de nomenclatura: *común*, *funcional* y *sistemática*.

La **nomenclatura común**, también llamada **tradicional**, es todo nombre no ajustado a un sistema definido y que está muy arraigado en el lenguaje químico convencional. Tal es el caso del agua (H_2O) y del amoníaco (NH_3).

La **nomenclatura funcional** es la que resulta por la combinación de dos palabras que indican la identificación de un compuesto. Basándose en la función química que los constituye. La primera palabra indica el **nombre genérico**, y la segunda, el **nombre específico**, indicando la especie química concreta de la que se trata. Este último se forma a partir de la raíz del nombre del elemento, o elementos que forman el compuesto, y una serie de prefijos y sufijos que especifican las proporciones de los mismos.

Por ejemplo:



La **nomenclatura sistemática** es aquella que indica la naturaleza y las proporciones de los constituyentes de una sustancia. Está formado en base de una serie de vocablos seleccionados según un sistema prefijado, el que puede o no llevar prefijos numéricos. Por ejemplo:

Dióxido de Carbono

Este último tipo de nomenclatura está recomendada por la **IUPAC** (International Union of Pure and Applied Chemistry).

En la química inorgánica, las proporciones de los constituyentes en un compuesto puede indicarse directamente haciendo uso de los prefijos numerales.

Los **prefijos numerales** se emplean cuando en una sustancia existen varios constituyentes idénticos.

Si los constituyentes son *monoatómicos*, se usan los prefijos:

1 = mono	6 = hexa
2 = di	7 = hepta
3 = tri	8 = octa
4 = tetra	9 = nona
5 = penta	10 = undeca

El prefijo mono suele omitirse.

Ejemplo:

Tetraóxido de dinitrógeno

Si los constituyentes son *poliatómicos*, los prefijos son:

2 = bis	5 = pentaquis o pentakis
3 = tris	6 = hexaquis o hexakis
4 = tetraquis o tetrakis	etc.

Ej.: *Bis*(hexaclorofosfato) de Calcio

El sistema stock consiste en colocar entre paréntesis, e inmediatamente después del nombre del elemento, un número romano que indica el estado de oxidación o valencia del elemento. Ejemplo:

Cloruro de Hierro (II)

VII. Nomenclatura y Formulación de Sustancias Elementales

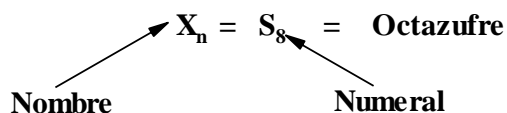
Las **sustancias elementales**, llamadas también **sustancias simples**, son aquellas que están formadas por átomos de un solo elemento. Sin embargo, las moléculas de estas sustancias no siempre están formadas por un solo átomo. Incluso, algunos elementos se presentan en agrupaciones con diferente número de átomos. Estas formas diferentes se llaman **formas alotrópicas**.

Si las moléculas de las sustancias elementales son monoatómicas, se nombran y representan igual que el elemento.

Por ejemplo:

He = helio
 Kr = kriptón

Las formas alotrópicas en estado líquido o gaseoso, se denominan mediante el nombre del elemento, acompañado de un prefijo que expresa la atomicidad de la molécula.



Siete de los elementos, no todos metales, son moléculas biatómicas, las que se indican a continuación:

Elemento	Símbolo	Fórmula	Estado Natural
Hidrógeno	H	H ₂	Gas Incoloro
Nitrógeno	N	N ₂	Gas Incoloro
Oxígeno	O	O ₂	Gas Incoloro
Flúor	F	F ₂	Gas Amarillo Pálido
Cloro	Cl	Cl ₂	Gas Amarillo Verdoso
Bromo	Br	Br ₂	Líquido Café Rojizo
Yodo	I	I ₂	Sólido Violáceo

Ejemplos:

Fórmula	Nombre Sistemático	Nombre Común
H	Monohidrógeno	Hidrógeno Atómico
H ₂	Dihidrógeno	Hidrógeno
O ₃	Trioxígeno	Ozono
P ₄	Tetrafósforo	Fósforo Blanco
S ₈	Octazufre	Azufre λ

VIII. Carga, Valencia y Número de Oxidación

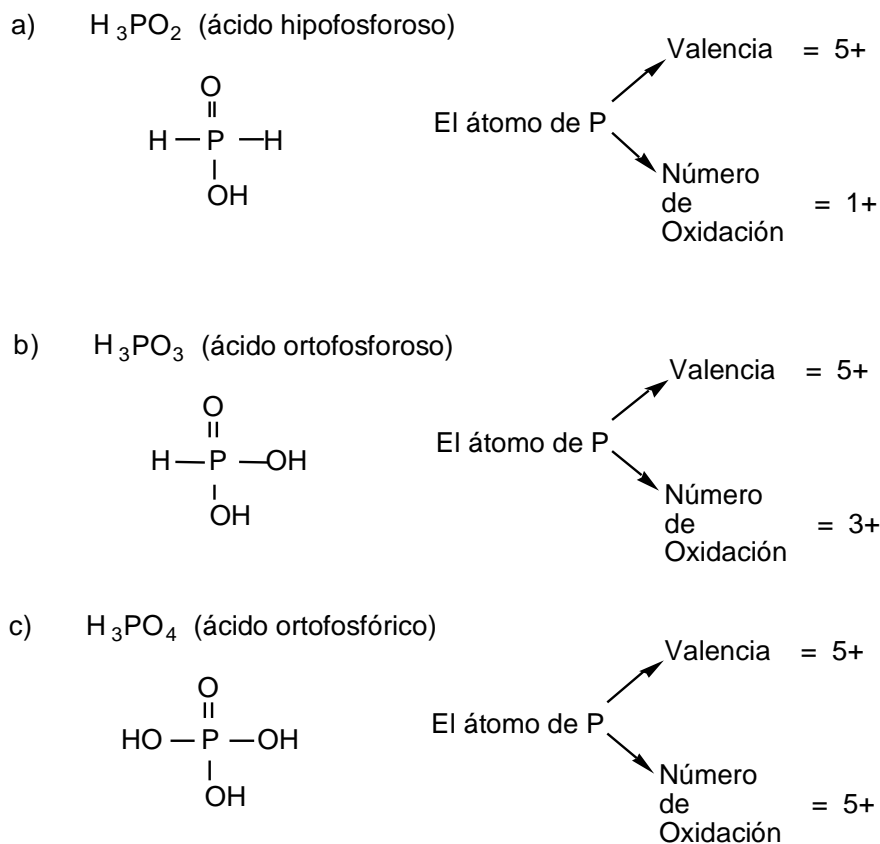
Son términos que a menudo se confunden porque pueden ser coincidentes, pero cuyo objetivo es diverso, ya que nacen al alero de teorías diferentes.

La **carga**: es la *potencialidad teórica o práctica para que un átomo, radical o molécula ceda o capte electrones* y logre con ello una situación energéticamente más estable.

La **valencia**: es un *número entero positivo* que nace de la teoría de enlace iónico-covalente, e *indica la capacidad de un elemento para formar un enlace químico con otro elemento*. En una sustancia iónica, la valencia coincide con el valor absoluto de la carga del ion mono atómico. En una sustancia covalente, la valencia estará expresada por el número de pares de electrones compartidos con otros átomos.

El **número de oxidación**: es un *concepto empírico que no necesariamente corresponde a la valencia de un átomo*, aunque en una gran mayoría de casos coincide. Si lo queremos definir, el número de oxidación de un elemento, en cualquier compuesto, *es la carga que debería estar presente sobre un átomo, si los electrones de cada enlace le fuesen asignados al átomo más electronegativo*.

Por ejemplo:



Por convención, al hidrógeno se le asigna número de oxidación (1+), al oxígeno (2-) y el valor cero a los elementos en su estado nativo.

Tabla 1: Valencias más comunes de los elementos más utilizados.

<p>Grupo IA: H Li Na K Rb Cs Fr</p> <p style="text-align: right;">} 1</p>	<p>Grupo IIA: Be Mg Ca Sr Ba Ra</p> <p style="text-align: right;">} 2</p>	<p>Grupo VB:</p> <p>V = 2, 3, 4, 5 Nb = 3, 5</p>	
<p>Grupo IB:</p> <p>Cu = 1, 2 Ag = 1 Au = 1, 3</p>	<p>Grupo IIB:</p> <p>Zn = 2 Cd = 2 Hg = 1, 2</p>	<p>Grupo IIIB: Fe } Co } 2, 3 Ni } Os } Ir } 3, 4 Pt = 2, 4</p>	
<p>Grupo VIB:</p> <p>Cr = 2, 3, 6 Mo = 6 W = 6</p>	<p>Grupo VIIB:</p> <p>Mn = 2, 3, 4, 6, 7 Tc = 4, 6, 7 Re = 4, 5, 7</p>		
<p>Grupo IIIA: B } Al } Ga } 3 In } Tl = 1, 3</p>	<p>Grupo IVA: C = 2, 4 Si = 4 Ge } Sn } 2, 4 Pb }</p>	<p>Grupo VA: N = 1, 2, 3, 4, 5 P } As } 2, 4 Sb } Bi }</p>	
<p>Grupo IIIA: O = 2 S } Se } 2, 4, 6 Te }</p>		<p>Grupo VIIA: F = 1 Cl = 1, 3, 5, 7 Br = 1, 5 I = 1, 5, 7</p>	

IX. Combinaciones Binarias del Hidrógeno.

Un *compuesto binario* es aquel que está formado por dos átomos o elementos diferentes.

El hidrógeno puede formar tres tipos diferentes de compuestos binarios: los *hidrácidos*, los *hidruros no metálicos* y los *hidruros metálicos*.

- a) Los *hidrácidos* son la combinación binaria del hidrógeno con los elementos *no metálicos* del grupo VI-A y VII-A de la tabla periódica, con su menor valencia. En estado normal, todos estos compuestos son gases. Sin embargo, este nombre se debe al carácter ácido que adquieren las disoluciones acuosas de estos compuestos.

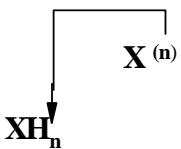
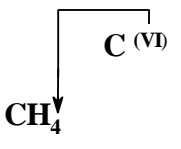
Las normas y nombres de los hidrácidos se ajustan a las siguientes reglas:

REGLA	Ejemplo
$\begin{array}{ccc} \text{H}^{(I)} & & \text{X}^{(n)} \\ & \swarrow & \searrow \\ & \text{H}_n\text{X} & \end{array}$ <p>Raíz del nombre X-uro de hidrógeno</p>	$\begin{array}{ccc} \text{H}^{(I)} & & \text{S}^{(II)} \\ & \swarrow & \searrow \\ & \text{H}_2\text{S} & \end{array}$ <p>Sulfuro de hidrógeno</p>

Los hidrácidos son los siguientes:

Formula	Nombre Sistemático	Nombre Común en Disolución Acuosa
HF	Fluoruro de hidrógeno	Ácido fluorhídrico
HCl	cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico
HBr	Bromuro de hidrógeno	Ácido bromhídrico
HI	Yoruro de hidrógeno	Ácido Yodhídrico
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico
H ₂ Se	Selenuro de hidrógeno	Ácido selenhídrico
H ₂ Te	Teluro de hidrógeno	Ácido telurhídrico

- b) Los *hidrácidos pseudobinarios* del hidrógeno, son sustancias de carácter ácido en disolución acuosa, que poseen una nomenclatura y una formulación análoga a los hidrácidos anteriormente mencionados. Los más comunes son el HCN (ácido cianhídrico) y el HN_3 (ácido de hidrógeno, también llamado ácido hidrazoico o ázida de hidrógeno).
- c) Los *hidruros no metálicos o tradicionales* son la combinación binaria del hidrógeno con los elementos *no metálicos menos electronegativos que él*. Éstos se denominan hidruros, seguidos del nombre del no metal. Sin embargo, todos ellos tienen un nombre común, más arraigado que su nombre sistemático.

REGLA	Ejemplo
$\text{H}^{(I)}$ $\text{X}^{(n)}$  XH_n Hidruro de X	$\text{H}^{(I)}$ $\text{C}^{(IV)}$  CH_4 Tetrahidruro de Carbono

Ejemplos:

Formula	Nombre Sistemático	Nombre Común o Tradicional
NH_3	Trihidruro de nitrógeno	Amoníaco
PH_3	Trihidruro de fósforo	Fosfina
AsH_3	Trihidruro de arsénico	Arsina
SbH_3	Trihidruro de antimonio	Estibina
CH_4	Tetrahidruro de carbono	Metano
SiH_4	Tetrahidruro de silicio	Silano
BH_3	Trihidruro de boro	Borano

El elemento no metálico puede enlazarse consigo mismo y formar hidruros más complejos, por ejemplo:

Formula	Nombre Sistemático	Nombre Común o Tradicional
N_2H_4	Tetrahidruro de dinitrógeno	Hidracina
P_2H_4	Tetrahidruro de difósforo	Difosfina

d) Los *hidruros metálicos* son la combinación binaria del hidrógeno con los elementos metálicos. Se nombran con la palabra hidruro, seguido del nombre del metal.

REGLA	Ejemplo
$\begin{array}{ccc} H^{(I)} & & M^{(n)} \\ & \searrow & \\ & MH_n & \\ & \text{Hidruro de M} & \end{array}$	$\begin{array}{ccc} H^{(I)} & & Na^{(I)} \\ & \searrow & \\ & NaH & \\ & \text{Hidruro de Sodio} & \end{array}$

Estos hidruros pueden ser también nombrados de acuerdo al *sistema stock*, o bien utilizando las terminaciones *-oso* e *-ico*, para indicar las valencias inferiores y superiores del metal respectivamente.

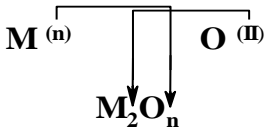
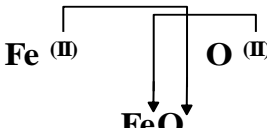
Ejemplos:

Fórmula	Nombre Sistemático	Nombre Stock	Nombre Común
NaH	Hidruro de sodio	Hidruro de sodio (I)	Hidruro de sodio
BeH ₂	Dihidruro de berilio	Hidruro de berilio (II)	Hidruro de berilio
AlH ₃	Trihidruro de aluminio	Hidruro de aluminio (III)	Hidruro de aluminio
CuH	Hidruro de cobre	Hidruro de cobre (I)	Hidruro de cuproso
CuH ₂	Dihidruro de cobre	Hidruro de cobre (II)	Hidruro de cúprico

X. Combinaciones Binarias del Oxígeno.

Las combinaciones binarias del oxígeno se denominan *óxidos metálicos* y *óxidos no metálicos*.

- a) Los *óxidos metálicos* son la combinación binaria del oxígeno con los elementos metálicos. En su fórmula, se escribe primero el símbolo del metal, seguido del símbolo del oxígeno. Se nombran con la palabra óxido, seguido del nombre del metal según la siguiente regla:

REGLA	Ejemplo
 <p>Numeral óxido de M Si n es un múltiplo de 2, se simplifican ambos subíndices</p>	 <p>Monóxido de hierro</p>

También es posible aplicar la nomenclatura stock y la nomenclatura tradicional o común, para nombrar estos compuestos, como se muestran en los siguientes ejemplos:

Fórmula	Nombre Sistemático	Nombre Stock	Nombre Común
K_2O	Óxido de potasio	Óxido de potasio (I)	Óxido de potasio
Al_2O_3	Óxido de aluminio	Óxido de aluminio (III)	Óxido de aluminio
FeO	Monóxido de hierro	Óxido de hierro (II)	Óxido ferroso
Fe_2O_3	Trióxido de hierro	Óxido de hierro (III)	Óxido férrico

- b) Los *óxidos no metálicos o anhídridos*, son las combinaciones binarias del oxígeno con los elementos no metálicos. Se pueden nombrar, según la nomenclatura sistemática, utilizando la palabra óxido, seguido del nombre del no metal; o bien, según la nomenclatura tradicional o común, usando la palabra anhídrido seguido del nombre del no metal terminado en -oso o -ico, según corresponda, de acuerdo con la siguiente regla:

REGLA	Ejemplo
$\begin{array}{c} \text{X}^{(n)} \quad \text{O}^{(II)} \\ \text{---} \quad \text{---} \\ \text{X}_2\text{O}_n \end{array}$ <p>Numeral óxido de X Si n es un múltiplo de 2, se simplifican ambos subíndices</p>	$\begin{array}{ccc} \text{S}^{(VI)} & & \text{O}^{(II)} \\ \text{S}_2\text{O}_6 & \xrightarrow{\text{Simplificado}} & \text{SO}_3 \end{array}$ <p>Trióxido de azufre</p>

Ejemplos:

Fórmula	Nombre Sistemático	Nombre Stock	Nombre Común
CO	Monóxido de carbono	Óxido de carbono (II)	Anhídrido carbonoso
CO ₂	Dióxido de carbono	Óxido de carbono (IV)	Anhídrido carbónico
SO ₂	Dióxido de azufre	Óxido de azufre (IV)	Anhídrido sulfuroso
SO ₃	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)	Anhídrido sulfúrico

Para aquellos elementos que pueden formar más de dos óxidos diferentes de acuerdo con sus valencias, la nomenclatura tradicional utiliza prefijos que ayudan a diferenciarlos. Tal es el caso del elemento cloro, cuyas valencias son 1, 3, 5, 7, se utilizan los prefijos *hipo-* y *per-* para la menor y mayor valencia respectivamente, según se muestra a continuación:

Fórmula	Nombre Sistemático	Nombre Stock	Nombre Común
Cl ₂ O	Monóxido de dicloro	Óxido de cloro (I)	Anhídrido hipo cloroso
Cl ₂ O ₃	Trióxido de dicloro	Óxido de cloro (III)	Anhídrido cloroso
Cl ₂ O ₅	Pentaóxido de dicloro	Óxido de cloro (V)	Anhídrido clórico
Cl ₂ O ₇	Heptaóxido de dicloro	Óxido de cloro (VII)	Anhídrido per clórico

- c) Los *peróxidos* son las combinaciones binarias del oxígeno que contienen al ion peróxido O_2^{2-} , con los elementos metálicos con su menor valencia.

Los peróxidos se nombran de forma análoga a los óxidos, sin más que añadiendo el prefijo *per-*. Sin embargo, aunque es menos común, se pueden nombrar utilizando la nomenclatura sistemática empleada hasta ahora.

Ejemplos:

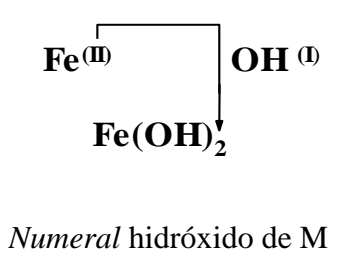
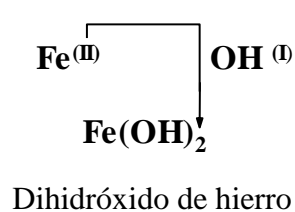
Fórmula	Nombre Sistemático	Nombre Funcional	Nombre Vulgar
H ₂ O ₂	Dióxido de dihidrógeno	Peróxido de hidrógeno	Agua oxigenada
K ₂ O ₂	Dióxido de dipotasio	Peróxido de potasio	
CuO ₂	Dióxido de monocobre	Peróxido de cobre (II)	
CaO ₂	Dióxido de calcio	Peróxido de calcio	

XI. Los Hidróxidos.

Los hidróxidos son los compuestos ternarios formados por la combinación del *ion hidroxilo (OH⁻)* y un catión metálico o un catión poliatómico que se comporte como metal.

Un *compuesto ternario* es aquel que está formado por tres átomos o elementos diferentes.

A estas sustancias se le puede llamar *bases*, debido al carácter básico de sus disoluciones acuosas. Su fórmula general es M(OH)_n, donde *n* es la valencia del elemento metálico. Según la nomenclatura sistemática, se nombran utilizando la palabra *hidróxido*, precedida de un prefijo numérico indicativo del número de iones hidroxilo en el compuesto, seguido del nombre del metal.

REGLA	Ejemplo
 <p>Numeral hidróxido de M</p>	 <p>Dihidróxido de hierro</p>

Ejemplos:

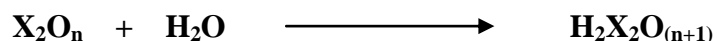
Fórmula	Nombre Sistemático	Nombre Stock	Nombre Tradicional
NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
Mg(OH) ₂	Hidróxido de Magnesio	Hidróxido de magnesio	Hidróxido de magnesio
Fe(OH) ₂	Dihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (II)	Hidróxido ferroso
Fe(OH) ₃	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (III)	Hidróxido férrico
NH ₄ OH	Hidróxido de amonio	Hidróxido de amonio	Hidróxido de amonio

XII. Los Ácidos Ternario u Oxiácidos.

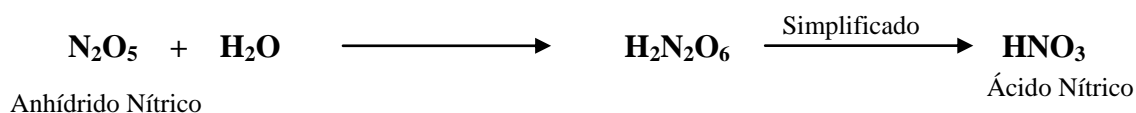
- a) Los oxiácidos son compuestos ternarios formados por la combinación de hidrógeno, oxígeno y un no metal, de acuerdo con la siguiente fórmula general:



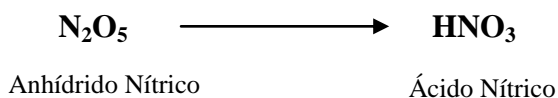
Se pueden considerar a los oxiácidos como la combinación de un óxido no metálico o anhídrido y agua, según la siguiente reacción general:



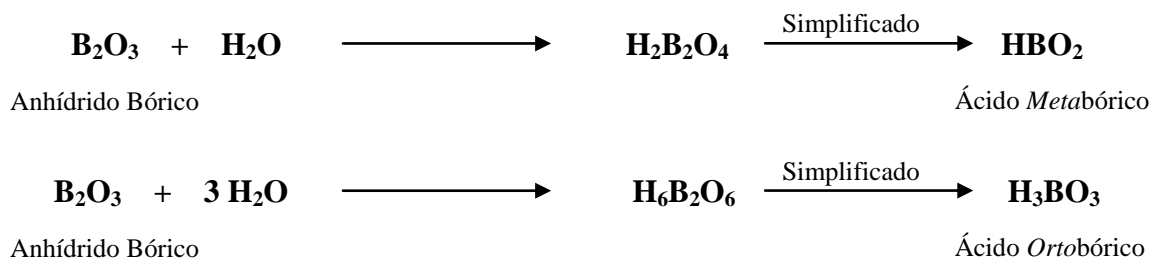
Ejemplo:



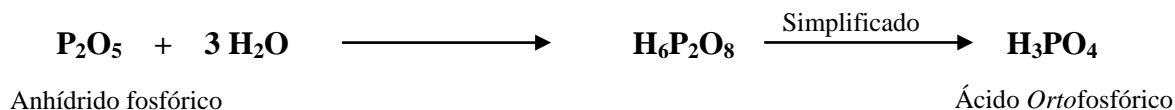
Los oxiácidos se nombran de acuerdo con la nomenclatura tradicional citando la palabra ácido, seguido del nombre del anhídrido terminado en *-oso* o *-ico*, según corresponda.

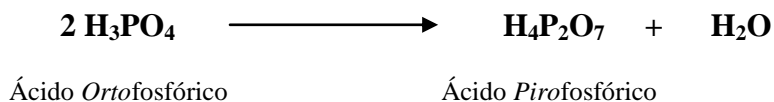


Los prefijos *-meta* y *-orto* se utilizan para designar a los ácidos del mismo elemento que difieren en la cantidad de agua. El prefijo *-meta* se utiliza para el ácido con un *menor contenido* de agua, y el prefijo *-orto* para aquel con *mayor contenido* de agua.



El prefijo *piro-*, se utiliza para nombrar al ácido formado por la unión de dos moléculas de un ácido orto, con la eliminación de una molécula de agua:





La lista que se expone a continuación, muestra a los oxiácidos más comunes, cuyo nombre está aceptado por la UIPAC. Si bien, algunos de ellos no han podido ser aislados al estado puro, o incluso no tienen existencia real, deben ser considerados por existir derivados estables de ellos.

Lista de Oxiácidos más Comunes.

i) Oxiácidos del B:	H ₃ BO ₃	Ácido ortobórico o bórico
ii) Oxiácidos del C:	H ₂ CO ₃	Ácido carbónico
iii) Oxiácidos del Si:	H ₄ SiO ₄	Ácido ortosilícico
iv) Oxiácidos del N:	HNO ₂	Ácido nitroso
	HNO ₃	Ácido nítrico
v) Oxiácidos del P:	H ₂ PO ₃	Ácido hipofosforoso
	H ₃ PO ₄	Ácido ortofosfórico o fosfórico
	H ₄ P ₂ O ₇	Ácido pirofosfórico
vi) Oxiácidos del As:	H ₃ AsO ₃	Ácido arsenioso
	H ₃ AsO ₄	Ácido arsénico
vii) Oxiácidos del S:	H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso
	H ₂ SO ₄	Ácido sulfúico
viii) Oxiácidos del Se:	H ₂ SeO ₃	Ácido selenoso
	H ₂ SeO ₄	Ácido selénico
ix) Oxiácidos del Te:	H ₆ TeO ₆	Ácido ortotelúrico
x) Oxiácidos del Cr:	H ₂ CrO ₄	Ácido crómico
	H ₂ Cr ₂ O ₇	Ácido dicrómico
xi) Oxiácidos del Cl:	HClO	Ácido hipocloroso
	HClO ₂	Ácido cloroso
	HClO ₃	Ácido clórico
	HClO ₄	Ácido perclórico

xii) Oxiácidos del Br:	HBrO	Ácido hipobromoso
	HBrO ₂	Ácido bromoso
	HBrO ₃	Ácido brómico
	HBrO ₄	Ácido perbrómico
xiii) Oxiácidos del I:	HIO	Ácido hipoyodoso
	HIO ₂	Ácido yodoso
	HIO ₃	Ácido yódico
	HIO ₄	Ácido peryódico
xiv) Oxiácidos del Mn:	H ₂ MnO ₄	Ácido mangánico
	HMnO ₄	Ácido permangánico

b) Los **peroxoácidos** son aquellos ácidos que contiene al grupo **peroxo-** (O_2^{2-}). Para nombrar estos ácidos, simplemente se añade el prefijo *peroxo* al nombre común del ácido correspondiente.

Ejemplos:

HNO ₂	ácido nitroso	HNO ₃ ó HNO(O ₂)	ácido peroxonitroso
HNO ₃	ácido nítrico	HNO ₂ (O ₂) ó HNO ₄	ácido peroxonítrico
H ₃ PO ₄	ácido fosfórico	H ₃ PO ₃ (O ₂) ó H ₃ PO ₅	ácido peroxofosfórico
H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico	H ₂ SO ₃ (O ₂) ó H ₂ SO ₅	ácido peroxosulfúrico

c) Los **tioácidos** son aquellos ácidos en que se ha intercambiado un átomo de oxígeno por un átomo de azufre. Para nombrar estos ácidos, simplemente se añade el prefijo **tio-** al nombre común del ácido correspondiente.

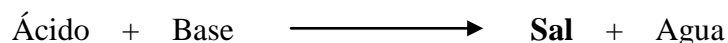
Ejemplos:

H ₃ PO ₄	ácido fosfórico	H ₃ PO ₃ S	ácido tiofosfórico
H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico	H ₂ S ₂ O ₃	ácido tiosulfúrico
H ₂ SO ₃	ácido sulfúrico	H ₂ S ₂ O ₂	ácido tiosulfuroso

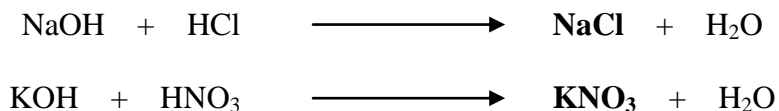
XIII. Las Sales.

Se denominan **sales** a los compuestos formados por la unión de un *catión* y un *anión*, diferentes de los iones hidruro (H⁻), óxido (O²⁻) e hidróxido (OH⁻), respectivamente.

Se puede obtener una sal haciendo reaccionar una base (hidróxido) con un ácido (hidrácido u oxiácido), en una *reacción de neutralización*, según la siguiente reacción general:

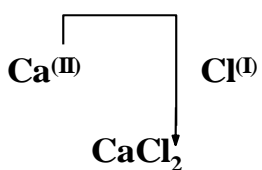
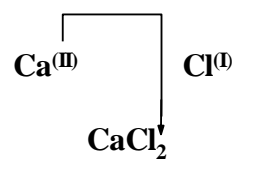


Ejemplos:



Para efectos de nomenclatura y formulación, se distinguen dos tipos de sales:

- Sales neutras,
 - Sales ácidas.
- a) Las **sales neutras** son las que **NO** contienen átomos de hidrógeno en sus moléculas. Estas sales neutras pueden ser *binarias o ternarias*. Las **sales neutras binarias** son aquellas formadas por un *metal* y un *no metal*. Estos compuestos se nombran añadiendo el sufijo **-uro**, al nombre del no metal, seguido del nombre del metal:

REGLA	Ejemplo
 <p>Numeral raíz X uro de numeral M</p>	 <p>Dicloruro de calcio</p>

Ejemplos:

Fórmula	Nombre Sistemático	Nombre Stock	Nombre Tradicional
FeCl ₂	Dicloruro de hierro	Cloruro de hierro (II)	Cloruro ferroso
FeCl ₃	Tricloruro de hierro	Cloruro de hierro (III)	Cloruro férrico
K ₂ S	Sulfuro de dipotasio	Sulfuro de potasio	Sulfuro de potasio
CuI	Monoyoduro de monocobre	Yoduro de cobre (I)	Yoduro cuproso
CuI ₂	Diyoduro de monocobre	Yoduro de cobre (II)	Yoduro cúprico

Las **sales neutras ternarias** son aquellas formadas por el anión de un oxiácido donde se han reemplazado todos los átomos de hidrógeno por un metal.

La nomenclatura tradicional nombra a estas sales con el nombre del ácido terminado en **-ito** o **-ato**, si el nombre del ácido termina en **-oso** o **-ico**, respectivamente, seguido del nombre del metal.

Ejemplos:

Fórmula	Nombre Stock	Nombre Tradicional
NaBrO	Hipobromito de sodio	Hipobromito de sodio
AlBO ₃	Ortoborato de aluminio (III)	Cloruro férrico
K ₂ SO ₄	Sulfato de potasio	Sulfato de potasio
KMnO ₄	Permanganato de potasio	Permanganato de potasio

b) Las **sales ácidas** son las que contienen átomos de hidrógeno en sus moléculas. Estas sales ácidas pueden venir desde un hidrácido o un oxiácido. Aquellas provenientes de un *hidrácido* se nombran añadiendo el sufijo **-uro ácido**, al nombre del no metal, seguido del nombre del metal:

Por ejemplo:

Fórmula	Nombre Stock	Nombre Tradicional
NaHS	Sulfuro ácido de sodio	Sulfuro ácido de sodio
CuHS	Sulfuro ácido de cobre (I)	Sulfuro ácido cuproso
Cu(HS) ₂	Sulfuro ácido de cobre (II)	Sulfuro ácido cúprico

Las **sales ácidas** formadas por el anión de un oxiácido donde se han reemplazado **parcialmente** los átomos de hidrógeno por un metal, se nombran con el nombre del ácido terminado en **-ito ácido** o **-ato ácido**, si el nombre del ácido termina en **-oso** o **-ico**, respectivamente, seguido del nombre del metal.

Por ejemplo:

Fórmula	Nombre Stock	Nombre Tradicional
NaHSO ₄	Sulfato ácido de sodio	Sulfato ácido de sodio
KH ₂ PO ₄	Fosfato diácido de potasio	Fosfato diácido de potasio
K ₂ HPO ₄	Fosfato monoácido de potasio	Fosfato monoácido de potasio
NaHCO ₃	Carbonato ácido de sodio	Carbonato ácido de sodio (*)

(*) El NaHCO₃ se conoce con el nombre vulgar de Bicarbonato de sodio.