



Tabla de Contenido

Tabla de Contenido	1
Unidad 1	3
DEFINICIONES BÁSICAS	3
UNIDADES	3
ESTRUCTURA ATÓMICA	4
TABLA PERIÓDICA	7
ÁTOMOS Y MOLÉCULAS	7
RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 1	8
Unidad 2	10
ECUACIONES QUÍMICAS	10
ABUNDANCIA ISOTÓPICA Y MASA MOLAR	10
CONVERSIÓN ENTRE MOLES, MASA Y NÚMERO DE PARTÍCULAS	10
COMPOSICIÓN PORCENTUAL	13
FÓRMULAS MÍNIMA Y MOLECULAR	13
ESTEQUIOMETRÍA	15
REACTIVO LIMITANTE	16
RENDIMIENTO	17
RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 2	19
Unidad 3	21
DISOLUCIONES Y UNIDADES DE CONCENTRACIÓN	21
DILUCIONES	21
ESTEQUIOMETRÍA DE REACCIONES CON SOLUCIONES Y OTRAS FASES	22
RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 3	24
Unidad 4	25
GASES IDEALES	25
MASAS MOLARES DE GASES	27
CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS CON GASES IDEALES	28
RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 4	31
Unidad 5	32
CALOR Y TEMPERATURA	32
CALOR DE REACCIÓN	33
ENTALPÍA DE FORMACIÓN	33
ENTALPÍA DE REACCIÓN	33
LEY DE HESS	35
PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA	36
PROBLEMAS DE APLICACIÓN	37
RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 5	39
Unidad 6	40
EQUILIBRIO QUÍMICO Y CONSTANTE DE EQUILIBRIO	40
EVALUACIÓN Y MAGNITUDES DE LAS CONSTANTES DE EQUILIBRIO	40
CÁLCULO DE LA DIRECCIÓN DE LAS REACCIONES Y DE LAS CONCENTRACIONES EN EQUILIBRIO	42
PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER	43
PROBLEMAS ADICIONALES	45
RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 6	46
Unidad 7	47
CLASIFICACIÓN DE ÁCIDOS Y BASES	47
PARES CONJUGADOS	47
CÁLCULOS DE CONCENTRACIONES EN EL EQUILIBRIO Y pH	47
HIDRÓLISIS	49
AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA	50
RELACIÓN ENTRE K_a Y K_b	50



PORCENTAJE DE IONIZACIÓN O DISOCIACIÓN	50
NEUTRALIZACIÓN	51
EFFECTO DEL ION COMÚN.....	52
CÁLCULOS ASOCIADOS CON EL EFECTO DEL ION COMÚN	52
RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 7	55
Unidad 8	57
BALANCEO DE ECUACIONES REDOX.....	57
RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 8	58
CARTA DESCRIPTIVA.....	59



Unidad 1

DEFINICIONES BÁSICAS

- 1.- Enlista las diferencias y similitudes entre una propiedad intensiva y una propiedad extensiva. Clasifica las siguientes propiedades como intensivas o extensivas:
 - a) longitud;
 - b) volumen;
 - c) temperatura;
 - d) masa;
 - e) peso;
 - f) presión;
 - g) belleza;
 - h) sabor;
 - i) densidad

- 2.- Supón que tratas de generalizar algún tipo de comportamiento de una muestra de materia y para ello estudias sus propiedades. ¿Qué tipo de propiedades escogerías para tu estudio, intensivas o extensivas? Justifica y discute tu respuesta con tus compañeros.

- 3.- Clasifica lo siguiente como elemento, compuesto o mezcla:
 - a) oxígeno;
 - b) oro;
 - c) anillo de oro;
 - d) collar de plata;
 - e) agua;
 - f) agua destilada;
 - g) agua de mar;
 - h) azúcar;
 - i) sal;
 - j) aire;
 - k) concreto;
 - l) hidrógeno;
 - m) aluminio;
 - n) ventana de aluminio;
 - o) rubí.

- 4.- Escribe un ejemplo de un elemento y otro de un compuesto. ¿En qué difiere un elemento de un compuesto?

- 5.- Escribe un ejemplo de materia, otro de una sustancia, uno más de una mezcla homogénea y otro de una mezcla heterogénea. ¿El pepino es una mezcla homogénea o heterogénea? Y una semilla del pepino, ¿es homogénea o heterogénea? Y al pepino sin semillas, ¿cómo lo clasificas? ¿Es fácil y contundente la clasificación de las mezclas en homogéneas y heterogéneas?

UNIDADES

- 6.- ¿Qué unidades se utilizan comúnmente para la expresar la densidad de los líquidos y los sólidos? ¿Cuáles se utilizan para la densidad de los gases? Explica y discute las diferencias.

- 7.- El bromo es un líquido café rojizo. ¿Cuál es su densidad si 293.0 g de este elemento ocupan 94.0 mL? Expresa la densidad en g/mL, kg/L y kg/m^3 y compárala con la reportada (3.2 g/mL).



- 8.-
- ¿Cuál es el único metal que es líquido a temperatura ambiente?
 - Si la densidad de este metal es 13.6 g/mL, ¿cuántos gramos del metal ocuparán un volumen igual a 195.8 mL?
 - Expresa la densidad del metal en g/m³ y en kg/cm³.
- 9.- Calcula la densidad de una barra de metal que mide de largo 3500.0 mm, de ancho 2.5 cm y de alto 0.10 dm. La masa de la barra es igual a 6030.0 g. Expresa la densidad en kg/m³.
- 10.- Un tubo de vidrio cilíndrico de 6.35 cm de alto se llena con 52.75 g de mercurio. Calcula el diámetro interno del tubo (densidad del mercurio, 13.60 g/mL).
- 11.- Una pieza de 200.0 g de plata metálica se sumerge en 100.0 mL de agua. ¿Cuánto cambia el volumen de agua una vez que la pieza de plata se ha sumergido? La densidad de la plata es 10.5 g/mL.
- 12.-
- Se sumergen 24.3 g de mercurio en 270.00 mL de agua. Una vez que el mercurio está sumergido en el agua, el volumen es de 271.80 mL. Calcula la densidad del mercurio y compara tu resultado con el reportado (13.6 g/mL).
 - ¿Se podría utilizar este procedimiento para medir la densidad del hielo? Justifica y explica tu respuesta.
- 13.- El aroma de la vainilla es detectado por el ser humano aún en cantidades muy pequeñas (2×10^{-11} g por litro de aire). Si el precio de 25 g de vainilla es de 125 pesos, determina el costo que tendría el aromatizar de vainilla el interior de un automóvil (estime el volumen de la cabina en 3 m³).

ESTRUCTURA ATÓMICA

- 14.-
- Escribe los postulados de la teoría atómica de Dalton.
 - Marca los errores y los aciertos que tiene cada postulado.
- 15.- Explica:
- la ley de las proporciones múltiples;
 - la ley de la composición constante;
 - la ley de la conservación de la materia; y,
 - explica como fueron utilizadas estas leyes por Dalton en la postulación de su teoría atómica.
- 16.- Escribe las contribuciones más importantes a la determinación de la estructura atómica de:
- J. J. Thomson;
 - R. A. Millikan;
 - W. Roentgen;
 - H. Becquerel;
 - M. Curie;
 - E. Rutherford;
 - E. Marsden y,
 - J. Chadwick.
- 17.- Describe el experimento de Rutherford.
- 18.-
- Utiliza el isótopo del carbono-12 para definir número atómico y número de masa.
 - ¿Por qué se puede conocer el número de electrones presentes en un átomo neutro a partir del número atómico?
 - ¿Por qué no se puede utilizar el número de masa?



19.-

- a) ¿Por qué todos los átomos de un elemento contienen el mismo número atómico, pero pueden tener diferente número de masa?
 b) ¿Por qué podemos decir que tenemos átomos del mismo elemento cuando éstos tienen diferente número de masa?

20.- **¿Cuál o cuáles de las siguiente(s) afirmación(es) con respecto al isótopo A_ZM de un elemento M es o son falsa(s)?**

- i) **Z es el número de masa del elemento**
 ii) **A es el número de masa del elemento**
 iii) **Z es el número de cargas positivas del núcleo**
 iv) **Z es el número atómico**
 v) **A es la suma del número de protones y el número de neutrones en el núcleo**

21.-

- a) ¿Cuál es el número de masa de un átomo de hierro que contiene 28 neutrones?
 b) ¿Cuántos neutrones tiene el Pu-239?

22.- Completa la siguiente tabla:

Isótopo	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
3_2He			
${}^{15}_7N$			
${}^{33}_{16}S$			
${}^{63}_{29}Cu$			
${}^{84}_{38}Sr$			
${}^{202}_{80}Hg$			

23.- Completa la siguiente tabla:

Símbolo	Número atómico	Número de masa	Número de protones	Número de neutrones
	4	8		
C	6			8
		12	6	
Na		23		
		64		36
			80	121
${}^{58}Cu$				

24.- **El símbolo del ion que contiene 24 protones, 28 neutrones y 21 electrones es:**

- i) ${}^{45}_{21}Sc^{+3}$ ii) ${}^{45}_{21}Sc^{-3}$ iii) ${}^{45}_{21}Sc$ iv) ${}^{52}_{24}Cr^{+3}$ v) ${}^{52}_{24}Cr^{-3}$



25.- Completa la siguiente tabla.

Símbolo	Número de protones	Número de electrones
Na^+		
	20	18
Al^{3+}		
	8	10
N^{3-}		
	16	14
S^{2+}		
Cl^-		
	35	34
Mn^{2+}		
	6	2

26. - Un elemento tiene 22 protones, 20 electrones y 26 neutrones. ¿De cuál especie se trata?

- a) ${}_{26}^{47}Fe$ b) ${}_{26}^{48}Fe$ c) ${}_{22}^{48}Ti$ d) ${}_{22}^{48}Ti^{2-}$ e) ${}_{22}^{48}Ti^{2+}$

27.- Indica el número de protones, el número de neutrones y el número de electrones para ${}_{47}^{108}Ag^+$

28.- La plata natural se compone de dos isótopos estables ${}^{107}Ag$ y ${}^{109}Ag$. El número atómico de la plata es 47.

- a) ¿Cuántos protones tiene un átomo de plata?
b) ¿Cuántos neutrones tiene el isótopo 107 de la plata?

29.- ¿Cuál es la carga más común del bario, el oxígeno y el aluminio? Justifica tu respuesta.

30.- El isótopo de un elemento metálico tiene un número de masa igual a 65 y 35 neutrones en el núcleo. El catión derivado de este isótopo contiene 28 electrones. Escribe el símbolo del catión.

31.- El isótopo de un elemento no metálico tiene un número de masa igual a 127 y 74 neutrones en el núcleo. El anión derivado de este isótopo contiene 54 electrones. Escribe el símbolo del anión.

32.- Completa la siguiente tabla

Símbolo	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones	Carga
	5	5	5	
	7	7		-3
${}_{19}^{40}K^+$				
${}_{26}^{54}Fe^{2+}$				
	35	46		+1
	5	6	5	
		10	9	0



33.- ¿Cuál de los siguientes símbolos contiene más información: ^{40}K ó $_{19}\text{K}$? Justifica tu respuesta.

34.-

- a) ¿Qué es un alótropo?
- b) Escribe un ejemplo de un alótropo.
- c) ¿Cuál es la diferencia entre un alótropo y un isótopo?

TABLA PERIÓDICA

35.- Explica cómo se construye la tabla periódica y para qué sirve.

36.- Posiblemente no conozcas las propiedades del talio (Tl). Conoces, sin embargo, algunas propiedades de toxicidad para el ser humano de sus vecinos en la tabla periódica.

- a) Con esta información, deduce si el talio podría ser tóxico para el ser humano.
- b) Averigua qué sustancias, de las que se utilizan en el hogar, contienen talio.

ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

37.- ¿Cuál es la diferencia entre un átomo y una molécula?

38.- Escribe un ejemplo de:

- a) una molécula diatómica formada por átomos del mismo elemento,
- b) una molécula diatómica formada por átomos de elementos diferentes;
- c) una molécula poliatómica formada por átomos del mismo elemento; y,
- d) una molécula poliatómica formada por átomos de elementos distintos.

39.-

- a) Define lo que es una fórmula empírica y una fórmula molecular.
- b) Establece las similitudes y diferencias entre ambas.

40.- ¿Qué significa S_8 ? ¿Es lo mismo que escribir 8S ? Justifica tu respuesta.

42.- Clasifica a las siguientes sustancias como: elemento, molécula pero no compuesto, compuesto pero no molécula, compuesto y molécula.

- a) SO_2 ;
- b) S_8 ;
- c) Cs ;
- d) N_2O_5 ;
- e) O_2 ;
- f) O_3 ;
- g) CH_4 ;
- h) KBr ;
- i) S ;
- j) P_4 ;
- k) LiF .



RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 1

6.- Las unidades de la densidad para sólidos y líquidos son: $\text{g/cm}^3 = \text{g/mL}$ y kg/m^3 .
Las unidades de la densidad para gases son: g/L .

7.- 3.12 g/mL .
3.12 kg/L .
 $3.12 \times 10^3 \text{ kg/m}^3$.

8.- a) Mercurio (Hg).
b) 2663 g.
c) $13.6 \times 10^6 \text{ g/m}^3$; $13.6 \times 10^{-3} \text{ kg/cm}^3$.

9.- $6.9 \times 10^3 \text{ kg/m}^3$.

10.- 0.882 cm.

11.- Aumenta 19.0 mL el volumen del agua.

12.- a) 13.5 g/mL .

13.- 3×10^{-7} pesos.

21.- a) número de masa 54.
b) 145 neutrones.

22.-

Isótopo	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
${}^3_2\text{He}$	2	1	2
${}^{15}_7\text{N}$	7	8	7
${}^{33}_{16}\text{S}$	16	17	16
${}^{63}_{29}\text{Cu}$	29	34	29
${}^{84}_{38}\text{Sr}$	38	46	38
${}^{202}_{80}\text{Hg}$	80	122	80

23.-

Símbolo	Número atómico	Número de masa	Número de protones	Número de neutrones
${}^8\text{Be}$	4	8	4	4
${}^{14}\text{C}$	6	14	6	8
${}^{12}\text{C}$	6	12	6	6
${}^{23}\text{Na}$	11	23	11	12
${}^{64}\text{Ni}$	28	64	28	36
${}^{201}\text{Hg}$	80	201	80	121
${}^{58}\text{Cu}$	29	58	29	29



25.-

Símbolo	Número de Protones	Número de electrones
Na ⁺	11	10
Ca ²⁺	20	18
Al ³⁺	13	10
O ²⁻	8	10
N ³⁻	7	10
S ²⁺	16	14
S ²⁺	16	14
Cl ⁻	17	18
Br ⁺	35	34
Mn ²⁺	25	23
C ⁴⁺	6	2

29.- Ba +2, O -2, Al +3.

30.- ${}_{30}^{65}\text{Zn}^{2+}$.

31.- ${}_{53}^{127}\text{I}^{-}$.

32.-

Símbolo	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones	Carga
${}_{5}^{10}\text{B}$	5	5	5	0
${}_{7}^{14}\text{N}^{3-}$	7	7	10	-3
${}_{19}^{40}\text{K}^{+}$	19	21	18	+1
${}_{26}^{54}\text{Fe}^{2+}$	26	28	24	+2
${}_{35}^{81}\text{Br}^{+}$	35	46	34	+1
${}_{5}^{11}\text{B}$	5	6	5	0
${}_{9}^{19}\text{F}$	9	10	9	0



Unidad 2

ECUACIONES QUÍMICAS

1.- Balancea las siguientes ecuaciones:

- a) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- b) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$.
- c) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{NaOH}$
- d) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2$.
- e) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$.
- f) $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$.
- g) $\text{CuSO}_4 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cu}$.
- h) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{HNO}_3$.
- i) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$

2.- Escribe ecuaciones químicas balanceadas para la reacción que se efectúa cuando:

- a) C_6H_{12} se quema en el aire.
- b) $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{C}_2\text{H}_5$ entra en combustión con el aire.
- c) Se adiciona Li al agua formándose el hidróxido correspondiente.
- d) Se descompone $\text{Pb}(\text{CO}_3)_2$ al calentarse.
- e) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ arde en presencia de oxígeno.
- f) HCl se neutraliza con NaOH.

3.- ***El azufre elemental (S_8) reacciona con mercurio metálico (Hg) para producir sulfuro de mercurio (HgS). Escribe la ecuación química que representa a este proceso.***

ABUNDANCIA ISOTÓPICA Y MASA MOLAR

4.- La masa atómica del $^{35}_{17}\text{Cl}$ es 34.968 uma (unidad de masa atómica), mientras que la masa atómica del $^{37}_{17}\text{Cl}$ es 36.956 uma. La abundancia relativa de ambas especies es 75.530% y 24.470%, respectivamente. Con estos datos, calcula la masa atómica promedio del cloro.

5.- Las masas atómicas del ^6_3Li y del ^7_3Li son 6.015 uma y 7.016 uma, respectivamente. Calcula la abundancia relativa de ambos isótopos. La masa atómica promedio del litio es 6.941 uma.

6.- ***El isótopo ^{107}Ag es ligeramente más abundante (51.839%) que el ^{109}Ag . Si la masa atómica de ^{107}Ag es 106.905 uma. ¿Cuál es la masa atómica del isótopo 109?***

CONVERSIÓN ENTRE MOLES, MASA Y NÚMERO DE PARTÍCULAS

7.-

- a) ¿Qué es una unidad de masa atómica?
- b) ¿Por qué es necesario introducir esta unidad?
- c) ¿Qué información se requiere para calcular la masa atómica promediada de un elemento?
- d) ¿Por qué la masa atómica del carbono reportada en la tabla periódica es 12.01 uma y no es exactamente 12.00 uma?



- 8.-
- Define el término mol.
 - ¿En qué unidades se expresa el mol?
 - ¿Cuál es la relación entre el mol y la decena?
 - ¿Cuál es la relación entre el mol y la molécula?
 - ¿Qué representa el número de Avogadro?
- 9.- Se tienen dos muestras, una con 1.5 gramos de O_2 (oxígeno) y otra con 2.0 gramos de O_3 (ozono). ¿En cuál de las dos hay mayor cantidad de átomos? ¿En cuál hay más moléculas?
- 10.- En la formación de monóxido de carbono (CO) se encuentra que 2.445 gramos de carbono se combinan con 3.257 gramos de oxígeno. Con esta información, calcula la masa atómica del oxígeno, sabiendo que la masa atómica del carbono es 12.011 uma.
- 11.- El gas cloro se prepara a partir de cloruro de sodio mediante una reacción conocida como electrólisis. El cloro tiene un olor muy irritante y es venenoso; fue usado como arma en la Primera Guerra Mundial. A partir de la información de la tabla periódica:
- ¿Cuál es la masa de un átomo de cloro (Cl)?
 - Calcula la masa en gramos de una molécula de HCl.
 - Calcula la masa de un átomo de hidrógeno a partir de los resultados de los incisos anteriores.
12. **Un joyero mezcla y funde 0.050 moles de plata (Ag) y 0.050 moles de oro (Au).**
- ¿Cuál es la masa total de la aleación?
 - ¿Cuál es el número de átomos de cada elemento?
- 13.- **En una cuchara de plata (Ag) que pesa 25.0 g calcula:**
- El número de moles de átomos de Ag.
 - El número de átomos de plata.
 - El volumen de la cuchara, considerando que la densidad de la plata es 10.5 g/cm^3 .
- 14.- **2.50 g de alcohol etílico (C_2H_5OH) contienen:**
- | | |
|---|--|
| Número de moles de C_2H_5OH | |
| Número de moléculas de C_2H_5OH | |
| Número de átomos de carbono | |
| Número de átomos de hidrógeno | |
| Número de átomos de oxígeno | |
- 15.- **El consumo diario permitido de calcio al día para un adulto promedio es de 1200 mg. Un suplemento empleado para obtenerlo es el carbonato de calcio, $CaCO_3$. ¿Cuántos gramos de carbonato de calcio debe tomar una persona al día para obtener el máximo de calcio permitido?**
- 16.- El yoduro de zinc (ZnI_2) puede prepararse a través de la combinación directa de sus elementos. Los químicos pueden calcular las cantidades exactas de yodo (I) y zinc (Zn) para producir 6.50×10^{-2} moles de ZnI_2 .
- ¿Cuántos gramos de ZnI_2 hay en esta cantidad de moles?;
 - calcula la masa de yodo y zinc que debieron combinarse para formar este número de moles.
- 17.- La densidad del amoníaco (NH_3) líquido a $-40.0 \text{ }^\circ\text{C}$ es de $6.9 \times 10^{-1} \text{ g/mL}$, y su masa molar es de 17.034 g/mol. Con esta información, calcula:
- el número de moles en 12.0 gramos de amoníaco líquido,
 - el volumen de 5.6 moles de amoníaco líquido,
 - la masa de 1.6×10^{-5} moles de amoníaco líquido.



18.- Calcula:

- la masa en gramos de un átomo de hidrógeno (H);
- el número de átomos de magnesio (Mg) contenidos en una muestra de 1.0×10^{-6} gramos;
- la masa en gramos de un átomo de sodio (Na).

19.- Si un inversionista paga 36 000.00 pesos por 1.00 kg de oro (Au):

- ¿cuánto paga por cada átomo?;
- ¿cuánto paga por unidad de masa atómica?

20.-

- ¿Cuántos átomos hay en 4.0 g de Fe (hierro)?
- ¿Cuál es la masa en gramos de 1.0×10^{11} átomos de plomo (Pb)?
- ¿Cuántos gramos de plata (Ag) hay en 15.0 moles de plata?
- ¿Cuántos moles de átomos de cobalto (Co) hay en 6.0×10^9 átomos de este elemento?
- ¿Cuántos átomos hay en 5.0 moles de selenio (Se)?
- ¿Cuántos átomos en 5.0 moles de cobre (Cu)?

21.- ¿En dónde hay más átomos, en 1.1 g de átomos de hidrógeno o en 15.0 g de átomos de cromo (Cr)? ¿En dónde hay más masa, en 2 átomos de plomo o en 5×10^{-23} moles de helio (He)?

22.- Calcula la masa molar y la masa de una molécula de:

- | | |
|---------------------------------------|--|
| a) Li_2CO_3 ; | h) NO_2 ; |
| b) CS_2 ; | i) SO_3 ; |
| c) CHCl_3 ; | j) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$; |
| d) $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$; | k) NaCl ; |
| e) KNO_3 ; | l) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; |
| f) Mg_3N_2 ; | m) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; |
| g) CH_4 ; | n) Na_2SO_4 . |

23.- Un alambre de hierro (Fe) tiene 0.100 cm de diámetro ¿Cuántos metros de este alambre contendrán 1.000 mol de átomos de hierro? La masa molar del hierro es 55.845 g/mol y su densidad es 7.860 g/cm³.

24.- ¿Cuántos cortes por la mitad habría que hacerle a una hoja de papel aluminio de tamaño carta para obtener trozos del tamaño de un átomo (considerando un modelo de esferas, el radio de un átomo de aluminio es de 1.82×10^{-10} m)?

25.- **La fórmula de la cocaína es $\text{C}_{17}\text{H}_{21}\text{NO}_4$. Para una muestra de 10.0 g del compuesto contesta lo siguiente:**

- ¿Cuántos moles se tienen del compuesto?
- ¿Cuántos átomos de oxígeno están presentes en la muestra?
- ¿Cuántos gramos son de carbono?

26.- **El tetrahidrocannabinol ($\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2$) es el ingrediente activo de la marihuana. Se sabe que un mínimo de 25mg de este compuesto produce una intoxicación grave. Determina para esa cantidad:**

- El número de moles
- el número de moléculas
- el número de átomos de carbono
- el número de átomos de hidrógeno

27.- **En una muestra de 250 mg de clorofila ($\text{C}_{55}\text{H}_{72}\text{MgN}_4\text{O}_5$). Determine:**

- La masa molar del compuesto.
- El número de moles.
- El número de moléculas.
- El número de átomos de nitrógeno.



- 28.- *En la primera guerra mundial se liberaron aproximadamente 1.1×10^8 kg de fosgeno (COCl_2). ¿Cuántos átomos de Cl contiene esa cantidad de fosgeno?*
- 29.- *Una muestra de glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, contiene 3.6×10^{22} átomos de carbono. ¿Cuántos átomos de hidrógeno y cuántas moléculas de glucosa contiene la muestra?*

COMPOSICIÓN PORCENTUAL

- 30.- La hemoglobina, el portador de oxígeno en los glóbulos rojos de la sangre, tiene cuatro átomos de hierro (Fe) por cada molécula y contiene 0.34% en masa de Fe. Con esta información, calcula la masa molar de la hemoglobina.
- 31.- El formaldehído (CH_2O) es un gas tóxico de olor penetrante. Grandes cantidades de este compuesto se consumen en la manufactura de plásticos; en la preservación de especímenes biológicos se utiliza una disolución acuosa de CH_2O . Calcula la composición porcentual elemental del formaldehído.
- 32.- El alcohol cinámico se utiliza principalmente en perfumería, particularmente en la fabricación de jabones y cosméticos. La fórmula molecular de este alcohol es $\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}$.
- Calcula la composición porcentual en masa de C, H y O del alcohol cinámico ($\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}$).
 - ¿Cuántas moléculas de alcohol cinámico contiene una muestra de 0.469 gramos?
 - ¿Cuántos moles de alcohol cinámico contiene la misma muestra?
- 33.- Uno de los principales minerales del cobre es la malaquita, un mineral verde brillante cuya fórmula más simple es $\text{Cu}_2\text{CO}_3\text{H}_2$.
- ¿Cuál es el porcentaje en masa de cobre en la malaquita?
 - ¿Cuántos gramos de cobre pueden obtenerse a partir de 340 gramos de malaquita?
- 34.- La fórmula más simple de la mica es $\text{NaAl}_3\text{Si}_3\text{H}_2\text{O}_{12}$.
- ¿Cuáles son los porcentajes en masa de los elementos de la mica?
 - ¿Cuántos gramos de aluminio podrían extraerse de 1.00 kg de mica?
- 35.- Las sustancias que se listan a continuación son utilizadas como fertilizantes. ¿En cuál de ellas el porcentaje en masa de nitrógeno es mayor? Urea (NH_2)₂CO; nitrato de amonio (NH_4NO_3); guanidina [$\text{HNC}(\text{NH}_2)_2$]; amoníaco (NH_3).
- 36.- *La hemoglobina contiene aproximadamente 0.33 % en masa de hierro. La masa aproximada de un mol de hemoglobina es de 68000 g. ¿Cuántos átomos de hierro están presentes en una molécula de hemoglobina?*
- 37.-
- Calcula la masa de carbono (C) que hay en 10.0 g de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
 - Determina el número de átomos de carbono correspondientes a esa masa de glucosa.
 - ¿Qué porcentaje de carbono hay en la glucosa?
- 38.- *La combustión de 11.5 g de un alcohol produce 22.0 g de CO_2 y 13.5 g de H_2O . Determinar cuál es la composición porcentual de carbono, hidrógeno y oxígeno en el alcohol.*

FÓRMULAS MÍNIMA Y MOLECULAR

- 39.- *Escribe la fórmula empírica de los siguientes compuestos:*
- | | |
|------------------------------|--|
| a) H_2O_2 ; | d) N_2O_5 ; |
| b) B_2I_6 ; | e) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; |
| c) H_2SO_4 ; | f) $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_4$. |



- 40.- Se analiza un compuesto de nitrógeno y oxígeno. Una muestra de 1.587 gramos contiene 0.483 gramos de N y 1.104 gramos de O. ¿Cuál es el porcentaje en masa de los elementos en el compuesto? ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?
- 41.- El metal cromo forma compuestos de varios colores (la palabra cromo viene del griego croma, que significa color). El dicromato de sodio es el más importante de los compuestos de cromo, ya que sirve como punto de partida para formar otros compuestos de cromo. El dicromato de sodio es una sustancia cristalina de color naranja brillante. Un análisis de este compuesto dio la siguiente composición porcentual (en masa): Na (17.5%); Cr (39.7%); O (42.8%). ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?
- 42.- El compuesto responsable del olor característico del ajo contiene la siguiente composición expresada como porcentaje en masa: C (44.40%); H (6.21%); S (39.50%) y O (9.86%). La masa molar de este compuesto es 162.28 g/mol. Con estos datos determina la fórmula empírica y la fórmula molecular del compuesto y averigua su nombre en la literatura.
- 43.- El glutamato monosódico es un realzador del sabor. Su composición expresada como porcentaje en masa es la siguiente: C (35.53%); H (4.77%); O (37.85%); N (8.29%); Na (13.60%). ¿Cuál es su fórmula molecular si su masa molar es 169.11 g/mol?
- 44.- La muestra de un compuesto de cloro y oxígeno reacciona con un exceso de hidrógeno (H_2) para dar 0.233 g de HCl y 0.403 g de H_2O . Determina la fórmula empírica del compuesto.
- 45.- Determina la fórmula empírica de los compuestos que corresponden a las siguientes composiciones elementales:
- C (38.7%); H (9.7%); O (51.6%).
 - K (60.1%); C (18.4%); N (21.5%).
46. **La testosterona, la hormona sexual masculina, se compone de carbono, hidrógeno y oxígeno. Contiene 79.12% de carbono y 9.79% de hidrógeno en masa. Cada molécula contiene dos átomos de oxígeno.**
- ¿Cuál es la fórmula mínima de la testosterona?
 - ¿Cuál es la fórmula molecular de la testosterona?
 - ¿Cuál es la masa molar de la testosterona?
- 47.- **Se determinó que un compuesto orgánico contiene sólo 3 elementos: carbono, hidrógeno y cloro. Cuando una muestra de 1.50 gramos del compuesto se quemó por completo en el aire, se produjeron 3.52 g de CO_2 . En otro experimento, el cloro en 1.50 g del compuesto orgánico, se transformó en 1.90 gramos de cloruro de plata ($AgCl$).**
- ¿Cuál es la masa, en gramos, que hay de cada elemento en 1.5 gramos de muestra del compuesto orgánico?
 - ¿Cuál es la composición porcentual, en masa, de cada elemento en el compuesto orgánico?
 - ¿Cuál es la fórmula empírica de esta sustancia orgánica?
- 48.- **El etilenglicol, la sustancia empleada en los anticongelantes para automóvil, se compone de 38.7 % en masa de carbono, 9.7 % en masa de hidrógeno y 51.6 % en masa de oxígeno. La masa molar del etilenglicol es de 62.1 g/mol.**
- Determina la fórmula empírica del etilenglicol.
 - Determina la fórmula molecular del etilenglicol.
- 49.- **Una muestra de 1.62 g de nicotina contiene 1.20 g de carbono, 0.14 g de hidrógeno y 0.28 g de nitrógeno.**
- ¿Cuál será su composición centesimal?
 - Determine su fórmula mínima.
 - Si la masa molecular es de 162 g/mol, determine la fórmula molecular.



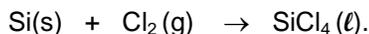
50.- La composición en masa de un alcohol es de 60.00% de carbono, 13.33% de hidrógeno y 26.67% de oxígeno. En otro experimento se determinó que su masa molar es, aproximadamente, de 60 g/mol.

- a) ¿Cuál es la fórmula mínima del compuesto?
- b) ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?

51.- La fructosa es un azúcar natural muy dulce que se encuentra en la miel, las frutas y sus jugos. Tiene una masa molar de 180 g/mol y una composición en masa de 40 % de C, 6.7 % de H y 53.3% de O. Determine la fórmula molecular de la fructosa.

ESTEQUIOMETRÍA

52.- El tetracloruro de silicio (SiCl_4) se puede obtener a través de la siguiente reacción:



Si en una reacción dada se producen 0.507 moles de SiCl_4 .

- a) ¿Cuántos moles de cloro gaseoso y cuántos moles de silicio se utilizaron en la reacción?
- b) ¿Cuántos gramos de tetracloruro de silicio se obtuvieron y cuántos gramos de cloro y de silicio se consumieron?

53.- ¿Cuántos gramos de azufre elemental ($\text{S}_8(s)$) reaccionarán completamente con 500 g de mercurio metálico ($\text{Hg}(l)$) para formar sulfuro de mercurio (II) ($\text{HgS}(s)$)? Nota: Esta es una forma rápida de “capturar” de manera segura los derrames de mercurio.

54.- Cuando el polvo para hornear (NaHCO_3) se calienta, desprende dióxido de carbono (CO_2) en forma de gas. Por esta razón se utiliza en la preparación de pasteles y galletas.

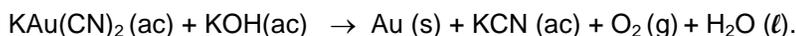
- a) Escribe una ecuación balanceada de la descomposición del NaHCO_3 (los otros productos son H_2O y Na_2CO_3).
- b) Calcula la masa máxima de CO_2 que se produce al descomponer 2 cucharaditas ($\cong 10.0$ g) de NaHCO_3 .

55.- La fermentación es un proceso químico mediante el cual se convierte glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$). Este proceso se utiliza en la preparación de vino y se representa mediante la siguiente ecuación química:



Si se tienen 500.6 g de glucosa, ¿cuál es la cantidad máxima (en gramos) de etanol que se puede obtener?

56.- Una forma de recobrar el oro del mineral que lo contiene, es extraerlo mediante la siguiente reacción:



¿Cuál es la mínima cantidad de KOH , en gramos, que se necesita para extraer 30.0 g de oro?

57.- El óxido nitroso (N_2O) se puede obtener por la descomposición térmica del nitrato de amonio (NH_4NO_3), formándose además agua (H_2O). Con estos datos, escribe la ecuación química balanceada que representa a la reacción y calcula cuántos gramos de óxido nitroso se forman, si se utilizan 0.460 moles de NH_4NO_3 .

58.- Una forma común de preparar oxígeno gaseoso es mediante la descomposición térmica del clorato de potasio ($\text{KClO}_3(s)$). Calcula cuántos gramos de oxígeno gaseoso se producen a partir de 46.0 g de clorato de potasio. Los productos de la reacción son $\text{KCl}(s)$ y $\text{O}_2(g)$.

59.- El carbonato de calcio (CaCO_3) reacciona con el ácido clorhídrico (HCl) según:



¿Cuántas moléculas de dióxido de carbono (CO_2) se producen al reaccionar 0.150 mol de HCl ?



60.- ¿En cuál de las siguientes reacciones se consume más ácido nítrico para formar 7.5 moles de agua? Justifique su respuesta.

- a) $3 \text{ Cu} + 8 \text{ HNO}_3 \rightarrow 3 \text{ Cu(NO}_3)_2 + 2 \text{ NO} + 4 \text{ H}_2\text{O}$
 b) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6 \text{ HNO}_3 \rightarrow 2 \text{ Al(NO}_3)_3 + 3 \text{ H}_2\text{O}$
 c) $4 \text{ Zn} + 10 \text{ HNO}_3 \rightarrow 4 \text{ Zn(NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3 \text{ H}_2\text{O}$

61.- El dióxido de nitrógeno (NO_2), reacciona con hidrógeno molecular (H_2), para producir amoníaco (NH_3) y agua (H_2O).

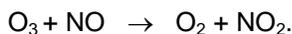
- a) Escribe la ecuación química balanceada que representa la reacción anteriormente mencionada.
 b) ¿Cuántas moles de agua pueden producirse cuando reaccionan 2.00 g de H_2 con un exceso de NO_2 ?
 c) ¿Cuál es la masa de agua que se produce?

REACTIVO LIMITANTE

62.- Explica a qué se refieren los términos reactivo limitante y reactivo en exceso. ¿Cuál es la importancia del reactivo limitante? ¿Puede haber reactivo limitante si sólo hay un reactivo en la reacción?

63.- El óxido nítrico (NO) reacciona con el oxígeno gaseoso (O_2) para formar el dióxido de nitrógeno (NO_2). Escribe la ecuación química balanceada para este proceso. Si en un experimento se mezclan 0.886 moles de NO con 0.503 moles de oxígeno gaseoso, identifica al reactivo limitante y calcula el número de moles de dióxido de nitrógeno producidos.

64.- El ozono (O_3) reacciona, en la estratosfera, con el óxido nítrico (NO) de acuerdo a la siguiente ecuación química balanceada:



Si 0.740 g de ozono se mezclan con igual cantidad de NO , calcula cuántos gramos de dióxido de nitrógeno (NO_2) se producen y cuántos gramos quedan del reactivo en exceso.

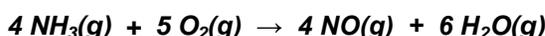
65.- Considera la siguiente reacción:



- a) Si se mezclan 3.40×10^{-1} moles de MnO_2 con 43.2 g de HCl , indica cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de cada uno de los productos se generan.
 b) Calcula también la masa sin reaccionar del reactivo en exceso.
 c) Si el rendimiento experimental de la reacción fuera del 75.0%, ¿cuánto cloro se produciría?

66.- ¿A qué se debe el hecho de que el rendimiento de la reacción se calcule siempre con base en el reactivo limitante? ¿Por qué el rendimiento experimental de una reacción es siempre menor que el rendimiento teórico?

67.- La reacción para obtener óxido nítrico (NO) a partir de amoníaco (NH_3) es:



En cierto experimento, 1.50 g de NH_3 reaccionan con 2.75 g de O_2 .

- a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
 b) ¿Cuántos gramos de H_2O y NO se forman?
 c) ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedan al final de la reacción?



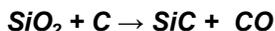
68.- Cuando se prepara H_2O a partir de 4.6 mol de hidrógeno y 3.1 mol de oxígeno, ¿Cuántos moles de agua se pueden producir y qué sustancia permanece sin reaccionar y en qué cantidad?

69.- Se hicieron reaccionar 44.47 g de cobre con 189.0 g de ácido nítrico de acuerdo a la siguiente reacción:



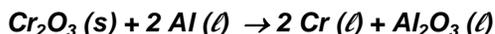
- Balancear la ecuación
- ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?
- ¿Cuántos gramos de nitrato de cobre se obtuvieron?
- ¿Qué masa de reactivo en exceso no reaccionó?

70.- El carburo de silicio, SiC , se produce por la reacción entre el dióxido de silicio, SiO_2 , y el grafito, de acuerdo a la reacción:



Si se mezclan 150.0 g de SiO_2 con 101.5 g de C , y se calientan para que reaccionen hasta que alguno de ellos se agota, ¿cuál es el reactivo en exceso? ¿Cuántos gramos quedan sin reaccionar de ese reactivo?

71.- La siguiente reacción tiene lugar a temperatura elevada:



Se mezclan 50.5 g de Cr_2O_3 con 12.6 g de Al y se hacen reaccionar hasta que uno de los reactivos se termina

- ¿Cuál es el reactivo en exceso?
- ¿Cuántos gramos quedan de éste?

72.- El burbujeo producido por una tableta efervescente al disolverse en agua se debe a la reacción entre el bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) y un ácido como el ácido cítrico ($H_3C_6H_5O_7$)



En cierto experimento se permite la reacción de 1.000 g de bicarbonato de sodio y 1.000 g de ácido cítrico. ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se forman?

RENDIMIENTO

73.- La nitroglicerina ($C_3H_5N_3O_9$) es un poderoso explosivo. Su descomposición se puede expresar de la forma siguiente:



Esta reacción genera una gran cantidad de calor y de gases como productos. Las explosiones se producen por la rápida formación de estos gases, aunada a una rápida expansión.

- Calcula la cantidad máxima de oxígeno en gramos que se pueden obtener de 2.0×10^2 gramos de nitroglicerina.
- Calcula el rendimiento (en porcentaje) si la cantidad de oxígeno producida es de 6.6 g.

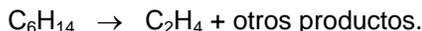
74.- El óxido de titanio (IV) (TiO_2) se obtiene al reaccionar un mineral de titanio con ácido sulfúrico, de acuerdo a la siguiente ecuación química:



En un proceso, se obtuvieron 3.67×10^3 kg de TiO_2 a partir de 8.00×10^3 kg de $FeTiO_3$. Calcula el rendimiento experimental de la reacción.



75.- El etileno (C_2H_4) se obtiene al calentar el hexano (C_6H_{14}) como se representa en la siguiente ecuación:



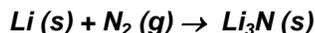
Si el rendimiento experimental durante la producción de etileno es del 42.5%, calcula la masa de hexano que se necesita para obtener 481.0 g de etileno (considera que una mol de hexano produce una mol de etileno).

76.- El propano (C_3H_8) es el componente principal del gas que se utiliza para cocinar en las estufas, en donde se produce la siguiente reacción de combustión:



- Indica cuál es el reactivo limitante y calcula cuántos gramos de dióxido de carbono se producen a partir de 4.50 g de propano y 20.0 g de oxígeno.
- Si el rendimiento de la reacción fuera del 84.0%, ¿cuánto dióxido de carbono se produciría?

77.- El litio y el nitrógeno reaccionan para producir nitruro de litio de acuerdo con la siguiente reacción:



Si se hacen reaccionar 5.00 g de cada reactivo:

- Determine cuál es el reactivo limitante.
- ¿Cuántos gramos de nitruro de litio se producen?
- Si el rendimiento de la reacción es de 80.5%, ¿cuántos gramos de Li_3N se obtienen?

78.- Se hicieron reaccionar 44.47 g de cobre con 189.0 g de ácido nítrico de acuerdo a la siguiente reacción:



- Balancear la ecuación
- ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?
- ¿Cuántos gramos de nitrato de cobre se obtuvieron?
- ¿Qué masa de reactivo en exceso no reaccionó?
- ¿Cuál fue el % de rendimiento, si en el laboratorio se formaron 120 g de $Cu(NO_3)_2$?

79.- Dada la reacción



- Si un reactor contiene 8 moles de Al, ¿cuántas moles de alúmina (Al_2O_3) se producirán teóricamente?
- Si el rendimiento de la reacción es de 50% ¿cuántas moles de alúmina se formarán?
- En otro experimento se colocaron en el reactor 7 moles de Al y 6 moles de O_2 ¿Existe reactivo limitante? Si tu respuesta es afirmativa ¿cuál es? Justifica tu respuesta.



RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 2

- 1.- a) $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
 b) $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$.
 c) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{NaOH}$.
 d) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2$.
 e) $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$.
 f) $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$.
 g) $3\text{CuSO}_4 + 2\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Cu}$.
 h) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{HNO}_3$.
 i) $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.
- 2.- a) $\text{C}_6\text{H}_{12} + 9\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.
 b) $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{C}_2\text{H}_5 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
 c) $2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{LiOH} + \text{H}_2$.
 d) $\text{Pb}(\text{CO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO}_2 + 2\text{CO}_2$.
 e) $4\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + 29\text{O}_2 \rightarrow 24\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2$.
 f) $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.
- 4.- 35.454 uma.
- 5.- La abundancia relativa de ${}^6_3\text{Li}$ es 7.493% y la abundancia relativa de ${}^7_3\text{Li}$ es 92.51%.
- 9.- Más átomos en la muestra de O_3 .
 Más moléculas en la muestra de O_2 .
- 10.- 16.00 uma.
- 11.- a) 5.887×10^{-23} g.
 b) 6.054×10^{-23} g.
 c) 1.670×10^{-24} g.
- 16.- a) 20.7 g de ZnI_2 .
 b) 16.5 g de yodo y 4.2 g de zinc.
17. a) 0.705 moles.
 b) 1.4×10^2 mL.
 c) 2.7×10^{-4} g.
- 18.- a) 1.674×10^{-24} g.
 b) 2.5×10^{16} átomos.
 c) 3.818×10^{-23} g.
- 19.- a) 1.18×10^{-20} pesos/átomo.
 b) 5.98×10^{-23} pesos/uma.
- 20.- a) 4.3×10^{22} átomos de Fe.
 b) 3.4×10^{-11} g de Pb.
 c) 1.62×10^3 g de Ag.
 d) 1.0×10^{-14} moles de átomos de Co
 e) 3.0×10^{24} átomos de Se.
 f) 3.0×10^{24} átomos de Cu.
- 21.- Hay más átomos en 1.1 g de hidrógeno.
 Hay más masa en 2 átomos de plomo.
- 22.- a) 73.89 g/mol y 73.89 uma/molécula.
 b) 76.13 g/mol y 76.13 uma/molécula.
 c) 119.38 g/mol y 119.38 uma/molécula.
 d) 176.13 g/mol y 176.13 uma/molécula.
 e) 101.10 g/mol y 101.10 uma/molécula.
 f) 100.93 g/mol y 100.93 uma/molécula.
 g) 16.04 g/mol y 16.04 uma/molécula.
 h) 46.01 g/mol y 46.01 uma/molécula.
 i) 80.06 g/mol y 80.06 uma/molécula.
 j) 180.16 g/mol y 180.16 uma/molécula.
 l) 310.18 g/mol y 310.18 uma/molécula.
 m) 187.56 g/mol y 187.56 uma/molécula.
- 23.- 9.05 m.
- 24.- Alrededor de 59 cortes.
- 30.- 6.6×10^4 g/mol.
- 31.- O, 53.3%; H, 6.7%; C, 40%.
- 32.- a) O, 11.924%; H, 7.512%; C, 80.564%.
 b) 2.11×10^{21} moléculas.
 c) 3.50×10^{-3} mol.



- 33.-
a) 57.5%.
b) 195 g.
- 34.-
a) Na, 3.53%; Al, 53.8%; Si, 12.9%; H, 0.309%; O, 29.4%.
b) 538 g de aluminio.
- 35.- En el amoniaco (NH₃).
- 40.- N, 30.44%; O, 69.56%.
 Fórmula empírica: NO₂.
- 41.- Fórmula empírica: Na₂Cr₂O₇.
- 42.- Fórmula empírica: C₆H₁₀S₂O.
 Fórmula molecular: C₆H₁₀S₂O.
- 43.- Fórmula molecular NaC₅H₈O₄N.
- 44.- Fórmula empírica: Cl₂O₇.
- 45.-
a) CH₃O.
b) KCN.
- 52.-
a) 0.507 mol Si; 1.014 mol Cl₂.
b) 86.1 g de SiCl₄; 14.2 g de Si; 71.9 g de Cl₂.
- 53.- 80.0 g de S₈.
- 54.- **b)** 2.62 g de CO₂.
- 55.- 256.0 g etanol.
- 56.- 8.55 g de KOH.
- 57.- 20.2 g de N₂O.
- 58.- 18.0 g de O_{2(g)}.
- 63.- R. L: NO; 0.886 mol NO₂.
- 64.- 0.709 g de NO₂; 0.277 g de NO.
- 65.-
a) R. L. HCl; 37.3 g MnCl₂; 21.0 g Cl₂; 10.7 g H₂O.
b) 3.8 g MnO₂
c) 15.8 g Cl₂
- 73.-
a) 7.0 g O₂.
b) 94%.
- 74.- 87.2%.
- 75.- 3.48x10³ g de hexano.



Unidad 3

DISOLUCIONES Y UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

- 1.- Define qué es un soluto, un disolvente y una disolución. Describe el proceso de disolución con un ejemplo.
- 2.-
- Calcula la masa en gramos de KI, yoduro de potasio, que se necesita para preparar 2.50×10^2 mL de una disolución 3.40 M.
 - Si se disuelven 6.8 g de KI en suficiente cantidad de agua hasta completar 1.0 litro, ¿cuál será la molaridad de la disolución?
- 3.- Calcula el número de moles y la cantidad de gramos presentes en:
- 120.00 mL de una disolución 0.20 M de CaCl_2 .
 - 40.00 mL de una disolución 0.10 M de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
 - 2.00 mL de una disolución 0.50 M de NaOH.
- 4.- Calcula la molaridad de las siguientes disoluciones:
- 30.0 g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) en 645 mL de disolución.
 - 23.8 g de cloruro de potasio (KCl) en 126.5 mL de disolución.
 - 43.5 g de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en 90.5 mL de disolución.
 - 42.1 g de benceno (C_6H_6) en 98.5 mL de una disolución de naftaleno (C_{10}H_8).
 - 120.5 g de ácido clorhídrico (HCl) en 1.0×10^3 mL de disolución.
- 5.- Calcula el volumen en mL que se necesitan para obtener:
- 2.14 g de bromuro de sodio (NaBr) a partir de una disolución 0.27 M.
 - 4.30 g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) a partir de una disolución 2.50 M.
 - 0.10 g de nitrato de sodio (NaNO_3) a partir de una disolución 1.0 M.
 - 3.00 moles de cloruro de sodio (NaCl) a partir de una disolución 0.30 M.
 - 2.5×10^{-3} moles de ácido nítrico (HNO_3) a partir de una disolución 0.10 M.
 - 5.00 moles de ácido bromhídrico (HBr) a partir de una disolución 0.050 M.
- 6.- **Una disolución que se prepara disolviendo 16.0 g de CaCl_2 en 64.0 g de agua tiene una densidad de 1.180 g/cm^3 a 20°C . Calcule la molaridad de esta disolución.**

DILUCIONES

- 7.-
- ¿Cómo se prepara 1.000 L de una disolución 0.646 M de NaCl a partir de una disolución 2.000 M de NaCl?
 - ¿Cómo se preparan 60.09 mL de una disolución 0.20 M de ácido nítrico a partir de una disolución 4.00 M de ácido nítrico?
- 8.-
- A 0.025 L de una disolución 0.866 M de nitrato de potasio (KNO_3) se le añade agua hasta completar 0.500 L. Calcula la concentración de la disolución.
 - A 0.200 L de una disolución 0.789 M de nitrato de plomo se le añade agua hasta completar 0.300 L. Calcula la concentración de la disolución.
- 9.-
- Si tienes 0.500 L de una disolución 0.125 M de ácido clorhídrico y la quieres diluir para tener una disolución 0.100 M, ¿cuánta agua tienes que agregar?
 - Si tienes 0.20 L de una disolución 3.4 M de cloruro de sodio y la quieres diluir para tener una disolución 2.0 M, ¿cuánta agua tienes que agregar?



10.-

- a) 46.200 mL de una disolución 0.568 M de nitrato de calcio $[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2]$ se mezclan con 80.500 mL de una disolución 1.396 M de nitrato de calcio. Calcula la concentración de la disolución final.
- b) 50.300 mL de una disolución 0.485 M de nitrato de plomo $[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2]$ se mezclan con 103.200 mL de una disolución 0.987 M de nitrato de plomo. Calcula la concentración de la disolución final.

11.- *El ácido sulfúrico concentrado, es una solución que tiene una densidad de 1.84 g/mL y una concentración del 98% de en masa de H_2SO_4*

- a) *Calcule la concentración molar del ácido sulfúrico concentrado*
- b) *Qué volumen de H_2SO_4 concentrado se requiere para preparar 250 mL de ácido sulfúrico de concentración 0.5 molar.*

12.- *El KBr es un compuesto muy utilizado, tanto en medicina, como en fotografía.*

- a) *¿Cuántos gramos de KBr deben utilizarse para preparar 500 mL de una solución de KBr 0.60 M?*
- b) *¿Cuál es el número de moles de KBr en 8 mL de la solución de HBr 0.60 M?*
- c) *Si se agregan 8 mL de la solución de HBr 0.60 M en un matraz de 250 mL y luego se agrega agua hasta la marca del aforo, ¿cuál es la concentración resultante de la solución?*

13.- *Se prepararon 250 mL de una solución de HCl 1 M a partir de HCl concentrado (12.1M) ¿Cuántos mL de la solución concentrada se usaron?*

ESTEQUIOMETRÍA DE REACCIONES CON SOLUCIONES Y OTRAS FASES

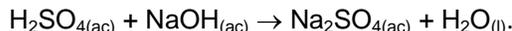
14.- En un experimento se pone a reaccionar un alambre de cobre con 25.00 mL de ácido nítrico 0.50 M. El alambre de cobre pesa 5.00 g.

- a) ¿Cuántos gramos de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ se producirán?
- b) Si el rendimiento experimental de la reacción es del 80.00%, ¿cuántos gramos de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ y de NO_2 se obtendrán? La reacción es la siguiente:

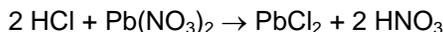


15.-

- a) ¿Cuántos gramos de agua se forman cuando reaccionan 50.0 mL de una disolución 0.10 M de ácido sulfúrico con 2.0 g de hidróxido de sodio?
- b) Si el rendimiento experimental de la reacción es del 95.0%, ¿cuántos gramos de agua se formarán? La reacción es:



16.- Considere la reacción:

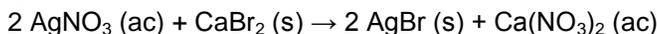


- a) ¿Qué volumen de una disolución de ácido clorhídrico (HCl) 0.60 M se requiere para reaccionar con 0.10 mol de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ para formar PbCl_2 ?
- b) ¿Cuántos gramos de PbCl_2 se obtienen, si el rendimiento experimental de la reacción es del 89.0 %?

17.-

- a) ¿Qué volumen de una disolución de H_3PO_4 0.20 M se requiere para reaccionar completamente con 0.22 moles de hidróxido de sodio (NaOH) para formar Na_3PO_4 ? El otro producto es H_2O .
- b) ¿Cuántos gramos de Na_3PO_4 se obtienen, si el rendimiento experimental de la reacción es del 75.00%?

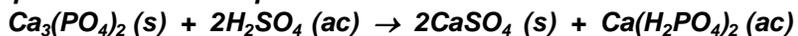
18.- De acuerdo a la reacción:



Determine la masa de AgBr que se forma al mezclar 50.0 cm³ de una disolución 0.180M de AgNO_3 con 1.00 g de CaBr_2 .



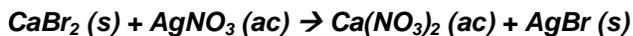
19.- El superfosfato es un fertilizante que es una mezcla que contiene 2 mol de CaSO_4 por cada 1 mol de $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, la cual puede obtenerse a partir de:



Se hacen reaccionar 200.0 g de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ con 500 mL de una disolución de H_2SO_4 1.78M

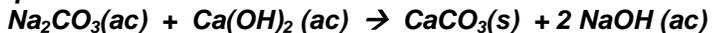
- Determina el reactivo limitante.
- Determina cuántos gramos se obtienen de cada producto.

20.- Para la reacción:



- Balancear la ecuación química.
- Calcular la masa de bromuro de plata $\text{AgBr} (\text{s})$ que se forma al mezclar 50.0 mL de una disolución 0.180 M de nitrato de plata $\text{AgNO}_3 (\text{ac})$ con 1.00 g de bromuro de calcio $\text{CaBr}_2 (\text{s})$.

21.- Considera el siguiente proceso.



- Si se tienen 10 g de cada uno de los reactivos, determina cuál de ellos es el limitante.
- Si la reacción se completa, ¿qué masa de carbonato de calcio se obtendrá como producto?
- Si el proceso ocurre en 500 mL de solución acuosa, ¿cuál será la concentración de hidróxido de sodio al final de la reacción?



RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 3

- 2.-
 a) 141 g.
 b) 4.1×10^{-2} M.
- 3.-
 a) 2.4×10^{-2} mol de CaCl_2 y 2.7 g de CaCl_2 .
 b) 4.0×10^{-3} mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ y 7.2×10^{-1} g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
 c) 1.0×10^{-3} mol de NaOH; y 4.0×10^{-2} g de NaOH.
- 4.-
 a) 1.01 M;
 b) 2.52 M;
 c) 2.67 M;
 d) 5.47 M;
 e) 3.30 M.
- 5.-
 a) 77 mL;
 b) 37 mL;
 c) 1.2 mL;
 d) 1.2 mL;
 e) 1.00×10^4 mL
 f) 25 mL;
 g) 1.0×10^5 mL.
- 7.-
 a) 0.323 L de NaCl 2.000 M mas agua hasta 1.000 L.
 b) 3.0 mL de HNO_3 4.00 M mas agua hasta 60.09 mL.
- 8.-
 a) $M = 0.0430$ mol/L;
 b) $M = 0.526$ mol/L.
- 9.-
 a) $V(\text{H}_2\text{O}) = 0.125$ L;
 b) $V(\text{H}_2\text{O}) = 1.4 \times 10^{-1}$ L.
- 10.-
 a) $M = 1.09$ mol/L;
 b) $M = 0.822$ mol/L.
- 14.-
 a) 0.59 g $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$;
 b) 0.47 g $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ y 0.23 g NO_2 .
- 15.-
 a) 1.8×10^{-1} g H_2O ;
 b) 1.7×10^{-1} g H_2O .
- 16.- a) 333.3 mL HCl;
 b) 24.8 g PbCl_2 .
- 17.- a) 3.7 mL H_3PO_4 ;
 b) 9.0 g Na_3PO_4 .
- 18.- 1.69 g



Unidad 4

GASES IDEALES

1.-

- Escribe las características físicas de los gases;
- Lista las características de los gases ideales;
- Explica porqué la densidad de los gases es mucho menor que la densidad de los líquidos y los sólidos;
- Explica cómo funciona un popote cuando tomas un líquido;
- ¿Será más fácil o más difícil tomar líquido con popote en la ciudad de México o en Acapulco?
- Explica porqué los astronautas y los buzos utilizan trajes especiales cuando van a la Luna o cuando se sumergen en las profundidades del océano;
- Define que es la presión de un gas;
- ¿Cuál es la diferencia entre gas y vapor?
- Explica qué le pasa a un globo cuando lo sueltas y se va por el aire.

2.- Escribe las siguientes leyes en ecuaciones y con tus propias palabras:

- la ley de Boyle;
- la ley de Charles; I
- la ley de Avogadro;
- la ley de Dalton de las presiones parciales;
- la ley del gas ideal. Indica las condiciones para las cuales se cumple cada una de las leyes.

3.- A 45.0 °C una muestra de gas tiene una presión de 5.3 atm. Si se reduce el volumen, haz una predicción para decir que le pasará a la presión si se mantienen la temperatura y la cantidad de gas constantes. Calcula la presión del gas si el volumen se reduce a una décima parte de su valor original y se mantiene la temperatura constante. Compara el resultado con tu predicción.

4.- Una muestra de aire ocupa un volumen de 3.8 L cuando la presión es de 1.2 atm:

- predice si el volumen será mayor o menor que el inicial cuando aumentes la presión, manteniendo la temperatura constante;
- calcula el volumen que ocupa el aire cuando la presión es 6.6 atm y compara el resultado con tu predicción. Si se quiere comprimir el gas hasta que ocupe 0.10 L:
- predice si se tiene que aumentar o disminuir la presión inicial, manteniendo la temperatura constante;
- calcula la presión que se tiene que aplicar si se quiere comprimir el gas hasta que ocupe 0.10 L y compara el resultado con tu predicción.

5.- Explica cómo funciona la olla de presión o "express".

6.- Una muestra de hidrógeno, inicialmente a 88.0 °C, ocupa un volumen de 9.60 L. Si se quiere que el gas ocupe un volumen de 3.40 L manteniendo la presión constante;

- predice si se tiene que aumentar o disminuir la temperatura;
- calcula la temperatura final y compara el resultado con tu predicción.

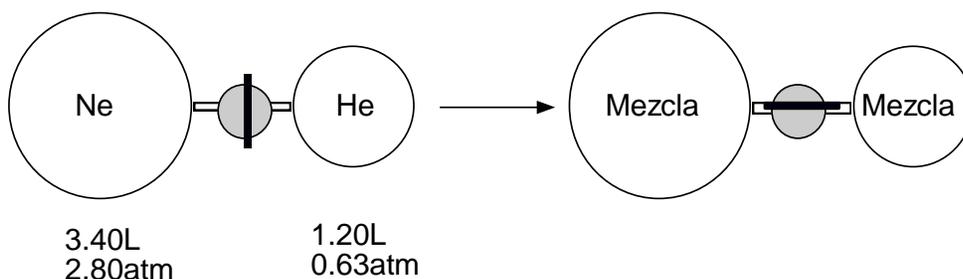
7.- El cloro gaseoso ($\text{Cl}_{2(g)}$) reacciona con el flúor gaseoso ($\text{F}_{2(g)}$) para formar un producto gaseoso. Bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, se encuentra que un volumen de cloro reacciona con tres volúmenes de flúor para formar dos volúmenes del producto. Escribe la ecuación balanceada de la reacción.

8.- Si 6.90 moles de monóxido de carbono se encuentran en un tanque con capacidad de 30.4 L, ¿cuál es la presión del gas (en atm, en mmHg y en kPa) si la temperatura es 62.0 °C?

9.- Durante el proceso de fermentación que se utiliza para producir el vino se producen gases, que ocupan un volumen de 0.78 L a 20.10 °C y 1.00 atm de presión. Predice qué le ocurrirá al volumen del gas si la fermentación se lleva a cabo a mayor temperatura y presión. Calcula el volumen del gas si la fermentación se lleva a cabo a 36.50 °C y 1.20 atm de presión, y compara el resultado con tu predicción.



- 10.- El volumen de un gas a una temperatura de $0.00\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 1.00 atm de presión es igual a 523.0 mL . Predice qué le ocurrirá al volumen del gas cuando aumentes la temperatura y la presión. Calcula el volumen del gas a 22.5 atm y $225.0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y compara el resultado con tu predicción.
- 11.- El hielo seco es dióxido de carbono sólido ($\text{CO}_{2(s)}$). Si 0.050 g de hielo seco se colocan en un tanque vacío con capacidad de 4.60 L a $30.00\text{ }^{\circ}\text{C}$, calcula la presión interior del tanque cuando todo el hielo seco se haya convertido en CO_2 gas.
- 12.- Considera un aparato como el que se muestra en la figura. Calcula la presión parcial de cada gas y la presión total después de que se abre la válvula que separa los recipientes. La temperatura es de $16.00\text{ }^{\circ}\text{C}$ y permanece constante.



- 13.- Una muestra de 24.0 g de oxígeno (O_2) se confina en un recipiente rígido a 0°C y 1000 torr . A continuación se bombean 6.00 g de hidrógeno (H_2) al recipiente a temperatura constante. ¿Cuál será la presión final del recipiente, suponiendo que no hay reacción entre los gases?
- 14.- Un recipiente rígido de 2.50 L a $30\text{ }^{\circ}\text{C}$, contiene 1.00 g de una mezcla de gases constituida por: 25% en masa de nitrógeno, 34% en masa de oxígeno y 41% en masa de helio.
- Calcular la presión parcial de cada gas en la mezcla.
 - Calcular la presión total de la mezcla.
 - Si la temperatura del recipiente se eleva en $15\text{ }^{\circ}\text{C}$, calcular la presión total de la mezcla a la nueva temperatura.
- 15.- Una muestra de gas natural contiene 8.24 moles de metano (CH_4), 0.421 moles de etano (C_2H_6) y 0.116 moles de propano (C_3H_8). Si la presión total de los gases es 1.37 atm ¿cuál es la presión parcial del propano?
- 16.- Se tiene aire atrapado en una cabina de 175 m^3 a 10°C y 1 atm . Cuando la cabina se expone al sol, su temperatura aumenta a 18°C y parte del aire se escapa, pero la presión de la cabina se mantiene constante. ¿Cuántos moles de aire se escaparon de la cabina a causa del calentamiento solar?
- 17.- En una mezcla de gases (CO y CO_2) la presión parcial de CO es 0.20 atm y la del CO_2 es de 0.60 atm .
- ¿Cuál es la fracción molar de cada gas en la mezcla?
 - Si la mezcla ocupa un volumen de 11.6 L a 50°C , ¿Cuál es el número total de moles presentes en la mezcla?
- 18.- Un compuesto gaseoso contiene 85.71% en masa de carbono y 14.29% en masa de hidrógeno. Su masa molar es de 84.16 g/mol .
- Establece la fórmula mínima y la fórmula molecular del compuesto.
 - Calcula el volumen que ocupará una muestra de 0.15 g de este compuesto a $100.0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 0.84 atm de presión.



- 19.- El gas butano (C_4H_{10}) se comercializa para uso doméstico en cilindros de aproximadamente 15.0 litros de capacidad. En ellos, se confina el butano en estado líquido, en equilibrio con el gas, a la temperatura de $19^\circ C$ y una presión de equilibrio de 2.00 atmósferas; la densidad del líquido es de 0.583 kg/L. Calcule el volumen que debería tener el cilindro para contener el mismo número de moles de butano a la misma temperatura y presión si éste fuese totalmente gaseoso.
- 20.- Se tienen dos recipientes: uno de 1.00 L que contiene N_2 gaseoso a una presión de 3.80 atm y $26^\circ C$, y otro de 5.00 L, con O_2 gaseoso a 4.75 atm y $26^\circ C$. Cuando ambos se transfieren al mismo tiempo a un nuevo recipiente de 10.0 L a $20^\circ C$. ¿Cuál es la presión total en el nuevo recipiente?
- 21.- Se tienen dos depósitos cerrados y con el mismo volumen, uno de ellos contiene hidrógeno (H_2) y el otro dióxido de carbono (CO_2), ambos en fase gas, a la misma presión y temperatura. Especifica si las siguientes cantidades son iguales, mayor que o menor que en cada caso. Utiliza la ecuación de los gases ideales para justificar tus respuestas.
- el número de moles de cada gas,
 - el número de moléculas,
 - la masa.
- 22.- Una muestra de aire se calienta a presión constante desde $68^\circ C$ hasta $136^\circ C$. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones, con respecto al volumen del gas, es correcta?
- Se reduce un 20 %
 - Se incrementa un 14 %
 - Se incrementa un 20 %
 - Se incrementa un 50 %
 - Se duplica

MASAS MOLARES DE GASES

- 23.- A 741.0 torr y $44.0^\circ C$, 7.10 g de un gas ocupan un volumen de 5.40 L. Calcula la masa molar del gas.
- 24.- En condiciones estándar de temperatura y presión, 0.280 L de un gas tienen una masa de 0.400 g. Calcula la masa molar del gas.
- 25.-
- Calcula la densidad del HBr gaseoso en g/L a 733 mmHg y $46^\circ C$.
 - Calcula la densidad del ácido clorhídrico en g/L a 2.5 atm y $125.0^\circ C$.
- 26.- Cierta anestésico contiene 64.9% de C, 13.5% de H y 21.6% de O en masa. Si 1.0 L del compuesto gaseoso se mide a $120.0^\circ C$ y 1.0 atm de presión y cuya masa es 2.3 g. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
- 27.- Una muestra de 0.10 g de un compuesto cuya fórmula empírica es SF_4 , ocupa un volumen de 22.10 mL a $23.70^\circ C$ y 1.02 atm. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto? Analiza tu resultado.
- 28.- Un compuesto contiene 92.30% en masa de C y 7.70% en masa de H. A $200.00^\circ C$ y 7.40×10^{-1} atm, 1.45×10^{-1} g de este compuesto ocupan 97.20 mL. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
- 29.- Un compuesto gaseoso contiene 85.71 % en masa de carbono y 14.29 % en masa de hidrógeno. Su masa molar es 84.16 g/mol.
- Establece la fórmula mínima y la fórmula molecular del compuesto.
 - Calcula el volumen que ocupará una muestra de 0.15 g de este compuesto a $100.00^\circ C$ y 0.84 atm.
 - Estima qué le ocurrirá al volumen si aumentas la temperatura y disminuyes la presión.
 - Calcula el volumen que ocupa el gas a $200.00^\circ C$ y 0.74 atm y compara el resultado con el de tu estimación.



30.-

- a) **Calcule la masa molar de un gas cuya densidad es de 1.77 g/L a una temperatura de 35 °C y a una presión de 0.970 atm.**
- b) **El gas está formado por nitrógeno y oxígeno en una relación molar de 1:2 respectivamente, determine su fórmula molecular**

31.- **Un compuesto gaseoso tiene la siguiente composición expresada como porcentaje en masa: C (23.54%), H (1.98%) y F (74.48%).**

Una muestra de 12.5mg del gas se coloca en un recipiente de 165mL a 22.5 C y ejerce una presión de 13.7mm Hg.

- a) **Determine la fórmula empírica del compuesto**
- b) **Calcule la masa molar del compuesto**
- c) **Determine la fórmula molecular de esta sustancia**

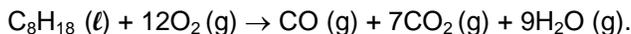
CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS CON GASES IDEALES

32.- La nitroglicerina es un explosivo que se descompone de acuerdo a la siguiente reacción:



- a) **Calcula el volumen total de gas que se produce cuando 2.60×10^2 g de nitroglicerina se descomponen a 1.2 atm y 25.00 °C.**
- b) **Calcula la presión parcial de cada gas.**

33.- La gasolina se quema en los motores de combustión interna produciendo, además de agua y dióxido de carbono, el monóxido de carbono responsable de la contaminación. Si en forma simplificada tomamos la mezcla de hidrocarburos de la gasolina como un hidrocarburo con 8 átomos de carbono, la reacción de combustión será:



- a) **¿Qué volumen de CO genera un galón (3.8 L) de gasolina ($\rho = 750.0$ g/L) en un país templado (promedio de temperatura 15.0 °C) a 1.0 atm de presión?**
- b) **Calcula la presión parcial de cada gas producido en la reacción con los datos del inciso anterior y suponiendo que son los únicos compuestos presentes**

34.- Una tableta de una pastilla efervescente contiene 32.50% de bicarbonato de sodio (NaHCO_3). Calcula el volumen en mL de gas que se produce cuando una persona ingiere la pastilla efervescente de 3.29 g. La reacción entre el bicarbonato y el ácido clorhídrico del estómago produce $\text{CO}_{2(\text{g})}$. Obtén la temperatura y la presión a partir de tus conocimientos sobre el cuerpo humano.

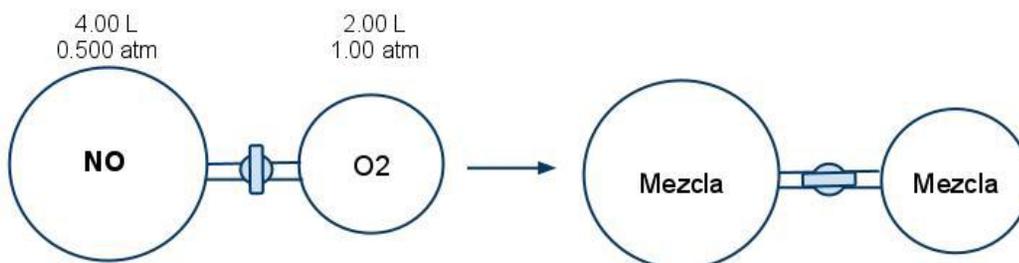
35.- Para refinar el níquel se utiliza un proceso metalúrgico en el cual el níquel sólido reacciona con monóxido de carbono, para formar tetracarbonil níquel [$\text{Ni}(\text{CO})_4$], que es un compuesto gaseoso a 43.0 °C. Se tiene una muestra de 86.4 g de níquel y la reacción se lleva a cabo en un tanque de 4.00 L de capacidad con un exceso de CO.

- a) **Calcula la presión parcial de $\text{Ni}(\text{CO})_4$;**
- b) **Calcula ahora la presión final del tanque, considerando que inicialmente había 8.00 moles de monóxido de carbono;**
- c) **Si el rendimiento experimental de la reacción es de 78.0%, calcula la presión parcial de $\text{Ni}(\text{CO})_4$ y la presión final.**

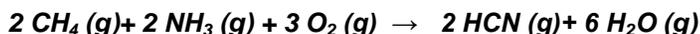
36.- Una muestra de 54.2 g de cierto compuesto hidratado cuya fórmula es $\text{MgSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ se calienta hasta que se desprende toda el agua. El vapor de agua generado se colecta en un tanque con capacidad de 8.00 L y ejerce una presión de 2.80 atm a 120.0 °C. ¿Qué por ciento en masa del compuesto era agua?



- 37.- El óxido nítrico ($\text{NO}_{(g)}$) reacciona con el oxígeno gaseoso para producir $\text{NO}_{2(g)}$. Considera que inicialmente los reactivos están separados como se indica en la figura, y que cuando se abre la válvula la reacción ocurre completamente. Determina qué gases permanecen al final de la reacción, calcula sus presiones parciales y la presión total. La temperatura es de $25.00\text{ }^\circ\text{C}$ y permanece constante;



- 38.- El cianuro de hidrógeno gaseoso, HCN , se produce a partir de metano y amoníaco mediante la reacción:



Si se miden los volúmenes de reactivos y productos a la misma temperatura y presión,

- Cuántos litros de amoníaco se necesitan para reaccionar con 3.0 litros de metano?
 - Cuántos litros de oxígeno se necesitan para reaccionar con 3.0 L de metano?
 - Cuántos litros de cianuro de hidrógeno se obtendrán a partir de 3.0 L de metano?
- 39.- Se lleva a cabo la reacción de ácido clorhídrico (HCl) con aluminio metálico (Al), la cual produce hidrógeno gaseoso (H_2) y cloruro de aluminio (AlCl_3):



- Al terminar la reacción, se obtuvieron 1.24 L de hidrógeno gaseoso medidos a $50\text{ }^\circ\text{C}$ y 1.2 atm de presión. ¿Cuántos moles de hidrógeno están contenidos en este volumen?
 - Suponiendo que el HCl está en exceso ¿cuántos moles de aluminio reaccionaron?
- 40.- Una disolución acuosa de hidróxido de litio es utilizada para purificar el aire en una nave espacial de acuerdo a la reacción.



Si en este proceso se consumen 146 moles de hidróxido de litio al reaccionar con todo el dióxido de carbono contenido en la cabina cuyo volumen es de $2.4 \times 10^5\text{ L}$ a 312 K , determine:

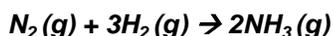
- La presión que el dióxido de carbono ejercía en las condiciones iniciales.
- La densidad que tenía al inicio el dióxido de carbono en la cabina.

Si partimos de las mismas condiciones iniciales en la cabina, pero sólo se cuenta con 73 moles de hidróxido de litio para purificar el ambiente,

- ¿Cuál sería la presión del dióxido de carbono restante después de la reacción?
- ¿Cuál sería la densidad de este dióxido de carbono restante?



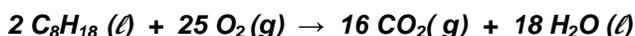
41.- **La síntesis industrial del amoníaco se lleva a cabo mediante la siguiente reacción química:**



Se colocan en un reactor 20.0 moles de nitrógeno gas (N_2) y 50.0 moles de hidrógeno gas (H_2).

- Si la temperatura del reactor es 573.0 K y el volumen del mismo es de 33.0 L, calcula la presión en el reactor antes de que inicie la reacción.
- Especifica si hay un reactivo limitante y, en su caso, cuál es.
- Suponiendo un rendimiento de 100%, determina cuántas moles de amoníaco gas (NH_3) se producen.

42.- Se tiene aire a una presión de 1.00 atm y 27.0 °C de temperatura, dentro de un cilindro de metal cuyo volumen es de 6.15 L. Considere que el aire contiene aproximadamente un 20 % molar de O_2 . ¿Cuál es la cantidad de octano (C_8H_{18}) que se requiere para que mediante la siguiente reacción de combustión, se consuma totalmente el oxígeno presente en el cilindro?



43.- El cloro gaseoso ($\text{Cl}_2(\text{g})$), reacciona con el flúor gaseoso ($\text{F}_2(\text{g})$) para formar un producto también gaseoso. Bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, se encuentra que un volumen de cloro reacciona con tres volúmenes de flúor para formar dos volúmenes del producto.

- Determina la fórmula molecular y la fórmula mínima del nuevo compuesto de cloro y flúor.
- Escribe la ecuación balanceada de la reacción.
- Si la temperatura absoluta del gas obtenido se duplica, a presión constante, ¿cómo es el valor de su densidad en relación a la densidad original?



RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 4

- 3.- 53 atm.
- 4.-
 b) 6.9×10^{-1} L.
 d) 46 atm.
- 6.- b) 1.28×10^2 K.
- 7.- $\text{Cl}_2(\text{g}) + 3\text{F}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{ClF}_3(\text{g})$.
- 8.- $P = 6.24 \text{ atm} = 4.74 \times 10^3 \text{ mmHg} = 6.32 \times 10^2 \text{ kPa}$.
- 9.- 6.86×10^{-1} L.
- 10.- 42.4 mL.
- 11.- 6.1×10^{-3} atm.
- 12.- $P_{\text{He}} = 0.16 \text{ atm}$; $P_{\text{Ne}} = 2.07 \text{ atm}$;
 $P_{\text{total}} = 2.23 \text{ atm}$.
- 23.- 35.1 g/mol.
- 24.- 32.0 g/mol.
- 25.-
 a) 2.98 g/L;
 b) 2.8 g/L.
- 26.- Fórmula molecular: $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.
- 27.- Fórmula molecular: SF_4 .
- 28.- Fórmula molecular: C_6H_6 .
- 29.-
 a) CH_2 ; C_6H_{12} .
 b) 6.5×10^{-2} L
 d) 9.3×10^{-2} L
- 32.-
 a) 1.7×10^2 L.
 b) $P_{\text{N}_2} = 0.25 \text{ atm}$; $P_{\text{CO}_2} = 0.50 \text{ atm}$.
 $P_{\text{H}_2} = 0.41 \text{ atm}$; $P_{\text{O}_2} = 0.040 \text{ atm}$.
- 33.-
 a) 590.3 L CO .
 b) $P_{\text{CO}} = 5.9 \times 10^{-2} \text{ atm}$.
 $P_{\text{CO}_2} = 4.1 \times 10^{-1} \text{ atm}$.
 $P_{\text{H}_2\text{O}} = 5.3 \times 10^{-1} \text{ atm}$.
- 34.- 3.24×10^2 mL de gas.
- 35.- a) $P_{\text{Ni}(\text{CO})_4} = 9.5 \text{ atm}$.
 b) $P = 23.3 \text{ atm}$.
 c) $P_{\text{Ni}(\text{CO})_4} = 7.4 \text{ atm}$; $P = 29.6 \text{ atm}$.
- 36.- 23.1% H_2O .
- 37.- $P_{\text{O}_2} = 0.17 \text{ atm}$; $P_{\text{NO}_2} = 0.33 \text{ atm}$;



Unidad 5

- 1.- Escribe un ejemplo de los siguientes conceptos:
 - a) energía cinética;
 - b) energía potencial;
 - c) energía química;
 - d) energía térmica;
 - e) conservación de la energía. ¿En qué unidades se expresa la energía? ¿En química, qué unidades son las más comunes para expresar la energía?
- 2.- Define lo que es calor y explica las diferencias entre el calor y la energía térmica. ¿Por qué no es termodinámicamente correcta la expresión “tengo calor”?
- 3.- Define con tus propias palabras los términos siguientes:
 - i) termoquímica;
 - ii) sistema;
 - iii) alrededores;
 - iv) sistema abierto;
 - v) sistema aislado;
 - vi) sistema cerrado;
 - vii) proceso exotérmico; y
 - viii) proceso endotérmico.
- 4.-
 - a) ¿En qué ley está basada la estequiometría?
 - b) ¿En qué ley está basada la termoquímica?
 - c) Bajo qué condiciones el calor de reacción es igual a la entalpía de la misma reacción.
- 5.- ¿Por qué es importante indicar el estado físico (esto es, gaseoso, sólido, líquido o acuoso) de cada sustancia cuando se escriben ecuaciones termoquímicas?

CALOR Y TEMPERATURA

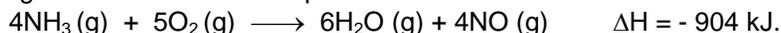
- 6.- ¿Cuál es la diferencia entre calor específico y capacidad calorífica? ¿Cuál de ellas es intensiva y cuál es extensiva?
- 7.- Considera dos piezas de diferentes metales, A y B, cada una con una masa de 100 g y una temperatura inicial de 20 °C. El calor específico de A es mayor que el de B. Si ambos metales se calientan bajo las mismas condiciones, ¿cuál de los dos metales requiere menos energía para alcanzar una temperatura de 21 °C?
- 8.- Los calores específicos de Cu y Al son 9.30×10^{-2} y 2.15×10^{-1} cal/g°C, respectivamente. Si se tienen 100.00 g de cada metal, calcula:
 - a) la capacidad calorífica de cada uno;
 - b) la cantidad de calorías necesarias para calentar la muestra de Cu de 10.00 °C a 100.00 °C;
 - c) si se añade esta misma cantidad de calor a la muestra de aluminio, inicialmente a 10 °C ¿cuál es su temperatura final?
 - d) ¿qué metal se calienta más, el de menor o el de mayor calor específico?
- 9.- El calor específico del níquel es 0.44 J/g°C. Si se transfieren 5.00 J de calor a una muestra de níquel de 32.30 g, originalmente a 23.30 °C, ¿cuál es la temperatura final de la muestra?



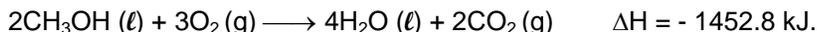
- 10.- Las personas que por alguna enfermedad tienen fiebre, presentan una temperatura más alta a la normal (36.5 °C). Uno de los mecanismos naturales para bajar la temperatura es transpirar. Al transpirar el agua absorbe el calor del cuerpo al evaporarse y por lo tanto baja la temperatura corporal. Si la entalpía de vaporización del agua es 539.0 cal/g y el calor específico del cuerpo humano es 1.00 cal/g°C:
- ¿Qué masa de agua deberá transpirar una persona de 50.0 kg para bajar su temperatura de 39.5 °C a la normal?
 - ¿Qué masa tendrá que sudar un niño de 7.0 kg para bajar igualmente la temperatura?
 - ¿Qué ocurre si al niño lo meten en un baño de agua de 30.0 °C?
 - ¿Le servirá de algo?
- 11.- Cuando se suministraron 69.768 kJ de calor a 250 g de agua, su temperatura se elevó de 10°C hasta 76.7 °C.
- Calcula la capacidad calorífica molar del agua en J/(mol°C).
 - Si se suministran los 69.768 kJ de calor a una pieza de hierro de 600 g, inicialmente a 16 °C, ¿cuál será su temperatura final? El calor específico del hierro es 0.45 J/(g °C)

CALOR DE REACCIÓN

- 12.- Explica el significado de la siguiente ecuación termoquímica.



- 13.- Considera la reacción siguiente:



Calcula el valor de ΔH si:

- la ecuación química se multiplica por 2;
- la dirección de la ecuación química se invierte.

ENTALPÍA DE FORMACIÓN

14.-

- Define la entalpía estándar de formación. Escribe las ecuaciones químicas que representan las reacciones de formación de $\text{Ag}_2\text{O}_{(\text{s})}$ y $\text{CaCl}_2_{(\text{s})}$.
- Indica cuál(es) de las siguientes especies químicas no tienen una entalpía de formación estándar igual a cero a 25 °C: $\text{Na}_{(\text{s})}$; $\text{Ne}_{(\text{g})}$; $\text{CH}_4_{(\text{g})}$; $\text{S}_{8(\text{s})}$; $\text{Hg}_{(\text{l})}$; $\text{H}_{(\text{g})}$. Justifica tu respuesta.

- 15.- Los valores de la entalpía estándar de formación para el oxígeno y el ozono son 0.0 y 142.2 kJ/mol, respectivamente, a 25.0 °C. Bajo este criterio, ¿qué forma molecular es la más estable a 25.0 °C?

ENTALPÍA DE REACCIÓN

- 16.- Utiliza tablas de datos termodinámicos para calcular los calores de combustión de las siguientes reacciones (compara y discute los resultados):



- 17.- Calcula el ΔH° en el problema 12, si se formara agua gaseosa en lugar de agua líquida. Con tu resultado discute la pregunta del problema 5.



18.-

- a) Calcula la entalpía de descomposición del carbonato de calcio:

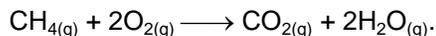


$$\Delta H_f^\circ(\text{CaCO}_{3(s)}) = -1207.1 \text{ kJ/mol}; \Delta H_f^\circ(\text{CaO}_{(s)}) = -635.5 \text{ kJ/mol}; \Delta H_f^\circ(\text{CO}_{2(g)}) = -393.5 \text{ kJ/mol}.$$

- b) La reacción ¿requiere o produce calor?

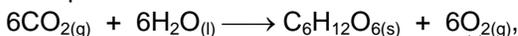
- c) Si se desea producir 2.50 kg de cal (CaO), ¿cuánto calor debe proporcionarse al sistema?

19.- Una reacción de combustión es la que se produce en una hornilla de cocina cuando se enciende el gas y puede representarse como:



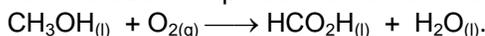
¿Cuántos gramos de metano hay que quemar para evaporar 1.00 kg de agua cuyo calor de vaporización es 539.00 cal/g? Los calores de formación son: $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_{4(g)}) = -17.89 \text{ kcal/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_{2(g)}) = -94.05 \text{ kcal/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(g)}) = -57.80 \text{ kcal/mol}$.

20.- La fotosíntesis se puede representar por la reacción:



donde $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ es glucosa. La radiación solar produce unos 7.0×10^{14} kg de glucosa al año en la tierra ¿Cuál es la energía solar mínima que se requiere para producir esa masa de glucosa?

21.- El alcohol metílico es altamente tóxico. Su oxidación produce ácido fórmico según:



¿Cuánto calor se desprende por la oxidación de 10.0 mL de alcohol metílico a 25.0 °C, si su densidad es 800.0 g/L?.

$$\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}) = -238.66 \text{ kJ/mol}, \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = -285.83 \text{ kJ/mol}, \Delta H_f^\circ(\text{HCO}_2\text{H}_{(l)}) = -424.72 \text{ kJ/mol}.$$

22.- La entalpía de combustión de los primeros cuatro hidrocarburos es como sigue: CH_4 , -890.4 kJ/mol; C_2H_6 , -1560.0 kJ/mol; C_3H_8 , -2220.0 kJ/mol; C_4H_{10} , -2880.0 kJ/mol.

- a) Traza una gráfica de ΔH° contra el número de átomos de carbono. Usando la gráfica, estima:

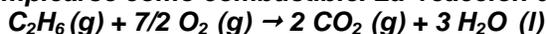
- b) ΔH° para C_5H_{12} ,

- c) ΔH° cuando el número de átomos de carbono es cero. ¿Qué representa este valor?

23.-

- a. **Calcula el calor necesario para calentar 855 g de agua desde 25°C hasta 98°C. Calor específico del H_2O : 4.184 J/(g °C)**

- b. **El etano (C_2H_6) puede emplearse como combustible. La reacción de combustión del etano es:**

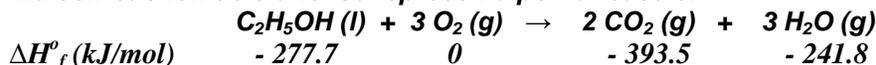


Determina el calor estándar de la reacción de combustión ($\Delta H_{\text{reacc}}^\circ$)

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_6(g)) = -84.68 \text{ kJ/mol}, \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(g)) = -393.5 \text{ kJ/mol}, \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) = -285.83 \text{ kJ/mol}$$

- c. **Determina la masa de etano necesaria para calentar la cantidad de agua que se indica en el inciso (a).**

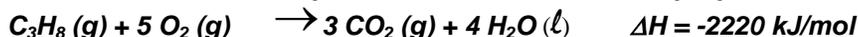
24.- La combustión de etanol se representa por la reacción:



- a) **Calcula el ΔH° de esta reacción.**

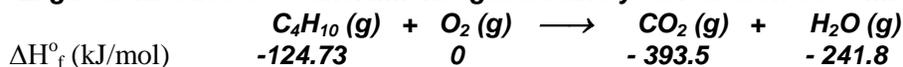
- b) **Calcula el calor liberado por la combustión de 100 ml de etanol. Su densidad es 0.789 g/ml.**

25.- **Calcular la masa de propano que necesitaría quemar para obtener 350 kJ de calor, que es la energía suficiente para calentar 1.00 L de agua desde la temperatura ambiente (20°C), a su temperatura de ebullición al nivel del mar. La ecuación termoquímica de la combustión de propano es:**



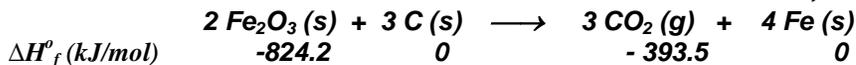


26.- El gas doméstico es esencialmente gas butano y su reacción de combustión se expresa:



- Calcula el ΔH° para la combustión de un mol de gas butano.
- Calcula el calor liberado cuando 1.000 kg de butano se somete a combustión.

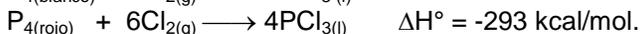
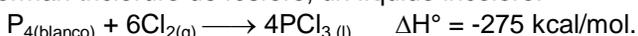
27.- El óxido de hierro se reduce a hierro elemental en los altos hornos, la reacción es:



- Calcula el ΔH° de la reacción.
- Calcula el calor necesario para producir una tonelada de hierro.

LEY DE HESS

28.- El fósforo sólido existe en dos formas alotrópicas roja y blanca. Ambas reaccionan con el cloro gaseoso y forman tricloruro de fósforo, un líquido incoloro:



Calcula el cambio de entalpía estándar de la reacción de conversión de fósforo rojo a fósforo blanco.

29.-

- Calcula la entalpía estándar de neutralización: $\text{HF}_{(\text{ac})} + \text{OH}^{-}_{(\text{ac})} \longrightarrow \text{F}^{-}_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, sabiendo que las entalpías estándar de formación a 25.0 °C de las especies involucradas son:

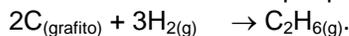


- Dado que $\Delta H = -52.6 \text{ kJ/mol}$ para la reacción $\text{H}^{+}_{(\text{ac})} + \text{OH}^{-}_{(\text{ac})} \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, calcula el cambio de entalpía para la reacción de disociación $\text{HF}_{(\text{ac})} \longrightarrow \text{F}^{-}_{(\text{ac})} + \text{H}^{+}_{(\text{ac})}$.

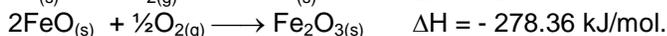
30.- A partir de los siguientes datos:



Calcula el cambio de entalpía para la reacción:

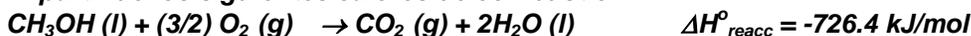


31.- Una de las formas en que el hierro se encuentra en la naturaleza es $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$. Es posible que en las diferentes eras geológicas fuera formado por el siguiente camino:

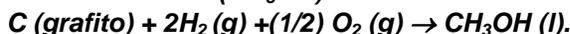


- A partir de los dos datos anteriores, estima el ΔH° de formación del $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$.
- ¿Cuánto calor se desprenderá por cada 1.00 tonelada de $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ producido a partir de sus elementos?

32.- A partir de los siguientes calores de combustión:

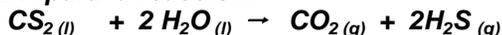


Calcula la entalpía de formación del metanol (CH_3OH):

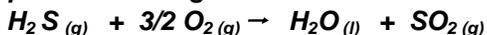




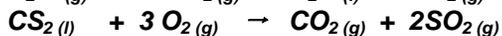
33.- Calcule ΔH° para la reacción:



A partir de los siguientes datos:

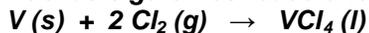


$$\Delta H^\circ = -562.6 \text{ kJ/mol}$$

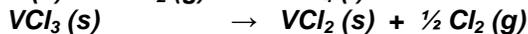


$$\Delta H^\circ = -1075.2 \text{ kJ/mol}$$

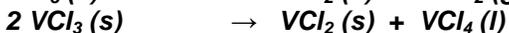
34.- A partir de las siguientes reacciones:



$$\Delta H^\circ_1 = -569.4 \text{ kJ/mol}$$



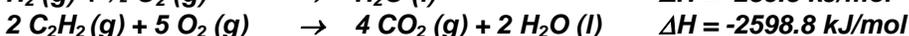
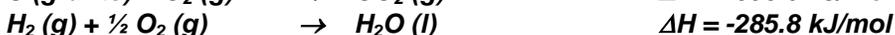
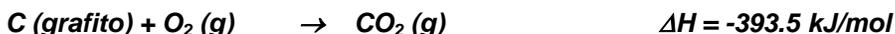
$$\Delta H^\circ_2 = 128.9 \text{ kJ/mol}$$



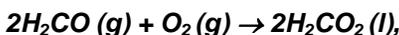
$$\Delta H^\circ_3 = 140.2 \text{ kJ/mol}$$

Calcula el calor de formación del $\text{VCl}_3(s)$.

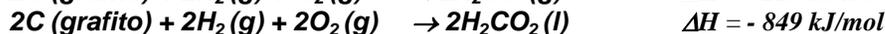
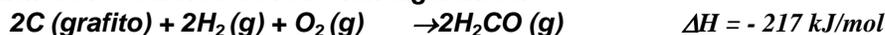
35.- Calcule la entalpía de formación del acetileno (C_2H_2), a partir de las siguientes ecuaciones:



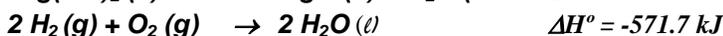
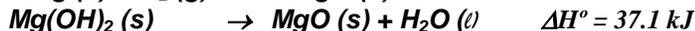
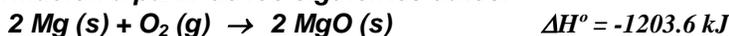
36.- Calcule el calor de la reacción



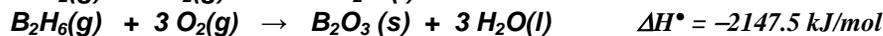
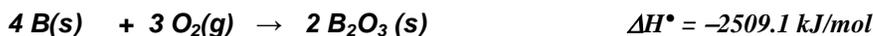
a partir de los calores de reacción siguientes:



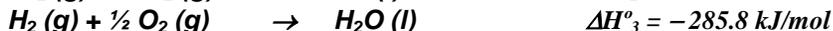
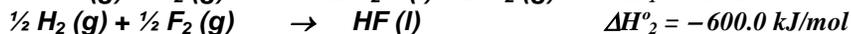
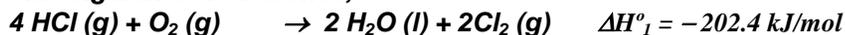
37.- Escribe la reacción de formación del hidróxido de magnesio $\text{Mg}(\text{OH})_2$ y determina la entalpía estándar de formación a partir de los siguientes datos:



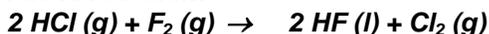
38.- Calcula la entalpía de formación estándar del diborano (B_2H_6) gaseoso a partir de los siguientes datos:



39.- A partir de las siguientes reacciones,



Calcule ΔH de la reacción:



PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA

40.- Un gas se expande a temperatura constante y realiza un trabajo sobre su entorno de 325 J. Al mismo tiempo absorbe 127 J de calor de sus alrededores. Calcula el cambio de energía del gas.



41.- Menciona en qué casos el sistema hace trabajo sobre su entorno, en cuáles lo hace el entorno sobre el sistema y en cuáles no se hace trabajo:

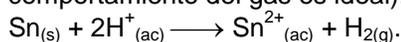
- $\text{Hg}_{(l)} \longrightarrow \text{Hg}_{(g)}$.
- $3\text{O}_{2(g)} \longrightarrow 2\text{O}_{3(g)}$.
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}_{(s)} \longrightarrow \text{CuSO}_{4(s)} + 5\text{H}_2\text{O}_{(g)}$.
- $\text{H}_{2(g)} + \text{F}_{2(g)} \longrightarrow 2\text{HF}_{(g)}$.

42.-

- Calcula el trabajo realizado en joules cuando 1.0 mol de agua se evapora a 1.0 atm y 100.0 °C. Supón que el volumen del agua líquida es despreciable en comparación con el del vapor a 100.0 °C y que el comportamiento del gas es ideal.
- ¿Cuál sería el trabajo realizado por la evaporación de 1.0 mol de alcohol?

43.-

- Calcula el trabajo realizado (en J y en cal) cuando 50.00 g de estaño se disuelven en exceso de ácido a 1.00 atm y 25.00 °C (supón que el comportamiento del gas es ideal):



- ¿Qué diferencia se espera en este resultado si: la presión aumenta, la temperatura cambia o se disuelven 50.00 g de otro metal?

44.- La formación de amoníaco se puede escribir como:



Si 2.0 moles de N_2 reaccionan con 6.0 moles de H_2 para formar NH_3 :

- Calcula el trabajo realizado (en joules) contra una presión de 1.0 atm a 25.0 °C;
- ¿Cuál es ΔE para esta reacción? Supón que la reacción ocurre completamente.

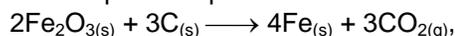
45.- Considera la reacción:



Si 3.0 moles de H_2 reaccionan con 3.0 moles de Cl_2 para formar HCl :

- calcula el trabajo realizado (en joules) en contra de una presión de 1.0 atm a 25.0 °C;
- ¿cuál es el ΔE de esta reacción?

46.- El óxido de hierro (III) (Fe_2O_3) es una de las formas en que se encuentra el hierro en la naturaleza. Un proceso metalúrgico de importancia consiste en la reducción de ese metal, por medio de una reacción con el carbono, en los altos hornos. El proceso se puede representar como:



y a 25.0 °C absorbe 55.4 kcal por mol de óxido.

- ¿Cómo representarías ese calor absorbido?
- ¿Cuál será el cambio de entalpía del proceso representado por la ecuación química anterior?
- ¿Cuál será el cambio de energía del proceso?

PROBLEMAS DE APLICACIÓN

47.- Una persona de 70 kg consume en su dieta diaria aproximadamente 2800 kcal.

- ¿Cuántas veces tendrá que subir las escaleras de un edificio de 20 m para gastar totalmente esta energía?
- Tomando en cuenta que una de las formas que tiene el organismo de disipar el calor es mediante la vaporización del agua en la transpiración, ¿cuántos litros de agua tendría que transpirar para disipar toda la energía ingerida como alimento? $\Delta H_{\text{vap}}(\text{H}_2\text{O}) = 539 \text{ cal/g}$.

48.- La energía solar que recibe la superficie de la tierra, en promedio es de 300 kcal/(m²h), ¿cuánta agua se evapora diariamente por km²? Estima 8 horas diarias de iluminación solar y que $\Delta H_{\text{vap}}(\text{H}_2\text{O}) = 539 \text{ cal/g}$.



- 49.- Tanto el etanol (C_2H_5OH) como la gasolina (considerada como octano puro, C_8H_{18}), pueden ser usados como combustibles para automóviles. Si la gasolina se está vendiendo a \$6.00 el litro, ¿cuál debería de ser el precio por litro de etanol para proporcionar el mismo costo por unidad de energía? La densidad y el ΔH_f° del octano son 70.25×10^{-2} g/mL y 249.90 kJ/mol, y los del etanol son 78.94×10^{-2} g/mL y 277.70 kJ/mol, respectivamente.
- 50.- El éter dietílico ($CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_3$; conocido comúnmente como éter) es un líquido muy volátil que resulta frío al tacto. Esto se debe que al evaporarse toma el calor del cuerpo, enfriándolo y llegando a veces hasta insensibilizar o anestesiar alguna zona de él. Si 0.5 g de éter actúan sobre 5.0 g de masa de la mano, calcula:
- ¿Cuál será la disminución de temperatura en la mano que produce la sensación anestésica?
 - ¿Qué trabajo realizan esos 0.5 g de éter al evaporarse a $37.0^\circ C$ de temperatura y 1.00 atm de presión?
 - ¿Cuál es el cambio de energía del éter en el proceso.
 - ¿Cómo justificarías el empleo de este último valor? Considere $\Delta H_{vap}(CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_3) = 27.25$ kJ/mol y que la capacidad calorífica del cuerpo humano es aproximadamente 1.0 cal/g $^\circ C$.
- 51.- Se colocó agua a $0.0^\circ C$ en un plato dentro de una campana mantenida a baja presión por una bomba de vacío. Parte del agua se evaporó y como consecuencia de ello, el líquido restante se congeló espontáneamente. Si se obtuvieron 9.3 g de hielo a $0.0^\circ C$, ¿cuánta agua líquida se evaporó? El calor de fusión del agua es 6.0 kJ/mol y su calor de vaporización es 44.9 kJ/mol a $0.0^\circ C$.
- 52.- La máquina de vapor fue la protagonista de la revolución industrial en el siglo XVIII y podría volver a convertirse en un puntal de la historia moderna como sustituto de las máquinas de combustión interna. En las máquinas de vapor, al agua líquida se le entrega calor (por combustión del carbón) para que ésta se vaporice y al hacerlo realice un trabajo.
- ¿Cuánto trabajo realiza una tonelada de agua que se vaporiza a $100.0^\circ C$ y 1.0 atm de presión?
 - Si definimos la eficiencia de una máquina como el cociente del trabajo que realiza entre el calor que recibe, ¿cuál es la eficiencia de la máquina de vapor? c) ¿Cuántos kilogramos de carbón se requerirán para obtener mediante esta máquina de vapor la energía de 1.0 kw·h? ($\Delta H_{vap}(H_2O) = 9700.0$ cal/mol; $\rho(H_2O) = 1.0$ kg/L; 1 kW·h = 3.6×10^6 J).
- 53.- Estima la disminución de la temperatura ambiente por cada milímetro de agua que llueve y se evapora en una zona no edificada, donde se puede pensar que todo el calor se extrae del aire hasta 100.0 m por encima del suelo. (Un milímetro de lluvia es el volumen que cae en una superficie de 1 m² con una altura de 1 mm). Considera al aire como gas ideal con $C_p = 0.40$ cal/g $^\circ C$, 1 mol de aire tiene una masa de 28.8 g y el calor de vaporización del agua es 539.0 cal/g.



RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 5

- 7.- El metal B requiere menos energía.
- 8.-
- 9.30 cal/°C y 21.5 cal/°C, para Cu y Al, respectivamente.
 - 837 cal.
 - 48.9 °C.
 - El de menor calor específico.
- 9.- La temperatura final es 23.65 °C.
- 10.-
- 278 g.
 - 39 g.
- 13.-
- 2905.6 kJ.
 - 1452.8 kJ.
- 16.-
- $\Delta H^\circ = -1299.5$ kJ/mol.
 - $\Delta H^\circ = -1411.0$ kJ/mol.
 - $\Delta H^\circ = -3267.5$ kJ/mol.
 - $\Delta H^\circ = -562.6$ kJ/mol.
- 17.- $\Delta H^\circ = -1276.8$ kJ/mol.
- 18.-
- $\Delta H^\circ = 178.1$ kJ/mol.
 - La reacción requiere calor.
 - Se deben proporcionar 7.94×10^3 J.
- 19.- Se necesitan quemar 45.1 g de metano.
- 20.- 1.1×10^{19} kJ.
- 21.- Se desprenden 114.1 kJ.
- 28.- $\Delta H^\circ = -18$ kcal/mol.
- 29.-
- 65.2 kJ/mol.
 - 12.6 kJ/mol.
- 30.- -84.6 kJ/mol.
- 31.-
- 822.16 kJ/mol
 - Se liberan 5.15×10^6 kJ.
- 40.- $\Delta E = -198$ J.
- 41.-
- El sistema sobre el entorno
 - El entorno sobre el sistema
 - El sistema sobre el entorno
 - no se realiza trabajo
- 42.-
- $w = -3.1$ kJ.
 - $w = -3.1$ kJ.
- 43.- a) $w = -1044$ J = -249.6 cal.
- 44.-
- $w = 9.9$ kJ.
 - $\Delta E = -82.7$ kJ.
- 45.-
- $w = 0$;
 - $\Delta E = -553.8$ kJ/mol.
- 46.-
- $q = 55.4$ kcal/mol de óxido
 - $\Delta H^\circ = +110.8$ kcal.
 - $\Delta E = 109.0$ kcal.
- 47.-
- Tendría que subir más de 850 veces
 - Tendría que transpirar y evaporar más de 5 L de agua.
- 48.- 4.45×10^3 ton.
- 50.-
- Disminuye 8.7 °C.
 - $w = 17.4$ J.
 - $\Delta E = 165.7$ J
- 51.- Se evaporaron 1.2 g.
- 52.-
- $w = 4.1 \times 10^4$ kcal.
 - La eficiencia es de 7.6%.
 - 1.4 kg.
- 53.- Se espera que la temperatura ambiente disminuya 11°C, aproximadamente.



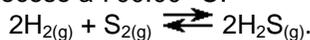
Unidad 6

EQUILIBRIO QUÍMICO Y CONSTANTE DE EQUILIBRIO

- 1.-
- Define con tus propias palabras el concepto de equilibrio químico.
 - ¿Cuál es la importancia del equilibrio químico en el estudio de las reacciones químicas?
- 2.- Para el sistema $3A \rightleftharpoons B$, elabora un esquema del cambio en las concentraciones de A y B con respecto al tiempo, para las condiciones siguientes:
- al inicio sólo hay A;
 - sólo hay B inicialmente;
 - al principio hay tanto A como B, siendo la concentración de A mayor. En cada caso, considera que en el estado de equilibrio la concentración de B es mayor que la de A.
- 3.- Describe qué es el equilibrio homogéneo y qué es el equilibrio heterogéneo. Da un ejemplo de cada uno.
- 4.-
- ¿Qué representan los símbolos K_c y K_p ?
 - ¿cómo es la mezcla final de una reacción cuyo valor de K_c es grande?
- 5.-
- ¿En cuál de las siguientes reacciones el equilibrio se desplaza hacia la izquierda (hacia reactivos)?
 - ¿En cuál reacción el equilibrio se desplaza hacia la derecha (hacia productos)?
- $O_{2(g)} + 2H_{2(g)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(g)}$. $K = 1.7 \times 10^{27}$.
 - $N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$. $K = 5.0 \times 10^{-31}$.
 - $Cl_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)}$. $K = 3.2 \times 10^{16}$.
 - $2HF_{(g)} \rightleftharpoons F_{2(g)} + H_{2(g)}$. $K = 1.0 \times 10^{-13}$.
 - $2NOCl_{(g)} \rightleftharpoons Cl_{2(g)} + 2NO_{(g)}$. $K = 4.7 \times 10^{-4}$.
- 6.- Escribe las expresiones de las constantes de equilibrio K_c y K_p , según sea el caso, para las siguientes reacciones:
- $2ZnS_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2ZnO_{(s)} + 2SO_{2(g)}$.
 - $C_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$.
 - $N_2O_{5(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)}$.
 - $C_6H_5COOH_{(ac)} \rightleftharpoons C_6H_5COO^{-}_{(ac)} + H^{+}_{(ac)}$.
- 7.- Escribe las expresiones de las constantes de equilibrio K_c y K_p , según sea el caso, para las siguientes reacciones:
- $2CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)} + O_{2(g)}$.
 - $2HgO_{(s)} \rightleftharpoons 2Hg_{(l)} + O_{2(g)}$.
 - $HCOOH_{(ac)} \rightleftharpoons H^{+}_{(ac)} + HCOO^{-}_{(ac)}$.
 - $3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2O_{3(g)}$.
 - $H_2O_{(g)} + C_{(s)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_{2(g)}$.

EVALUACIÓN Y MAGNITUDES DE LAS CONSTANTES DE EQUILIBRIO

- 8.- Un análisis indica que hay, en equilibrio, 2.50 moles de H_2 , 1.35×10^{-5} moles de S_2 y 8.70 moles de H_2S en un recipiente de 12.00 L, para el siguiente proceso a $700.00 \text{ }^\circ\text{C}$:

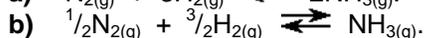
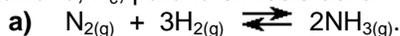


Calcula la constante de equilibrio K_c .



9.- Para la reacción $N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$, ¿cuál es el valor de K_p si las presiones parciales de equilibrio del N_2 , O_2 y NO son 0.150 atm, 0.330 atm y 0.500 atm, respectivamente, a 2200 °C?

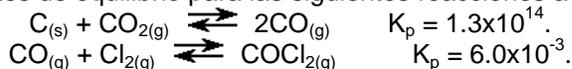
10.- Un recipiente de reacción contiene NH_3 , N_2 y H_2 en equilibrio a determinada temperatura. Las concentraciones de equilibrio son $[NH_3] = 0.25$ M, $[N_2] = 0.11$ M y $[H_2] = 1.91$ M. Calcula la constante de equilibrio, K_c , para la síntesis del amoníaco si la reacción se representa mediante:



11.- Si el valor de la constante de equilibrio de la reacción: $A_{(g)} + 2B_{(l)} \rightleftharpoons C_{(g)}$, es 1.25×10^{-1} a 25.00 °C, calcula el valor de la constante de equilibrio para la reacción: $2C_{(g)} \rightleftharpoons 2A_{(g)} + 4B_{(l)}$, a la misma temperatura.

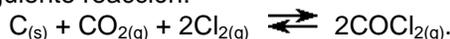
12.- La constante de equilibrio de la reacción: $2HCl_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + Cl_{2(g)}$, es 4.17×10^{-34} a 25.00 °C. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio para la reacción: $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)}$, a la misma temperatura?

13.- Se determinaron las constantes de equilibrio para las siguientes reacciones a 1123.0 K



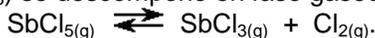
a) Formula las expresiones de la constante de equilibrio K_p , para cada una de las reacciones anteriores.

b) Calcula K_p a 1123.0 K para la siguiente reacción:



14.- Plantea la ecuación que relaciona K_c con K_p y define todos sus términos. ¿Pueden K_p y K_c ser iguales?

15.- El pentacloruro de antimonio ($SbCl_5$) se descompone en fase gaseosa a 448.00 °C según:



Una mezcla en equilibrio en un matraz de 5.00 L contiene 3.84 g de $SbCl_5$, 9.14 g de tricloruro de antimonio ($SbCl_3$) y 2.84 g de cloro (Cl_2). Calcula K_c y K_p a 448.0 °C.

16.- La constante de equilibrio K_c para la reacción: $I_{2(g)} \rightleftharpoons 2I_{(g)}$, es 3.8×10^{-5} a 727.0 °C.

Calcula K_c y K_p para el equilibrio: $2I_{(g)} \rightleftharpoons I_{2(g)}$.

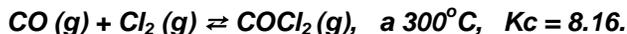
17.- La presión de la mezcla reaccionante en el equilibrio: $CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$, es 0.105 atm. Calcula K_p y K_c a 25.000 °C para esta reacción.

18.- **Cuando se calienta cloruro de amonio en un recipiente cerrado, después de cierto tiempo se alcanza el equilibrio con la formación de amoníaco y cloruro de hidrógeno, como se muestra a continuación:**



En un recipiente de 5.0 L a 500°C que contiene las tres especies en equilibrio se tienen 3.25 mol de NH_3 , 3.25 mol de HCl y 4.0 mol de NH_4Cl . Calcular K_c para este sistema.

19.- Para el equilibrio de formación de fosgeno:



a) Calcule K_p para esta reacción.

b) Calcule K_p para la reacción: $2COCl_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g) + 2Cl_2(g)$.

c) Calcule K_p para la reacción: $\frac{1}{2}CO(g) + \frac{1}{2}Cl_2(g) \rightleftharpoons \frac{1}{2}COCl_2(g)$.



CÁLCULO DE LA DIRECCIÓN DE LAS REACCIONES Y DE LAS CONCENTRACIONES EN EQUILIBRIO

- 20.- Para la disociación del tetróxido de dinitrógeno (N_2O_4): $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$. La constante de equilibrio K_c es 4.630×10^{-3} a $25.000^\circ C$. Si se inicia con 0.100 mol de N_2O_4 en un recipiente de 5.000 L, calcula las concentraciones de N_2O_4 y de NO_2 (dióxido de nitrógeno) en el equilibrio.
- 21.- A una temperatura, T , el sistema $NH_{3(g)} + H_2S_{(g)} \rightleftharpoons NH_4HS_{(s)}$, tiene un valor de K_c de 400.0 . Si en un recipiente de 10.0 L, a esa temperatura, se coloca 1.0 mol tanto de NH_3 (amoníaco) como de H_2S (ácido sulfhídrico), ¿cuántos moles de NH_4HS (sulfuro ácido de amonio) estarán presentes en el equilibrio?
- 22.- Inicialmente había 2.50 moles de $NOCl$ (cloruro de nitrosilo) en un reactor de 1.50 L a $400.00^\circ C$. Después de haber alcanzado el equilibrio, se encontró que se había disociado el 28.00% del $NOCl$, según la reacción: $2NOCl_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$. Calcula las constantes de equilibrio K_c y K_p .
- 23.- Se coloca una mezcla de 3.0 moles de Cl_2 y 3.0 moles de CO en un matraz de 5.0 L a $600.0^\circ C$. En el equilibrio se ha consumido el 3.3% del Cl_2 , según la reacción: $CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons COCl_{2(g)}$. Calcula K_c y K_p de la reacción a $600.0^\circ C$.
- 24.- El carbamato de amonio, $NH_4CO_2NH_2$, se descompone según la reacción:

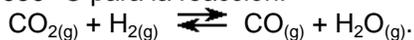
$$NH_4CO_2NH_{2(s)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)} + CO_{2(g)}$$
 Si se inicia la reacción únicamente con el sólido, se encuentra que la presión final (una vez alcanzado el equilibrio) de la mezcla de los gases (NH_3 y CO_2), a $40.00^\circ C$, es de 0.36 atm. Calcula la constante de equilibrio K_p .
- 25.- La K_c de la siguiente reacción a $448.0^\circ C$ es 50.0 :

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$$
 Si se mezcla 1.0 g de H_2 con 127.0 g de I_2 en un matraz de reacción de 10.0 L, contesta las siguientes preguntas:
 a) ¿Cuál es el valor de K_p a $448.0^\circ C$?
 b) ¿Cuál es la presión total de equilibrio en el matraz?
 c) ¿Cuántos moles y gramos de I_2 quedan sin reaccionar en el equilibrio?
 d) ¿Cuál es la presión parcial de cada sustancia en la mezcla de equilibrio?
- 26.-
 a). Define el cociente de reacción.
 b) ¿En qué difiere de la constante de equilibrio?
- 27.- La constante de equilibrio, K_p , para la reacción: $2NO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2NOCl_{(g)}$, es de 6.5×10^4 a $35^\circ C$. En un experimento se mezclan 2.0×10^{-2} moles de NO , 8.3×10^{-3} moles de Cl_2 y 6.8 moles de $NOCl$, en un recipiente de 2.0 L. ¿En qué dirección se desplazará el sistema para alcanzar el equilibrio?
- 28.- La descomposición del bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) sigue la ecuación:

$$2NaHCO_{3(s)} \rightleftharpoons Na_2CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$
, con $K_c = 2.50 \times 10^{-14}$ a $100.00^\circ C$.
 En un matraz de 2.00 L a $100.0^\circ C$ se colocaron 2.50 moles de $NaHCO_3$, 0.15 moles de Na_2CO_3 , 2.50×10^{-2} moles de CO_2 y 4.00×10^{-2} moles de H_2O . Por consiguiente:
 a) Nunca se alcanzará el equilibrio.
 b) Para alcanzar el equilibrio se formará más $NaHCO_3$.
 c) Se ha alcanzado el equilibrio.
 d) Para alcanzar el equilibrio se formará más Na_2CO_3 , CO_2 y H_2O .



29.- Las concentraciones de equilibrio a 686 °C para la reacción:

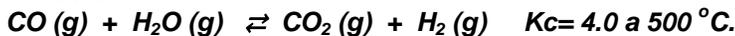


son $[\text{CO}] = 0.500 \text{ M}$, $[\text{H}_2] = 0.045 \text{ M}$, $[\text{CO}_2] = 0.086 \text{ M}$ y $[\text{H}_2\text{O}] = 0.040 \text{ M}$.

a) Calcula K_c para la reacción a 686.000 °C.

b) Si la concentración de CO_2 se elevara a 0.500 mol/L por adición de CO_2 , ¿cuáles serían las concentraciones de todos los gases cuando se restableciera el equilibrio?

30.- Para la reacción:



Si se parte de una concentración inicial de 0.1 M tanto para el CO (g) como para el $\text{H}_2\text{O (g)}$, calcula:

a) La concentración de cada especie cuando se alcance el estado de equilibrio.

b) La presión parcial de cada especie y la presión total en el estado de equilibrio.

31.- Considere la siguiente reacción:



A 315 K y a una presión total de 1.00 atm, las presiones parciales de una mezcla en equilibrio son:

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0.50 \text{ atm} \quad P_{\text{NO}_2} = 0.50 \text{ atm}$$

a) ¿Cuál es el valor de K_p a esa temperatura?

b) Determine cuáles serían las presiones parciales de los componentes de una mezcla en equilibrio a una presión total de 2.00 atm, si la temperatura se mantiene constante

32.- El pentacloruro de antimonio se descompone en fase gaseosa a 448 °C según:

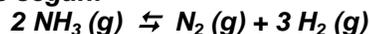


Una mezcla en equilibrio en un matraz de 5 litros contiene 3.84 g de SbCl_5 , 9.14 g de SbCl_3 y 2.84 g de Cl_2 .

a) Calcula para cada componente su concentración molar y su presión parcial a 448 °C.

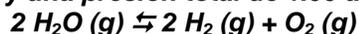
b) Calcula K_c y K_p de la reacción a 448 °C.

33.- 1.0 mol de $\text{NH}_3 \text{ (g)}$ se introduce a un recipiente de 0.5 L, previamente evacuado, dentro del cual el compuesto se disocia parcialmente según:



Cuando el sistema alcanza el equilibrio, quedan 0.5 moles de $\text{NH}_3 \text{ (g)}$ sin disociar. ¿Cuál es el valor de K_c ?

34.- A 1000 °C y una presión total de 1.00 atm, el vapor de agua se disocia en un 0.002 % de acuerdo a :



¿Cuál es el valor aproximado de K_p a esta temperatura?

35.- A 500 K la constante de equilibrio de la reacción



En el equilibrio se encontró que la presión parcial de NO es 0.095atm, en tanto que la presión parcial de Cl_2 fue de 0.171. ¿Cuál es la presión parcial de NOCl en el equilibrio?

PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER

36.-

a) Explica el principio de Le Châtelier.

b) Utiliza el principio de Le Châtelier para explicar, ¿por qué aumenta la presión de vapor de un líquido al aumentar la temperatura?



37.-

- a) Menciona cuatro factores que pueden desplazar el equilibrio químico de una reacción.
- b) ¿Cuál de estos factores hace variar el valor de la constante de equilibrio?

38.- Considera la reacción: $2\text{CO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{2(g)}$, con $\Delta H = -567 \text{ kJ/mol}$.

¿Cómo se podría obtener mayor producción de CO_2 ?

- a) Bajando la temperatura y la presión.
- b) Elevando la temperatura y la presión.
- c) Elevando la temperatura y bajando la presión.
- d) Bajando la temperatura y elevando la presión

39.- Dada la reacción: $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)}$, $\Delta H = -92 \text{ kJ/mol}$.

¿Cómo afectarán al equilibrio cada uno de los siguientes estímulos?

- a) Aumento de la temperatura.
- b) Aumento de la presión.
- c) Aumento de la concentración de NH_3 .
- d) Aumento en la concentración de N_2 .

40.- Dada la reacción: $2\text{N}_2\text{O}_{(g)} + \text{N}_2\text{H}_{4(g)} \rightleftharpoons 3\text{N}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ con $\Delta H < 0$, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera para K_p ?

- a) Será negativa.
- b) Disminuirá su valor al incrementarse T.
- c) Tendrá el mismo valor a cualquier T.
- d) Dependerá del número de moles de N_2O agregados al recipiente.

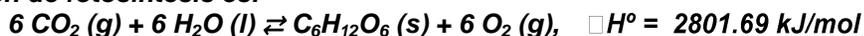
41.- Considera la reacción en equilibrio del ejercicio anterior. Si la presión se incrementa al reducir el volumen a la mitad, manteniendo la temperatura constante:

- a) El número de moles de N_2O aumentará.
- b) La constante de equilibrio disminuirá.
- c) El número de moles de agua se incrementará.
- d) La concentración molar de N_2H_4 disminuirá.

42.- La K_c es 1.69 para la reacción $\text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2(g) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{CO}_{(g)}$, a $990.00 \text{ }^\circ\text{C}$; además se sabe que la reacción es endotérmica. ¿Cuál de los factores siguientes aumentaría el número de moles de CO en el equilibrio?

- a) El aumento del volumen del recipiente a T constante.
- b) Agregando agua en forma de gas.
- c) Aumentando la temperatura a $1200.00 \text{ }^\circ\text{C}$.
- d) El aumento de la presión al reducir el volumen a temperatura constante.

43.- La reacción de fotosíntesis es:



Indique en qué sentido se desplazaría la reacción si después de alcanzado el equilibrio:

- a) disminuye la concentración de $\text{CO}_2 (g)$
- b) se retira la mitad del $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (s)$
- c) disminuye la presión total
- d) aumenta la temperatura
- e) se agrega un catalizador

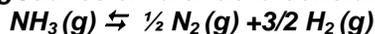


PROBLEMAS ADICIONALES.

44.- Un recipiente de reacción contiene NH_3 , N_2 y H_2 en equilibrio a una temperatura determinada. Si las concentraciones de equilibrio son $[\text{NH}_3]=0.25\text{M}$, $[\text{N}_2]=0.11\text{M}$, $[\text{H}_2]=1.91\text{M}$,

a) *Calcula la constante de equilibrio de la reacción $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$*

b) *¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio de la siguiente reacción?*



c) *¿Cómo se modifica el valor de la constante cuando se introduce un catalizador?*

45.- A 1000 K se inyecta $\text{SO}_3(\text{g})$ en un recipiente rígido hasta que la presión es 0.500 atm. Cuando se establece el equilibrio:

$$2 \text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}),$$

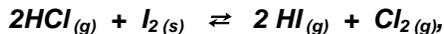
la presión parcial del SO_3 es 0.200 atm.

a) *Calcula K_p y K_c de la reacción a 1000 K.*

b) *Si al sistema en equilibrio se le inyecta $\text{O}_2(\text{g})$, ¿en qué dirección se desplaza el equilibrio?*

c) *Si al sistema en equilibrio se le permite aumentar su volumen, ¿en qué dirección se desplaza el equilibrio?*

46.- Se añade cloruro de hidrógeno gaseoso (HCl) a un recipiente de reacción que contiene yodo sólido, hasta que su presión parcial, en el equilibrio, es de 0.12 atm. Para la reacción:



$K_p = 3.5 \times 10^{-32}$, a 45 °C. Suponga que algo de I_2 permanece en equilibrio.

a) *¿Cuáles son las presiones parciales de equilibrio de cada sustancia gaseosa en la mezcla de reacción?*

b) *Indique el efecto sobre el equilibrio de la reacción si se adiciona mayor cantidad de cloruro de hidrógeno gaseoso.*

c) *Determine el valor de K_c para esta reacción, a la misma temperatura.*



RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 6

6.-

$$\text{a) } K_C = \frac{[SO_2]^2}{[O_2]^2}; \quad K_p = \frac{(P_{SO_2})^2}{(P_{O_2})^3}$$

$$\text{b) } K_C = \frac{[CO]}{[CO_2]}; \quad K_p = \frac{(P_{CO})^2}{(P_{CO_2})}$$

$$\text{c) } K_C = \frac{[NO_2]^2 [O_2]^{1/2}}{[N_2O_5]}; \quad K_p = \frac{(P_{NO_2})^2 (P_{O_2})^{1/2}}{(P_{N_2O_5})}$$

$$\text{d) } K_C = \frac{[C_6H_5COO^-][H^+]}{[C_6H_5COOH]}$$

7.-

$$\text{a) } K_C = \frac{[CO]^2 [O_2]}{[CO_2]^2}; \quad K_p = \frac{(P_{CO})^2 (P_{O_2})}{(P_{CO_2})^2}$$

$$\text{b) } K_C = [O_2]; \quad K_p = (P_{O_2})$$

$$\text{c) } K_C = \frac{[H^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

$$\text{d) } K_C = \frac{[O_3]^2}{[O_2]^3}; \quad K_p = \frac{(P_{O_3})^2}{(P_{O_2})^3}$$

$$\text{e) } K_C = \frac{[CO][H_2]}{[H_2O]}; \quad K_p = \frac{(P_{CO})(P_{H_2})}{(P_{H_2O})}$$

8.- $K_C = 1.08 \times 10^7$.

9.- $K_p = 5.05$.

10.-

a) $K_C = 8.2 \times 10^{-2}$
 b) $K_C = 2.9 \times 10^{-1}$

11.- $K = 64.0$.

12.- $K = 2.40 \times 10^{33}$.

13.- b) $K_p = 4.7 \times 10^9$.

15.- $K_C = 2.50 \times 10^{-2}$; $K_p = 1.48$.

16.- $K_C = 2.6 \times 10^4$; $K_p = 3.2 \times 10^2$.

17.- $K_p = 0.105$; $K_C = 4.295 \times 10^{-3}$.

20.- $[N_2O_4] = 1.573 \times 10^{-2}$ M;
 $[NO_2] = 8.534 \times 10^{-3}$ M.

21.- 0.5 mol de NH_4HS .

22.- $K_C = 3.53 \times 10^{-2}$; $K_p = 1.93$.

23.- $K_C = 5.9 \times 10^{-2}$; $K_p = 8.2 \times 10^{-4}$.

24.- $K_p = 6.91 \times 10^{-3}$.

25.-

- a) $K_p = 50.0$.
 b) $P_{total} = 5.9$ atm.
 c) 1.1×10^{-1} mol de I_2 y 27.9 g de I_2 .
 d) $P_{H_2} = P_{I_2} = 6.5 \times 10^{-1}$ atm; $P_{HI} = 4.6$ atm.

27.- Debido a que $Q_p > K_p$, el sistema se desplazará hacia los reactivos.

28.- Debido a que $Q_C > K_C$, para alcanzar el equilibrio se formará más $NaHCO_3(s)$.

29.-

- a) $K_C = 5.168$
 b) $[CO_2] = 0.470$ M, $[H_2] = 0.015$ M,
 $[CO] = 0.530$ M, $[H_2O] = 0.070$ M.

38.- La opción correcta es **d**).

39.-

- a) Desplazamiento a la izquierda.
 b) Desplazamiento a la derecha.
 c) Desplazamiento a la izquierda.
 d) Desplazamiento a la derecha.

41.- El número de moles de N_2O aumentará.

42.- Aumentando la temperatura a 1200.00 °C.



Unidad 7

CLASIFICACIÓN DE ÁCIDOS Y BASES

- 1.- Elabora un cuadro en donde compares las definiciones de ácidos, bases y anfóteros de acuerdo con las teorías de Brønsted y Arrhenius ¿Cuál es la más general? Justifica tu respuesta.
- 2.- Clasifica a las siguientes especies como ácidos, bases o anfóteros de Brønsted en solución acuosa:
- | | |
|--|---|
| <p>a) HI;</p> <p>b) H_3COO^-;</p> <p>c) H_2PO_4^-;</p> <p>d) PO_4^{3-};</p> <p>e) ClO_2^-;</p> <p>f) NH_4^+;</p> <p>g) HCO_3^-;</p> <p>h) H_2O;</p> | <p>i) HBr;</p> <p>j) HCN;</p> <p>k) CN^-;</p> <p>l) CO_3^{2-};</p> <p>m) OH^-;</p> <p>n) H_3O^+.</p> |
|--|---|

PARES CONJUGADOS

- 3.- Identifica los pares conjugados ácido-base en cada una de las siguientes reacciones:
- | | | |
|--|----------------------|--|
| a) $\text{NH}_2^-_{(ac)} + \text{NH}_3_{(ac)}$ | \rightleftharpoons | $\text{NH}_3_{(ac)} + \text{NH}_2^-_{(ac)}$. |
| b) $\text{CH}_3\text{COO}^-_{(ac)} + \text{HCN}_{(ac)}$ | \rightleftharpoons | $\text{CH}_3\text{COOH}_{(ac)} + \text{CN}^-_{(ac)}$. |
| c) $\text{HF}_{(ac)} + \text{NH}_3_{(ac)}$ | \rightleftharpoons | $\text{NH}_4^+_{(ac)} + \text{F}^-_{(ac)}$. |
| d) $\text{HClO}_{(ac)} + \text{NH}_3_{(ac)}$ | \rightleftharpoons | $\text{NH}_4^+_{(ac)} + \text{ClO}^-_{(ac)}$. |
| e) $\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ | \rightleftharpoons | $\text{H}_3\text{O}^+_{(ac)} + \text{OH}^-_{(ac)}$. |
- 4.- a) Escribe las fórmulas de los ácidos conjugados de: H_2O ; Cl^- ; SO_4^{2-} ; NH_3 ; CN^- ; b) escribe las fórmulas de las bases conjugadas de: H_2O ; HBr; NH_4^+ ; CH_3COOH .
- 5.- Cuando se disuelve etilamina ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$) en agua la solución resultante es alcalina.
 a) Escribe la ecuación de la reacción de etilamina con agua, que justifique el medio alcalino.
 b) En la ecuación anotada, indica la especie que actúa como ácido, la que actúa como base e identifica a sus correspondientes especies conjugadas.
- 6.- Cuando se disuelve metilamina en agua, se establece el equilibrio:

$$\text{CH}_3\text{NH}_2 (ac) + \text{H}_2\text{O} (l) \leftrightarrow \text{CH}_3\text{NH}_3^+ (ac) + \text{OH}^- (ac)$$
 Indica si las siguientes afirmaciones son falsas (F) o verdaderas (V):
- | | |
|---|-----|
| a) La solución resultante es ácida | () |
| b) El $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ (ac)$ es el ácido conjugado | () |
| c) El agua actúa como base | () |

CÁLCULOS DE CONCENTRACIONES EN EL EQUILIBRIO Y pH

- 7.- El NaOH es una base fuerte.
- Escribe su reacción de disociación;
 - calcula la concentración de iones OH^- en una solución 0.2 M de NaOH;
 - calcula el pOH y el pH de la misma solución.
- 8.-
- Investiga si el HNO_3 es un ácido fuerte o débil;
 - escribe su reacción de disociación;
 - calcula la concentración de iones OH^- y H^+ en una solución 0.05 M de HNO_3 ;
 - calcula el pOH y el pH de la misma solución.



9.- ¿A cuál de las siguientes reacciones se refiere el término "K_a del ion amonio"?

- a) $\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{NH}_{3(ac)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+_{(ac)} + \text{OH}^-_{(ac)}$
 b) $\text{H}_3\text{O}^+_{(ac)} + \text{NH}_{3(ac)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+_{(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
 c) $\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{NH}_4^+_{(ac)} \rightleftharpoons \text{NH}_{3(ac)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(ac)}$
 d) $\text{OH}^-_{(ac)} + \text{NH}_4^+_{(ac)} \rightleftharpoons \text{NH}_{3(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

10.- La K_a del ácido benzoico (C₆H₅COOH) es 6.5x10⁻⁵.

- a) ¿Es un ácido débil o fuerte?
 b) escribe la reacción de disociación del ácido benzoico;
 c) si la concentración de una solución de ácido benzoico es 0.1 M, ¿cuáles son las concentraciones de todas las especies al equilibrio?
 d) ¿Cuál es el pH de la solución?

11.- Calcula las concentraciones de todas las especies en el equilibrio y el pH de una solución de ácido acético 0.06 M (para el ácido acético la K_a = 1.80x10⁻⁵).

12.- Calcula la concentración de H⁺, OH⁻ y los valores de pH y pOH de las siguientes soluciones (investiga la K_a o K_b, si es necesario).

- a) 1.00x10⁻³ M de HCl.
 b) 0.20 M de NH₃.
 c) 0.01 M de CH₃COOH.
 d) 0.02 M de hidróxido de potasio.
 e) 0.05 M de anilina.
 f) H₂O pura a 25.00 °C.

13.- Calcula la concentración de protones en una:

- a) clara de huevo fresco común, con pH 7.8;
 b) solución de HCl, con pH 2.0;
 c) muestra de sangre, que normalmente tiene un pH de 7.4;
 d) solución de NaOH con pH 12.0;
 e) muestra de vinagre con pH 3.5.

14.-

- a) El pH de una solución 0.06 M de un ácido monoprótico débil es 3.44. Calcula K_a del ácido.
 b) El pH de una disolución de una base débil 0.30 M, es 10.66. ¿Cuál es la K_b?

15.- Se prepara una solución disolviendo 18.40 g de HCl en 662.00 mL de agua.

- a) ¿Cuál es la concentración de HCl en la solución?, supón que el volumen de la solución es igual al del agua.
 b) Calcula el pH de la solución.

16.- ¿Qué masa de NaOH se necesita para preparar 500 mL de una solución con un pH de 10?

17.- ¿Cuál es la molaridad inicial de una solución de ácido fórmico (HCOOH) cuyo pH es 3.26?

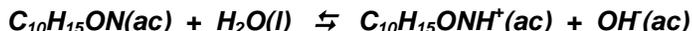
18.- ¿Hasta qué volumen deben diluirse 20.0 mL de una solución de HCl 1.0 M para producir una solución con pH de 1.3?

19.- El ácido cianhídrico (HCN) tiene una constante de acidez, K_a = 4.9 x 10⁻¹⁰ a 25 °C

- a) ¿Es un ácido débil o fuerte? Explica tu respuesta.
 b) Escribe la reacción de disociación del HCN en medio acuoso
 c) Determina el pH de una solución de HCN 0.2 M



20.- La efedrina ($C_{10}H_{15}ON$), un estimulante del sistema nervioso central, se usa en rocíos nasales como descongestionante. Este compuesto es una base orgánica débil:



Una disolución 0.035 M de efedrina tiene un pH de 11.33.

- ¿Cuáles son las concentraciones al equilibrio de $C_{10}H_{15}ON$, $C_{10}H_{15}ONH^+$ y OH^- ?
- Calcule la K_b de la efedrina.

21.- Indica cuál(es) de las siguiente(s) afirmación(es) es/son verdadera(s) o falsa(s) en cada caso :

Disolución de ácido débil HA 0.10 M		Disolución de ácido fuerte HX 1.0 M	
pH = 1		$[X^-] > [H_3O^+]$	
$[H_3O^+] \gg [A^-]$		pH = 0	
$[H_3O^+] = [A^-]$		$[H_3O^+] = 1.0 M$	
pH < 1		$[HX]_{equilibrio} = 1.0 M$	

22.- Complete la siguiente tabla, e indique en cada una de las disoluciones acuosas si es ácida o básica.

$[H^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH	¿ácida o básica?
$7.5 \times 10^{-3} M$				
	3.6×10^{-10}			
		8.25		
			5.70	

HIDRÓLISIS

23.- Escribe las ecuaciones balanceadas, ilustrando qué pasa cuando las siguientes sustancias se disuelven en agua pura. En cada caso, etiqueta el ácido, la base, el ácido conjugado, la base conjugada y establece si la solución resultante será ácida, básica o neutra.

- KBr.
- NH_3 .
- NaCN.
- NaCl.
- CH_3COONa .
- $CaCl_2$.
- HCOOK.

24.- Calcula la concentración de H^+ , OH^- y los valores de pH y pOH de las siguientes soluciones (investiga la K_a o K_b , si es necesario):

- 0.05 M de NaCN.
- 0.2 M de CH_3COONa .

25.- ¿Cuál de las siguientes soluciones 1.0 M tendrá el pH más elevado?

- HCl.
- NaCl.
- NH_4Cl .
- $NaC_2H_3O_2$ (acetato de sodio).
- NaF.

26.- ¿Cuál de las siguientes sustancias, al añadirse al agua, no cambiará el pH?

- $NaHCO_3$.
- NH_4Cl .
- KCN.
- KCl.

27.- El bicarbonato de sodio, $NaHCO_3$, neutraliza la acidez estomacal, ¿qué pH tendrá una disolución que se prepara disolviendo una cucharadita (5.00 g) de bicarbonato en un vaso con 250 mL de agua a 25°C? $K_a(H_2CO_3) = 4.3 \times 10^{-7}$

28.- El acetato de sodio es una sal iónica que al disolverse en agua se disocia totalmente según:



Sin embargo, el ión acetato reacciona con agua y establece el equilibrio:

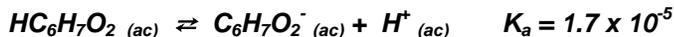


Para una solución 0.2 M de acetato de sodio, calcula:

- La concentración de OH^- y el pOH.
- la concentración de H^+ y el pH.



29.- El ácido sórbico [$\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_2$] es un ácido monoprótico débil, que se disocia según:



¿Cuál es la concentración de OH^- en una disolución que contiene 11.25 g de sorbato de potasio ($\text{KC}_6\text{H}_7\text{O}_2$) en 1.75 L de disolución?

AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA

- 30.- A 0°C la constante de hidrólisis del agua es de 1.14×10^{-15} . A esta temperatura ¿cuál sería el pH del agua? ¿Cuál es la relación entre $[\text{H}^+]$ y $[\text{OH}^-]$?
- 31.- La constante del producto iónico del agua es 1.0×10^{-14} a 25.0°C y de 3.8×10^{-14} a 40.0°C :
- ¿El proceso de autoionización del agua es exotérmico o endotérmico?
 - ¿Cuál sería el pH de agua pura a 40.0°C ?
 - Calcula el número de moléculas de agua que se encuentran ionizadas en 18.0 mL de agua pura, a 25.0°C y a 40.0°C .

RELACIÓN ENTRE K_a Y K_b

- 32.- Escribe la ecuación que relaciona la K_a de un ácido débil con la K_b de su base conjugada. Usa la base NH_3 y su ácido conjugado NH_4^+ para deducirla.
- 33.- La K_a del ácido butírico es 2.0×10^{-5} . Calcula la K_b del ion butirato.
- 34.- El pH de una solución 0.072 M de ácido benzoico es de 2.680.
- ¿Cuál es la concentración de todas las especies en el equilibrio?
 - ¿Cuál es el valor de la constante de acidez para el ácido benzoico?
 - ¿Cuál es el valor de la constante de basicidad para el anión benzoato?
- 35.- El ácido cítrico ($K_a = 8.4 \times 10^{-4}$) es un aditivo utilizado frecuentemente en la preparación de gelatinas y otros alimentos:
- Calcula el pH de una solución 0.1 M de este ácido.
 - ¿Qué concentración de ácido cítrico es necesaria para obtener un pH de 3.0?
 - Calcula el porcentaje de ionización del ácido cítrico en cada uno de los casos anteriores.
 - ¿Cuál es el valor de K_b para el ion citrato (la base conjugada del ácido cítrico)?
 - ¿Cuál es el pH de una solución 1.0×10^{-2} M de citrato de sodio?
 - ¿Qué concentración de citrato de sodio se requiere para obtener un pH de 8.0?

PORCENTAJE DE IONIZACIÓN O DISOCIACIÓN

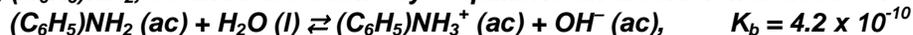
- 36.- Medidas de conductividad eléctrica revelan que una solución 0.01 M de amoníaco está 4.30% ionizada a 25.00°C . Encuentra el pH de esta solución y evalúa la K_b para el amoníaco.
- 37.- Calcula el porcentaje de ionización del ácido fluorhídrico a las siguientes concentraciones: **a)** 1.0 M; **b)** 0.6 M; **c)** 0.08 M; **d)** 0.0046 M; **e)** 0.00028 M. Comenta la tendencia observada.
- 38.- Una solución 1.0×10^{-2} M de una base tiene un porcentaje de ionización del 10.0%.
- Calcula su K_b y el pH de la solución.
 - ¿Cuál sería el pH de la solución y el porcentaje de ionización de la base si la solución fuera diluida a la mitad? ¿Y si se diluyera mil veces?
 - ¿Qué valores límite se esperan para el caso de una dilución infinita?



39.- Una solución $1.0 \times 10^{-2} M$ de una base tiene un porcentaje de ionización de 10%;

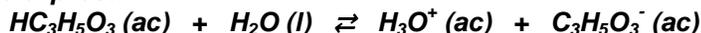
- Calcula su K_b .
- ¿Cuál será el pH de la solución?

40.- La fenilamina, $(C_6H_5)NH_2$, es una base débil cuyo equilibrio en disolución acuosa es:



- Calcule las concentraciones de $(C_6H_5)NH_3^+$ y de OH^- en una disolución 0.05M de $(C_6H_5)NH_2$
- Determine el pH de la disolución
- Calcule el porcentaje de ionización de la fenilamina.

41.- El ácido láctico, $HC_3H_5O_3$, se encuentra en la leche agria. Su equilibrio de ionización en medio acuoso se expresa:



Una solución 0.025 M de este ácido tiene un pH de 2.75.

- ¿Cuáles son los pares conjugados ácido-base?
- Calcula la constante de acidez, K_a , de este ácido.
- Calcula el porcentaje de ionización del ácido láctico en la solución 0.025 M.

42.- A una cierta temperatura, una solución 1.0 M de ácido acético (CH_3COOH) se disocia parcialmente en agua. El porcentaje de disociación es de 0.42 %

- ¿Cuál es el pH de la solución?
- ¿Cuál es constante de acidez del ácido acético a esa temperatura?

43.- La sacarina, un sustituto del azúcar, es un ácido débil con $K_a = 4.78 \times 10^{-3}$ a 25 °C que se ioniza en solución acuosa de la forma:



- Calcula el pH de una solución 0.1 M de esta sustancia.
- Calcula el porcentaje de ionización de este ácido débil.

NEUTRALIZACIÓN

44.- Completa y balancea las siguientes ecuaciones químicas; todas ellas se llevan a cabo en solución acuosa. Indica cuál es el ácido y cuál es la base en cada una.

- $HBr_{(ac)} + NH_{3(ac)} \longrightarrow$
- $H_2CO_{3(ac)} + NaOH_{(ac)} \longrightarrow$
- $KOH_{(ac)} + CH_3COOH_{(ac)} \longrightarrow$
- $Ba(OH)_{2(ac)} + H_3PO_{4(ac)} \longrightarrow$

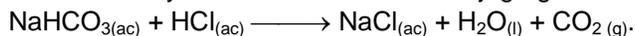
45.- Completa las siguientes reacciones; todas ellas se llevan a cabo en solución acuosa. Indica cuál es el ácido y la base en cada caso:

- $HCl + NaOH \longrightarrow$
- $HCN + NH_3 \longrightarrow$
- $HCl + Ca(OH)_2 \longrightarrow$
- $CH_3COOH + NH_3 \longrightarrow$
- $CH_3COOH + NaCN \longrightarrow$

45.- El vinagre consiste esencialmente de una solución de ácido acético en agua. Se encontró que 22.30 mL de una solución 0.24 M de NaOH neutralizaron (reaccionaron completamente) 50.00 mL de una muestra de vinagre. ¿Cuál es la concentración de ácido acético en este vinagre?



46.- Una reacción típica entre un antiácido y el ácido clorhídrico en el jugo gástrico es:



Calcula el volumen de CO_2 (en litros) generado por la reacción de 0.35 g de NaHCO_3 con un exceso de jugo gástrico, a 1.00 atm y 37.00 °C. Determina el trabajo involucrado en el proceso.

47.- **Al disolverse en agua, el amoníaco actúa como una base, teniendo una constante de basicidad de 1.8×10^{-5} a 25 °C.**

- Determina el pOH de una solución acuosa en el que se disuelve 1 g por litro de amoníaco.**
- Determina la concentración $[\text{H}^+]$ en la solución anterior.**
- ¿Cuál es el volumen de una solución 0.1M de HCl que se requiere para neutralizar completamente la solución anterior?**

EFECTO DEL ION COMÚN

48.-

- ¿Cuáles son las características que debe tener una solución para funcionar como solución amortiguadora?
- Explica que factores determinan su pH y su capacidad amortiguadora.

49.- Explica cómo funciona una solución reguladora e indica cuáles de las siguientes soluciones podrían ser amortiguadoras. Justifica tu respuesta.

- $\text{CH}_3\text{COONa} / \text{CH}_3\text{COOH}$.
- $\text{NH}_3 / \text{NH}_4\text{Cl}$.
- HCl / KCl .
- $\text{HNO}_2 / \text{NaNO}_2$.
- $\text{NaOH} / \text{NaCl}$.
- $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 / \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$.

50.- Anota la expresión de la ecuación de Henderson-Hasselbach y justifica su empleo en el cálculo del pH de soluciones reguladoras.

51.- **Para una solución 0.1 M de ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, $K_a = 6.6 \times 10^{-5}$) calcula:**

- La $[\text{H}^+]$.**
- La $[\text{OH}^-]$.**
- El pH.**
- El porcentaje de ácido disociado.**
- Si se agrega benzoato de sodio (sal, electrolito fuerte) a la solución, especifica si el pH aumenta o disminuye. Justifica tu respuesta.**

52.- **El pH de una solución 0.50 M de ácido fluorhídrico (HF), un ácido débil, es 1.72.**

- Calcula la concentración de ácido clorhídrico (HCl), un ácido fuerte, que se requiere para obtener una solución con el mismo valor de pH que la solución anterior de HF.**
- Escribe las reacciones de disociación de ambos ácidos y, basándote en ellas, brinda una explicación sobre la diferencia en la concentración de estas dos soluciones ácidas.**
- Considerando las reacciones que escribiste en el inciso b y las reacciones de hidrólisis correspondientes, indica con cuál de los ácidos podrías formar una solución amortiguadora y porqué.**

CÁLCULOS ASOCIADOS CON EL EFECTO DEL ION COMÚN

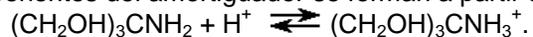
53.- ¿Cuál es el pH de una solución amortiguadora que tiene como concentraciones iniciales 0.11 M de ácido nitroso (HNO_2) y 0.09 M de nitrito de potasio (KNO_2)? Para este ácido $K_a = 4.50 \times 10^{-4}$.



- 54.- Se prepara un litro de solución amortiguadora de manera que contiene 1.0 mol de ácido láctico ($\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3$) y 1.0 mol de lactato de sodio ($\text{NaC}_3\text{H}_5\text{O}_3$). Si para el ácido láctico $K_a = 8.4 \times 10^{-4}$,
- calcula la concentración de iones hidronio y
 - el pH de esta solución.
- 55.- Calcula la concentración de benzoato de sodio ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$) que debe estar presente en una solución 0.20 M de ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) para producir un pH de 4.00. ¿Podría ser ésta una solución amortiguadora? La constante de ionización ácida de ácido benzoico es 6.50×10^{-5} .
- 56.- ¿Cuántos moles de $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ (cloruro de metilamina) es necesario agregar a 2.0 L de CH_3NH_2 (metilamina) 0.6 M para crear una solución reguladora cuyo pH sea 10.0? Considera que la adición del cloruro de metilamina no modifica el volumen de la solución.
- 57.- Calcula el pH de una solución amortiguadora que contiene 0.40 mol/L de amoníaco (NH_3) y 0.50 mol/L de cloruro de amonio (NH_4Cl). La constante de acidez del ion amonio es 5.60×10^{-10} .
- 58.-
- ¿Cuál es el pH de una solución que contiene 0.100 M de ácido fórmico, HCO_2H y 0.050 M de formiato de sodio, NaCO_2H ? La constante de acidez del ácido fórmico es 1.800×10^{-4} .
 - ¿Cuál es el pH de una solución que contiene 0.500 M de ácido fórmico, HCO_2H , y 0.25 M de formiato de sodio, NaCO_2H ?
 - Compara y discute los resultados de los dos incisos anteriores.
- 59.- El pH normal de la sangre humana es de 7.4 y es importante que este valor no sufra grandes variaciones para mantener nuestra salud e incluso nuestra vida. Si el par conjugado ion bicarbonato-ácido carbónico, ($\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3$) es el principal amortiguador de la sangre, calcula cuál debe ser el cociente de concentraciones de ácido y base conjugados necesario para mantener la sangre en su pH normal. El ácido carbónico es diprótico, por lo que posee una constante de equilibrio para cada protón: $\text{p}K_{a1} = 6.4$ y $\text{p}K_{a2} = 10.3$. Utiliza el $\text{p}K_a$ más cercano al pH deseado.
- 60.- Los cultivos bacterianos son la base de las industrias de fermentación. En ellas el pH juega un papel primordial; para asegurar un determinado valor y su constancia, se emplean soluciones reguladoras del pH. Supongamos que una de estas soluciones está compuesta por ácido acético y acetato de sodio. En 50.00 L de solución acuosa de cultivo se disuelven 150.00 g de ácido acético (CH_3COOH) y 164.00 g de acetato de sodio (CH_3COONa). ¿Cuál será el pH de este medio ($K_a = 1.80 \times 10^{-5}$)?
- 61.- Especifica qué masas de ácido acético (CH_3COOH) y acetato de sodio (CH_3COONa) se necesitan para preparar un litro de solución amortiguadora cuya concentración total (ácido acético + acetato de sodio) sea 0.10 M, con un pH de 5.00. El $\text{p}K_a$ del ácido acético es de 4.74.
- 62.- ¿Cuál será el pH y la concentración de una solución reguladora constituida por 3.50 g de K_2HPO_4 (fosfato ácido de potasio) y 2.72 g de KH_2PO_4 (fosfato diácido de potasio) disueltos en 500.00 mL de agua desionizada? El $\text{p}K_a$ del fosfato dihidrogenado (H_2PO_4^-) es de 6.86.
- 63.- ¿Cuál es el volumen del ácido acético puro (también llamado glacial, el cual tiene una densidad de 1.05 g/mL) y cuál la masa de acetato de sodio trihidratado ($\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) necesarios para preparar 250.00 mL de un sistema amortiguador 0.20 M con un pH de 4.50? El $\text{p}K_a$ del ácido acético es 4.74.
- 64.- ¿Cuál es la masa de la glicina (base de Brønsted con fórmula $\text{CH}_2\text{NH}_2\text{CO}_2\text{H}$) y cuál el volumen de HCl 1.00 M necesarios para preparar 100.00 mL de una solución amortiguadora 0.30 M, con un pH de 2.40? El $\text{p}K_{a1}$ de la glicina es de 2.40 y la densidad del ácido clorhídrico concentrado es 1.18 g/mL.



- 65- La amina primaria tris-(hidroximetil) aminometano, o "TRIS", ha sido muy utilizada en soluciones reguladoras para estudios bioquímicos. Esta amina reacciona con el ácido para formar la correspondiente sal de la amina. Los dos componentes del amortiguador se forman a partir del TRIS:



Para la preparación de 500.00 mL de una solución reguladora de "TRIS" 0.50 M, a un pH de 7.40, es necesario pesar la amina sólida y adicionar HCl 1.00 M. ¿Qué masa se necesita de la amina y qué volumen de ácido clorhídrico? El pKa del TRIS es 8.10 y la densidad del ácido clorhídrico es 1.18 g/mL.



RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 7

3.-

	Ácido	Base	Ácido conjugado	Base conjugada
a)	NH ₃	NH ₂ ⁻	NH ₃	NH ₂ ⁻
b)	HCN	CH ₃ COO ⁻	CH ₃ COOH	CN ⁻
c)	HF	NH ₃	NH ₄ ⁺	F ⁻
d)	HClO	NH ₃	NH ₄ ⁺	ClO ⁻
e)	H ₂ O	H ₂ O	H ₃ O ⁺	OH ⁻

- 4.- a) H₃O⁺; HCl; HSO₄⁻; NH₄⁺; HCN.
b) OH⁻; Br⁻; NH₃; CH₃COO⁻.

7.-

- b) 0.2 M;
c) pOH = 0.7; pH = 13.3.

8.-

- c) [H⁺] = 0.05 M; [OH⁻] = 2.00x10⁻¹³ M.
d) pH = 1.30; pOH = 12.70.

10.-

- c) [HB] ≅ 0.1 M; [H⁺] = [B⁻] = 2.5x10⁻³ M.
d) pH = 2.6.

11.-

- [HAc] ≅ 0.06 M; [H⁺] = [Ac⁻] = 1.04x10⁻³ M y
pH = 2.98.

12.-

- a) [H⁺] = 1.00x10⁻³ M; [OH⁻] = 1.00x10⁻¹¹ M;
pH = 3.00 y pOH = 11.00.
b) [H⁺] = 5.25x10⁻¹² M; [OH⁻] = 1.89x10⁻³ M;
pH = 11.28 y pOH = 2.72.
c) [H⁺] = 4.24x10⁻⁴ M; [OH⁻] = 2.34x10⁻¹¹ M;
pH = 3.37 y pOH = 10.63.
d) [H⁺] = 5.00x10⁻¹³ M; [OH⁻] = 0.02 M;
pH = 12.30 y pOH = 1.70.
e) [H⁺] = 4.36x10⁻⁶ M; [OH⁻] = 2.29x10⁻⁹ M;
pH = 5.36 y pOH = 8.64.
f) [H⁺] = 1.00x10⁻⁷ M; [OH⁻] = 1.00x10⁻⁷ M;
pH = 7.00 y pOH = 7.00.

13.-

- a) 1.6x10⁻⁸ M.
b) 1.0x10⁻² M.
c) 4.0x10⁻⁸ M.
d) 1.0x10⁻¹² M.
e) 3.2x10⁻⁴ M.

14.-

- a) K_a = 2.21x10⁻⁶.
b) K_b = 6.97x10⁻⁷.

15.-

- a) 0.76 M.
b) pH = 0.12.

16.- 2x10⁻³ g.

17.- 1.66x10⁻³ M.

18.- 400.0 mL.

24.-

- a) [H⁺] = 1.0x10⁻¹¹ M; [OH⁻] = 1.0x10⁻³ M;
pH = 11.0 y pOH = 3.0.
b) [H⁺] = 1.0x10⁻⁹ M; [OH⁻] = 1.0x10⁻⁵ M;
pH = 9.0 y pOH = 5.0

30.- pH = 7.47.

31.-

- a) ΔH > 0.
b) pH = 6.7
c) 1.1 x10¹⁵ moléculas a 25°C y 2.1x10¹⁵
moléculas a 40.0 °C.

33.- K_b = 5.0x10⁻¹⁰.

34.-

- a) [HB] = 6.991x10⁻² M;
[H⁺] = [B⁻] = 2.089x10⁻³ M.
b) K_a = 6.242x10⁻⁵.
c) K_b = 1.602x10⁻¹⁰.

35.-

- a) pH = 2.1.
b) 2.2x10⁻³ M.
c) 8.8% y 45.4% respectivamente.
d) K_b = 1.2x10⁻¹¹.
e) pH = 7.5.
f) 8.3x10⁻² M.

36.- pH = 10.63; K_b = 1.78x10⁻⁵.



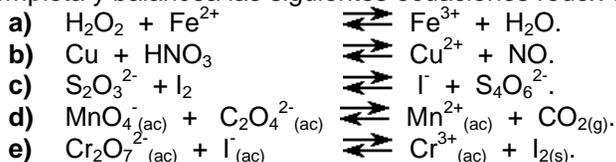
- 37.-**
- a) 2.5%.
 - b) 3.3%.
 - c) 8.75%.
 - d) 31.5217%.
 - e) 73.2143%.
- 38.-**
- a) $K_b = 1.1 \times 10^{-4}$; pH = 11.
 - b) 14.0% de ionización, si se diluyera a la mitad; pH = 8.9, si se diluyera mil veces.
 - c) pH = 7.0 y 100.0% de ionización.
- 45.-** $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1.07 \times 10^{-1}$ M.
- 46.-** 105.80 mL de CO_2 ; w = - 10.63 J.
- 53.-** 3.26.
- 54.-**
- a) 8.4×10^{-4} M.
 - b) 3.1.
- 55.-** 0.13 M.
- 56.-** 5.24 moles.
- 57.-** 9.15.
- 58.-**
- a) 3.444.
 - b) 3.444.
- 59.-** $[\text{HCO}_3^-]/[\text{H}_2\text{CO}_3] = 10$.
- 60.-** 4.65.
- 61.-** Se necesitan 2.13 g de ácido acético y 5.29 g de acetato de sodio.
- 62.-** pH = 6.86, concentración, 0.08M
- 63.-** Se necesitan 1.81 mL de ácido acético y 2.50 g de acetato de sodio trihidratado.
- 64.-** Se requieren 2.25 g de glicina y 15.00 mL de solución de HCl 1.00 M.
- 65.-** Se requieren 30.25 g de TRIS y 208.50 mL de HCl 1.00 M.



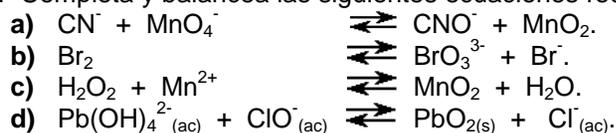
Unidad 8

BALANCEO DE ECUACIONES REDOX

1.- Completa y balancea las siguientes ecuaciones redox en solución ácida:



2.- Completa y balancea las siguientes ecuaciones redox en solución básica:



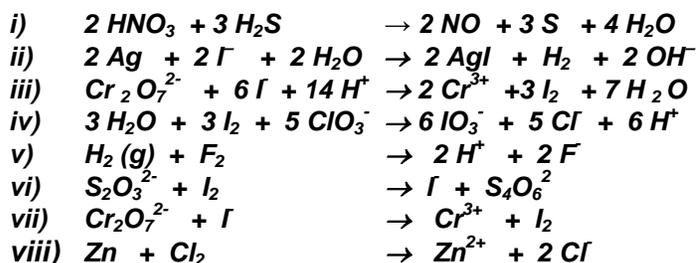
3.- Escribe la ecuación balanceada que represente la oxidación del ion yoduro (I^-) por el ion permanganato (MnO_4^-) en una solución básica, para producir yodo molecular (I_2) y óxido de manganeso IV (MnO_2).

- 4.- a) Identifica en las reacciones **1b)** y **2b)** quiénes son las especies reductoras y cuáles son las especies que se reducen.
 b) Identifica en las reacciones **1b)** y **2b)** a los agentes oxidantes.

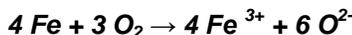
5.- Escribe las semirreacciones balanceadas para algunas de las reacciones de los problemas 1 y 2.

6.- Para las siguientes reacciones determine:

- a) Los estados de oxidación de los elementos participantes
 b) ¿Cuál elemento se oxida?
 c) ¿Cuál elemento se reduce?
 d) ¿Cuál es el agente reductor?
 e) ¿Cuál es el agente oxidante?



7.- Considere la siguiente ecuación, que describe la oxidación del hierro:



¿Cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta?

- a) Este es un ejemplo de una reacción redox
 b) Fe es un agente reductor
 c) Fe^{3+} es un agente oxidante
 d) Fe se reduce a Fe^{3+}
 e) O^{2-} es un agente reductor



RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS DE LA UNIDAD 8

- 1.-
- a) $2\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}.$
 - b) $3\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 + 6\text{H}^+ \rightleftharpoons 2\text{NO} + 3\text{Cu}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}.$
 - c) $2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}.$
 - d) $2\text{MnO}_4^- + 5\text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 16\text{H}^+ \rightleftharpoons 2\text{Mn}^{2+} + 10\text{CO}_2 + 8\text{H}_2\text{O}.$
 - e) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{I}^- + 14\text{H}^+ \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{I}_2 + 7\text{H}_2\text{O}.$
- 2.-
- a) $3\text{CN}^- + 2\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 3\text{CNO}^- + 2\text{MnO}_2 + 2\text{OH}^-.$
 - b) $2\text{Br}_2 + 6\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{BrO}_3^- + 3\text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}.$
 - c) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Mn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}.$
 - d) $\text{Pb}(\text{OH})_4^{2-} + \text{ClO}^- \rightleftharpoons \text{PbO}_2 + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^-.$
- 3.- $6\text{I}^- + 2\text{MnO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 3\text{I}_2 + 2\text{MnO}_2 + 8\text{OH}^-.$



Casa abierta al tiempo

UNIVERSIDAD AUTONOMA METROPOLITANA-IZTAPALAPA

CARTA DESCRIPTIVA

Chemistry for Everyone

Table 2. Collection of Mineral Species from Which the Elements Were Originally Discovered

<p>(1) General Key: For each element, the mineral in which it was discovered is given: name, chemical formula, and site of discovery. The mineral specimen in the collection was collected from this original site of discovery.</p> <p>(2) For elements discovered by the "ancients" the original site is not known; for these elements, mineral samples are included in the collection from a modern site, so identified by parentheses.</p> <p>(3) For elements discovered by the "alchemists" the general site sometimes is known.</p> <p>(4) Non-mineral sources are indicated by brackets.</p> <p>(5) For water-soluble substances which do not habitually form mineralogical specimens (soda, potash), other appropriate minerals are also included in the collection, e.g., Na and K feldspars and chlorides (halite and syvite).</p>		<p>He ancient He-UC, Norway</p>
<p>H [H₂O]</p>	<p>Be ancient beryl Be-Al (Urals)</p>	<p>F alchemists; fluorite CaF₂ (Russia)</p>
<p>Li petalite LiAlSi₄O₁₀ Sp, Sweden</p>	<p>Na ancient; soda Na₂CO₃</p>	<p>O [air]</p>
<p>Na ancient; soda Na₂CO₃</p>	<p>Mg ancient; magnesian MgCO₃ (Germany)</p>	<p>S ancient; native Sicily (Sicily)</p>
<p>K ancient; potash K₂CO₃</p>	<p>Ca ancient; calcite CaCO₃ (Spain)</p>	<p>N [air]</p>
<p>Rb lepidolite a form of K₂CO₃ Saxony</p>	<p>Sr ancient; strontianite SrCO₃ Strontian, Scotland</p>	<p>P alchemists; apatite Ca₅(PO₄)₃F (Norway)</p>
<p>Ca ancient; calcite CaCO₃ (Spain)</p>	<p>Sc ancient; cassiterite SnO₂ Ytterby, Sweden</p>	<p>C ancient; diamond (S. Africa, Sweden)</p>
<p>Ba ancient; barite BaSO₄ Bologna, Italy</p>	<p>Zr ancient; zircon ZrSiO₄ (Madagascar)</p>	<p>Si ancient; quartz SiO₂ (Russia)</p>
<p>Fr decay product in pitch- blende</p>	<p>Y ancient; yttrite Y₂O₃ Ytterby, Sweden</p>	<p>Ge argandite Ag₂GeS₃ Himmel- stein, Germany</p>
<p>Ra pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>La cerite RE silicate Ridda- hyttan, Sweden</p>	<p>As ancient; arsenic Romania</p>
<p>Ac decay product in pitch- blende</p>	<p>Th ancient; thorite ThSiO₄ Ytterby Mine, Sweden</p>	<p>Sn ancient; cassiterite SnO₂ (Cornwall)</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pb ancient; galena PbS Bastnäs Mine, Sweden</p>	<p>Te sylvite [seaweed] Ab, Te, iodogryte Faga Bath, Romania</p>
<p>Pa decay product in pitch- blende</p>	<p>Bi ancient; bismuth Pb₃Bi₂S₅ Saxony</p>	<p>Se mixed pyrites FeS₂(S- Se) Sweden</p>
<p>Th ancient; thorite ThSiO₄ Langeså, Norway</p>	<p>Ir ancient; native Ir Cobalt (Russia)</p>	<p>Br [brine] bromar- syvite Jämsbo (Jämsbo)</p>
<p>Th ancient; thorite ThSiO₄ Langeså, Norway</p>	<p>Ni ancient; nickel NiAs Saxony</p>	<p>Co ancient; cobaltite CoAsS Härborn, Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pd ancient; native Pd Cobalt (Russia)</p>	<p>Ag ancient; native silver (Mexico)</p>
<p>Pa decay product in pitch- blende</p>	<p>Rh ancient; native rhodium Cobalt (Russia)</p>	<p>Cd impurity in zinc ZnS Saxony</p>
<p>Th ancient; thorite ThSiO₄ Langeså, Norway</p>	<p>Ru ancient; native ruthenium Cobalt (Russia)</p>	<p>In In-rich sphalerite ZnS Czech R.</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ir ancient; native iridium Cobalt (Russia)</p>	<p>Sn ancient; cassiterite SnO₂ (Cornwall)</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>	<p>Bi ancient; bismuth Pb₃Bi₂S₅ Saxony</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pb ancient; galena PbS Bastnäs Mine, Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ir ancient; native iridium Cobalt (Russia)</p>	<p>Te sylvite [seaweed] Ab, Te, iodogryte Faga Bath, Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>	<p>Se mixed pyrites FeS₂(S- Se) Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Rh ancient; native rhodium Cobalt (Russia)</p>	<p>As ancient; arsenic Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pd ancient; native Pd Cobalt (Russia)</p>	<p>Cd impurity in zinc ZnS Saxony</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ru ancient; native ruthenium Cobalt (Russia)</p>	<p>In In-rich sphalerite ZnS Czech R.</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ir ancient; native iridium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pb ancient; galena PbS Bastnäs Mine, Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Te sylvite [seaweed] Ab, Te, iodogryte Faga Bath, Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>	<p>Se mixed pyrites FeS₂(S- Se) Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Rh ancient; native rhodium Cobalt (Russia)</p>	<p>As ancient; arsenic Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pd ancient; native Pd Cobalt (Russia)</p>	<p>Cd impurity in zinc ZnS Saxony</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ru ancient; native ruthenium Cobalt (Russia)</p>	<p>In In-rich sphalerite ZnS Czech R.</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ir ancient; native iridium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pb ancient; galena PbS Bastnäs Mine, Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Te sylvite [seaweed] Ab, Te, iodogryte Faga Bath, Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>	<p>Se mixed pyrites FeS₂(S- Se) Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Rh ancient; native rhodium Cobalt (Russia)</p>	<p>As ancient; arsenic Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pd ancient; native Pd Cobalt (Russia)</p>	<p>Cd impurity in zinc ZnS Saxony</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ru ancient; native ruthenium Cobalt (Russia)</p>	<p>In In-rich sphalerite ZnS Czech R.</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ir ancient; native iridium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pb ancient; galena PbS Bastnäs Mine, Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Te sylvite [seaweed] Ab, Te, iodogryte Faga Bath, Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>	<p>Se mixed pyrites FeS₂(S- Se) Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Rh ancient; native rhodium Cobalt (Russia)</p>	<p>As ancient; arsenic Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pd ancient; native Pd Cobalt (Russia)</p>	<p>Cd impurity in zinc ZnS Saxony</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ru ancient; native ruthenium Cobalt (Russia)</p>	<p>In In-rich sphalerite ZnS Czech R.</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ir ancient; native iridium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pb ancient; galena PbS Bastnäs Mine, Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Te sylvite [seaweed] Ab, Te, iodogryte Faga Bath, Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>	<p>Se mixed pyrites FeS₂(S- Se) Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Rh ancient; native rhodium Cobalt (Russia)</p>	<p>As ancient; arsenic Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pd ancient; native Pd Cobalt (Russia)</p>	<p>Cd impurity in zinc ZnS Saxony</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ru ancient; native ruthenium Cobalt (Russia)</p>	<p>In In-rich sphalerite ZnS Czech R.</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ir ancient; native iridium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pb ancient; galena PbS Bastnäs Mine, Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Te sylvite [seaweed] Ab, Te, iodogryte Faga Bath, Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>	<p>Se mixed pyrites FeS₂(S- Se) Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Rh ancient; native rhodium Cobalt (Russia)</p>	<p>As ancient; arsenic Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pd ancient; native Pd Cobalt (Russia)</p>	<p>Cd impurity in zinc ZnS Saxony</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ru ancient; native ruthenium Cobalt (Russia)</p>	<p>In In-rich sphalerite ZnS Czech R.</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ir ancient; native iridium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pb ancient; galena PbS Bastnäs Mine, Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Te sylvite [seaweed] Ab, Te, iodogryte Faga Bath, Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>	<p>Se mixed pyrites FeS₂(S- Se) Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Rh ancient; native rhodium Cobalt (Russia)</p>	<p>As ancient; arsenic Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pd ancient; native Pd Cobalt (Russia)</p>	<p>Cd impurity in zinc ZnS Saxony</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ru ancient; native ruthenium Cobalt (Russia)</p>	<p>In In-rich sphalerite ZnS Czech R.</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ir ancient; native iridium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pb ancient; galena PbS Bastnäs Mine, Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Te sylvite [seaweed] Ab, Te, iodogryte Faga Bath, Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>	<p>Se mixed pyrites FeS₂(S- Se) Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Rh ancient; native rhodium Cobalt (Russia)</p>	<p>As ancient; arsenic Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pd ancient; native Pd Cobalt (Russia)</p>	<p>Cd impurity in zinc ZnS Saxony</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ru ancient; native ruthenium Cobalt (Russia)</p>	<p>In In-rich sphalerite ZnS Czech R.</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ir ancient; native iridium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pb ancient; galena PbS Bastnäs Mine, Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Te sylvite [seaweed] Ab, Te, iodogryte Faga Bath, Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>	<p>Se mixed pyrites FeS₂(S- Se) Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Rh ancient; native rhodium Cobalt (Russia)</p>	<p>As ancient; arsenic Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pd ancient; native Pd Cobalt (Russia)</p>	<p>Cd impurity in zinc ZnS Saxony</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ru ancient; native ruthenium Cobalt (Russia)</p>	<p>In In-rich sphalerite ZnS Czech R.</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ir ancient; native iridium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pb ancient; galena PbS Bastnäs Mine, Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Te sylvite [seaweed] Ab, Te, iodogryte Faga Bath, Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>	<p>Se mixed pyrites FeS₂(S- Se) Sweden</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Rh ancient; native rhodium Cobalt (Russia)</p>	<p>As ancient; arsenic Romania</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Pd ancient; native Pd Cobalt (Russia)</p>	<p>Cd impurity in zinc ZnS Saxony</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ru ancient; native ruthenium Cobalt (Russia)</p>	<p>In In-rich sphalerite ZnS Czech R.</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Os ancient; native osmium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pt ancient; native platinum Cobalt (Russia)</p>
<p>U pitch- blende product in pitch- blende</p>	<p>Ir ancient; native iridium Cobalt (Russia)</p>	<p>Pb ancient</p>