

UDB Química
(Unidad Docente Básica Química)

Química



Para Ingeniería de Sistemas de Información
Ejercicios y Problemas

Compilados por
Dra. Zulma Cataldi y Ing. Angel Zambrino

Edición 2020

Prólogo

Esta Guía de Problemas de Química está realizada para los estudiantes de la carrera de Ingeniería en Sistemas de Información que se dicta en la Facultad Regional Buenos Aires de la Universidad Tecnológica Nacional.

El objetivo de la misma es proporcionarles ejercicios y problemas de aplicación para los conceptos desarrollados en cada Unidad Temática.

Se han propuesto series de problemas de diferente complejidad, y al final de cada una se incluye la respuesta de los mismos, en los casos que corresponden. La idea es que cada estudiante pueda corroborar si ha arribado a los resultados correctos a modo de autoevaluación.

En algunos temas se han incluido problemas adicionales a fin de que el docente pueda seleccionar los que crea conveniente para reforzar los conceptos.

La guía del 2015 ha sido ampliada y actualizada por los Ings. Zulma Cataldi y Ángel Zambrino, tomando como base lo realizado por el Lic. Hugo Pomodoro.

Ing. Alberto Calamante
Director UDB Química

La versión 2020 contiene revisiones y ajustes de edición.

Tabla de contenidos

Tema	Pág.
Prólogo	2
Programa de Química	4
Trabajos Prácticos	7
Estrategia Metodológica	8
Recursos Didácticos	8
Evaluación	8
Bibliografía	9
Tablas útiles	10
Sistemas Materiales - Unidades.	13
Estructura Atómica	15
Gases	18
Estructura Electrónica	23
Tabla Periódica	25
Uniones Químicas	27
Soluciones - Solubilidad	31
Estequiometría	35
Termoquímica	39
Cinética química	40
Equilibrio químico	42
Equilibrio iónico	44
Aplicaciones Informáticas	47

Programa de Química (08-1420)

para Ingeniería de Sistemas de Información

Fundamentación

Se busca que los alumnos puedan adquirir los fundamentos de las ciencias experimentales y el interés por el método científico y por una actitud experimental.

Se espera que los alumnos incorporen los conocimientos mínimos de Química necesarios para familiarizarse con el tipo de datos y aplicación de leyes que manejarán en el monitoreo de actividades industriales y la elaboración de trabajos científicos.

Por ese motivo el programa contempla el desarrollo clásico de la Química como ciencia experimental donde la adquisición de datos y su análisis pertenece al campo laboral del Ingeniero en Sistemas, e incorpora temas actuales como el estudio de materiales y en el laboratorio se realizan trabajos en orden de complejidad creciente para que el estudiante se familiarice con las técnicas de Laboratorio.

Los temas abarcan un amplio campo, que va desde la constitución de la materia hasta la descripción de sus propiedades buscando afianzar los principios y las teorías fundamentales que son la base de las aplicaciones industriales y tecnológicas. Se debe destacar la relación que tienen muchos de los temas a desarrollar, con las industrias afines (conductores, procesadores y materiales) que le brindan al alumno conocimientos básicos que podrá utilizar en el ejercicio de su profesión.

Objetivos Generales:

- Adquirir los fundamentos de las ciencias experimentales.
- Adquirir interés por el método científico y por una actitud experimental.

Objetivos Específicos:

- Introducir al alumno en el estudio de la materia, comenzando desde una visión macroscópica de materia hasta una visión microscópica de la misma.
- Relacionar los conceptos de estructura atómica con los principios de funcionamiento de dispositivos informáticos.
- Proporcionar el conocimiento fundamental de las propiedades de algunos materiales básicos relacionados con la carrera.
- Relacionar los temas teóricos con fenómenos de la vida diaria, con aplicaciones en procesos industriales relacionados a la carrera y otros que permitan mejorar calidad de vida.

PROGRAMA

Unidad Temática 1:

Sistemas materiales. La Química como ciencia. Definiciones básicas. Sistemas homogéneos, heterogéneos e inhomogéneos. Estados físicos o de agregación. Cambios de estado. Separación y Fraccionamiento de sistemas materiales.

Estructura atómica. Número atómico y número de masa. Isótopos. Diámetro atómico y nuclear. Masa y carga del protón, neutrón y electrón. Masa atómica. Unidad de masa atómica (uma), masa atómica relativa, masa molecular relativa, masa atómica

absoluta. Equivalencia de la una con el gramo. Comparación entre masa atómica y nuclear.

Cantidad mínima de sustancia; moléculas y otras unidades mínimas. Significado conceptual de las fórmulas. Masa de la unidad mínima de una sustancia no formada por moléculas.

Unidad mol del Sistema Internacional y Sistema Métrico Legal Argentino: Número de Avogadro; Ley de Avogadro: Volumen molar y Volumen molar normal. Leyes gravimétricas y volumétricas. Balanceo de ecuaciones.

Cálculos estequiométricos con masas, volúmenes y número de moles. Reactivo limitante. Pureza de reactivos y rendimiento de las reacciones.

Unidad Temática 2:

Estructura electrónica. Modelos atómicos. dualidad onda-partícula. Principio de incertidumbre. Modelo cuántico-ondulatorio vigente. Configuración electrónica. Propiedades que dependen de la configuración electrónica externa.

Tabla periódica. Ley periódica moderna. Configuración electrónica. Características de los elementos metálicos, no metálicos, semimetálicos e inertes. Propiedades Periódicas: Electronegatividad, afinidad electrónica, energía de ionización, radio atómico.

Unidad Temática 3:

Uniones químicas: Regla del octeto. Uniones: iónica, covalentes y metálica. Escala de electronegatividades de Pauling. Polaridad. Representación de Lewis. Excepciones al octeto.

Fuerzas intermoleculares: Fuerzas intermoleculares: dipolo-dipolo; dipolo inducido (transitorio) o fuerzas de London, puentes de hidrógeno. Redes moleculares, iónicas y metálicas.

Formulación química. Número de oxidación. Nomenclatura tradicional y sistemática de Stock de óxidos, ácidos, hidróxidos y sales.

Unidad Temática 4:

Gases. Teoría cinético-molecular. Variables de estado. Presión, temperatura, volumen, densidad, miscibilidad y compresibilidad de los gases.

Gases ideales. Ecuación de estado y Ecuación general. Ley de las presiones parciales de Dalton y ley de la difusión de Graham. Significado de punto crítico e isoterma crítica. Gases reales. Cálculos estequiométricos con gases.

Unidad Temática 5:

Líquidos. Estructura y propiedades. Presión de vapor; punto de ebullición; calor latente de vaporización. Viscosidad. Tensión superficial.

Sólidos. Estructura: amorfos y cristalinos. Cohesión interna y puntos de fusión de los sólidos moleculares, covalentes, iónicos y metálicos. Calor latente de fusión. Presión de vapor del sólido; punto de sublimación; calor latente de sublimación.

Diagrama de fases de una sustancia. Punto triple. Interpretación del gráfico presión-temperatura para el agua.

Unidad Temática 6:

Soluciones. Soluciones gaseosas, líquidas y sólidas. Concentración: porcentajes, fracción molar y molaridad. Soluciones no saturadas, saturadas y sobresaturadas. Curva de solubilidad de sólidos en líquidos. Electrolitos y no electrolitos; Grado de disociación; electrolitos fuertes y débiles. Reacciones de neutralización. Dilución.

Unidad Temática 7:

Cinética química. Velocidad de reacción; curva de concentraciones de reactivos y productos en función del tiempo. Reacciones muy lentas (H_2 con O_2 a temperatura ambiente) y deflagraciones. Expresión genérica de la velocidad. Nociones de catálisis.

Equilibrio Químico. Constante de equilibrio en término de concentraciones molares. Principio de Le Chatelier. Noción de reacción exotérmica y endotérmica.

Equilibrio iónico. Teoría de Bronsted. Ácidos y bases fuertes y débiles. K_w , K_a y K_b ; pH y pOH. Cálculos de pH.

Unidad Temática 8:

Termoquímica. Reacciones exo y endotérmicas. Concepto de entalpía. Ecuaciones termoquímicas. Calor de reacción. Leyes de Lavoisier y de Hess. Reacciones de combustión. Calores de combustión.

Trabajos Prácticos de Laboratorio

Trabajo Práctico 1

Elementos de Laboratorio. Seguridad en el Laboratorio

Objetivo: Presentación y demostración del uso de los elementos de Laboratorio.
Medidas a contemplar para un manejo seguro dentro del laboratorio

Trabajo Práctico 2

Sistemas materiales.

Objetivo: Separar los componentes de sistema de materiales heterogéneos y homogéneos con la finalidad que el alumno domine las técnicas y el manipuleo del material de laboratorio.

Trabajo Práctico 3

a) Determinación de la masa atómica relativa del magnesio. **Objetivo:** La determinación se basa en la medición cuantitativa y volumétrica de la reacción entre el magnesio y el ácido clorhídrico.

b) Determinación de la concentración de una solución de peróxido de hidrógeno. **Objetivo:** Medición del oxígeno desprendido mediante la descomposición del peróxido de hidrógeno por la acción del dióxido de manganeso como catalizador. Se expresan las concentraciones utilizando distintas formas empíricas y normalizadas.

Trabajo Práctico 4

Solubilidad. Determinación de la solubilidad del clorato de potasio.

Objetivo: Aprender el manejo de las curvas de solubilidad determinando la masa de una muestra incógnita.

Trabajo Práctico 5

Soluciones. Preparación y valoración de una solución de ácido clorhídrico. **Objetivo:** Comprensión de las técnicas de volumetría, utilización de diferentes indicadores y las verificaciones del punto de equivalencia y punto final de una titulación.

Trabajo Práctico 6

Potencial hidrógeno (pH) y potencial hidróxido (pOH).

Objetivo: Familiarizar a los alumnos con el manejo y aplicación de los medidores de pH (peachímetros) y papeles indicadores, como así también con los alimentos y su pH.

Estrategias Metodológicas

Se prevén experiencias de laboratorio y trabajos prácticos de resolución de problemas aula en pequeños grupos que podrán interactuar dentro y fuera del ámbito universitario. Para ello:

- Durante el desarrollo de las clases se utilizará el método expositivo dialogado, sobre todo durante las primeras, a fin de incentivar la participación de los alumnos a través de preguntas y observaciones relacionadas con la temática que se está abordando. Los temas nuevos se presentarán en forma constructiva siguiendo pasos sucesivos de complejidad creciente.
- Para el desarrollo de las mismas en los casos en que el tema lo requiera, se usarán presentaciones en Power Point que estarán disponibles en la UDB. También se tiene previsto la presentación de videos a fin de utilizarlos como elementos de apoyo en los temas que se estén desarrollando y de software de aplicación (por ejemplo: planillas de cálculo ó programas de simulación).

Recursos didácticos para el desarrollo de las distintas actividades (guías, esquemas, lecturas previas, computadoras, software, otros).

- Guía de Trabajos Prácticos de Laboratorio.
- Guía de ejercicios y problemas.
- Presentaciones en Power Point y simulaciones elaboradas por la Cátedra sobre todas las unidades temáticas del Programa.
- Recursos del aula virtual.

Evaluación

En las clases se observará la participación de los alumnos en el grupo a través de preguntas, ejemplos y consultas. En las producciones escritas se tendrán en cuenta para la evaluación: los contenidos, la redacción, el poder de síntesis y la claridad conceptual.

Modalidad

La evaluación parcial es individual y escrita

Requisitos de aprobación

Para *firmar* la materia, deberá aprobar la evaluación parcial y además los Trabajos Prácticos de laboratorio. La evaluación parcial tiene dos instancias de recuperación.

Las evaluaciones incluyen preguntas sobre los temas teóricos y ejercicios y problemas en los que se privilegiará la capacidad del alumno de relacionar lo aprendido con la resolución de la problemática planteada. El criterio de aprobación da cada evaluación se estima en un 60% de los ejercicios y 40% de los temas teóricos como mínimo.

Después del parcial se prevé llevar a cabo una devolución del mismo, a fin de que el estudiante tome conciencia de sus fortalezas y debilidades (a modo de autoevaluación) y de cómo se debería haber respondido correctamente según cada consigna. Se mostrarán las evaluaciones corregidas a los alumnos aclarando las dudas sobre los errores que hubieran cometido y se hará una revisión de aquellos temas que lo ameriten.

La asignatura se encuentra en régimen de *promoción* por lo cual aquellos alumnos que hayan aprobado el examen parcial, con una nota superior o igual a los ocho puntos

estarán en condiciones aprobar la misma sin tener que rendir el examen final. (La promoción admite una opción de recuperación)

Por otra parte, quienes no lleguen a los ocho puntos en las dos instancias mencionadas y obtengan seis ó siete puntos deberán aprobar una evaluación final que abarcará todos los contenidos de la materia y será escrita, donde deberá responder temas teóricos y resolver los problemas planteados. Podrá incluir además un interrogatorio oral, si fuera pertinente. Esta evaluación final se deberá aprobar con seis puntos.

Bibliografía

- Brown, L.; LeMay, H. y Bursten, B. (2009) *Química, La Ciencia Central*. 12ª ed., Pearson Educación
- Chang, R. (2017). *Química*. Mc Graw-Hill, 12ª. Edición.
- Di Risio, C; Roverano, M y Vázquez, I (2011) *Química Básica*. Ed. CCC Educando, 4ª ed., Buenos Aires.
- Garritz, A.; Gasque. L.; Martínez, A. (2005) *Química Universitaria*. Pearson Educación.
- Naveira, A. (2009) *Química para todos*. Editorial CEIT
- Whitten, K.; Davis, R.; Peck, M, y J. Stanley, J. (2014). *Química General*. Cengage Learning /Thomson Internacional.10ª Ed.

Complementaria

- Angelini M. Baumgartner, E.; Benitez, C.; Bulwik, M; Crubellati, R.; Landau, L. (1995) *Temas de Química General*. EUDEBA. Buenos Aires
- Atkins, P. y Jones, L. (2011) *Principios de Química*. Editorial Médica Panamericana.
- Chang, R. (2006) *Química General. Principios esenciales*. 4ª Ed., Mc Graw Hill
- Masterton, W.L.; Hurley, C. (2004) *Química: principios y reacciones*. Paraninfo Cengage Learning
- Petrucci R., Bissonnette C., Herring F. Madura, Jeffry D. (2011) *Química General*. Editorial Prentice-Hall.
- Reboiras, M. D. (2006) *Química. La ciencia básica*. Paraninfo.
- Sienko, M. J. (1996) *Problemas De Química*. Editorial Reverte

Datos útiles

Unidades fundamentales del SI

Cantidad física	Nombre de la unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Temperatura	kelvin	K
Cantidad de Sustancia	mol	mol
Corriente eléctrica	ampere	A
Intensidad Luminosa	candela	cd

Unidades derivadas del SI

magnitud física	nombre de la unidad	símbolo	definición
Área	metro cuadrado	m ²	
Volumen	metro cúbico	m ³	
Densidad	kilogramo por metro cúbico	kg/m ³	
Fuerza	Newton	N	kg.m/s ²
Presión	Pascal	Pa	N/m ²
Energía	Joule	J	kg.m ² /s ²
carga eléctrica	Coulomb	C	A.s
diferencia de potencial eléctrico	Volt	V	J/A.s

Unidades alternativas

Magnitud	SI	unidad alternativa	unidad alternativa
Longitud	m	decímetro (dm) 1m = 10 dm	centímetro (cm) 1dm = 10 cm 1m = 100 cm
Masa	kg	Gramo (g) 1kg = 1000g	
Temperatura	K	grados Celsius (°C) K = °C + 273,16 °C = K – 273,16	
Área	m ²	dm ² 1 m ² = 100 dm ²	cm ² 1dm ² = 100 cm ² 1 m ² = 10000 cm ²
Volumen	m ³	dm ³ 1 m ³ = 1000 dm ³	cm ³ 1dm ³ = 1000 cm ³ 1m ³ = 1000000 cm ³
		litro (l) 1 dm ³ = 1 l 1 m ³ = 1000 l	mililitro (ml) 1cm ³ = 1 ml 1 lt = 1000 ml 1m ³ = 1000000 ml

Múltiplos del SI

Prefijo	símbolo	factor
Exa	E	10^{18}
Peta	P	10^{15}
Tera	T	10^{12}
Giga	G	10^9
Mega	M	10^6
Kilo	K	10^3
Hecto	h	10^2
Deca	da	10

Submúltiplos del SI

prefijo	símbolo	factor
deci	d	10^{-1}
centi	c	10^{-2}
mili	m	10^{-3}
micro	μ	10^{-6}
nano	n	10^{-9}
pico	p	10^{-12}
femto	f	10^{-15}
atto	a	10^{-18}

Constantes Físicas y Químicas útiles			
Velocidad de la luz	c	$3,00 \cdot 10^8$	m/s
Carga elemental del e-	E	$1,6021 \cdot 10^{-19}$	C
Número de Avogadro	N_A	$6,022 \cdot 10^{23}$	mol^{-1}
Masa electrón en reposo	m_e	$9,1091 \cdot 10^{-31}$	kg
Masa del protón en reposo	m_p	$1,6725 \cdot 10^{-27}$	kg
Masa del neutrón en reposo	m_n	$1,6748 \cdot 10^{-27}$	kg
Constante de Faraday	F	$9,6496 \cdot 10^4$	C/mol e-
Relación entre carga y masa del electrón	e/m_e	$1,76 \cdot 10^{11}$	C/kg
Unidad de masa atómica	uma	$1,66054 \times 10^{-27}$	kg
Constante universal de los gases	R	0,08208	atm·litro/(K·mol)
Constante universal de los gases	R	8,31	J/(K·mol)
Constante universal de los gases	R	1,98	cal/mol.K
Constante universal de los gases	R	62,3637	mmHg.l/mol.K
Volumen molar normal del gas ideal	V_0	22,4136	litros/mol

Equivalencia de unidades más usuales
$1\text{atm} = 760\text{ Torr} = 760\text{ mm Hg} = 1013,25\text{ hPa} (\text{Pa} = \text{N/m}^2) = 1013,25\text{ mBar}$
$T (\text{K}) = t ^\circ\text{C} + 273,161$
$1\text{ dm}^3 = 1000\text{ cm}^3 = 1 \times 10^{-3}\text{ m}^3$ y $1\text{ l} = 1000\text{ ml}$
$\text{kcal} \cong 4,184\text{ kJ}$

Sistemas Materiales - Unidades.

Conceptos del tema: Definiciones básicas. Propiedad extensiva. Fase. Sistema heterogéneo y sistema homogéneo. Estados físicos o de agregación. Cambios de estado. Separación y fraccionamiento de sistemas materiales. Unidades.

- 1) Determine cuál será la densidad del cobre (Cu) sabiendo que una esfera de este metal, de 43 cm de diámetro tiene una masa de 371 kg. ($V_{\text{esfera}} = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3$).
- 2) Las siguientes propiedades fueron determinadas para un trozo de Hierro (Fe), indique cuáles de ellas son extensivas y cuáles intensivas. Justifique las respuestas.

Propiedad	Intensiva/extensiva	Justificación
Masa = 40g		
Densidad = 7,8g/cm ³		
Color: Grisáceo brillante		
Punto de Fusión = 1535 ⁰ C		
Volumen: 5,13 cm ³		
Se oxida en presencia de aire húmedo (Este proceso se llama corrosión).		
Insoluble en Agua		

- 3) Indique si son Verdaderas (v) o Falsas (F) las siguientes proposiciones, justificando cada respuesta:

Afirmación	V/F	Justificación
a) El peso específico de 20 g de aluminio a 10 ⁰ C es mayor que el correspondiente a 5 g de aluminio a igual temperatura.		
b) Para separar el cloruro de potasio existente en una solución acuosa de dicha sustancia, no puede usarse la filtración.		
c) Las propiedades intensivas de las soluciones dependen de su composición.		
d) Los métodos de fraccionamiento permiten separar los componentes de soluciones.		
e) Una sustancia compuesta es un sistema heterogéneo ya que está formado por varios elementos.		

- 4) Exprese 5,38 cm en metros, milímetros, kilómetros y micrómetros
- 5) La pantalla de una computadora laptop mide 10,25 pulgadas de ancho por 7,75 pulgadas de alto. ¿Cómo expresaría esas dimensiones utilizando el sistema métrico?

- 6) El tanque de un automóvil de fabricación norteamericana tiene una capacidad de 14 galones, y el precio del combustible es de \$ 6,50/L ¿Cuánto le costará llenar el tanque?
- 7) El precio promedio de la nafta del tipo premium en los Estados Unidos es de U\$S 3,10/galón y en la República Argentina es de \$ 6,50/L. Si se considera la tasa de cambio actual en el país \$ 8,66/u\$s, ¿Dónde resulta más cara la nafta?
- 8) La densidad de la plata es de 10,5 g/cm³. ¿Cuál es el volumen de un lingote de plata de 0,734 kg? Suponiendo que el lingote tiene forma cúbica, ¿Cuál será la longitud en cm y pulgadas de la arista?
- 9) Una moneda está constituida por una aleación que contiene 97,6 % de zinc y 2,4 % de cobre. Si la moneda tiene una masa de 1,494 g, ¿Cuántos gramos de zinc contiene?

Para trabajar en grupo:

Los ingenieros utilizan en su actividad profesional una gran cantidad de tablas donde se resumen básicamente propiedades intensivas de materiales usualmente utilizados en la industria. En una fábrica hay un tanque de 10 m³ de volumen y se necesita saber, utilizando la tabla de densidades de soluciones de hidróxido de sodio (NaOH, comúnmente denominada soda cáustica líquida):

- a) ¿Qué masa en kg de la solución al 40 % será posible introducir a 20, 40 y 80 °C?
- b) ¿Qué masa como máximo se podrá introducir de solución al 36% 20 °C, para evitar que se desborde el tanque si la temperatura aumenta a 40 °C?
- c) Si el tanque contiene 12 Ton de una solución al 44% a 60 °C, ¿Cuál será el volumen del tanque ocupado si dicha solución se enfría a 20 °C?

Densidades de NaOH (g/cm ³)							
%	0°C	15°C	20°C	40°C	60°C	80°C	100°C
1	1.0124	1.01065	1.0095	1.0033	0.9941	0.9824	0.9693
2	1.0244	1.02198	1.0207	1.0139	1.0045	0.9929	0.9797
4	1.0482	1.04441	1.0428	1.0352	1.0254	1.0139	1.0009
8	1.0943	1.08887	1.0869	1.0780	1.0676	1.0560	1.0432
12	1.1399	1.13327	1.1309	1.1210	1.1101	1.0983	1.0855
16	1.1849	1.17761	1.1751	1.1645	1.1531	1.1408	1.1277
20	1.2296	1.22183	1.2191	1.2079	1.1960	1.1833	1.1700
24	1.2741	1.26582	1.2629	1.2512	1.2388	1.2259	1.2124
28	1.3182	1.3094	1.3064	1.2942	1.2814	1.2682	1.2546
32	1.3614	1.3520	1.3490	1.3362	1.3232	1.3097	1.2960
36	1.4030	1.3933	1.3900	1.3768	1.3634	1.3498	1.3360
40	1.4435	1.4334	1.4300	1.4164	1.4027	1.3889	1.3750
44	1.4825	1.4720	1.4685	1.4545	1.4405	1.4266	1.4127
48	1.5210	1.5102	1.5065	1.4922	1.4781	1.4641	1.4503
50	1.5400	1.5290	1.5253				

Respuestas

- 4) R: 53,8; 0,0538; 0,000538; 5,38 10⁻⁸
- 5) R: 26,035; 19,68
- 6) R: 343,98
- 7) R: 7,10 en u\$s
- 8) R: 0,0009215
- 9) R: 1,458; 0,036

Estructura Atómica

Conceptos del tema: Estructura atómica. Número atómico y número de masa. Isótopos. Diámetro atómico y nuclear. Masa y carga del protón, neutrón y electrón. Masa atómica. Unidad de masa atómica (uma), masa atómica relativa, masa molecular relativa, masa atómica absoluta. Equivalencia de la uma con el gramo. Comparación entre masa atómica y nuclear. Moléculas. Mol. Número de Avogadro.

- 1) Un átomo tiene un radio atómico aproximado de 0,15 nm y un núcleo típico tiene un radio aproximado de $1,5 \cdot 10^{-6}$ nm. a) Compare el tamaño del núcleo con el de átomo. b) Calcule el porcentaje de volumen ocupado por un núcleo respecto del volumen total del átomo, suponiendo que ambos son esféricos. Datos: Volumen de la esfera = $\frac{4}{3}\pi r^3$ (en nm es nanómetro = 10^{-9} m)
- 2) De la lista que está debajo elija símbolos que representan:
 - a) Grupos de isótopos del mismo elemento.
 - b) Átomos con el mismo número de neutrones.
 - c) Cuatro juegos diferentes de átomos con el mismo número de masa.

1. $^{12}_7\text{N}$
2. $^{13}_5\text{B}$
3. $^{13}_7\text{N}$
4. $^{14}_6\text{C}$
5. $^{14}_7\text{N}$
6. $^{15}_7\text{N}$
7. $^{16}_7\text{N}$
8. $^{16}_8\text{O}$
9. $^{17}_7\text{N}$
10. $^{17}_9\text{F}$
11. $^{18}_{10}\text{Ne}$

- 3) Complete la siguiente tabla:

SÍMBOLO	Z	A	Nº de Protones	Nº de Electrones	Nº de Neutrones	Carga Eléctrica
$^{13}_6\text{C}$	6	13	6	6	7	0
	5				6	0
			20		20	0
	11	23				0
$^{32}_{16}\text{S}^{2-}$						
		56		24		+2
	92				143	+6
				90	146	+3
		24			12	0
	30	63				+2
$^{244}_{94}\text{Pu}^{4+}$						

- 4) Un adulto normal tiene en sangre $4,8 \times 10^6$ eritrocitos por mm^3 , siendo su volumen sanguíneo de 5 litros. ¿Cuántos eritrocitos tiene en sangre?, ¿Cuántas docenas de eritrocitos?, ¿Cuántos moles de eritrocitos?, ¿En cuántos litros de sangre habrá un mol de eritrocitos?
- 5) ¿Cuántos moles de azufre (S) hay en un mol de Sulfuro de Hierro (pirita) (FeS_2) ?, ¿Cuántos átomos de hierro (Fe) hay? y ¿Cuántos átomos de azufre (S) hay?
- 6) Una onza troy de oro (Londres) pesa 31,104 g y el 9 de diciembre de 2009 se cotizó \$ 4345.83 (o sea u\$s1143. la onza troy)
- a) Calcule el valor del oro (Au) presente en un anillo de 3,0 g de masa.
- b) Cual será el valor monetario de 1 mol de átomos de Au.
- Dato: $A_{\text{Au}} = 197,0$
- 7) Dados los valores de su densidad a 25°C de las siguientes sustancias:
- a) Hierro (Fe): $7,86 \text{ g/cm}^3$
- b) Cobre (Cu): $8,92 \text{ g/cm}^3$
- c) Cloroformo (Cl_3CH): $1,50 \text{ g/cm}^3$
- d) Acetona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$): $0,792 \text{ g/cm}^3$
- e) Oxígeno (O_2): $1,31 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$
- Calcule el volumen molar de las mismas (el volumen de un mol).
- 8) Se pide:
- a) Determinar cuántos átomos conforman una molécula constituida por un solo elemento, sabiendo que su masa molecular relativa es igual a 48 y que cada átomo constituyente pesa $2,66 \times 10^{-23} \text{ g}$.
- b) ¿Cuál será la masa atómica relativa del elemento en cuestión?
- c) ¿Cuál será la sustancia aludida en este problema?
- 9) Se desconoce la atomicidad de las moléculas de un elemento X, pero se conoce su masa molecular relativa ($M_{\text{rX}}=256$) y se sabe que un átomo de X tiene una masa de $5,32 \times 10^{-23} \text{ g}$. Se pide calcular la atomicidad n de X (o sea X_n)
- 10) Un mol de agua, a 20°C ocupa un volumen de 18 cm^3 . Considere un vaso cuya masa es de 150 g, en el que se vierten 100 cm^3 de agua líquida a dicha temperatura. Aparte se tiene un cubito de hielo de 2,50 cm de arista, y se sabe que 1 mol de agua sólida a 0°C ocupa un volumen de $19,6 \text{ cm}^3$.
- a) ¿Cuántos moles de agua líquida hay en el vaso?
- b) ¿Cuántos moles de agua hay en el cubito de hielo?
- c) ¿Cuántas moléculas de agua hay en el vaso luego de agregar el cubito de hielo?
- d) Si cada molécula de agua pesara 18,0 g, ¿Podría una persona levantar el vaso?
- Para un cálculo estimativo como este, ¿influye la masa del vaso?
- e) ¿Cuál es la masa del sistema luego de agregar el cubito de hielo al vaso?

- 11) Un mol de moléculas de cloro gaseoso (Cl_2) tiene una masa de 71 g. ¿Cuál será la masa de 1 átomo de Cloro (Cl).

Respuestas:

- 1) a) $V_{\text{at}} = 1 \times 10^{15} V_n$ b) $1 \times 10^{-13} \%$
4) $2,4 \times 10^{13}$ eritrocitos; 2×10^{12} docenas de eritrocitos; $3,985 \times 10^{-11}$ moles de eritrocitos;
 $1,25 \times 10^{11}$ litros de sangre
5) 2 moles de S; $6,02 \times 10^{23}$ átomos de Fe; $1,204 \times 10^{24}$ átomos de S
6) a) \$ 420,03; b) \$ 27581,71/mol de Au.
7) a) $7,10 \text{ cm}^3/\text{mol}$; b) $7,12 \text{ cm}^3/\text{mol}$; c) $79,57 \text{ cm}^3/\text{mol}$; c) $73,23 \text{ cm}^3/\text{mol}$; d) $24427,48 \text{ cm}^3/\text{mol}$
($24,43 \text{ dm}^3/\text{mol}$)
8) a) 3 átomos; b) 16; c) O_3 (ozono)
9) a) Atomicidad = 8 y Fórmula: X_8
10) a) 5,555 moles de $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$; b) 0,797 moles de $\text{H}_2\text{O}_{(\text{s})}$; c) $3,825 \times 10^{24}$ moléculas H_2O ;
d) no influye; e) 264,34 g
11) $5,897 \times 10^{-23} \text{ g}$.

Gases

Conceptos del tema: Teoría cinético molecular de un gas. Variables de estado de un gas: P, V, T, n. Temperatura absoluta y temperatura Celsius y la relación entre ambas. Gases ideales. Ecuación General y de Estado de los gases ideales. Transformaciones a isotérmicas e isobáricas. Ley de las presiones parciales de Dalton.

- 1) Un recipiente de 5 litros de capacidad contiene 1 g de hidrógeno a la temperatura de 24 °C. Calcule: a) la presión gaseosa en atmósferas; y b) la cantidad de hidrógeno que se ha dejado salir cuando la presión es de 780 mm de Hg y la temperatura ha disminuido a 19 °C.
- 2) Un tubo electrónico al vacío se selló durante su fabricación a $1,2 \times 10^{-5}$ mm Hg a la temperatura de 27 °C. Si su volumen es de 100 cm³. ¿Calcule el número de moléculas del gas que permanecen en el tubo?
- 3) Un globo contiene 5 gramos de un gas que ocupa un volumen de 2,5 litros a 1,2 atm y 25°C. El globo se eleva hasta una altura donde la temperatura es -15°C y la presión 360 mm de Hg.
Calcule:
a) El volumen final del globo
b) La Mr del gas
- 4) El cuerpo humano produce unos 960 g de CO₂ por día. Si la cabina de un astronauta tiene un volumen de 7600 litros y la presión parcial del CO₂ debe mantenerse por debajo de 4,1 torr, siendo la temperatura de la cabina de 27 °C, ¿Qué masa de CO₂ debe eliminarse durante el primer día de viaje? Suponga que la presión parcial inicial del CO₂ es cero.
- 5) Un recipiente de volumen X contiene 12 g de un gas A que ejerce una presión de 2 atm a 67°C. Este recipiente se conecta con otro de volumen 7,8 litros y en el cual previamente se hizo vacío. El gas se distribuye entre ambos y cuando se alcanza el equilibrio la presión en el sistema es de 0,7 atm. La temperatura permanece constante. Considere que es despreciable el volumen de la conexión entre los dos recipientes. Se pide calcular:
a) El volumen del recipiente X.
b) La masa molecular relativa Mr del gas A.
- 6) En un recipiente de 10,0 dm³ hay 0,50 moles de moléculas de oxígeno (O₂). La temperatura es 1200 K. Calcule la presión a la que está sometido el gas en atm y en hPa.
- 7) ¿Qué volumen ocupa un mol de gas ideal cuando está sometido a una presión de 5,5 atm y la temperatura es de 25 °C ?, ¿Qué volumen ocupará en CNPT?

- 8) En un sistema cerrado, con tapa móvil, cuyo volumen es $0,452 \text{ dm}^3$, hay un gas a una presión de $628,1 \text{ hPa}$ y temperatura de 87°C .
- ¿cuál es su volumen a 1 atm y 0°C ?
 - ¿cuántos moles de gas hay en el sistema?
 - ¿cuál es el volumen molar del gas en ambas condiciones?
- 9) Un cilindro de 100 cm^2 de base y 1 m de altura contiene gas oxígeno a una presión de 10 atm y 25°C . Se produce una pequeña fisura en el tanque, con la consiguiente pérdida de gas. Determinar:
- ¿Qué volumen de gas queda en el tanque?
 - ¿Qué masa de oxígeno se perdió?
- Datos: La presión atmosférica es normal
- 10) Los aviones a reacción son una fuente importante de contaminación atmosférica. Se calcula que por cada hora de vuelo se producirán unas 66 toneladas de CO_2 (dióxido de carbono). ¿Qué volumen de CO_2 gaseoso medidos a $4,1 \times 10^{-1} \text{ atm}$ y 627°C se corresponde a esta cantidad?
- $1,5 \times 10^6$ litros
 - $1,9 \times 10^8$ litros
 - $2,7 \times 10^8$ litros
 - $4,2 \times 10^8$ litros
 - $2,1 \times 10^{11}$ litros
- 11) En un recipiente de 10 m^3 se encuentra encerrado un gas ideal a 250°C . La presión medida es 6 atm . Este recipiente se conecta a otro de 5 m^3 , inicialmente al vacío. Calcule la temperatura que debería observarse si se mantuviera la presión constante.
- 12) Un tanque de hierro contiene He a una presión de 136 atm y 25°C de temperatura. Suponiendo que dicho tanque se encuentra en un edificio que se incendia, determinar si explotará antes de fundirse. La presión que soporta el recipiente es de 500 atm . Dato: Punto de fusión (PF) de hierro = 1535°C .
- 13) Calcule la masa molecular relativa de un gas cuando su densidad a 100°C y 700 torr es de $2,39 \text{ g/l}$
- 14) Calcule la densidad del gas etano, C_2H_6 , a 1090 hPa y 25°C . ¿Cuántos átomos hay en un mol de este gas?
- 15) Si 200 cm^3 de un gas pesan $0,268 \text{ g}$ en CNPT. ¿Cuál es la masa molecular relativa M_r ?
- 16) Calcule la M_r (o MMR) del óxido nitroso sabiendo que a 80°C y 1000 mm de Hg de presión tiene una densidad de 2 g/litro .
- 17) Se determina la densidad de un gas YZ_2 a 900 mmHg y 15°C dando como resultado $1,63 \text{ g/l}$. Determine cuántos moles de YZ_2 se hallan contenidos en 60 g del compuesto y qué volumen ocupa esta masa en las condiciones mencionadas.

- 18) Una mezcla gaseosa contiene 16 g de H_2 , 12 g de He y 16 g de CH_4 . Calcule la presión parcial de cada componente si la presión total es de 24 atm.
- 19) Dos bulbos de vidrio: A y B, de 500 y 200 cm^3 de volumen, respectivamente, se conectan a través de una llave. Si A contiene nitrógeno gaseoso a una presión de 500 hPa mientras que B contiene O_2 a 1000 hPa de presión, ¿cuál será la presión final luego de abierta la llave, a temperatura constante?
- 20) En un recipiente de 90 litros se encuentran mezclados gas oxígeno y gas argón. La presión parcial de oxígeno es de 3,00 atm. Si hay doble cantidad de moles de argón que de oxígeno y de argón existen 120 g, calcule la temperatura en grados Centígrados de la mezcla gaseosa.

Adicionales

- 21) En un recipiente de 500 litros, inicialmente al vacío, se colocan 12 moles de gas nitrógeno, 200 gramos de gas argón y $1,806 \times 10^{24}$ moléculas de gas oxígeno. Si la temperatura es 127 °C y se supone comportamiento ideal, calcule la presión en el recipiente.
- 22) Un cilindro rígido de 5 l contiene 0,1 moles de argón a 25 °C y 372 torr. Si se calienta el cilindro a 34 °C y se bombean (introducen) 2,8 g de nitrógeno ¿Cuál es la presión parcial del argón en la mezcla de gases final?
- 23) Un tanque con gas de alumbrado, cerrado con agua a 40 °C y presión de 1 atm., contiene 200 m^3 de gas. La temperatura disminuye a 20 °C y la presión aumenta a 800 mm de Hg. ¿Cuál será el volumen de gas “seco” en estas condiciones? Datos: Presión del vapor $p_v H_2O$ a 40 °C = 55,3 mm de Hg y $p_v H_2O$ a 20 °C = 17,5 mm de Hg
- 24) Un recipiente cuyo volumen es de 30 dm^3 contiene un gas A a la presión de 90 kPa y a la temperatura de 25 °C. Calcule la masa de un gas B (siendo $M_B = 32$) que debe agregarse para que la presión en el recipiente aumente un 50 % a volumen y temperatura constantes (30 dm^3 y 25 °C). ¿Cuál será la fracción molar de cada gas en la mezcla final?
- 25) En un recipiente de volumen fijo de 10 litros hay 80 gramos de un gas A. Se introducen en el recipiente 40 litros de CO_2 (g) medidos a 57 °C y 0,95 atm. de presión. La mezcla se calienta hasta 81 °C. Cuando se alcanza el equilibrio la presión dentro del recipiente es de 9 atm. (No hay reacción química entre los gases). Calcule:
- La M_r del gas A
 - La presión del CO_2 dentro del recipiente.
- 26) En un recipiente de volumen fijo de 25 litros se introducen 0,8 moles de H_2 (g) y 66 g de CO_2 (g). ¿Qué masa de CH_4 (g) habrá que agregar al recipiente para que la presión dentro del mismo sea de 9 atm, si la mezcla se calienta hasta 50°C?. (Considere que no hay reacción química entre los gases).

- 27) En un recipiente de volumen fijo de 15 litros, que soporta una presión máxima de 7 atm. a 72° C.
- ¿Podrá introducirse en él una mezcla de 63 g de N_2 (g) y 35 g de C_2H_4 (g) y calentar la mezcla hasta 72 °C sin que el recipiente explote (suponga que no hay reacción química entre los gases).
 - ¿Cuántos g de N_2 (g) deberán agregarse o quitarse de la mezcla para alcanzar la presión máxima que soporta el recipiente a 72 °C?
- 28) Un recipiente A de volumen fijo de 4,5 litros contiene N_2 (g) que ejerce una presión de 1,2 atm a 30 °C . Otro recipiente B de volumen fijo de 1,5 litros contiene H_2 (g) que ejerce una presión de 2,2 atm. a 20°C. Los recipientes se conectan y los gases se distribuyen entre ambos. El sistema se calienta hasta 40 °C cuando se alcanza el equilibrio. Considerando despreciable al volumen de la conexión entre ambos recipientes y que no hay reacción química entre los gases, calcule:
- La presión parcial de cada gas.
 - La masa de N_2 y H_2 en el sistema.
- 29) Un recipiente de volumen fijo contiene 56 g de N_2 (g) y una cierta masa de CO_2 (g) que contiene $9,03 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno. A 63 °C la presión que ejerce la mezcla es de 5 atm.
- Considerando que no hay reacción química entre los gases, calcule:
- El volumen del recipiente.
 - La presión parcial de cada gas.
 - Si el recipiente soporta una presión máxima de 10 atm. a 200 °C ¿Podrá calentarse la mezcla hasta esa temperatura sin que el recipiente explote?
- 30) En un recipiente de 300 cm³ de capacidad se hace vacío y se introducen 100 cm³ de hidrógeno a una presión de 700 mm de Hg, 50 cm³ de oxígeno a una presión de 340 mm de Hg y 75 cm³ de helio a 200 mm de Hg. La temperatura es constante.
- ¿Cuál es la presión total, en atmósferas, del sistema?
 - ¿Cuál es la presión parcial, expresada en atmósferas, de cada gas, en la mezcla gaseosa?
- 31) Existen dos recipientes con gases: en el A, que posee un volumen de 200 litros, la presión es de 0,8 atm y la temperatura 100 °C. En el B, de 300 litros, la presión es de 0,5 atm, medida a 120 °C. Se conectan los dos recipientes y se lleva la presión a 0,6 atm. Si los gases se comportan como ideales. ¿Cuál será la temperatura que marcará el termómetro al conectarlos?
- 32) En un recipiente de 1000 litros, inicialmente al vacío, se colocan 10 moles de gas hidrógeno, 8 gramos de gas helio y $2,408 \times 10^{24}$ moléculas de gas oxígeno. La temperatura de la mezcla es 27 °C, se supone comportamiento ideal y no existe reacción química entre los gases. Calcule la presión a que se halla sometido el recipiente.

Respuestas:

- a) 2,4354 atm. b) 0,5714 g
- $3,83 \times 10^{13}$ moléculas

- 3) a) 5,48 lt. b) $M_r = 40,7$
- 4) 886,7g
- 5) a) 4,2 litros, b) $M_r = 39,8$
- 6) 4,92 atm y $4,96 \times 10^3$ hPa
- 7) $4,44 \text{ dm}^3$ y $22,4 \text{ dm}^3$
- 8) a) $0,212 \text{ dm}^3$ b) $9,5 \times 10^{-3}$ c) $47,6 \text{ dm}^3$, $22,4 \text{ dm}^3$
- 9) a) 10 dm^3 b) 116,6 g
- 10) c)
- 11) $511,5^\circ\text{C}$
- 12) Explota antes de fundirse
- 13) 79,37
- 14) $1,32 \text{ g.l}^{-1}$ y $4,82 \times 10^{24}$ átomos
- 15) $M_r = 30$
- 16) $M_r = 44$
- 17) $n=1,85$ moles, $V=36,8 \text{ dm}^3$
- 18) $p_{\text{H}_2} = 16 \text{ atm}$ $p_{\text{He}} = 6 \text{ atm}$ $p_{\text{CH}_4} = 2 \text{ atm}$
- 19) 642,85 hPa
- 20) $1922,1^\circ\text{C}$
- 21) 1,312 atm
- 22) 383,23 Torr
- 23) $168,6 \text{ m}^3$
- 24) a) masa de B = 17,47 g ; b) $\chi_A = 0,66$ y $\chi_B = 0,33$
- 25) a) $M_r = 47,17 \text{ L}$ b) $p_{\text{CO}_2} = 4,07 \text{ atm}$
- 26) 99,14 g
- 27) a) Sí (Presión total = 6,6 atm), b) 5,94 gr
- 28) a) $p_{\text{N}_2} = 0,93 \text{ atm}$ $p_{\text{H}_2} = 0,59 \text{ atm}$, b) $\text{N}_2 = 6,08 \text{ g}$ y $\text{H}_2 = 0,275 \text{ g}$
- 29) a) 15,15 litros b) $p_{\text{N}_2} = 3,64 \text{ atm}$ y $p_{\text{CO}_2} = 1,36 \text{ atm}$
- 30) a) 0,448 atm b) 0,307 atm para el H_2 , 0,075 atm para el O_2 , 0,066 atm para el He
- 31) 370,3 K
- 32) 0,394 atm

Estructura Electrónica

Conceptos del tema: Estructura del átomo: protón, neutrón, electrón. Estructura electrónica. Principio de incertidumbre de Heideberg. Regla de Hund. Principio de exclusión de Pauli. Configuración electrónica y Tabla Periódica. Grupos y períodos de la Tabla Periódica.

- 1) El número atómico es:
 - a) El número de nucleones que tenga.
 - b) El número de protones que hay en el núcleo atómico, y que siempre coincide con el número de electrones de la corteza.
 - c) El número de electrones que hay en la corteza atómica.
 - d) El número de protones que hay en el núcleo atómico.
- 2) Si se comparan los valores del número atómico y del número másico de un determinado átomo, se puede observar que:
 - a) Siempre son diferentes.
 - b) El número másico es siempre mayor que el número atómico.
 - c) El número másico es siempre igual o mayor que el número atómico.
 - d) El número atómico es siempre mayor o igual que el número másico.
- 3) Enuncie los principios o reglas que controlan el llenado de los niveles de energía atómicos permitidos.
- 4) Indique la *estructura atómica* K, Mn, Cu y Rb.
- 5) Obtenga la *configuración electrónica* (CE) de los elementos Sr ($Z = 38$); Ti ($Z = 22$); Al ($Z = 13$) y K ($Z = 19$) y Se ($Z = 34$).
- 6) Un átomo X tiene un número atómico igual a 8 y un número másico igual a 18. Se puede decir:
 - a) El elemento X es un isótopo del oxígeno.
 - b) Tiene 8 neutrones por átomo.
 - c) Un átomo de X tiene 10 protones.
 - d) Un átomo de X tiene 10 electrones
- 7) De las siguientes configuraciones electrónicas indicar cuál es imposible
 - a) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$
 - b) $1s^2 2s^2 2p^7$
 - c) $1s^2 2s^2 2p^6 3d^2$
 - d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$
- 8) Razone si las siguientes configuraciones electrónicas son posibles y si es un estado fundamental (base) o en un estado excitado:
 - a) $1s^2; 2s^2; 2p^4; 3s^1$
 - b) $1s^2; 2s^2; 2p^6; 3s^2; 3p^1$
 - c) $1s^2; 2s^2; 2p^6; 3s^2$

9) Indique cuáles de estas especies son isoelectrónicas (igual número de electrones) entre sí: S^{-2} , O^{-2} , F^{-} , K^{+} , Br^{-} , Li^{+} , Ar , Cl^{-} , Ne , Al^{+3} , Na^{+} , Ca^{+2}

Respuestas:

1) d

2) c

6) a

7) b

8) fundamental, excitado, fundamental, fundamental

9) O^{-2} , F^{-} , Na^{+} , Ne y Al^{+3} ; S^{-2} , Cl^{-} , Ar , Ca^{+2} y K^{+}

Tabla Periódica

Conceptos del tema: Configuración electrónica y Tabla Periódica. Grupos y períodos de la Tabla Periódica. Propiedades periódicas: Electronegatividad, afinidad electrónica y potencial iónico, tendencia a ganar o perder electrones, radio atómico o tamaño de los átomos. Elementos Representativos, de Transición y de Transición interna. Metales, No metales y Metaloides.

- 1) De acuerdo a su ubicación en la tabla periódica:
 - a) ¿Cuál de los siguientes elementos tendrá mayor carácter metálico:
Li, B; Mg, K, Cu
 - b) Señale el átomo de mayor tamaño, en cada uno de los siguientes pares:
Na-K; Na-S; Br-F; Ba-I.
- 2) Un elemento del grupo 15 y período 3, ¿Cuántos protones tiene?:
a) 5; b) 14; c) 15; d) 16; e) 17
- 3) En la Tabla Periódica, los elementos con mayor afinidad electrónica se encuentran:
 - a) En el centro
 - b) En la parte superior izquierda
 - c) En la parte inferior izquierda
 - d) En la parte superior derecha.
- 4) Indique la respuesta *correcta* y defina la propiedad elegida: La energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo se denomina:
 - a) Afinidad electrónica
 - b) Electronegatividad
 - c) Potencial de ionización
 - d) Ionización
- 5) Se tienen dos elementos A y B. El elemento A tiene $Z=37$ y el elemento B tiene $Z=30$. Sobre la base de estos datos responda correctamente:
 - a) A y B están en el mismo período
 - b) A tienen 2 electrones en el último nivel
 - c) B tiene mayor radio atómico
 - d) A es representativo y B de transición
 - e) A y B son representativos
- 6) Dados los elementos Na y S; revise las siguientes características planteadas en forma comparativa y señale la que considere incorrecta:
 - a) Tamaño atómico $\text{Na} > \text{S}$
 - b) Energía de ionización $\text{Na} < \text{S}$
 - c) Afinidad electrónica $\text{Na} > \text{S}$
 - d) Electronegatividad $\text{Na} < \text{S}$
- 7) Señale si son correctas o no las siguientes afirmaciones (justificar):
 - a) el elemento de $Z=33$ tiene mayor radio atómico que el de $Z=51$.
 - b) el elemento de $Z=51$ tiene mayor radio atómico que el de $Z=38$.
 - c) el elemento de $Z=86$ tiene mayor radio atómico que el de $Z=85$.

- 8) Utilizando la escala de Pauling, ordene los siguientes elementos en forma creciente de electronegatividad: F, O, Li, N, Fr, C, H.
- 9) Dadas las siguientes configuraciones electrónicas: A) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ y B) $1s^2 2s^2 2p^4$. Sin utilizar la Tabla Periódica indique: a) El grupo y período al que pertenecen los elementos, b) El número de protones y c) ¿La electronegatividad, potencial de ionización y carácter metálico del elemento de A) será mayor o menor que el del B)?

Uniones Químicas

Conceptos del Tema: Regla del octeto. Representación de Lewis. Unión Iónica. Uniones covalentes. Unión metálica. Fuerzas intermoleculares: dipolo-dipolo; dipolo inducido (transitorio) o fuerzas de London, puentes de hidrógeno.

- 1) Describa las uniones químicas que se originan en los siguientes casos, justificando su respuesta. ¿La unión formada será polar? ¿Y la molécula será polar? Cuando:
 - a) Se combinan dos átomos de hidrógeno.
 - b) Un átomo de nitrógeno se combina con tres átomos de hidrógeno para formar amoníaco
 - c) Un átomo de flúor se combina con uno de potasio
 - d) Se combinan dos átomos de oxígeno con un carbono para formar dióxido de carbono.
- 2) La mayoría de las sustancias iónicas se disuelven en agua y dichas soluciones conducen la corriente eléctrica.
 - a) Represente la disociación del NaCl y del NaOH.
 - b) ¿Por qué a estas sustancias conductoras se las denomina electrolitos?
- 3) Describa las uniones del SO₃.
- 4) Describa las uniones de los compuestos de la tabla mediante las estructuras de Lewis e indique a que tipo pertenece: iónica, covalente no polar, covalente polar o covalente dativa. En las sustancias en las que haya más de una unión distinta indique lo mismo para cada unión. Indique en la última columna cómo es la polaridad resultante de la sustancia.

Sustancia	Estructura de Lewis	Tipo de Unión Polar o no polar
Cl ₂ (Cloro)		
N ₂ O ₅ Oxido de Nitrógeno (V)		
Cl ₂ O Oxido de cloro (I)		

Cl_2O_3 Oxido de cloro (III)		
Cl_2O_5 Oxido de cloro (V)		
Cl_2O_7 Oxido de cloro (VII)		
BaF_2 Floruro de Bario		
CaCl_2 Cloruro de Calcio		
K_2O Oxido de Potasio		
AlF_3 Floruro de Aluminio		
HNO_3 Ácido Nítrico ó ácido nítrico(V)		
Ca(OH)_2 Hidróxido de Calcio		
KOH Hidróxido de Potasio		

- 5) Explique, en función del tipo de unión que presentan los compuestos, las siguientes afirmaciones: a) El cloruro sódico (NaCl) es soluble en agua, b) El hierro es conductor de la electricidad, c) El metano (CH₄) tiene bajo punto de fusión.
- 6) Marque con una X las propiedades correspondientes a las sustancias que presentan uniones iónicas:
- a) Son sólidas y tienen bajo punto de fusión ()
 - b) Conducen la corriente eléctrica fundidas o disueltas en agua ()
 - c) Tienen brillo metálico ()
 - d) Forman cristales quebradizos ()
 - e) Conducen la corriente eléctrica al estado sólido ()
 - f) Son moléculas polares ()
 - g) No son moléculas ()
- 7) Marque con una X las propiedades que corresponden a las sustancias que presentan uniones covalentes:
- a) Generalmente son poco solubles en agua ()
 - b) A temperatura ambiente pueden ser gaseosas, líquidas o sólidas ()
 - c) Son dúctiles y maleables ()
 - d) No forman moléculas, son agregados de iones ()
 - e) No son conductoras de la corriente eléctrica ()
- 8) Explique conceptualmente cómo se puede describir la unión metálica.
- 9) Marque con una X las propiedades que corresponden a las sustancias con unión metálica:
- a) Tienen bajo punto de fusión y de ebullición ()
 - b) Tienen brillo metálico ()
 - c) Conducen la corriente eléctrica sin modificarse ()
 - d) En estado sólido son malos conductores de la corriente eléctrica ()
 - e) Son maleables y pueden formar hilos y láminas delgadas ()
- 10) Disocie (separe en iones) los siguientes compuestos:

Al ₂ (CO ₃) ₃	
AlCl ₃	
BaS	
Ca (OH) ₂	
Ca(NO ₃) ₂	
CaCl ₂	
CdCO ₃	
Cu (NO ₃) ₂	
CuCO ₃	
CuNO ₃	
Fe(OH) ₃	
Fe(NO ₃) ₃	
Fe ₂ (SO ₄) ₃	

Fe ₂ S ₃	
K ₂ Cr ₂ O ₇	
K ₂ CrO ₄	
K ₂ S	
KNO ₃	
KOH	
Na ₂ CO ₃	
Na ₂ S	
Na ₂ SO ₃	
NaCl	
NaHCO ₃	
Pb(CO ₃) ₂	
PbSO ₂	
SnCl ₄	

11) Nombre los iones resultantes de *ionizar* los compuestos siguientes:

- a) H₂SO₄
- b) H₂CO₃
- c) HI(ac)
- d) HNO₃
- e) HCl(ac)
- f) HNO₂
- g) HBr(ac)
- h) HClO
- i) H₃PO₄
- j) H₂S(ac)
- k) HBrO₃
- l) H₂SO₃
- m) HF(ac)
- n) HClO₄

12) Complete la tabla siguiente, escribiendo las fórmulas de los compuestos que se obtienen combinando los iones de distinto signo:

	Ag ⁺	Cu ²⁺	Fe ²⁺	Al ³⁺	Sn ⁴⁺
I ⁻					
ClO ₄ ⁻					
CO ₃ ²⁻					
CrO ₄ ²⁻					
PO ₄ ³⁻					

Soluciones - Solubilidad

Conceptos del tema: Definición de solución. Soluciones en fase gaseosa, soluciones en fase líquida. Solubilidad. Solución no saturada, solución saturada, solución sobresaturada. Efecto de la temperatura sobre la solubilidad. Curvas de solubilidad. Formas de expresar concentraciones de soluciones: % masa/masa, % masa/volumen, fracción molar, Molaridad, molalidad. Electrolitos y no electrolitos

- 1) En base a los datos de la tabla siguiente, grafique la solubilidad vs. temperatura. para los cuatro compuestos

Temperatura °C	Solubilidad (g _{st} /100g _{agua})			
	KClO ₃	Na ₂ SO ₄ ·2H ₂ O	Na ₂ SO ₄	NaCl
0	3,3	5,0		35,7
10	5,0	9,0		35,8
20	7,4	19,4		36
30	10,5	40,8		36,3
40	14	48,8	48,8	36,6
50	19,3		46,7	37
60	24,5		45,3	37,3
70	31,5			37,8
80	38,5		43,7	38,4
90	48,0			39
100	57,0		42,5	39,8

- 2) Utilizando la tabla del ejercicio 1) Calcule qué masa de NaCl se podrá disolver en 250 L de agua a 50 y a 20 °C. Realice el mismo cálculo, pero para KClO₃.
- 3) La solubilidad de una sal en agua a 70°C es 60 g sal/100 g de agua. A 25°C la solubilidad es 20 g sal/100 g de agua. Calcular la masa de sal que cristaliza cuando se enfrían 3000 kg de solución saturada desde 70°C a 25°C.
- 4) La solubilidad de una sal en agua a 60°C es 35 g sal/100 g de agua. A 20°C la solubilidad es de 15 g sal/100 g agua. Calcular: ¿qué masa de sal cristaliza cuando se enfrían 5000 g de solución saturada de 60°C a 20°C?
- 5) La solubilidad de una sal a 80 °C es de 85 g de sal / 100 g de H₂O. Cuanta agua habrá que evaporar a 80 °C de 5000 kg de solución para obtener 300 kg de la sal sólida.
- 6) **Para trabajar en grupo:**
 El nitrato (V) de amonio es una sal muy soluble en el agua, tal como se deduce de su tabla de solubilidades.
 En un proceso industrial se prepara una solución en un tanque provisto de calefacción y montado sobre una balanza. Se cargan en el tanque 700 kg de agua y 3800 kg de nitrato (V) de amonio a 80 °C, manteniendo durante un

período la temperatura constante, el peso de la mezcla disminuye 200 kg. Se filtra todo el contenido del tanque y son retenidos por los filtros 900 kg de nitrato (V) de amonio cristalizado.

Procure responder lo siguiente:

- ¿Por qué disminuye el peso del contenido del tanque?
- ¿Cuál es la solubilidad del nitrato (V) de amonio a 80 °C?
- ¿La mezcla inicial estaba saturada, no saturada o sobresaturada?
- ¿Si pretendiera que a 80 °C se cristalizara la mitad de la masa inicial del nitrato (V) de amonio, cuanto tendría que disminuir la masa del contenido del tanque?
- ¿Cuál es la concentración expresada en % m/m de la solución saturada?

Temperatura °C	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Solubilidad gNH ₄ NO ₃ /100gH ₂ O	118	151	192	242	297	352	421	499	?	712	871

Problemas sobre concentración de soluciones

- Expresar las solubilidades del nitrato (V) de amonio en % m/m y molalidad.
- Complete los casilleros vacíos en el cuadro siguiente:

	SOLUTO							
	CH ₃ COOH (Ac. Acético)	KNO ₃	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (Sacarosa)	H ₂ SO ₄	Al ₂ (SO ₄) ₃	HCl	H ₃ PO ₄	NaCl
m _{st} (g)	5,00	250	54,0	34,87 5	22,8		32	
m _{H₂O} (g)	95,00		36,0					
M _{sn} (g)								
V _{sn} (cm ³)		1000	69,8	100	300	150	250	100
d _{sn} g/cm ³	1,007	1,12		1,34		1,18		1,08
%m/m						38		
M (Molaridad) (mol/L)								2.5
m (molalidad) (mol/kg)								

- Un detergente normalizado de uso domiciliario, debe poseer una concentración mínima del 15% m/v de materia activa, siendo la misma dodecilmecenosulfonato de sodio (NaC₁₈H₃₅SO₃). ¿Cuál es la molaridad mínima de materia activa que debe poseer un detergente?

- 10) Un recipiente A contiene 20 g de CH_3OH disueltos en 2 kg de H_2O . Otro recipiente B contiene 20 g de CH_3OH disueltos en 2 kg de CCl_4 . La densidad de la solución contenida en el recipiente B es mayor que la de la solución contenida en el recipiente A. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y justifique su respuesta.
- Las dos soluciones tienen la misma molalidad (m).
 - Las dos soluciones tienen la misma molaridad (M).
 - El % (m/m) de ambas soluciones es la misma.
- 11) Un paciente que padece de úlcera estomacal puede presentar una concentración de HCl en su jugo gástrico de 8×10^{-4} molar. Suponiendo que su estomago recibe 3 litros diarios de jugo gástrico. ¿Que cantidad de medicina conteniendo 2,6 % m/v de $\text{Al}(\text{OH})_3$ debe consumir diariamente para neutralizar el ácido?
- 12) ¿Qué masa de yodo (I_2) se necesita disolver en 20,5 g de benceno (C_6H_6) para que la solución resultante sea 4 % m/m en yodo?
- 13) Calcule el volumen de ácido sulfúrico 98% m/m y $d=1,84 \text{ kg/dm}^3$ necesario para preparar 6 litros de solución 1 M de dicho ácido.
- 14) El efluente de una industria contiene H_2SO_4 en una concentración de 8 % m/v, y el caudal del efluente es de 2000 litros/hora. Se debe neutralizar completamente el mismo y se cuenta con una solución de NaOH 4M. Cuantos litros de esta última solución se han de consumir por hora.
- 15) Se prepara una solución de NaOH en agua, en un tanque montado sobre una balanza, colocándose 700 kg de NaOH puro y 1800 kg de agua. Como la reacción es exotérmica, la temperatura de la solución alcanza los 80°C , y empieza a descender. Se mide la densidad de la solución a distintas temperaturas con los siguientes valores:

Temp. $^\circ\text{C}$	80	60	40	20
Densidad (g/cm^3)	1,2682	1,2814	1,2942	1,3064

Con los datos complete la siguiente tabla:

Temp. $^\circ\text{C}$	80	60	40	20
% m/m				
% m/v				
M (mol/L)				

Si tuviera que realizar un proceso donde la temperatura fuera variable, ¿Cuál de las formas de expresión de concentración adoptaría?

- 16) En el Laboratorio de una empresa se necesita preparar 2 L de una solución de HNO_3 0,3 M, y se cuenta con 500 mL de una solución 2,6 M. ¿Qué volumen de ésta última solución será necesario utilizar.

Respuestas

2) a 20 °C: $\text{NaCl} = 90000$ g $\text{KClO}_3 = 18500$ g

a 50 °C: $\text{NaCl} = 92500$ g $\text{KClO}_3 = 48250$ g

3) 750 kg

4) 740,7 g

5) 352,94 kg

8)

	SOLUTO							
	CH_3COOH H (Ac. Acético)	KNO_3	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (Sacarosa)	H_2SO_4	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	HCl	H_3PO_4	NaCl
m_{st} (g)	5,00	250	54,0	34,875	22,8	67,26	32	14,625
$m_{\text{H}_2\text{O}}$ (g)	95,00	870	36,0	99,125		109,74		93,37
m_{sn} (g)	100	1120	90	134		177		108
V_{sn} (cm^3)	99,3	1000	69,81	100	300	150	250	100
δ_{sn} g/cm^3	1,007	1,120	1,289	1,34		1,18		1,08
%m/m	5 %	22,32%	60 %	26,03%		38		13,54
M Molaridad (mol/L)	0,839	2,475	2,262	3,65	0,258	12,28	1,306	2,5
m molalidad (mol/kg)	0,877	2,845	4,386	3,59		16,79		2,7

9) 0,43M

11) 2,4 ml

12) 0,854 g de Iodo

13) 326 cm^3 de H_2SO_4 98%

14) 816,3 L de NaOH 4M

15)

Temp. °C	80	60	40	20
% m/m	28	28	28	28
% m/v	35,50	35,87	36,24	36,50
M (mol/L)	8,87	8,96	9,06	9,12

16) 0,231 L

Estequiometría

Conceptos del tema: Ley de conservación de la masa. Información que brinda la ecuación equilibrada. Rendimiento de reacción, pureza de reactivos. Reactivo Limitante, reactivo en exceso.

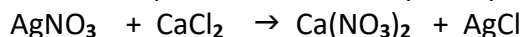
(Recuerde verificar si las ecuaciones están equilibradas).

- 1) Dada la siguiente reacción: $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$
Se pide calcular: a) Los gramos, moles y moléculas de O_2 (g) necesarios para reaccionar con 70 g de N_2 (g) y b) ¿Cuántos gramos, moles y moléculas de NO_2 (g) se forman?
- 2) Dada la siguiente reacción: $\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{NaCl}$
Si se colocan 160 g de HCl y 156 g de Na_2S . Se pide calcular:
a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
b) ¿Cuántos gramos, moles y moléculas sobran del reactivo que está en exceso (sobran)?
c) ¿Cuántos gramos y moléculas de H_2S se obtienen?
- 3) El agua oxigenada se descompone según la siguiente reacción: $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
Si se parte de 170 g de agua oxigenada, calcule:
a) ¿Cuántos moles de agua y de oxígeno se obtienen?
b) ¿Qué masa de cada uno de ellos se obtiene?
c) ¿Cuántas moléculas de oxígeno se obtienen?
d) ¿Cuántos átomos de H hay en la masa de agua obtenida?
- 4) Se hace reaccionar una mezcla de 250 g de Cr_2O_3 y 70 g de Aluminio. La reacción que se produce es la siguiente: $\text{Al} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Cr}$
Calcule:
a) ¿Cuántos gramos, moles y átomos de cromo se obtienen?
b) ¿Qué reactivo no reacciona completamente? ¿Cuántos gramos no reaccionan?
¿Qué porcentaje de la masa colocada representa?
- 5) Dada la siguiente reacción: $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{Al} \rightarrow \text{NaAlO}_2 + \text{H}_2$
Si se colocan 60 g de H_2O , 100 g de Al y 100 g de una muestra que contiene 90% de NaOH. Calcular:
a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
b) ¿Cuántos moles y gramos sobran de los reactivos que están en exceso?
c) ¿Cuántos moles y gramos de NaAlO_2 se obtienen?
- 6) La combustión completa del propano (C_3H_8) se produce según la siguiente reacción
$$\text{C}_3\text{H}_8(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$$

Si se hace reaccionar 500 g de una mezcla que contiene 85% de propano con 518 L de O_2 (g) medidos a 30 °C y 3039,75 hPa. Calcule:
a) ¿Cuál es el reactivo limitante?

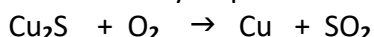
- b) Luego de completarse la reacción ¿cuántos gramos sobran del reactivo en exceso?
 c) ¿Cuántos gramos y moléculas de agua se forman?
 d) ¿Cuántos átomos de oxígeno y de hidrógeno hay en esas moléculas de agua?
 e) Si se obtuvieran 600 g de H₂O ¿cuál sería el rendimiento de la reacción?

- 7) En un recipiente se colocan 2 moles de cloruro de calcio con 1000 g de una mezcla que contiene 80% de nitrato de plata. La reacción que se produce es la siguiente:



Calcular: a) ¿Cuál es el reactivo limitante?, b) ¿Cuántos gramos sobran del reactivo que está en exceso?, c) ¿Cuántos gramos de nitrato de calcio se producen? y d) Si el rendimiento de la reacción fuese 90% ¿Cuántos gramos de cloruro de plata se producirían?

- 8) En uno de los pasos del proceso de obtención de cobre se hace pasar aire a alta temperatura sobre el mineral de cobre y se produce la siguiente reacción:



Si se colocan 20 moles de O₂ con 3000 g de un mineral que contiene un 70% de Cu₂S. Se pide calcular:

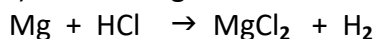
- a) ¿Cuántos gramos y moles sobran del reactivo que está en exceso?
 b) ¿Cuántos moles de Cu se forman? ¿Cuántos átomos de Cu hay en esos moles formados?
 c) Si el rendimiento de la reacción fuese de 70% ¿cuántos moles de Cu se formarían?

- 9) Dada la siguiente reacción: $\text{Sb}_4\text{O}_6 + \text{C} \rightarrow \text{Sb} + \text{CO (g)}$

Si se obtienen 1200 g de Sb con un rendimiento de reacción de 67%.

Calcular: a) ¿Cuántos gramos de una mezcla que contiene 90% de Sb₄O₆ se deben colocar?, b) ¿Cuántos gramos y moles de C serán necesarios? y c) Con el mismo rendimiento de reacción ¿Qué volumen medido en CNPT de CO (g) se obtiene?

- 10) Dada la siguiente reacción:



Si se obtienen 750 g de MgCl₂ con un rendimiento de 90%. Calcular:

- a) Masa necesaria de una muestra que contiene 85% de Mg.
 b) Gramos y moles de HCl necesarios.
 c) Con el mismo rendimiento de reacción ¿Cuántas moléculas de H₂ se obtendrán?

- 11) Dada la siguiente reacción: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O}$

Si se obtienen 600 g de CuSO₄ con un rendimiento de 85%. Calcular:

- a) Masa de una muestra colocada si esta contenía 80% de Cu.
 b) Gramos y moles de H₂SO₄ colocados.

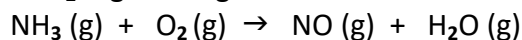
- 12) Dada la siguiente reacción: $\text{CS}_2 \text{ (l)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{SO}_2 \text{ (g)}$

Si reaccionan 520 g de CS₂ con suficiente cantidad de O₂. Calcular:

- a) ¿Qué volumen de oxígeno medido en CNPT es necesario?

- b) ¿Qué volumen de CO₂ y SO₂ se obtienen medidos en CNPT?
 c) ¿Qué volumen de CO₂ se obtendría a 2 atm y 65°C.?

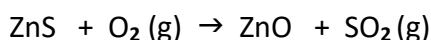
- 13) El NH₃ se combina con el O₂ según la siguiente ecuación:



Dados 300 g de NH₃ (g). Calcular:

- a) ¿Qué volumen de O₂ medido a 30°C y 1200 hPa atm será necesario para que reaccionen los 300 g de NH₃ (g)
 b) Si el rendimiento de la reacción es de 75%, que presión ejercerá el NO (g) obtenido si se recoge en un recipiente rígido de 80 litros a una temperatura de 50° C.

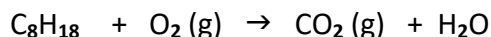
- 14) En la tostación del sulfuro de cinc se produce la siguiente reacción:



A partir de 39 moles de O₂ se obtienen 600 litros de SO₂ medidos a 48 °C y 700 mm de Hg de presión. Calcular:

- a) Rendimiento de la reacción.
 b) Gramos necesarios de ZnS al 85% m/m.
 c) Con el mismo rendimiento de reacción ¿cuántos gramos y moles de ZnO se forman?

- 15) Los cilindros del motor de un automóvil tienen un volumen total de 7 litros. Suponiendo que se llena este volumen con aire a 1,5 atm y 35 °C conteniendo un quinto de oxígeno en volumen. La reacción que se produce es la siguiente:



Calcular:

- a) ¿Qué masa de octano puro (C₈H₁₈) es necesario para que reaccione completamente con el oxígeno?
 b) ¿Cuántos gramos y moles de agua se producirán?

- 16) Dada la siguiente reacción: $\text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 (\text{g})$

Si se obtienen 45 litros de hidrogeno (g) a 55 °C y 1,6 atm. de presión con un rendimiento de 90%. Calcular:

- a) Masa necesaria de una muestra que contiene 85% de Zn.
 b) Volumen de solución de HCl 5M que se necesita.
 c) Con el mismo rendimiento de reacción ¿Cuál es la masa de sal formada?

Respuestas

- 1) a) 160 g de O_2 ; 5 moles y $3,01 \times 10^{24}$ moléculas; b) 230 g de NO_2 ; 5 moles y $3,01 \times 10^{24}$ moléculas
- 2) a) reactivo limitante Na_2S , b) 14 g de HCl , 0,38 moles y $2,31 \times 10^{23}$ moléculas, c) 68 g de H_2S ; $1,2 \times 10^{24}$ moléculas
- 3) a) 5 moles de H_2O ; 2,5 moles de O_2 , b) 90 g de H_2O y 80 g de O_2 , c) $1,5 \times 10^{24}$ moléculas de O_2 y d) $6,02 \times 10^{24}$ átomos de H
- 4) a) 134,8 g de Cr; 2,59 moles y $1,59 \times 10^{24}$ átomos, b) Cr_2O_3 ; c) 53 g de Cr_2O_3 ; d) 21,2%
- 5) a) Reactivo limitante $NaOH$; b) 19,5 g de H_2O , 1,08 moles y 39,25 g de Al, 1,45 moles
c) 184,5 g, 2,25 moles
- 6) a) Reactivo limitante C_3H_8 , b) sobran 455,99 g de O_2 (456 g), c) 695,45 g de H_2O , $2,33 \times 10^{25}$ moléculas, d) $4,66 \times 10^{25}$ átomos de H y $2,3 \times 10^{25}$ átomos de O y e) 86,27 %
- 7) a) Reactivo limitante $CaCl_2$, b) sobran 120 g de $AgNO_3$, c) 328 g y d) 516,6 g
- 8) a) sobran 6,8 moles de O_2 , 217,6 g, b) 26,4 moles, $1,6 \times 10^{25}$ átomos y c) 18,5 moles
- 9) a) 2381,5 g, b) 265 g, 22 moles, c) 414 g, 331,2 litros
- 10) a) 250 g, b) 638 g, 17,5 moles, c) $4,74 \times 10^{24}$
- 11) a) 351 g, b) 872 g, 8,85 moles
- 12) a) 460 litros, b) 153 litros de CO_2 y 306 litros de SO_2 , c) 94,8 litros
- 13) a) 462,78 litros, b) 4,38 atm
- 14) a) 80,8%, b) 2981 g, c) 21 moles de ZnO , 1709,40 g
- 15) a) 0,76 g, b) 0,06 moles, 1,08 g de H_2O
- 16) a) 230,82 g, b) 6 moles, 1,2 litros c) 373,69 g

Termoquímica

Conceptos del tema: Reacciones exo y endotérmicas. Concepto de entalpía. Ecuaciones termoquímicas. Calor de reacción. Leyes de Lavoisier y de Hess. Reacciones de combustión. Calores de combustión

- 1) Defina sistema y entorno, b) ¿Qué tipos de sistemas conoce y en qué se diferencian?
- 2) Enuncie el primer principio y explique qué entiende por los términos: energía, trabajo y calor.
- 3) ¿Qué es una función de estado?, b) ¿Cuáles de las siguientes magnitudes son funciones de estado: T, P, V, q, E y w?. Justifique su respuesta.
- 4) Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:
 - a) ΔH y ΔE son funciones de estado
 - b) ΔH y ΔE no son funciones de estado
 - c) Una función de estado es el Q
 - d) Las funciones de estado dependen de la trayectoria
 - e) La función ΔV es de estado
- 5) a) ¿Cómo se calcula la entalpía de un sistema termodinámico?, b) En un proceso a presión constante: ¿Qué relación existe entre el ΔH y el calor puesto en juego?
- 6) Justifique por qué la entalpía es una función de estado.
- 7) ¿En las reacciones exotérmicas, se libera o se absorbe calor?, b) ¿Y la variación de entalpía será negativa o positiva?,
- 8) Explique ¿Cuál es la utilidad de la Ley de Hess?
- 9) ¿Cómo se define el estado estándar o patrón?
- 10) a) ¿Qué es la entalpía estándar de formación? b) ¿Cuál es la entalpía estándar de formación de las sustancias simples en sus variedades alotrópicas más estables?
- 11) ¿Cuándo se lleva a cabo una combustión, cuáles son los productos más habituales que se obtienen?

Respuestas:

- 4) a

Cinética química

Conceptos del tema: Velocidad de reacción; curva de concentraciones de reactivos y productos en función del tiempo. Reacciones muy lentas (H_2 con O_2 a temperatura ambiente) y deflagraciones. Expresión genérica de la velocidad. Nociones de catálisis.

- 1) Indique cuál de los siguientes factores no influye sobre la velocidad de reacción:
 - a) Temperatura.
 - b) Valor de la constante de equilibrio K_p .
 - c) Concentración de los reactivos.
 - d) Catalizadores
- 2) La velocidad de reacción es igual a:
 - a) Los moles finales menos los iniciales, dividido todo ello por el tiempo empleado en realizar dicha variación de moles.
 - b) La cantidad de soluto que se consume en la unidad de tiempo
 - c) El tiempo que tarda en efectuarse la reacción.
 - d) Siempre y cuando la reacción tenga lugar en disolución, la variación de la concentración de un reactivo en valor absoluto, partido por el coeficiente de dicha especie química en la ecuación química igualada y dividida por el tiempo empleado en efectuar dicha variación.
- 3) La velocidad de reacción puede definirse como:
 - a) La rapidez con la que se efectúa la reacción
 - b) La cantidad de masa perdida por unidad de tiempo
 - c) Los moles de reactivo o de producto que, respectivamente, se pierden o ganan por segundo
 - d) Ninguna de las repuestas anteriores es correcta
- 4) Algunos de los factores que alteran o pueden alterar la velocidad de una reacción cualquiera son:
 - a) La presión, la temperatura y la concentración
 - b) Las variaciones de presión, de temperatura, de concentración y la presencia de un catalizador cualquiera.
 - c) Las variaciones de la presión, de la temperatura, de la concentración y la presencia de catalizadores o inhibidores adecuados, pero solo en aquellas en las que intervengan gases, ya que, de otra forma, la presión no podría actuar.
 - d) Solo aquellos que hacen variar las concentraciones de los reactivos, aunque solo sea localmente
- 5) Un catalizador es:
 - a) Una sustancia química que nos proporciona unos reactivos que sin ella no se podrían obtener nunca.
 - b) Un agente químico o físico que nos permite aumentar o disminuir la velocidad de una reacción química
 - c) Una sustancia que ofrece a los reactivos un camino alternativo en el que él mismo actúa como un reactivo más.

- d) Un agente químico o físico que nos permite rebajar la energía de reacción de un proceso químico
- 6) Un catalizador puede:
- a) Disminuir la energía de activación de una reacción.
 - b) Aumentar la velocidad de la reacción directa sin modificar la de la reacción inversa.
 - c) Alterar el equilibrio de una reacción.
 - d) Disminuir la entalpía de una reacción.

Respuestas:

- 1) b
- 2) a
- 3) c
- 4) c
- 5) b
- 6) a

Equilibrio químico

Conceptos del tema: Constante de equilibrio en términos de concentraciones molares. Principio de Le Châtelier. Noción de reacción exotérmica y endotérmica.

- 1) Indique cuál de los siguientes factores no influye en el desplazamiento de un equilibrio químico hacia uno u otro miembro:
 - a) Temperatura.
 - b) Concentración de los reactivos.
 - c) Catalizadores
 - d) Presión.
- 2) El principio de Le Châtelier permite asegurar que:
 - a) Al alterar las condiciones de un sistema cerrado reaccionante éste tiende a evolucionar en el sentido de restablecer el estado inicial
 - b) Al variar la presión de un sistema reaccionante, éste se desplaza hacia el extremo de la reacción en que haya menor número de moles.
 - c) Si se aumenta la concentración de un reactivo en un sistema cerrado en equilibrio, las de los restantes reactivos, en caso de haberlos, tienden a disminuir.
 - d) Si se varía la presión de un sistema reaccionante que contiene cantidades iguales de moles en ambos miembros de la ecuación química, el sistema permanece inalterado
- 3) Los factores que pueden modificar el estado de equilibrio de un sistema son los siguientes:
 - a) Solamente los siguientes: Presión, temperatura y concentración de alguna de las especies químicas involucradas en el proceso en cuestión.
 - b) Entre otros, la variación de la concentración de cualquier especie química, intervenga o no en el equilibrio.
 - c) Entre otros, el aumento de la temperatura solamente si se trata de un proceso exotérmico.
 - d) Solamente los siguientes: Variación de la presión, de la temperatura o de la concentración de alguna de las especies químicas involucradas en el proceso en cuestión.
- 4) ¿En cuál de los siguientes equilibrios aumentará la concentración de los productos obtenidos, si se disminuye el volumen del recipiente de reacción, a temperatura constante?:
 - a) $2\text{HI}(g) \rightleftharpoons \text{H}_2(g) + \text{I}_2(g)$
 - b) $\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(g)$
 - c) $2\text{CO}(g) + \text{O}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{CO}_2(g)$
 - d) $\text{NO}(g) + \text{O}_3(g) \rightleftharpoons \text{NO}_2(g) + \text{O}_2(g)$ (balancear)
- 5) Para una reacción química dada, indique qué proposición es FALSA:

- a) El valor de la constante de equilibrio a una temperatura dada es siempre el mismo.
- b) Un aumento de presión desplaza siempre el equilibrio hacia la obtención de mayor cantidad de productos.
- c) Si la reacción es exotérmica y transcurre con aumento de *entropía* será siempre espontánea.
- d) Cuando un proceso tiene lugar a volumen constante el calor de reacción es igual a la variación de energía interna del sistema.

Respuestas 1) c 2) d 3) c 4) c 5) c

Equilibrio iónico

Conceptos del tema:. Teoría de Brönsted. Ácidos y bases fuertes y débiles. K_w , K_a y K_b ; pH y pOH. Cálculos de pH.

- 1) El producto iónico del H_2O a $0^\circ C$ es $1,1 \times 10^{-15}$; a $25^\circ C$ es $1,0 \times 10^{-14}$ y a $60^\circ C$ es $9,6 \times 10^{-14}$. Calcule el pH del H_2O pura a las temperaturas mencionadas.
- 2) Una solución que tiene una concentración de iones $OH^- = 2 \cdot 10^{-4} M$ tendrá un pH igual a:
 - a) 3,30
 - b) 3,70
 - c) 10,30
 - d) 10,70.
- 3) Calcule el pH de las siguientes soluciones, en las cuáles los ácidos y bases involucrados son muy fuertes (K_a y K_b muy grandes).
 - a) Solución de HCl 0,1M
 - b) Solución de NaOH 0,15 M
 - c) Solución de KOH 0.0025 M
 - d) Solución de HNO_3 0.3 M
- 4) Calcule la concentración H_3O^+ y OH^- de las siguientes soluciones cuyos pH se consigna:
 - a) pH = 1
 - b) pH = 12
 - c) pH = 2,5
 - d) pH = 13,8
- 5) En el cuadro siguiente están listados distintos ácidos débiles y sus correspondientes bases conjugadas con sus respectivas K_a y K_b . Se pide completar el cuadro y poder deducir con los resultados algunas relaciones interesantes que serán de utilidad en el momento de realizar cálculos de ejercicios posteriores.

Ácido	K_a	Base conjugada	K_b	$K_a \times K_b$	Log K_a (pKa)	Log K_b (pKb)	pKa + pKb
Acético (HCH_3COO)	$1,8 \times 10^{-5}$	CH_3COO^-	$5,55 \times 10^{-10}$				
Benzoico (HC_6H_5COO)	$6,3 \times 10^{-5}$	$C_6H_5COO^-$	$1,59 \times 10^{-10}$				
Cianhídrico (HCN)	$4,9 \times 10^{-10}$	CN^-	$2,04 \times 10^{-5}$				
Fenol (HC_6H_5O)	$1,3 \times 10^{-10}$	$C_6H_5O^-$	$7,7 \times 10^{-5}$				
Fluorhídrico (HF)	$6,8 \times 10^{-4}$	F^-	$1,47 \times 10^{-11}$				
Hipocloroso (HClO)	$3,0 \times 10^{-8}$	ClO^-	$3,33 \times 10^{-7}$				
Nitroso (HNO_2)	$4,5 \times 10^{-4}$	NO_2^-	$2,22 \times 10^{-11}$				

6) En base a la actividad anterior, ordene en forma creciente de fuerza los ácidos allí descriptos, ubicándolos de izquierda a derecha y complete además los datos faltantes.

Acido							
Base conjugada							
K_a							
K_b							
pK_a							
pK_b							

En base a estos resultados responda los siguientes interrogantes:

a) Al incrementar la fuerza de los ácidos:

¿ K_a aumenta o disminuye?

¿ pK_a aumenta o disminuye?

¿ pK_b aumenta o disminuye?

¿ K_b aumenta o disminuye?

b) Se compara la fuerza de tres ácidos a partir de los datos de la tabla a continuación:

	Datos	Orden
Ácido 1	$K_a = 2,3 \times 10^{-4}$	
Ácido 2	$pK_b = 11$	
Ácido 3	$pK_a = 3,5$	

7) Indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa: "Por electrolito se entiende una...

- Sustancia que conduce la corriente eléctrica en cualquier estado.
- Cualquier sustancia que se disocia en disolución.
- Una sustancia aislante que en disolución acuosa o fundida conduce la corriente eléctrica.
- Una sustancia que produce iones en disolución acuosa.

8) El pH se define como:

- La inversa del logaritmo de la concentración de iones H_3O^+
- El logaritmo de la concentración de iones H_3O^+
- La inversa de la concentración de iones H_3O^+
- El logaritmo de la inversa de la concentración de iones H_3O^+

9) Un ácido fuerte puede definirse como:

- Aquel cuyas disoluciones tienen un pH fuerte.
- Aquel cuyas disoluciones tienen un pH muy bajo.
- Aquel que está completamente disociado.
- Aquel que es muy duro.

- 10) Un ácido débil es aquel que:
- No está completamente disociado.
 - Aquel cuyas disoluciones tienen un pH alto.
 - Aquel que es blando.
 - Aquel cuyas disoluciones tienen un pH débil.
- 11) Calcular el pH de una solución 0,2 M de HF. $K_a = 6,8 \times 10^{-4}$.
- 12) 3,7 g de ácido HClO están contenidos en 100 ml de solución acuosa. Calcular el pH y pOH de la solución. $K_a = 3 \times 10^{-8}$
- 13) 500 ml de una solución contienen 0,2 moles de un ácido HA. El pH de la solución es 4,2. Calcular la K_a del ácido.
- 14) Ordenar las siguientes soluciones según su basicidad creciente.
- pH = 2
 - pOH = 11,5
 - $[H_3O^+] = 3,1 \times 10^{-7}$
 - $[OH^-] = 3,6 \times 10^{-4}$

Respuestas:

-
- c
- a) 1; b) 13,18; c) 11,4; d) 0,5
- a) $[H_3O^+] = 0,1$ $[OH^-] = 1 \times 10^{-13}$; b) $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-12}$ $[OH^-] = 1 \times 10^{-2}$; c) $[H_3O^+] = 3,16 \times 10^{-3}$ $[OH^-] = 3 \times 10^{-12}$; d) $[H_3O^+] = 1,585 \times 10^{-14}$ $[OH^-] = 6,31 \times 10^{-1}$
-
-
- a
- d
- c
- a
- 1,94
- 3,8
- $9,95 \times 10^{-9}$
- a \rightarrow b \rightarrow c \rightarrow d

Aplicaciones Informáticas

El silicio y los microprocesadores

El silicio tiene un interés especial en la industria electrónica y microelectrónica como material básico para la creación de obleas o chips que se pueden implantar en transistores, pilas solares y una gran variedad de circuitos electrónicos. Actualmente la mitad del consumo se destina a fibra óptica y equipos de visión nocturna y catálisis en la polimerización de plásticos, entre otras. Está previsto reemplazar al arseniuro de galio por aleaciones silicio-germanio sobre todo en las telecomunicaciones sin cable.

Cuando los *transistores* comenzaron a reemplazar a los tubos de vacío en la mayoría de los circuitos electrónicos, el material que se empleaba para construirlos era el *germanio*. Luego, comenzó a usarse el silicio, cuyo costo, características y abundancia lo hacían mucho más interesante. El *silicio* es el elemento más abundante en la corteza terrestre (27,7%) después del oxígeno.

Su uso en los productos electrónicos se debe a sus características de *semiconductor*. Lo cual significa que, dependiendo los materiales que se le agreguen (esto se llama dopado) puede actuar como conductor o como un aislante. El silicio es la base de la microelectrónica. Los *circuitos integrados y microprocesadores cada vez se hacen más pequeños*.

Aunque el proceso de fabricación de un microprocesador es muy complejo, comienza con la fabricación de un *monocristal* de unos 20 x 150 centímetros. Se funde el material (arena) a unos 1370° C y muy lentamente (10 a 40 mm por hora) se va formando el cristal.

Se cortan los extremos y la superficie exterior de este cristal, de forma de obtener un cilindro perfecto y luego se lo corta en obleas (esta capa delgada de material semiconductor, generalmente silicio se denomina *wafer*) de menos de un milímetro de espesor, usando una sierra de diamante. De cada cilindro se obtienen miles de *wafers*, y de cada oblea se fabricarán cientos de microprocesadores. Se pulen las obleas hasta obtener una superficie plana, pasan por un proceso llamado *annealing*, que es un calentamiento extremo para remover cualquier defecto o impureza que cambia la microestructura y por lo tanto las propiedades. Luego de una inspección a través de láseres capaces de detectar imperfecciones menores a una milésima parte de micrón y se recubren con una capa aislante formada por óxido de silicio transferido mediante deposición de vapor.

Luego comienza el proceso del dibujado de los transistores que conformarán a cada microprocesador que consiste en la *impresión* de sucesivas máscaras sobre el *wafer*, que son endurecidas mediante luz ultravioleta y atacada por ácidos encargados de remover las zonas no cubiertas por la impresión.

Cada capa que se pinta sobre el *wafer* permite o bien la eliminación de algunas partes de la superficie, o la preparación para que reciba el aporte de átomos (aluminio o

cobre, por ejemplo) destinados a formar parte de los transistores que conformaran el microprocesador.

Dado el tamaño pequeño de los transistores *dibujados*, no se puede usar luz visible en este proceso. La longitud de onda de la luz visible (380 a 780 nanómetros) es demasiado grande. Los últimos procesadores de cuatro núcleos de Intel están fabricados con un proceso de 45 nanómetros, empleando una radiación ultravioleta de longitud de onda más pequeña.

Un transistor construido en tecnología de 45 nanómetros tiene un ancho equivalente a unos 200 electrones. Eso da una idea de la precisión absoluta que se requiere para poder aplicar cada una de las mascararas utilizadas durante la fabricación. Una vez que el *wafer* ha pasado por el proceso litográfico, tiene *grabados* en su superficie varios cientos de microprocesadores, cuya integridad es comprobada antes de cortarlos mediante un proceso automatizado.

Los errores en los bordes del *wafer*, dan como resultados chips capaces de funcionar a velocidades menores que los del centro de la oblea. Luego se corta el *wafer* en chips individuales. En esta etapa del proceso el microprocesador es una pequeña placa de unos pocos milímetros cuadrados, sin pines ni capsula protectora.

El trabajo sobre las obleas de silicio se realiza en *clean rooms* (ambientes limpios o estériles), con sistemas de ventilación y filtrado iónico de precisión, ya una pequeña partícula de polvo puede malograr un procesador. Estas plaquitas tendrán una capsula protectora plástica (en algunos casos pueden ser cerámicas) conectada a los cientos de pines metálicos que le permitirán interactuar la conexiones, mediante alambres delgados de oro.

Algunas cápsulas tienen un disipador térmico de metal, que servirá para mejorar la transferencia de calor desde el interior del chip hacia el disipador principal. Este proceso lleva dos o tres meses hasta ser completado, y de cada cristal de silicio extra puro se obtienen decenas de miles de microprocesadores.



Científicos de la universidad estadounidense South Florida (USF) crearon una técnica para convertir los *defectos o irregularidades* del material en cables metálicos que permitirá avanzar en las investigaciones para que el *grafeno* pueda sustituir al silicio como materia prima para los semiconductores. El *grafeno* es una capa simple de átomos de carbono de menos de un nanómetro de espesor y es el material conductor más delgado conocido.

Actividad 1: Visite el sitio de Intel

<http://www.intel.com/cd/corporate/techtrends/emea/spa/324535.htm>

y realice: "Una visita guiada por la fábrica de chips de Intel"

<http://www.oregonlive.com/news/oregonian/multimedia/wide.ssf?chip>

Actividad 2: Investigue las características del **grafeno** y las posibilidades tecnológicas para sustituir al silicio.

Actividad 3: Investigue las diferencias entre las **pantallas táctiles resistivas y capacitivas** y los materiales constituyentes de las mismas.

TABLA PERIÓDICA DE ELEMENTOS

Grupos ->

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 1,007 (1) H HIDRÓGENO																	2 4,003 (4) He HELIO
2	3 6,941 (7) Li LITIO	4 9,012 (9) Be BERILIO											5 10,81 (11) B BORO	6 12,01 (12) C CARBONO	7 14,01 (14) N NITRÓGENO	8 15,99 (16) O OXÍGENO	9 18,99 (19) F FLUOR	10 20,18 (20) Ne NEÓN
3	11 22,99 (23) Na SODIO	12 24,31 (24,3) Mg MAGNESIO											13 26,98 (27) Al ALUMINIO	14 28,08 (28) Si SILICIO	15 30,97 (31) P FÓSFORO	16 32,06 (32) S AZUFRE	17 35,45 (35,5) Cl CLORO	18 39,95 (40) Ar ARGÓN
4	19 39,1 (39) K POTASIO	20 40,08 (40) Ca CALCIO	21 44,96 (45) Sc ESCANDIO	22 47,87 (48) Ti TITANIO	23 50,94 (51) V VANADIO	24 52 (52) Cr CROMO	25 54,94 (55) Mn MANGANESO	26 55,85 (56) Fe HIERRO	27 58,93 (59) Co COBALTO	28 58,69 (58,7) Ni NÍQUEL	29 63,55 (63,5) Cu COBRE	30 65,38 (65,4) Zn ZINC	31 69,72 (69,5) Ga GALIO	32 72,63 (72,5) Ge GERMANIO	33 74,92 (75) As ARSENICO	34 78,96 (79) Se SELENIO	35 79,90 (80) Br BROMO	36 83,80 (84) Kr CRÍPTON
5	37 85,47 (85,5) Rb RUBIDIO	38 87,62 (87,6) Sr ESTRONCIO	39 88,91 (89) Y ITRIO	40 91,22 (91,2) Zr ZIRCONIO	41 92,91 (93) Nb NIOBIO	42 95,94 (96) Mo MOLIBDENO	43 98 (98) Tc TECNICIO	44 101,07 (101) Ru RUTENIO	45 101,07 (101) Rh RODIO	46 106,4 (106) Pd PALADIO	47 107,9 (108) Ag PLATA	48 107,87 (108) Cd CADMIO	49 114,8 (115) In INDIO	50 118,7 (119) Sn ESTAÑO	51 121,8 (122) Sb ANTIMONIO	52 127,6 (128) Te TELURO	53 126,9 (127) I YODO	54 131,3 (131) Xe XENÓN
6	55 132,9 (133) Cs CESIO	56 137,3 (137) Ba BARIO	57-71 LANTANIDOS	72 178,5 (178) Hf HAFNIO	73 180,9 (181) Ta TANTALO	74 183,8 (184) W TUNGSTENO	75 186,2 (186) Re REHENO	76 186,2 (187) Os OSMIO	77 190,2 (190) Ir IRIDIO	78 192,2 (192) Pt PLATINO	79 195,1 (195) Au ORO	80 200,6 (201) Hg MERCURIO	81 204,4 (204,5) Tl TALIO	82 207,2 (207) Pb PLOMBO	83 209 (209) Bi BISMUTO	84 209 (209) Po POLONIO	85 210 (210) At ASTATO	86 222 (222) Rn RADÓN
7	87 223,02 (223) Fr FRANCIO	88 226,03 (226) Ra RADIO	89-103 ACTINIDOS	104 261 (261) Rf RUTERFORDIO	105 261 (261) Db DUBNIO	106 271 (271) Sg SEABORGIO	107 271 (271) Bh BOHIO	108 277 (277) Hs HASIO	109 277 (277) Mt MEITNERIO	110 281 (281) Ds DARMSTADTIO	111 281 (281) Rg ROSGENIO	112 285 (285) Cn COOPERNICO						

LANTANIDOS

ACTINIDOS

57 138,9 (139) La LANTANO	58 140,1 (140) Ce CERIO	59 140,9 (141) Pr PRASEODIMIO	60 144,2 (144) Nd NEODIMIO	61 145 (145) Pm PRIMITIVO	62 150,4 (150) Sm SAMARIO	63 152 (152) Eu EUROPIO	64 157,3 (157) Gd GADOLINIO	65 158,9 (159) Tb TERBIO	66 162,5 (162) Dy DISPROSIO	67 164,9 (165) Ho HOLMIO	68 167,3 (167) Er ERBIO	69 168,9 (169) Tm TULIO	70 173,1 (173) Yb YTERBIO	71 175 (175) Lu LUTECIO
89 227 (227) Ac ACTINIO	90 232,0 (232) Th TORIO	91 231,0 (231) Pa PROTACTINIO	92 238,0 (238) U URANIO	93 237 (237) Np NEPTUNIO	94 244 (244) Pu PLUTONIO	95 243 (243) Am AMERICIO	96 247 (247) Cm CURIO	97 247 (247) Bk BERKELIO	98 251 (251) Cf CALIFORNIO	99 252 (252) Es ENSTENIO	100 257 (257) Fm FERMIO	101 258 (258) Md MENDELEVIO	102 259 (259) No NOBELIO	103 262 (262) Lr LAWRENCIO



UTN.BA
UNIVERSIDAD TECNOLÓGICA NACIONAL
FACULTAD DE INGENIERÍA

Departamento de Ciencias Básicas - UDB Química

Autor: Ing. Angel Rodolfo Zambirino

TABLA DE ESTADOS DE OXIDACIÓN

Grupo	Elemento	-4	-3	-2	-1	1+	2+	3+	4+	5+	6+	7+
1	H				X	X						
	Li, Na, K, Fr, Cs					X						
2	Be, Mg, Ca, Ba, Sr						X					
4	Ti						X		X			
6	Cr						X	X			X	
7	Mn					X	X	X	X		X	X
8	Fe						X	X				
9	Co						X	X				
10	Ni						X					
	Cu					X	X					
	Ag					X						
	Au					X		X				
12	Zn, Cd						X					
	Hg					X	X					
13	B, Al, Ga, In, Tl							X				
	C	X					X		X			
	Si								X			
	Sn, Pb						X		X			
15	N		X			X	X	X	X	X		
	P, As, Sb, Bi		X				X			X		
16	O			X	X		X					
	S, Se, Te, Po			X					X		X	
	F				X							
17	Cl, Br, I, At				X	X		X		X		X

Constantes importantes:

Número de Avogadro: $6,022 \times 10^{23}$

Unidad de Masa Atómica: $1,6605 \times 10^{-27}$ kg/uma

Masa del protón: $1,6726 \times 10^{-27}$ kg

Masa del neutrón: $1,6749 \times 10^{-27}$ kg

Masa del electrón: $9,1094 \times 10^{-31}$ kg

Carga eléctrica del electrón: $1,6022 \times 10^{-19}$ C

Carga 1 mol de electrones (Constante de Faraday): 96500 C

Constante de los Gases ideales: $R = 0,08205$ L . atm / mol . K

$R = 8,314$ J / mol . K

$R = 83,14$ hPa . L / mol . K

Potenciales estándar de reducción (E° red) a 298 K	Volt
$F_2(g) + 2e^- \rightarrow 2F^-(aq)$	+2.87
$Au^+(aq) + e^- \rightarrow Au(s)$	+1.83
$Pb^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Pb(s)$	+1.69
$Au^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Au(s)$	+1.52
$Cl_2(g) + 2e^- \rightarrow 2Cl^-(aq)$	+1.36
$O_2(g) + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$	+1.23
$Br_2(aq) + 2e^- \rightarrow 2Br^-(aq)$	+1.09
$Hg^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Hg(l)$	+0.85
$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$	+0.80
$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}(aq)$	+0.77
$I_2(s) + 2e^- \rightarrow 2I^-(aq)$	+0.54
$Cu^+(aq) + e^- \rightarrow Cu(s)$	+0.52
$O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \rightarrow 4OH^-(aq)$	+0.40
$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$	+0.34
$Cu^{2+}(aq) + e^- \rightarrow Cu^+(aq)$	+0.16
$Sn^{4+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}(aq)$	+0.15
$C(s) + 4H^+ + 4e^- \rightarrow CH_4(g)$	+0.13
$2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$	0.00
$Sn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sn(s)$	-0.13
$Pb^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Pb(s)$	-0.13
$Ni^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ni(s)$	-0.25
$PbSO_4(s) + 2e^- \rightarrow Pb(s) + SO_4^{2-}(aq)$	-0.36
$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Fe(s)$	-0.44
$Cr^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Cr(s)$	-0.74
$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Zn(s)$	-0.76
$2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$	-0.83
$Al^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Al(s)$	-1.66
$Mg^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mg(s)$	-2.38
$Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$	-2.71
$Ca^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ca(s)$	-2.76
$K^+(aq) + e^- \rightarrow K(s)$	-2.93
$Li^+(aq) + e^- \rightarrow Li(s)$	-3.05

Equivalencias de unidades

Unidades de Presión			
Atm	mmHg (Torricelli)	mmH ₂ O	hPa
1	760	10336	1013,25

Unidades de Longitud		
Metro (m)	Centímetro (cm)	Picómetro (pm)
1	100	10^2
0.01	1	10^0
10^{-12}	10^{-10}	1

Unidades de Volumen		
m ³	L / dm ³	mL / cm ³
1	1000	1000000
0,001	1	1000
0,000001	0,001	1