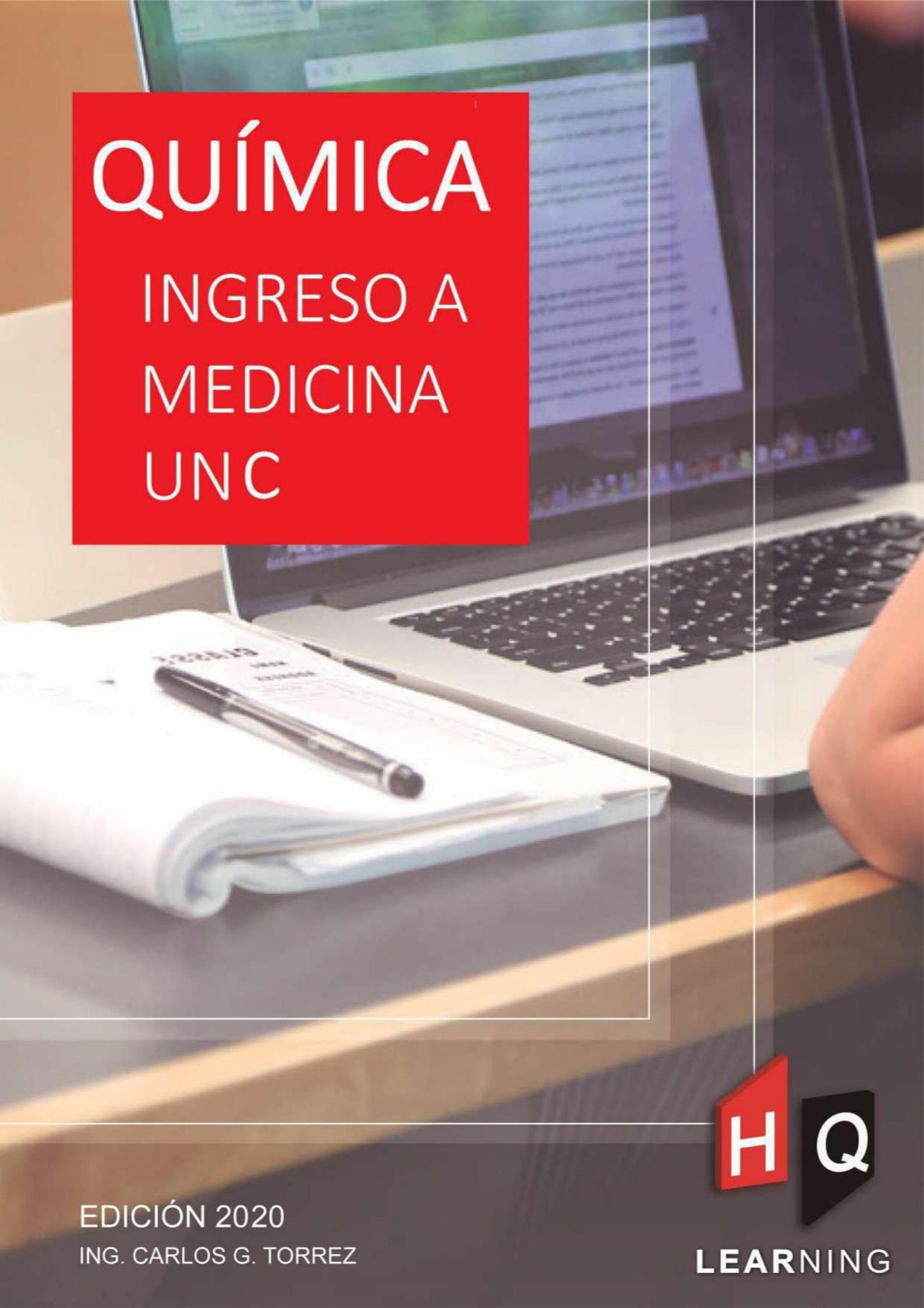


QUÍMICA

INGRESO A MEDICINA UNC



EDICIÓN 2020
ING. CARLOS G. TORREZ

H Q

LEARNING

CURSO DE INGRESO A MEDICINA

El curso más completo y económico que vas a encontrar, este apunte contiene clases teóricas y prácticas en video clases en línea. Consta de 3 partes:

- PRIMERA PARTE: Contenido teórico de refuerzo y necesario para la resolución de ejercicios.
- SEGUNDA PARTE: Ejercicios prácticos por unidad, en función del nivel de dificultad.
- TERCERA PARTE: Ejercicios integradores de todos los temas y de exámenes anteriores actualizados a 2019.

Si quieras liberar todo el contenido virtual debes inscribirte en alguna de las siguientes modalidades o bien, adquirirlo en nuestra página <http://hqlearning.com.ar/home>

MODALIDAD PRESENCIAL:

Ideal para alumnos que viven dentro de La Ciudad de Córdoba y dispongan de tiempo para cursar mañana o tarde en nuestra sede.

MODALIDAD SEMIPRESENCIAL:

Ideal para alumnos que viven en el interior de Córdoba y se les dificulte venir presencialmente o bien para aquellos que ya tienen una base sólida en sus conocimientos y requieren de clases de refuerzo.

MODALIDAD A DISTANCIA:

Ideal para estudiantes que aún no se encuentran en la Ciudad de Córdoba, esta modalidad permite que desde ya te vayas preparando sin tener necesidad de estar presente en la Ciudad. Para todos aquellos que no tienen disponibilidad de tiempo por el cursado en su colegio o bien aún no viajan a Córdoba les recomendamos intensamente que se vayan preparando con esta modalidad ya que el tiempo requerido para incorporar los conocimientos es alto, y no alcanza con sólo prepararlos durante dos meses en el verano.

Para suscribirse a cualquier modalidad deben enviar un correo electrónico a hqapoyouniversitario@gmail.com o bien comunicarse telefónicamente al 3517685606. Con gusto responderemos todas sus dudas.

No se olviden se seguirnos en nuestro canal de youtube HQ APOYO UNIVERSITARIO, constantemente estamos compartiendo material Y CLASES GRATUITAS en las 4 áreas para todos aquellos ingresantes a Medicina.

Seguinos en nuestras redes sociales:

Grupo de FACEBOOK:

<https://www.facebook.com/groups/275665982889216/>

Grupo de Whatsapp:

<https://chat.whatsapp.com/7F73nbZNF1P2NCYMD4xxFH>

Instagram:

https://www.instagram.com/hq_apoyo_universitario/?hl=es-la

Contenido

TEMA 1 – ESTRUCTURA ATÓMICA	8
1.1. ESTRUCTURA ATÓMICA.....	8
1.2. MODELO ATOMICO CUÁNTICO	8
1.3. NÚMERO ATÓMICO.....	8
1.4. NUMERO MÁSICO	8
1.5. ISÓTOPOS	9
1.6. MASA ATÓMICA PROMEDIO	9
1.7. ISÓBAROS	9
1.8. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.....	10
1.8.1. EL PRINCIPIO DE MÍNIMA ENERGÍA O DE AUFBAU:	10
1.8.2. EL PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI	11
1.8.3. LA REGLA DE LA MÁXIMA MULTIPLICIDAD O REGLA DE HUND	11
1.9. NUMEROS CUÁNTICOS.....	12
1.9.1. NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL (n)	12
1.9.2. NÚMERO CUÁNTICO SECUNDARIO l	12
1.9.3. NÚMERO CUÁNTICO MAGNÉTICO ml	13
1.9.4. NÚMERO CUÁNTICO DE ESPÍN (m_s)	13
1.10. REACCIONES NUCLEARES	14
TEMA 2 - TABLA PERIODICA: PROPIEDADES PERIODICAS	15
2.1. PROPIEDADES PERIÓDICAS.....	15
2.1.1. RADIO ATÓMICO.....	15
2.1.2. ENERGÍA DE IONIZACIÓN (EI)	15
2.1.3. AFINIDAD ELECTRÓNICA (AE)	16
2.1.4. ELECTRONEGATIVIDAD (EN)	17
2.1.5. CARÁCTER METÁLICO	17
2.2. CARGA NUCLEAR EFECTIVA (Zef).....	18
2.3. BLOQUES DE LA TABLA PERIODICA	19
TEMA 3 - ENLACE QUIMICO.....	20
3.1. REGLA DEL OCTETO	20
3.1.1 EXCEPCIONES DE LA REGLA DEL OCTETO	20
3.2. ESTRUCTURAS DE LEWIS	21
3.2.1. ESTRUCTURA DE LEWIS DE UN ÁTOMO	21
3.2.2. ESTRUCTURA DE LEWIS DE UNA MOLÉCULA	22
3.3. TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS.....	23

3.3.1.	ENLACE METÁLICO.....	23
3.3.2.	EL ENLACE IÓNICO	24
3.3.3.	ENLACE COVALENTE	25
TEMA 4 - GEOMETRIA MOLECULAR		27
4.1.	LA GEOMETRÍA LINEAL:.....	27
4.2.	LA GEOMETRÍA TRIGONAL PLANA:.....	27
4.3.	LA GEOMETRÍA TRIGONAL ANGULAR:	27
4.4.	LA GEOMETRÍA TETRAÉDRICA:.....	28
4.5.	LA GEOMETRÍA PIRAMIDAL TRIGONAL:	28
4.6.	LA GEOMETRÍA ANGULAR:	28
4.7.	RESUMEN DE GEOMETRIA MOLECULAR	29
4.8.	POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS:.....	29
4.9.	FUERZAS INTERMOLECULARES.....	31
4.9.1.	FUERZA DE VAN DER WAALS.....	31
4.9.2.	PUENTE DE HIDROGENO	32
4.10.	COMPARACIÓN DE LA FUERZA DE LAS INTERACCIONES.....	33
TEMA 5 – SISTEMAS MATERIALES		34
5.1.	LOS 3 ESTADOS DE LA MATERIA	34
5.1.1.	ESTADO SÓLIDO:.....	34
5.1.2.	ESTADO LÍQUIDO:	34
5.1.3.	ESTADO GASEOSO:	34
5.2.	CAMBIOS DE ESTADO	34
5.3.	PROPIEDADES EXTENSIVAS E INTENSIVAS	35
5.4.1.	SUSTANCIAS PURAS.....	36
5.4.2.	MEZCLAS.....	36
5.4.3.	SUSTANCIAS PURAS SIMPLES O ELEMENTOS	36
5.4.4.	SUSTANCIAS PURAS COMPUESTAS O COMPUESTOS	36
5.5.	SISTEMA MATERIAL	36
5.5.1.	SISTEMAS HOMOGÉNEOS	37
5.5.2.	SISTEMAS HETEROGÉNEOS	37
5.6.	FASES:	38
5.7.	MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE FASES	38
5.7.1	Tamización.....	38
5.7.2.	Filtración:.....	38
5.7.3.	Imantación:.....	38
5.7.4.	Decantación:.....	39

5.7.5.	Centrifugación:	39
5.7.6.	Sublimación:	39
5.7.7.	Solubilización:.....	39
5.7.8.	Destilación:	40
5.7.9.	Cromatografía:.....	40
TEMA 6 - FÓRMULAS QUÍMICAS		41
6.1.	ESTADOS DE OXIDACIÓN	41
6.2.	NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGANICOS	42
6.2.1.	NOMENCLATURA TRADICIONAL:.....	42
6.2.2.	NOMENCLATURA STOCK:	43
6.2.3.	NOMENCLATURA SISTEMÁTICA:.....	43
6.3.	HIDRUROS:	43
6.4.	ÓXIDOS BÁSICOS.....	43
6.5.	PERÓXIDOS	44
6.6.	HIDRÓXIDOS	44
6.7.	ÁCIDOS HIDRÁCIDOS	45
6.8.	ÓXIDOS ÁCIDOS	45
6.9.	ÁCIDOS OXÁCIDOS.....	46
6.9.1.	CASOS ESPECIALES DE FORMACIÓN DE OXOÁCIDOS.....	46
6.10.	SALES OXISALES	46
6.11.	SAL HALOIDEA.....	47
6.12.	SALES ÁCIDAS.....	47
6.12.1.	NOMENCLATURA DE SALES ÁCIDAS	48
6.13.	SALES BÁSICAS	48
6.14.	SALES MIXTAS.....	48
TEMA 7 – ESTEQUIOMETRIA		49
7.1.	LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA – LEY DE LAVOISIER.....	49
7.2.	LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS – LEY DE PROUST.....	49
7.3.	UNIDAD DE MASA ATÓMICA (uma)	49
7.4.	PESO ATOMICO (Masa atómica relativa)	49
7.5.	PESO MOLECULAR (Masa molecular relativa).....	49
7.6.	MOL:	49
7.7.	PESO MOLAR	50
7.8.	PESO ATOMICO ABSOLUTO	50
7.9.	PESO MOLECULAR ABSOLUTO	50
7.10.	VOLUMEN MOLAR EN CNPT	50

7.11.	COMPOSICIÓN PORCENTUAL	50
7.12.	FÓRMULA EMPÍRICA.....	51
7.13.	FORMULA MOLECULAR	51
7.14.	ESTEQUIOMETRIA.....	51
7.14.1.	BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS	52
7.14.2.	CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS.....	53
7.14.3.	REACTIVO LIMITANTE:.....	53
7.14.4.	DETERMINACIÓN DEL REACTIVO LIMITANTE:.....	54
7.14.5.	DETERMINACIÓN DEL REACTIVO EN EXCESO:.....	55
7.15.	PUREZA DE LOS REACTIVOS.....	55
7.16.	RENDIMIENTO DE REACCIÓN	55
TEMA 8 – SOLUCIONES.....		56
8.1.	CARACTERÍSTICAS DE LAS SOLUCIONES (O DISOLUCIONES):.....	56
8.2.	SOLUTO.....	56
8.3.	SOLVENTE	56
8.4.	NÚMERO DE MOLES DE SOLUTO.....	56
8.5.	DENSIDAD DE LA SOLUCIÓN	57
8.6.	TIPOS DE CONCENTRACIÓN.....	57
8.6.1.	PORCENTAJE PESO/PESO.....	57
8.6.2.	PORCENTAJE PESO/VOLUMEN	57
8.6.3.	PORCENTAJE VOLUMEN/VOLUMEN.....	58
8.6.4.	MOLARIDAD.....	58
8.6.5.	NORMALIDAD	58
8.6.6.	MOLALIDAD	60
8.6.7.	FRACCIÓN MOLAR	60
8.6.8.	PARTES POR MILLÓN <i>ppm</i>	60
8.7.	DILUCIÓN	61
8.8.	MEZCLAS DE SOLUCIONES.....	61
8.9.	PROPIEDADES COLIGATIVAS.....	63
8.9.1.	DISMINUCIÓN DE LA PRESIÓN DE VAPOR:.....	63
8.9.2.	AUMENTO DEL PUNTO DE EBULLICIÓN:	64
8.9.3.	DISMINUCIÓN DEL PUNTO DE CONGELACIÓN	65
8.9.4.	PRESIÓN OSMÓTICA	66
TEMA 9 - REACCIONES REDOX.....		69
9.1.	SEMIRREACCIONES DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.....	69
9.2.	AGENTE OXIDANTE Y AGENTE REDUCTOR	70

9.3.	ELECTROQUIMICA	70
TEMA 10 - EQUILIBRIO QUIMICO	72	
10.1.	CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K_c y K_p)	73
10.2.	COCIENTE DE REACCION (Q_c).....	74
10.3.	FACTORES QUE AFECTAN EL EQUILIBRIO QUIMICO – PRINCIPIO DE LECHATELIER.....	74
10.3.1.	EFFECTO DE LA CONCENTRACION EN EL EQUILIBRIO	74
10.3.2.	EFFECTO DE LA TEMPERATURA EN EL EQUILIBRIO	75
10.3.3.	EFFECTO DE LA PRESIÓN EN EL EQUILIBRIO.....	75
10.4.	AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA	76
10.5.	pH DE UNA SOLUCIÓN.....	77
10.6.	pOH DE UNA SOLUCIÓN	78
10.7.	ACIDOS Y BASES FUERTES O DÉBILES:	79
10.7.1.	ACIDOS FUERTES.....	79
10.7.2.	ACIDOS DEBILES.....	79
10.7.3.	BASES FUERTES.....	79
10.7.4.	BASES DEBILES	79
10.8.	IDENTIFICACIÓN DE ACIDOS Y BASES FUERTES O DÉBILES.....	79
10.9.	PH DE ACIDOS FUERTES:.....	80
10.10.	PH DE ACIDOS DÉBILES:.....	80
10.11.	ACIDOS POLIPRÓTICOS:.....	82
10.12.	HIDRÓLISIS DE SALES	83
10.12.1.	DISOLUCIONES DE SALES DE BASE FUERTE Y ÁCIDO FUERTE.....	83
10.12.2.	DISOLUCIONES DE SALES DE BASE FUERTE Y ÁCIDO DÉBIL.....	83
10.12.3.	DISOLUCIONES DE SALES DE BASE DÉBIL Y ÁCIDO FUERTE	83
10.12.4.	DISOLUCIONES DE SALES DE BASE DÉBIL Y ÁCIDO DÉBIL	84
10.13.	SOLUCIONES BUFFER.....	84
10.13.1.	CALCULO DE pH EN SOLUCIONES BUFFER:.....	85
10.13.2.	ADICCIÓN DE ÁCIDO O BASE FUERTE A UNA SOLUCIÓN BUFFER:	86
TEMA 11 - QUIMICA ORGANICA.....	87	
11.1.	PROPIEDADES DEL CARBONO.....	87
11.2.	HIBRIDACIÓN DEL CARBONO.....	88
11.2.1.	HIBRIDACIÓN sp^3	88
11.2.2.	HIBRIDACIÓN sp^2	89
11.2.3.	HIBRIDACIÓN sp	89
11.3.	HIDROCARBUROS	90
11.3.1.	HIDROCARBUROS ALIFÁTICOS:.....	91

11.3.2. HIDROCARBUROS ALCANOS:	91
11.3.3. HIDROCARBUROS ALQUENOS:	93
11.3.4. HIDROCARBUROS ALQUINOS:	94
11.3.5. HIDROCARBUROS ALICÍCLICOS:	95
11.4. ISOMERÍA.....	99
11.4.1. LOS ISÓMEROS CONSTITUCIONALES	99
11.4.2. ESTEREOISÓMEROS	100
11.5. GRUPO FUNCIONAL.....	102
11.5.1. HALOGENUROS DE ALQUILO	103
11.5.2. ALCOHOLES.....	103
11.5.3. ALDEHÍDOS Y CETONAS	105
11.5.4. ÁCIDOS CARBOXÍLICOS	107
11.5.5. ÉTERES	108
11.5.6. ÉSTERES	109
11.5.7. AMINAS.....	109
11.5.8. AMIDAS.....	111
11.5.9. NOMENCLATURA DE GRUPOS FUNCIONALES SIMULTÁNEOS	111
11.6. TIPOS DE REACCIONES ORGÁNICAS	113
11.6.1. REACCION DE SUSTITUCIÓN:.....	113
11.6.2. REACCIÓN DE ELIMINACIÓN:.....	113
11.6.3. REACCIÓN DE ADICIÓN:.....	113
11.6.4. REACCIÓN DE TRASPOSICIÓN:.....	113
11.6.5. REACCIÓN DE COMBUSTIÓN:.....	114
11.6.6. REACCIÓN DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN:.....	114
11.6.7. REACCIÓN DE HIDROGENACIÓN:.....	114
11.6.8. REACCIÓN DE ESTERIFICACIÓN:	114
11.6.9. REACCIÓN DE HIDRÓLISIS.....	115
ANEXO 1 - TABLA DE VALENCIAS QUÍMICAS	116
ANEXO 2 - FORMULAS DE QUÍMICA PARA MEDICINA	117
ANEXO 3 - TABLA PERIODICA	118
TRABAJO PRACTICO 01 - ESTRUCTURAS ATOMICAS – PROPIEDADES PERIODICAS.....	119
TRABAJO PRACTICO 02 - GEOMETRIA MOLECULAR Y TEORIA DE ENLACE	130
TRABAJO PRACTICO 03 – SISTEMAS MATERIALES.....	138
TRABAJO PRACTICO 04 – FÓRMULAS QUÍMICAS	143
TRABAJO PRÁCTICO 05 - ESTEQUIOMETRIA.....	145
TRABAJO PRACTICO 06 – SOLUCIONES – PROPIEDADES COLIGATIVAS	163

TRABAJO PRACTICO 07 – REACCIONES REDOX	169
TRABAJO PRACTICO 08 – EQUILIBRIO QUÍMICO	175
TRABAJO PRACTICO 09 – QUIMICA ORGANICA.....	180
EJERCICIOS DE EXAMENES ANTERIORES E INTEGRADORES:	193
RESPUESTAS:	238



Apoyo Universitario

TEMA 1 – ESTRUCTURA ATÓMICA

Ver clase teórica: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1>

Antes que nada debo recordarles que este apunte no busca reemplazar ninguna bibliografía recomendada por la Facultad, su objetivo es tratar de orientar al alumno para que sepa cuáles son los temas más importantes y necesarios para poder realizar los ejercicios de examen.

La química es la Ciencia que estudia la composición y las propiedades de la materia y de las transformaciones que esta experimenta sin que se alteren los elementos que la forman.

Nosotros vamos a estudiar desde la parte más pequeña de la materia hasta la más grande, es por eso que el primer tema que vamos a ver es la estructura atómica, te invito a que me sigas en este viaje y que te sea de gran ayuda.

1.1. ESTRUCTURA ATÓMICA

El átomo es la parte más pequeña en la que se puede obtener materia de forma estable, ya que las partículas subatómicas que lo componen no pueden existir aisladamente salvo en condiciones muy especiales. El átomo está formado por un núcleo, compuesto a su vez por protones y neutrones, y por una corteza que lo rodea en la cual se encuentran los electrones, en igual número que los protones en su estado neutral.

1.2. MODELO ATOMICO CUÁNTICO

Según De Broglie, una partícula con cierta cantidad de movimiento se comporta como una onda. En tal sentido, el electrón tiene un comportamiento dual de onda y corpúsculo, pues tiene masa y se mueve a velocidades elevadas. Al comportarse el electrón como una onda, es difícil conocer en forma simultánea su posición exacta y su velocidad, por lo tanto, sólo existe la probabilidad de encontrar un electrón en cierto momento y en una región dada en el átomo, denominando a tales regiones como niveles de energía. La idea principal del postulado se conoce con el nombre de Principio de Incertidumbre **de Heisenberg**.

1.3. NÚMERO ATÓMICO

Se representa con la letra **Z**, **indica la cantidad de protones** que presenta un átomo, que es igual a la de electrones en un átomo neutro. Todos los átomos con un mismo número de protones pertenecen al mismo elemento y tienen las mismas propiedades químicas. Por ejemplo todos los átomos con un protón serán de hidrógeno ($Z = 1$), todos los átomos con dos protones serán de helio ($Z = 2$).

1.4. NUMERO MÁSICO

Se representa con la letra **A**, y hace referencia a la **suma de protones y neutrones** que contiene el elemento.

$$A = p^+ + n$$

$$A = Z + n$$

Para calcular el número de neutrones de un átomo simplemente debemos despejar la fórmula anterior:

$$n = A - Z$$

Donde:

n = Número de neutrones

A = Número másico

Z = Número atómico

1.5. ISÓTOPOS

Son átomos de un mismo elemento que tiene un numero de protones iguales pero tienen diferentes números de neutrones, los isótopos suelen ser muy comunes en los elementos por ejemplo el oxígeno es un gran ejemplo ya que el 99.8% tiene 8 protones y 8 neutrones pero el 0.0037% tienen 8 protones y 9 neutrones. Hay formas diferentes de referirse a un isotopo como con el número de masa atómica.

Los isótopos de un mismo elemento, tienen unas propiedades químicas y físicas muy parecidas entre sí.

1.6. MASA ATÓMICA PROMEDIO

La cantidad relativa de un isótopo en la naturaleza recibe el nombre de abundancia isotópica natural. La **masa atómica** de un elemento es una media de las masas de sus isotopos naturales ponderada de acuerdo a su abundancia relativa. Por ejemplo, La plata (Ag) en su estado natural está constituida por una mezcla de dos isótopos de números másicos 107 y 109. Sabiendo que abundancia isotópica es la siguiente: 107Ag =56% y 109Ag =44%, el peso atómico de la plata natural se calcula como:

$$A = \frac{\sum A_i \cdot x_i}{100} = \frac{A_1 \cdot x_1 + A_2 \cdot x_2}{100}$$

Donde:

A = Masa atómica promedio (uma)

A_i = Masa atómica de cada isótopo (uma)

x₁ = Porcentaje de abundancia del isótopo (%)

Es así como queda el peso promedio de la plata natural en:

$$A = \frac{107.56+109.44}{100} = 107,88 \text{ uma}$$

En general las propiedades químicas de un elemento están determinadas fundamentalmente por los protones y electrones de sus átomos y en condiciones normales los neutrones no participan en los cambios químicos. Por ello los isótopos de un elemento tendrán un comportamiento químico similar, formarán el mismo tipo de compuestos y reaccionarán de manera semejante.

1.7. ISÓBAROS

Son átomos de elementos diferentes pero coinciden en el mismo número de masa, se suelen presentar en los elementos radioactivos.

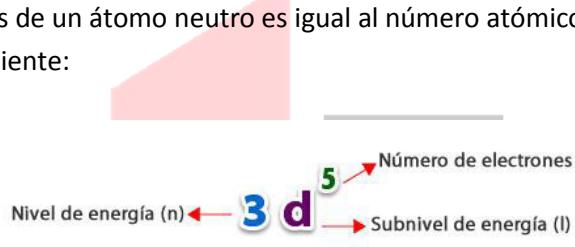
1.8. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

La **configuración electrónica** de un átomo muestra cómo se distribuyen sus electrones en los orbitales en su estado fundamental, es decir, cuando se encuentra en el nivel de energía más bajo. Esta distribución permite explicar por ejemplo, las propiedades de los elementos, su ubicación en la tabla periódica, la formación de enlaces, entre otras características.

Son tres los principios que se deben cumplir al construir la configuración electrónica de un elemento, el principio de mínima energía, el principio de exclusión de Pauling y la regla de la máxima multiplicidad.

Pero antes recordemos algunas cosas importantes:

- El número de electrones de un átomo neutro es igual al número atómico Z.
- Cada nivel indica lo siguiente:



1.8.1. EL PRINCIPIO DE MÍNIMA ENERGÍA O DE AUFBAU:

Indica que los electrones deben ocupar los orbitales en orden creciente de energía, ya que, el estado de mínima energía es el más estable, y los niveles de mayor energía solo deben ser ocupados cuando la cantidad máxima de orbitales de mayor energía ha sido completada. Para cumplir con este principio se debe utilizar la **regla de las diagonales**, las cuales indican el orden creciente de los subniveles de energía.

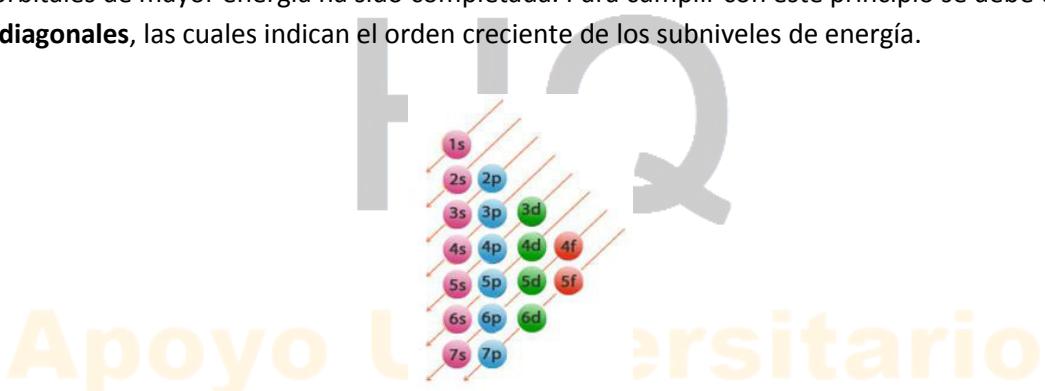
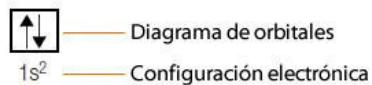


Diagrama de Möller para la configuración electrónica

El diagrama de Möller indica el orden de llenado de los subniveles y los niveles de energía de un átomo, que sigue el sentido de las flechas de arriba hacia abajo.

1.8.2. EL PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

Establece que en un átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos idénticos n , l , m_l y m_s .



Por lo tanto, en un orbital solo caben dos electrones que compartirán tres números cuánticos, sin embargo, el número cuántico spin, será contrario.

Ejemplo 1:



Ejemplo 2: Para la configuración electrónica del litio ($Z = 3$), se necesita agregar un tercer electrón, que tendrá que ocupar un nuevo orbital, puesto que el orbital $1s$ está completo con dos electrones. Con esto su configuración electrónica y diagrama de orbitales será:

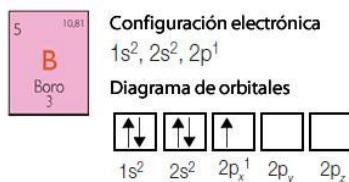


1.8.3. LA REGLA DE LA MÁXIMA MULTIPLICIDAD O REGLA DE HUND

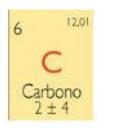
Se utiliza para distribuir electrones en subniveles que tienen más de un orbital, como p, d y f.

Según esta regla, cuando se asignan electrones a los orbitales de un mismo subnivel, se coloca un electrón despareado en cada orbital del subnivel (primero ingresan los electrones $s = +\frac{1}{2}$ o \uparrow). Luego, se completan los orbitales posibles con electrones con espines opuestos ($s = -\frac{1}{2}$ o \downarrow).

Ejemplo 1: el subnivel p tiene 3 orbitales: p_x , p_y , p_z .



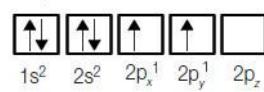
Otros ejemplos:



Configuración electrónica

$1s^2, 2s^2, 2p^2$

Diagrama de orbitales



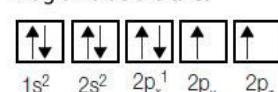
$1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p_x^1 \quad 2p_y^1 \quad 2p_z$



Configuración electrónica

$1s^2, 2s^2, 2p^4$

Diagrama de orbitales



$1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p_x^2 \quad 2p_y^2 \quad 2p_z^1$

1.9. NUMEROS CUÁNTICOS

La solución de la ecuación de onda de Schrödinger da origen a cuatro tipos de valores llamados números cuánticos. Estos números proporcionan una mejor característica de los electrones.

1.9.1. NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL (n)

Especifica el nivel energético del orbital, siendo el primer nivel el de menor energía, y se relaciona con la distancia promedio que hay del electrón al núcleo en un determinado orbital. A medida que n aumenta, la probabilidad de encontrar el electrón cerca del núcleo disminuye y la energía del orbital aumenta.

Puede tomar los valores enteros positivos: $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$

- Por ejemplo si tengo un elemento químico que su último nivel es el 3s, su número cuántico principal sería el 3.
- Si tengo un elemento químico en su último nivel es el 1s, su número cuántico principal sería 1.

1.9.2. NÚMERO CUÁNTICO SECUNDARIO (l)

También es conocido como el número cuántico del momento angular orbital o número cuántico azimutal y se simboliza como l (L minúscula).



Describe la forma geométrica del orbital. Los valores de l dependen del número cuántico principal. Puede tomar los valores desde $l = 0$ hasta $l = n - 1$. Por ejemplo:

Si $n = 2$; entonces l puede ser

$l = 0; 1$

Si $n = 4$; entonces l puede ser

$l = 0; 1; 2; 3$

En el caso de los átomos con más de un electrón, determina también el subnivel de energía en el que se encuentra un orbital, dentro de un cierto nivel energético. El valor de l se designa según las letras:

L	0	1	2	3
Subnivel	S	p	d	f

Por ejemplo si tenemos un elemento químico en que su último orbital es el $2p$: el número cuántico principal sería 2 y el número cuántico secundario l sería 1, ya que si nos fijamos en la tabla $p = 1$.

Otro ejemplo: si tenemos un elemento químico en que su último nivel es el **$3d$** , el $n = 3$ y el $l = 2$, ya que $d = 2$.

1.9.3. NÚMERO CUÁNTICO MAGNÉTICO (m_l)

Indica la orientación del orbital en el espacio. Puede tomar valores entre:

$$-l; 0; +l$$

Solo pueden tomar valores enteros que van desde -3 hasta $+3$, incluyendo el cero.

Así,

- Si $l = 0$, $m_l = 0$
- Si $l = 1$, existen tres posibilidades de m_l ; éstas son: $-1, 0, +1$. El subnivel p tiene 3 orbitales, que se designan por: p_x, p_y, p_z
- Si $l = 2$, existen 5 posibilidades de $m_l : -2, -1, 0, 1, 2$.



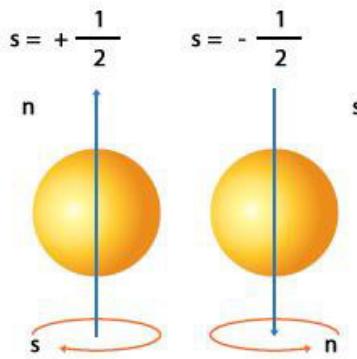
Subnivel (l)	Orbitales	Número de orbitales	Capacidad máxima de electrones (e ⁻)
s (l = 0)	$\frac{\uparrow\downarrow}{0}$	1	2
p (l = 1)	$\frac{\uparrow\downarrow}{-1} \frac{\uparrow\downarrow}{0} \frac{\uparrow\downarrow}{+1}$	3	6
d (l = 2)	$\frac{\uparrow\downarrow}{-2} \frac{\uparrow\downarrow}{-1} \frac{\uparrow\downarrow}{0} \frac{\uparrow\downarrow}{+1} \frac{\uparrow\downarrow}{+2}$	5	10
f (l = 3)	$\frac{\uparrow\downarrow}{-3} \frac{\uparrow\downarrow}{-2} \frac{\uparrow\downarrow}{-1} \frac{\uparrow\downarrow}{0} \frac{\uparrow\downarrow}{+1} \frac{\uparrow\downarrow}{+2} \frac{\uparrow\downarrow}{+3}$	7	14

En resumen

- Para el subnivel s : $m_l = 0$
- Para el subnivel p : $m_l = -1, 0, +1$
- Para el subnivel d : $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$
- Para el subnivel f : $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$

1.9.4. NÚMERO CUÁNTICO DE ESPÍN (m_s)

El electrón posee su propio número cuántico que da a conocer el sentido de rotación del electrón en torno a su eje cuando se mueve dentro de un orbital. El electrón solo tiene dos posibles sentidos de giro, por lo que se puede tomar valores $+\frac{1}{2}$ ó $-\frac{1}{2}$. Cada orbital puede albergar un **máximo de dos electrones** con espines diferentes.



Vemos que la flecha hacia arriba tiene un spin magnético igual a $+1/2$
y que la flecha hacia abajo tiene un spin magnético igual a $-1/2$

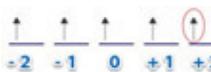
Ejemplo:

¿Cuáles son los cuatro números cuánticos que identifican al último electrón ubicado en $3d^5$?

- Podemos observar que el número cuántico principal es 3, entonces $n = 3$
- Según la tabla podemos observar que su número cuántico secundario es 2, es decir: $l = 2$
- El subnivel d tiene 5 orbitales, es decir:



- Ahora colocamos los electrones que nos dan:



- Por lo tanto el número cuántico magnético es: $m_l = +2$
- Vemos que la flecha hacia arriba tiene un spin magnético igual a $+1/2$, por lo tanto: $m_s = +1/2$

1.10. REACCIONES NUCLEARES

Vamos a realizar una tabla para hacer las comparaciones más importantes entre las reacciones químicas convencionales y las reacciones nucleares:

COMPARACIÓN ENTRE REACCIONES QUÍMICAS Y NUCLEARES	
REACCIONES QUÍMICAS	REACCIONES NUCLEARES
Una sustancia se convierte en otra, pero los átomos nunca cambian su identidad.	Los átomos de un elemento típicamente se convierten en átomos de otro elemento.
Los electrones en los orbitales participan en el rompimiento y formación de enlaces; las partículas no toman parte.	Participan protones, neutrones y otras partículas; los electrones en los orbitales raramente toman parte.
Las reacciones se acompañan de cambios de energía relativamente pequeños y cambios de masa no detectables.	Las reacciones se acompañan por cambios de energía relativamente grandes y cambios medibles en la masa.
Las velocidades de reacción cambian debido a la temperatura, la concentración, la catálisis y el compuesto en que se encuentra el elemento.	Las velocidades de reacción se afectan por el número de núcleos, pero no por la temperatura, el catalizador o el compuesto en que se encuentra el elemento.

TEMA 2 - TABLA PERIODICA: PROPIEDADES PERIODICASVer Clase Teórica: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/2>**2.1. PROPIEDADES PERIÓDICAS**

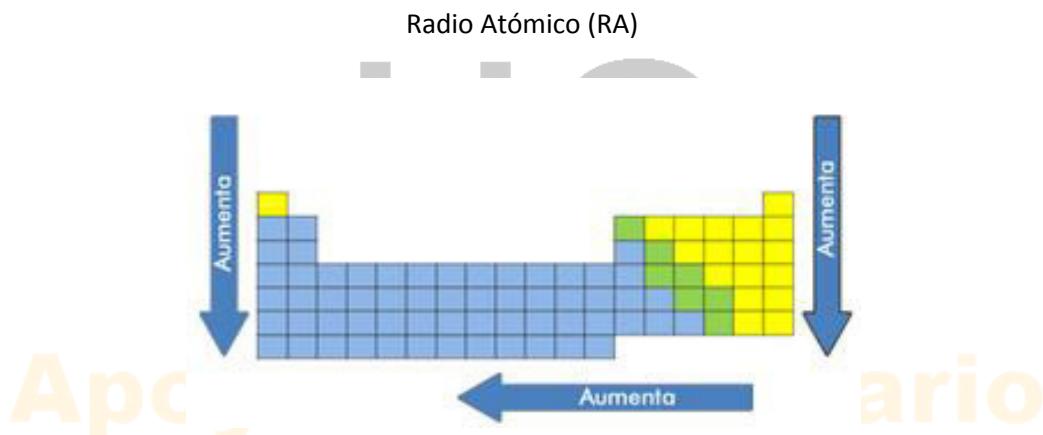
La utilidad de la Tabla Periódica reside en que la ordenación de los elementos químicos permite poner de manifiesto muchas regularidades y semejanzas en sus propiedades y comportamientos. Por ejemplo, todos los elementos de un mismo grupo poseen un comportamiento químico similar, debido a que poseen el mismo número de electrones en su capa más externa (estos electrones son los que normalmente intervienen en las reacciones químicas).

Existen, por tanto, muchas propiedades de los elementos que varían de forma gradual al movernos en un determinado sentido en la tabla periódica, como son: radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.

2.1.1. RADIO ATÓMICO

Es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos adyacentes (uno al lado del otro) del mismo elemento (iguales).

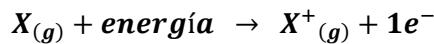
- **En un grupo:** el radio atómico aumenta al descender, pues hay más capas de electrones.
- **En un período:** el radio atómico aumenta hacia la izquierda pues hay las mismas capas pero menos protones para atraer a los electrones.

**2.1.2. ENERGÍA DE IONIZACIÓN (EI)**

Es la energía necesaria para separar totalmente el electrón más externo del átomo en estado gaseoso.

Como resultado, se origina un ion gaseoso con una carga positiva (catión).

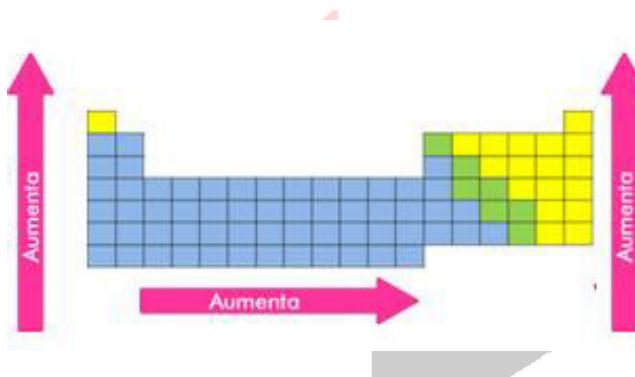
Una manera de expresar esta información es la siguiente:



Si el electrón está débilmente unido, la energía de ionización es baja; si el electrón está fuertemente unido, la energía de ionización es alta.

- **En un grupo:** La energía de ionización disminuye al aumentar el número atómico, ya que los electrones externos están cada vez más alejados del núcleo y por lo tanto cada vez menos atraídos por el núcleo (será más fácil extraerlos).
- **En un período:** La energía de ionización aumenta al aumentar el número atómico, ya que para un mismo período los electrones se colocan en la misma capa de valencia y al ir aumentando la carga positiva del núcleo, la atracción de ésta sobre los electrones será cada vez mayor.

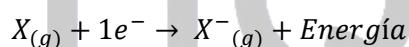
Energía de ionización (EI)



2.1.3. AFINIDAD ELECTRÓNICA (AE)

Es la energía libera a cuando un átomo en estado gaseoso capta un electrón, formándose un ión gaseoso negativo. El átomo se convertirá en un **anión**.

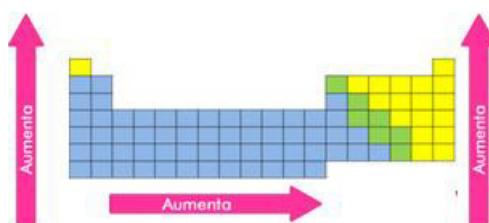
Una representación general de este proceso, en términos energéticos, es la siguiente:



Está comprobado que a mayor electronegatividad, mayor es la tendencia que tiene el átomo para aceptar un electrón.

- **En un grupo:** La Afinidad electrónica disminuye de arriba hacia abajo a medida que aumenta el número atómico (Z).
- **En un período:** La Afinidad electrónica aumenta a medida que aumenta el número atómico (Z).

Afinidad electrónica (AE)

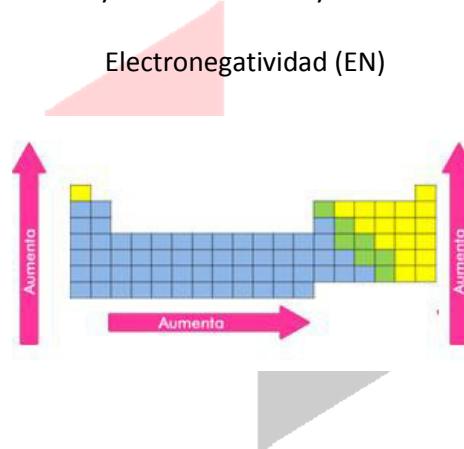


2.1.4. ELECTRONEGATIVIDAD (EN)

Es la capacidad que tiene uno de sus átomos de atraer, en un enlace químico covalente, electrones compartidos con otros átomos.

La electronegatividad se determina en la escala de **Pauling**. Al flúor (F), el elemento más electronegativo, se le asigna el valor 4,0; al Francio (Fr), el menos electronegativo, le corresponde el 0,7.

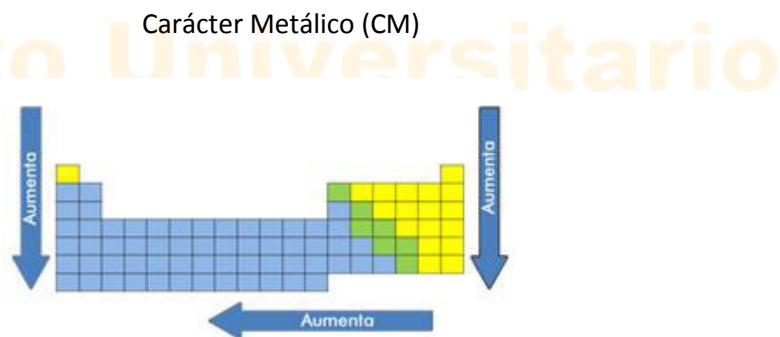
- **En un grupo:** La electronegatividad disminuye al descender, pues el núcleo estará más alejado y atraerá menos a un electrón.
- **En un período:** La electronegatividad aumenta hacia la derecha pues hay las mismas capas pero más protones para atraer a los electrones y lo hacen con mayor facilidad.



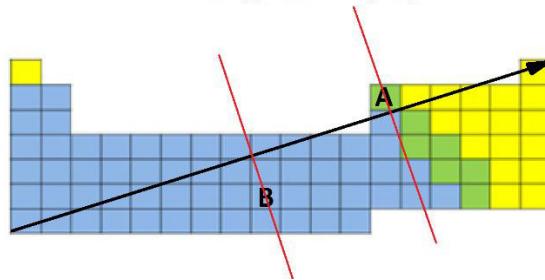
2.1.5. CARÁCTER METÁLICO

Un elemento se considera metal, desde un punto de vista electrónico, cuando cede fácilmente electrones y no tiene tendencia a ganarlos.

- **En un grupo:** El carácter metálico aumenta al descender, pues el electrón que pierde está más alejado y menos atraído por el núcleo.
- **En un período:** El carácter metálico aumenta hacia la izquierda pues hay las mismas capas pero menos protones para atraer a los electrones y se pueden perder con mayor facilidad.



Una manera práctica de comparar dos elementos en cuanto a sus propiedades periódicas es trazar una línea diagonal desde el extremo inferior izquierdo y el extremo superior derecho

Electronegatividad (EN)

El elemento A tiene mayor electronegatividad que el elemento B debido a que se encuentra más cerca del extremo superior de la flecha diagonal.

2.2. CARGA NUCLEAR EFECTIVA (Zef)

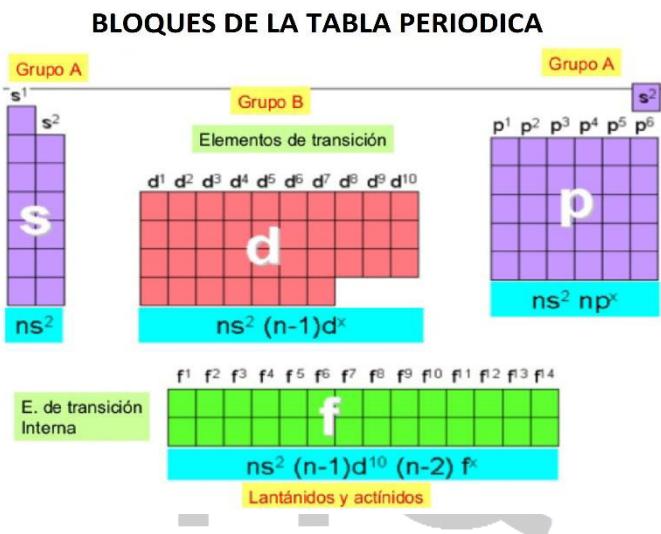
Es la carga o fuerza real con la que el núcleo de un átomo atrae a los electrones más externos.

- **Variación de la carga nuclear efectiva dentro de un grupo:** Permanece casi constante, inalterable, ya que a la vez que aumenta el número atómico, y por lo tanto la carga nuclear, aumenta también el efecto pantalla debido al aumento de los niveles de energía.
- **Variación de la carga nuclear efectiva dentro de un período:** Aumenta de izquierda a derecha debido al aumento del número atómico, y por lo tanto de la carga nuclear, mientras que el efecto pantalla se mantiene constante, igual para todos los elementos del período debido a que no hay aumento de los niveles de energía.
- **Variación del radio atómico:** El Zef afecta a la variación del radio atómico en un PERÍODO. A medida que aumenta el número atómico en un período, nos movemos de izquierda a derecha, el radio atómico disminuye debido al aumento del Zef. Esto es así pues si aumenta el Zef los electrones más externos se encontraran atraídos con más fuerza y por lo tanto ocuparan menos espacio con lo cual disminuirá el volumen y por ende el radio del átomo.
- **Variación en las energías de ionización:** El Zef afecta a la variación de la energía de ionización tanto en un GRUPO como en un PERÍODO. En un período, a medida que avanzamos hacia la derecha aumenta la energía de ionización debido al aumento del Zef, ya que mientras mayor sea Zef mayor será la fuerza con la que el núcleo atrae a los electrones más externos del átomo y por lo tanto la fuerza necesaria para arrancar un electrón será también cada vez mayor. A medida que disminuye el número atómico (Z) en un grupo, al subir dentro de un grupo, la energía de ionización aumenta debido a que Zef se mantiene constante dentro de un grupo. Esto es así ya que si el Zef es el mismo para todos los elementos de un grupo aquellos con más niveles de energía tendrán sus electrones menos atraídos y los átomos con menos niveles de energía tendrán sus electrones más fuertemente atraídos. Si Z es menor, los electrones serán atraídos con más fuerza (lo cual podemos observar también al fijarnos en el radio atómico) y por lo tanto la energía necesaria para arrancar un electrón será también mayor.

2.3. BLOQUES DE LA TABLA PERIODICA

- Bloque “s ó p”:** Los **elementos representativos** son aquellos elementos en los cuales el electrón de valencia se ubica en **orbitales s o p**. Los grupos que constituyen este bloque son los elementos del grupo 1 o alcalinos, del grupo 2 o alcalinotérreos, del grupo 13 o boroides, del grupo 14 o carbonoides, del grupo 15 o nitrogenoides, del grupo 16 o anfígenos, del grupo 17 o halógenos, y del grupo 18 o gases nobles.
- Bloque “d”:** los **metales de transición**, son aquellos en donde su electrón de valencia se ubica en **orbitales d**, y constituyen los grupos que van desde el 3 al 12 del sistema periódico.
- Bloque “f”** los **metales de transición interna**, son aquellos en donde el electrón de valencia se ubica en **orbitales f**.

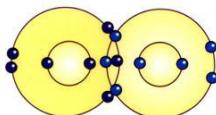
Uno de los grupos de elementos más importantes, es de los gases nobles, correspondiente al grupo 18 de la tabla periódica, dado que, se caracterizan por ser monoatómicos, ser incoloros y por sobre todo, por presentar una reactividad química muy baja y electronegatividad nula.



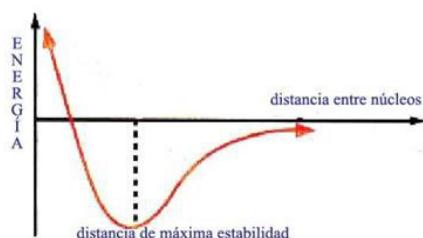
Apoyo Universitario

TEMA 3 - ENLACE QUÍMICOVer Clase Teórica: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/3>

El **enlace químico** corresponde a la fuerza de atracción que mantiene unidos a los átomos que forman parte de una molécula, para lograr estabilidad.



Los átomos, moléculas e iones se unen entre sí para alcanzar la máxima estabilidad, es decir, tener la mínima energía. Para ello, utilizan los electrones que se encuentran en la capa más externa, denominados **electrones de valencia**. Estos se mueven con mucha facilidad entre un átomo y otro, de lo cual depende el tipo de enlace que se forme.



Gilbert Lewis estableció que cuando dos o más átomos se aproximan unos con otros, y juntan su última capa de valencia entre sí, logran ceder, ganar o compartir electrones, de tal manera, que en su última capa, se quedan con la estructura de máxima estabilidad, que es la que poseen los gases nobles, elementos muy poco reactivos y que poseen ocho electrones en la última capa, a excepción del helio que solo posee dos.

A partir de esto, se establecen dos reglas; **la regla del octeto** y **la regla del dueto**.

3.1. REGLA DEL OCTETO

Establece que los átomos se unen compartiendo electrones hasta conseguir completar la última capa de energía con cuatro pares de electrones, es decir, con 8 electrones, adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más cercano. Existen varias excepciones a la misma.

3.1.1 EXCEPCIONES DE LA REGLA DEL OCTETO

- **Octeto incompleto:** cuando los átomos no completan sus 8 electrones de valencia.
 - H₂
 - BeH₂
 - BH₃
 - AlCl₃
 - BF₃
 - AlI₃

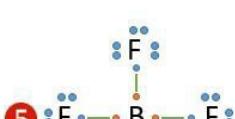
1 H — H

Vean como el hidrógeno al enlazarse entre sí, no completa su octeto (sólo tiene 2 electrones de valencia)



3 H — B — H

El boro solo completa 6 electrones de valencia al enlazarse con el hidrógeno



5 F — B — F

El boro solo completa 6 electrones de valencia al enlazarse con el flúor

2 H — Be — H

El átomo central (berilio) no forma su octeto al unirse con el hidrógeno (sólo completa 4 electrones de valencia)



4 Cl — Al — Cl

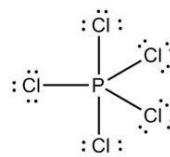
El aluminio solo completa 6 electrones de valencia al enlazarse con el cloro



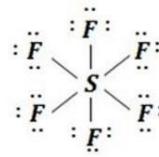
6 I — Al — I

El aluminio solo completa 6 electrones de valencia al enlazarse con el yodo

- Octeto expandido:** cuando los átomos sobrepasan los electrones de valencia
- PCl₅
- SF₆



El fósforo completa 10 electrones de valencia al unirse con el cloro



El azufre completa 12 electrones de valencia al unirse con el flúor

8

Para cumplir con estas reglas, los metales por lo general, tienden a ceder electrones, debido a su baja electronegatividad y su pequeño potencial de ionización, mientras que los no metales, debido a su elevada electronegatividad, y alto potencial de ionización, tienden a captar electrones.

3.2. ESTRUCTURAS DE LEWIS

Gilbert Lewis, propuso una representación gráfica para poder establecer los electrones de valencia de un átomo, colocándolos como puntos alrededor del símbolo del elemento químico. Esto se denominó **simbología de Lewis**

3.2.1. ESTRUCTURA DE LEWIS DE UN ÁTOMO

Por ejemplo, para poder desarrollar la simbología de Lewis del átomo de nitrógeno, cuyo número atómico es 7, se debe tener en consideración lo siguiente:

- En primer lugar se debe terminar la configuración electrónica del elemento

$$Z = 7 = 1s^2 2s^2 2p^3$$

El último nivel de energía es el 2, por lo tanto, se debe determinar la cantidad de electrones que hay en ese nivel, que corresponden a los electrones de valencia

$$1s^2 \underline{2s^2} \underline{2p^3} = 5 \text{ electrones de valencia}$$

- Se debe confeccionar el diagrama de orbitales del último nivel de energía, para determinar la cantidad de electrones apareados y despareados

En el último nivel de energía hay un par de electrones apareados y 3 electrones despareados

- Finalmente, se escribe el símbolo del elemento, y luego se distribuyen los electrones, respetando la cantidad de electrones apareados y despareados.



3.2.2. ESTRUCTURA DE LEWIS DE UNA MOLÉCULA

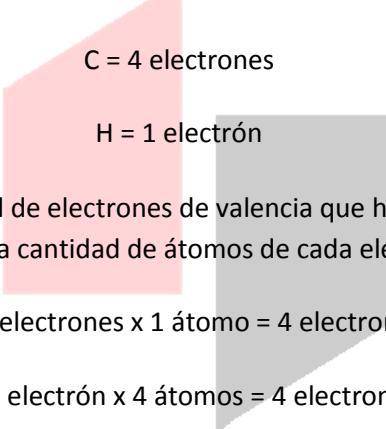
Para construir la simbología de Lewis de una molécula, como por ejemplo el CH₄, se debe tener en consideración, lo siguiente:

- En primer lugar, se debe construir la configuración electrónica de los elementos presentes en la molécula:

$$\text{C} = 6 \text{ electrones} = 1s^2 2s^2 2p^2$$

$$\text{H} = 1 \text{ electrón} = 1s^1$$

- En cada uno de ellos, se deben identificar la cantidad de electrones de valencia



$$\text{C} = 4 \text{ electrones}$$

$$\text{H} = 1 \text{ electrón}$$

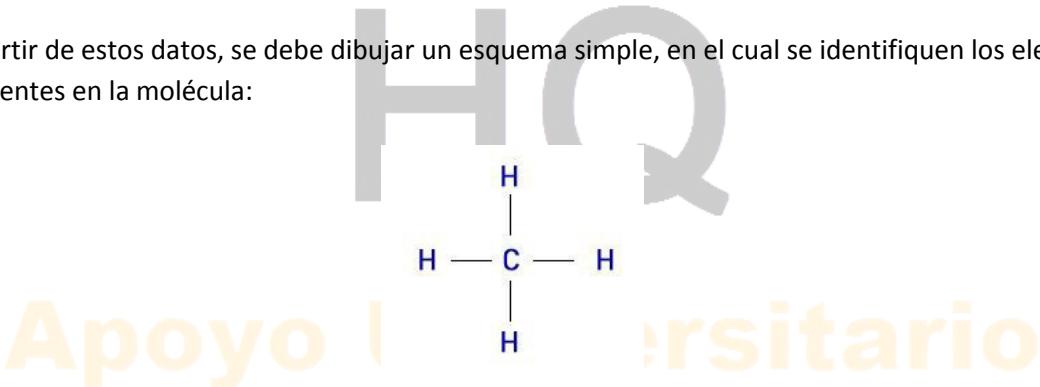
- Se deben contar la cantidad total de electrones de valencia que hay en la molécula, y para ello, además se debe tener en consideración la cantidad de átomos de cada elemento:

$$\text{C} = 4 \text{ electrones} \times 1 \text{ átomo} = 4 \text{ electrones}$$

$$\text{H} = 1 \text{ electrón} \times 4 \text{ átomos} = 4 \text{ electrones}$$

$$\text{Total electrones de valencia} = 8 \text{ electrones}$$

- A partir de estos datos, se debe dibujar un esquema simple, en el cual se identifiquen los elementos presentes en la molécula:



- Se deben calcular la cantidad de electrones de valencia que no forman parte de los enlaces químicos, y para ello, es necesario restar la cantidad de electrones de valencia que participan en el enlace, y cuantos disponibles. Es necesario recordar que cada enlace simple, está formado por 2 electrones. Por lo tanto, en este caso hay 8 electrones participando de los enlaces en la molécula y son 8 electrones en total, por lo tanto, no hay electrones que no participen de los enlaces.
- Se debe corroborar que cada uno de los enlaces cumple la regla del octeto.'

3.3. TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS

Las propiedades de las sustancias químicas se deben en gran medida de la naturaleza de los enlaces químicos que unen a los átomos o iones constituyentes.

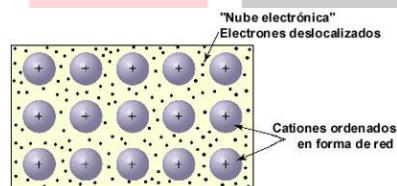
Los enlaces químicos pueden ser de **tipo metálico, iónico o covalente**, según el tipo de átomos participantes en la molécula, y cómo se comportan los electrones durante la formación de éste.

3.3.1. ENLACE METÁLICO

Es aquel que se establece entre átomos metálicos, es decir, elementos que presentan una electronegatividad muy baja y un mínimo potencial de ionización, por ende, tienen tendencia a ceder electrones.

La presencia de este enlace químico, implica la formación de estructuras tridimensionales compactas, lo que le otorga a las especies metálicas altas densidades electrónicas.

Estas altas densidades, también denominadas nubes electrónicas, se forman cuando un conjunto de iones positivos, se ordenan en forma de redes, y los electrones liberados se deslocalizan, es decir, se mueven libremente por una extensa región entre los iones positivos.



Por lo tanto, las sustancias que presentan en su estructura, enlaces metálicos, tienen las siguientes características:

- Tienen brillo.
- Son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio (Hg) que es un líquido.
- Tienen altos puntos de fusión y ebullición, excepto el mercurio (Hg), el cesio (Cs) y el galio (Ga).
- Son buenos conductores del calor y de la electricidad.
- Son maleables, es decir, pueden formar láminas o planchas finas.
- Son dúctiles, es decir, pueden formar alambres o hilos delgados.
- Resisten grandes tensiones sin romperse, es decir, son tenaces.
- Por lo general, son más densos que el agua, excepto el sodio (Na), el litio (Li) y el potasio (K).

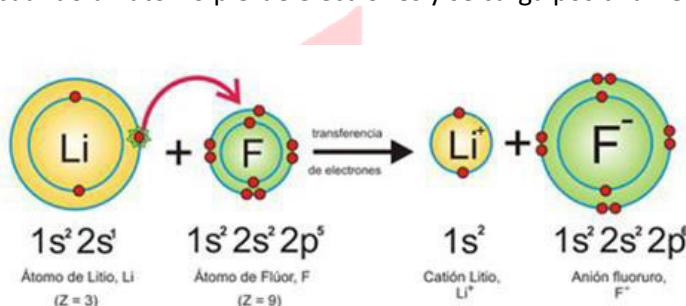


3.3.2. EL ENLACE IÓNICO

Se establece a través de la interacción de iones, es decir, átomos que son capaces de ganar o perder electrones. Por lo tanto, en este tipo de enlace hay una transferencia de electrones entre las especies participantes.

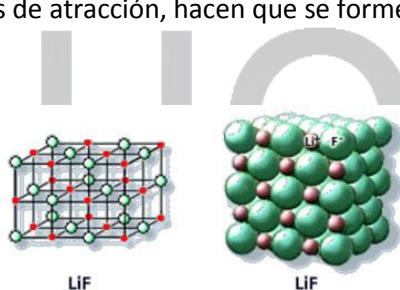
Los metales son las especies que pierden los electrones, mientras que los no metales los ganan, por ende, este tipo de enlace se establece entre especies metálicas y no metálicas, transformándose el metal en un **cátion** y el no metal en un **anión**, quedando unidas entre sí a través de fuerzas electrostáticas.

- **Anión.** Se forma cuando un átomo gana electrones y se carga negativamente.
- **Cátion.** Se forma cuando un átomo pierde electrones y se carga positivamente.



En la mayoría de los casos, el número de los electrones ganados o perdidos, permite que cada uno de los iones resultantes adquiera la configuración electrónica del gas noble más cercano, es decir, cumpla con la regla del octeto.

Cuando se forman los iones, las fuerzas de atracción, hacen que se forme una red tridimensional que recibe el nombre de red cristalina.



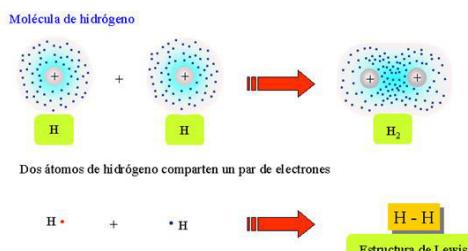
Las sustancias que presentan enlace iónico en su estructura, tienen las siguientes propiedades:

- **Son sólidos cristalinos** a temperatura ambiente.
- Tienen **altos puntos de fusión y ebullición**, debido a la intensidad de las fuerzas electrostáticas entre los iones de carga opuesta.
- Generalmente **son solubles en agua** y otros solventes polares.
- Al entrar en contacto con el agua se separan en sus iones, es decir, se disocian.
- Fundidos o disueltos **son buenos conductores de la electricidad**, puesto que sus iones tienen libertad para movilizarse.
- **Son duros**, es decir, difíciles de rayar, por la gran intensidad de las fuerzas de atracción electrostáticas entre sus iones.
- **Son frágiles**, porque si el cristal se golpea en determinadas direcciones, sus capas se deslizan unas sobre otras, de forma que los iones de igual carga quedan enfrentados y las fuerzas de repulsión separan las dos capas. Así, se produce una línea de fractura que los divide en cristales de menor tamaño.

3.3.3. ENLACE COVALENTE

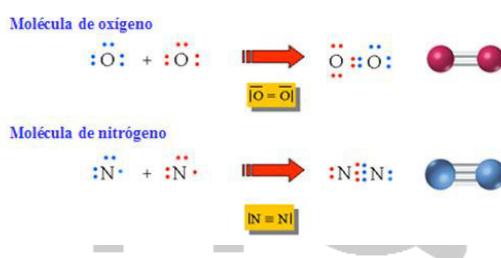
Se establece entre átomos no metálicos, ocurriendo en ellos, una compartición de uno o más electrones, debido a la elevada electronegatividad que hay en estos átomos, que no permite una transferencia de electrones.

En la mayoría de los casos, los átomos adquieren la configuración del gas noble más cercano, para cumplir la **regla del octeto**.



Para que haya un enlace covalente, debe haber una diferencia de electronegatividad entre los átomos presentes en la molécula menor o igual a 1,7.

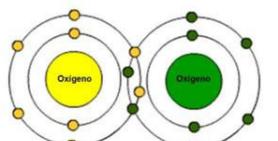
Si los átomos comparten un par de electrones, se denomina enlace covalente simple. Si comparten dos pares de electrones, se denomina **enlace covalente doble**, y si son tres pares de electrones los que se comparten se llama **enlace covalente triple**.



El **enlace covalente**, se puede clasificar como enlace covalente apolar y enlace covalente polar, según la diferencia de electronegatividades que exista entre los átomos que forman la molécula.

- El **enlace covalente apolar**, se presenta cuando el par o los pares de electrones son compartidos por átomos que presentan igual electronegatividad, por lo tanto, el par o los pares de electrones son atraídos de igual manera por ambos átomos, estando a la misma distancia de ambos átomos, generándose una distribución simétrica de la densidad electrónica en la molécula.

Enlace covalente apolar

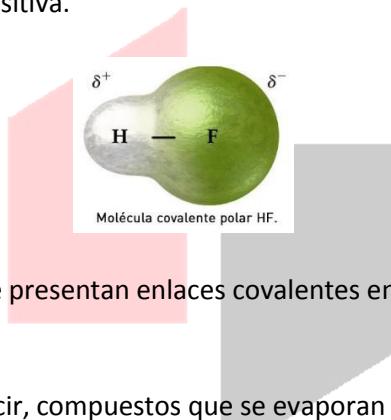


Los átomos comparten electrones de manera equitativa por poseer la misma electronegatividad.
Pueden ser simples, dobles o triples.

- **El enlace covalente polar** se presenta cuando el par o los pares de electrones son compartidos por átomos que presentan distinta electronegatividad, lo que provoca que el átomo más electronegativo atraiga hacia sí con mayor intensidad los electrones compartidos, produciéndose una asimetría en la densidad electrónica de la molécula, con lo que ésta va a poseer un **polo positivo**, donde habrá una menor densidad electrónica, y un **polo negativo**, en el cual se concentrarán los electrones. Las moléculas polares, constituyen los se denominan dipolo eléctrico.

Para mostrar que hay un dipolo, se escribe la letra griega delta, δ , seguida por los signos más (+) o menos (-) para indicar cuál átomo es más positivo y cuál es más negativo.

La delta se lee como **parcial**. Es decir, $\delta-$ significa que un átomo tiene una carga parcial negativa y $\delta+$ significa que un átomo tiene una carga parcial positiva.



Por lo general, aquellos compuestos que presentan enlaces covalentes en su estructura, tienen las siguientes propiedades:

- Son compuestos volátiles, es decir, compuestos que se evaporan fácilmente
- Tiene puntos de fusión y ebullición bajos
- No conducen la corriente eléctrica en estado puro
- Las sustancias polares se disuelven en sustancias polares y las apolares en sustancias apolares.

Apoyo Universitario

TEMA 4 - GEOMETRIA MOLECULARVer Clase Teórica: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/4>

La geometría molecular corresponde a la distribución espacial específica que tendrá cada uno de los átomos que forman un compuesto, lo que le otorga, junto al tipo de enlace presente en él, sus propiedades y características.

De esta manera, por ejemplo, el grafito y el diamante, ambos formados por átomos de carbono, y que en su estructura poseen enlaces covalentes, tendrán propiedades muy diferentes, debido a la disposición espacial de los átomos que lo conforman.

Para explicar esto, se debe recurrir a la teoría de repulsión de pares de electrones de valencia, conocida con la sigla RPEV, que es un modelo propuesto por R.J. Gillespie y R.S Nyholm, que permite predecir la geometría de las moléculas, y su idea central consiste en que los electrones de valencia en torno a un átomo tienden a ubicarse en las posiciones que minimizan las repulsiones electrostáticas entre ellos.

4.1. LA GEOMETRÍA LINEAL:

Es aquella donde se tienen los pares de electrones formando enlaces de 180 grados. Se forma cuando no existen pares de electrones libres. Es el tipo de geometría en la molécula de CO_2 , y en ella, el ángulo de enlace es igual a 180°.

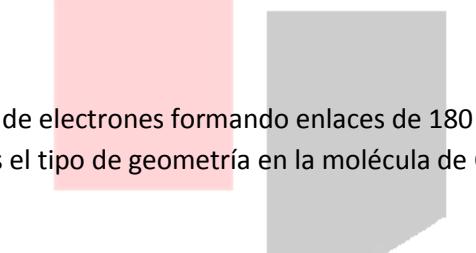


Figura 1. Modelo tridimensional y estructura de Lewis del dióxido de carbono.

4.2. LA GEOMETRÍA TRIGONAL PLANA:

Hay un átomo central, y unido a él hay tres ligandos, y en el átomo central no hay pares de electrones libres. Esto ocurre por ejemplo, en la molécula de BF_3 , en donde el ángulo de enlace es de 120°.

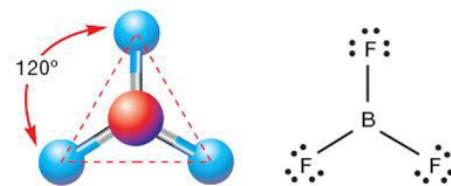


Figura 2. Modelo tridimensional y estructura de Lewis de trifluoruro de boro.

4.3. LA GEOMETRÍA TRIGONAL ANGULAR:

Hay un átomo central, dos ligandos unidos a él y un par de electrones libres, lo que provoca que el ángulo de enlace sea inferior a 120°, como ocurre con la estructura del ión nitrilo.

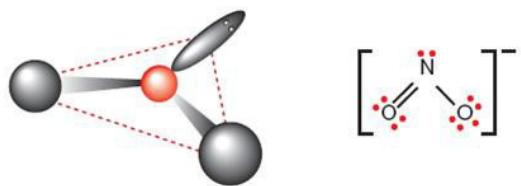


Figura 3. Modelo tridimensional y estructura de Lewis del ion nitrilo.

4.4. LA GEOMETRÍA TETRAÉDRICA:

En donde hay un átomo central, cuatro átomos ligandos y no hay pares de electrones libres, generándose ángulos de enlace iguales a $109,5^\circ$. La molécula de metano presenta geometría de este tipo.

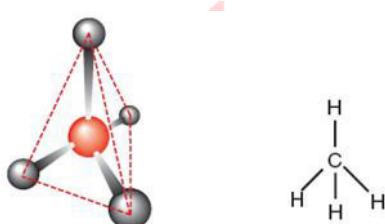


Figura 4. Modelo tridimensional y estructura de Lewis del metano.

4.5. LA GEOMETRÍA PIRAMIDAL TRIGONAL:

Hay un átomo central, tres átomos unidos a él y un par de electrones libres. La molécula de amoniaco presenta esta geometría y su ángulo de enlace es menor a 109° .

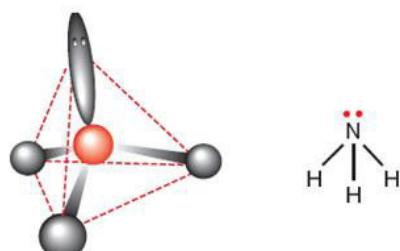


Figura 5. Modelo tridimensional y estructura de Lewis del amoniaco.

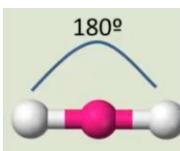
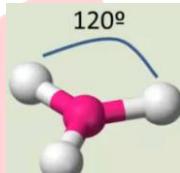
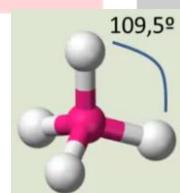
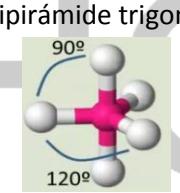
4.6. LA GEOMETRÍA ANGULAR:

Hay un átomo central, dos átomos ligandos y dos pares de electrones libres, tal como ocurre en la molécula de agua, cuyos ángulos de enlace son inferiores a 109° .



Figura 6. Modelo tridimensional y estructura de Lewis de la molécula de agua.

4.7. RESUMEN DE GEOMETRIA MOLECULAR

Total de pares de electrones	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Geometría electrónica	Geometría molecular	Ejemplos
2	2	0	Lineal 180° 	Lineal	CO ₂
3	3 2	0 1	Trigonal plana 120° 	Trigonal plana Angular	BCl ₃ SO ₂
4	4 3 2	0 1 2	Tetraédrica 109,5° 	Tetraédrica Pirámide trigonal Angular	SiF ₄ PH ₃ H ₂ S
5	5 4 3 2	0 1 2 3	Bipirámide trigonal 90° 120° 	Bipirámide trigonal Balancín Forma "T" Lineal	PF ₅ SCl ₄ IF ₃ XeF ₂
6	6 5 4	0 1 2	Octaédrica 90° 	Octaédrica Pirámide b.cuadrada Cuadrada plana	SiF ₆ ⁻² IF ₅ ICl ₄ ⁻

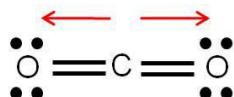
4.8. POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS:

Cuando dos átomos conforman una molécula, alguno de ellos tendrá una electronegatividad mayor generalmente. Esta diferencia de electronegatividad y la geometría de la molécula generan los llamados “dipolos”, que son como vectores que se originan en el átomo menos electronegativo y terminan en el más electronegativo, siendo su magnitud proporcional a la diferencia de electronegatividad entre átomos.

Al ser “vectores”, su resultado (el momento dipolar) dependerá de la disposición espacial que tenga esta molécula

Ejemplo 1: Analicemos la molécula de CO_2 .

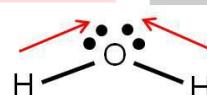
Es una molécula lineal, como lo hemos determinado previamente, donde el oxígeno es más electronegativo que el carbono. Por tanto, existirá un vector dipolo orientado hacia cada uno de los oxígenos:



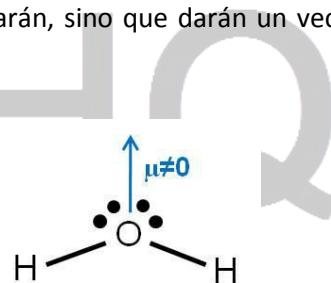
Sin embargo, ambos dipolos tienen igual magnitud pero sentido opuesto. Si sumamos tales vectores dipolo, se eliminarán, dando un **momento dipolar total de cero**. Por tanto, la molécula de CO_2 es **apolar**.

Ejemplo 2: Veamos qué pasa ahora en la molécula de agua (H_2O).

Es un caso similar al ejemplo anterior, sólo que, en este caso, los vectores apuntan al átomo central, ya que es el más electronegativo:



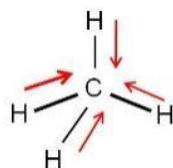
Sin embargo, en este caso debemos recordar que la molécula de agua **no es lineal, sino angular**. Por tanto, tales vectores, al ser sumados, no se eliminarán, sino que darán un vector resultante tal como se muestra a continuación:



Por tanto, la molécula de agua es **polar**: tiene un **momento dipolar resultante**.

Ejemplo 3: Veamos la molécula de metano (CH_4).

El carbono es ligeramente más electronegativo que el hidrógeno. Por tanto, tenemos lo siguiente:



Al momento de sumar los vectores, éstos se anularán, debido a la simetría de la molécula. Por tanto, **la molécula de metano es apolar**. Algo diferente ocurre en la molécula de clorometano (CH_3Cl), donde un átomo

de hidrógeno ha sido reemplazado por cloro: la simetría se pierde, y por tanto, los vectores no se anulan. **El CH₃Cl es polar.**

4.9. FUERZAS INTERMOLECULARES

Las **fuerzas o uniones intermoleculares** son aquellas interacciones que mantienen unidas las moléculas. Se tratan de fuerzas electrostáticas.

La presencia de estas fuerzas explica, por ejemplo, las propiedades de los sólidos y los líquidos.

Hay varios tipos de fuerzas intermoleculares, como las fuerzas de **Van der Waals** y los puentes de hidrógeno.

4.9.1. FUERZA DE VAN DER WAALS

Son fuerzas intermoleculares que determinan las propiedades físicas de las sustancias. Entre estas fuerzas tenemos las siguientes:

4.9.1.1. LAS FUERZAS DIPOLO-DIPOLO

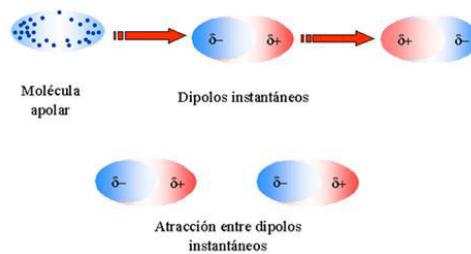
Son fuerzas de atracción entre moléculas polares, dado que, estas moléculas se atraen cuando el extremo positivo de una de ellas está cerca del negativo de la otra.



En los líquidos, cuando las moléculas se encuentran en libertad para poder moverse, pueden encontrarse en orientaciones atractivas o repulsivas. Por lo general, en los sólidos, predominan las atractivas.

4.9.1.2. LAS FUERZAS DE DISPERSIÓN DE LONDON

Se da entre **moléculas apolares**, y ocurren porque al acercarse dos moléculas se origina una distorsión de las nubes electrónicas de ambas, generándose en ellas, **dipolos inducidos transitorios**, debido al movimiento de los electrones, por lo que permite que interactúen entre sí.

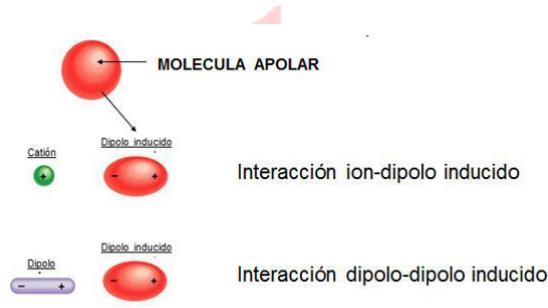


La intensidad de la fuerza depende de la cantidad de electrones que posea la molécula, dado que si presenta mayor número de electrones, habrá una mayor polarización de ella, lo que generará que la fuerza de dispersión de London sea mayor.

Las siguientes fuerzas también están incluidas en las fuerzas de Van der Waals:

4.9.1.3. LAS FUERZAS DIPOLO-DIPOLO INDUCIDO

Corresponden a fuerzas que se generan cuando se acerca un ión o un dipolo a una molécula apolar, generando en ésta última, una distorsión de su nube electrónica, originando un **dipolo temporal inducido**. Esta fuerza explica la disolución de algunos gases no polares, como el cloro Cl₂, en solventes polares.



4.9.2. PUENTE DE HIDROGENO

Los puentes de hidrógeno, son un tipo de fuerza dipolo-dipolo, sin embargo, en esta interacción interactúa una molécula que presenta hidrógeno en su estructura, con otra que presenta un átomo con una elevada electronegatividad, como oxígeno, flúor o nitrógeno (O, F, N).

De esta manera, entre el hidrógeno, que presenta una baja electronegatividad y el átomo electronegativo, se establece una interacción, debido a sus cargas opuestas, lo que provoca que estas fuerzas sean muy fuertes. Este tipo de interacción, se da por ejemplo, entre moléculas de H₂O, HF y NH₃.



- $\delta+$ = Parte deficiente de electrones en el agua es el hidrógeno.
- $\delta-$ = Parte rica en electrones en el agua es el oxígeno.

Las características de este enlace son las siguientes:

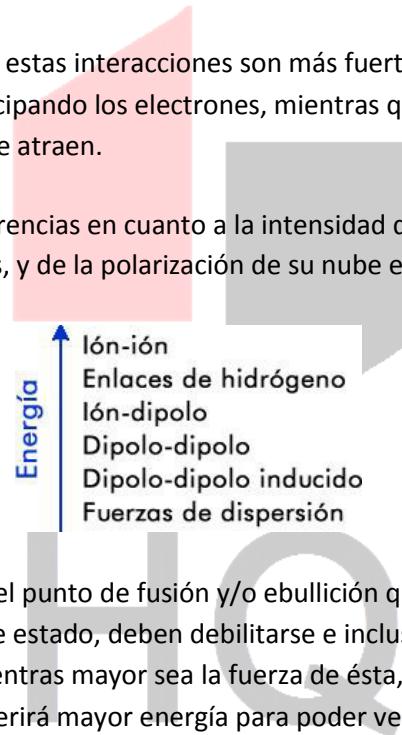
- Es localizado, de ahí que se lo denomine enlace.
- Su energía es superior a la de las fuerzas de Van der Waals, pero menor que la de los enlaces covalente e iónico.
- Produce altos puntos de ebullición y de fusión.
En él siempre interviene el hidrógeno unido a un átomo electronegativo.

Los enlaces puente de hidrógeno son los responsables de que el agua no se evapore tan fácilmente y que por lo tanto, permanezca líquida. Esto permite la vida en el planeta Tierra.

4.10. COMPARACIÓN DE LA FUERZA DE LAS INTERACCIONES

Es importante destacar, que ninguna de estas interacciones son más fuertes que los enlaces iónicos o covalentes, ya que, en ellos, están participando los electrones, mientras que en las interacciones entre moléculas, solamente hay fuerzas que se atraen.

Sin embargo, es posible establecer, diferencias en cuanto a la intensidad de estas fuerzas, dependiendo de la polaridad de las moléculas participantes, y de la polarización de su nube electrónica.



Esto se puede ver representado, según el punto de fusión y/o ebullición que presenta una sustancia, debido a que, para que se produzca un cambio de estado, deben debilitarse e incluso romperse estas fuerzas que mantienen unidas a las moléculas, y mientras mayor sea la fuerza de ésta, mayor será el punto de fusión y/o ebullición de la sustancia, pues, se requerirá mayor energía para poder vencerla.

Apoyo Universitario

TEMA 5 – SISTEMAS MATERIALESVer Clase Teórica: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/5>

Ahora que ya tenemos suficiente conocimiento sobre las interacciones atómicas, moleculares e intermoleculares de la materia, podemos dar un vistazo más general de la materia. Gracias a las diferentes fuerzas intermoleculares podemos advertir, en principio, estos “estados de la materia”.

5.1. LOS 3 ESTADOS DE LA MATERIA

Todas las sustancias pueden existir, en principio, en 3 estados; sólido, líquido y gaseoso.

5.1.1. ESTADO SÓLIDO:

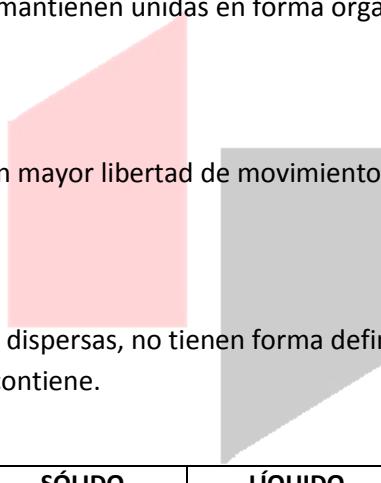
En este estado las moléculas se mantienen unidas en forma organizada, con poca libertad de movimiento.

5.1.2. ESTADO LÍQUIDO:

En este caso las moléculas tienen mayor libertad de movimiento, esto hace que los líquidos tengan la capacidad de fluir.

5.1.3. ESTADO GASEOSO:

En este caso las moléculas están dispersas, no tienen forma definida y es por esto que ocupan el volumen del recipiente que los contiene.



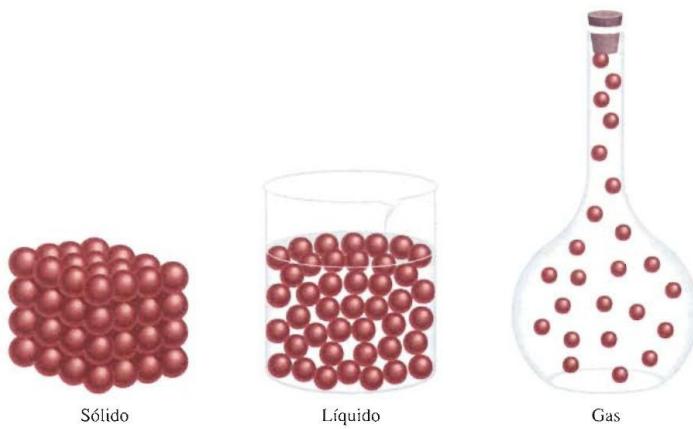
TIPO DE ESTADO	SÓLIDO	LÍQUIDO	GASEOSO
FORMA	Tienen forma definida	Adopta la forma del recipiente que los contiene	No tienen forma definida, ocupan todo el lugar del recipiente
VOLUMEN	Tienen volumen definido	Tienen volumen definido	Ocupan todo el volumen del recipiente
COMPRESIBILIDAD	Son incompresibles	Son incompresibles	Se comprimen, debido a la gran distancia entre moléculas
FUERZAS INTERMOLECULARES	Predominan las fuerzas de atracción	Las fuerzas de atracción y repulsión están equilibradas	No predominan fuerzas intermoleculares considerables

5.2. CAMBIOS DE ESTADO

Para pasar de un estado a otro es necesario adicionar o bien liberar energía en las sustancias, y cada uno de estos cambios tiene un nombre particular, a continuación veremos un cuadro donde podemos observar los nombres de los mismos y sus cambios correspondientes.



Podemos observar en este otro gráfico como las moléculas se van separando cada vez más conforme sus fuerzas de atracción intermoleculares se van venciendo gracias a energía externa, y así, formando los diferentes estados. No te olvides de ver la clase teórica del tema correspondiente para complementar estos conceptos.



5.3. PROPIEDADES EXTENSIVAS E INTENSIVAS

Por otro lado las propiedades pueden ser clasificadas en extensivas o intensivas:

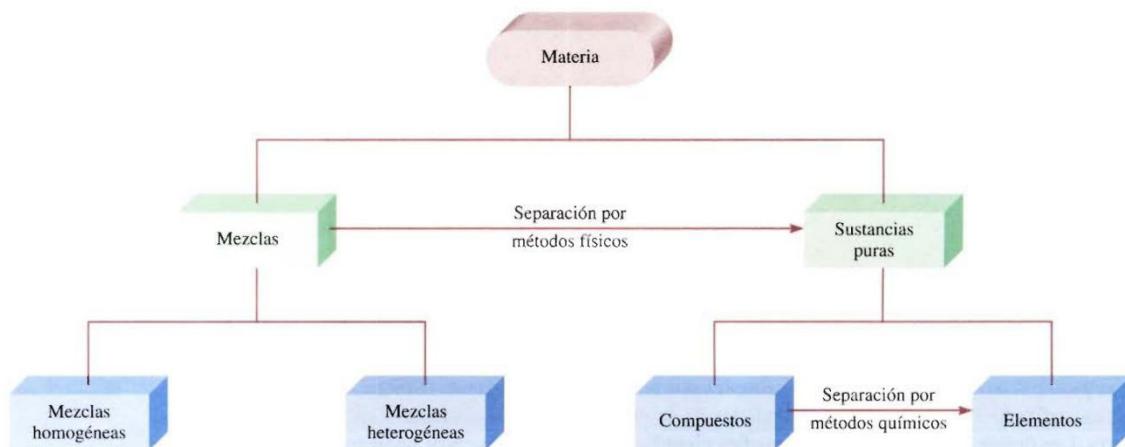
- Las **propiedades extensivas:** son aquellas que el valor medido reside en las propiedades de la masa. Por ejemplo: el peso, el área, volumen, la presión de gas, la disminución o el aumento de calor, etc.
- Las **propiedades intensivas:** en cambio son valores medidos que no dependen de la masa, por ejemplo el color, sabor, reactividad, la electronegatividad, etc.

5.4. LA MATERIA:

La química es el estudio de la materia y los cambios que experimenta, la materia es cualquier cosa que ocupa un lugar en el espacio y que tiene masa.

Los químicos distinguen varios subtipos de materia según su composición y propiedades.

La clasificación de la materia comprende las sustancias, las mezclas, los compuestos y los elementos.



5.4.1. SUSTANCIAS PURAS

Es una forma de materia que tiene una composición definida y propiedades características. Algunos ejemplos son el agua, el amoniaco, el azúcar, el oro y el oxígeno. Las sustancias difieren entre sí en su composición y pueden identificarse por su apariencia, olor, sabor y otras propiedades.

5.4.2. MEZCLAS

Una mezcla es una combinación de dos o más sustancias en la cual las sustancias conservan sus propiedades características. Un ejemplo es el aire, la gaseosa, la leche y el cemento.

Las mezclas no tienen una composición constante, por ejemplo la composición del aire varía en función de la altura, humedad, etc.

- Mezclas homogéneas: Aquellas que tienen la misma composición en toda la disolución.
- Mezclas heterogéneas: Aquellas que tienen diferente composición en la mezcla.

Cualquier mezcla se puede separar a sus componentes originales por medios físicos debido a que no intervino ninguna reacción química en la misma.

5.4.3. SUSTANCIAS PURAS SIMPLES O ELEMENTOS

Las sustancias pueden ser elementos o compuestos. Un elemento es una sustancia que no se puede separar en sustancias más simples por métodos químicos.

5.4.4. SUSTANCIAS PURAS COMPUESTAS O COMPUESTOS

Una sustancia formada por dos o más elementos unidos químicamente en proporciones definidas. Ejemplos podrían ser agua, amoniaco, etc. A diferencia de las mezclas, los compuestos sólo pueden separarse por métodos químicos.

5.5. SISTEMA MATERIAL

Se denomina sistema material a un cuerpo único, una parte de ese cuerpo, un conjunto de cuerpos, o parte de ese conjunto de cuerpos que la Química los considera para estudiarlos. Por ejemplo, el agua con azúcar diluido, un trozo de hielo, o arena con virutas de hierro son sistemas materiales.

Los sistemas materiales son clasificados en sistemas homogéneos y en sistemas heterogéneos.

5.5.1. SISTEMAS HOMOGÉNEOS

Un sistema homogéneo presenta en todas sus porciones (cualquiera que sea analizada) iguales propiedades cualitativas. Esto significa que si se examina una parte determinada de agua con sal diluida y luego se repite la misma operación con otra parte, sus cualidades son las mismas. El sistema, cuando es homogéneo, no presenta discontinuidad en el mismo. Pertenecen a esta clasificación aquellos sistemas en los que en toda su masa posee iguales propiedades químicas y físicas.

Si analizamos un sistema material y vemos que todos sus puntos presentan iguales características, listo, es un sistema homogéneo. Acá te dejamos un ejemplo:

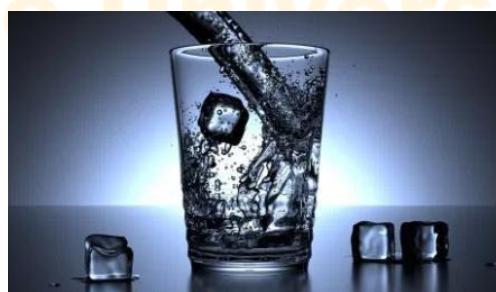


Veamos solamente el contenido de la copa. ¿Ven que el líquido es igual en todos los puntos y que no podemos diferenciar otras características? Todo parece tener el mismo color, no hay burbujas de aire que resalten, todo es perfectamente uniforme. Eso es, sin duda, un sistema homogéneo.

Sigan observando, un poco más, la bebida de la copa. Recién mencionamos que todo presenta un mismo color. Esa “zona” que presenta propiedades idénticas se llama fase y es un concepto muy importante en química, pues todo sistema homogéneo presenta SÓLO una sola fase. Pero cuidado, muchas veces esa fase puede estar formada por más de un componente. De esta manera, la bebida que está dentro del vaso de la fotografía puede estar formada por alcohol, agua y un montón de ingredientes más. Pero todo, en su conjunto, forman una sola fase. Por ello, es un sistema homogéneo. (Por favor, relee este párrafo una vez más, pues es fundamental para entender la diferencia entre sistemas homogéneos y heterogéneos).

5.5.2. SISTEMAS HETEROGÉNEOS

Pertenecen a esta clasificación los sistemas en los que en diferentes partes del mismo tiene propiedades químicas y físicas distintas, presentando superficies de discontinuidad. Un sistema heterogéneo, a diferencia del anterior, presenta en todas sus porciones (cualquiera sea analizada) distintas propiedades intensivas, pudiéndose observar además superficies de separación. Por ejemplo: el agua con aceite, la niebla (aire con gotas de agua) o agua de río con pepitas de oro. Veamos esta imagen:



Este sistema es bastante diferente a la copa de la imagen anterior. Fíjense que presenta partes muy diferenciadas: una sólida (el hielo dentro del vaso), una líquida (el agua que está siendo volcada en el vaso) y una gaseosa (el aire que llena el resto del vaso que no tiene agua líquida ni hielo) ¿también lo contamos? Sí, no se olviden que nuestro sistema (nuestra porción de universo que aislamos mentalmente para estudiar) es el interior del vaso de vidrio. Como ven, no es demasiado uniforme. Es porque presenta las tres fases que dijimos. Y como hay más de una fase, es un sistema heterogéneo.

También podríamos ahondar en el concepto de componente. Muchas veces, un sistema puede tener mil componentes y ser homogéneo. Por ejemplo, el agua de la canilla tiene un montón de minerales disueltos; cada mineral es un componente que, junto con la sustancia H_2O , forman el agua de canilla que has de beber; sin embargo, sólo se ve una sola fase, pues es homogéneo. Otras veces, un sistema puede tener muchas fases, pero sólo un componente. Por ejemplo, un vaso que contiene vapor de agua, agua líquida y hielo. Este sistema sería heterogéneo por donde lo mires (podrás observar tres fases distintas), pero todas las fases están formadas por un sólo componente: el agua.

5.6. FASES:

Vamos a definir bien lo que son las fases; en resumen, una fase es una sustancia que se encuentra en un estado de la materia particular (en un sistema material) que cumple la condición de que es una mezcla totalmente homogénea (si es que estuviera mezclada con alguna otra sustancia); o bien, es una sustancia pura. No te olvides de ver la clase teórica que ahí veremos más ejemplos.

5.7. MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE FASES

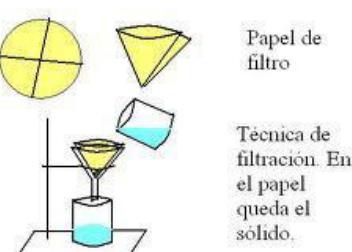
Son métodos que permiten separar las fases de un sistema heterogéneo. Cada método está pensado para un tipo particular de sistema, y la utilización de un método determinado dependerá de los materiales y del estado de agregación en que se encuentran los componentes del sistema. Podemos mencionar los siguientes:

5.7.1 Tamización

Es un método que se utiliza para separar sistemas heterogéneos, si este posee un sólido grande de un líquido, (como por ejemplo pedregullo y agua); o a dos sólidos de tamaños diferentes, (como por ejemplo: harina y arroz). El instrumento que se utiliza es un colador (TAMIZ).



Tamiz



Papel de filtro

Técnica de filtración. En el papel queda el sólido.

5.7.2. Filtración:

Se utiliza para separar sistemas formados por un sólido finamente dividido y un líquido, como por ejemplo: talco y agua.

5.7.3. Imantación:

Es un método indicado para separar dos sólidos, si uno de ellos tiene la propiedad de ser atraído por un imán. Ejemplo: arena y limaduras de hierro.



5.7.4. Decantación:

Es un método que puedes aplicar cuando las fases de un sistema están formadas por dos o más líquidos que no se mezclan, a los que los llamaremos inmiscibles, como ejemplo usaremos el agua y el aceite.



5.7.5. Centrifugación:

Es un método que se utiliza para separar un líquido de un sólido, siempre que el sólido sea finamente dividido y quede disperso en el agua, como por ejemplo: agua con tiza.



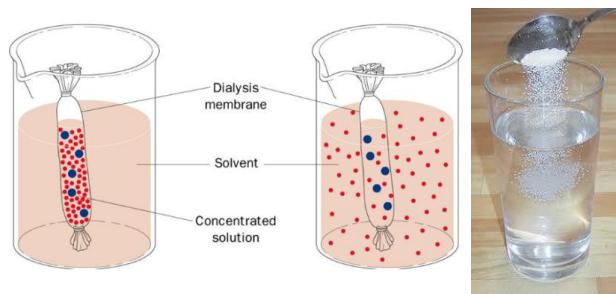
5.7.6. Sublimación:

Se utiliza para separar dos sólidos, siempre que uno de ellos sublima, es decir que pase del estado sólido al gaseoso, sin pasar por el líquido, al calentarlos; ejemplo de materiales que sublimen: yodo, naftalina.



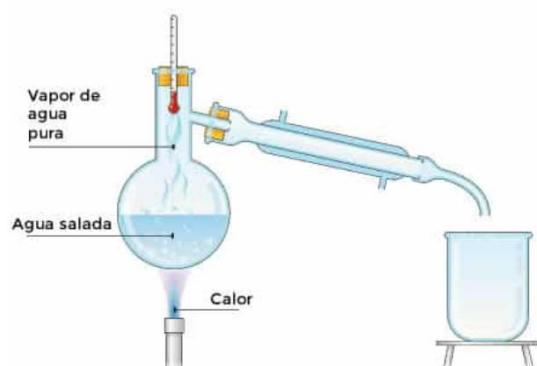
5.7.7. Solubilización:

Es el proceso por el cual se separa un sólido de otro, disolviéndose una de las fases en agua. Por ejemplo, el sistema azúcar-arena.



5.7.8. Destilación:

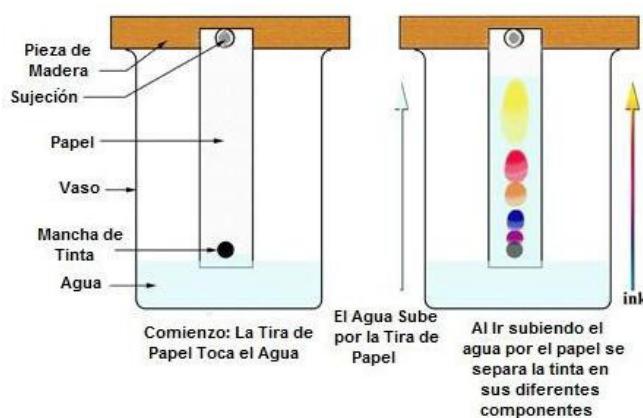
En un sistema homogéneo de agua y alcohol, se puede aprovechar la diferencia de puntos de ebullición para separarlos. Consiste en evaporar uno de los líquidos y luego condensarlo por enfriamiento. Si los puntos son cercanos, se utiliza la destilación fraccionada, distinta a la simple, usada si son puntos lejanos.



5.7.9. Cromatografía:

La cromatografía se aprovecha del movimiento de una mezcla sobre un soporte, por ejemplo, papel o tela. Los elementos (componentes) de la mezcla se mueven por el soporte a diferentes velocidades separándose. Unos componentes se mueven por el soporte más rápidamente o fácilmente y otros se detienen, esto hace que la mezcla se separe en bandas de diferentes componentes.

Un ejemplo, si sobre un mantel blanco se derrama un poco de vino tinto, transcurrido un tiempo se observa que la mancha no es uniforme, sino que hay una zona con predominio de tonos azules y otra en que la tonalidad es roja. Eso es porque se ha producido una separación cromatográfica de los pigmentos del vino. Las tintas de los rotuladores son una mezcla compuesta por algún disolvente (parte líquida de la mezcla) y diferentes pigmentos. Algunos colores, como el negro, suelen ser mezcla de dos o tres pigmentos diferentes. Para separar estos pigmentos podemos realizar una cromatografía.



TEMA 6 - FÓRMULAS QUÍMICAS

Ver Clase Teórica: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/6>

En esta unidad vamos a conocer los tipos de compuestos químicos inorgánicos, cómo están formados, cómo se obtienen y cómo se los nombra.

Los compuestos químicos están representados mediante fórmulas químicas, que son básicamente los símbolos de los elementos que los constituyen con un número en el subíndice para indicar la cantidad de elementos que los forman.

Imaginemos que estamos en un laboratorio y tenemos estas 5 cosas principales como ingredientes o, mejor dicho, en química llamados “reactivos”. Metales, no metales, Oxígeno, Hidrógeno y Agua.

6.1. ESTADOS DE OXIDACIÓN

El estado de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que una especie química es capaz de ceder a otra especie o que es capaz de recibir. Esto significa que el estado de oxidación de una especie es positivo si ésta pierde electrones o los comparte con una especie que tenga tendencia a captarlos y será negativo, cuando las especies ganen electrones o los compartan con una especie que tenga tendencia a cederlos.

Para poder determinar el número o estado de oxidación de un elemento se deben tener en cuenta las siguientes reglas:

- El estado de oxidación de un elemento libre, es decir, no combinado o consigo mismo es cero. Por ejemplo: Na , Be , O_2 , H_2
- El estado de oxidación de un ión monoatómico es idéntico a su carga. Por ejemplo en el Cu^{+2} , el estado de oxidación del cobre es +2, para el Cl^{-1} el estado de oxidación del cloro es -1.
- El estado de oxidación del hidrógeno cuando está formando parte de un compuesto es +1, excepto en los hidruros metálicos donde es -1. Por ejemplo en el H_2S el estado de oxidación es +1: sin embargo, en el FeH_2 , el estado de oxidación del H es -1.
- El estado de oxidación del oxígeno, cuando está formando parte de un compuesto es -2, con excepción de los peróxidos donde es -1. Por ejemplo en el H_2O , el estado de oxidación del oxígeno es -2; en cambio, en el H_2O_2 , el estado de oxidación del oxígeno es -1
- Los metales alcalinos (pertenecientes al grupo 1) al formar un compuesto tienen estado de oxidación es +1, y los metales alcalinotérreos (pertenecientes al grupo 2) el estado de oxidación es +2. Por ejemplo, en el Li_2O , el estado de oxidación es +1
- Los halógenos (pertenecientes al grupo 17), cuando forman parte de una sal binaria, tienen estado de oxidación -1. Por ejemplo, en el CCl_4 , el estado de oxidación del cloro es -1
- La suma algebraica de los estados de oxidación de todos los átomos presentes en la fórmula de un compuesto debe ser igual a cero.
- La suma de los estados de oxidación de todos los átomos presentes en la fórmula de un ión poliatómico es igual a la carga del ión.

Por ejemplo, para determinar el estado de oxidación del N en el compuesto HNO_3 se debe tener en consideración que:

- Como el compuesto no corresponde a un hidruro metálico, el estado de oxidación del H en el compuesto es (+1)
- Como el compuesto no corresponde a un peróxido, el estado de oxidación del oxígeno en el compuesto es (-2)
- El compuesto es neutro, es decir, no presenta carga, por lo tanto, su carga total es igual a 0

Sabiendo esto, es posible plantear la siguiente fórmula, para determinar el estado de oxidación del N:

$$H^{+1}N^xO_3^{-2}$$
$$1.(+1) + 1.(x) + 3.(-2) = 0$$

Despejando de esta ecuación

$$(x) = -1.(+1) - 3.(-2)$$
$$(x) = +5$$

El estado de oxidación del nitrógeno en el compuesto, es igual a +5

Para determinar el estado de oxidación del S en el compuesto SO_4^{-2} , se debe tener en cuenta que:

- Como el compuesto no corresponde a un peróxido el estado de oxidación del oxígeno es (-2).
- La carga total del compuesto es igual a -2.

$$(S^xO_4^{-2})^{-2}$$
$$1.x + 4.(-2) = -2$$

Despejando de la ecuación:

$$1.x = -2 - 4.(-2)$$
$$x = +6$$

El estado de oxidación del azufre en el compuesto, es igual a +6.

6.2. NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGANICOS

Aplicaremos tres nomenclaturas:

6.2.1. NOMENCLATURA TRADICIONAL:

Es la que más información requiere para poder nombrar un compuesto inorgánico (estados de oxidación y si se trata del mayor o menor de los estados de oxidación, además en ocasiones necesitamos conocer la raíz del nombre del elemento en latín). Tiene la limitación de distinguir solamente dos estados de oxidación posible para los metales.

6.2.2. NOMENCLATURA STOCK:

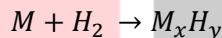
Surge cuando comienzan a identificarse metales que actúan con más de dos estados de oxidación (por ejemplo manganeso) para aplicar esta nomenclatura debo conocer los estados de oxidación con los que actúan los elementos que forman parte de los compuestos inorgánicos y poder expresar ese estado de oxidación con números romanos.

6.2.3. NOMENCLATURA SISTEMÁTICA:

Nombra lo que ve, de atrás para adelante. Nombra a los elementos que forman parte del compuesto inorgánico e indica los subíndices como prefijos. Muy útil para nombrar compuestos binarios, se complica cuando se aplica a moléculas poliatómicas.

6.3. HIDRUROS: (H^{-1})

Los hidruros se forman con la combinación de hidrógeno con un metal, en este caso el hidrógeno tendrá un número de oxidación de -1.

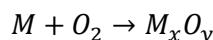


Ejemplo

REACCIÓN QUÍMICA	$Na + H_2 \rightarrow Na^{+1}H^{-1}$
Tradicional	Hidruro de sodio
Stock	Hidruro de sodio (I)
Sistématica	Hidruro de sodio
REACCIÓN QUÍMICA	$Cu + H_2 \rightarrow Cu^{+1}H^{-1}$
Tradicional	Hidruro cuproso
Stock	Hidruro de cobre (I)
Sistématica	Monohidruro de cobre
REACCIÓN QUÍMICA	$Cu + H_2 \rightarrow Cu^{+2}H_2^{-1}$
Tradicional	Hidruro cúprico
Stock	Hidruro de cobre (II)
Sistématica	Dihidruro de cobre

6.4. ÓXIDOS BÁSICOS (O^{-2})

Los óxidos básicos o también llamados óxidos metálicos se forman por la combinación de un metal con oxígeno, como se representa en la siguiente reacción:



REACCIÓN QUÍMICA	$Na + O_2 \rightarrow Na_2^{+1}O^{-2}$
Tradicional	Óxido de sodio
Stock	Óxido de sodio
Sistématica	Óxido de disodio

REACCIÓN QUÍMICA	$Fe + O_2 \rightarrow Fe^{+2}O^{-2}$
Tradicional	Óxido ferroso
Stock	Óxido de hierro (II)
Sistématica	Monóxido de hierro
REACCIÓN QUÍMICA	$Fe + O_2 \rightarrow Fe_2^{+3}O_3^{-2}$
Tradicional	Óxido férrico
Stock	Óxido de hierro (III)
Sistématica	Trióxido de dihierro

6.5. PERÓXIDOS O_2^{-2}

Los peróxidos consisten en combinaciones binarias del oxígeno junto a ciertos metales. Son derivados de óxidos que contienen la agrupación $-O - O -$, O_2^{-2} llamado ión peróxido.

Los peróxidos se formulan utilizando la valencia del oxígeno -1 ya que los dos oxígenos comparten una pareja de electrones por los que en este grupo de elementos no se pueden simplificar las valencias.

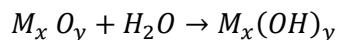
La fórmula de los peróxidos es del tipo



REACCIÓN QUÍMICA	$Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$
Tradicional	Peróxido de sodio
Stock	Peróxido de sodio (I)
Sistématica	Peróxido de sodio
REACCIÓN QUÍMICA	$Fe + O_2 \rightarrow Fe_2(O_2)_3$
Tradicional	Peróxido férrico
Stock	Peróxido de hierro (III)
Sistématica	TriPeróxido de dihierro

6.6. HIDRÓXIDOS $(OH)^{-1}$

Los hidróxidos son el resultado de la combinación de los óxidos básicos antes mencionados con la molécula de agua, aquí generaremos un anión muy común en química llamado oxidrilo $(OH)^{-1}$.

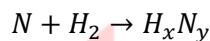


REACCIÓN QUÍMICA	$Na_2O + H_2O \rightarrow Na^{+1}(OH)^{-1}$
Tradicional	Hidróxido de sodio
Stock	Hidróxido de sodio
Sistématica	Hidróxido de sodio
REACCIÓN QUÍMICA	$Au_2O + H_2O \rightarrow Au^{+1}(OH)^{-1}$
Tradicional	Hidróxido auroso
Stock	Hidróxido de oro (I)
Sistématica	Monohidróxido de oro

REACCIÓN QUÍMICA	$Au_2O_3 + H_2O \rightarrow Au^{+3}(OH)_3^{-1}$
Tradicional	Hidróxido áurico
Stock	Hidróxido de oro (II)
Sistématica	Trihidróxido de oro

6.7. ÁCIDOS HIDRÁCIDOS ($Cl^{-1}, Br^{-1}, F^{-1}, I^{-1}, S^{-2}$)

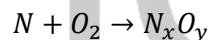
Algunos no metales, los halógenos y el azufre específicamente, se combinan con el hidrógeno formando ácidos hidrácidos, los cuales carecen de la presencia de oxígeno. Los números de oxidación con los que trabajan estos elementos están especificados más arriba.



REACCIÓN QUÍMICA	$Cl_2 + H_2 \rightarrow H^{+1}Cl^{-1}$
Tradicional	Ácido clorhídrico
Stock	ácido clorhídrico
Sistématica	Monocloruro de monohidrógeno
REACCIÓN QUÍMICA	$S + H_2 \rightarrow H_2^{-1}S^{-2}$
Tradicional	Ácido sulfhídrico
Stock	Ácido sulfhídrico
Sistématica	Monosulfuro de dihidrógeno

6.8. ÓXIDOS ÁCIDOS

Estos compuestos con el resultado de la combinación de un no metal con el oxígeno molecular. Responden a la fórmula siguiente:



REACCIÓN QUÍMICA	$C + O_2 \rightarrow C^{+2}O^{-2}$
Tradicional	Óxido carbonoso
Stock	Óxido de carbono (II)
Sistématica	Monóxido de carbono
REACCIÓN QUÍMICA	$C + O_2 \rightarrow C^{+4}O^{-2}$
Tradicional	Óxido carbónico
Stock	Óxido de carbono (III)
Sistématica	Dióxido de carbono
REACCIÓN QUÍMICA	$Cl_2 + O_2 \rightarrow Cl_2^{+1}O^{-2}$
Tradicional	Óxido hipocloroso
Stock	Óxido de cloro (I)
Sistématica	Monóxido de dicloro
REACCIÓN QUÍMICA	$Cl_2 + O_2 \rightarrow Cl_2^{+3}O^{-2}$
Tradicional	Óxido cloroso
Stock	Óxido de cloro (III)
Sistématica	Trióxido de dicloro

REACCIÓN QUÍMICA	$Cl_2 + O_2 \rightarrow Cl_2^{+5}O_5^{-2}$
Tradicional	Óxido clórico
Stock	Óxido de cloro (IV)
Sistemática	Pentóxido de dicloro
REACCIÓN QUÍMICA	$Cl_2 + O_2 \rightarrow Cl_2^{+7}O_7^{-2}$
Tradicional	Óxido perclórico
Stock	Óxido de cloro (VII)
Sistemática	Heptóxido de dicloro

6.9. ÁCIDOS OXÁCIDOS

Son el resultado de la combinación de un óxido ácido con la molécula de agua. Forman compuestos ternarios. Su fórmula se muestra a continuación.

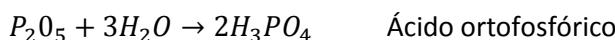
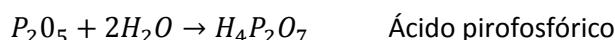


REACCIÓN QUÍMICA	$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2^{+1}C^{+4}O_3^{-2}$
Tradicional	Ácido carbónico
Stock	ácido trioxocarbónico (IV)
Sistemática	trioxocarbonato (IV) de hidrógeno
REACCIÓN QUÍMICA	$Cl_2O_3 + H_2O \rightarrow H^{+1}Cl^{+3}O_2^{-2}$
Tradicional	Ácido cloroso
Stock	ácido dioxoclórico (III)
Sistemática	dioxoclorato (III) de hidrógeno
REACCIÓN QUÍMICA	$Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow H^{+1}Cl^{+7}O_4^{-2}$
Tradicional	Ácido perclórico
Stock	ácido tetraoxoclórico (VII)
Sistemática	tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno

6.9.1. CASOS ESPECIALES DE FORMACIÓN DE OXOÁCIDOS

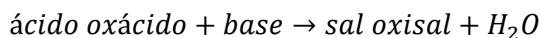
Se debe recordar que elementos como el P, As y Si son capaces de formar oxoácidos aceptando más de una molécula de agua.

Para el caso del fósforo se forman tres oxoácidos diferentes aceptando 1, 2 y 3 moléculas de agua en su estructura. Cada ácido se identifica agregando un prefijo al nombre de acuerdo con la nomenclatura tradicional.



6.10. SALES OXISALES

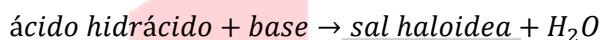
Una sal resulta de la combinación de un ácido con una base. Las sales oxisales son el resultado de la combinación de un ácido oxácidio específicamente con una base cualquiera. Son compuestos ternarios ya que tienen la presencia de oxígeno en su composición.



REACCIÓN QUÍMICA	$H_2CO_3 + NaOH \rightarrow Na_2^{+1}(CO_3)^{-2} + H_2O$
Tradicional	Carbonato de sodio
Stock	carbonato de sodio
Sistématica	trioxocarbonato (IV) de disodio
REACCIÓN QUÍMICA	$H_2SO_4 + Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2^{+3}(SO_4)^{-2} + H_2O$
Tradicional	Sulfato férrico
Stock	sulfato de hierro (III)
Sistématica	tris[tetraoxosulfato (VI)] de dihierro

6.11. SAL HALOIDEA

Las sales haloideas son el resultado de un ácido hidrácido con una base. Éstas son binarias y no tienen la presencia de oxígeno.



REACCIÓN QUÍMICA	$H_2S + NaOH \rightarrow Na_2^{+1}S^{-2} + H_2O$
Tradicional	Sulfuro de sodio
Stock	sulfuro de sodio
Sistématica	monosulfuro de disodio
REACCIÓN QUÍMICA	$HCl + Fe(OH)_3 \rightarrow Fe^{+3}Cl_3^{-1} + H_2O$
Tradicional	Cloruro férrico
Stock	Cloruro de hierro (III)
Sistématica	Tricloruro de monohierro

6.12. SALES ÁCIDAS

Cuando un ácido, al hacer reaccionar con una base, dona menos que el número máximo de protones disponible, esto se conoce como neutralización parcial y el resultado es una sal ácida

Así, las sales ácidas pueden sufrir otra (s) reacción (es) de neutralización hasta que la última sal resultante se vuelve neutra. Las sales se forman mediante la reacción de un ácido y una base, conocida como reacción de neutralización.

Los ácidos pueden ser monopróticos, dipróticos o polipróticos, lo que significa que una molécula del ácido puede donar uno, dos o protones múltiples cuando reacciona con una molécula de base – los protones usualmente toman la forma de un ion hidrógeno (H^+).

Los ácidos monopróticos como el ácido clorhídrico (HCl) y el ácido nítrico (HNO_3) pueden formar sólo un tipo de sal, cloruros y nitratos, respectivamente, pero los ácidos dipróticos y polipróticos pueden formar más de uno.

El ácido sulfúrico, por ejemplo, es diprótico ya que puede donar uno o dos iones H^+ , y puede formar dos series de sales, sulfatos de hidrógeno y otros sulfatos.

6.12.1. NOMENCLATURA DE SALES ÁCIDAS

Existen tres maneras para nombrar las sales ácidas, siguiendo los tres casos más o menos las mismas reglas:

- La primera forma de nombrar las sales ácidas es con el prefijo bi. Primero se nombra el anión colocando el prefijo bi para indicar la cantidad de hidrógenos que contenía el ácido y por último se nombra al catión. De esa manera el compuesto $NaHSO_4$ será llamado bisulfato de sodio.
- La segunda forma de nombrar sales ácidas es anteponiendo la palabra hidrógeno al anión. Si se tiene el caso de un ácido poliprótico se coloca el prefijo di o tri para indicar el número de protones presente en la sal. Por ejemplo el compuesto $NaHSO_4$ será llamado hidrogenosulfato de sodio y el compuesto KH_2PO_4 será llamado dihidrogenofosfato de potasio.
- La tercera forma de nombrar este tipo de compuesto es usar la palabra “ácido” después de nombrar al anión. Por ejemplo el compuesto $NaHSO_4$ puede ser llamado sulfato ácido de sodio.

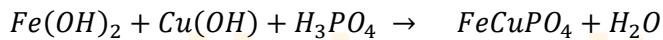
6.13. SALES BÁSICAS

Son aquellas que se forman con una base o hidróxido parcialmente disociado más un ácido ya sea tipo hidrácido u oxácido. Así como sucedía con las sales ácidas, estas sales pueden tener uno o más oxidrilos dentro de la misma sal, el cual le da el carácter básico. La nomenclatura es similar a las anteriores, pero se debe colocar en medio la palabra básica tantas veces como oxidrilos estén presentes en el compuesto.

6.14. SALES MIXTAS

Son sales que resultan de la combinación de dos tipos e hidróxidos simultáneamente más un ácido ya sea oxácido o hidrácido, resultando así un compuesto cuaternario.

La metodología de formación es similar a las anteriores. Supongamos el siguiente caso, la combinación del hidróxido ferroso con el hidróxido cuproso, ambos aportan iones de carga positiva, es total de +3, suficiente para neutralizar al ión fosfato, quien tiene carga -3.

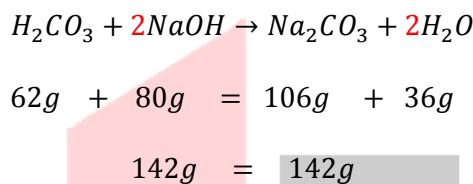


TEMA 7 – ESTEQUIOMETRIAVer Clase Teórica: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/7>**7.1. LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA – LEY DE LAVOISIER**

En una reacción química la suma de las masas de los reactivos tiene que ser igual a la suma de las masas de los productos.

Ejemplo:

Si calculamos las masas de los compuestos de esta reacción:

**7.2. LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS – LEY DE PROUST**

Para un compuesto definido, la relación de las masas de los elementos constituyentes es constante.

Ejemplo: Para el dióxido de carbono CO_2 la masa del oxígeno es 32uma y para el carbono es 12uma, la relación de masas es entonces:

$$\frac{m_O}{m_C} = \frac{32\text{uma}}{12\text{uma}} = \frac{8}{3}$$

Así la relación de oxígeno carbono siempre será igual a 8/3 para el compuesto de dióxido de carbono.

7.3. UNIDAD DE MASA ATÓMICA (uma)

Es la doceava parte de la masa real de un solo átomo de carbono.

7.4. PESO ATOMICO (Masa atómica relativa)

Es la cantidad de veces que la masa de un elemento es mayor con respecto a 1uma., Por ejemplo el potasio tiene una masa de 39 uma.

7.5. PESO MOLECULAR (Masa molecular relativa)

Es la suma de todos los pesos atómicos de los átomos que conforman una molécula. También se mide en uma.

7.6. MOL:

Un mol se refiere a una cantidad que es igual a $6,022 \cdot 10^{23}$ unidades de cualquier magnitud, es decir, si yo dijera que tengo un mol de dólares, entonces estaría diciendo que tengo $6,022 \cdot 10^{23}$ dólares. Si dijera que tengo 2 moles de hojas en mi cuaderno, estaría diciendo que tengo $2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ hojas, o bien; $12,044 \cdot 10^{24}$ hojas.

7.7. PESO MOLAR

Es el peso (expresado en gramos) de un mol de átomos o moléculas de algún compuesto, al ser tanta la cantidad, se entiende por qué debe estar expresado en gramos.

7.8. PESO ATOMICO ABSOLUTO

Es el peso de un solo átomo expresado en gramos.

7.9. PESO MOLECULAR ABSOLUTO

Es el peso de una molécula expresado en gramos.

7.10. VOLUMEN MOLAR EN CNPT

Un mol de cualquier sustancia en estado gaseoso y en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT, es decir 0°C Y 1atm de presión) ocupa 22,4 l.

7.11. COMPOSICIÓN PORCENTUAL

Para indicar el grado de proporción que tiene un elemento que compone un compuesto utilizaremos la composición porcentual, que viene definida de esta manera:

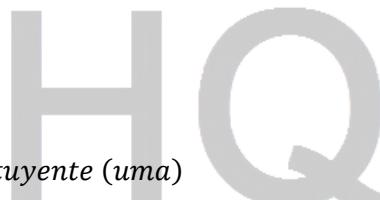
$$C\% = \frac{m_e}{m_T} \cdot 100\%$$

Donde:

$C\%$ = Composición porcentual (%)

m_e = Masa total del elemento constituyente (uma)

m_T = Masa total del compuesto (uma)



Ejemplo:

Si consideramos el compuesto siguiente H_2SO_4 , lo primero de debemos hacer es calcular las masas de los elementos que lo constituyen:

$$m_H = 2 \text{ uma}$$

$$m_S = 32 \text{ uma}$$

$$m_O = 64 \text{ uma}$$

Luego la masa total será igual a:

$$m_T = m_H + m_S + m_O = 2 \text{ uma} + 32 \text{ uma} + 64 \text{ uma} = 98 \text{ uma}$$

Y con estos datos ya podemos reemplazar en la fórmula correspondiente para tener la composición de cada elemento:

$$C_H\% = \frac{2}{98} \cdot 100\% = 2,04\%$$

$$C_S\% = \frac{32}{98} \cdot 100\% = 32,65\%$$

$$C_O\% = \frac{64}{98} \cdot 100\% = 65,31\%$$

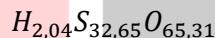
Para verificar que los cálculos que hicimos están bien, la sumatoria de todos los porcentajes debe dar aproximadamente 100%, decimos esto por cuestión de decimales.

$$2,04\% + 32,65\% + 65,31\% = 100\%$$

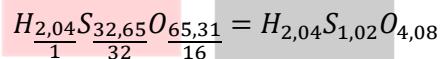
7.12. FÓRMULA EMPÍRICA

Para encontrar la fórmula empírica o mínima de un compuesto, luego de que nos proporcionan los porcentajes de cada elemento dentro del compuesto, debemos seguir el siguiente procedimiento:

- Primero debemos escribir el compuesto con los porcentajes como subíndices, así:



- Ahora debemos dividir a cada subíndice por el peso atómico del átomo correspondiente:



- Por último dividir a estos subíndices por el menor número entre ellos, en este caso el 1.02:



- En el caso de que nos queden subíndices que no sean números enteros ni tampoco se puedan redondear, debemos multiplicar a todos por un número tal que logremos que sean lo sean.

7.13. FORMULA MOLECULAR

Para hallar la fórmula molecular a partir de la fórmula empírica, solo debemos multiplicar a los subíndices por un número que se calculará siguiendo esta fórmula:

$$n = \frac{PM}{PE}$$

Donde:

n = Es el coeficiente por el cual debemos multiplicar la fórmula empírica.

PM = Peso molecular (uma)

PE = Peso empírico (uma)

7.14. ESTEQUIOMETRIA

Es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre **reactivos** y **productos** en el transcurso de una **reacción química**.

En otras palabras, la estequiométría vela porque en el lado de los reactivos de una reacción haya la misma cantidad de átomos de los diferentes compuestos que en el lado de los productos, esto se llama principio de conservación de la masa.

Nosotros vamos a usar la estequiométría para poder calcular la cantidad de producto que podremos obtener con una cantidad determinada de reactivos o viceversa.

Al hablar de cantidades, nos referimos no solamente a las masas expresadas en gramos, sino también expresadas en moles, litros, moléculas y átomos.

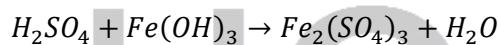
7.14.1. BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

Para asegurar que las cantidades de átomos y moléculas sean iguales en ambos lados de la ecuación química, utilizaremos el balanceo por el método del tanteo, el cual consiste en agregar coeficientes estequiométricos por delante de cada molécula. Estos se harán siguiente este orden.

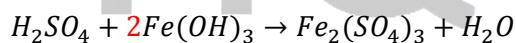
- 1- Primero debemos equilibrar los metales.
- 2- Luego siguen los no metales.
- 3- Ahora los oxígenos presentes en cada compuesto
- 4- Y por último los hidrógenos.

Cada vez que cambiamos o agregamos un coeficiente, debemos volver al principio por si hemos modificado alguna cantidad sin querer.

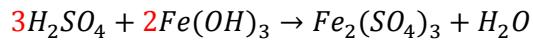
Vamos a hacer un ejemplo práctico con una reacción de neutralización.



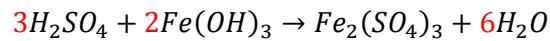
Vemos que hay un solo hierro del lado izquierdo y dos del lado derecho, por tanto, debemos colocar un coeficiente así:



El no metal en esta reacción es el azufre, del lado derecho tenemos 3 y del lado izquierdo sólo uno, así que colocamos un 3 delante del ácido sulfúrico.



Ahora contamos la cantidad de oxígenos; del lado izquierdo tenemos 18 y del lado derecho solo 12, entonces debemos colocar un 6 delante del agua.



Y por último revisamos los hidrógenos, que efectivamente ya están balanceados.

7.14.2. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Para el ejemplo anterior vamos a realizar una tabla donde rellenaremos todos los datos disponibles según la explicación anterior

	$3H_2SO_4$ +	$2Fe(OH)_3 \rightarrow$	$Fe_2(SO_4)_3$ +	$6H_2O$
Cantidad de moles	3	2	1	6
Peso en gramos	294	214	400	108
Cant. de moléculas	$18,066.10^{23}$	$12,044.10^{23}$	$6,022.10^{23}$	$36,132.10^{23}$
Cant. De átomos de Fe	-	$12,044.10^{23}$	$12,044.10^{23}$	-
Cant. De átomos de S	$18,066.10^{23}$	-	$18,066.10^{23}$	-
Cant. De átomos de O	$72,264.10^{23}$	$36,132.10^{23}$	$72,264.10^{23}$	$36,132.10^{23}$
Cant. De átomos de H	$36,132.10^{23}$	$36,132.10^{23}$	-	$72,264.10^{23}$
Volumen ocupado (l)	-	-	-	134,4

Con esta tabla podremos resolver cualquier cálculo estequiométrico que se nos proponga, solo debemos decidir con qué regla de tres queremos comenzar.

Ejemplo 1:

Si tenemos 40 g de H_2SO_4 , cuánto producto de agua en litros podemos obtener en CNPT?

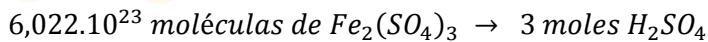
La regla de tres se plantearía así:

$$\begin{array}{ccc} 294 \text{ g de } H_2SO_4 & \rightarrow & 134,4 \text{ l de } H_2O \\ 40 \text{ g de } H_2SO_4 & \rightarrow & \frac{40 \text{ g} \cdot 134,4 \text{ l}}{294 \text{ g}} = 18,28 \text{ l de } H_2O \end{array}$$

Ejemplo 2:

Se desea saber cuánto de ácido (en moles) se necesita para obtener $18,066.10^{23}$ moléculas de sal.

El problema hace referencia la cantidad de ácido expresado en moles y la cantidad de moléculas de la sal obtenida, entonces la regla de tres debe plantearse así:



$$18,066.10^{23} \text{ moléculas de } Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow \frac{18,066.10^{23} \text{ molec} * 3 \text{ mol}}{6,022.10^{23} \text{ molec}} = 9 \text{ moles } H_2SO_4$$

7.14.3. REACTIVO LIMITANTE:

Cuando nos proporcionan diferentes cantidades limitadas de reactivos, existirá la posibilidad de que alguno de ellos se consuma en primer lugar, limitando la producción y en consecuencia, deteniendo la reacción química.

Supongamos el siguiente caso; si para poder cocinar un bizcochuelo necesitáramos medio kilo de harina y 3 huevos, entonces, según la estequometría, para preparar dos necesitaríamos 1 kilo de harina y 6 huevos, y así sucesivamente.

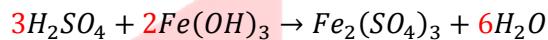
Pero si sólo tuviéramos medio kilo de harina, y 3 huevos, no podríamos lograr nuestro objetivo ya que no estaríamos respetando la proporción definida de la mezcla, y no se formaría ningún producto deseado.

En una reacción química, donde existen cantidades definidas de reactivos, lo importante es definir cuál de ellos se terminará en primer lugar, y a ese le llamaremos **reactivo limitante**. El otro reactivo, que por ende quedará un remanente, le llamaremos **reactivo en exceso**.

Para poder identificarlo existen numerosos métodos, de los cuales por cuestiones de tiempo solo nos abocaremos a aprender uno sólo, en clase se verán los demás métodos en caso de ser necesario.

7.14.4. DETERMINACIÓN DEL REACTIVO LIMITANTE:

Supongamos que tenemos la siguiente reacción química balanceada:



Ahora calculemos las cantidades en gramos según la estequiométría:

$3H_2SO_4$	$+ 2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$
Peso en gramos	294g 214g 400g 108g

De esta ecuación podemos observar que teniendo 294 g de ácido podemos obtener 400g de producto o sino teniendo 214g de hidróxido podemos llegar a lo mismo. Pero si llegase el caso de que tuviéramos cantidades finitas de cada uno de ellos, alguno probablemente se consumirá totalmente antes de que el otro lo haga (decimos probablemente ya que es posible que las cantidades sean estequiométricamente exactas).

Supongamos que tenemos 200g de cada uno de ellos, ahora procederemos a calcular la cantidad de producto obtenido con el primer reactivo, que sería el ácido.

$$\begin{aligned} 294 \text{ g } H_2SO_4 &\rightarrow 400 \text{ g } Fe_2(SO_4)_3 \\ 200 \text{ g } H_2SO_4 &\rightarrow \frac{200 \text{ g} * 400 \text{ g}}{294 \text{ g}} = 272,1 \text{ g } Fe_2(SO_4)_3 \end{aligned}$$

Haremos lo mismo con el otro reactivo, el hidróxido.

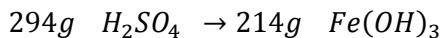
$$\begin{aligned} 214 \text{ g } Fe(OH)_3 &\rightarrow 400 \text{ g } Fe_2(SO_4)_3 \\ 200 \text{ g } Fe(OH)_3 &\rightarrow \frac{200 \text{ g} * 400 \text{ g}}{214 \text{ g}} = 373,83 \text{ g } Fe_2(SO_4)_3 \end{aligned}$$

Para saber cuál de los dos reactivos es el limitante, basta con identificar el que hizo menos producto, en este caso el ácido.

7.14.5. DETERMINACIÓN DEL REACTIVO EN EXCESO:

Ya que ahora sabemos quién es el reactivo limitante, el restante debe ser el que está en exceso. Lo que haremos ahora es determinar cuánto del mismo está en exceso.

Haremos la estequioometría entre los dos reactivos y utilizaremos como dato la cantidad de reactivo limitante ya encontrada, así:



$$200g \ H_2SO_4 \rightarrow \frac{200g * 214g}{294g} = 145,58g \ Fe(OH)_3$$

Lo que nos dice esta regla de tres es que para consumir los 200 gramos de ácido sulfúrico necesitamos consumir 145,58 gramos de hidróxido férrico.

Como nosotros disponemos de 200 gramos del mismo, el exceso será la diferencia, así:

$$\text{Cant. de reactivo en exceso} = \text{Cant. reactivo real} - \text{Cant. reactivo consumido}.$$

$$\text{Cant. de reactivo en exceso} = 200g \ Fe(OH)_3 - 145,58g \ Fe(OH)_3$$

$$\text{Cant. de reactivo en exceso} = 200g \ Fe(OH)_3 - 145,58g \ Fe(OH)_3$$

$$\text{Cant. de reactivo en exceso} = 54,42g \ Fe(OH)_3$$

7.15. PUREZA DE LOS REACTIVOS

Algunos reactivos no vienen en estado puro, es decir, de su masa total, no todo es reactivo en sí, sino que existen las llamadas “impurezas” que son compuestos de otro tipo que no intervienen en la reacción. Para poder calcular la pureza de un reactivo se debe conocer cuanta masa real se utilizó en la reacción y cuánta masa se entregó a la reacción inicialmente.

$$\text{Pureza} = \frac{\text{Masa que reacciona}}{\text{Masa inicial}} \cdot 100$$

7.16. RENDIMIENTO DE REACCIÓN

El rendimiento de una reacción hace referencia a que en la vida real el producto calculado no coincide con el producto obtenido realmente en una reacción, debido a la presencia de impurezas en los reactivos, etc. De modo que para calcular el rendimiento de una reacción tendremos la siguiente ecuación:

$$R = \frac{P_{\text{Real}}}{P_{\text{Teórico}}} \cdot 100$$

TEMA 8 – SOLUCIONES

Ver Clase Teórica – Concentraciones y mezclas: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/8>

Ver Clase Teórica – Propiedades Coligativas: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/9>

Una solución (o disolución) es una mezcla de dos o más componentes, perfectamente homogénea ya que cada componente se mezcla íntimamente con el otro, de modo tal que pierden sus características individuales. El componente que está en menor proporción se llama “soluto” y el que está en mayor proporción se llama “disolvente”. Estos constituyentes son indistinguibles y el conjunto se presenta en una sola fase (sólida, líquida o gas) bien definida.

8.1. CARACTERÍSTICAS DE LAS SOLUCIONES (O DISOLUCIONES):

- Sus componentes no pueden separarse por métodos físicos simples como decantación, filtración, centrifugación, etc.
- Sus componentes sólo pueden separarse por destilación, cristalización, cromatografía.
- Los componentes de una solución son **soluto y solvente**.

8.2. SOLUTO

Es aquel componente que se encuentra en menor cantidad y es el que se disuelve. El soluto puede ser sólido, líquido o gas, como ocurre en las bebidas gaseosas, donde el dióxido de carbono se utiliza como gasificador de las bebidas. El azúcar se puede utilizar como un soluto disuelto en líquidos (agua).

8.3. SOLVENTE

Es aquel componente que se encuentra en mayor cantidad y es el medio que disuelve al soluto. El solvente es aquella fase en la que se encuentra la solución. Aunque un solvente puede ser un gas, líquido o sólido, el solvente más común es el agua

8.4. NÚMERO DE MOLES DE SOLUTO

Es el cociente entre la masa del soluto y el peso molar del mismo, se define por esta fórmula:

$$n_s = \frac{m_s}{PM}$$

Donde:

n_s = Número de moles del soluto (mol)

m_s = Masa del soluto (g)

PM = Peso molar del soluto ($\frac{g}{mol}$)

8.5. DENSIDAD DE LA SOLUCIÓN

Es el cociente entre la masa total de la solución y el volumen de la misma.

$$\delta = \frac{m_T}{V_T}$$

Donde:

$$\delta = \text{Densidad de la solución} \left(\frac{g}{ml} \right)$$

$$m_T = \text{Masa total de la solución (g)}$$

$$V_T = \text{Volumen total de la solución (ml)}$$

8.6. TIPOS DE CONCENTRACIÓN

Para determinar el grado de proporción en el cual está esta mezcla se utilizan las llamadas concentraciones químicas:

8.6.1. PORCENTAJE PESO/PESO

Es aquella expresión que vincula la masa del soluto en relación de la masa total.

$$\% p/p = \frac{m_s}{m_T} \cdot 100\%$$

Donde:

$$\% p/p = \text{Porcentaje peso peso (\%)} \quad \text{HQ}$$

$$m_s = \text{Masa del soluto (g)}$$

$$m_T = \text{Masa total (g)}$$

8.6.2. PORCENTAJE PESO/VOLUMEN

Esta concentración vincula la masa del soluto con el volumen total de la solución.

$$\% p/V = \frac{m_s}{V_T} \cdot 100\%$$

Donde:

$$\% p/V = \text{Porcentaje peso volumen (\%)}$$

$$m_s = \text{Masa del soluto (g)}$$

$$V_T = \text{Volumen total (ml)}$$

8.6.3. PORCENTAJE VOLUMEN/VOLUMEN

Esta concentración vincula el volumen del soluto con el volumen total de la solución.

$$\% V/V = \frac{V_s}{V_T} \cdot 100\%$$

Donde:

$$\% V/V = \text{Porcentaje volumen volumen (\%)}$$

$$V_s = \text{Volumen del soluto (ml)}$$

$$V_T = \text{Volumen total (ml)}$$

8.6.4. MOLARIDAD

Vincula la cantidad de moles de soluto que existe en un litro de solución.

$$M = \frac{n_s}{V_T}$$

Donde:

$$M = \text{Molaridad (M)}$$

$$n_s = \text{Moles de soluto (mol)}$$

$$V_T = \text{Volumen de la solución (l)}$$

8.6.5. NORMALIDAD

Es el número de equivalentes del soluto que existen en un litro de solución.

$$N = \frac{n_{eq}}{V_T}$$

Donde:

$$N = \text{Normalidad (N)}$$

$$n_{eq} = \text{Número de equivalentes}$$

$$V_T = \text{Volumen total (l)}$$

8.6.5.1. EQUIVALENTE QUÍMICO

El *equivalente químico* de una sustancia, a veces llamado la fuerza de reacción, es el número de iones univalentes (con valencia 1) necesarios para reaccionar con cada molécula de la sustancia.

$$n_{eq} = \frac{m_s}{P_{eq}} \quad n_{eq} = n \cdot z$$

Donde:

$$n = \text{Número de moles del soluto.}$$

$$n_{eq} = \text{Número de equivalentes}$$

m_s = Masa del soluto (g)

P_{eq} = Peso equivalente

z = Cantidad de cargas intercambiadas.

8.6.5.2. PESO EQUIVALENTE

El peso equivalente de un elemento o sustancia es aquel peso que se combina químicamente con un equivalente de otro elemento o sustancia. El peso equivalente del HCl es del mismo valor que el peso molecular ya que tiene equivalente 1 por mol y reacciona con un equivalente de otra sustancia. El peso equivalente del ácido sulfúrico es su peso molecular dividido por 2 ya que este ácido tiene un equivalente químico por mol de 2 y por tanto necesita dos equivalentes de la otra sustancia para reaccionar exactamente. El peso equivalente se puede calcular con la expresión general siguiente.

$$P_{eq} = \frac{PM}{z}$$

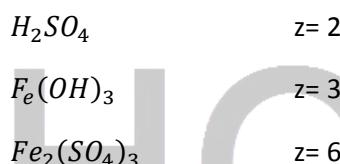
Donde:

P_{eq} = Peso equivalente

PM = Peso molar ($\frac{g}{mol}$)

z = Número que indica la cantidad de e^- intercambiados en una molécula.

Ejemplo:



8.6.5.3. RELACIÓN ENTRE MOLARIDAD Y NORMALIDAD

Habiendo estudiado estos conceptos, podemos vincular directamente la moralidad y la normalidad con esta ecuación

$$N = M \cdot z$$

Donde:

N = Normalidad (N)

M = Molaridad (M)

z = Cantidad de e^- intercambiados en una molécula

8.6.6. MOLALIDAD

Es la cantidad de moles de soluto que existe en un kilogramo de disolvente. Se expresa así:

$$m = \frac{n_s}{M_d}$$

Donde:

m = Molalidad (m)

n_s = Moles de soluto (mol)

M_d = Masa del disolvente (kg)

Además podemos agregar que la suma de las masas del disolvente y soluto es igual a la masa total:

$$M_T = m_s + M_d$$

Donde:

M_d = Masa del disolvente (g)

M_T = Masa de la solución o masa total (g)

m_s = Masa del soluto

8.6.7. FRACCIÓN MOLAR

Es el cociente entre el número de moles de soluto sobre el número de moles totales.

$$X_s = \frac{n_s}{n_T}$$

Donde:

X_s = Fracción molar

n_s = Moles de soluto (mol)

n_T = Moles totales (mol)



8.6.8. PARTES POR MILLÓN (ppm)

Este tipo de concentración se utiliza cuando las concentraciones son muy bajas con respecto al solvente, su fórmula es la siguiente, recuerde siempre respetar las unidades.

$$ppm = \frac{m_s}{m_T} \cdot 10^6$$

Donde:

ppm = Concentración en partes por millón.

m_s = Mas del soluto (g)

m_T = Mas de la solución (g)

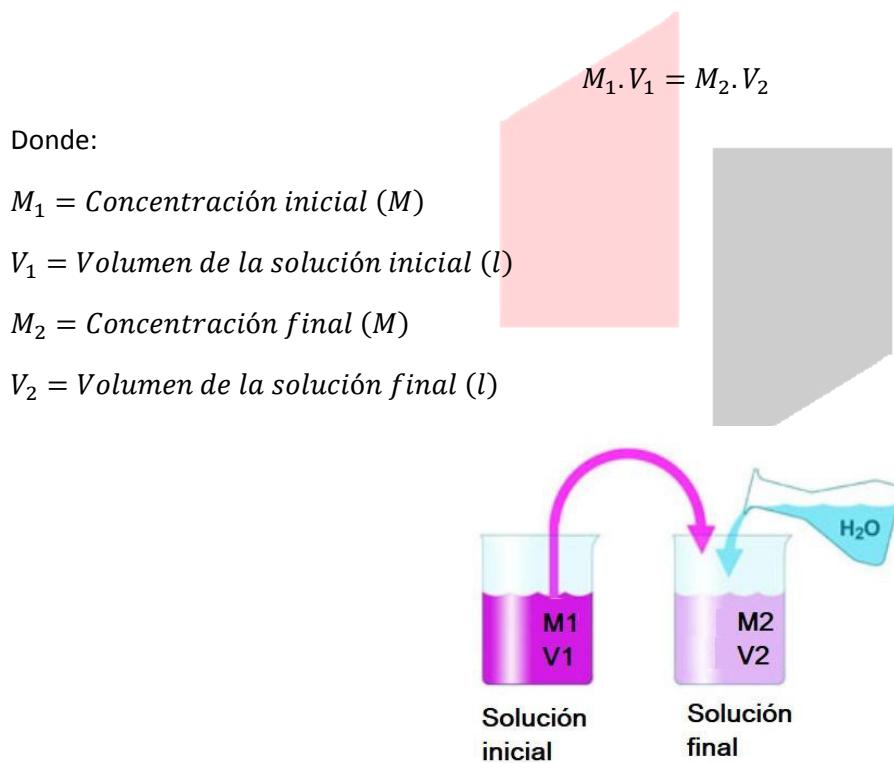
8.7. DILUCIÓN

Cuando una solución determinada se la lleva a otra concentración agregando disolvente, entonces se dice que estamos haciendo una dilución.

Para resolver este tipo de ejercicios debemos considerar el principio de conservación de masa. La masa o moles de soluto se mantendrán constante tanto al principio como al final. Es así como nos queda la siguiente expresión.

$$n_1 = n_2$$

Y utilizando la definición de molaridad nos queda finalmente:



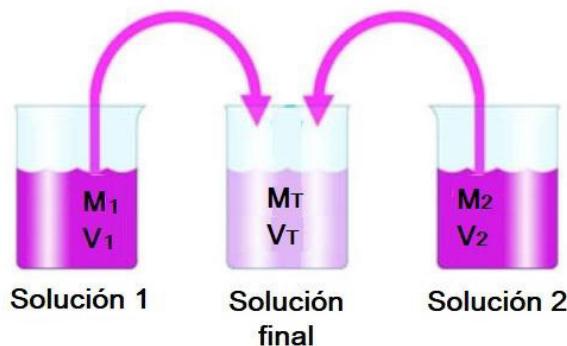
No necesariamente las concentraciones y los volúmenes deben estar en esas unidades, podrían estar expresados en otras, con la condición de que sean idénticas tanto a la izquierda como a la derecha.

8.8. MEZCLAS DE SOLUCIONES

Existen casos donde debemos mezclar dos soluciones del mismo tipo, pero con distinta concentración.

Generalmente la problemática consiste en saber cuál sería la concentración final de la solución resultante. Para poder responder a esto vamos a aplicar el principio de conservación de masa, de esta forma la suma de los moles de cada una de las soluciones iniciales debe ser igual a los moles de la solución resultante:

$$n_1 + n_2 = n_T$$



Utilizando la definición de molaridad podemos deducir que $n_1 = M_1 \cdot V_1$ y así con los demás moles. Entonces queda:

$$M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 = M_T \cdot V_T$$

Donde:

M_1 = Concentración de la solución 1 (M)

M_2 = Concentración de la solución 2 (M)

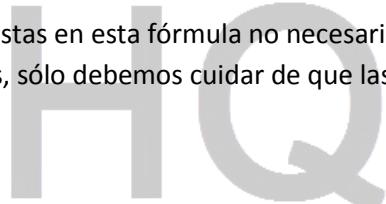
M_T = Concentración de la solución final (M)

V_1 = Volumen de la solución 1 (l)

V_2 = Volumen de la solución 2 (l)

V_T = Volumen de la solución final (l)

Debemos aclarar que las unidades dispuestas en esta fórmula no necesariamente deben ser esas, podrían cambiar por otro tipo de concentraciones, sólo debemos cuidar de que las mismas sean consistentes.



Apoyo Universitario

8.9. PROPIEDADES COLIGATIVAS

Cuando un soluto y un disolvente dan origen a una disolución, la presencia del soluto determina una modificación de las propiedades que presenta el disolvente en estado puro, las que dan origen a las propiedades de la disolución, que pueden ser constitutivas o coligativas.

Las **propiedades constitutivas** son aquellas que dependen de la naturaleza de las partículas disueltas, por ejemplo, la viscosidad, la densidad, la conductividad eléctrica.

Por otra parte, las **propiedades coligativas** son aquellas que dependen del número de partículas disueltas en una cantidad fija de disolvente, es decir, la concentración de soluto, y no de la naturaleza de estas partículas. Son propiedades coligativas el descenso en la presión de vapor del disolvente, el aumento del punto de ebullición, la disminución del punto de congelación y la presión osmótica.

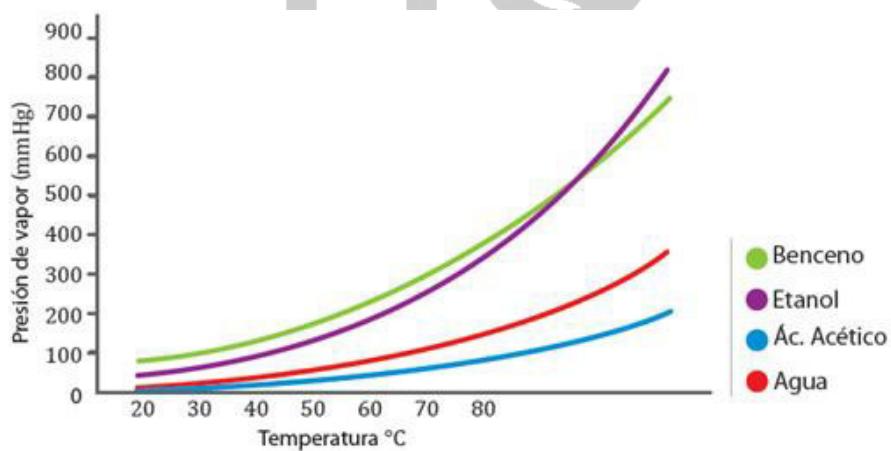
Se debe tener en consideración, al trabajar con las propiedades coligativas, que la concentración de la disolución no debe ser mayor a 0,2M, pues, teóricamente las fuerzas de atracción intermolecular entre soluto y disolvente serán mínimas, y no generarán errores.

8.9.1. DISMINUCIÓN DE LA PRESIÓN DE VAPOR:

Los líquidos tienen la capacidad de evaporarse, es decir, las partículas de la superficie del líquido tienden a salir de la fase líquida en forma de vapor. La presión que ejercen estas partículas que salen de la superficie y que chocan con la superficie del líquido por unidad de área se denomina **presión de vapor**.

La presión de vapor varía según el líquido, dado que, las fuerzas de atracción entre sus moléculas tendrán su presión de vapor característica, además, ésta dependerá de la temperatura y de la naturaleza del líquido:

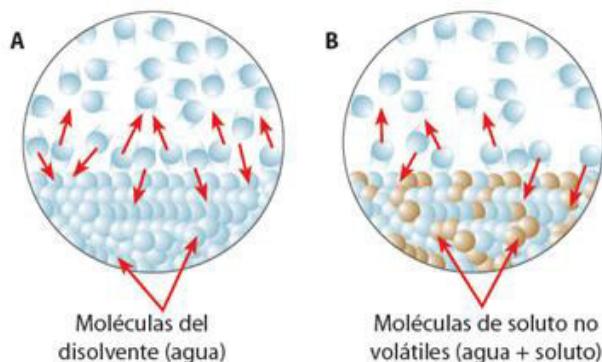
Incremento de la presión de vapor versus la temperatura para distintos líquidos



La presión de vapor aumenta con la temperatura, ya que, a medida que aumenta la temperatura, la energía cinética de las partículas aumenta, por lo que mayor cantidad de moléculas en estado gaseoso salen de la superficie del líquido ejerciendo mayor presión sobre él.

Por otra parte, líquidos que tienen una alta presión de vapor reciben el nombre de **volátiles**, como por ejemplo, el benceno y el etanol, y aquellos que presentan baja presión de vapor se denominan **no volátiles**, como el agua.

Ahora, una disolución que contiene líquidos no volátiles o solutos en estado sólido, va a presentar una presión de vapor más baja que el disolvente puro que la forma. Esto ocurre, porque cuando un soluto no volátil se disuelve en un líquido, parte del volumen total de la disolución es ocupado por moléculas de soluto, por lo tanto, hay menos moléculas de disolvente por unidad de área en la superficie, lo que origina el descenso de la presión de vapor del disolvente.



Presión de vapor de agua como disolvente (A) y en disolución (B).

La nueva presión de vapor puede ser calculada con la siguiente fórmula:

$$P_v = P^{\circ}_v \cdot X_d$$

Donde:

P_v = Presión de vapor de la solución.

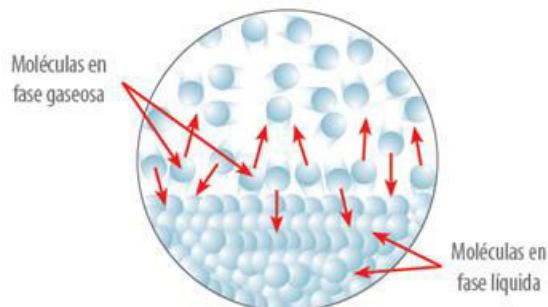
P°_v = Presión de vapor del disolvente puro.

X_d = Fracción molar del disolvente.

8.9.2. AUMENTO DEL PUNTO DE EBULLICIÓN:

El punto de ebullición corresponde a la temperatura a la cual la presión de vapor se iguala a la presión aplicada en su superficie. Por ejemplo, la temperatura de ebullición del agua sobre el nivel del mar es de 100 °C.

La presión de vapor de un líquido aumenta al elevar la temperatura, y cuando este hierve, la presión de vapor se iguala a la presión atmosférica que se ejerce sobre su superficie, volviendo al estado líquido.



Equilibrio dinámico entre moléculas en el estado líquido-gaseoso

Al añadir un soluto a un disolvente, formando una disolución, el disolvente tiene un menor número de partículas que pasan al estado gaseoso, debido a la acción de las moléculas del soluto en la superficie, que lo evitan.

Esto provoca, un aumento en el punto de ebullición, ya que, la presión de vapor se igualará a la presión atmosférica a mayor temperatura.

Por lo tanto, se puede decir que el punto de ebullición de un disolvente puro es menor que el de las disoluciones en que participan.

Para saber la elevación del punto de ebullición se debe considerar la diferencia entre el punto de ebullición de la disolución y el punto de ebullición del disolvente puro: $\Delta T_b = T_b - T_b^\circ$

El aumento del punto de ebullición, es una propiedad coligativa, por ende, depende de la concentración de soluto, pudiendo describirse de la siguiente forma:

$$\Delta T_b = n \cdot K_b \cdot m$$

Donde

ΔT_b = Variación de temperatura. ($^{\circ}\text{C}$)

n = Grado de dissociación del soluto.

K_b = Constante molal de elevación del punto de ebullición, para el agua 0,52

m = Concentración molal, para bajas concentraciones, también es molaridad.

8.9.3. DISMINUCIÓN DEL PUNTO DE CONGELACIÓN

Cuando se tiene una disolución, la solidificación del disolvente se produce cuando este rompa sus interacciones con el soluto disuelto y se enlace nuevamente como si estuviera en estado puro. Para lograrlo, la temperatura debe disminuir más que el punto en el que el disolvente puro se congela, por lo tanto, el punto de congelación de una disolución siempre es más bajo que el del disolvente puro y directamente proporcional a la concentración de soluto.

El punto de congelación de un líquido corresponde a la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido y del sólido son iguales, provocando que el líquido se convierta en sólido.

El descenso del punto de congelación se obtiene por la diferencia entre el punto de congelación del disolvente puro y el punto de congelación de la disolución: $\Delta T_c = T^{\circ} c - T_c$

La disminución del punto de congelación de una disolución es proporcional a la concentración de la disolución, lo que se expresa de la siguiente manera:

$$\Delta T_c = n \cdot K_c \cdot m$$

Donde:

ΔT_c = Variación de temperatura. ($^{\circ}$ C)

n = Grado de disociación del soluto.

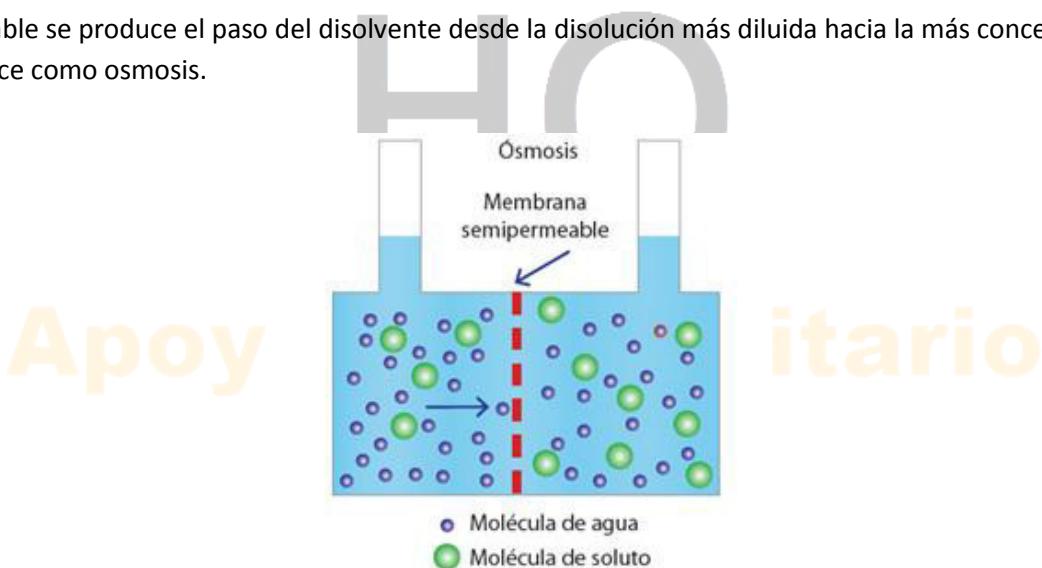
K_c = Constante molal de descenso crioscópico, para el agua 1,86

m = Concentración molal, para bajas concentraciones también es molaridad

Ahora, el punto de congelación es menor en una disolución que cuando se tiene un disolvente puro, porque, al pasar de un estado líquido a uno sólido, el sistema se va ordenando, liberando energía cuando esto ocurre, y como en una disolución hay mayor desorden que en el disolvente puro, se requiere que se libere más energía para lograr el orden, por lo tanto, se tiene un menor punto de congelación.

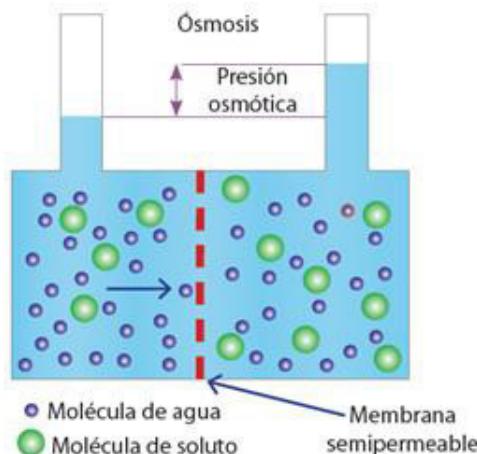
8.9.4. PRESIÓN OSMÓTICA

Cuando se ponen en contacto dos disoluciones de diferente concentración a través de una membrana semipermeable se produce el paso del disolvente desde la disolución más diluida hacia la más concentrada, lo que se conoce como osmosis.



Efecto de la concentración sobre una membrana semipermeable

El flujo del disolvente de la disolución menos concentrada hacia la más concentrada, hace que aparezca una diferencia de niveles en los compartimientos separados por la membrana semipermeable.



Efecto de la concentración sobre la presión osmótica

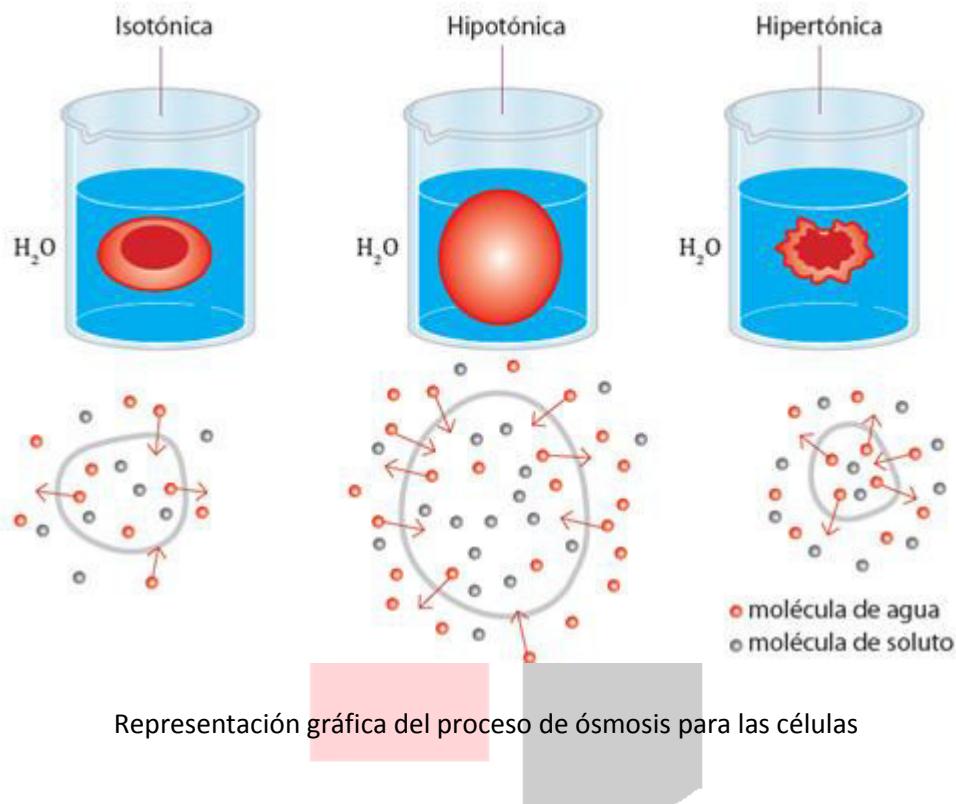
Esta diferencia de niveles de ambas disoluciones, genera una presión, denominada presión osmótica.

La **presión osmótica** es la presión necesaria para detener el flujo de disolvente a través de la membrana semipermeable que separa las dos disoluciones de diferentes concentraciones.

Las disoluciones, según la concentración que presenten, se pueden clasificar como isotónicas, hipertónicas e hipotónicas.

Las disoluciones isotónicas son aquellas que presentan igual concentración e igual presión osmótica. Las disoluciones hipertónicas son disoluciones que presentan diferentes presiones osmóticas y diferentes concentraciones, por lo que la disolución más concentrada se encuentra en el medio externo. Y, las disoluciones hipotónicas, son disoluciones que presentan diferentes presiones osmóticas y diferentes concentraciones, siendo la de menor concentración la que se encuentra en el medio externo.

El proceso de osmosis es muy fácil de visualizar en las células. Por ejemplo, cuando una célula se encuentra en una disolución cuya concentración es igual tanto fuera como dentro de ella, se dice que el líquido es **isotónico**, ya que, no hay intercambio a través de la membrana celular. Si en el medio exterior hay mayor concentración que en el interior de la célula, se dice que hay un líquido **hipertónico**, y las moléculas de agua pasan de la célula al exterior a través de la membrana plasmática, y la célula se contrae. Finalmente, si la célula se encuentra en un medio formado por una disolución de menor concentración que el interior de ella, se tiene un líquido **hipotónico**, produciéndose el paso de moléculas de agua hacia el interior de la célula, por lo que, la célula se hincha.



La presión osmótica obedece a una ley similar a la de los gases ideales. Esto se expresa a través de una ecuación, denominada la Ecuación de Van't Hoff.

$\pi \equiv n, M, R, T$

Donde:

$$\pi = \text{Presión osmotica (atm)}$$

n = Grado de disociación.

M = Molaridad de la solución (*M*)

$$R = \text{Constante de los gases ideales} = 0,082 \text{ atm. l/mol.K}$$

$T \equiv$ Temperatura de la solución (K)

TEMA 9 - REACCIONES REDOXVer Clase Teórica: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/10>

Las reacciones de oxidación y reducción, también denominadas redox, son las reacciones químicas en las que se produce una transferencia de electrones entre los reactivos.

Estas reacciones están presentes en diversas situaciones cotidianas, por ejemplo, en el funcionamiento de una serie de productos de uso cotidiano, como una batería de automóvil o las pilas de una linterna, o en fenómenos de la naturaleza, como la corrosión de un trozo de hierro por la humedad ambiental o la oxidación de una manzana al ser expuesta al aire.

Una forma de expresar el número de electrones transferidos en una reacción de oxidación y reducción es asignando un número o estado de oxidación a cada átomo o ión presente en la reacción.

Si no recuerda cómo identificar el estado de oxidación de los elementos que conforman una molécula le sugiero que repase el capítulo de nomenclatura de compuestos inorgánicos.

9.1. SEMIRREACCIONES DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN

Las reacciones de oxidación y reducción son aquellas en las que se produce una transferencia de electrones.

- **La oxidación.** Es un proceso mediante el cual un átomo, un ion o una molécula ceden uno o más electrones. Si el elemento pierde electrones, habrá aumentado su número de oxidación.
- **La reducción.** Es el proceso mediante el cual un átomo, un ion o una molécula ganan electrones. En consecuencia, su número de oxidación disminuye.

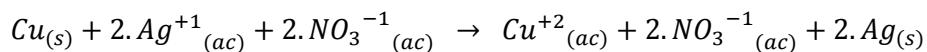
Estas reacciones se producen simultáneamente en dos semireacciones: la semireacción de oxidación y la semireacción de reducción.

Por ejemplo, al introducir una lámina de cobre (Cu) en una disolución concentrada de nitrato de plata ($AgNO_3$), es posible notar al pasar unos minutos que la lámina de cobre empieza a recubrirse de una capa de color grisácea, y que la disolución comienza a tonarse de color celeste.

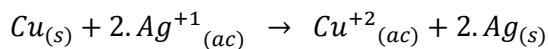
La ecuación química que representa este proceso es:



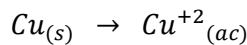
Sin embargo, tanto el nitrato de plata, como el nitrato de cobre, son compuestos que, fundidos o disueltos en agua, se disocian en iones. Por lo tanto, la ecuación química se puede representar según la siguiente ecuación iónica:



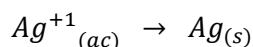
Como el ion nitrato NO_3^{-1} aparece en ambos lados de la ecuación molecular y en la misma cantidad, se puede escribir la ecuación iónica de la siguiente manera:



Esta ecuación iónica indica que, durante el proceso, el átomo de cobre eléctricamente neutro se ha transformado en el ión Cu^{+2} , para lo cual ha tenido que ceder dos electrones:



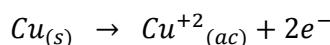
En cambio, el ión Ag^+ se ha convertido en un átomo de plata metálica (Ag), para lo cual ha debido aceptar un electrón:



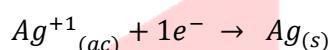
A partir de esto, es posible decir que la ecuación anterior involucra dos procesos: uno en el que se pierden electrones (oxidación) y otro en el que se ganan (reducción).

Las medias ecuaciones o semireacciones que describen estos procesos son:

Oxidación:



Reducción:



La semi reacción de oxidación es aquella en que aumenta el estado de oxidación, ya que el átomo o ion cede uno o más electrones, mientras que la semi reacción de reducción es aquella en que disminuye el estado de oxidación, ya que el átomo o ion capta uno o más electrones.

9.2. AGENTE OXIDANTE Y AGENTE REDUCTOR

A las sustancias que ceden electrones se les llama agente reductor, y a las que los captan, agente oxidante.

En toda reacción redox, el agente reductor será aquel que cede electrones o se oxida, provocando una reducción de la otra especie. El agente oxidante es aquel que se reduce o es capaz de captar electrones, lo que provoca una oxidación de la otra especie.

En el ejemplo, la especie que se oxida es el Cu, por lo tanto, actúa como agente reductor, haciendo que otra especie se reduzca. Mientras que, la especie que se reduce y hace que otra se oxide es el AgNO_3 , por lo tanto, participa como agente oxidante de la reacción.

9.3. ELECTROQUIMICA

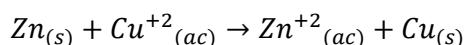
La electroquímica, es uno de los campos de la química que considera las reacciones químicas, que producen energía eléctrica, o son ocasionadas por ellas.

Una aplicación de la electroquímica es el uso de celdas o pilas, pudiéndose distinguir varios tipos.

Las celdas electroquímicas o pilas son dispositivos que permiten obtener una corriente eléctrica a partir de una reacción química. Para que esto ocurra, existe un proceso de transferencia de electrones que es directo y espontáneo.

En este tipo de celdas, los electrones fluyen espontáneamente a través de un alambre que conecta dos metales diferentes. Este flujo depende de la diferencia de reactividad entre los metales. Mientras mayor sea esta diferencia, mayor será el flujo de electrones y el potencial eléctrico en la celda. La reactividad de los metales se dispone en la serie de actividad de los metales, que clasifica los metales basada en la capacidad de reacción frente a diversas sustancias, como el oxígeno, el agua, los ácidos o las bases.

A partir de lo anterior, es posible montar una celda electroquímica o también denominada Pila de Daniel. Para ello, es necesario contar en primer lugar con disolución de sulfato de cobre y sobre ella una lámina de zinc, y con una disolución de sulfato de zinc, donde se agrega una lámina de cobre. En la celda se lleva a cabo la siguiente reacción:



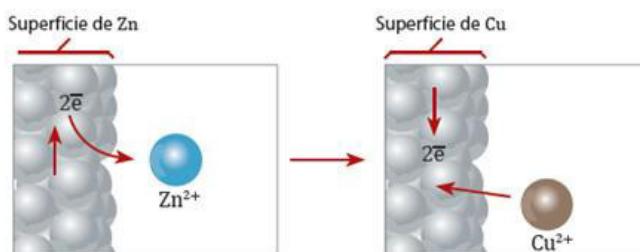
Las dos disoluciones deben estar en contacto, por lo cual, se utiliza un tabique poroso, o una tercera disolución, introducida generalmente en un tubo en U, denominado puente salino, cuya función es reducir la polarización de cada semicelda.

Los dos metales que se encuentran conectados reciben el nombre de electrodos. Estos se comunican por medio de un conductor externo, que permite el flujo de los electrones.

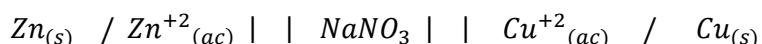
El electrodo en el cual ocurre la oxidación se llama ánodo, y el electrodo donde ocurre la reducción, se llama cátodo.



A medida que el zinc metálico se oxida en el ánodo, los electrones liberados fluyen a través del hilo conductor externo hasta el cátodo, donde son captados por el ión cobre que se reduce. El funcionamiento constante y espontáneo de la celda genera una corriente eléctrica que puede ser medida con un voltímetro.



Para representar las pilas se utiliza una notación simbólica. En el caso de la pila de Daniel, será:

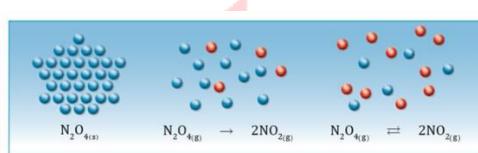


Las reacciones que ocurren en la celda electroquímica se separan por \parallel , que representa el puente salino, y las semiceldas, por $|$. La oxidación se indica a la izquierda y la reducción a la derecha.

TEMA 10 - EQUILIBRIO QUIMICOVer Clase – Equilibrio químico: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/11>Ver Clase – Ácido base y pH: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/12>Ver Clase – Soluciones Buffer: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/13>

Es el estado donde en una reacción química se mantienen estables las concentraciones tanto de los reactivos como de los productos

En el **equilibrio químico** no se observa ningún cambio neto de las propiedades macroscópicas del sistema; sin embargo, a nivel molecular continúa el movimiento, es decir, el equilibrio químico es dinámico.



Se asume generalmente que las reacciones químicas evolucionan en un solo sentido o dirección, desde los reactivos hacia los productos, pero no siempre es así.

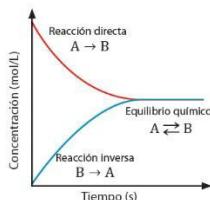
Una **reacción irreversible** ocurre en forma espontánea hacia los productos, teniendo un sentido preferente de reacción, mientras que una **reacción reversible** puede ocurrir en ambos sentidos: una reacción directa y reacción inversa:

Reactivos ↔ Productos

Se tiene la idea de que todas las reacciones químicas que se producen de forma espontánea alcanzan un 100% de avance, lo que puede suceder si alguno de los productos es gaseoso y se escapa del sistema de reacción; sin embargo, si la reacción se realiza en un sistema cerrado y es reversible, no se consigue la transformación total de los reactivos en productos, por lo tanto, una fracción de reactivos reaccionará y tanto reactivos como productos tenderán a alcanzar una concentración constante en el equilibrio químico.

El equilibrio químico es molecularmente un equilibrio dinámico. Esto significa que desde el punto de vista cinético, la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa, y desde un punto de vista termodinámico, no se observa cambio macroscópico neto, aunque a nivel microscópico continúa la acción.

El equilibrio es independiente de la dirección desde la cual se alcanza. Una vez que se consigue, las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes, siempre que la temperatura se mantenga constante.



10.1. CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K_c y K_p)

El equilibrio de una reacción se puede cuantificar calculando el valor numérico de la constante de equilibrio (K_{eq}).

La constante de equilibrio corresponde al cociente entre los productos y los reactantes, que permite calcular las concentraciones de reactivos y productos cuando se ha establecido el equilibrio, y predice la dirección en la que se llevará a cabo una reacción hasta alcanzar el equilibrio. Para la siguiente reacción genérica se expresa de la siguiente manera: $aA_{(ac)} + bB_{(ac)} \rightarrow cC_{(ac)} + dD_{(ac)}$

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Donde:

a, b, c, d = Coeficientes estequiométricos de reacción.

A, B, C, D = Compuestos químicos que intervienen en la reacción.

$[A], [B], [C], [D]$ = Concentraciones molares en el equilibrio de los reactivos y productos (M).

K_c = Constante de equilibrio químico (Adimensional).

Cuando la mayoría de las sustancias interviniéntes en la reacción se presentan en estado gaseoso, es útil definir la constante de equilibrio de presión, que viene definida de la siguiente forma:



$$K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

Donde:

a, b, c, d = Coeficientes estequiométricos de reacción.

A, B, C, D = Compuestos químicos que intervienen en la reacción.

P_A, P_B, P_C, P_D = Presiones parciales de los reactivos y productos en el equilibrio (atm).

K_p = Constante de equilibrio de presión (adimensional).

La constante de equilibrio, es adimensional, es decir, no presenta unidades aun cuando las presiones o concentraciones, según corresponda, si las poseen. Esto se debe a que los valores que se introducen en la expresión de equilibrio son, en efecto, proporciones de presión o concentración, respecto a una presión o concentración de referencia, 1 atm y 1 M respectivamente, para eliminar las unidades respectivas.

El valor de la constante de equilibrio proporciona valiosa información respecto al sentido en el que se desplaza la reacción.

Sentido de una reacción			
Valor de la constante K	Relación de la concentración de productos y reactivos	Comportamiento de la reacción	Punto de vista cinético
$K_{eq} < 1$	$[Reactivos] > [productos]$	El equilibrio está desplazado a la izquierda, favoreciendo la formación de reactivos	$V_{der} < V_{izq}$
$K_{eq} = 1$	$[Reactivos] = [productos]$	Reacción de equilibrio	$V_{der} = V_{izq}$
$1 < K_{eq}$	$[Reactivos] < [productos]$	El equilibrio se desplaza a la derecha, se favorece la formación de producto	$V_{der} > V_{izq}$

10.2. COCIENTE DE REACCION (Q_c)

Para determinar hacia donde está favorecida una reacción química que no ha logrado el equilibrio, se utiliza el concepto de **cociente de reacción (Q_c)**, el cual no contiene los valores numéricos de las concentraciones en el equilibrio, pero se escribe de forma matemática, exactamente igual que la constante de equilibrio.

Este cociente informa sobre la tendencia que sigue la reacción antes de establecerse el equilibrio químico.

Este término coincide con la expresión matemática de la constante de equilibrio (K_c); sin embargo, puede ser evaluado en cualquier momento de la reacción y para cualquier valor de las concentraciones de reactivos y productos antes del equilibrio.

Comparación entre el cociente de reacción y la constante de equilibrio	
Valores de K_{eq} y Q_c	Comportamiento de la reacción
$Q_c < K_{eq}$	En este caso el equilibrio se desplaza a la derecha, se forma producto
$Q_c = K_{eq}$	Aquí el sistema se encuentra en equilibrio
$Q_c > K_{eq}$	En este caso el equilibrio se desplaza a la izquierda, se forma reactivo

10.3. FACTORES QUE AFECTAN EL EQUILIBRIO QUÍMICO – PRINCIPIO DE LECHATELIER

El químico francés Henry Louis LeChatelier, en 1884, enunció el principio que indica que si sobre un sistema en equilibrio se modifica cualquiera de los factores que influyen en una reacción química, dicho sistema evolucionará en la dirección que contrarreste el efecto que causó el cambio o ruptura del equilibrio. Estos factores son la temperatura, la presión y la concentración de las especies participantes.

10.3.1. EFECTO DE LA CONCENTRACIÓN EN EL EQUILIBRIO

Según el Principio de LeChatelier, el equilibrio se desplazará en el sentido contrario al aumento o disminución de la concentración, es decir, hacia donde se disminuya la perturbación, con el fin de restablecer el equilibrio.

Si en el transcurso de la reacción, a temperatura constante, se adiciona una cantidad determinada del reactivo, se producirá una perturbación del estado de equilibrio, por lo cual el sistema reaccionará consumiendo este exceso y generando más producto, llevando al sistema a un nuevo estado de equilibrio. Cambian las concentraciones del equilibrio, pero se mantiene el mismo valor de la constante. El aumento de reactivos tiene como consecuencia inmediata que el equilibrio se desplace hacia la formación de productos.

10.3.2. EFECTO DE LA TEMPERATURA EN EL EQUILIBRIO

Las constantes de equilibrio dependen de la temperatura del sistema tanto en reacciones endotérmicas como exotérmicas.

En **reacciones endotérmicas**, si la temperatura aumenta, el equilibrio se desplaza hacia la formación de productos, por lo tanto, aumenta la constante de equilibrio. Si la temperatura disminuye, el equilibrio se desplaza hacia la formación de reactivos, disminuyendo la constante de equilibrio.

ΔH	Temperatura	Constante K_c	Desplazamiento
Endotérmica	Aumenta	Aumenta	Derecha
Endotérmica	Disminuye	Disminuye	Izquierda
Exotérmica	Aumenta	Disminuye	Izquierda
Exotérmica	Disminuye	Aumenta	Derecha

En las **reacciones exotérmicas**, si la temperatura aumenta, el equilibrio se desplaza hacia la formación de reactivos, disminuyendo la constante de equilibrio. Si la temperatura disminuye, el equilibrio se desplaza hacia la formación de productos, por lo que aumenta la constante de equilibrio.

10.3.3. EFECTO DE LA PRESIÓN EN EL EQUILIBRIO

Un cambio en la presión solo influirá en las reacciones en que todas las especies sean gaseosas. En ellas, se verifica un cambio en el número de moles de los reactivos y productos, producidos por la variación de la presión.

Si aumentamos la presión disminuyendo el volumen del sistema, el equilibrio se desplaza hacia donde exista un menor número de moles.

Si disminuimos la presión aumentando el volumen del sistema, el equilibrio se desplaza hacia donde exista un mayor número de moles.

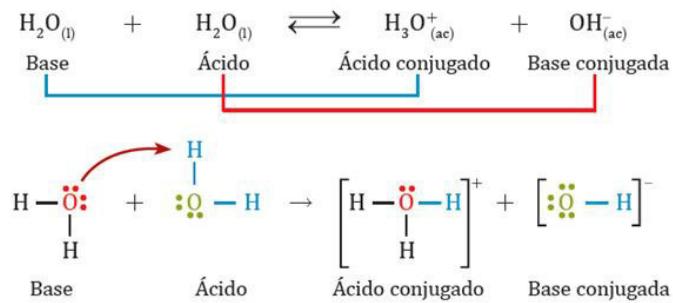
Cualquier cambio pequeño en la presión o volumen perturba significativamente los sistemas gaseosos. En el caso de los sistemas homogéneos sólidos o líquidos no habrá variación. En los sistemas heterogéneos en los que interviene un gas si lo habrá.

Un sistema saldrá del equilibrio solo si se produce una variación en la presión externa del sistema. Si el cambio se produce en la presión interna, el equilibrio no se altera.

10.4. AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA

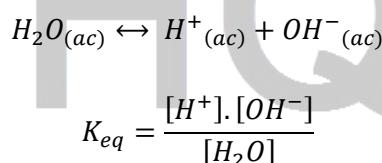
El agua es una sustancia conocida como un solvente universal y una de sus propiedades más relevantes es su **carácter anfótero**, es decir, la capacidad de actuar como ácido o como base. En presencia de un ácido, el agua actúa como una base y, por consiguiente en presencia de una base, actúa como un ácido. Así, es posible que una molécula de agua ceda un protón a otra molécula de agua. Esta reacción se conoce como **autoionización del agua**.

Según la teoría de Lewis, la autoionización del agua se expresa del siguiente modo:



Esta reacción entre dos moléculas de H_2O es un equilibrio en el cual el ión hidronio (H_3O^+) actúa como un ácido de Lewis, ya que cede un protón al ión hidroxilo (OH^-), el cual a su vez, actúa como base de Lewis. Este equilibrio está desplazado hacia los reactivos, por lo que el agua pura genera una baja concentración de iones, de lo que se concluye que el agua es un mal conductor de electricidad.

La autoionización del agua es una reacción reversible, que es posible describir mediante la expresión de la constante de equilibrio:



Incluyendo la concentración de agua en el denominador queda así:

$$K_w = [\text{H}^+]. [\text{OH}^-]$$

El agua en estado puro se autoioniza en una pequeña cantidad, generando iones hidronio $[\text{H}^+]$ e iones hidroxilo $[\text{OH}^-]$, por lo cual la concentración de agua permanece virtualmente sin cambios.

Por tratarse de la autoionización del agua, el símbolo K_c de la constante de equilibrio se expresa como K_w y toma el nombre de **constante del producto iónico del agua**. Se ha determinado para el agua pura que a los 25°C las concentraciones de los iones H^+ y OH^- son iguales y poseen un valor de $1 \times 10^{-7}\text{M}$.

Por lo tanto, en el agua pura la constante del producto iónico K_w a 25°C, tiene un valor de 1×10^{-14} .

$$K_w = [\text{H}^+]. [\text{OH}^-] = 1.10^{-14}$$

Esto se aplica no solo al agua pura, sino también a disoluciones acuosas.

- Cuando una disolución acuosa presenta iguales concentraciones de iones H^+ e iones OH^- , se dice que es neutra.
- Cuando una disolución posee una concentración mayor de iones H^+ que de iones OH^- , se dice que es ácida.
- Cuando una disolución tiene una concentración menor de iones H^+ que de iones OH^- , se dice que es básica.

Para calcular la concentración de iones OH^- de una disolución que presenta una concentración de iones H^+ igual a $1 \cdot 10^{-5} M$, la concentración será igual a $1 \cdot 10^{-9} M$ para que se cumpla la siguiente igual:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$1 \cdot 10^{-5} \cdot 1 \cdot 10^{-9} = 1 \cdot 10^{-14}$$

10.5. pH DE UNA SOLUCIÓN

En 1909, el bioquímico danés Søren Sørensen definió el **pH** de una disolución como el logaritmo negativo de la concentración de iones hidrógeno $[H^+]$, expresada en unidades de mol/l :

$$pH = -\log[H^+]$$

El logaritmo negativo permite que el valor del pH sea positivo; esto, debido a que el valor de la $[H^+]$ generalmente, es menor o igual a 1M. Así, la escala comienza con un valor de pH = 0 cuando la H^+ es 1M, y mayor que cero cuando el pH es menor que 1M. Por otro lado, la $[H^+]$ solo corresponde a la parte numérica de la expresión, por lo que el pH es una cantidad adimensional.

Por ejemplo, para calcular el pH de una solución de jugo de limón 0,05 M, se debe aplicar la siguiente fórmula:

$$pH = -\log[0,05] = 1,3$$

Además de calcular el pH, la expresión también permite calcular la concentración de protones $[H^+]$. En este caso, el problema debe entregar el dato de pH y se debe despejar la concentración $[H^+]$. Por ejemplo:

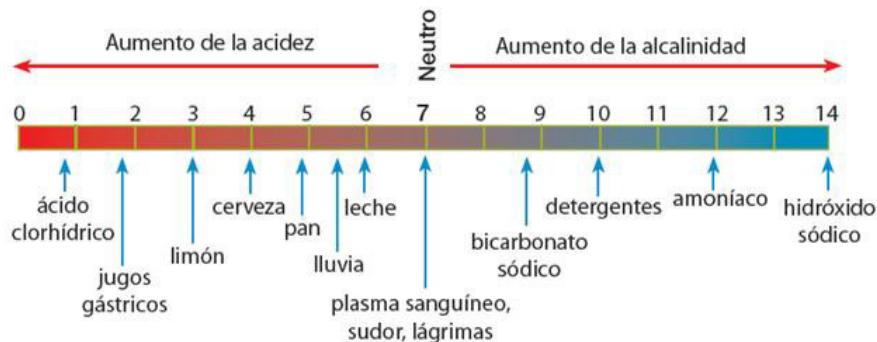
$$pH = -\log[H^+]$$

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

Aplicamos la definición de logaritmo para despejar

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

La acidez o basicidad de una disolución está determinada por su valor de pH, el cual se relaciona con la $[H^+]$.



Por lo tanto:

- Toda sustancia con pH inferior a 7 es ácida
- Toda sustancia con pH 7 es neutra
- Toda sustancia con pH superior a 7 es básica

10.6. pOH DE UNA SOLUCIÓN

El **pOH** se define como el logaritmo negativo de la concentración de iones hidroxilo $[OH^-]$ de una disolución y se expresa:

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

A partir de lo anterior, es posible decir que:

$$pH + pOH = 14$$

Aplicando lo anterior a esto, es posible calcular el *pOH* y el *pH* de una disolución de hidróxido de sodio $NaOH$ con una concentración de iones OH^- igual a $3,98 \cdot 10^{-3} M$:

$$pOH = -\log[3,98 \cdot 10^{-3}] = 2,4$$

Obteniendo el *pOH* se puede calcular el valor del *pH*, reemplazando los datos en la siguiente expresión:

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2,4 = 11,6$$

Y para calcular la concentración de hidrogeniones hacemos el despeje correspondiente:

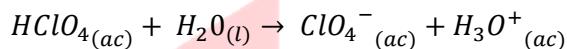
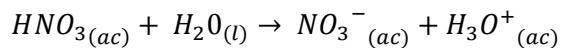
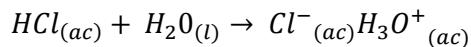
$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-11,6} = 2,51 \cdot 10^{-12}$$

10.7. ACIDOS Y BASES FUERTES O DÉBILES:

El concepto de fuerza en ácidos y bases hace referencia al grado de disociación o ionización de estos en disolución acuosa.

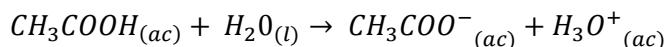
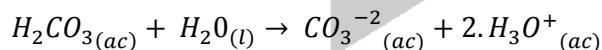
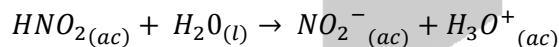
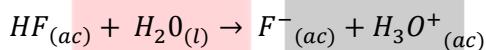
10.7.1. ACIDOS FUERTES

Los ácidos fuertes son aquellos que transfieren totalmente sus protones al agua y no quedan moléculas sin disociar en disolución. Entre los más comunes están el ácido clorhídrico, el ácido bromhídrico, el ácido yodhídrico, el ácido nítrico, el ácido perclórico y el ácido sulfúrico.



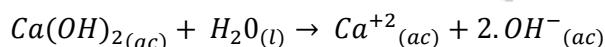
10.7.2. ACIDOS DEBILES

Los ácidos débiles se disocian solo parcialmente en disolución acuosa y, por lo tanto, existen como una mezcla del ácido en la que una parte se encuentra como especie molecular y la otra como especie disociada. Entre los más comunes se encuentra el ácido acético y el ácido carbónico.



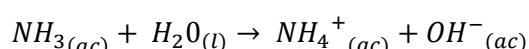
10.7.3. BASES FUERTES

Las bases fuertes se disocian completamente liberando sus iones OH^- . Son ejemplos de bases fuertes el hidróxido de sodio y el hidróxido de calcio.



10.7.4. BASES DEBILES

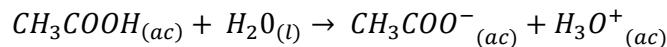
Las bases débiles son especies que aceptan parcialmente los protones disponibles en disolución o los extraen desde el agua, con lo cual se forma el ácido conjugado y los iones OH^- . Un ejemplo común es el amoníaco.



10.8. IDENTIFICACIÓN DE ACIDOS Y BASES FUERTES O DÉBILES.

El valor de la constante de acidez o basicidad (constante de equilibrio de los ácidos o bases) permite saber si el ácido es fuerte o débil. Así, si el valor de la K_a es mayor a 1, se puede decir que el ácido es fuerte y estará disociado en su totalidad, ya que a concentración de los productos es mayor que la de los reactantes. Por otro lado, si la constante es menor a 1, el ácido es débil y estará solo parcialmente disociado, dado que, la concentración de los productos es menor que la de los reactantes.

La mayoría de los ácidos y de las bases son débiles, por lo tanto, al disolverse en agua solo se ionizan parcialmente. Lo anterior, ocurre por ejemplo cuando se prepara una disolución acuosa de ácido acético:

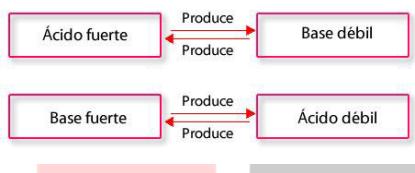


$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Tanto la constante de acidez como la constante de basicidad, se relacionan con la constante del agua K_w , de la siguiente manera:

$$K_w = K_a \cdot K_b$$

La fuerza relativa de las especies en los productos es el opuesto a las especies presentes en los reactivos, es decir, los ácidos o bases fuertes producen ácidos o bases débiles.



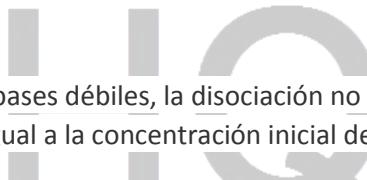
10.9. PH DE ACIDOS FUERTES:

Al disociarse en su totalidad, solamente tendremos que reemplazar la concentración de los hidrogeniones H^+ en la fórmula de Ph. Por ejemplo para calcular el Ph de una solución 0,01M de HCl:

$$pH = -\log[H^+] = -\log[0,01] = 2$$

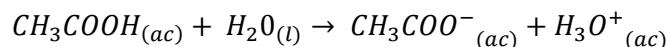
10.10. PH DE ACIDOS DÉBILES:

Cuando se está en presencia de ácidos o bases débiles, la disociación no es completa, por lo que la concentración de H^+ y de OH^- no será igual a la concentración inicial de la especie.



Por ejemplo, el ácido acético es un compuesto químico ampliamente utilizado en distintos procesos industriales, el más común es, la fabricación del vinagre. Si una disolución tiene una concentración de 0,2 M, y se sabe que su constante de acidez es igual a $1,8 \times 10^{-5}$, para saber su pH, se debe tener presente que por su constante corresponde a un ácido débil.

Como corresponde a un ácido débil, no se ionizará en su totalidad, sino que solo una pequeña fracción de la concentración inicial pasará a formar parte de los productos:



t_o	C_o	0	+	0
t_i	$-x$	x	+	x
t_{eq}	$C_o - x$	x	+	x

Inicialmente, se tiene una concentración de CH_3COOH igual a 0,2 M.

Vamos a definir una variable llamada "x". x representa la pequeña porción de la concentración de ácido que se convertirá en producto, pero su valor es desconocido.

En el equilibrio la concentración de CH_3COOH será $C_o - x$, porque a la concentración inicial debemos restarle la cantidad x que consumimos; y la concentración de H^+ y CH_3COO^- será igual a x , porque se producen en la misma cantidad por la estequiométría.

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Al reemplazar los valores en la expresión de la constante, se obtiene:

$$\begin{aligned} K_a &= \frac{x \cdot x}{C_o - x} \\ 1,8 \cdot 10^{-5} &= \frac{x^2}{0,2 - x} \end{aligned}$$

Esto resulta en una ecuación de segundo grado que se puede resolver con el método de bhaskara, si no recuerda cómo utilizarlo le sugiero que repase el capítulo de función cuadrática del libro Física para Medicina del mismo autor.

Entonces x tiene el valor de:

$$x = 1,906 \cdot 10^{-3}$$

Y el pH de la solución será:

$$pH = -\log[H^+] = -\log[1,906 \cdot 10^{-3}] = 2,7$$

Pudimos descubrir que este ácido es un ácido débil. Cuando estemos en este tipo de situación se pueden simplificar un poco las cosas y podremos evitar usar el método de Bhaskara, haciendo la siguiente consideración. Como el valor de x es demasiado pequeño con respecto al valor de la concentración inicial, es posible hacer una aproximación, nos referimos a lo siguiente:

$$C_o \cong C_o - x$$

Podremos verificarlo ahora mismo:

$$0,2 \cong 0,2 - 1,906 \cdot 10^{-3}$$

Apoyo Universitario

Si aplicamos esta consideración en la ecuación:

$$K_a = \frac{x \cdot x}{C_o - x} = \frac{x^2}{C_o}$$

Y ahora despejamos la x de la misma obtenemos la siguiente:

$$x = \sqrt{K_a \cdot C_o}$$

Recordando que $x = [H_3O^+]$:

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot C_o}$$

Donde:

$[H_3O^+]$ = Concentración de hidrogeniones en el equilibrio (M).

K_a = Constante de equilibrio del ácido en cuestión

C_0 = Concentración inicial del ácido (M)

Se puede hacer un análisis similar para las bases débiles:

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot C_0}$$

Donde:

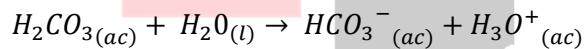
$[OH^-]$ = Concentración de oxídrilos en el equilibrio (M).

K_b = Constante de equilibrio de la base en cuestión

C_0 = Concentración inicial de la base (M)

10.11. ACIDOS POLIPRÓTICOS:

Son aquellos que disponen de más de un hidrógeno para liberar, ejemplos son el ácido sulfúrico, ácido carbónico, ácido fosfórico. Los segundos hidrogeniones a liberar requieren de mayor energía para hacerlo, por tanto, su constante de acidez es menor que los iniciales. Por ejemplo:



$$K_{a_1} = \frac{[HCO_3^-] \cdot [H_3O^+]}{[H_2CO_3]} = 4,5 \cdot 10^{-7}$$



$$K_{a_2} = \frac{[CO_3^{2-}] \cdot [H_3O^+]}{[HCO_3^-]} = 4,8 \cdot 10^{-11}$$

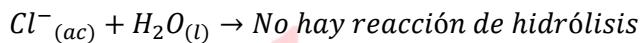
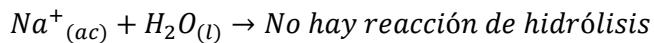
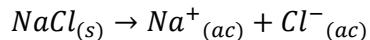
Podemos observar en estos cálculos que la mayor concentración de hidrogeniones proviene de la primera disociación, haciendo casi siempre la segunda ionización despreciable para ácidos débiles.

10.12. HIDRÓLISIS DE SALES

Cuando una sal se disuelve en medio acuoso sus iones pueden experimentar una reacción ácido-base con el agua, lo que se conoce como hidrólisis.

10.12.1. DISOLUCIONES DE SALES DE BASE FUERTE Y ÁCIDO FUERTE

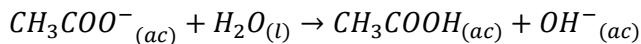
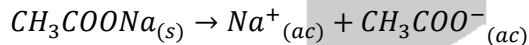
En las sales formadas por aniones cuyo ácido conjugado sea fuerte y cationes cuya base conjugada sea fuerte no se produce reacción de hidrólisis. Por ejemplo:



El catión Na^{+} y el anión Cl^{-} son, respectivamente, el ácido y la base conjugados de $NaOH$ y HCl . Como ambos son muy fuertes, los iones Na^{+} y Cl^{-} son demasiado débiles para reaccionar con el agua. En consecuencia, el producto iónico del agua no se ve alterado y se mantiene el pH neutro.

10.12.2. DISOLUCIONES DE SALES DE BASE FUERTE Y ÁCIDO DÉBIL

La disociación de estas sales libera aniones, que son bases conjugadas de ácido débil, por lo que se hidrolizan dando iones OH^{-} . Por ejemplo:

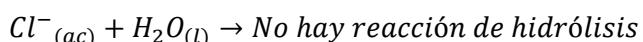
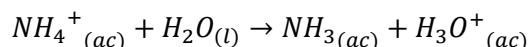
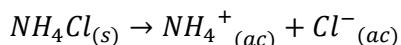


El catión Na^{+} no reacciona con el agua, pero el anión CH_3COO^{-} es la base conjugada de un ácido débil, por lo que experimenta una reacción de hidrólisis básica, pues acepta un protón del agua liberando OH^{-} . La disolución de la sal tiene un pH básico, y se puede definir una constante de hidrólisis K_h , que es igual a la constante K_b del anión básico (cuanto más débil sea el ácido del que procede más básica resultará la disolución).

También es el caso del Na_2CO_3 , el $NaHCO_3$ o el KCN .

10.12.3. DISOLUCIONES DE SALES DE BASE DÉBIL Y ÁCIDO FUERTE

Al contrario que las anteriores, su disociación libera cationes, procedentes de una base conjugada débil, que se hidrolizan generando iones H_3O^{+} . Por ejemplo:

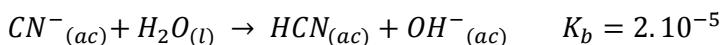
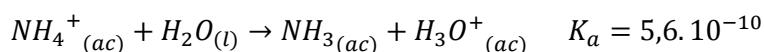
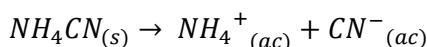


El anión Cl^{-} no reacciona con el agua, pero el catión NH_4^{+} es el ácido conjugado de una base débil, por lo que experimenta una reacción de hidrólisis ácida, pues cede un protón al agua liberando H_3O^{+} . La disolución de esta sal tiene un pH ácido, definiéndose una constante de hidrólisis K_h , que es igual a la constante K_a del catión ácido (cuanto más débil sea la base de la que procede más ácida resultará la disolución).

Ocurre lo mismo con el NH_4NO_3 o el $FeCl_3$.

10.12.4. DISOLUCIONES DE SALES DE BASE DÉBIL Y ÁCIDO DÉBIL

En este caso, tanto el catión como el anión se hidrolizan, como en el siguiente ejemplo:



El catión NH_4^+ es el ácido conjugado de una base débil, por lo que se hidroliza desprendiendo H_3O^+ . El anión CN^- es la base conjugada de un ácido débil, así que se hidroliza liberando OH^- . Como el CN^- es más fuerte como base que el NH_4^+ como ácido, la disolución tendrá carácter básico.

En general, el pH de una disolución de una sal de ácido débil y base débil dependerá del ion que se hidrolice en mayor grado:

- Si $K_a > K_b$, el catión se hidroliza más que el anión, por lo que la disolución tendrá un pH ácido. Esto ocurre con las disoluciones de formiato amónico ($HCOONH_4$).
- Si $K_a < K_b$, el anión se hidroliza más que el catión, por lo que la disolución tendrá un pH básico. Como se ha visto, así ocurre en una disolución de cianuro amónico (NH_4CN).
- Si $K_a = K_b$, ambos iones se hidrolizan en la misma proporción, por lo que la disolución tendrá un pH neutro. Es el caso de una disolución de acetato de amonio (CH_3COONH_4).

10.13. SOLUCIONES BUFFER

Las disoluciones tampón, reguladoras o amortiguadoras se caracterizan porque en ellas solo se producen pequeñas variaciones en el pH, a pesar de la adición de un ácido o una base. Suelen estar formadas por un ácido o base débil y su ácido o base conjugada según corresponda. El comportamiento regulador de estas disoluciones se debe tener un ión común que aparece cuando un mismo ión se produce a partir de dos compuestos diferentes.

En función de la combinación ácido-base, existen dos tipos de disoluciones tampón:

- Tampón de ácido débil + base conjugada (buffer ácido)
- Tampón de base débil + ácido conjugado (buffer básico)

El buffer ácido está compuesto por una disolución acuosa de un ácido débil y una sal que contiene su base conjugada.

Por ejemplo, corresponden a soluciones buffer ácido, la mezcla entre ácido acético CH_3COOH y su ácido conjugado acetato de sodio CH_3COONa .

En la disolución hay un equilibrio entre el ácido débil y su base conjugada, de manera que cuando se añade otro ácido o base, uno de los dos debe mantener el pH:

El buffer básico está compuesto por una disolución acuosa de una base débil y una sal que contiene su ácido conjugado.

Corresponde a una buffer de carácter básico, la mezcla entre amoníaco (NH_3) y su base conjugada cloruro de amonio (NH_4Cl).

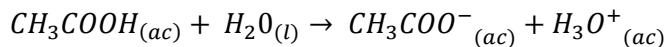
El comportamiento del buffer básico es igual al del buffer ácido.

En las disoluciones reguladoras, la relación entre las concentraciones del ácido o la base y sus iones conjugados se mantiene prácticamente constante, lo que permite que puedan regular el pH.

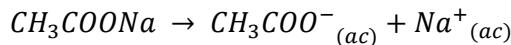
10.13.1. CALCULO DE pH EN SOLUCIONES BUFFER:

Supongamos el primer buffer que consideramos como ejemplo, ácido acético con acetato de sodio.

La reacción de disociación del ácido es la siguiente:



Y la correspondiente reacción del acetato de sodio sería ésta:



Al principio del capítulo aprendimos como sucedía la disociación paso a paso del ácido acético, y entendimos que en un inicio no disponíamos de concentración del ion acetato. En esta oportunidad si la tendremos, y será exactamente igual a la concentración de la sal acetato de sodio, ya que, al ser una sal, disocia totalmente en agua.

Vamos a decir que la concentración inicial de la sal será C_{os} , la concentración inicial del ácido C_o y x la concentración de los hidrogeniones.

El equilibrio del ácido acético estará dado por la siguiente expresión paso a paso, obsérvese que en esta ocasión la concentración inicial del ion acetato no es cero.

	$CH_3COOH_{(ac)}$	$+ H_2O_{(l)}$	\rightarrow	$CH_3COO^{-}_{(ac)}$	$+ H_3O^+_{(ac)}$
t_0	C_o			C_{os}	$+ 0$
t_i	$-x$			$+x$	$+x$
t_{eq}	$C_o - x$			$C_{os} + x$	$+x$

Y la constante de equilibrio del ácido se calculará de esta forma:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Si reemplazamos por las variables antes indicadas tendremos:

$$K_a = \frac{(C_{os} + x) \cdot x}{(C_o - x)}$$

Donde:

K_a = Constante de equilibrio del ácido débil en la solución buffer.

C_o = Concentración inicial del ácido débil en la solución buffer (M).

C_{os} = Concentración inicial de la sal en la solución buffer (M).

x = Concentración de los hidrogeniones en el equilibrio (M).

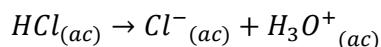
Con ayuda de despeje de ecuaciones podremos obtener cualquier variable buscada, como lo hicimos al principio del capítulo.

10.13.2. ADICCIÓN DE ÁCIDO O BASE FUERTE A UNA SOLUCIÓN BUFFER:

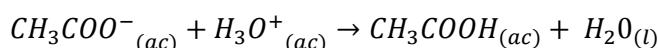
Cuando se agregan pequeñas cantidades de ácido o base fuerte a una solución reguladora, esta cambia su pH en pequeñas proporciones. Sigamos con el ejemplo del buffer formado por ácido acético y acetato de sodio.

10.13.2.1. ADICCIÓN DE ÁCIDO FUERTE:

Un ácido fuerte se disocia en su totalidad, así:



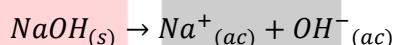
Estos protones del ácido (H_3O^+) reaccionarán con los iones acetato del equilibrio generando más ácido acético (CH_3COOH) y disminuyendo la concentración de iones acetato (CH_3COO^-):



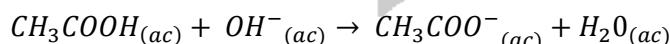
Este ácido acético incrementará la concentración del mismo en la solución buffer, de modo que el desarrollo del equilibrio paso a paso en la solución buffer una vez agregada una pequeña cantidad de ácido clorhídrico (HCl) hará que el pH de la solución reguladora disminuya.

10.13.2.2. ADICCIÓN DE BASE FUERTE:

Una base fuerte se disocia en su totalidad de esta forma:



Estos iones hidroxilo (OH^-) reaccionarán con el ácido acético, generando más iones acetato y disminuyendo la concentración de ácido:



Una vez hechos estos cálculos podremos definir los nuevos pH de la manera tradicional.

En resumen podemos tener cuatro situaciones distintas para el agregado de ácidos o bases fuertes:

	Agregado de ÁCIDO FUERTE	Agregado de BASE FUERTE
Buffer Ácido	$K_a = \frac{(C_{os} - a) \cdot x}{(C_o + a)}$	$K_a = \frac{(C_{os} + a) \cdot x}{(C_o - a)}$
Buffer Básico	$K_b = \frac{(C_{os} + a) \cdot x}{(C_o - a)}$	$K_b = \frac{(C_{os} - a) \cdot x}{(C_o + a)}$

Donde:

$K_{a,b}$ = Constante de equilibrio del ácido

C_{os} = Concentración inicial de la sal. (M)

C_o = Concentración inicial del ácido o base correspondiente (M)

a = Concentración de ácido o base agregada (M)

x = Concentración de hidrogeniones u hidroxilos según corresponda (M)

TEMA 11 - QUIMICA ORGANICAVer Clase – Hibridación del carbono: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/14>Ver Clase – Nomenclatura de hidrocarburos: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/15>Ver Clase – Isomería: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/16>Ver Clase – Grupos funcionales y reacciones: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/17>

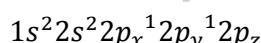
En la actualidad, la característica común que tienen todos los compuestos orgánicos, es que tienen en su estructura carbono como elemento base, por lo tanto, se define la química orgánica, como aquella área que estudia los compuestos de carbono, en cuanto a su composición, estructura, propiedades, obtención, transformaciones y usos.

11.1. PROPIEDADES DEL CARBONO

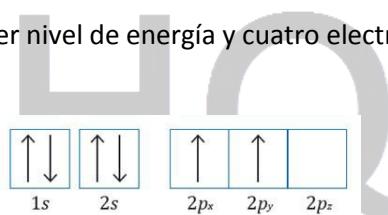
El átomo de carbono es capaz de formar una gran diversidad de compuestos químicos, que pueden ser muy simples, como el metano, o estructuras muy complejas como el ADN.

Dependiendo de las condiciones ambientales de formación, el carbono puede encontrarse en la naturaleza en diferentes formas, denominadas alótropicas, dado que presentan la misma composición, pero la disposición molecular es distinta, por lo que presentan propiedades diferentes. Son alótropos el carbono amorfo y cristalino, el grafito, el diamante, los fullerenos, los nanotubos y las nanoespumas.

El número atómico del carbono es 6, por lo tanto, al ser un átomo neutro, tiene 6 protones y 6 electrones, siendo su configuración electrónica:

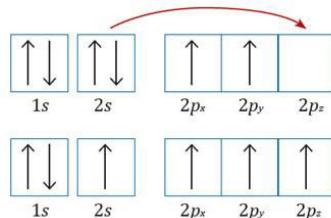


Es decir, dos electrones están en el primer nivel de energía y cuatro electrones en el segundo nivel, ubicándose en los orbitales de la siguiente forma:



Como hay dos electrones apareados en el orbital 2s, y un orbital p vacío, los electrones del orbital 2s captan energía y uno es promovido al orbital 2p vacío.

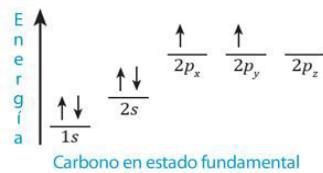
Queda:



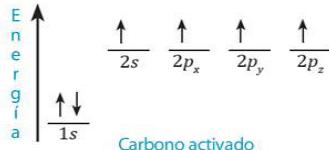
Esto genera la presencia de 4 electrones de valencia, por lo tanto, el carbono es capaz de formar cuatro enlaces, capacidad que es conocida como tetravalencia.

La tetravalencia es la capacidad que tiene el átomo de carbono de formar cuatro enlaces covalentes cuando se enlaza con otros átomos. De esta manera el carbono adopta la forma de un tetraedro regular.

Los orbitales s y p que están presentes en este elemento, se pueden combinar, formando orbitales híbridos, en donde se combinan el orbital 2s con los orbitales 2p, quedando cuatro electrones despareados:



Ahora, si se aplica cierta energía al átomo de carbono, uno de los electrones del orbital 2s puede pasar al orbital 2p desocupado, obteniendo como resultado un átomo de carbono activado.



Por lo tanto, en el carbono hay 4 orbitales semillenos, lo que explica la formación de los enlaces covalentes, que deben ser iguales.

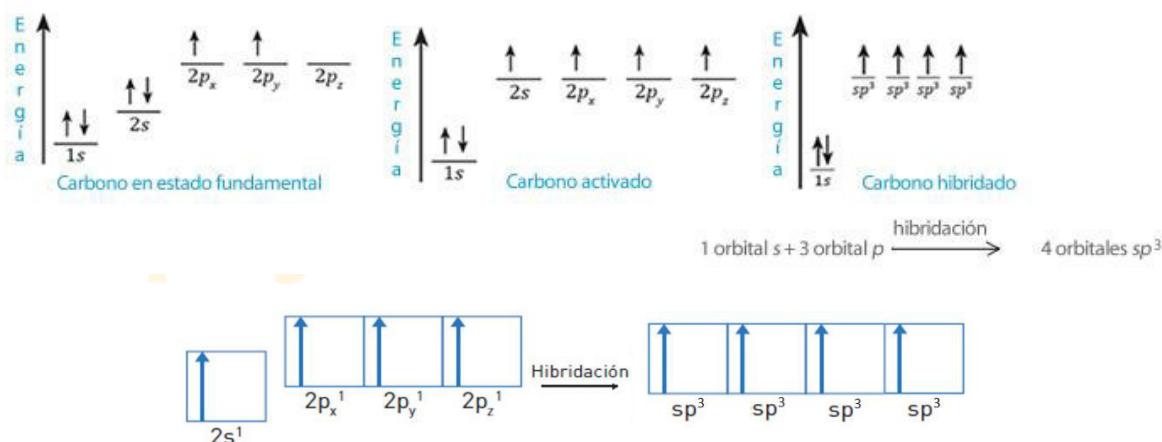
11.2. HIBRIDACIÓN DEL CARBONO

Es la mezcla de dos orbitales atómicos diferentes para formar nuevos orbitales apropiados mediante un reordenamiento de electrones. Esta propiedad permite que el átomo de carbono se una a otros átomos de carbono u otro elemento. Este reordenamiento se denomina hibridación.

La hibridación se presenta de varias formas, sea que el orbital s se mezcle con 3, 2 o 1 de los orbitales p. Se generan así orbitales híbridos tipo sp^3 , la sp^2 y la sp .

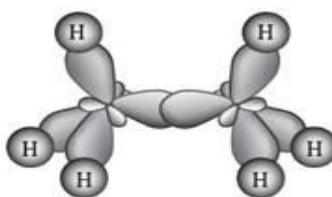
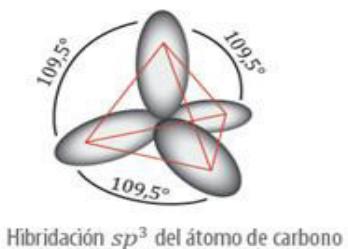
11.2.1. HIBRIDACIÓN sp^3

En la hibridación sp^3 , el átomo de carbono forma 4 enlaces simples, y se combina un orbital s con tres orbitales p, dando como resultados cuatro orbitales sp^3 , denominados orbitales híbridos.



La nueva configuración externa del carbono da la posibilidad que en cada uno de los orbitales híbridos sp^3 , que tienen igual energía se ubique un electrón. Por lo tanto, un carbono sp^3 , forma cuatro enlaces simples y tienen una geometría tetraédrica. Los enlaces formados se denominan enlaces sigma.

Es posible encontrar carbonos con hibridación sp^3 en las moléculas de metano y etano.

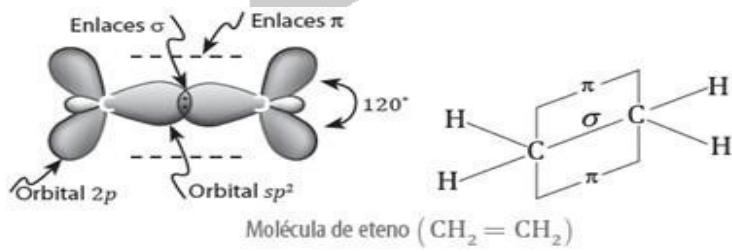
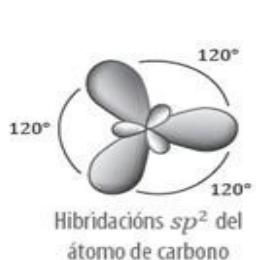
Molécula de etano ($CH_3 - CH_3$)

11.2.2. HIBRIDACIÓN sp^2

En la hibridación sp^2 , el átomo de carbono forma dos enlaces simples y un enlace doble, debido a la mezcla de un orbital *s* con dos orbitales *p* del mismo átomo, originando tres orbitales híbridos sp^2 .

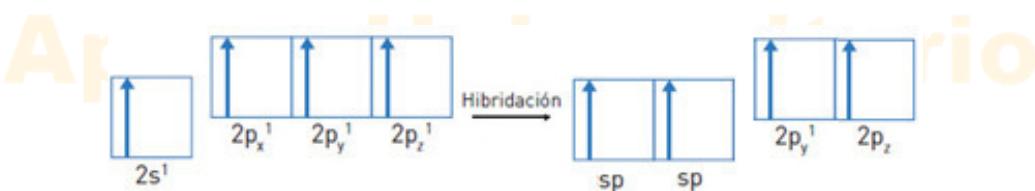


Estos orbitales se disponen en un plano y dirigidos a los vértices de un triángulo equilátero y los orbitales *p* que no sufren hibridación se sitúan en forma perpendicular al plano, lo que ocurre, por ejemplo, en el eteno. Por otra parte, cada orbital no hibridado en posición perpendicular al plano de cada uno de los átomos de carbono, queda paralelamente enfrentado dando origen a un enlace distinto, llamado enlace pi. El doble enlace que une a los átomos de carbono forma un enlace sigma y un enlace pi.

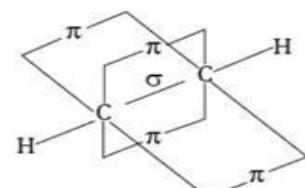
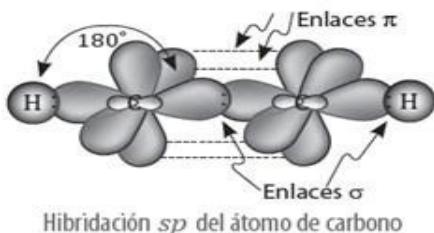


11.2.3. HIBRIDACIÓN sp

Finalmente, la hibridación sp , ocurre cuando el átomo de carbono forma 1 enlace simple y un enlace triple, a través, de la combinación de un orbital *s* y un orbital *p* originando dos orbitales híbridos sp .



En el acetileno o propino es posible encontrar un carbono con esta hibridación. En él, los átomos de carbono se unen a través de un enlace sigma con participación frontal de un orbital híbrido sp ; y el otro orbital híbrido sp de cada átomo se usa en la unión con cada átomo de hidrógeno. Por lo tanto, los orbitales *p* no híbridos, que son dos por cada átomo son perpendiculares entre si y respecto a la unión de los átomos de carbono, lo cual produce dos confrontaciones laterales de los orbitales que se encuentran en el mismo plano, originando dos enlaces pi, por lo que, los átomos de carbono con hibridación sp se encuentran unidos por un enlace sigma y dos enlaces pi.



Los orbitales pi no poseen tanta energía como los enlaces sigma, ya que, los electrones que lo forman se encuentran más alejados del núcleo, por lo tanto, la fuerza de atracción entre los electrones y el núcleo es menor.

Para lograr que los átomos se unan, y logren la máxima estabilidad forman un enlace químico. Esta estabilidad se logra cuando los electrones se redistribuyen alrededor del núcleo hasta alcanzar una disposición en que las fuerzas eléctricas logren que la energía potencial del sistema sea mínima. Esta distancia se denomina longitud de enlace, y corresponde a la distancia entre los núcleos de dos átomos que están unidos por un enlace covalente. Para poder romper o formar enlaces se necesita una determinada energía de enlace, que determina la fuerza de éste.

En los enlaces entre carbono-carbono y carbono con otro elemento, la longitud de los enlaces simples es mayor que la de los enlaces dobles, y estos mayor, que los enlaces triples.

En resumen:

Configuración de enlace del carbono	Tipo de enlace		Tipo de hibridación			Ángulo de enlace
	sigma	pi	sp^3	sp^2	sp	
4 enlaces simples	4		Si			109,5
2 enlaces simples y uno doble	3	1		Si		120
2 enlaces dobles	2	2			Si	180
1 enlace simple y uno triple	2	2			Si	180

Se puede hacer un análisis similar con otros átomos, como oxígeno, nitrógeno, etc, llegando a las mismas conclusiones. Lo invitamos a ver la clase teórica correspondiente al tema para ver los ejemplos.

11.3. HIDROCARBUROS

Los hidrocarburos son compuestos orgánicos simples formados por carbono e hidrógeno, unidos a través de enlaces covalentes simples, dobles y/o triples.

Estos compuestos pueden ser insolubles y menos densos que el agua. Generalmente, se utilizan como combustibles, y para producir explosivos, especialmente aquellos de menor masa molar.

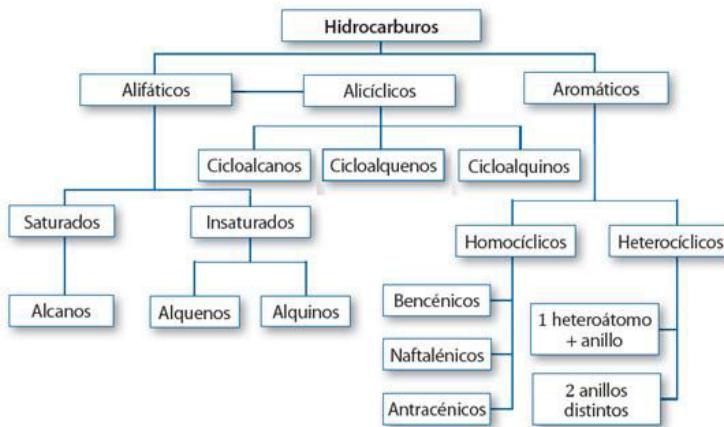
Los hidrocarburos se clasifican según la unión de los carbonos participantes, en:

- Cadenas abiertas o hidrocarburos alifáticos,
- En cadenas cerradas o hidrocarburos alicíclicos y
- En hidrocarburos aromáticos.

También, según el tipo de enlace entre los átomos de carbono, se pueden clasificar en:

- Saturados, llamados alkanos, que poseen solo enlaces simples;
- Insaturados, denominados alquenos, a aquellos que poseen enlaces dobles;

- Alquinos, a los que poseen enlaces triples.



11.3.1. HIDROCARBUROS ALIFÁTICOS:

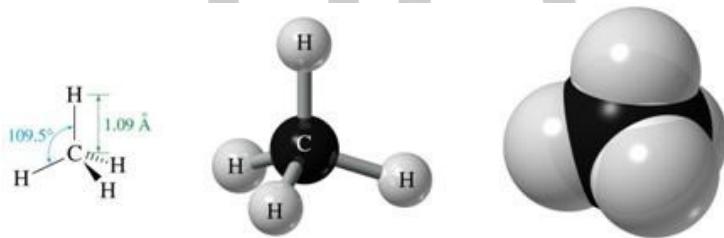
Son compuestos poco polares, por lo cual, son casi totalmente insolubles en agua, pero se disuelven en otros disolventes apolares, como el aceite. Además, su punto de fusión y ebullición está determinado por las fuerzas de dispersión de London, que enlazan las moléculas, siendo menos volátiles al aumentar su masa molar.

11.3.2. HIDROCARBUROS ALCANOS:

También denominados parafinas, por su poca afinidad para reaccionar, tienen el número máximo de átomos de hidrógeno que pueden unirse con la cantidad de átomos de carbono que tenga el compuesto, por lo que se llaman hidrocarburos saturados. Su fórmula general es: C_nH_{2n+2}

Donde n representa el número de carbonos y $2n + 2$ es el número de hidrógenos.

En los alkanos, los átomos de carbono se unen a través de enlaces covalentes simples. El compuesto más simple corresponde al metano, un hidrocarburo cuya fórmula es CH_4 .



Para nombrar estos hidrocarburos se emplean reglas, establecidas por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC), lo que se conoce como nomenclatura.

El nombre de los hidrocarburos depende el número de carbonos presentes en la cadena principal, asignándole, según corresponda, prefijos de numeración y la terminación características de cada compuesto.

Prefijos griegos según los átomos de carbono

nº de carbonos	Prefijo griego	nº de carbonos	Prefijo griego
1	Met	11	Undec
2	Et	12	Dodec
3	Prop	13	Tridec
4	But	14	Tetradec
5	Pent	15	Pentadec
6	Hex	16	Hexadec
7	Hept	17	Heptadec
8	Oct	18	Octadec
9	Non	19	Nonadec
10	Dec	20	Eicos

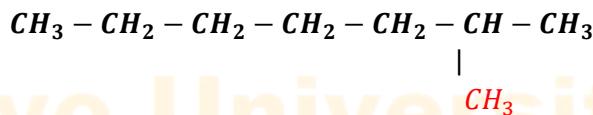
Las cadenas ramificadas corresponden a cadenas, que poseen grupos de átomos fuera de la cadena principal y varios radicales alquilo. Los radicales alquilo, corresponden a agrupaciones de átomos que son derivados de hidrocarburos alcanos, a los cuales se les ha eliminado un átomo de hidrógeno.

Estos radicales se nombran, utilizando el prefijo según la cantidad de carbonos que posea, y añadiendo la terminación **-ilo** o **-il**.

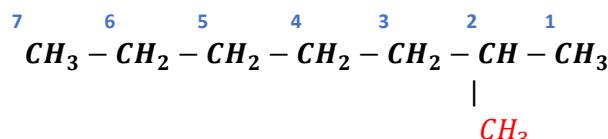
Grupos alquilos comunes			
Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
---CH_3	metilo	$\text{---CH}_2\text{---CH}_2\text{---CH}_2\text{---CH}_3$	n-butilo
$\text{---CH}_2\text{---CH}_3$	etilo	$\text{CH}_3\text{---CH---CH}_2\text{---CH}_3$	sec-butilo
$\text{---CH}_2\text{---CH}_2\text{---CH}_3$	n-propilo	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{---C---CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	ter-butilo
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{---CH---CH}_3 \end{array}$	isopropilo	$\text{C}_3\text{H---CH---CH}_2\text{---CH}_3$	isobutilo

Según la IUPAC, para nombrar hidrocarburos alifáticos ramificados se deben tener en cuenta las siguientes reglas:

- Se debe elegir la cadena de carbonos continua más larga, la cual será la base del hidrocarburo. Se debe tener en cuenta que la cadena escrita en línea recta no será siempre la más larga.

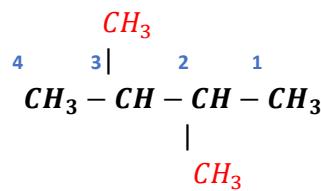


- Cuando hay grupos alquilo fuera de la cadena principal, se deben localizar, y para ello, hay que numerar la cadena, de forma tal, que los radicales queden con la numeración más baja.

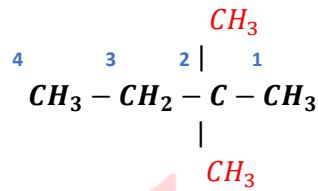


Por ejemplo, en este caso, fuera de la cadena principal, queda un **metil**, por lo tanto, se debe numerar la cadena, de manera tal, que las ramificaciones queden con los valores más bajos. Por ende, el nombre del compuesto es **2 – metilheptano**.

- Cuando fuera de la cadena principal hay más de una ramificación de la misma clase, se utilizan los prefijos **di–, tri–, o tetra –** antes del nombre del grupo alquilo. Si en el mismo átomo de carbono hay dos ramificaciones iguales, se repiten 2 veces el mismo número.

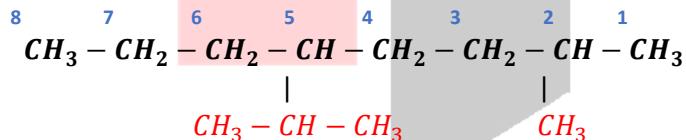


En este caso, los radicales metil, se encuentran en los carbonos 2 y 3, por lo tanto, compuesto recibe el nombre **2,3 – dimetilbutano**.



Sin embargo, en este ejemplo, los radicales metil se encuentran en el mismo carbono, por ende, la molécula se denomina **2,2 – dimetilbutano**.

- Cuando fuera de la cadena principal, hay dos o más grupos alquilo diferentes, los nombres de los grupos se disponen alfabéticamente, a partir de la raíz que indica el número de carbonos.

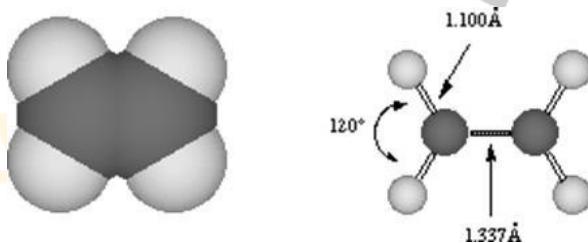


Por ejemplo, en este caso, el compuesto se denomina **5 – isopropil – 2 – metiloctano**.

11.3.3. HIDROCARBUROS ALQUENOS:

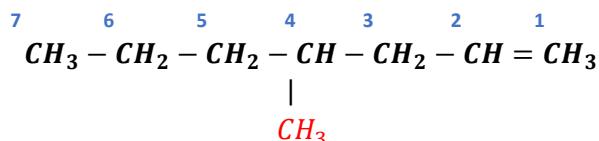
También denominados olefinas o aceites, se conocen como hidrocarburos insaturados, de cadena abierta, que contienen en su estructura dos o más enlaces dobles entre átomos de carbono. Su fórmula general es: C_nH_{2n} . Donde n es el número de átomos de carbono, que generalmente es 2 o más.

La presencia de los dobles enlaces altera la estructura y la reactividad de los hidrocarburos insaturados en relación a los alcanos. El alqueno más sencillo es el eteno o etileno, cuya fórmula es C_2H_4 .



Para nombrar alquenos, en primer lugar:

- Se debe elegir la cadena de carbonos más larga que contenga la mayor cantidad de enlaces dobles.



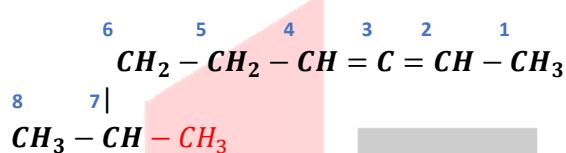
- Luego, se debe indicar la ubicación del doble enlace a lo largo de la cadena, mediante un prefijo numérico, que designa el número del átomo de carbono donde se encuentra.

- La cadena siempre se numera a partir del extremo más cerca al doble enlace, de forma tal, que el doble enlace tenga la numeración más baja.
- Cuando el alqueno es lineal, se numera el carbono donde está el doble enlace, seguida del prefijo que indica el número de átomos de carbonos de la cadena principal con la terminación – ***eno***.

Por ejemplo, en el caso anterior, en el carbono 4 hay un radical ***metil***, y el doble enlace se encuentra en el carbono 1, por lo tanto, el compuesto se llamada **4 – metilhepteno**.

Por otra parte, si el hidrocarburo presenta más de un enlace doble, es necesario en primer lugar, identificar la ubicación de ellos, y anteponer a la terminación – ***eno***, el prefijo numérico que indique la cantidad de dobles enlaces, ***di, tri o tetra***.

Por ejemplo, para nombrar la siguiente molécula, se debe tener presente que:



- La cadena principal tiene 8 carbonos, por lo tanto, el prefijo es ***octa* –**.
- Hay dos enlaces dobles por lo tanto la terminación es – ***dieno***.
- Los carbonos en los que se encuentran los dobles enlaces son el 2 y el 3
- En el carbono 7 hay una ramificación correspondiente a un ***metil***.

Por lo tanto, la estructura se llama **7 – metil – 2,3 – octadieno**.

Si el alqueno, presenta ramificaciones, éstas se especifican a través de los números de los carbonos en los cuales se encuentran en orden alfabético.

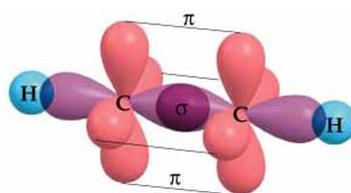
11.3.4. HIDROCARBUROS ALQUINOS:

Llamados también acetilenos, son hidrocarburos insaturados, que contienen uno o más enlaces triples entre los átomos de carbono de la cadena. Su fórmula general es: C_nH_{2n-2}

Donde n corresponde al número de átomos de carbono, que siempre es mayor que 1.

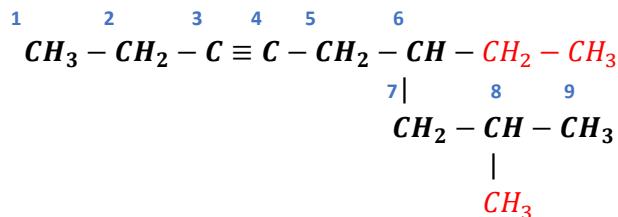
Estos compuestos son muy reactivos, debido a la presencia del enlace triple, por lo que, no son están presentan en la naturaleza de manera tan abundante como los alkanos y los alquenos.

El alquino más simple es el etino o acetileno, cuya fórmula es C_2H_2 .



Tal como ocurre en el caso de los alquenos, para nombrar alquinos se debe tener en cuenta cual es la cadena principal, que contenga al triple enlace, para posteriormente numerarla, de forma tal que, éste quede con la numeración más baja posible.

Por ejemplo, en el siguiente compuesto, se debe tener en consideración lo siguiente:



- La cadena más larga tiene 9 carbonos, por lo tanto, el prefijo usado es ***non* –**.
- Hay un enlace triple, por lo tanto, la terminación es ***-ino***.
- El enlace triple se ubica en el carbono 3
- En el carbono 6 hay una ramificación llamada ***etil***.
- En el carbono 8 hay una ramificación llamada ***metil***.

Por lo tanto, el compuesto se llama **6 – etil – 8 – metil – 3 – nonino**.

11.3.5. HIDROCARBUROS ALICÍCLICOS:

Por otra parte, son especies que presentan una cadena cerrada, dando origen a ciclos. Se clasifican como cicloalcanos, cicloalquenos y cicloalquinos.

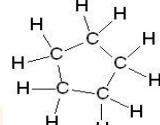
11.3.5.1. LOS CICLOALCANOS:

Son hidrocarburos que presentan solo enlaces simples en su estructura, y para nombrarlos, se deben tener en consideración las mismas reglas que se utilizan con los alkanos, es decir, se debe elegir la cadena más larga, que generalmente corresponde al ciclo, nombrándola según la cantidad de carbonos que ésta posea, y anteponiendo la palabra ***ciclo***, y la terminación ***-ano***.

Los cicloalcanos a veces se dibujan como polígonos, en los cuales, cada vértice corresponde a un grupo CH_2 .



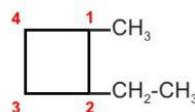
Por ejemplo, para nombrar la siguiente estructura se debe tener en cuenta que:



- La cadena más larga corresponde a un ciclo, por ende, se antepone la palabra ***ciclo***.
- La cadena más larga posee 5 átomos de carbono, por lo tanto, tiene prefijo ***pent* –**.
- Solo hay presentes enlaces simples, por lo que, tiene terminación ***-ano***.

El hidrocarburo se llama **ciclopentano**.

En el caso, de los cicloalcanos ramificados, como el siguiente, se debe considerar que:



- En primer lugar, se debe elegir la cadena más larga, que en este caso, es el ciclo

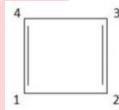
- Se debe numerar la cadena, de forma que el radical quede con la numeración más baja. En el caso, que haya más de uno se deben nombrar por orden alfabético y numeración más baja, indicando al final el nombre de la cadena principal.
- La cadena más larga tiene 4 carbonos y solo enlaces simples, por lo que su terminación es – ***ano***.

Este compuesto se llama **2 – etil – 1 – metilciclobutano**.

11.3.5.2 LOS CICLOALQUENOS:

Son hidrocarburos cíclicos, que presentan uno o más enlaces dobles. Para nombrarlos se usan las mismas reglas utilizadas con los cicloalcanos, sin embargo, en este caso la terminación es – ***eno***, y se debe tener siempre presente que la prioridad en la cadena principal la tiene el doble enlace.

Para nombrar el siguiente hidrocarburo, se debe considerar que:



- Corresponde a un hidrocarburo cíclico, por ende, la cadena principal lleva el prefijo **ciclo**.
- Tiene 4 carbonos por lo tanto el prefijo de la cadena es **but** –.
- La cadena se numera de forma tal que los enlaces dobles enlace queden con la numeración más baja, por lo tanto, un enlace doble queda en el carbono 1 y el otro en el carbono 3.

El nombre del hidrocarburo es **1,3 – ciclobutadieno**.

En el caso que el cicloalqueno presente ramificaciones, se debe tener presente que:



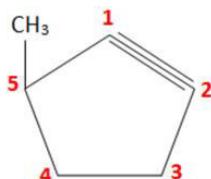
- Se debe escoger la cadena de carbonos más larga, que en este caso, es el ciclo
- Hay que numerar la cadena, de manera tal, que el doble enlace quede con la numeración más baja.
- Se debe indicar la posición del radical y si existe más de uno se debe nombrar por orden alfabético y completar con el nombre de la cadena terminado en – ***eno***.

El nombre de este hidrocarburo es **3 – metilclopenteno**.

11.3.5.3. LOS CICLOALQUINOS:

Son hidrocarburos de cadena cerrada que presentan uno o más enlaces triples en su estructura. Para nombrarlos se usan las mismas normas aplicadas a los cicloalcanos y cicloalquenos, pero usando la terminación – ***ino***.

Por ejemplo, para nombrar la siguiente estructura, hay que tener presente que:



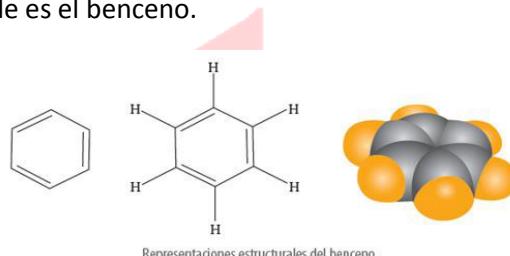
- Corresponde a un hidrocarburo cíclico, por ende, el nombre de la cadena principal lleva la palabra **ciclo**.
- La cadena principal presenta cinco carbonos, por lo tanto, usa prefijo **pent** –.
- Tiene en su estructura un enlace triple en el carbono 1, por lo tanto, tiene terminación – **ino**.
- En el carbono 5 hay una ramificación llamada **metil**.

El nombre del compuesto orgánico es **5 – metil – ciclopentino**.

11.3.6. HIDROCARBUROS AROMÁTICOS:

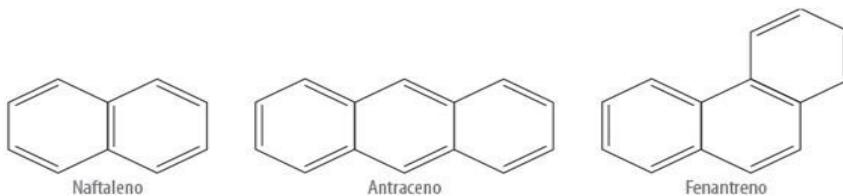
Al igual que los hidrocarburos alicíclicos presentan anillos o ciclos, pero estos anillos están formados por seis átomos de carbono, y están unidos alternadamente a través de enlaces simples y dobles.

La estructura aromática más simple es el benceno.

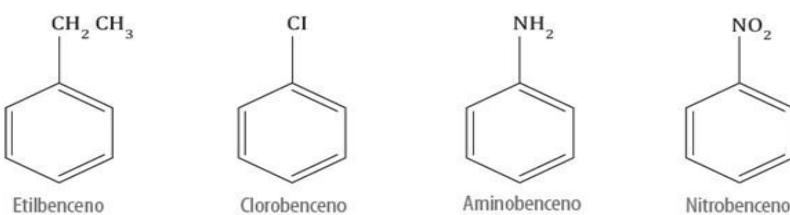


De acuerdo a la estructura que presente, cada átomo de carbono que forma un anillo de benceno, solo puede aceptar una ramificación. Los anillos de benceno se representan a través de hexágonos con un círculo en su interior que indican su carácter aromático y la capacidad de rotación de los dobles enlaces. Cada vértice de este hexágono corresponde a un átomo de carbono, que está unido a otros tres átomos. Los átomos de hidrógeno no son representados en la estructura.

Existen compuestos aromáticos, que tienen más de un anillo en su estructura, lo que se produce por la compartición de un lado del anillo.

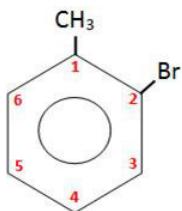


Para poder nombrar, bencenos monosustituidos, es decir, bencenos en los que un átomo de hidrógeno se ha remplazado por otro átomo o grupo de átomos, se nombra la ramificación terminada en –IL, seguida de la palabra benceno.



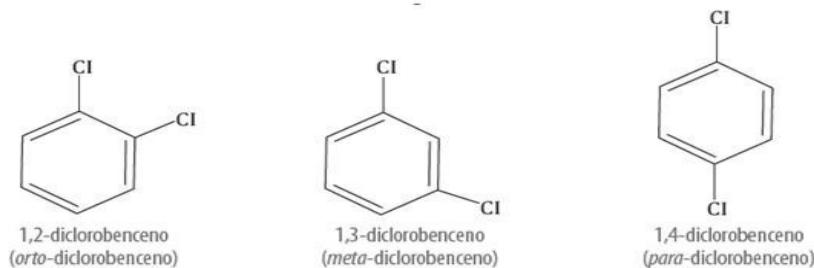
Por otro lado, para poder nombrar compuestos aromáticos, se deben utilizar las siguientes reglas:

Para nombrar un benceno que presenta dos ramificaciones, se debe indicar la localización de ambas. Para ello, se debe numerar los átomos de carbono del anillo, de manera tal, que los radicales queden con la numeración más baja.

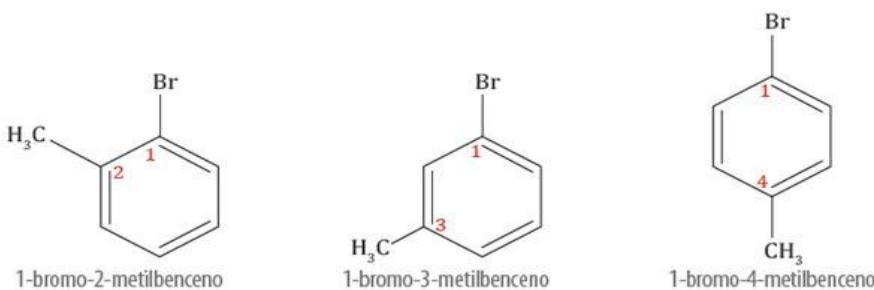


El compuesto en este caso recibe el nombre **2 – bromo – 1 – metilbenceno**.

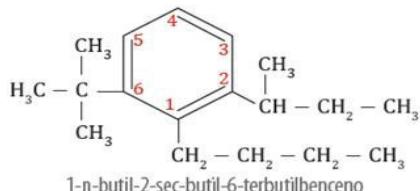
En el caso, que en el anillo bencénico hayan dos radicales iguales, para nombrarlos se usan prefijos. Cuando los sustituyentes están en la posición 1 y 2, se utiliza el prefijo orto (o). En el caso que se encuentren en las posiciones 1 y 3, se usa el prefijo meta (m), y si están en la posición 1 y 4, el prefijo utilizado es para (p).



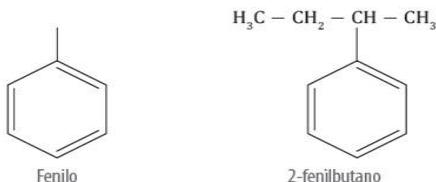
Si en la molécula de benceno hay dos sustituyentes diferentes, se debe considerar que no existe la numeración 5 y 6 en el anillo. Solo se usan las posiciones 1, 2, 3 y 4.



En el caso de que hayan dos o más radicales diferentes en el anillo, se debe numerar la cadena, determinando que el átomo 1, es donde está el radical con menor orden alfabético. Al determinar donde se encuentran, se nombra la cadena principal con el nombre **benceno**.



Finalmente, si el anillo de benceno presenta un átomo de hidrógeno menos, y se comporta como un radical, recibe el nombre de grupo fenilo o fenil.



11.4. ISOMERÍA

Los isómeros son compuestos orgánicos que tienen fórmulas moleculares idénticas, pero que se diferencian en la naturaleza o el orden de los enlaces entre sus átomos o en la disposición de sus átomos en el espacio.

Pueden clasificarse como isómeros constitucionales y como estereoisómeros:



11.4.1. LOS ISÓMEROS CONSTITUCIONALES

Son aquellos en donde las moléculas poseen la misma fórmula molecular, pero tienen una diferente distribución de los enlaces, entre sus átomos, lo que se traduce en diferentes formas estructurales.

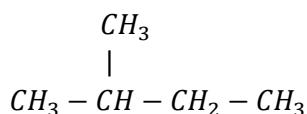
Dentro de los isómeros constitucionales se encuentran los isómeros de cadena, los isómeros de posición y los isómeros de función.

11.4.1.1. LOS ISÓMEROS DE CADENA

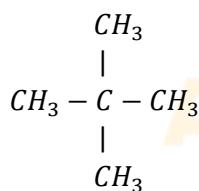
Corresponden a isómeros que tienen los componentes de la cadena hidrocarbonada acomodados en diferentes lugares, es decir, las cadenas que poseen, son diferentes, ya que presentan distinto esqueleto o estructura. Por ejemplo, el pentano (C_5H_{12}), presenta varios isómeros, pero los más conocidos son el isopentano y el neopentano:



Pentano (n -pentano)



2-metilbutano (isopentano)



2,2-dimetilpropano (neopentano)

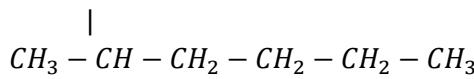
En este caso, las cadenas de carbono cambian según el compuesto, sin embargo, la fórmula estructural de todos ellos, es la misma (C_5H_{12}).

11.4.1.2. LOS ISÓMEROS DE POSICIÓN

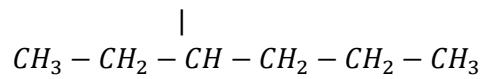
Corresponden a compuestos que presentan el mismo grupo funcional, pero sin embargo, éste se encuentra en distintas posiciones de la cadena carbonada. Corresponden a isómeros de posición el 2-hexanol y el 3-hexanol, cuya fórmula molecular es ($C_6H_{14}O$).

OH

OH



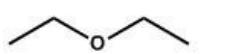
2 – hexanol



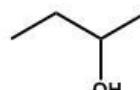
3 – hexanol

11.4.1.3. LOS ISÓMEROS DE FUNCIÓN

Corresponden a compuestos orgánicos que difieren en el grupo funcional que presentan en su estructura. Son ejemplos de isómeros de función el dietil éter y el 2-butanol, compuestos que presentan como fórmula ($C_4H_{10}O$).



Dietileter



2-Butanol

11.4.2. ESTEREOISÓMEROS

Por otro lado, los estereoisómeros corresponden a compuestos que están formados por el mismo tipo y número de átomos unidos en la misma secuencia, pero que varían en la disposición espacial de estos.

Hay dos tipos de estereoisómeros, los isómeros ópticos o enantiómeros y los isómeros geométricos o diasteroisómeros:

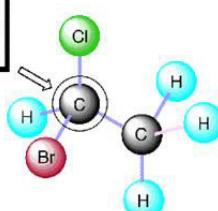
11.4.2.1. LOS ISÓMEROS ÓPTICOS O ENANTIÓMEROS

Corresponden a moléculas que guardan entre sí una imagen especular, sin embargo, no se pueden superponer mutuamente. Esto significa que no es posible lograr que ambas moléculas calcen o coincidan una sobre la otra.

Los isómeros ópticos se denominan quirales, ya que, este término se relaciona con las manos, que al igual que estas moléculas son especulares entre sí, pues, son imágenes reflejadas en un espejo, sin embargo, si se tratan de hacer coincidir ambas manos, no se logra, porque no son superponibles.

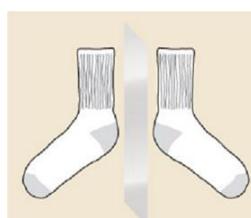


Centro de quiralidad
(átomo con cuatro
sustituyentes diferentes, en
este caso H, Cl, Br y CH_3).



Un carbono quiral, será aquel que está unido a diferentes grupos de átomo. También recibe el nombre de carbono estereogénico o estereocentro. La cantidad de enantiómeros que presenta una molécula es igual a 2^n , donde n es la cantidad de carbonos quirales de la molécula.

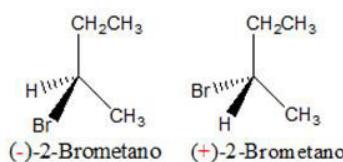
Aquellas moléculas que son imágenes especulares y que además son superponibles entre sí, se denominan aquilares. Son aquilares, por ejemplo, los calcetines, ya que se reflejan en un espejo, y además es posible hacerlos calzar entre sí.



Los enantiómeros tienen propiedades físicas idénticas, tales como, el punto de ebullición y de fusión, la solubilidad, la densidad, la conductividad, entre otras.

Por ende, la única forma de diferenciarlos es a través de la actividad óptica, que las parejas de enantiómeros poseen. Cuando la sustancia no es ópticamente activa no hay cambios en el plano de vibración de la luz polarizada que se emite. Si la sustancia si presenta actividad óptica, se observa una rotación en diferentes ángulos, según el plano de vibración de la luz polarizada que se emite.

Cuando la rotación del plano de la luz es hacia la derecha, en el sentido de las agujas del reloj, la sustancia es dextrógira (+). Si el giro es hacia la izquierda, en el sentido contrario a las agujas del reloj, la sustancia es levógira (-)



Como los enantiómeros son siempre dos, se debe utilizar algún método para poder diferenciarlos. Por lo general, cada uno de ellos, presentará la designación R o S.

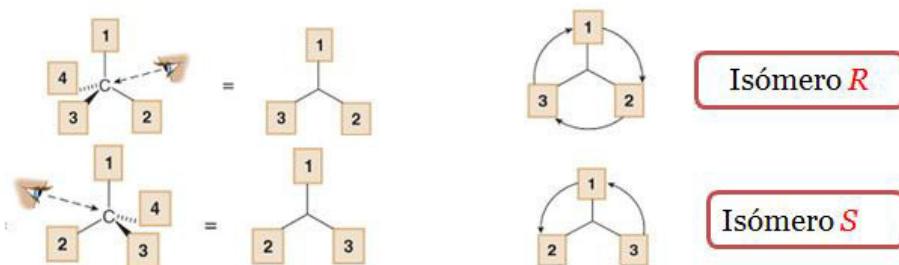
Para determinar cuándo un isómero será R o S, se deben utilizar las reglas de prioridad establecidas por Cahn, Ingold y Prelog.

Los pasos a seguir para poder determinar la designación son:

- Se debe clasificar los sustituyentes del estereocentro según la prioridad. Para ello, se deben ordenar los cuatro grupos sustituyentes del carbono quiral por orden decreciente del número atómico de los átomos enlazados a él. Es decir, a mayor número atómico, mayor es la prioridad del sustituyente.
- Si dos o más de estos átomos son iguales se recurre a considerar los átomos unidos a ellos con el mismo criterio de preferencia antes mencionado.
- En el caso, que la ambigüedad persista, se recurre a considerar el tipo de enlace que une a los átomos en cuestión, dándole preferencia al enlace triple, luego al enlace doble y finalmente, al enlace simple.
- Finalmente, cuando se ha establecido el orden correcto de prioridad, se debe orientar la molécula en el espacio. El tetraedro correspondiente al carbono quiral se debe orientar de manera tal que el sustituyente con la menor prioridad se encuentre en el vértice más alejado del observador.

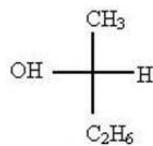
Si el orden de prioridad se hace en el sentido de las agujas del reloj, el carbono quiral recibe la denominación R, que significa rectus en latín.

En el caso, que el orden de prioridad sea en el sentido contrario a las agujas del reloj, la denominación del carbono quiral es S, que significa sinister en latín.

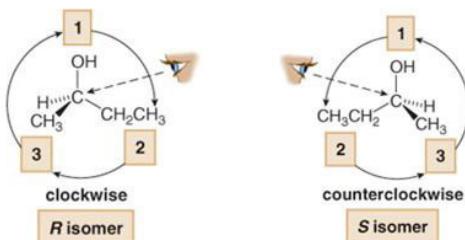


Por ejemplo, la denominación que presentan los enantiómeros de la molécula 2-butanol, se representa a continuación:

- En primera instancia, se debe escribir la fórmula semidesarrollada del compuesto.



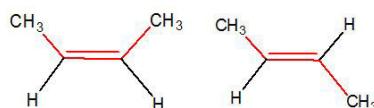
- Se debe asignar prioridad a los átomos correspondientes. Quién presenta la mayor prioridad es el OH, y quién menos, el H, por ende, el H debe estar lo más lejos del observador posible. El C_2H_6 es quién presenta la segunda prioridad y la tercera es el CH_3 .



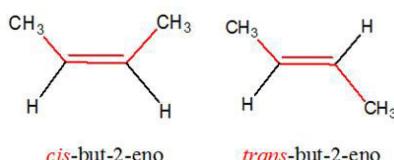
Por lo tanto, es posible encontrar el (R)-2-butanol, en donde, la rotación ocurre en el sentido de las agujas del reloj, y el (S)-2-butanol, donde la rotación ocurre en sentido contrario a las agujas del reloj.

11.4.2.2. LOS ISÓMEROS GEOMÉTRICOS O DIASTEROISÓMEROS

Corresponden a estereoisómeros en los cuales hay presente un enlace doble, en los cuales, solo hay una diferencia en la disposición espacial de los átomos que lo forman.



Cuando los átomos iguales del compuesto se encuentran en el mismo lado de la molécula, el isómero lleva el prefijo cis-, mientras que, si ambos átomos se encuentran en posiciones opuestas, el prefijo que se utiliza es trans-.



11.5. GRUPO FUNCIONAL

Un grupo funcional corresponde a un átomo o un grupo de átomos que están presentes en una molécula orgánica que determina las propiedades físicas y químicas que tiene el compuesto, por ejemplo, su estado físico o su solubilidad.

El principal responsable de la reactividad de una sustancia, es su grupo funcional, por ende, los compuestos que poseen el mismo grupo funcional, muestran las mismas propiedades.



Donde:

R = Estructura hidrocarbonada.

X = Grupo funcional

Algunas moléculas presentan más de un grupo funcional diferente en su estructuras, mientras que otras, pueden poseer el mismo grupo funcional repetido varias veces.

Los principales grupos funcionales, presentes en los compuestos orgánicos se presentan a continuación:

GRUPO FUNCIONAL	FÓRMULA	EJEMPLO
Halogenuros de alquilo	$R - X^*$	Cloroformo
Alcohol	$R - OH$	Bebidas alcohólicas
Aldehído	$R - CHO$	Aroma a almendras
Cetona	$R - CO - R''$	Acetona
Ácido carboxílico	$R - COOH$	Vinagre
Éter	$R - O - R''$	Perfumes, anestesia
Éster	$R - COO - R''$	Aroma a plátano
Amina	$R - NH_{x**}$	Olor a descomposición
Amida	$R - CO - NH_{x**}$	Proteínas del huevo

X^* = Depende del halógeno (Cl, Br, F, I)

x^{**} = Es un número que depende del tipo de amina que esté presente, entre 2, 1 y 0.

11.5.1. HALOGENUROS DE ALQUILO

Los halogenuros o haluros, corresponden a compuestos orgánicos, en donde una cadena hidrocarbonada, tiene en su estructura átomos de elementos pertenecientes al grupo VII, es decir, halógenos. Los elementos que forman halogenuros son cloro, yodo, bromo, flúor y astato.

11.5.1.1. NOMENCLATURA DE HALOGENUROS DE ALQUILO

Para nombrar halogenuros se debe elegir la cadena más larga, en la cual, se encuentre el átomo de halógeno, y numerarla de forma tal que el carbono en el que esté tenga la numeración más baja. Posteriormente, se debe indicar el número del carbono en el cual se encuentren, tal como si fuera un radical.

Por ejemplo, para nombrar el siguiente compuesto se debe tener en consideración que:



- Se debe elegir la cadena de carbonos más larga, que incluya al carbono que posee al halógeno. Cada vértice corresponde a un átomo de carbono. Posteriormente, se debe numerar la cadena de manera que el átomo donde está el halógeno tenga la numeración más baja.
- En el carbono 3 hay presente un átomo de flúor.
- En el átomo 4 hay un radical que posee dos átomos de carbono, que se denomina **etil**.
- La cadena más larga posee 6 átomos de carbono, y presenta solo enlaces simples por lo que es un alcano, cuyo nombre es **hexano**.

El compuesto se denomina **3 – flúor – 4 – etilhexano**.

11.5.2. ALCOHOLES

Los alcoholes son compuestos orgánicos que pueden considerarse como derivados del agua, ya que, uno de los hidrógenos de esta molécula ha sido reemplazado por una cadena hidrocarbonada, por ende, presentan en su estructura el grupo $-OH$, denominado grupo hidroxilo.

Su fórmula general es la siguiente: $R - OH$

La presencia del grupo $- OH$, hace que los alcoholes sean muy solubles en agua, dado que son capaces de formar puentes de hidrógeno entre ambas moléculas.

Mientras más pequeña sea la cadena carbonada presente en el alcohol, más soluble será, ya que, al aumentar el número de carbonos en la cadena, se dificulta la formación de puentes de hidrógeno, porque, la parte hidrofóbica, correspondiente a la cadena carbonada, prima, por sobre la parte hidrofílica, formada por el grupo $- OH$.

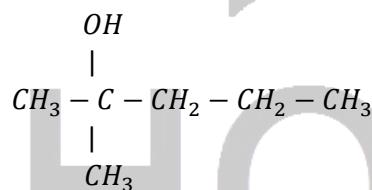
A partir de lo anterior, es que el principal uso de los alcoholes es como solventes en la preparación de pinturas, productos farmacéuticos y de otros compuestos.

11.5.2.1. NOMENCLATURA DE ALCOHOLES

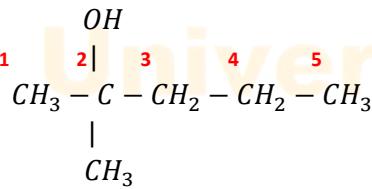
Para nombrar un alcohol, se debe tener presente que la cadena se debe nombrar como un derivado de un alcano, pero con terminación ***- ol***.

Por ende, en primer lugar, se debe elegir la cadena más larga de carbonos, que contenga al grupo hidroxilo. Posteriormente, se debe numerar la cadena, teniendo cuidado que el carbono en el cual se encuentra el grupo hidroxilo tenga la numeración más baja. Si hay ramificaciones, se deben nombrar por orden alfabético, indicando el número del carbono en el cual se encuentran. Finalmente, se debe indicar el número del carbono en el cual se encuentra el grupo hidroxilo, y nombrar la cadena según el número de carbonos que posea, agregando la terminación ***- ol***.

Por ejemplo, para nombrar el siguiente compuesto, se debe tener en consideración que:



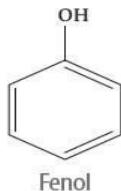
- En primer lugar, se debe elegir la cadena más larga que incluya al grupo hidroxilo, y debe numerarse, de forma tal, que el carbono en donde se encuentre posea la numeración más baja:



- En el carbono 2 hay una ramificación denominada metil.
- En el carbono 2 también se encuentra el grupo hidroxilo.
- La cadena más larga tiene cinco carbonos, por lo cual, presenta prefijo *pent* –
- Corresponde a un alcohol por ende, tiene terminación ***- ol***

El nombre de esta cadena es **2 – metil – 2 – pentanol**.

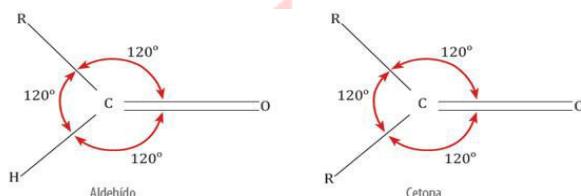
Cuando un hidrógeno presente en un anillo aromático ha sido sustituido por un grupo hidroxilo, se forman los fenoles.



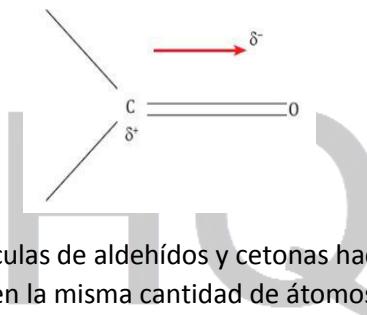
Los fenoles, se nombran al igual que los alcoholes, agregando la terminación –OL, al hidrocarburo al cual se encuentran unido, siguiendo las normas antes analizadas.

11.5.3. ALDEHÍDOS Y CETONAS

Los aldehídos y las cetonas son compuestos orgánicos que poseen en su estructura el grupo carbonilo, formado por un carbono unido a través de un doble enlace a un átomo de oxígeno ($C=O$)



La estructura del grupo carbonilo, lo hace muy reactivo, dado que el oxígeno que lo forma tiene dos pares de electrones libres, y, es más electronegativo que el carbono, lo que provoca la polaridad del grupo, generándose un dipolo, en donde la carga parcial positiva se encuentra sobre el carbono, y la negativa sobre el átomo de oxígeno.

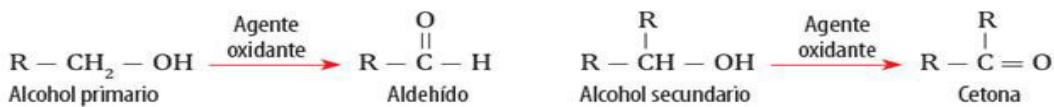


La presencia de estos dipolos entre moléculas de aldehídos y cetonas hace que sus puntos de ebullición sean mayores que los hidrocarburos que poseen la misma cantidad de átomos de carbono, pero son menores que los alcoholes de iguales características, dado que no se producen interacciones por puentes de hidrógeno entre ellos.

Sin embargo, si es posible que con las moléculas de agua formen puentes de hidrógeno, lo cual explica la solubilidad de aldehídos y cetonas de cadenas cortas de carbono en este compuesto, además de otros disolventes de naturaleza polar.

Los aldehídos se asocian principalmente a las esencias que presentan compuestos naturales, como la vainilla, las almendras o las uvas. Mientras, que las cetonas tienen múltiples usos.

Los aldehídos y las cetonas se obtienen mediante la oxidación suave y controlada de alcoholos.

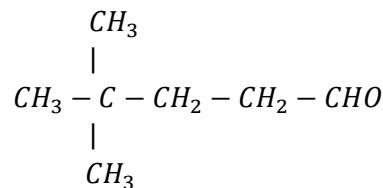


11.5.3.1. NOMENCLATURA DE ALDEHIDOS

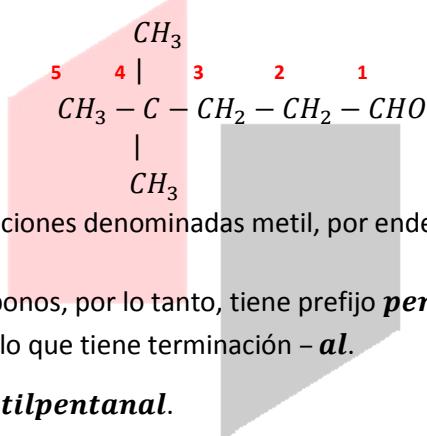
Para nombrar un aldehido, se debe tener el presente la cadena de carbonos más larga en la cual se encuentre el grupo carbonilo, y se debe añadir al final la terminación –**al**. Debido a que los aldehídos derivan de la

oxidación de un alcohol primario, el grupo carbonilo siempre se encontrará en el carbono número 1. En el caso, que haya presentes en la cadena ramificaciones, se debe indicar el carbono en el cual se encuentran, y se deben ordenar alfabéticamente.

Por ejemplo, para nombrar el siguiente compuesto se debe tener en consideración, lo siguiente:



- En primer lugar, se debe elegir la cadena más larga, que incluya al grupo carbonilo, y se debe numerar la cadena partiendo siempre del carbono del carbonilo.



- En el carbono 4 hay dos ramificaciones denominadas metil, por ende, se usa el prefijo **di** – para nombrar a ambas.
- La cadena más larga tiene 5 carbonos, por lo tanto, tiene prefijo **pent** –
- Corresponde a un aldehído, por lo que tiene terminación –**al**.

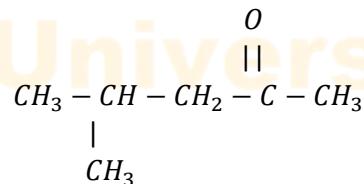
El compuesto se denomina **4,4 – dimetilpentanal**.

En el caso de las cetonas, para nombrarlas, se pueden usar dos métodos:

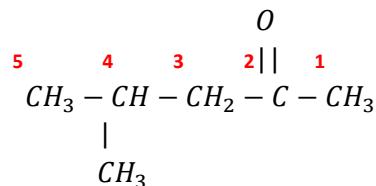
11.5.3.2. NOMENCLATURA DE CETONAS

La primera forma, consiste en elegir la cadena más larga, en la cual se encuentre el grupo carbonilo, y posteriormente numerarla, teniendo presente que el carbono en que se esté el grupo funcional debe tener la numeración más baja. La cadena más larga se nombra agregando la terminación – **ona**. En el caso que la cadena presente ramificaciones, se deben nombrar indicando el número del carbono en el cual se encontraban.

Por ejemplo, el siguiente compuesto se debe nombrar teniendo presente lo siguiente:



- En primer lugar, debe elegir la cadena más larga de carbonos que incluyan al grupo carbonilo, y posteriormente, se debe numerar considerando que el grupo funcional debe tener la numeración más baja.



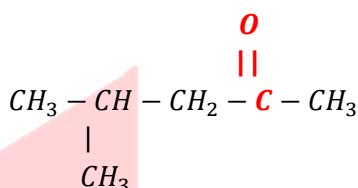
- En el carbono 4 hay presente una ramificación correspondiente a un metil
- El grupo carbonilo se encuentran en el carbono 2

- La cadena principal tiene 5 carbonos, por ende, el prefijo que se debe usar es **pent** –
- Es una cetona, por ende, tiene terminación – **ona**

El nombre del compuesto es **4 – metil – 2 – pentanona**.

La segunda manera, forma consiste en aislar el grupo carbonilo, que puede estar presente en cualquier lugar de la cadena, de forma tal, que se distinguen dos radicales, que se nombrar según la cantidad de átomos de carbonos que poseen, y finalmente, se agrega la terminación **cetona**.

Por ejemplo, en la siguiente molécula se distingue que:

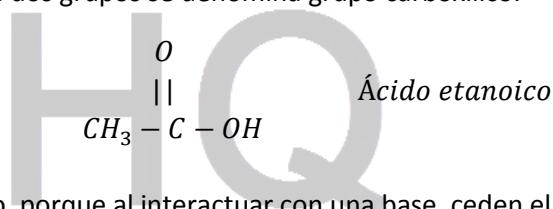


- El grupo carbonilo, divide la molécula en dos radicales, el primero tiene un átomo de carbono, por lo cual se denomina **metil**, y el segundo tiene 4 átomos de carbono, y corresponde al sustituyente **isobutil**.
- Corresponde a una cetona por lo que su terminación es **cetona**

El compuesto se denomina **metil – isobutil – cetona**.

11.5.4. ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Los ácidos carboxílicos son compuestos orgánicos que posee un grupo hidroxilo unido al carbono de un grupo carbonilo, por ende, su representación general es **R – COOH**, donde R, corresponde a una cadena hidrocarbonada. La combinación de estos dos grupos se denomina grupo carboxílico.



Se dice que tienen comportamiento ácido, porque al interactuar con una base, ceden el hidrógeno que forma parte del grupo hidroxilo.

El grupo carboxílico le otorga a la molécula carácter polar, debido a la polaridad del grupo carbonilo, y la capacidad del grupo hidroxilo de formar puente de hidrógeno entre las moléculas de ácidos carboxílicos y las de agua, lo que hace que sean *muy solubles*.

A medida que aumenta el número de carbonos de la cadena del ácido carboxílico, la solubilidad va disminuyendo.

La presencia de estos puentes de hidrógeno hace que los ácidos carboxílicos tengan puntos de ebullición muy elevados. Los ácidos carboxílicos de cadena corta, por lo general son líquidos de olor fuerte y desagradable, mientras que, los ácidos carboxílicos con mayor número de carbono, son sólidos y presentan aspecto viscoso.

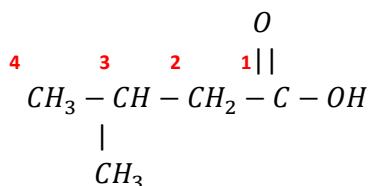
Los ácidos carboxílicos, tienen múltiples usos, por lo cual, se pueden encontrar tanto en compuestos animales como vegetales.

11.5.4.1. NOMENCLATURA DE ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Para nombrar un ácido carboxílico se debe tener presente que como se obtienen por oxidación de un aldehído, el grupo funcional siempre se encontrará en uno de los extremos de la cadena. Cuando esté presente la

función carboxílica en la cadena, en primer lugar se debe anteponer la palabra ÁCIDO, luego, se debe indicar la cantidad de átomos de carbonos que posee la cadena y añadir la terminación –OICO. Cuando hay presente ramificaciones, se debe numerar la cadena partiendo del extremo en el cual se encuentre el grupo funcional, para posteriormente indicar el número del carbono en el cual cada una de ellas se encuentra.

Por ejemplo, para nombrar el siguiente compuesto, se debe considerar que:

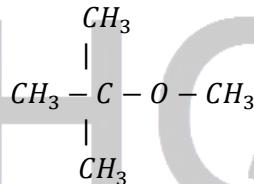


- Se debe elegir la cadena más larga que incluya al grupo funcional, y se debe numerar teniendo presente que el carbono donde esté el grupo carboxílico debe tener el número uno.
- Corresponde a un ácido carboxílico, por ende, se debe iniciar con la palabra **ácido**
- En el carbono 3, hay presente una ramificación denominada **metil**
- La cadena principal tiene 4 átomos de carbono, por lo que el prefijo es **but** –, y la terminación que se agrega es – **oico**

El compuesto corresponde a **ácido – 3 – metilbutanoico**.

11.5.5. ÉTERES

Los éteres son compuestos orgánicos considerados como derivados de los alcoholes, en los cuales el hidrógeno del grupo hidroxilo, ha sido reemplazo por un grupo alquilo, es decir, una cadena de carbonos. Por lo tanto, en los éteres es posible encontrar el grupo funcional $R - O - R'$, en donde los grupos alquilos, no siempre serán iguales.



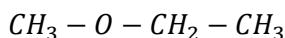
Como no pueden formar puentes de hidrógeno por su estructura, los éteres presentan puntos de fusión y ebullición muy similares a los hidrocarburos que presentan igual masa molecular, sin embargo, son más bajos que los alcoholes de igual masa.

Son muy poco reactivos, y es posible encontrarlos en forma sólida, líquida y gaseosa, por lo cual, tienen múltiples usos. Por ejemplo, se utilizan como anestésicos locales, como disolventes de sustancias orgánicas como aceites o grasas, y como pegamentos.

11.5.5.1. NOMENCLATURA DE ÉTERES

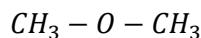
Para nombrar los éteres, se deben los radicales que están unidos al átomo de oxígeno por orden alfabético, y añadir posteriormente, la terminación – **éter**.

Por ejemplo, para nombrar la siguiente cadena, se debe tener en consideración, lo siguiente:



- El primer radical se llama **metil**.
- El segundo radical se denomina **etil**.
- Corresponde a un éter.

Por lo tanto, el nombre del compuesto es **etilmetiléter**.

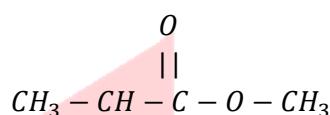


- En este caso ambas cadenas son metil, por ende se usa el prefijo **di** –
- Corresponde a un éter.

El compuesto se llama **dimetiléter**.

11.5.6. ÉSTERES

Los ésteres corresponden a compuestos orgánicos, que se dice, son derivados de ácidos carboxílicos, ya que el átomo de hidrógeno del grupo carboxílico, ha sido reemplazado por un grupo alquilo, es decir, una cadena hidrocarbonada. Por lo tanto, su fórmula general se representa por $R - COO - R''$.



Por la estructura que poseen, los ésteres tienen puntos de fusión y ebullición más bajos que los ácidos carboxílicos de los cuales derivan. Además, mientras menor sea su masa molar serán más solubles en agua, mientras que a medida que la masa molecular aumenta, se hacen más insolubles.

Los ésteres son los compuestos responsables de los olores, principalmente en frutas, verduras y perfumes.

11.5.6.1. NOMENCLATURA DE ÉSTERES

Para nombrar un éster se debe considerar al grupo ***-COO*** como un cortador de la cadena principal, con lo cual, se tendrán dos radicales.

El radical en donde se encuentre el carbono del grupo ***-COO***, tendrá terminación ***-ato***. Mientras que la otra cadena, tendrá terminación ***-ilo***. Cada cadena se nombrará según la cantidad de átomos de carbono que posea. La preposición ***de*** une ambas cadenas.

Para nombrar el compuesto mostrado más arriba como ejemplo, se debe tener en consideración, lo siguiente:

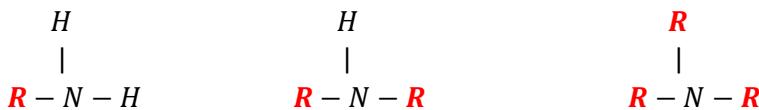
- En primer lugar, se debe cortar la cadena, para distinguir los radicales que en ella se encuentran.
- La primera cadena tiene tres átomos de carbono por lo tanto, el prefijo es ***prop* –**, además en ella se encuentra el grupo ***-COO***, por ende, tiene terminación ***-ato***.
- La segunda cadena tiene un carbono por ende, el prefijo que posee es ***met* –** y su terminación es ***-ilo***.

El compuesto se denomina **propanoato de metilo**.

11.5.7. AMINAS

Las aminas corresponden a compuestos orgánicos derivados del amoníaco (NH_3), en donde un átomo de hidrógeno ha sido reemplazado por una cadena de carbonos. Por ende, la representación de este grupo es $-NH_x$.

Según el número de átomos de hidrógeno que han sido reemplazados, se pueden distinguir aminas primarias, secundarias o terciarias.



*Amina primaria**Amina secundaria**Amina tercearia*

Las aminas primarias y secundarias son compuestos polares, por ende, son capaces de formar puentes de hidrógeno entre sí y también con el agua, por lo tanto, son solubles en ella. Cuando la cantidad de átomos de carbono empieza a aumentar disminuye la solubilidad.

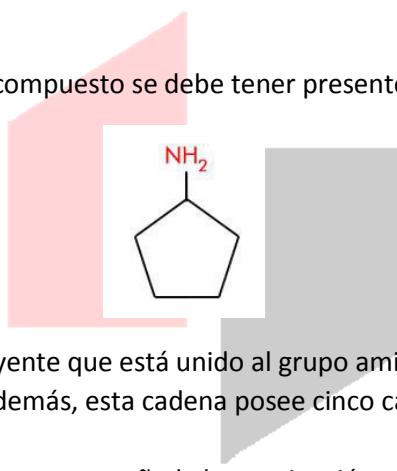
Además, las aminas primarias y secundarias tienen puntos de ebullición menores que los alcoholes, pero mayores que los éteres de igual masa molecular.

Las aminas están presentes en la naturaleza, en las proteínas, en la urea, y también en algunas plantas.

11.5.7.1. NOMENCLATURA DE AMINAS

Para nombrar una amina, se debe tener en consideración los sustituyentes que están presentes en la cadena, y al final añadir la terminación – **amina**.

Por ejemplo, para nombrar el siguiente compuesto se debe tener presente que:



- En primer lugar, el único sustituyente que está unido al grupo amina es una cadena cerrada, por ende, se antepone la palabra **ciclo**. Además, esta cadena posee cinco carbonos, por ende, el prefijo que se utiliza es **pent** –.
- Corresponde a una amina, por lo tanto, se añade la terminación **amina**.

El compuesto se llama **ciclopentanamina**.

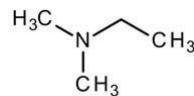
Otro ejemplo, se puede visualizar a continuación:



- En este compuesto, hay presente dos sustituyentes unidos al grupo amina. Ambos tienen un átomo de carbono, por lo tanto, se denominan **metil**. Como son dos, se nombran con el prefijo **di** –.
- Corresponde a una amina, por lo tanto, su terminación es – **amina**.

El compuesto se denomina **dimetilamina**.

Finalmente, en el ejemplo que a continuación se presenta, se tiene que:



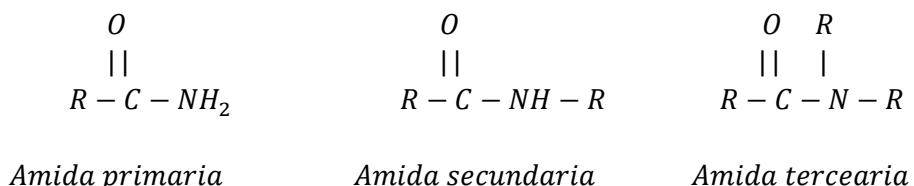
- La amina está unida a tres sustituyentes. Uno de ellos, tiene dos carbonos, por lo tanto, corresponde a un **etil**. Los otros dos sustituyentes tienen un carbono, por ende, se denominan **metil**.
- Es una amina, por lo que la terminación que se usa es – **amina**.

Este compuesto se llama **dimetiletilamina**.

11.5.8. AMIDAS

Las amidas corresponden a compuestos orgánicos, que son derivados de los ácidos carboxílicos, ya que, el grupo hidroxilo, ha sido reemplazado por un grupo amina, $-NH_x$. La combinación de ambos grupos se denomina grupo amida, y su fórmula general es $R - CO - NH_x$.

Dependiendo del grado de saturación de las amidas, se distinguen las amidas primarias, secundarias y terciarias.

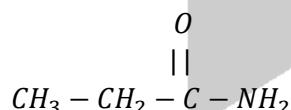


Las amidas son compuestos que se encuentran comúnmente en la naturaleza, ya que, se encuentran en sustancias como los aminoácidos, las proteínas, el ADN, el ARN, hormonas y vitaminas.

11.5.8.1. NOMENCLATURA DE AMIDAS

Para nombrar las amidas, se debe elegir la cadena principal en la cual se encuentra, y cambiar la terminación **-oico** del ácido del cual deriva, reemplazándola por la terminación **-amida**.

Por ejemplo, para nombrar el siguiente compuesto, se debe tener en consideración que:

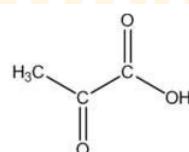


- En primer lugar, la cadena está formada por tres átomos de carbono, por lo cual, el prefijo que se utiliza es **prop** –
- Corresponde a una amida, por lo tanto, la terminación usada es **-amida**

El compuesto se llama **propanamida**.

11.5.9. NOMENCLATURA DE GRUPOS FUNCIONALES SIMULTÁNEOS

Los compuestos polifuncionales son compuestos que presentan en su estructura más de un grupo funcional. Debido a esto, las propiedades de un compuesto polifuncional no se pueden predecir.



Las características del compuesto orgánico dependen de cuál de los grupos funcionales tiene mayor “fuerza química”, es decir, de cuál de los grupos funcionales tenga mayor prioridad.

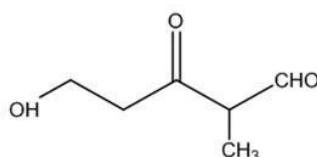
A continuación, se presenta una tabla, en donde se muestra la prioridad que tienen los distintos grupos funcionales:

Tabla con la jerarquía de distintos grupos funcionales.

Grupo funcional	Nombre sustituyente	Fórmula general	Sufijo de función
Ácido carboxílico	Carboxi	R – COOH	-oico
Éster	Oxicarbonil	R – COO – R'	-oato
Amida	Carbamoil	R – COO – NH ₂	-amida
Nitrilo	Ciano	R – COO≡N	-nitrilo
Aldehido	Formil	R – CHO	-al
Cetona	Oxo	R – CO – R'	-ona
Alcohol	Hidroxi	R – OH	-ol
Amina	Amino	R – NH ₂	-amina
Éter	Alcoxi	R – O – R'	-éter (oxi)
Alqueno	Enil	R= R'	-eno
Alquino	Inil	R≡R'	-ino
Halógeno	Nombre del haluro	R – X	-

Para nombrar un compuesto polifuncional, en primer lugar, se debe identificar cual es el grupo funcional de mayor prioridad, y se utilizará el sufijo correspondiente. Los demás grupos se nombran, con los prefijos correspondientes, que se indican alfabéticamente, e indicando el número del carbono donde está ubicado.

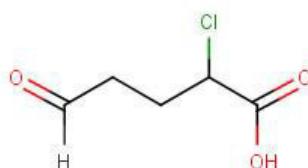
Por ejemplo, para nombrar el siguiente compuesto se debe tener presente que:



- Se debe identificar los grupos funcionales presentes en el compuesto: alcohol, cetona y aldehído.
- La prioridad entre los tres grupos funcionales presentes es del aldehído.
- La cadena se debe numerar, se forma tal, que el grupo aldehído presente la numeración más baja.
- En el carbono 2 hay presente un grupo **metil**.
- En el carbono 3 está presente el grupo cetona, cuyo sufijo como radical es **oxo**.
- En el carbono 5 hay presente un alcohol, cuyo sufijo como radical es **hidroxi**.
- La cadena principal tiene 5 carbonos por lo cual, el prefijo usado para nombrar la cadena es **pent** – y como la prioridad es el aldehído, la terminación de la cadena es – **al**.

El nombre del compuesto es **5 – hidroxi – 2 – metil – 3 – oxopentanal**.

Para nombrar, el siguiente compuesto, se debe tener presente:



- Los grupos funcionales presentes son un aldehído, un ácido carboxílico y un halogenuro.
- La prioridad la tiene el ácido carboxílico, por lo tanto, la cadena debe ser numerada partiendo desde el extremo donde está el grupo carboxílico.
- En el carbono 2 hay un halogenuro, correspondiente a **cloro**.

- En el carbono 5 hay un aldehído, cuyo sufijo como sustituyente es **formil**.
- La cadena principal tiene 5 átomos de carbonos, por ende, el prefijo usado es **pent** –. Como la prioridad la presente un ácido carboxílico, se antepone la palabra **ácido**, y a la cadena se le agrega la terminación – **oico**.

El compuesto se llama **ácido 2 – cloro – 5 – formilpentanoico**.

11.6. TIPOS DE REACCIONES ORGÁNICAS

Según el cambio estructural que se producen en los reactantes que están llevando a cabo una reacción orgánica, es posible distinguir reacciones de adición,, de eliminación, hidrogenación, esterificación y de sustitución.

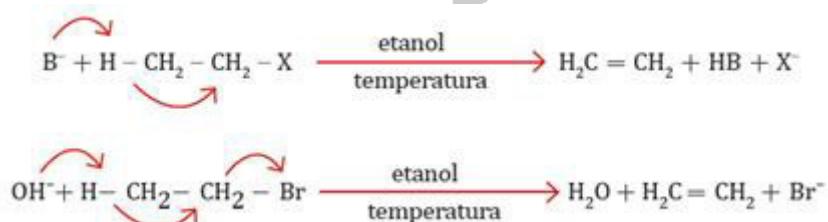
11.6.1. REACCIÓN DE SUSTITUCIÓN:

Las reacciones de sustitución son aquellas en donde un átomo o un grupo de átomos del sustrato son sustituidos por un átomo o grupo de átomos del reactivo.



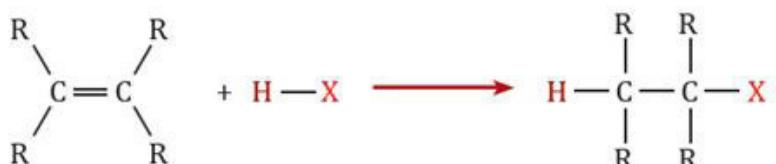
11.6.2. REACCIÓN DE ELIMINACIÓN:

Las reacciones de eliminación, corresponden a aquellas en donde el sustrato disminuye la cantidad de sustituyentes, eliminando moléculas pequeñas, como H_2O , H_2 , HCl , entre otras, obteniéndose un compuesto de menor masa molecular.



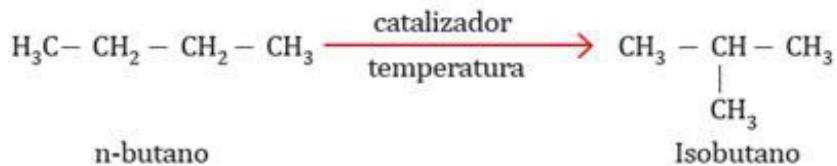
11.6.3. REACCIÓN DE ADICIÓN:

Las reacciones de adición, son opuestas a las reacciones de eliminación, dándose mayormente en aquellas moléculas que presentan enlaces múltiples, generándose a partir del rompimiento de un enlace doble o triple, compuestos con enlaces simples en su estructura, uniéndose a ellos otros átomos o grupos de átomos, adicionándose un sustituyente al sustrato.



11.6.4. REACCIÓN DE TRASPOSICIÓN:

Las reacciones de reordenamiento, se producen cuando los sustituyentes que se encuentran en un determinado compuesto cambian de posición. También reciben el nombre de reacciones de transposición.



11.6.5. REACCIÓN DE COMBUSTIÓN:

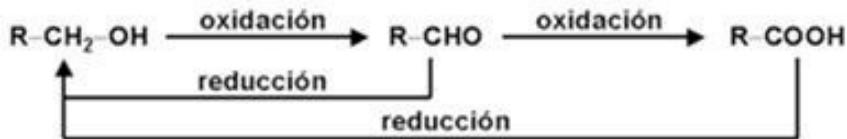
Las reacciones de combustión, corresponden a reacciones redox, donde ocurre una oxidación violenta en atmósfera presente de oxígeno, donde se produce gran desprendimiento de luz y calor.



11.6.6. REACCIÓN DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN:

También, hay reacciones redox en las cuales no hay una ruptura de la cadena, siendo reacciones más suaves.

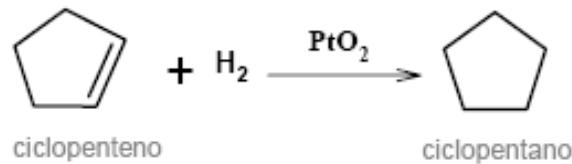
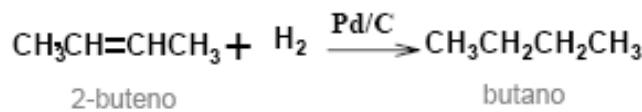
Estas reciben el nombre de oxidación y reducción. Como se puede apreciar en la imagen:



11.6.7. REACCIÓN DE HIDROGENACIÓN:

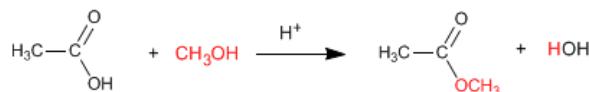
La hidrogenación es la adición de hidrógeno al doble enlace para formar alkanos.

Platino y paladio son los catalizadores más comúnmente usados en la hidrogenación de alquenos. El paladio se emplea en forma de polvo absorbido en carbón (Pd/C). El platino se emplea como PtO₂ (Catalizador de Adams).



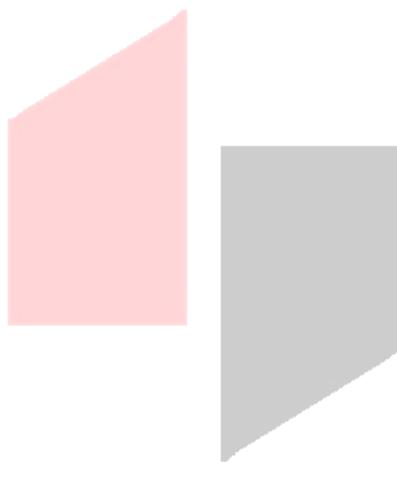
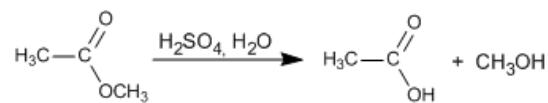
11.6.8. REACCIÓN DE ESTERIFICACIÓN:

Los ésteres se obtienen por reacción de ácidos carboxílicos y alcohol en presencia de ácidos minerales. La reacción se realiza en exceso de alcohol para desplazar los equilibrios a la derecha. La presencia de agua es perjudicial puesto que hidroliza el éster formado.



11.6.9. REACCIÓN DE HIDRÓLISIS

Los ésteres se hidrolizan formando ácidos carboxílicos y alcoholes cuando se les calienta en medios ácidos o básicos. La hidrólisis de los ésteres es la reacción inversa a la esterificación.



HQ

Apoyo Universitario

ANEXO 1 - TABLA DE VALENCIAS QUÍMICAS

METALES			NO METALES								
Nombre	Símbolo	Valencias		Nombre	Símbolo	Valencias					
		oso	ico			hip	oso	ico	per	uro	
Litio	Li	1	Hidrógeno	H			1			-1	
Sodio	Na		Flúor	F						-1	
Potasio	K		Cloro	Cl	1	3	5	7	-1		
Rubidio	Rb		Bromo	Br							
Cesio	Cs		Yodo	I							
Francio	Fr	2	Oxígeno	O			-2			-1	
Plata	Ag		Azufre	S	2	4	6				
Amonio *	NH ₄ ⁺		Selenio	Se						-2	
Cobre	Cu	2	Telurio	Te							
Mercurio	Hg		Nitrógeno	N	1	3	2***	5	4***	-3	
Berilio	Be		Fósforo	P	3	5	3				
Magnesio	Mg		Arsénico	As							
Calcio	Ca		Antimonio	Sb							
Estroncio	Sr	3	Boro	B			3				
Bario	Ba		Bismuto	Bi	3		5				
Radio	Ra		Carbono	C	2		4			-4	
Cinc	Zn		Silicio	Si			4			-4	
Cadmio	Cd		Manganeso **	Mn	4		6	7			
Oro	Au	1	Cromo **	Cr	6						
Cromo	Cr	2	Molibdeno	Mo							
Manganeso	Mn		Wolframio	W							
Hierro	Fe	4									
Cobalto	Co										
Niquel	Ni										
Aluminio	Al										
Estaño	Sn	2									
Plomo	Pb										
Platino	Pt										

* Aunque el ion amonio no es un elemento, se coloca aquí por su gran cantidad de apariciones en los compuestos.

** Estos elementos tienen las características de poder actuar como metales y no metales, aquí se indican sus valencias correspondientes en cada caso.

*** Estas dos valencias son para el monóxido y dióxido de nitrógeno respectivamente.

ANEXO 2 - FORMULAS DE QUÍMICA PARA MEDICINA

Masa Atómica Promedio	$A = \frac{\sum A_i \cdot x_i}{100} = \frac{A_1 \cdot x_1 + A_2 \cdot x_2}{100}$
Composición porcentual	$C\% = \frac{m_e}{m_T} \cdot 100$
Número de moles	$n_s = \frac{m_s}{PM}$
Densidad	$\delta = \frac{m_T}{V_T}$
Porcentaje peso, volumen	$\% p/p = \frac{m_s}{m_T} \cdot 100 \quad \% p/V = \frac{m_s}{V_T} \cdot 100 \quad \% V/V = \frac{V_s}{V_T} \cdot 100$
Molaridad	$M = \frac{n_s}{V_T}$
Normalidad	$N = \frac{n_{eq}}{V_T} \quad N = M \cdot z$
Número de equivalentes	$n_{eq} = \frac{m_s}{P_{eq}} \quad n_{eq} = n \cdot z$
Peso Equivalente	$P_{eq} = \frac{PM}{z}$
Molalidad	$m = \frac{n_s}{M_d} \quad m_T = m_s + m_d$
Fracción molar	$X_s = \frac{n_s}{n_T} \quad n_T = n_s + n_d$
Partes por millón	$ppm = \frac{m_s}{m_T} \cdot 10^6$
Dilución	$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$
Mezclas de soluciones	$M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 = M_T \cdot V_T$
Presión de vapor	$P_v = P^\circ v \cdot X_d$
Aumento ebulloscópico	$\Delta T_b = n \cdot K_b \cdot m$
Descenso crioscópico	$\Delta T_c = n \cdot K_c \cdot m$
Presión osmótica	$\pi = n \cdot M \cdot R \cdot T$
PH	$pH = -\log[H^+] \quad pOH = -\log[OH^-] \quad pH + pOH = 14$
Equilibrio químico	$K_a = \frac{x^2}{c_o - x} \quad [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$
Soluciones Buffer	$K_a = \frac{C_{os} \cdot x}{C_o} \quad K_a = \frac{(C_{os} + a) \cdot x}{(C_o - a)}$

ANEXO 3 - TABLA PERIODICA

Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	71 Lr
141.12	140.91	144.24	(144.91)	150.36	151.96	157.25	158.93	162.50	164.93	167.26	168.93	173.04	174.97	(262.11)
90	91	92	U	Np	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
232.04	231.04	238.03	(237.05)	(244.06)	(243.06)	(247.07)	(247.07)	(251.08)	(252.08)	(257.10)	(258.10)	(259.10)	(260.10)	(262.11)

Datos: IUPAC

TRABAJO PRACTICO 01 - ESTRUCTURAS ATOMICAS – PROPIEDADES PERIODICAS

1.

- a) Define afinidad electrónica.
- b) ¿Qué criterio se sigue para ordenar los elementos en la tabla periódica?
- c) Justifica cómo varía la energía de ionización a lo largo de un periodo.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/51>

2. Dadas las configuraciones electrónicas para átomos neutros:



Explica cada una de las siguientes afirmaciones e indica si alguna de ellas es falsa:

- a) La configuración M corresponde a una átomo de sodio.
- b) M y N representan elementos diferentes
- c) Para pasar de la configuración M a la N, se necesita energía.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/52>

3. El último electrón que completa la configuración electrónica, en su estado fundamental, de un átomo del elemento A del Sistema Periódico tiene como números cuánticos $n = 3, l = 2$.

El último electrón que completa la configuración electrónica, en su estado fundamental, de un átomo B del Sistema Periódico tiene como números cuánticos $n = 4$ y $l = 1$.

- a) Indica, razonadamente, entre qué valores está comprendido el número atómico del elemento A y el del elemento B.
- b) Indica, razonadamente, el elemento más electronegativo.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/53>

4. Indica los valores posibles de los números cuánticos n, l, m y s para un electrón situado en un orbital $4f$.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/54>

5.

- a) Las siguientes configuraciones electrónicas de átomos en su estado fundamental son incorrectas, indica por qué: (i) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$; (ii) $1s^2 2s^1 2p^6 3s^2$; (iii) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$; (iv) $1s^3 2s^2 2p^4$.
- b) Ordena los siguientes cationes en orden creciente de radio atómico: Be^{+2} , Li^+ , Na^+ y K^+ . Razona tu respuesta.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/55>

6.

- a) Escribe las configuraciones electrónicas externas características de los metales alcalinotérreos y de los halógenos. Pon un ejemplo de cada uno.
- b) ¿Quién presenta mayor afinidad electrónica, los metales alcalinos o los alcalinotérreos?
- c) Define potencial de ionización (energía de ionización). Indica y justifica que elemento del sistema periódico tiene la mayor energía de ionización.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/56>

7. Para los tres elementos siguientes, el número atómico es 19, 35 y 54; indica de forma razonada:

- a) El elemento y su configuración electrónica.
- b) Grupo y período del sistema periódico al cual pertenece.
- c) El elemento que tiene menor potencial de ionización.
- d) El estado de oxidación más probable en cada caso.
- e) Configuración electrónica de los iones resultantes en el apartado anterior.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/57>

8. Un átomo tiene la configuración electrónica siguiente: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$; ¿cuáles serán los números cuánticos de su electrón más externo?

Justifica la veracidad o la falsedad de las afirmaciones siguientes sobre el átomo anterior y su configuración electrónica:

- a) Se encuentra en su estado fundamental.
- b) Pertenece al grupo de los elementos alcalinos.
- c) Es del quinto período del sistema periódico.
- d) Formará preferentemente compuestos con enlace covalente.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/58>

9. Supongamos cuatro elementos del Sistema Periódico, A, B, C y D, cuyos cuatro números atómicos son 37, 38, 53 y 54, respectivamente.

- a) Escribe sus configuraciones electrónicas.
- b) ¿A qué grupo y período pertenece cada elemento?
- c) Señala y justifica cuál de los elementos presenta mayor afinidad electrónica.
- d) Razona que tipo de enlace se establecerá entre A y C.
- e) ¿Qué elemento presenta mayor radio atómico?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/59>

10.

- a) Ordena de mayor a menor radio iónico, justificando la respuesta, los siguientes iones: Be^{+2} , Li^+ , F^- , N^{-3} .
- b) Ordena de mayor a menor potencial de ionización, justificando la respuesta, los elementos de los que estos iones proceden.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/60>

11. Indica razonadamente si son ciertas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones:

- a) Dos iones de carga +1 de los isótopos 23 y 24 del sodio ($Z = 11$) tienen el mismo comportamiento químico.
- b) El ion de carga -2 del isótopo 16 del oxígeno ($Z = 8$) presenta la misma reactividad que el ion de carga -1 del isótopo 18 del oxígeno.
- c) La masa atómica aproximada del cloro 35,5, siendo este un valor promedio ponderado entre las masas de los isótopos 35 y 37, de porcentajes de abundancia 75% y 25%, respectivamente.
- d) Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/61>

12.

- a) Escribe las configuraciones electrónicas en el estado fundamental de N , Br , Fe y Fe^{+2} .
- b) Si arrancamos un electrón a cada una de las siguientes especies: He , Li^+ y Be^{+2} ¿la energía para realizar el proceso será la misma en los tres casos? Razona la respuesta.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/62>

13. En la misma columna del Sistema Periódico se encuentran los siguientes elementos, colocados por orden creciente de número atómico: flúor, cloro, bromo. El número atómico del flúor es 9.

- a) Escribe la configuración electrónica de los tres elementos.
- b) Razona cuál de ellos es más electronegativo.
- c) Explica el ion que tiene más tendencia a formar cada uno de ellos.
- d) Explica si cada ion es mayor o menor que el átomo del que procede.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/63>

14. Los átomos neutros X , Y , Z tienen las siguientes configuraciones:

$$X = 1s^2 2s^2 2p^1; Y = 1s^2 2s^2 2p^5; Z = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$$

- a) Indica el grupo y el período en el que se encuentran.
- b) Ordénalos razonadamente, de menor a mayor electronegatividad.
- c) ¿Cuál es el de mayor energía de ionización?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/64>

15. Para cada uno de los siguientes apartados, indica el nombre, símbolo, número atómico y configuración electrónica del elemento de peso atómico más bajo que tenga:

- a) Un electrón d
- b) Dos electrones p
- c) diez electrones d
- d) un orbital s completo

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/65>

16. Sean A, B, C y D cuatro elementos del Sistema Periódico de números atómicos 20, 35, 38 y 56, respectivamente:

- a) Define afinidad electrónica y electronegatividad.
- b) Ordena razonadamente A, B, C y D de mayor a menor electronegatividad.
- c) Ordena razonadamente A, B, C y d de mayor a menor afinidad electrónica.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/66>

17. Escribe las configuraciones electrónicas del Ca , Na , S y Br .

- a) Justifica a partir de la configuración de su última capa cuáles de estos iones es probable que se formen y cuáles no: Ca^{+2} , Na^+ , S^{-2} , Br^{-2}
- b) Explica qué especie tendrá un radio mayor: S o S^{-2} ¿y en el caso de Ca y Ca^{+2} ?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/67>

18. Los elementos A, B, C están situados en el tercer período de la tabla periódica, y tienen, respectivamente, 2, 4 y 7 electrones de valencia.

- Indica la configuración electrónica de cada uno de ellos, y justifica a qué grupo pertenecen.
- Justifica qué compuesto será posible esperar que formen los elementos A y C, y qué tipo de enlace presentaría.
- Haz lo mismo que en el apartado b) para los elementos B y C.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/68>

19. Considera las configuraciones electrónicas en el estado fundamental: a) $1s^2 2s^2 2p^7$; b) $1s^2 2s^3$; c) $1s^2 2s^2 2p^5$; e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$:

- Razona cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli
- Deduce el estado de oxidación más probable de los elementos cuya configuración sea correcta.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/69>

20. El número atómico del estroncio es 38.

- Escribe la configuración electrónica de un átomo de estroncio en estado fundamental.
- Explica el ion que tiene tendencia a formar.
- Compara el tamaño del átomo con el del ion. Explica cuál tiene mayor radio.
- Explica si el potencial de ionización del estroncio es mayor o menor que el del calcio.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/70>

21. Los elementos A, B, C y D tienen los siguientes números atómicos: 11, 15, 16 y 25. Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Indica el ion más estable que puede formar cada uno de los elementos anteriores.
- Escribe la estequiometría que presentarán los compuestos más estables que formen A con C, B con D y B con C.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/71>

22.

- Indica el nombre, el símbolo y la configuración electrónica de los elementos de números atómicos 12, 15, 17 y 37.
- ¿Cuántos electrones despareados tiene cada uno de esos elementos en su estado fundamental?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/72>

23.

- Nombra los números cuánticos necesarios para caracterizar los electrones en los átomos. Indica su significado y posibles valores.
- Contesta a las siguientes cuestiones relativas a un elemento con $Z = 7$ y $A = 14$:
 - Número de protones, neutrones y electrones.
 - Configuración electrónica y número de electrones despareados en su estado fundamental.
 - Número máximo de electrones para los que: $m = 0, n = 2, l = 1$.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/73>

24. El número de protones de los núcleos de 5 elementos es:

Elemento	A	B	C	D	E
Protones	2	1	9	1	1
	1		2		3

Indica, explicando y justificando la respuesta, la letra del elemento que:

- a) Es un gas noble.
- b) Es el elemento más electronegativo.
- c) Es un metal alcalino.
- d) Forma un nitrato de fórmula $X(NO_3)_2$.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/74>

25. Escribe los números cuánticos de todos los electrones del elemento número 6.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/75>

26. Dados los iones Cl^- y K^+ :

- a) Escribe las configuraciones electrónicas e indica los posibles números cuánticos de su electrón más externo.
- b) Razona cuál de ellos tiene mayor radio.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/76>

27. Analice la distribución de partículas que se observa en la tabla para los hipotéticos isotopos (X e Y), de los elementos químicos designados arbitrariamente como A, B, C, D y E, e indique los que realmente son isotopos.

Isotopo X	isotopo Y
a) 15 p 15 n 15 e	15 p 15 n 12 e
b) 18 p 18 n 18 e	17 p 18 n 18 e
c) 21 p 21 n 21 e	21 p 21 n 23 e
d) 20 p 20 n 20 e	20 p 25 n 20 e
e) 16 p 16 n 16 e	17 p 16 n 17 e

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/77>

28. Indique el enunciado correcto con relación a los isotopos más frecuentes del Bromo (^{79}Br y ^{81}Br)

- a) El ^{81}Br tiene dos electrones más que el ^{79}Br
- b) El ^{81}Br tiene dos protones más que el ^{79}Br
- c) El ^{81}Br tiene dos neutrones más que el ^{79}Br
- d) El ^{79}Br tiene 79 neutrones
- e) El ^{79}Br tiene 35 electrones y 44 protones.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/78>

29. Para un átomo formado por 81 neutrones y 56 electrones, determine:

- a) Los números A y Z que lo caractericen.
- b) La cantidad de protones y su ubicación.
- c) La distribución electrónica.

- d) La cantidad de electrones de valencia.
- e) El ion que forma y su configuración electrónica.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/79>

30. Indique si es verdadera o falsa cada una de las siguientes propuestas:

a)	V	F	La rotación de dos electrones en un orbital genera siempre un campo magnético de signo positivo.
b)	V	F	El principio de exclusión de Pauli indica que no pueden existir cuatro electrones que tengan dos números cuánticos iguales.
c)	V	F	La regla de Hund permite explicar la diferencia de energía necesaria para sustraer un electrón de un orbital entre los átomos.
d)	V	F	Existen ecuaciones que permiten calcular simultáneamente la energía y ubicación de un electrón

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/80>

31. Complete la siguiente tabla:

Z	Nº másico	Nº de neutrones	Configuración electrónica	Nº e- en el último nivel	Nº de niveles energéticos	Símbolo químico
	39			1	4	
	9		$1s^2 2s^2$			
31		39				
	24	12				
			$1s^2 2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^4$			

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/81>

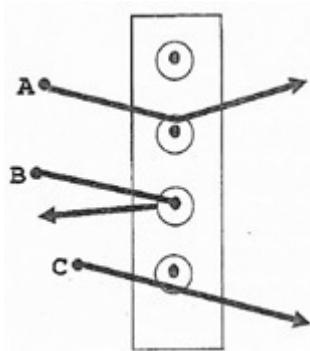
32. Un átomo forma un anión bivalente cuya configuración electrónica es la siguiente: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

A partir de esta información, calcule para el átomo:

- a) El número atómico
- b) El número de electrones en su último nivel
- c) El número de electrones no apareados

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/82>

33. El siguiente esquema representa el bombardeo con partículas alfa de una lámina de oro. Según la trayectoria de las partículas responda las preguntas:



- a) ¿Qué teoría atómica representa el esquema y como se consideró formado el átomo a partir de ella?
- b) ¿Por qué la trayectoria de las partículas alfa A, B, y C son diferentes?

Complete los espacios en blanco con los términos apropiados que se dedujeron a partir de cada experiencia:

Las partículas con cargas positivas se concentran en el..... y se denominan....., mientras que las partículas con cargas negativas, denominada..... se encuentran en la zona..... La mayor parte del átomo está formado por espacios vacíos y el núcleo concentra casi toda la..... del mismo.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/83>

34. Calcule el número de neutrones del elemento con numero A:51 si su configuración electrónica termina en $3d^3$.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/84>

35. La siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ representa a distintas especies isoelectrónicas. Mencione 4 especies que posean esta distribución y cuando se trate de especies iónicas, infiera como se formaron.

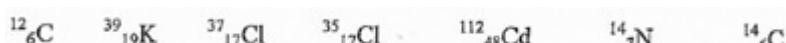
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/85>

36. Las siguientes columnas muestran los números cuánticos y alguna característica propia de cada uno. Relacione correctamente y una con flechas los elementos de ambas columnas.

Números cuánticos	Característica
n	Su valor matemático depende del número n
l	Cuanto mayor es su valor numérico mayor es la distancia que lo separa del núcleo.
m	Valores que indican comportamientos opuestos
s	Está relacionado con la forma de la nube electrónica e indica la orientación en los tres ejes ortogonales.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/86>

37. Determinar la cantidad de protones, neutrones y electrones que tienen los siguientes átomos e indicar cuales son isotopos.



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/87>

38. Determine A y Z para el nuclido que se forma en la siguiente reacción y luego responda:



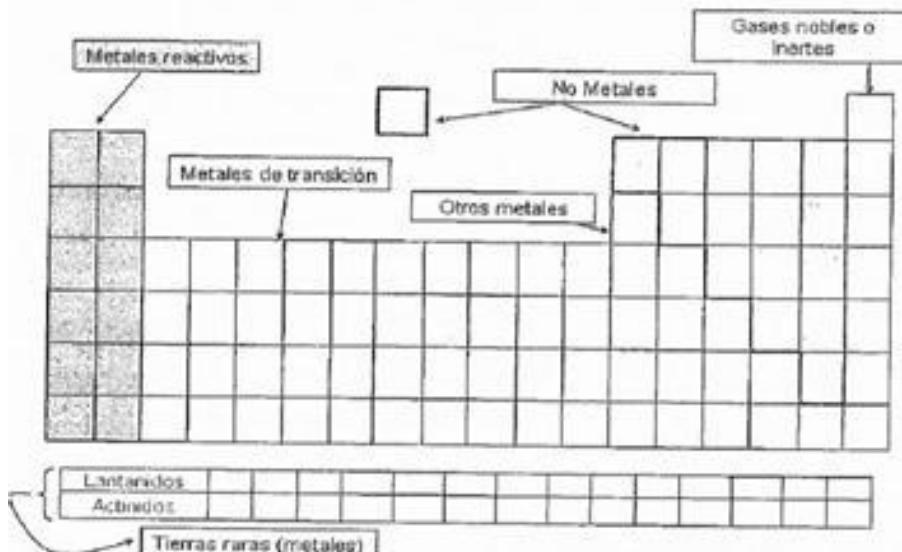
- ¿Hay alguna relación entre la suma de los números másicos de los reactivos y la de los productos?
- ¿Existe la misma relación entre los números atómicos?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/88>

39. Complete la tabla que aparece a continuación con la denominación de grupos y períodos.

Escriba el símbolo químico y la configuración electrónica de los átomos de los siguientes elementos y ubíquelos en la tabla e indique a qué bloque (s,p,d,f) pertenecen:

- El 3º metal alcalino
- El 3º elemento del grupo II.
- El 4º gas noble.
- El fosforo
- El elemento del 3º periodo que tiene 7 electrones en su último nivel de energía.



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/89>

40. Con la siguiente información determine para cada elemento si se trata de un átomo neutro o de un ion, e indique su ubicación en la tabla periódica:

	Protones	Neutrones	Electrones	Especie, G y P
a)	10	10	10	
b)	15	15	15	
c)	9	9	10	
d)	10	12	10	
e)	21	24	18	

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/90>

41. Escriba la notación electrónica y represente los electrones de valencia para los siguientes elementos químicos:

- a) El gas noble de menor peso atómico
- b) El elemento de z: 15
- c) El metal alcalino-terreo del tercer periodo
- d) El elemento ubicado en periodo 5 grupo IA

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/91>

42. De los tres elementos que se mencionan, señale aquel que tiene:

- menor energía de ionización: Na-Al-Mg
- mayor radio atómico: C-Fe-Rb
- mayor electronegatividad: F-O-K

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/92>

43. Agrupe las propiedades de los elementos químicos según pertenezcan a los grupos 0, I, A y VII A

- Se presentan como especies monoatómicas
- Son malos conductores del calor y la electricidad
- A temperatura ambiente pueden presentarse al estado sólido, líquido y gaseoso.
- Presentan elevada afinidad electrónica.
- Tienen bajo potencial de ionización.
- Reaccionan con el oxígeno formando óxidos básicos
- Son muy electronegativos.
- Sus átomos poseen completo el nivel de electrones externo.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/93>

44. Escriba el nombre e identifique el bloque al que pertenece cada uno de los siguientes elementos. Justifique la pertenencia a cada bloque con su respectiva configuración electrónica:

- a) Zn
- b) Sr
- c) Kr
- d) Au
- e) Pb
- f) Fe
- g) Cs

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/94>

45. Cite los nombres, símbolos químicos y números atómicos de los halógenos.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/95>

46. Compare los elementos de números atómico 4, 7 y 9, en cuanto a:

- Grupo y periodo al que pertenecen

- Número de electrones de valencia
- Carácter metálico
- Electronegatividad
- Potencial de ionización

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/96>

47. En las columnas I y II se presentan diferentes elementos químicos y sus características, establezca la correspondencia correcta entre ambas columnas.

I	II
Cromo	Es el elemento más electronegativo
Flúor	Actúa únicamente con número de oxidación +1
Neón	Es un elemento de transición
Silicio	En el último nivel posee la configuración $s^2 p^6$
Potasio	Es un no metal

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/97>

48. ¿Qué elemento de la siguiente serie: arsénico, azufre y manganeso, ¿tiene mayor número de electrones desapareados en su estado fundamental? ¿Qué propiedades químicas le confieren estos electrones?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/98>

49. Ordene, de acuerdo a su radio creciente, las siguientes especies isoelectrónicas: O^{2-} , F , Na^+ , Mg^{+2} y Al^{3+} .

Teniendo en cuenta que los iones son productos de transformaciones sufridas por los respectivos átomos neutros, responda si el ordenamiento obtenido guarda relación con el aumento periódico del radio. Analice y relacione la cantidad de partículas subatómicas resultantes en cada ion y la secuencia de radio iónico obtenido.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/99>

50. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y justifique sus respuestas:

- Los compuestos iónicos se presentan en la naturaleza como moléculas aisladas.
- Para los elementos representativos, el número de electrones de valencia por átomo viene dado por el número del grupo al cual pertenece (I A a VIII A)
- El hidrógeno al pertenecer al grupo IA forma enlaces iónicos con no metales de los grupos VI A y VIIA
- Las sustancias formadas por dos átomos diferentes unidos covalentemente son siempre sustancias polares.
- Al unirse el litio con el bromo para formar el bromuro de litio, lo hacen por unión metálica.
- Los átomos se unen por enlace iónico cuando tienen mucha diferencia de electronegatividad.
- Los electrones de valencia son los que participan en la formación del enlace químico y son los que se encuentran más atraídos por su núcleo.
- Los átomos se unen por enlaces covalentes cuando tienen poca diferencia de electronegatividad.
- Una de las maneras en que los átomos intervienen de un enlace químico adquieran una configuración más estable, es a través de la formación de iones.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/100>

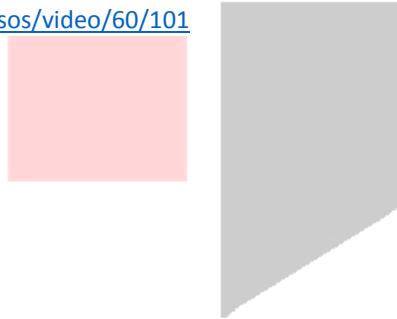
51. Dada las configuraciones electrónicas de los elementos A, B, C y D:

- A: $1s^2, 2s^2, 2p^6$
- B: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$
- C: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$
- D: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$

Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y fundamente sus respuestas:

- a) Los átomos de los elementos A y B no se combinan.
- b) Los elementos C y D son metales representativos y forman compuestos con enlaces de carácter iónico con el flúor.
- c) El elemento A es un gas noble y no tiene tendencia a combinarse con los demás elementos de la tabla periódica.
- d) El elemento B se encuentra en la naturaleza como átomos aislados.
- e) Entre C y D pudo darse un enlace iónico: el átomo C cede un electrón, y el D lo acepta.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/101>



HQ

Apoyo Universitario

TRABAJO PRACTICO 02 - GEOMETRIA MOLECULAR Y TEORIA DE ENLACE

1. Coloca las siguientes moléculas por orden creciente de su polaridad: HBr , HF , HI , HCl . Justifica brevemente la respuesta.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/251>

2. Al comparar dos moléculas muy similares como el CO_2 y el SO_2 se observa que en la primera el momento dipolar es cero, mientras que en la segunda no. Justifica esto de forma razonada.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/252>

3. A partir de las configuraciones electrónicas de los correspondientes átomos, representa las estructuras de Lewis de las especies químicas: NF_3 , NO_2^- y NO_3^- . Justifica también su estructura e indica si el trifluoruro de nitrógeno es o no una molécula polar.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/253>

4. Explique razonadamente qué tipo de enlace o fuerza intermolecular hay que vencer para fundir los siguientes compuestos:

- a) Cloruro de sodio.
- b) Dióxido de carbono.
- c) Agua.
- d) Aluminio.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/254>

5. Razona la siguiente frase: "A temperatura ambiente el cloro es un gas mientras que el cloruro de potasio es un sólido cristalino".

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/255>

6. Cómo explica la teoría del enlace de valencia la existencia de moléculas de:

- a) Nitrógeno.
- b) Pentacloruro de fósforo.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/256>

7. ¿Cuál de las sustancias siguientes tiene las mayores fuerzas intermoleculares de atracción? ¿Por qué?

- a) H_2O
- b) H_2S
- c) H_2Se
- d) H_2Te
- e) H_2

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/257>

8. Para las moléculas: agua, catión amonio y fosfina (trihidruro de fósforo):

- a) Escribe las fórmulas de Lewis.
- b) Razona cuál de ellas presenta un ángulo mayor.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/258>

9. Comenta razonadamente la conductividad eléctrica de los siguientes sistemas: un hilo de *Cu*, un cristal de *Cu(NO₃)₂* y una disolución de *Cu(NO₃)₂*.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/259>

10. Representa la estructura de Lewis para cada una de las especies que se dan a continuación y luego, utilizando el Modelo de Repulsión de los Pares de electrones de la Capa de Valencia (Teoría V.S.E.P.R.), predice la geometría de las especies: *CO₃⁻²*, *SiH₄*, *CO₂*, *OF₂*.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/260>

11. Representa las estructuras de Lewis indicando geometría molecular y momento dipolar de las siguientes moléculas: *CO₂*, *H₂S* y *O₂*.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/261>

12. De las siguientes moléculas: *F₂*, *CS₂*, *C₂H₄* (*etileno*), *C₂H₂* (*acetileno*), *H₂O*, *C₆H₆* (*benceno*), *NH₃*.

- a) ¿Cuáles tienen todos los enlaces simples?
- b) ¿Dónde existe algún doble enlace?
- c) ¿Dónde existe algún triple enlace?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/262>

13. Describe la estructura y enlace de las moléculas propuestas indicando la hibridación correspondiente al átomo central:

- a) *CCl₄*
- b) *BCl₃*
- c) *SCl₂*
- d) *BeH₂*

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/263>

14. Deduce, aplicando la teoría de hibridación de orbitales, la geometría de las moléculas siguientes: etileno, acetileno, benceno, metanol y metanal.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/264>

15. De los compuestos iónicos *KBr* y *NaBr*, ¿cuál será el más duro y cuál el de mayor temperatura de fusión? ¿Por qué?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/265>

16. Indica qué tipo de enlace predominará en los siguientes compuestos:

- a) Cl_2
- b) KBr
- c) Na
- d) NH_3

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/266>

17. Para las moléculas SiH_4 , CO_2 , O_3 , SO_2 , se pide:

- a) Escribe las estructuras de Lewis.
- b) Discute su geometría.
- c) Indica qué moléculas son isoelectrónicas entre sí.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/267>

18. Explica la diferencia entre las propiedades físicas del cobre, del dióxido de carbono y del fluoruro de cesio a partir de los enlaces de cada uno.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/268>

19. Justifica la estructura y geometría del agua. ¿Por qué a temperatura ambiente el agua es líquida, mientras que el sulfuro de hidrógeno, de mayor masa molecular, es gaseoso? Razona la respuesta.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/269>

20. Explica brevemente por qué el agua disuelve a los compuestos iónicos mientras que el CCl_4 no lo hace.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/270>

21. Indica cuáles de los siguientes compuestos pueden formar enlace de hidrógeno:

- a) metanol,
- b) etilamina,
- c) etano,
- d) Propanona.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/271>

22. ¿Por qué la molécula BI_3 es apolar si los enlaces $B—I$ son polares?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/272>

23. ¿Qué clases de enlace hay en el cloruro amónico, NH_4Cl ?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/273>

24. ¿Qué condiciones energéticas han de cumplirse para que se pueda afirmar que se ha formado un enlace?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/274>

25. Explica los siguientes hechos:

- a) La sal común NaCl funde a 801°C sin embargo, el cloro es un gas a 25°C .
- b) El diamante no conduce la electricidad, y el Fe sí.
- c) La molécula de cloro es covalente mientras que el CsCl es iónico.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/275>

26. ¿Qué significa que una molécula sea polar? ¿Qué molécula es más polar, la de metano o la de amoníaco?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/276>

27. ¿Qué tipo más probable de ion formarán los siguientes elementos: $\text{S}, \text{Mg}, \text{Cl}, \text{Rb}, \text{P}, \text{Sn}, \text{Ag}, \text{Cd}, \text{O}$?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/277>

28. Ordena los siguientes compuestos según sus puntos de fusión crecientes y justifica dicha ordenación: $\text{KF}, \text{RbI}, \text{BrF}$ y CaF_2

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/278>

29. Predecir el orden creciente de los puntos de fusión de las siguientes sustancias: trióxido de dicloro, cloro, cloruro de litio y tetracloruro de carbono.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/279>

30. Representa la molécula de dicloruro de azufre:

- a) Mediante un diagrama de puntos
- b) A partir de la teoría de enlace de valencia. ¿Cómo será su geometría?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/280>

31. ¿Cuál de los siguientes compuestos no puede existir? ¿Por qué?: $\text{NCl}_5, \text{PCl}_3$ ó PCl_5 .

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/281>

32. Estudia qué fuerzas deben romperse para fundir el NaCl y el Fe , y para vaporizar el H_2O .

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/282>

33. Cite ejemplos de moléculas que contengan:

- a) Un carbono de hibridación sp

- b) Boro con hibridación sp^3
 c) Carbono con hibridación sp^3
 d) Nitrógeno con hibridación sp^3

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/283>

34. Para las moléculas PCl_3 y CH_3Br :

- a) Escribe las estructuras de Lewis.
 b) Determina la geometría molecular utilizando la RPECV.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/284>

35. Analice la información de los siguientes casilleros:

1- $3s^2 3p^5$	2- H_2O	3- HF
4- HCl	5- $2s^2, 2p^6, 3s^1$	6- H_2
7- $1s^2, 2s^2 p^5$	8- NH_4^+	9- He

- a) Señale en que casilla/s la notación electrónica del ultimo nivel de energía corresponde a un elemento capaz de formar un anión y en cual/es un catión.
 b) Indique cuál de los compuestos cuyas formulas aparecen en las casillas 3 y 4, es más polar ¿Por qué?
 c) De acuerdo a la información dada en las casillas 2 y 6, responda:
 d) ¿Qué tipos de enlaces químicos se establecen entre los distintos átomos?
 - ¿Cuál de las moléculas resulta polar?
 - Señale en que casilla se encuentra una especie química con enlace coordinado. ¿Qué diferencia existe entre dicho enlace y uno covalente polar?
 e) Observe el elemento de la casilla 9. ¿Cómo explicaría que esta sustancia se comporte como un gas noble si no tiene, como los otros elementos de su grupo, ocho electrones en su capa externa?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/285>

36. Analice las siguientes afirmaciones si son verdaderas o falsas. Justifique en cada caso su respuesta.

- a) El $BaCl_2$ es un compuesto iónico.
 b) Los siguientes compuestos están ordenados en sentido decreciente de sus energías de enlace: HF, HCl, HBr, HI.
 c) Las moléculas de NH_3 se atraen entre sí por enlaces de puente de hidrógeno.
 d) La mayoría de los compuestos que poseen enlaces iónicos son insolubles en H_2O .

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/286>

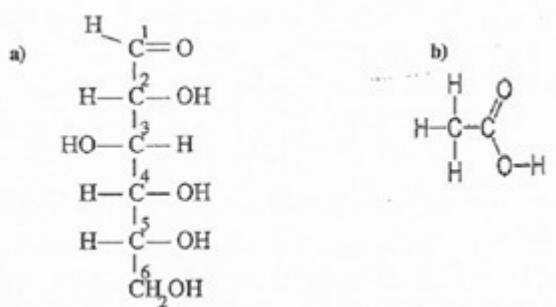
37. Realice la estructura de Lewis de las siguientes especies químicas: CO_2 , PCl_3 , CBr_4 , SO_4^{2-}

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/287>

38. Realice la estructura de Lewis de las siguientes especies químicas: PCl_5 , NH_4^+ .

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/288>

39. ¿Cuántos enlaces σ y cuantos enlaces π hay en los siguientes compuestos?



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/289>

40. ¿Qué tipo de fuerza de atracción o de enlace químico debe romperse para?

- a) Fundir cloruro de sodio
- b) Disociar dióxido de carbono
- c) Evaporar fluoruro de hidrógeno
- d) Disolver glucosa en agua
- e) Disolver I_2 en CCl_4
- f) Fundir el hielo
- g) Disociar fluor (F_2)
- h) Evaporar bromo (Br_2)

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/290>

41. Las propiedades físicas (punto de fusión y ebullición) de sustancias moleculares, guardan relación directa con las fuerzas que se establecen entre las moléculas. Explique en términos de fuerzas intermoleculares, porque...

- a) ...la mayoría de los compuestos moleculares son volátiles.
- b) ...el fluoruro de hidrógeno tiene punto de ebullición más alto que el bromuro de hidrógeno.
- c) ...las moléculas simétricas suelen hervir a temperaturas más bajas que las moléculas no simétricas.
- d) ...un cubito de hielo flota en el agua líquida.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/291>

42. ¿Qué estructuras moleculares tienen y en consecuencia, qué fuerzas intermoleculares presentan las siguientes moléculas: SO_2 y CBr_4 ?

	Molécula	Estructura molecular	Fuerzas intermoleculares
a)	SO_2 CBr_4	Lineal tetraédrica	Solo London Solo London
b)	SO_2 CBr_4	Trigonal plana Tetraédrica	Solo London Solo London
c)	SO_2 CBr_4	Lineal Piramidal trigonal	Solo London Solo London
d)	SO_2 CBr_4	Angular Tetraédrica	London y dipolo dipolo Solo London
e)	SO_2 CBr_4	Lineal Bipiramidal trigonal	Solo London London y dipolo dipolo.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/292>

43. Justifique porque los siguientes pares de sustancias presentados en los apartados a y b poseen puntos de fusión tan diferentes entre sí, pese a que estas especies químicas tienen un elemento en común (flúor e hidrógeno respectivamente). Asimismo, indique tipo de enlace y fuerzas intermoleculares.

- a) Fluoruro de sodio: 999 °C..... tetra fluoruro de carbono: -184 °C
- b) Agua: 0°C.....sulfuro de hidrógeno: -83 °C

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/293>

44. Teniendo en cuenta los siguientes enunciados referidos a enlaces interatómicos, señale cual/es es/son verdadero/s y cual/es es/son falso/s.

- a) La mayoría de las moléculas que poseen enlace covalente apolar entre sus átomos se disuelven H_2O dando soluciones conductoras de electricidad.
- b) Los electrones compartidos en un enlace covalente son los externos.
- c) Solamente pueden compartir pares electrónicos átomos diferentes.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/294>

45. Identifique el par de átomos que pueden unirse por medio de enlaces covalentes, para formar un compuesto químico:

- Elemento de Z= 11 y oxígeno.
- Elemento alcalinotérreo del periodo 5 y el segundo halógeno.
- Azufre y oxígeno.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/295>

46. Suponga que tiene en un recipiente cubitos de hielo y los calienta. En otro recipiente hay agua a la que se le aplica una corriente eléctrica para producir la电解. ¿Qué uniones se rompen en cada caso?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/296>

47. Utilizando las propiedades físicas de diferentes sustancias, presentadas en la tabla, responda:

Sustancia	Formula	Pf (°C)	Pe (°C)	Solubilidad en H_2O	Solubilidad en CCl_4
Metanol	CH_3OH	-98	64,7	+	+
Cloro	Cl_2	-102	-35	+	+
Cloruro de sodio	$NaCl$	808	1465	+	-
Amoniaco	NH_3	-78	-33	+	-
Yoduro de potasio	KI	685	1324	+	-
Oxido de magnesio	MgO	2800	3600	-	-
Hidrógeno	H_2	-259	-253	-	-
Metano	CH_4	-182	-161	-	+

Cloruro de hidrogeno	<i>HCl</i>	-114	-85	+	+
Cloruro de potasio	<i>KCl</i>	772	1407	+	-

- ¿Cuántos enlaces intermoleculares encuentra? Mencíonalos.
- ¿Encuentra alguna relación entre las propiedades (punto de fusión, punto de ebullición y solubilidad en los diferentes solventes) mencionada en el cuadro y el tipo de enlace?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/297>



HQ

Apoyo Universitario

TRABAJO PRACTICO 03 – SISTEMAS MATERIALES

1. En la columna de la derecha se representan estados de agregación y en la de la izquierda diferentes características, analice ambas columnas y establezca las relaciones según corresponda:

Estados de agregación	características
A	a) Volumen constante y forma variable.
B	b) Expansible.
C	c) Fluye y se derrama
	d) Movimiento rectilíneo de las moléculas
	e) Forma y volumen constantes.
	f) Presión sobre las paredes del recipiente
	g) Predominan fuerzas de cohesión.
	h) Movimiento vibratorio de las moléculas.
	i) Volumen y forma variable.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/451>

2. Responda los siguientes incisos:

- a) complete el siguiente esquema sobre cambios de estado de la materia:

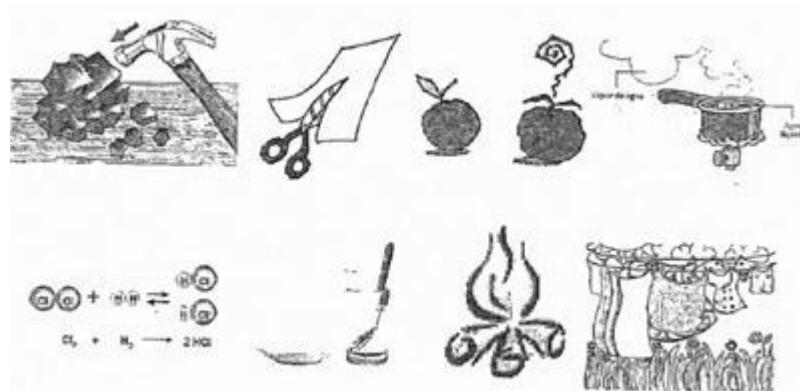


- b) Señale que cambio de estado ocurre en las siguientes transformaciones:

- De yodo a sólido a sus vapores...
- De agua líquida a vapor de agua...
- De cobre sólido a cobre líquido...
- De nitrógeno gaseoso a nitrógeno líquido...
- De bolitas de naftalina a sus vapores...

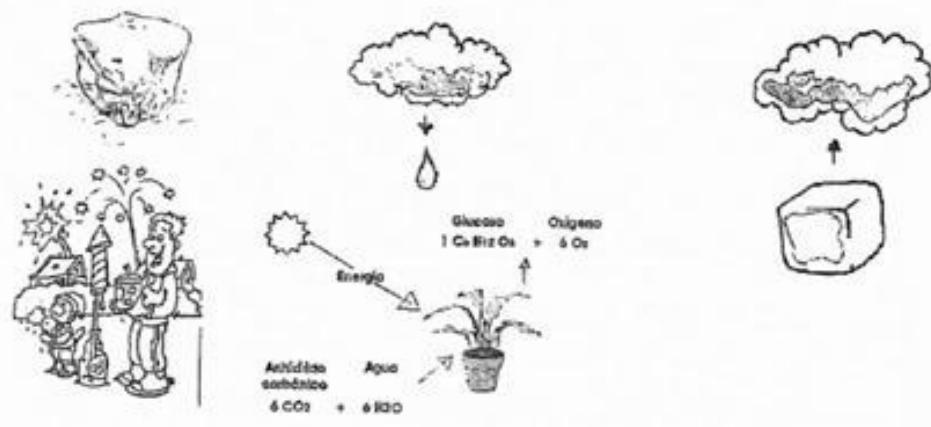
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/452>

3. Los siguientes esquemas representan diferentes cambios de la materia, determine si corresponden a cambios físicos o químicos:



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/453>

4. ¿Cuáles de los siguientes cambios son exotérmicos y cuales endotérmicos?



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/454>

5. Basándose en la clasificación de los sistemas materiales complete la siguiente tabla:

SISTEMA MATERIAL	CLASIFICACION
Agua y aceite	Heterogéneo. Líquido/líquido.
Agua salada ultrafiltrada	
Agua destilada y etanol	
Aire	
Sangre	
Aire ultrafiltrado	
cobre	
Sulfuro ferroso	

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/455>

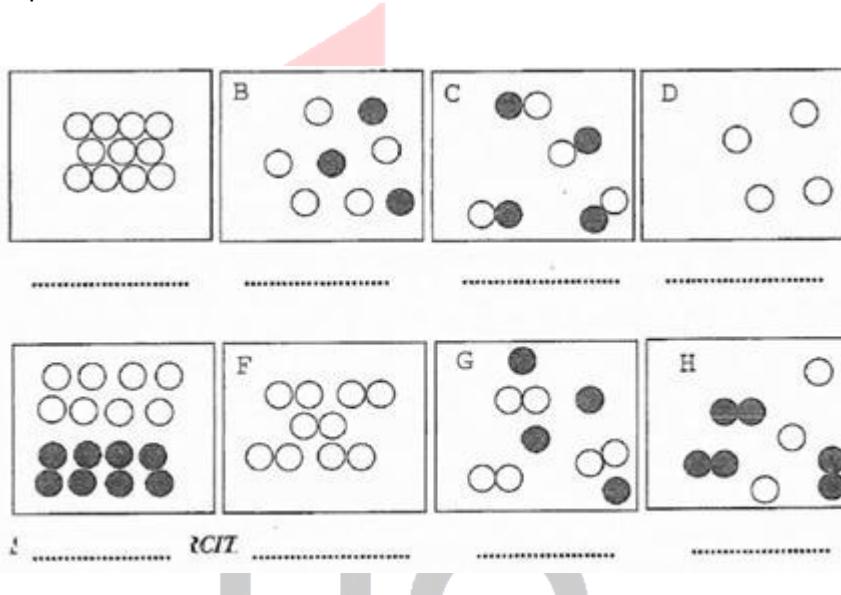
6. Para separar el azufre presente en una mezcla formada por polvo de azufre y limaduras de hierro, se añadió a la misma, un solvente orgánico denominado disulfuro de carbono el cual disolvió todo el azufre de la muestra. Luego se realizaron los siguientes procedimientos:

Primero se filtró la muestra recogiendo el filtrado en una capsula y finalmente se evapojo el solvente obteniéndose cristales de azufre puro.

Analice con su docente ¿Cuáles fueron los métodos físicos aplicados?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/456>

7. Las figuras A, B, C, D, E, F, G y H son representaciones a nanoscala de sistemas materiales, interprete las mismas y seleccione la opción que indica correctamente cuales corresponden a sustancias sólidas, líquidas, gaseosas, elementos, compuestos o mezclas.



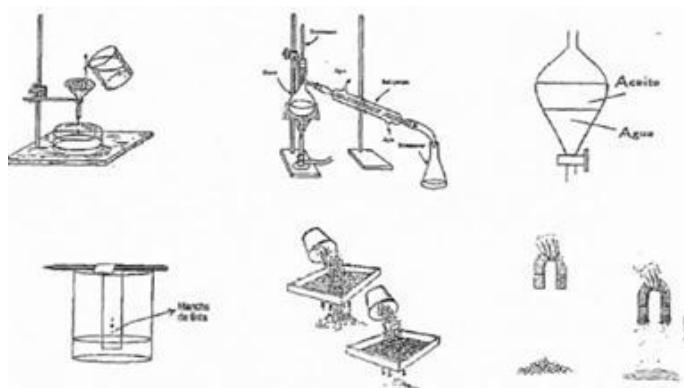
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/457>

8. En I, II y III se describen diferentes procesos que pueden ser o no transformaciones químicas, analícelos y señale la opción correcta:

- I) El volumen del líquido contenido en un recipiente abierto disminuye gradualmente.
- II) El hierro húmedo se oxida en presencia de oxígeno.
- III) Mediante fotosíntesis el CO_2 se transforma en moléculas más complejas.
 - a) Las tres transformaciones químicas.
 - b) Solo I y III son transformaciones químicas.
 - c) Solo II y III son transformaciones químicas.
 - d) Solo I y II son transformaciones químicas.
 - e) Solo III es una transformación química.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/458>

9. Los siguientes esquemas representan métodos de separación o de fraccionamiento, indique de que método se trata en cada caso:



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/459>

10. ¿Cuál/es de los siguientes enunciados describe/n propiedades intensivas?

- I) Dos kilos de agua ocupan el doble de volumen que un kilo de la misma sustancia.
- II) 789 g de alcohol etílico ocupan un volumen de 100 mL.
- III) El agua flota sobre el mercurio porque es menos densa que este.

- a) Solo II.
- b) II y III.
- c) I y III.
- d) I y II.
- e) Solo III.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/460>

11. Lea atentamente el siguiente texto que refiere como el pintor Flamenco Van Eyck confiesa a su hijo y pupilo el secreto de una técnica que revolucionara el mundo de la pintura:

“lentamente fue vertiendo en el crisol el aceite de espliego que contenía el cubilete.

El muchacho se extrañó. Era la primera vez que el pintor utilizaba aquella mezcla.

- Ya vera, será mucho mejor así. Dada su volatilidad, el espliego se evaporara rápidamente y en la tela solo quedara la fina capa de oleo.
Dejemos que la mezcla repose y entremos. Me gustaría ver el fondo que has preparado. (...)
Van Eyck inspecciono la capa blanquecina que recubría la superficie del panel e hizo una mueca.
- No haz tamizado bastante la mezcla de yeso. No puedes dibujar sobre un fondo granuloso.
(...)
Tomo un cubilete en que efectuó una sabia mezcla de ocre amarillento y negro, la recogí con la punta del pincel y la aplico en el dibujo.
Van Eyck se acercó a la mesa e indicó al muchacho un recipiente lleno de un líquido graso y tibio y otro con una esencia almizclada.
- Todo es cuestión de equilibrio. Si no añades a tu oleo la medida adecuada, se te estropeará el barniz. Y un barniz estropeado es un cuadro condenado.”
GILBERT SINOUÉ
El fugitivo de brujas.

Responda las siguientes consignas:

- El líquido graso y tibio tiene un punto de ebullición y una densidad constantes y por el procedimiento químico, se descompone en varios gases y queda un residuo de aspecto carbonoso. ¿se trata de una mezcla homogénea o de una superficie pura?
- ¿es un compuesto o una sustancia simple?
- Indicar algunas de las mezclas que aparecen en el texto. ¿Cuáles pueden ser heterogéneas y cuáles homogéneas?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/461>

12. El sólido blanco del recipiente tiene un punto de fusión constante pero se descompone por acción de la luz en un gas verdoso (no representado en la figura) y un sólido de color negro.



Ni el gas verdoso ni el sólido negro pueden descomponerse en otras sustancias. Responda:

- ¿Qué es el sólido de color blanco: una mezcla homogénea, un compuesto o una sustancia simple?
- ¿Qué son el gas verdoso y el sólido negro?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/462>

13. Analice la siguiente tabla y responda las consignas:

sustancias	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)	Solubilidad en agua (g/100g)	Densidad (g/mL)
Benceno	6	80,1	0,07	0,88
Etanol	-114	78	Infinita	0,79
Agua	0	100	Infinita	1 (4°C)
Amoniaco	-77,7	-33,4	89,9 (0°C)	Gas 0,771 g/L (0°C) líquido 0,817 g/mL (-79°C)
Ácido acético	16,6	118,1	Infinita	1,049 (20°C)
NaCl	801	1413	38	2,17

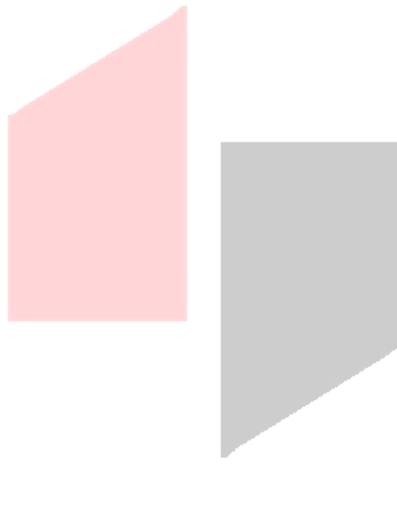
- Mencione el estado físico en que se encuentran las sustancias citadas, a 20°C
- Si la mezcla ácido acético con agua en partes iguales. ¿Qué sistema material obtendrá?
- ¿Cuántas fases observara en el sistema formado cuando se mezclen 100g de NaCl y 100 mL de agua?
- Si se mezclan etanol y agua, ¿se obtendrá un sistema fraccionable? Si su respuesta es positiva, mencione que método utilizaría para obtener el agua y el etanol separados.
- De acuerdo a las propiedades físicas descriptas en el cuadro, analice que sucederá si se vuelcan 100 L de benceno en un tanque de agua domiciliario.
- ¿Qué sustancias de las enunciadas en el cuadro mezclaría, para obtener un sistema homogéneo con tres componentes?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/463>

TRABAJO PRACTICO 04 – FÓRMULAS QUÍMICAS

1. Dar la reacción de los siguientes compuestos y nombrarlos en caso de que sea necesario

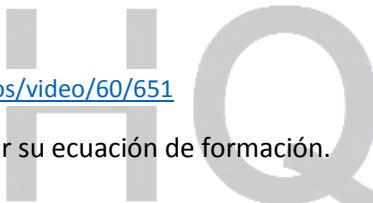
- a) CuO
- b) Cu_2O
- c) FeO
- d) Fe_2O_3
- e) CaO
- f) Óxido de mercurio (II)
- g) Óxido de litio
- h) Monóxido de manganeso
- i) Óxido de bario
- j) CO_2
- k) I_2O_5
- l) SO_2
- m) Cl_2O_7
- n) SO_3
- o) Trióxido de dicloro
- p) Óxido de bromo (III)
- q) KH
- r) NiH_2 .
- s) NaH
- t) FeH_2
- u) BeH_2
- v) Hidruro de hierro (III)
- w) Hidruro de cesio
- x) Dihidruro de cobalto



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/651>

2. Indicar el tipo de compuesto, y dar su ecuación de formación.

- a) Óxido de bario
- b) Óxido de sodio
- c) Óxido de plata
- d) Óxido de aluminio
- e) Óxido de níquel (III)
- f) Óxido de cloro (VII)
- g) Óxido nitroso
- h) Hidruro de litio
- i) Cloruro de cobalto (III)
- j) Hidruro de plata
- k) Ácido bromhídrico
- l) Ácido sulfhídrico
- m) Ácido clorhídrico
- n) Peróxido de bario
- o) Hidruro de calcio
- p) Peróxido de sodio
- q) Óxido de estroncio
- r) Ácido clorhídrico



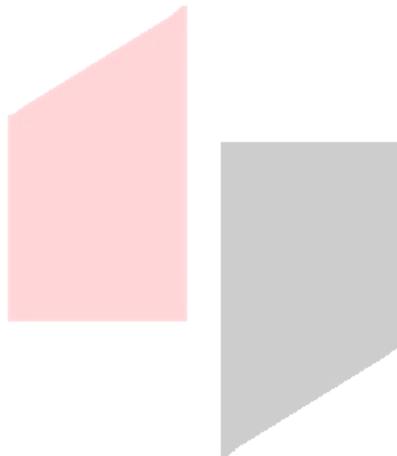
yo Universitario

s) Cloruro de sodio

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/652>

3. Nombrar los siguientes compuestos

- a) BaO
- b) Na_2O
- c) SO_2
- d) CaO
- e) Ag_2O
- f) NiO
- g) Cl_2O_7
- h) P_2O_5
- i) LiH
- j) CaO
- k) AgH
- l) HBr
- m) H_2S
- n) NH_3
- o) HCl
- p) BaO
- q) CaH_2
- r) Na_2O_2
- s) PH_3
- t) Cs_2O



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/653>

4. Deducir la fórmula, el nombre clásico y la ecuación de obtención de las sales correspondientes a las siguientes combinaciones

- a) Ácido nítrico + Hidróxido de calcio
- b) Ácido sulfuroso + Hidróxido de aluminio
- c) Ácido carbónico + Hidróxido férrico
- d) Ácido hipocloroso + Hidróxido plúmbico
- e) Ácido periódico + Hidróxido niqueloso
- f) Ácido fosfórico + Hidróxido de calcio
- g) Ácido clorhídrico + Hidróxido de potasio
- h) Ácido bromhídrico + Hidróxido áurico
- i) Ácido sulfhídrico + Hidróxido mercurioso
- j) Ácido fluorhídrico + Hidróxido estannoso
- k) Ácido cloroso + Hidróxido auroso
- l) Ácido sulfúrico + Hidróxido cobaltoso
- m) Ácido sulfuroso + Hidróxido de cinc
- n) Ácido hipobromoso + Hidróxido mercúrico
- o) Ácido clorhídrico + Hidróxido de plata
- p) Ácido clorhídrico + Hidróxido de sodio

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/654>

TRABAJO PRÁCTICO 05 - ESTEQUIOMETRIA

1. El elemento oxígeno se compone de tres isótopos cuyas masas son de 15.994915, 16.999133 y 17.99916. Las abundancias relativas de estos tres isótopos son de 99.7587, 0.0374 y 0.2049, respectivamente. A partir de estos datos calcule la masa atómica media del oxígeno.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/851>

2. Cuál es la fórmula molecular del compuesto siguiente? fórmula empírica CH, masa molar 78 g/mol

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/852>

3. Determine el peso formular aproximado del compuesto siguiente: $Ca(C_2H_3O_2)_2$.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/853>

4. Una muestra de glucosa $C_6H_{12}O_6$, contiene 4.0×10^{22} átomos de carbono. ¿Cuántos átomos de hidrógeno y cuántas moléculas de glucosa contiene?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/854>

5. Con base en la fórmula estructural siguiente, calcule el porcentaje de carbono presente.

$(CH_2CO)_2C_6H_3(COOH)$.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/855>

6. Determine la fórmula empírica de un compuesto que contiene 52.9% de aluminio y 47.1% de oxígeno.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/856>

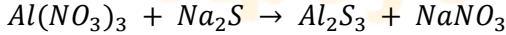
7. ¿Cuál es la masa en gramos de 0.257 mol de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/857>

8. Balancee la siguiente ecuación: $a. Al + b. Cr_2O_3 \rightarrow c. Al_2O_3 + d. Cr$

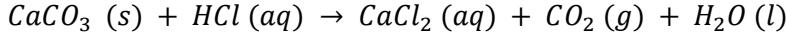
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/858>

9. Los coeficientes que se necesitan para balancear correctamente la ecuación siguiente son:



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/859>

10. ¿Cuál es el coeficiente del HCl cuando la ecuación siguiente está balanceada correctamente?



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/860>

11. Balancee la siguiente ecuación: $a. C_6H_{14}O + b. O_2 \rightarrow c. CO_2 + d. H_2O$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/861>

12. ¿Cuántos gramos de H_2O se forman a partir de la conversión total de 32g O_2 en presencia de H_2 , según la ecuación $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/862>

13. El octano se quema de acuerdo con lo siguiente: $2C_8H_{18} + 25O_2 \rightarrow 16CO_2 + 18H_2O$ ¿Cuántos gramos de CO_2 se producen cuando se queman 5g de C_8H_{18} .

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/863>

14. El alcohol etílico se quema de acuerdo con lo siguiente: $C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$ ¿cuántos moles de CO_2 se producen cuando se queman 3 mol de C_2H_5OH de esta manera.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/864>

15. La fermentación de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, produce alcohol etílico, C_2H_5OH , y dióxido de carbono:

$C_6H_{12}O_6(ac) \rightarrow 2C_2H_5OH_{(ac)} + 2CO_{2(g)}$ ¿Cuántos gramos de etanol se pueden producir a partir de 10g de glucosa?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/865>

16. Cuando se prepara H_2O a partir de hidrógeno y oxígeno, si se parte de 4.6 mol de hidrógeno y 3.1 mol de oxígeno, ¿cuántos moles de agua se pueden producir y qué permanece sin reaccionar?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/866>

17. El vinagre ($HC_2H_3O_2$) y la soda ($NaHCO_3$) reaccionan produciendo burbujas de gas (dióxido de carbono): $HC_2H_3O_2 + NaHCO_3 \rightarrow H_2O + NaC_2H_3O_2 + CO_2$. Si 5g de vinagre reaccionan con 5g de soda. ¿Cuál es el reactivo limitante?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/867>

18. Un fabricante de bicicletas dispone de 5350 ruedas, 3023 marcos y 2655 manubrios. ¿Cuántas bicicletas puede fabricar con estas partes?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/868>

19. En la reacción $3NO_2 + H_2O \rightarrow 2HNO_3 + NO$, ¿cuántos gramos de HNO_3 se pueden formar cuando se permite que reaccionen 1g de NO_2 y 2.25 g de H_2O ?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/869>

20. Para la obtención de bromobenceno se hacen reaccionar $250cm^3$ de benceno ($d = 0,89 \frac{g}{cm^3}$) en exceso de bromo. $C_6H_6 + Br_2 \rightarrow C_6H_5Br + HBr$. Determina el peso de bromobenceno obtenido si el rendimiento de la reacción es del 65 %.

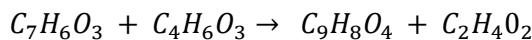
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/870>

21. El alcohol amílico se quema a través de la reacción: $C_2H_{11}OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

- ¿Cuántos gramos de CO_2 se obtendrán por gramo de alcohol quemado?
- ¿Cuántos moles de O_2 reaccionaran con un mol de alcohol?
- ¿Cuántos litros de CO_2 se obtendrán en condiciones normales a partir de un mol de alcohol? ¿Y a la temperatura de 20°C si el rendimiento es del 95%?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/871>

22. La aspirina $C_9H_8O_4$, se produce a partir del ácido salicílico, $C_7H_6O_3$, y el anhídrido acético, $C_4H_6O_3$:



- ¿Cuánto ácido salicílico se requiere para producir 100 kg de aspirina, suponiendo que todo el ácido salicílico se convierte en aspirina (Rendimiento 100%)?
- ¿Cuál es el rendimiento de la reacción si se obtienen 182 kg de aspirina a partir de 185 kg de ácido salicílico y 125 kg de anhídrido acético?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/872>

23. Se dejó reaccionar una muestra de 50.0 g de A con 75.0 g de B, de acuerdo a la siguiente reacción balanceada:



Se considera que las masas moleculares son: A=100 UMA, B=150 UMA, C=85.0 UMA.

Cuántos gramos se forma de la sustancia C.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/873>

24. Dadas las siguientes ecuaciones químicas:

- Cloruro de amonio_(ac)* + *Ba(OH)₂ (ac)* → *2.Amoniaco_(g)* + *2.Agua_(l)* + *BaCl_{2(ac)}*
- 10.HNO_{3(ac)}* + *4Zn_(s)* → *4Nitrato de zinc_(ac)* + *3.H₂O_(l)* + *Nitrato de amonio_(ac)*
- 2.H₂SO_{4(ac)}* + *3.Hidróxido de aluminio (III)_(ac)* → *Sulfato de aluminio_(ac)* + *2.Agua_(l)*
- Carbonato de sodio_(s)* → *Óxido de sodio_(s)* + *CO_{2(g)}*
- 2.Trióxido de hierro (II)_(s)* + *CO_(g)* → *2.Monóxido de hierro_(s)* + *CO_{2(g)}*

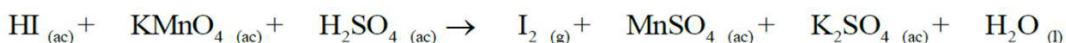
Indique cuáles están correctamente balanceadas:

- I, II y IV
- Todas
- I y II
- III, IV y V

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/874>

25.

Dada la siguiente ecuación química no balanceada:



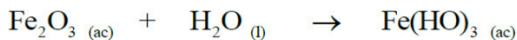
los *moles* de ácido iodhídrico y los *gramos* de permanganato de potasio que se necesitan para producir 2,20 mol de iodo son:

- 2,20; 139
- 4,40; 695
- 4,40; 139
- 2,20; 695

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/875>

26.

Dada la siguiente ecuación química, que representa la reacción química para la obtención de hidróxido férreo:



a) Equilibrar la ecuación

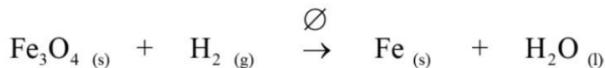
b) Calcular los gramos de cada una de las sustancias que participan de la reacción, según la relación estequiométrica.

c) ¿Cuántos gramos de Fe_2O_3 y H_2O se necesitan para obtener 180 g de Fe(OH)_3 ?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/876>

27.

Todas las piezas de hierro oxidadas contienen un compuesto químico $\text{Fe}_3\text{O}_{4(s)}$, óxido de hierro (II) y (III), el cual forma el llamado *herrumbre*. Para recuperar el hierro de esos materiales, se los trata con hidrógeno, $\text{H}_{2(g)}$, a altas temperaturas, según la siguiente reacción:



¿Cuántos gramos de hidrógeno son necesarios para producir 100,0 g de hierro?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/877>

28.

Considere la siguiente ecuación química no balanceada:



Si 1200 kg de carbono reaccionan con suficiente cantidad de oxígeno para dar dióxido de carbono:

¿cuántos kg de CO_2 se obtienen?

¿cuántos kg de O_2 fueron necesarios en esta reacción?

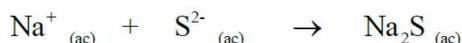
¿cuántos átomos de carbono se consumieron?

¿cuántas moléculas de CO_2 se formaron?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/878>

29.

Dada la siguiente ecuación química no balanceada:



a) ¿qué cantidad de iones sulfuro puede reaccionar con 0,5 mol de iones sodio?

b) ¿cuántos moles de sulfuro de sodio se producen?

c) ¿cuántos gramos de sulfuro de sodio se producen?

d) ¿cuántas moléculas de sulfuro de sodio se producen?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/879>

30.

El $\text{Na}_2\text{CO}_{3(s)}$ se produce en forma comercial por calentamiento de carbonato ácido de sodio:



- a) ¿Cuántos gramos de carbonato ácido de sodio se necesitan por cada gramo de carbonato de sodio que se produce?
- b) ¿Cuántos gramos de carbonato de sodio se pueden obtener a partir de 178 g de NaHCO_3 ?
- c) ¿Cuántos gramos de CO_2 se obtendrán en la reacción del inciso b?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/880>

31.

El fosgeno, COCl_2 , es un gas tóxico, puesto que cuando es inhalado reacciona con agua a nivel pulmonar produciendo ácido clorhídrico y dióxido de carbono.

- a) Escriba y balancee la ecuación química que representa la reacción.
- b) ¿Cuántos moles de ácido clorhídrico se forman cuando reaccionan 0,5 mol de fosgeno?
- c) ¿Cuántos moles y cuántos gramos de dióxido de carbono se producen?
- d) ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico se producen si reaccionan 1,3 mol de fosgeno?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/881>

32.

La descomposición térmica del hidrógeno trioxocarbonato (IV) de sodio (sólido) origina trioxocarbonato (IV) de disodio (sólido), dióxido de carbono (gaseoso) y agua (vapor). Si se someten 42 g de hidrógeno trioxocarbonato (IV) de sodio a descomposición térmica, responda las siguientes preguntas:

- a) ¿Cómo es la ecuación química balanceada que representa dicha reacción?
- b) ¿Cuántos moles y cuántos gramos de trioxocarbonato de disodio se producen?
- c) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se formaron?
- d) ¿Cuántas moléculas de agua se produjeron?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/882>

33.

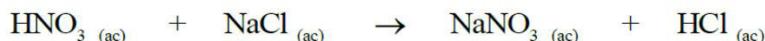
Al mezclar dos soluciones que contienen 7,00 g de CaCl_2 y 14,0 g de AgNO_3 respectivamente, se forma bis [trioxonitrato (V)] de calcio y un precipitado de cloruro de plata.

- a) Indicar si existe o no un reactivo en exceso. En caso afirmativo exprese el exceso en gramos respecto a la relación estequiométrica.
- b) Cuántos átomos de nitrógeno están contenidos en la masa de nitrato de calcio obtenido?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/883>

34.

Se desea fertilizar 30 hectáreas dedicadas a cultivo con NaNO_3 . Para ello son necesarios 13,608 kg de dicho fertilizante, los cuales pueden obtenerse según la siguiente reacción:



Calcule:

- a) La masa de NaCl que necesita.
- b) El número de moles de HCl que se forman.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/884>

35.

La fórmula para la sal de Epson se puede escribir como $\text{MgSO}_4 \cdot x \text{ H}_2\text{O}$, donde x indica el número de moles de agua por mol de sulfato de magnesio. Cuando 10,1404 g de sal se calientan a 150 °C, toda el agua de hidratación se pierde quedando 4,9564 g de sulfato de magnesio.

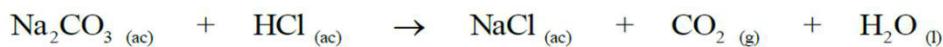
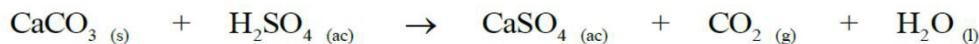


Calcule el valor de x y el número de moléculas de agua que se evaporaron.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/885>

36.

Dadas las siguientes ecuaciones químicas no balanceadas:



partiendo de *iguales masas* de los correspondientes carbonatos, ¿cuál de las reacciones químicas planteadas permitiría obtener la *máxima cantidad* de moles de *dióxido de carbono*?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/886>

37.

Dada la siguiente ecuación química no balanceada:



si parte de igual número de moles de cada uno de los reactantes. ¿Cuál será el reactivo limitante? Justifique su respuesta.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/887>

38.

Para la reacción entre cinc y ácido clorhídrico se puede escribir la siguiente ecuación química no balanceada:



Si se hacen reaccionar 81,25 g de cinc con 65,60 g de ácido clorhídrico:

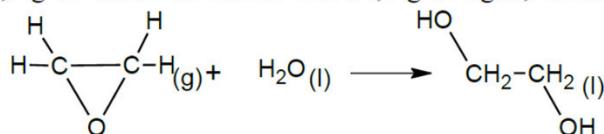
- Escriba la ecuación balanceada.
- ¿Cuántos gramos y moles de hidrógeno se forman?
- ¿Cuántas moléculas de cloruro de cinc se forman?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/888>

39.

La preparación industrial de etilenglicol, que se utiliza como anticongelante para los automóviles y en la preparación de fibras de poliéster, es:

Si reaccionan 165,0 g de óxido de etileno con 74,9 g de agua, el reactivo en exceso y el número



de moles en exceso son respectivamente:

- agua - 4,16 mol
- óxido de etileno - 0,41 mol
- agua - 0,41 mol
- óxido de etileno - 3,75 mol

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/889>

40.



Los carbonatos de metales pesados se descomponen por calentamiento produciendo dióxido de carbono según:



¿Qué masa de carbonato de magnesio producirá la misma masa de CO₂ que se obtiene con 88,5 g de BaCO₃?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/890>

41.

El metano (CH_4) se produce industrialmente haciendo reaccionar carburos con agua. Indique cuál de las siguientes ecuaciones químicas producirá *mayor cantidad de metano*, si se parte de igual cantidad de moles de los distintos carburos:

- a) $\text{Be}_2\text{C}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{CH}_4_{(g)} + \text{Be}(\text{HO})_{2(ac)}$
- b) $\text{Al}_4\text{C}_{3(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{CH}_4_{(g)} + \text{Al}(\text{HO})_3_{(ac)}$
- c) $\text{Na}_4\text{C}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{CH}_4_{(g)} + \text{Na}(\text{HO})_2_{(ac)}$
- d) $\text{PbC}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{CH}_4_{(g)} + \text{Pb}(\text{HO})_4_{(ac)}$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/891>

42.

Consideré la siguiente ecuación química no balanceada:

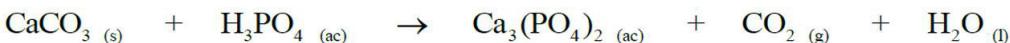


Si se mezclan 0,27 mol de cada uno de los reactivos, calcule los números de moles de *cobre*, *dióxido de carbono* y *agua* que se producen.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/892>

43.

Una muestra de 74,97 gramos de carbonato de calcio se deja reaccionar con 35,23 gramos de ácido ortofosfórico de acuerdo a la siguiente ecuación química no balanceada:



Calcule los *gramos de sal* y el número de moles de *dióxido de carbono* que se formarán.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/893>

44.

El gas de garrafa está compuesto principalmente por butano (C_4H_{10}) mientras que, la nafta está compuesta principalmente por octano (C_8H_{18}). Indique que combustible producirá mayor cantidad de CO_2 , si se realiza la combustión a partir de 100 g de butano, o de 100 g de octano.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/894>

45.

El azufre es un elemento que se encuentra frecuentemente en los carbonos minerales que se usan en las usinas térmicas. Al quemar estos combustibles el azufre presente se combina con el oxígeno para dar óxido de azufre (IV). Para evitar que este óxido contamine la atmósfera, se lo hace reaccionar con óxido de calcio, produciéndose sulfito de calcio. Si una usina quema aproximadamente 20 toneladas por día de azufre, ¿cuánto óxido de calcio necesitará, como mínimo, por día?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/895>

46.

Un método de obtención de fósforo es descripto por la siguiente ecuación química:



¿Qué masa de fósforo se obtiene en el proceso si se parte inicialmente de 300 kg de fosfato de calcio?

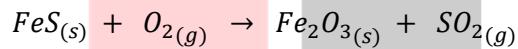
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/896>

47.

Al hacer reaccionar ioduro de potasio con iodato de potasio en ácido sulfúrico, se produce yodo, agua y sulfato de potasio. ¿Qué masa de iodato de potasio deberá usar para obtener 2,5 g de yodo?, suponga que agrega ioduro de potasio y ácido sulfúrico en abundancia.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/897>

48. El óxido férrico puede obtenerse calcinando sulfuro ferroso en presencia de oxígeno de acuerdo con la siguiente ecuación no balanceada:



- Si se ponen a reaccionar 176,0 gramos de sulfuro ferroso y 1 mol de oxígeno ¿Cuántos moles de dióxido de azufre se forman?
- Teniendo en cuenta la ecuación planteada en el punto anterior ¿Cuántos litros de dióxido de azufre en CNPT se formarán a partir de 32 g de oxígeno?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/898>

49.

Considere la siguiente ecuación no balanceada:

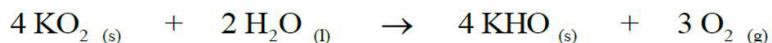


Si se ponen a reaccionar 100 g de nitrógeno_(g) y 100 g de oxígeno_(g) ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Cuántos moles de producto se forman? ¿Qué volumen total en CNPT se obtiene al finalizar la reacción?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/899>

50.

Las siguientes reacciones se producen en las mascarillas de gases que en ocasiones usan los mineros que trabajan bajo tierra:



- a) ¿Qué volumen de O₂ en CNPT se producen por la reacción completa de 1g de KO₂?
- b) ¿Cuál es este volumen a la temperatura del cuerpo a (37° C) y 1 atm?
- c) ¿Qué masa de KHO se produce en el inciso a)?
- d) ¿Qué volumen de CO₂ reaccionarán en CNPT con la masa de KHO del inciso c)?
- e) ¿Cuál es el volumen de CO₂ del inciso d) medido a 37° C y 1 atm?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/900>

51.

El óxido de etileno es (C₂H₄O) un gas que se emplea como agente esterilizante. La industria farmacéutica utiliza este gas para esterilizar materiales de plástico como catéteres, jeringas, envases de medicamentos y también para fármacos que se degradan por la acción del calor, por ejemplo, algunos antibióticos o enzimas. Se produce por un proceso de oxidación del etileno (C₂H₄) con oxígeno. Si reaccionan 165,0 g de etileno con 74,9 g de oxígeno, ¿cuál es el reactivo en exceso y el número de moles que sobran?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/901>

52. Al medir la masa de un frasco de perfume se obtiene que su valor es de 83g. Una semana después se vuelve a medir su masa y el valor obtenido es 71g.

- a) Calcular la diferencia de masa.
- b) El sistema está formado por el frasco y el perfume. ¿es abierto o cerrado? ¿en que fundamenta su respuesta?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/902>

53. Un recipiente cerrado contiene dos sustancias A y B que se ponen a reaccionar, formando una sustancia C. si la masa inicial del sistema es de 160 g:

- a) ¿Cuál es la masa final del sistema?
- b) Al finalizar la reacción se retira la sustancia formada C cuya masa es de 90 g ¿Cuál es la masa del recipiente?
- c) ¿Cuál es la masa de las sustancias que reaccionan (A+B)?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/903>

54. ¿Qué cantidad de carbono reacciona con 8g de oxígeno, si se obtienen 11 g de dióxido de carbono?

La reacción de combustión del carbono es:



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/904>

55. Un grupo de estudiantes realiza en el laboratorio 4 experimentos indicadas en la tabla como 1, 2, 3 y 4 haciendo reaccionar diferentes masas de cadmio y oxígeno. Utilizando como guía los datos de la experiencia complete la siguiente tabla:

Exp	Masa de oxígeno	Masa de cadmio	Masa total al final de la reacción	Masa del compuesto formado	Masa de oxígeno excedente	Masa de cadmio excedente
1	8,00	56,0	64,0	64,0	0	0
2		14,0		14,0		
3	28,0	20,0				
4	2,0	28,0				

Nota: todas las masas están expresadas en gramos.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/905>

56. El calcio y el oxígeno se combinan en una relación de 5:2. Determinar si al combinar 8 g de calcio con 3,75 g de oxígeno la reacción es completa y que cantidad de óxido de calcio se forma de acuerdo a la ley de proporciones definidas.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/906>

57. El magnesio y el oxígeno se combinan en la relación de 3:2. Determinar si al combinar 12 g de magnesio con 10 g de oxígeno la reacción ocurre completamente y que cantidad de óxido de magnesio se forma de acuerdo con la ley de las proporciones definidas.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/907>

58. Al reaccionar el azufre y oxígeno para formar tres óxidos distintos se han obtenido los siguientes resultados:

g de S	g de O	g de oxido
8	4	12
12	12	24
16	24	40

Compruebe que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/908>

59. La siguiente tabla contiene información sobre moles de átomos y gramos:

1- Mg	2- 27g	3- Al	4- 0,25 moles
5- 24g	6- 4 moles	7- 40g	8- Ca

- a) ¿En qué casillas están las masas de un mol de átomos de los elementos cuyos símbolos se encuentran en las casillas 1, 3 y 8?
- b) ¿Cuántos gramos del elemento de la casilla 3 hay en los moles de la casilla 4?
- c) ¿Cuántos gramos del elemento de la casilla 8 hay en los moles de la casilla 6?
- d) ¿Cuántos átomos del elemento representado en la casilla 1 hay en los moles representados en la casilla 4?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/909>

60. ¿Cuál de las siguientes cantidades contienen mayor número de átomos?

6g de sodio; 0,15 moles de sodio o $5,4 \times 10^{23}$ átomos de sodio.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/910>

61. ¿Cuál es la masa de un sistema material formado por 0,53 moles de plata, $3,01 \times 10^{23}$ átomos de Ag y 3 g de Ag?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/911>

62. Calcule el número de moles, número de moléculas y número de átomos existentes en 50g de agua.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/912>

63. El análisis elemental por combustión de una sustancia orgánica formada por C, H y O, arrojo los siguientes resultados:

C: 52,17% H: 13,04%

Teniendo en cuenta estos datos experimentales responder las siguientes consignas:

- a) Deduzca la formula empírica de esta sustancia.
- b) ¿Qué dato se requiere para establecer la formula molecular?
- c) Suponiendo que el dato solicitado en el ítem anterior es 46, escriba la formula molecular.
- d) Luego que Ud. Aprenda los conceptos química orgánica, que en nuestro curso abordaremos en la Unidad VIII, retome este ejercicio, proponga dos estructuras acordes con la formula calculada y nombre las sustancias propuestas.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/913>

64. Un elemento presenta 2 isotopos de masas 68,9 y 70,9. La abundancia isotópica es 60 y 40%, respectivamente. Calcule el PA de tal elemento y de su nombre.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/914>

65. Determinar la cantidad de óxido de magnesio que se formara en la combustión de 18 g del metal, si la relación en que se combina es de 3:2.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/915>

66. Al someter a la acción del calor, 21 g de hierro con 18 g de azufre, se observo que el producto final formado era de un aspecto heterogéneo. Si la relación en que se combinaron ambos elementos fue de 7:4, determinar que elemento sobró y en qué cantidad.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/916>

67. ¿Qué cantidad del compuesto AB se formará en la combustión de 15 g del elemento A con 8 g del elemento B, si la relación que se combina es de 3:2?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/917>

68. Al hacer reaccionar 21 g de hierro con 14 g de azufre sobraron 2 g de azufre. Determinar:

- a) Cantidad de sulfuro de hierro formado.
- b) La relación definida en que se combinan ambos elementos.

- c) Leyes que se aplican en la solución del problema.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/918>

69. Si se demuestra experimentalmente que la relación gravimétrica entre azufre y cobre para dar sulfuro cúprico es m S/ m Cu: $\frac{1}{2}$, calcule:

- a) La masa de azufre que se combina con 25 g de cobre.
- b) La masa de cobre necesaria para preparar 150 g de sulfuro cúprico.
- c) La masa del reactivo excedente cuando se colocan para reaccionar 10 g de azufre con 10g de cobre.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/919>

70. ¿Cuál es el número de moles de oxígeno presente en una habitación de 4,80 m de ancho por 3,50 m de largo por 2,20 m de alto, cuyas condiciones atmosféricas son 20 °C y 751 mmHg? Suponga que el contenido de oxígeno del aire es 21,01% V/V. Datos adicionales: CNPT: 0°C y 760 mmHg; R: 0,082 L.atm/K.mol

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/920>

71. Algunos compuestos iónicos cristalizan con un número determinado de moléculas de agua. A estos compuestos se les llama hidratados, y en su fórmula se indica la proporción en la que participa el agua. Por ejemplo, el sulfato de cobre pentahidratado tiene formula $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$. Calcule el porcentaje de agua de hidratación en esta sustancia.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/921>

72. La testosterona, hormona sexual masculina se compone solo de carbono, hidrogeno y oxígeno. Contiene 79,12% de C y 9,79% de H en masa. Calcule la formula empírica mínima y la masa de un mol (masa molar) de la hormona.

	FEM	Masa molar
a)	$C_{9,5}H_{14}O$	144 uma.
b)	CHO	29 g
c)	$C_{10}H_{14}O$	150 uma
d)	$C_{19}H_{28}O_2$	288 uma
e)	$C_{19}H_{28}O_2$	288 g

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/922>

73. El cloruro de amonio (NH_4Cl) y el nitrato de amonio (NH_4NO_3) se utilizan como abonos. Calcula el porcentaje de nitrógeno de cada compuesto. ¿Cuál es más rico en nitrógeno?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/923>

74. En la naturaleza hay minerales de óxido de hierro (Fe_2O_3), como la hematita y de sulfuro de hierro (FeS) como la pirrotina. Suponiendo que ambos minerales fuesen igualmente abundantes, determine cuál es más adecuado para obtener el metal.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/924>

75. La leche de magnesia es un conocido antiácido que se prepara mezclando hidróxido de magnesio $Mg(OH)_2$ con agua. Para una reacción se deben tener en la mezcla $5 * 10^{22} Mg^{2+}$. Calcular cuántos gramos de hidróxido de magnesio se deben mezclar.

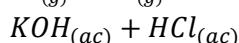
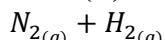
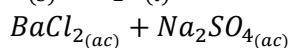
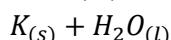
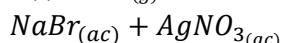
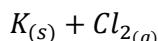
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/925>

76. Complete el siguiente cuadro con los productos que aparecen al mezclar cada uno de los ácidos con cada una de las bases citadas:

Reactivos	$NaOH$	$Ca(OH)_2$	$Fe(OH)_3$
H_2SO_4			
$HClO_4$			
HNO_3			

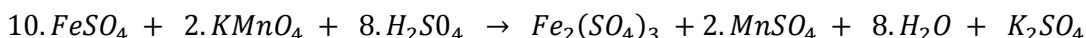
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/926>

77. Complete y equilibre las siguientes ecuaciones. Indique a qué tipo de reacciones químicas corresponde cada una de ellas:



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/927>

78. El sulfato ferroso se utiliza en el tratamiento de patologías producidas por deficiencia de hierro; para determinar la fuerza del mismo se emplea como reactivo una solución de permanganato de potasio en medio acido. La siguiente ecuación balanceada representa la reacción mencionada:



Analice las siguientes propuestas y clasifíquelas como verdaderas (V) o falsas (F):

- I) El catión Fe^{2+} recibe un electrón y se transforma en Fe^{3+} .
- II) El sulfato ferroso es el agente reductor
- III) El anión permanganato se oxida
- IV) El tristetraoxosulfato de dihierro es el agente oxidante.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/928>

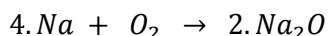
79. La hidracina líquida, N_2H_4 , se emplea en la industria de tinturas, plásticos y farmacéutica. La misma se prepara tratando amoníaco con cloro y solución de soda cáustica. Además en la reacción se produce cloruro de sodio y agua.

- a) Escriba la ecuación balanceada de obtención de la misma.
- b) Si se hacen burbujejar 100g de NH_3 gaseoso con 120g de Cl_2 en una solución con exceso de $NaOH$ y se obtiene hidracina ¿cuántos g de hidracina se recuperaron?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/929>

80. Se puede calcular la masa de óxido de sodio que se obtiene a partir de 200g de sodio.

La ecuación ajustada es:



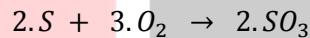
La ecuación balanceada correctamente nos indica que a partir de cuatro moles de sodio se obtienen dos moles de óxido de sodio.

Si 92g de Na producen 124g de Na_2O , 200 g de Na producirán:

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/930>

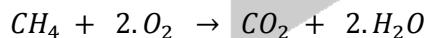
81. Calcular el volumen de trióxido de azufre que se obtiene a partir de 5L de oxígeno (CNPT: condiciones normales de temperatura y presión).

La ecuación ajustada es:



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/931>

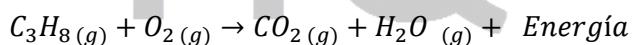
82. La reacción entre metano y O_2 es fuente de energía térmica (calor). La ecuación química, que representa dicha reacción es:



Si 10 moles de CH_4 reaccionan con 5 moles de oxígeno, indique la cantidad de L de CO_2 medidos en (CNPT) y de moléculas de agua que se producen.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/932>

83. La reacción entre propano y O_2 es fuente de energía térmica (calor). La ecuación química, no balanceada, que representa la reacción es:



- a) Balancee la ecuación química.
- b) Si 836 L (CNPT) de propano reaccionan en presencia de un exceso de oxígeno, indique la cantidad de moles de moles de CO_2 y de moléculas de agua que se producen.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/933>

84. Complete y equilibre las siguientes ecuaciones. Indique a qué tipo de reacciones químicas corresponde cada una de ellas:

- a) $Cl_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow$
- b) $K_{(s)} + I_{2(g)} \rightarrow$
- c) $NaI_{(ac)} + AgNO_3_{(ac)} \rightarrow$
- d) $K_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow$
- e) $CaCl_{2(ac)} + Na_2CO_3_{(ac)} \rightarrow$
- f) $NaOH_{(ac)} + HCl_{(ac)} \rightarrow$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/934>

85. Complete el siguiente cuadro según las consignas a y b con los productos que se forman al mezclar cada uno de los ácidos con cada una de las bases citadas:

Reactivos	KOH	Ca(OH) ₂	Al(OH) ₃
H ₂ SO ₄			
HCl			
H ₃ PO ₄			

- Escriba y equilibre las ecuaciones correspondientes a las reacciones que se producen entre los reactivos propuestos en el cuadro anterior (considerar neutralización total)
- Nombre reactivos y productos de cada reacción.
- ¿Cuántos moles de H₃PO₄ serán necesarios para lograr la neutralización completa de 80g de KOH?
- Si reaccionan 100g de Al(OH)₃ con 70g de HCl ¿cuántos moles de agua se generan en la reacción?
- ¿Cuántos gramos de H₂SO₄ y Ca(OH)₂ son necesarios para obtener 16 moles de CaSO₄?

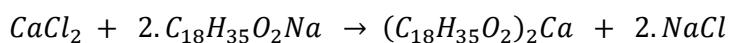
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/935>

86. Nombre los iones incluidos en el cuadro. Complete el mismo con los compuestos que se forman a partir de ellos y nómbrerlos.

	Cl ⁻	S ²⁻	O ²⁻	O ₂ ²⁻	SO ₄ ²⁻	HCO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	OH ⁻
Na ⁺								
Ca ²⁺								
Fe ³⁺								
Zn ²⁺								
Cu ²⁺								
NH ₄ ⁺								

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/936>

87. En hidrología, el término dureza se refiere a la concentración total de iones alcalinotérreos en el agua. Dado que las concentraciones de Ca²⁺ y Mg²⁺ suelen ser mucho mayores que las de los otros iones la dureza puede igualarse a la concentración de Ca²⁺ más la de Mg²⁺. El resultado de la reacción de agua dura con jabón (C₁₈H₃₅O₂Na, estearato de sodio), es una nata insoluble.



Si a una muestra de agua dura que contiene 200mg de CaCl₂ se le agrega un exceso de estearato de sodio calcular:

- Moles de estearato de sodio que se consumen.
- Gramos de estearato de calcio - (C₁₈H₃₅O₂)₂Ca - que se producen como precipitado.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/937>

88. El ácido clorhídrico (HCl) es un componente importante del jugo gástrico que participa en la digestión de los alimentos. La ingestión de ciertas comidas o alteraciones a nivel estomacal provocan un marcado aumento de la secreción de dicho ácido. Para neutralizar el exceso de ácido suelen administrarse antiácidos.

Uno de estos antiácidos presenta por tableta la siguiente composición.

Rp:

- Hidróxido de aluminio	$Al(OH)_3$	200mg
- Hidróxido de magnesio	$Mg(OH)_2$	200mg
- Excipientes		C.S.

- Plantee y equilibre las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de neutralización que se producen con cada una de las bases citadas y el ácido clorhídrico.
- ¿Cuántas tabletas serán necesarias para neutralizar 1,062g de HCl?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/938>

89. Los cristales de oxalato de calcio (CaC_2O_4) y otros cristales pueden precipitar como cálculos y depositarse a nivel de los uréteres generando cólicos (dolores fuertes).

Cuando se expulsa uno de esos cálculos, es preciso analizarlo detenidamente para determinar su naturaleza. Para comprobar si se trata de CaC_2O_4 se ensaya la reacción representada en la siguiente ecuación.

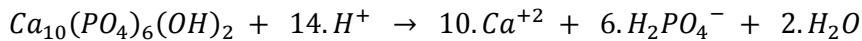


Para la ecuación citada:

- Nombre reactivos y productos.
- Indique los estados de oxidación de todos los elementos involucrados en los reactivos y productos.
¿Quién se comporta como agente oxidante y quién como agente reductor?
- Suponiendo que un paciente elimine un cálculo de 0,700g y que el 80% del mismo esté constituido por CaC_2O_4 y el 20% restante por sustancias inertes:
 - ¿Cuántos moles de $KMnO_4$ y H_2SO_4 se consumen para oxidar totalmente al CaC_2O_4 ?
 - ¿Cuántos litros en CNPT de CO_2 se generan en la reacción y cuántas moléculas corresponden a dicho volumen?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/939>

90. El esmalte de los dientes contiene el mineral llamado hidroxiapatita ($Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2$), un hidroxifosfato de calcio. Este mineral poco soluble se disuelve en ácidos puesto que tanto PO_4^{3-} como OH^- reaccionan con H^+ .



Las bacterias causantes de caries, al metabolizar azúcares, producen un ácido monoprótico, el ácido láctico ($CH_3 - CHO - COOH$).

Si las bacterias generaran 5.10^{-3} mmoles de ácido láctico ($CH_3 - CHO - COOH$):

- ¿Qué cantidad de hidroxiapatita expresada en μg se consumen?
- ¿Cuántos μg de Ca^{+2} se liberan en la reacción?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/940>

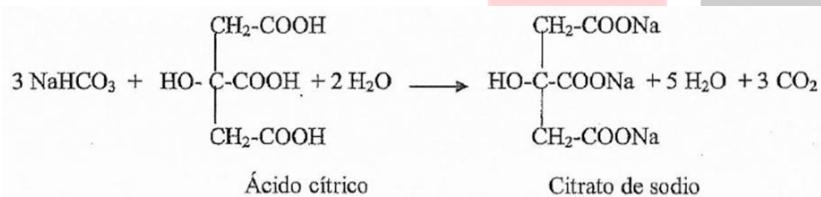
91. La producción de comprimidos, tabletas u otras formas farmacéuticas efervescentes es algo común en la industria farmacéutica mediante la generación de CO_2 cuando se la coloca en solución acuosa.

Un ejemplo de esto lo constituyen los comprimidos de vitamina C (ácido ascórbico) como en la siguiente formulación:

Rp:

- Vitamina C (ácido ascórbico).....2,00g
- Benzoato de sodio.....0,48g
- Bicarbonato de sodio.....17,43g
- Ácido cítrico.....10,49g
- Glicocola.....0,10g
- Lubricante.....0,03g

Al poner la formulación en contacto con agua se produce la reacción química representada por la siguiente ecuación:



- a) ¿Cuál es el reactivo limitante en la reacción?
 - b) ¿Cuántos L, medidos en CNPT, de CO_2 se generan en la reacción?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/941>

TRABAJO PRACTICO 06 – SOLUCIONES – PROPIEDADES COLIGATIVAS

1. Se disuelven 20g de NaOH en 500ml de solución. Calcule:

- a) La concentración en g/L
- b) La molaridad

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1051>

2. ¿Cuál es la molaridad (M) de las siguientes soluciones?

- a) 1,5 moles de NaCl en 2000ml de solución.
- b) 0,25 moles de HCl en 250ml de solución.
- c) 100,0g de de H₂SO₄ en 1500,0ml de solución.
- d) 63,00g de HNO₃ en 0,500L de solución.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1052>

3. ¿Cuántos moles d soluto hay en?:

- a) 250,0ml de solución de KCl 0,100M
- b) 1,500L de solución de HCl 2,00M
- c) 100,0ml de solución de NaCl 0,50M
- d) 2,500L de solución de HNO₃ 2,0·10⁻³M

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1053>

4. Considere una solución que se identifica en su etiqueta como HCl 0,5M. ¿Nos dice esa etiqueta cuánto HCl hay en el frasco?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1054>

5. El ión fluoruro, F⁻, puede reducir la incidencia de caries dental, así como el número de casos de osteoporosis y de endurecimiento de las arterias. Una de las últimas etapas en el tratamiento del agua para su potabilización es la fluoración, es decir, el agregado de ión fluoruro hasta alcanzar una concentración de 1ppm (1mg/L). En la planta de potabilización se dispone de piletas de 1250m³.

- a) Calcular qué masa de iones F⁻ es necesario agregar para cumplir con los requerimientos establecidos.
- b) ¿Cuál es su molaridad?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1055>

6. Una solución de HNO₃ de densidad igual a 1,4g/ml contiene 68,1%p/p de HNO₃. Calcular su molaridad (M)

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1056>

7. Una solución de HCl cuya densidad es de 1,18g/ml contiene 35,2%p/p de ácido. Calcular el volumen de solución que se necesita para preparar 3 litros de ácido 2M.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1057>

8. Calcule la molaridad de una solución acuosa de AgNO₃ que tiene una concentración de 10%p/p y una densidad de 1,09g/ml.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1058>

9. ¿Cuánto nitrato de sodio se debe pesar para preparar 50cm^3 de una solución acuosa que contenga 70mg de Na^+/cm^3 ? Exprese la concentración de la solución de NaNO_3 en g/L, %p/v y en M.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1059>

10. ¿Cuántos gramos de soluto se requieren para preparar 500ml de una solución 1M de nitrato plumboso? ¿Cuál es la concentración M de la solución con respecto a cada uno de los iones?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1060>

11. A $50,0\text{ml}$ de una solución de LiCl $0,520\text{M}$ se le agrega $20,5\text{ml}$ de otra solución de la misma sal pero de concentración $0,832\text{M}$; llevándosela a un volumen final de 250ml . Calcule la M de la solución resultante.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1061>

12. Se añaden 20 gramos de un soluto a 100 g de agua a 25°C . La presión de vapor del agua pura es $23,76 \text{ mmHg}$; la presión de vapor de la solución es de $22,41 \text{ mm Hg}$.

- a) Calcular la masa molar del soluto
- b) ¿Qué cantidad de este soluto se necesita añadir a 100 gramos de agua para reducir la presión de vapor a la mitad del valor para el agua pura?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1062>

13. La constante crioscópica molar del alcanfor es $40,27$. En cierta experiencia se observó que $0,0113\text{g}$ de fenantreno hicieron disminuir 27°C el punto de congelación de $0,0961\text{g}$ de alcanfor. ¿Cuál es la masa molar del fenantreno en alcanfor?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1063>

14. La glicerina, $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$, es un no electrolito no volátil con una densidad de $1,26 \text{ g/mL}$ a 25°C . Calcule la presión de vapor a 25°C de una solución que se preparó agregando $50,0 \text{ mL}$ de glicerina a 500mL de agua. La presión de vapor del agua pura a 25°C es de $23,8 \text{ mmHg}$.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1064>

15. El anticongelante para automóviles consiste en etilenglicol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$, un no electrolito no volátil. Calcule el punto de ebullición y el punto de congelación de una solución al 25% en peso de etilenglicol si se tienen 1000g de solución.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1065>

16. Calcular la molaridad de una solución de $0,83\text{m}$ con una densidad de solución igual a $1,25\text{g/ml}$, sabiendo que el peso molecular del soluto es igual a 80uma .

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1066>

17. Calcular la concentración molal de una solución al 5%m/v de ácido metafosfórico.

Su densidad es de $1,2\text{g/ml}$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1067>

18. Utilice la información de la tabla y responda:

Jugo	Masa jugo (gramos)	Masa vitamina C (mg)	% vitamina C
Limón	15,2	3,8	¿?

Naranja	248	124	¿?
Mandarina	247	76,6	¿?

- a) ¿Cuál es el %m/m de vitamina C para cada jugo?
- b) ¿Cuántos gramos de jugo de naranja deberá tomar una persona adulta, sabiendo que la dosis diaria de vitamina C debería ser 60mg?
- c) ¿Cuántos gramos de vitamina C están contenidos en 1 kg de mandarinas?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1068>

19. Una solución blanqueadora comercial, es una solución acuosa de hipoclorito de sodio ($NaClO$), cuya concentración es de 8,42% m/m.

- a) Plantee la ecuación que corresponde a la reacción de neutralización, en forma balanceada para la obtención de la sal.
- b) Calcule la fracción molar de $NaClO$ en dicha solución.
- c) Calcule la m de la misma.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1069>

20. Si la solubilidad del $NaBr$ a 20°C, es de 18,3g/100g de H_2O , justifique si es posible preparar a temperatura de 20°C las soluciones cuyas concentraciones se detallan a continuación:

- a) 15,5%m/m
- b) $X_{BrNa} = 0,03$
- c) 2,6m

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1070>

21. Los organismos acuáticos requieren determinada cantidad de oxígeno disuelto en agua para su supervivencia. Los peces no pueden vivir en agua que tenga un nivel de oxígeno disuelto inferior a 0,004g/1000g de disolución.

- a) Calcule las ppm (partes por millón) de oxígeno necesarios para la supervivencia de peces.
- b) Si hay 0,80g de oxígeno en 1. 10^5 ml de agua, determine si se cumplen los requerimientos mínimos necesarios de O_2 disuelto para diversas especies de peces.
- c) Si se tiene un estanque de 2800ml de agua y se pretende asegurar la supervivencia de peces, ¿qué cantidad mínima de oxígeno disuelto será necesaria?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1071>

22. Una solución contiene masas iguales de butanol y agua, con una densidad de 0,0989 g/ml. Calcule la M, m y FM del butanol y H_2O . Dato: $PM_{Butanol} = 74$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1072>

23. La sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) es el azúcar de mesa, si se preparan 557g de una solución acuosa que contiene 57g de sacarosa, calcular en la mezcla obtenida:

- a) Concentración expresada en molalidad.
- b) Ascenso ebulloscópico.
- c) Temperatura de ebullición.
- d) Descenso crioscópico.
- e) Temperatura de congelación.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1073>

24. La pepsina es una enzima del jugo gástrico que inicia la digestión de la mayoría de las proteínas contenidas en los alimentos. Si se disuelven 0,7042g de pepsina en agua destilada hasta alcanzar un volumen final de 50,0ml a 19,8°C y la presión osmótica en las condiciones citadas es 7,46mmHg ¿cuál es la masa molecular de la pepsina?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1074>

25. Una solución para inyección intravenosa tiene la misma presión osmótica que la sangre. Según la etiqueta en 100ml de solución salina fisiológica hay 900mg de cloruro de sodio disueltos. Calcule para la solución:

- a) Concentración expresada en M.
- b) Presión osmótica a 36,5°C.
- c) Molaridad de una solución de glucosa (no electrolito) que posee la misma presión osmótica que la solución fisiológica.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1075>

26. Se mezclan 100g de agua con 2,54g de un electrolito de masa molar igual a 310uma. Si la temperatura de congelación de la solución obtenida es -0,762°C ¿cuántos moles de partículas de soluto se han formado al disociarse el electrolito?

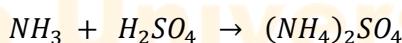
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1076>

27. Se hacen reaccionar 39,20g de H_2SO_4 con 160g de Zn y luego se completa el volumen con agua destilada hasta 500ml. Realice los cálculos para determinar:

- a) Cantidad en exceso de uno de los reactantes.
- b) Normalidad de la solución obtenida en sulfato de zinc.
- c) Concentración expresada en %m/v de la solución final con respecto al sulfato de zinc.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1077>

28. El sulfato de amonio $[(NH_4)_2SO_4]$ es un fertilizante sólido, muy utilizado en todo el mundo para tal fin. El mismo se produce haciendo reaccionar el amoniaco con el ácido sulfúrico concentrado. Según la siguiente ecuación no balanceada.



- a) Calcular la concentración expresada en M del $(NH_4)_2SO_4$ obtenido a partir de una mezcla de 50 ml de NH_3 2M y 5,2ml de H_2SO_4 18M, si se completa con H_2O destilada a volumen final de 100ml.
- b) Alguno de los dos reactivos está en exceso ¿cuál?, ¿en qué cantidad?
- c) Calcular la concentración expresada en N del reactivo en exceso.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1078>

29. La lluvia ácida es un fenómeno que ocurre como resultado de la contaminación producida por las fábricas que al emitir diferentes contaminantes en forma de vapor por sus chimeneas, se mezclan con el vapor de H_2O y producen diferentes ácidos que pueden destruir las superficies expuestas de animales, plantas, casas, esculturas, etc. El ácido sulfúrico es uno de los principales ácidos inorgánicos de la lluvia ácida que reacciona con el mármol (carbonato de calcio: $CaCO_3$) de los edificios como lo indica la ecuación:



¿Cuántos litros de ácido sulfúrico 0,25M se consumirán cuando reaccionan completamente con 2g de carbonato de calcio?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1079>

30. La siguiente ecuación corresponde a la reacción de neutralización del HCl estomacal con una tableta antiácida que contiene 0,00mg de CaCO₃:



¿Cuántos ml de HCl estomacal cuya concentración es 0,25M se consumirán con una tableta?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1080>

31. Se desea preparar 250ml de ácido clorhídrico 0,4M, a partir de un ácido comercial de 1,18g/ml de densidad y una riqueza de 36,2% en peso.

- a) ¿Cuál es la molaridad del ácido comercial?
- b) ¿Cuántos ml de ácido comercial se necesitan?
- c) Si 15ml de la solución diluida se neutralizan con 12ml de solución de hidróxido de calcio, ¿cuál es la normalidad de la solución de carácter básico utilizada?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1081>

32. Analice las siguientes afirmaciones e indique si son verdaderas o falsas. Justifique su respuesta:

- a) La fracción molar de una solución 0,1M de etanol (C₂H₆O) en H₂O es 0,0017 (densidad de la solución 0,998g/ml).
- b) 800ml de una solución 0,5M de AgNO₃ tiene una concentración 1N.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1082>

33. La urea (N₂H₄CO) es un compuesto que se forma a partir del metabolismo de los aminoácidos. Se dispone de una solución de este metabolito preparada a 20°C, de concentración 26,0%P/V y densidad 1,07g/ml. Seleccione la opción que indica correctamente la molalidad de la solución e informe si dicho valor varía con la temperatura.

- a) 6,42m, sí varía.
- b) 5,35m, sí varía.
- c) 5,85m, no varía.
- d) 6,42m, no varía.
- e) 5,35m, no varía.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1083>

34. Se dispone de 100ml de una solución A de H₂SO₄ 2M y de una solución B de H₂SO₄ 4N en agua destilada. Se desea preparar 250ml de una solución C de H₂SO₄ 2N. Calcule la cantidad de H₂SO₄ de la solución B necesarios que se debe agregar a los 100ml de la solución A para obtener la solución C.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1084>

35. ¿Cuántos gramos de sulfato de magnesio están disueltos en 100g de agua formando una solución iónica que ebulle a 102°C?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1085>

36. Calcule la molalidad de 250g de una solución de NaCl que es isotónica con una solución de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) que contiene 1g de soluto en 100g de agua destilada.

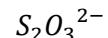
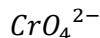
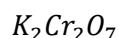
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1086>



Apoyo Universitario

TRABAJO PRACTICO 07 – REACCIONES REDOX

1. Asigne el estado de oxidación para cada uno de los elementos en los siguientes compuestos o iones:



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1251>

2. Un elemento neutro X de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ lo más probable es que pierda o gane electrones para formar un ión de estado de oxidación:

- a) +1
- b) -1
- c) +5
- d) -5

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1252>

3. Indique justificando su respuesta, cuál o cuales de las siguientes ecuaciones son de oxido-reducción:

- a) $Fe_2O_3 + 3.H_2O \leftrightarrow 2.Fe(OH)_3$
- b) $Zn + Cl_2 \leftrightarrow ZnCl_2$
- c) $ClO^- + NO_2 \leftrightarrow NO_3^- + Cl^-$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1253>

4. Señala el número de oxidación de los halógenos en los siguientes compuestos

- a) CaF_2
- b) $KBrO_4$
- c) I_2
- d) $Mg(ClO)_2$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1254>

5. Indica cuántos electrones se intercambian en las siguientes reacciones:

- a) $MnO_4^{-1} \rightarrow Mn^{2+}$
- b) $2.ClO_3^{-1} \rightarrow Cl_2$
- c) $CrO_4^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$
- d) $Cl_2 \rightarrow 2.Cl^-$
- e) $H_2 \rightarrow 2.H^+$
- f) $2.Cr^{3+} \rightarrow Cr_2O_7^{-2}$
- g) $NO_3^{-1} \rightarrow NO_2^{-1}$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1255>

6. El estado de oxidación del S en las siguientes especies es, respectivamente:



- a) +2, -2, -2, +6
- b) -2, +6, +4, +2
- c) +4, +8, +6, +6

- d) -2, +2, +4, +4
- e) Ninguna es correcta.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1256>

7. Dadas las siguientes sales:

- I. $Mg_3(PO_4)_2$
- II. Na_2SO_3
- III. $Al(NO_2)_3$
- IV. $Sn(CO_3)_2$

Las sales en las que el estado de oxidación del metal es igual al del átomo central del oxoanión son:

- a) I y II
- b) III y IV
- c) I y III
- d) II y III
- e) Ninguna es correcta

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1257>

8. El oxígeno existe en la naturaleza bajo la forma de diferentes especies químicas. Es posible encontrarlo al estado elemental (neutro) como una molécula biatómica O_2 (oxígeno molecular) o triatómica O_3 (ozono), como así también bajo la forma de diferentes especies iónicas: O^{2-} (ión óxido), O_2^{-2} (ión peróxido) y O_2^{-1} (ión superóxido) ¿Cuál es el estado de oxidación del oxígeno en cada una de las especies del texto?

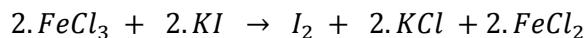
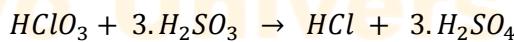
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1258>

9. A partir de los contenidos de la pregunta anterior establece si es un superóxido, peróxido u óxido.

- a) CaO
- b) CsO_2
- c) Na_2O_2
- d) Li_2O

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1259>

10. En las siguientes reacciones químicas:

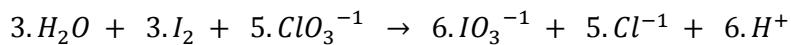


Los elementos que se reducen son:

- a) En I el azufre y en II el potasio.
- b) En I el cloro y en II el hierro
- c) En I el azufre y en II el yodo.
- d) En I el cloro y en II el potasio.
- e) En I el cloro y en II el yodo.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1260>

11. La siguiente ecuación representa una reacción química de óxido-reducción:



¿Cuál de los siguientes pares de especies químicas, intervienen en la transferencia de electrones?

- a) H_2O y ClO_3^-
- b) H_2O y H^+
- c) I_2 y IO_3^-
- d) H_2O y IO_3^-
- e) Ninguna de las anteriores.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1261>

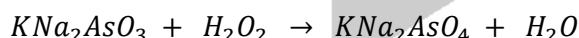
12. Observa la siguiente ecuación e indica la opción correcta:



- a) No es una reacción redox.
- b) Se oxida el oxígeno.
- c) Se oxida el Cl y se reduce el Mn.
- d) Se reduce el H.
- e) Se reduce el Mn y se oxida el H.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1262>

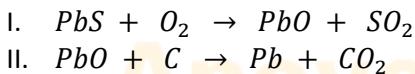
13. En la siguiente reacción el elemento que se reduce es:



- a) K
- b) Na
- c) As
- d) O
- e) H

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1263>

14. La galena es un mineral de plomo (PbS). Un método de obtención de Pb se efectúa en dos etapas:



La opción correcta es:

- a) En la reacción I el Pb sufre un proceso de oxidación por el oxígeno.
- b) En la reacción II el PbO formado se reduce a Pb metálico.
- c) En la reacción II el C actúa como oxidante pues pasa de C a C^{+4} .
- d) En la reacción I el S pasa de un compuesto a otro sin modificar su número de oxidación.
- e) Todas las afirmaciones anteriores son correctas.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1264>

15. Sólo una de las siguientes definiciones es incorrecta:

- a) Un agente oxidante es una sustancia que oxida a otra y experimenta una reducción.
- b) La oxidación es un incremento del número de oxidación asociado con una pérdida parcial o total de electrones.

- c) La oxidación ocurre en el cátodo.
- d) E representa al potencial de reducción estándar de una semi-reacción e indica la capacidad para reducirse de una especie química.
- e) Los potenciales estándar de reducción se determinan tomando como patrón la hemicelda de hidrógeno.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1265>

16. Se construye una celda voltaica que contiene un electrodo estándar Cd^{+2}/Cd y otro de Au^{+2}/Au y se cierra el circuito.

Considerar las siguientes observaciones:

- I. Se deposita oro metálico sobre uno de los electrodos y la concentración del ión oro disminuye en torno al mismo.
- II. La masa del electrodo de cadmio disminuye y la concentración del ión cadmio aumenta en torno al mismo.

Podemos afirmar entonces:

- a) El electrodo de oro es el electrodo positivo.
- b) El electrodo de cadmio es el cátodo de la celda.
- c) Los electrones migran desde el electrodo de oro al electrodo de cadmio.
- d) La cantidad de oro en estado elemental disminuye en la celda.
- e) En el electrodo de cadmio ocurre la reducción.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1266>

17. Si como consecuencia de una reacción química un átomo con estado de oxidación +1 pasa a +4, se puede asegurar que:

- a) Este átomo ganó electrones.
- b) El átomo se oxidó.
- c) El átomo es un oxidante.
- d) El átomo sufre una reducción.
- e) El átomo es un catalizador.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1267>

18. En la siguiente reacción digas si los enunciados son correctos o no.



- a) Con 2 moles de H_2 y tres moles de $CuCl_2$ se pueden obtener 6 moles de HCl .
- b) El agente oxidante de la reacción es el cloro.
- c) Con 2 volúmenes molares (CNPT) de H_2 se obtienen dos átomos de Cu .
- d) Uno de los productos de la reacción es una sal.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1268>

19. En algunos métodos de preparación de ácido oxálico, se utilizan como catalizadores $FeCl_3$, V_2O_5 y H_2SO_4 . En estos compuestos, los estados de oxidación de los elementos indicados son:

- | | | | |
|-------|----|----|----|
| Fe | Cl | V | S |
| a) +3 | -1 | +2 | +6 |

- | | | | |
|-------|----|----|----|
| b) -3 | +1 | +2 | +2 |
| c) +3 | -1 | +5 | +2 |
| d) +3 | -1 | +5 | +6 |
| e) +3 | -1 | +5 | +3 |

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1269>

20. ¿Cuál o cuáles de las siguientes reacciones no son redox?

- I. $P_2O_5 + H_2O \rightarrow H_3PO_4$
 - II. $CuCO_3 + HCl \rightarrow CuCl_2 + CO_2 + H_2O$
 - III. $PbO_2 + HCl \rightarrow PbCl_2 + Cl_2 + H_2O$
 - IV. $H_2 + Br_2 \rightarrow 2.HBr$
 - V. $Na + H_2O \rightarrow Na(OH) + H_2$
- a) I y III
 b) III y IV
 c) I y II
 d) I, II y IV
 e) I y V

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1270>

21. Dadas las siguientes ecuaciones químicas:

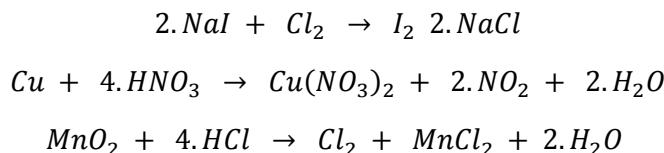
- I. $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$
- II. $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$
- III. $H_2SO_4 + PbO \rightarrow PbSO_4 + H_2O$
- IV. $CaCl_2 + AgNO_3 \rightarrow AgCl + Ca(NO_3)_2$

Indique cuáles ocurren con cambio en el estado de oxidación:

- a) Sólo I
 b) I y II
 c) Sólo II
 d) III y IV

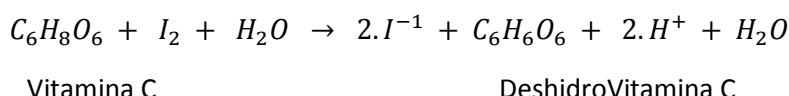
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1271>

22. Analice las siguientes ecuaciones químicas, nombre las especies químicas involucradas e indique quién es el agente oxidante y el agente reductor:



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1272>

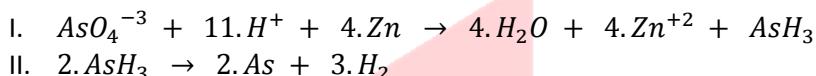
23. La vitamina C ($C_6H_8O_6$) puede cuantificarse por yodometría mediante la reacción representada por la siguiente ecuación:



- a) ¿Quién actúa como agente oxidante y quién como reductor?
- b) ¿Cuántos gramos de I^{-1} se obtienen a partir de 2g de vitamina C del comprimido?
- c) ¿Cuántos moles de I_2 se consumen?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1273>

24. Durante el siglo XIX, el arsénico fue el veneno favorito de los envenenadores. En 1836, se desarrolló el test de Marsh para detectar arsénico en muestras biológicas. Dicho test consistía en tratar el líquido biológico a investigar, por ejemplo una muestra de fluido estomacal con un par reductor formado por zinc metálico y ácido sulfúrico diluido, en caso de contener algún compuesto arsenical se formaba arsina (arsenamina) gaseosa (AsH_3). La arsina se hacía pasar a través de un tubo y por acción del calor se descomponía en arsénico elemental e hidrógeno. La película negra formada sobre la zona caliente del tubo, indicaba la presencia de arsénico en la muestra. La intensidad de la mancha se comparaba con otras muestras patrón ya analizadas.



- a) Observe la ecuación (I) e indique la especie que se reduce y la que se oxida; señale el agente reductor y oxidante.
- b) Suponiendo que se forman 22,4ml de AsH_3 , cuántos mmoles de AsO_4^{-3} estaban presentes en la muestra.
- c) Calcule la cantidad de As expresada en mg y volumen de hidrógeno medido en CNPT que se generan, a partir de la cantidad citada de AsH_3 .

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1274>



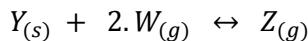
TRABAJO PRACTICO 08 – EQUILIBRIO QUÍMICO

1. Escriba la expresión de la constante K de equilibrio para las siguientes reacciones:

- a) $2.H_2S(g) + 3O_2(g) \leftrightarrow 2.H_2O(g) + 2.SO_2(g)$
- b) $P_4(g) + 3.O_2(g) \leftrightarrow P_4O_6(s)$
- c) $2.Ag_2O(s) \leftrightarrow 4.Ag(s) + O_2(g)$
- d) $MgCO_3(s) \leftrightarrow CO_3^{-2}(ac) + Mg^{+2}(ac)$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1451>

2. La constante de equilibrio para la siguiente reacción es 0,64



Calcule la concentración en equilibrio de [Z] con Y=0,2730g y [W] = 0,50mol/L

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1452>

3. Exprese el principio de Le Chatelier y explique qué le sucede a un sistema en equilibrio al modificar las siguientes condiciones experimentales: Explique qué sucede con el valor de la constante en cada caso:

- a) Aumento de la concentración de un reactivo.
- b) Aumento de la concentración de un producto.
- c) Aumento de la presión en una mezcla gaseosa.
- d) Disminución de la temperatura en un sistema endotérmico.
- e) Adición de un catalizador.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1453>

4. Calcule el pH y el pOH, de las siguientes soluciones:

- a) $[HNO_3] = 0,1M$
- b) $[NaOH] = 0,05M$
- c) $[H^+] = 10^{-6}M$
- d) $[OH^-] = 10^{-3}M$
- e) $[HCl] = 0,020M$
- f) $[KOH] = 0,042M$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1454>

5. Calcule la $[H^+]$ y $[OH^-]$ de las siguientes soluciones que se conoce su pH y pOH:

- a) $pH = 8$
- b) $pOH = 4,5$
- c) $pH = 2,35$
- d) $pOH = 9$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1455>

6. Indique justificando su respuesta si las siguientes afirmaciones son correctas:

- a) Una solución ácida tiene pH menor que 7
- b) Una solución neutra tiene $[H^+] = [OH^-]$
- c) Una solución básica tiene $[OH^-]$ mayor que $[H^+]$ por lo tanto el pOH es menor que el pH.
- d) Una solución de HCl $10^{-8}M$ es igual a 8.

- e) El jugo gástrico tiene un pH=1 y el jugo de manzana un pH=3 por lo tanto la concentración molar protónica de éste es el triple de la del jugo gástrico.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1456>

7. Especifique cuál de los siguientes sistemas pueden clasificarse como solución amortiguadores:

- KCl y HCl
- NH₃ y NH₄NO₃, ($K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$)
- KNO₂ y HNO₂
- NaHSO₄ y H₂SO₄

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1457>

8. Determine el pH de:

- una disolución 0,20 M de ácido fluorhídrico ($K_a = 6,75 \cdot 10^{-4}$) una disolución 0,20 M de ácido fluorhídrico ($K_a = 6,75 \cdot 10^{-4}$) y 0,40 M de fluoruro de sodio.
- una disolución 0,40 M de amoniaco ($K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$)
- una disolución 0,40 M de amoniaco ($K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$) y 0,20 M de cloruro de amonio.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1458>

9. Se preparan 100 mL de una solución buffer acetato de concentración 0,1 M cuyo pH es 4,75. Esta solución es diluida a un volumen final de 1000 mL. Cuál será el pH de la solución resultante. Rta: 4,75

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1459>

10. Se tiene una solución reguladora que contiene 0,1 mol/litro de ácido acético y 0,1 mol/litro de acetato de sodio. Encontrar el pH de esta solución sabiendo que el valor teórico de la constante de ionización del ácido acético es 1.8×10^{-5} .

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1460>

11. A la solución reguladora de ácido acético-acetato del problema anterior, se le agrega una cantidad de 0,1g de NaOH. Calcular el nuevo pH.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1461>

12. A la misma solución reguladora se le agrega una cantidad de HCl que haría que la solución tuviera un pH inferior a 0,2 al pH inicial de la solución buffer. Calcular la cantidad de ácido agregado.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1462>

13. La concentración de ión hidrógeno en una muestra de orina es de $1 \cdot 10^{-6}$ M. Calcule el pH y el pOH. ¿Esa orina es ácida o alcalina?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1463>

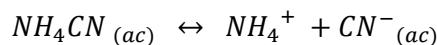
14. Complete los espacios vacíos en el siguiente cuadro realizando los cálculos que correspondan.

Solución	[H ⁺]	[OH ⁻]	pH	pOH	¿Ácida o básica?
Jugo de naranja				11,5	
Agua de mar	$8,0 \cdot 10^{-9}$				
Leche			6,5		

Vinagre				11	
Sangre			7,35		
Jugo de limón		$1,2 \cdot 10^{-12}$			

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1464>

15. Deducza el comportamiento ácido-base de una solución acuosa de cianuro de amonio:



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1465>

16. Deducza el comportamiento ácido-base de una solución acuosa de acetato de amonio



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1466>

17. Deducza el comportamiento ácido-base de una solución acuosa de formiato de amonio.



$$Kb_{NH_3} = 1,8 \cdot 10^{-5} \quad Ka_{NH_4^+} = 5,7 \cdot 10^{-10}$$

$$Ka_{HCOOH} = 1,8 \cdot 10^{-4} \quad Kb_{HCOO^-} = 5,6 \cdot 10^{-11}$$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1467>

18. ¿Cuál es el pH de una solución 0,001M de un ácido fuerte, que representaremos con la notación HA?



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1468>

19. ¿Cuál es el pH de una solución 0,01M de un hidróxido fuerte que representaremos como BOH?



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1469>

20. ¿Cómo calcular el pH de una solución 0,01M de un ácido débil como por ejemplo el ácido acético (representado como HAc)?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1470>

21. Calcular el pH de una solución 0,001M de amoniaco.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1471>

22. Calcular el ph de una solución $1 \cdot 10^{-1}M$ de NH_4Cl ($Kb_{NH_3} = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1472>

23. Complete el siguiente cuadro referido a soluciones salinas, teniendo en cuenta el catión y anión que forman cada sal.

Solución salina	pH menor a 7	pH=7	pH mayor a 7
-----------------	--------------	------	--------------

<i>Lactato de sodio</i>			
K_2HPO_4			
NH_4CN			
Citrato de sodio			
$NaHCO_3$			
$CaCl_2$			

Datos:

Sustancia	K	Sustancia	K
Ácido láctico	$1,39 \cdot 10^{-4}$	Ácido carbónico Ka1	$4,31 \cdot 10^{-7}$
Ácido fosfórico Ka1	$7,0 \cdot 10^{-3}$	Ácido cítrico Ka1	$7,0 \cdot 10^{-4}$
Ácido fosfórico Ka2	$6,2 \cdot 10^{-8}$	Amoniaco	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Ácido cianhídrico	$6,0 \cdot 10^{-10}$		

En las sales que hidrolicen (y que estén representadas con fórmulas) plantee la ecuación de hidrólisis correspondiente e indique el par ácido base conjugado.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1473>

24. Calcular el pH de una solución que contiene 0,11moles/l de ácido carbónico y 0,17moles/l de bicarbonato de sodio.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1474>

25. Cuando los microorganismos se reproducen, liberan productos de desecho que pueden modificar el pH y evitar su reproducción posterior. Por lo tanto, los medios de cultivo para el desarrollo de microorganismos están amortiguados. Un buffer para medio de cultivo contiene 25g de K_2HPO_4 y 25g de KH_2PO_4 disueltos en agua destilada hasta volumen final de 250ml. Calcule:

- a) ¿Qué pH tiene esta solución amortiguadora?
- b) Antes de emplear el buffer para medio de cultivo se diluye a 1000ml con agua destilada, ¿Cuál es el pH de la nueva solución?

Dato: $Ka= 6,2 \cdot 10^{-8}$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1475>

26. Calcule el pH de una solución acuosa de ácido sulfúrico, preparada por disolución de 0,5 moles de H_2SO_4 en un volumen final de 500ml.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1476>

27. Calcule el pH de una solución amortiguadora que se prepara mezclando 250ml de NaF 0,1M y 125ml de HF 0,05M. $Ka_{HF} = 7,2 \cdot 10^{-4}$. Suponga que los volúmenes de las soluciones diluidas son aditivos.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1477>

28. Indique entre cada una de las siguientes parejas de soluciones acuosas, si la primera posee igual, mayor o menor pH que la segunda solución.

- | | | | |
|----|--------------------------------------|--------------------------|---------------------------------------|
| a) | HCl 0,1 M | <input type="checkbox"/> | HClO ₄ 0,1 M |
| b) | H ₂ SO ₄ 0,1 N | <input type="checkbox"/> | H ₂ SO ₄ 0,02 N |
| c) | KOH 0,1 N | <input type="checkbox"/> | Ca(OH) ₂ 0,1 N |
| d) | HNO ₃ 0,001 N | <input type="checkbox"/> | NaOH 0,1 N |
| e) | HF 0,1 M | <input type="checkbox"/> | HBr 0,1 M |

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1478>

29. En el estómago humano, el pH puede alcanzar un valor igual a 1,5 debido a la producción de ácido clorhídrico por las células parietales de las glándulas principales. Mientras que el estómago vacío tiene un volumen de 50ml el contenido del estómago lleno alcanza un volumen de 1L. Calcule:

- a) [H⁺] en jugo gástrico con pH=1,5
- b) ¿Cuántos g de HCl contendrá el estómago lleno?
- c) El vómito produce modificación del pH en plasma (y también deshidratación) indique si el pH plasmático aumentará o disminuirá como resultado de vómitos persistentes.
- d) ¿Por qué los médicos recomiendan bebidas de cola en estos casos?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1479>

30. Calcule el número de moles de NaCH₃COO que deben emplearse para preparar 1l de una solución amortiguadora que contiene 0,1mol/l de CH₃COOH y tiene un pH =4,85

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1480>

31. El principal buffer urinario es el sistema NaH₂PO₄/Na₂HPO₄. La proporción de cada una de las especies presentes en la orina varía con el pH de la misma. Calcule cuál será la relación NaH₂PO₄/Na₂HPO₄ en una muestra de orina de pH=6,6 si el *pK_{a2}* del ácido fosfórico es 7,2.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1481>

32. Si se agregan 0,4g de NaOH sólido a 1L de una solución buffer formada por CH₃COOH 0,1M y NaCH₃COO 0,1M, ¿Cuál será el pH obtenido? Suponga que el volumen no cambia debido al agregado del sólido.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1482>

33. En pacientes diabéticos mal controlados y en condiciones de ayuno prolongado, se eliminan por orina cantidades importantes de ácido β -hidroxibutírico y de su anión, el β -hidroxibutírato en una proporción que varía de acuerdo al pH de la orina. El anión se elimina neutralizado por cationes como el Na⁺ y el K⁺, de manera que un aumento en la eliminación de β -hidroxibutírato trae aparejada una pérdida significativa de estos cationes y consecuentemente un desequilibrio iónico en el organismo. Teniendo en cuenta que el *pKa* del ácido β -hidroxibutírico es 4,8, infiera a cuál de los siguientes valores de pH de la orina ocurrirá una mayor pérdida de cationes.

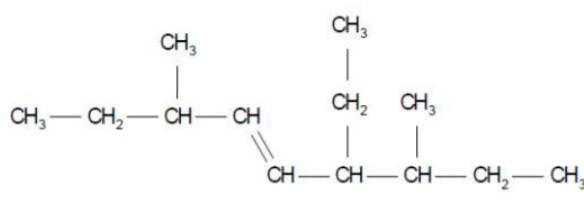
- a) 4,5
- b) 5,2

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1483>

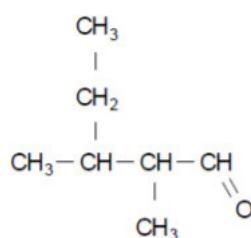
TRABAJO PRACTICO 09 – QUIMICA ORGANICA

1- Nombrar los siguientes compuestos:

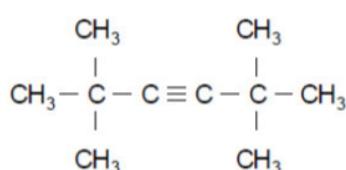
a.



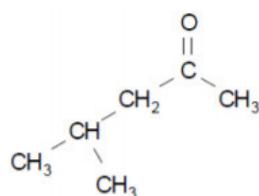
g.



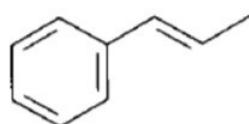
b.



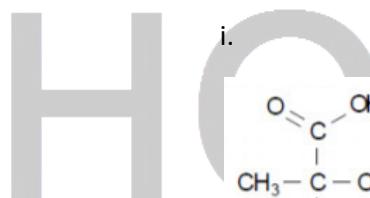
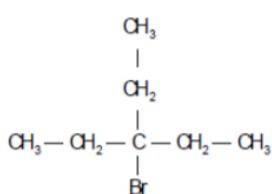
h.



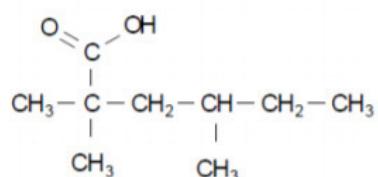
c.



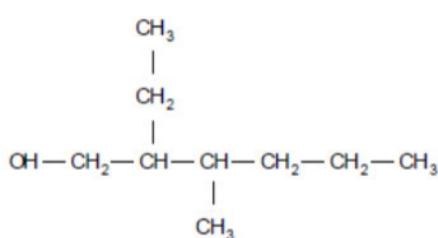
d.



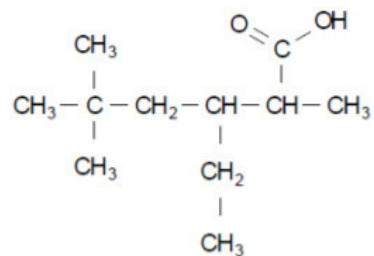
i.



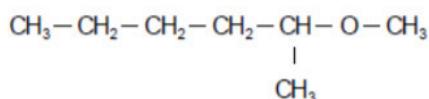
e.



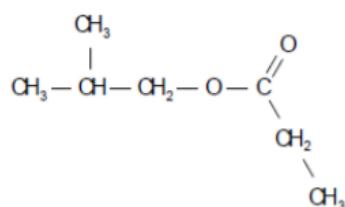
j.



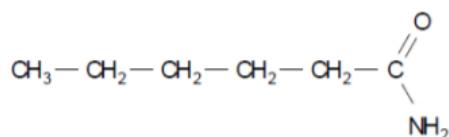
f.



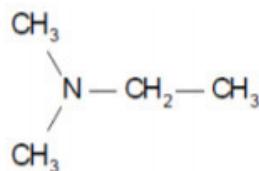
k.



I.



II.



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1651>

2- A continuación, se indican cinco hidrocarburos, de los cuales cuatro de ellos son isómeros entre sí. Indique el único que no lo es:

- a. Ciclobutano
- b. 1-buteno
- c. Metil-ciclopropano
- d. 2-metil-propano
- e. 2-buteno

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1652>

3- De los siguientes grupos. Cuáles presentan el grupo carbonilo:

- I.- Alcohol
- II.- Cetona
- III.- Aldehído

a) Solo I b) I y II c) II y III d) I y III e) I, II y III

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1653>

4- El siguiente compuesto orgánico: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ es un:

- a. Aldehído
- b. Cetona
- c. Éter
- d. Carbonilo
- e. Ácido

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1654>

5- De las siguientes fórmulas estructurales de compuestos orgánicos, la que corresponde a un éter es:

- a. CH_3-CHO
- b. $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$
- c. $\text{CH}_3-\text{COO}-\text{CH}_3$
- d. $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3$
- e. $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1655>

6- ¿Cuáles de los siguientes nombres corresponde a un alcano?

- a. 3-hexino
- b. ciclobuteno
- c. 4,4-dimetilheptano
- d. etilbenceno
- e. 2-hexanona

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1656>

7- ¿Cuántos diferentes alquenos tiene la fórmula molecular C₄H₈?

- a. 2
- b. 3
- c. 4
- d. 5
- e. 6

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1657>

8- Una amina se caracteriza por la presencia del grupo:

- a. R-CHO
- b. R-NH₂
- c. R-COONH₂
- d. R-CN
- e. R-O-R

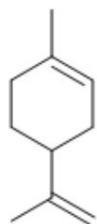
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1658>

9- El siguiente compuesto CH₃-CH₂-OH es un:

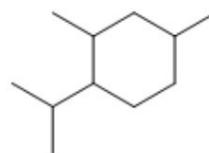
- a. etanal
- b. metanol
- c. etanol
- d. Ácido etanóico
- e. Propanol

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1659>

10- Indica todos los centros quirales de las siguientes moléculas y la hibridación que presentan todos los carbonos presentes en ellas.



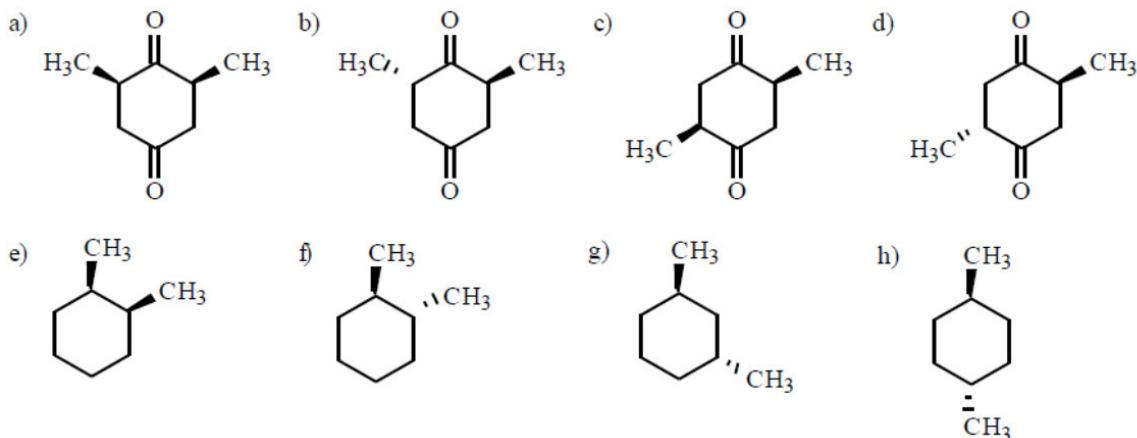
Limoneno



Mentol

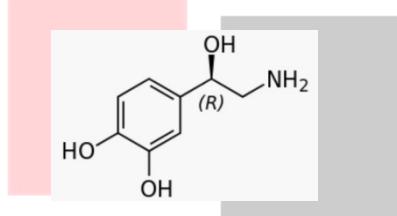
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1660>

11- ¿Cuáles de los siguientes derivados del ciclohexano son quirales? Para determinar la quiralidad de un compuesto cíclico, el anillo puede tomarse generalmente como si fuera plano.



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1661>

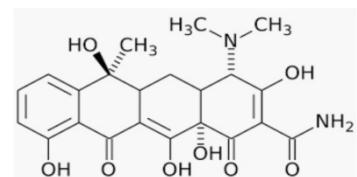
12. La noradrenalina es una molécula que actúa como hormona y neurotransmisor. A partir de su estructura:



- Identifique los grupos funcionales que puede reconocer.
- Señale la hibridación de cada átomo de carbono de dicho compuesto.
- Mencione la hibridación del átomo de nitrógeno y de los átomos de oxígeno.
- Analice que tipo de fuerzas intermoleculares se establecen con el agua, solvente de todos los líquidos biológicos.
- Indique cuántos orbitales moleculares sigma y/o pi enlazantes presenta.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1662>

13. La tetraciclina es un antibiótico de amplio espectro ya que actúa sobre una amplia variedad de bacterias. Su fórmula estructural es:

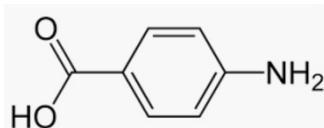


Responda:

- ¿Cuántos átomos de carbono tienen hibridación sp^2 y cuántos sp^3 ?
- ¿Cuántos átomos de carbono quirales posee la molécula?
- Señale y nombre los grupos funcionales presentes.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1663>

14. El ácido p-aminobenzoico es necesario para el crecimiento de las bacterias. Las propiedades antibacterianas de las sulfonamidas se deben a que bloquean la utilización normal de este ácido por las bacterias. Su fórmula estructural es:



Indique si las siguientes propuestas son falsas (F) o verdaderas (V):

- a) La molécula presenta 4 carbonos con hibridación sp^2 y 3 con hibridación sp^3 .
- b) Todos sus carbonos poseen hibridación sp^2 .
- c) El grupo amina está ubicado en el carbono 2 del anillo bencénico.
- d) Uno de los átomos de oxígeno presenta hibridación sp .
- e) La molécula presenta un grupo amina y un grupo carboxilo.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1664>

15. En relación con un compuesto orgánico cuya fórmula molecular es C_5H_{10} , dibuje una fórmula estructural que posea isomería geométrica. Nombre la fórmula diseñada y diga cuántos enlaces sigma y/o pi posee.

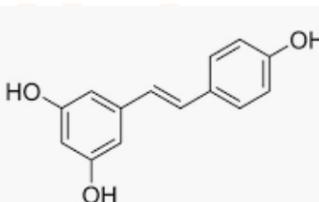
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1665>

16. En relación con los diferentes tipos de isomería señale las afirmaciones que son correctas:

- a) Los diasterómeros difieren en sus propiedades físicas.
- b) La isomería óptica es posible siempre que haya por lo menos un centro de asimetría,
- c) Los isómeros de función son aquellos que presentan las mismas funciones colocadas en posiciones diferentes.
- d) Los enantiómeros o antípodas ópticos se distinguen porque desvían la luz polarizada en direcciones opuestas.
- e) Una mezcla racémica de un compuesto orgánico con un carbono asimétrico no desvía la luz polarizada.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1666>

17. El cáncer es la principal causa de muerte a nivel mundial. Algunas sustancias como el resveratrol, presente en la cáscara de uvas frescas, previenen el inicio y progresión de ciertos tumores inhibiendo los eventos celulares asociados. En el vino tinto, el resveratrol alcanza una concentración de 2mg/l y su fórmula estructural es la siguiente:



Responda:

- a) ¿Qué tipos de isomería presenta?
- b) ¿Qué hibridación presentan los átomos de C y de O?
- c) Señale y nombre los grupos funcionales.

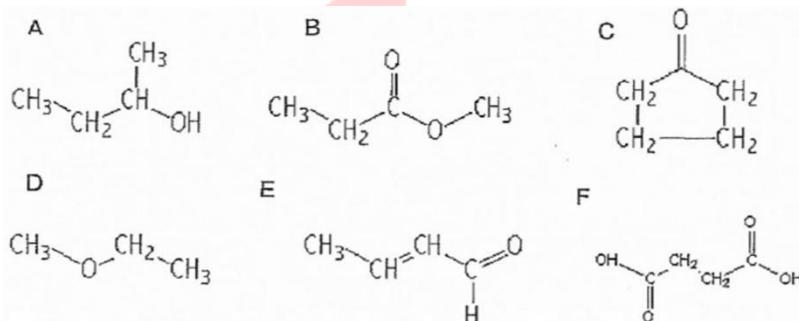
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1667>

18. El ácido láctico (ácido 2-hidroxipropanoico) es un ácido monoprótico débil que presenta dos isómeros L y D. la forma D se encuentra en la miel, cerveza, vino y leche agria en tanto que la forma L se produce en las células musculares durante el metabolismo anaerobio, en el que las moléculas de glucosa se oxidan a ácido láctico y se produce ATP. Si el ácido láctico se acumula con demasiada rapidez en el tejido muscular produce dolores, calambres, etc.

- Desarrolle la fórmula de ambos isómeros del ácido láctico.
- ¿A qué tipo de isomería refiere el texto?
- Indique hibridación y ángulos de enlace para todos los átomos de C y de O de la molécula.
- ¿Cuántos orbitales moleculares enlazantes pi y sigma tiene?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1668>

19. Nombrar las siguientes especies químicas:



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1669>

20. Formular las siguientes especies químicas:

- 3-metilbutanal
- 1-eil-3-metilbenceno
- Ácido 2-cloro-3-butenoico
- N-etilbutanamida

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1670>

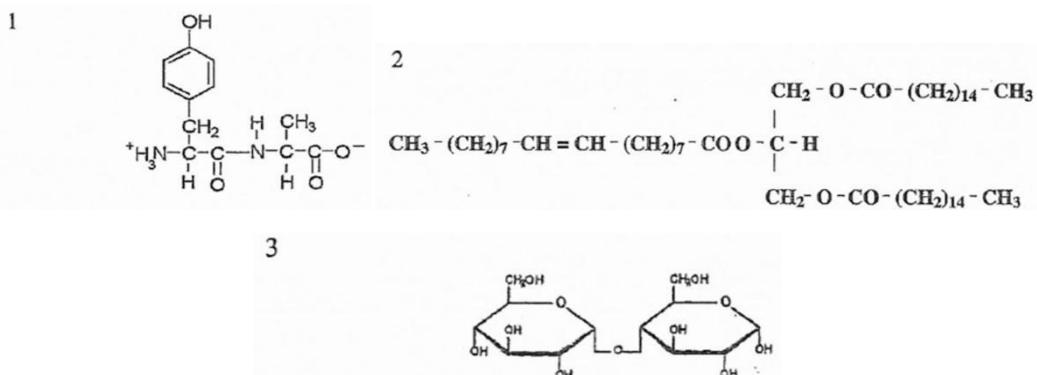
21. Observe atentamente la fórmula de los compuestos presentados (I, II, III) y responda:

I	II	III
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_2\text{N}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{COOH} \end{array}$		$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$

- ¿Cuáles son compuestos poli funcionales? ¿Qué grupos funcionales presentan?
- I y II son monómeros de biomoléculas, ¿de cuáles? ¿Qué enlaces se establecen al formar polímeros?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1671>

22. Analice las fórmulas estructurales designadas como 1, 2 y 3 que corresponden a biomoléculas e indique si las propuestas son verdaderas (V) o falsas (F)



- I. El compuesto 2 no presenta isomería óptica porque tiene tres carbonos asimétricos.
- II. El enlace que une los dos aminoácidos en 1 es de tipo éster porque participa un grupo carboxilo.
- III. El enlace que une los dos monosacáridos en 3 es tipo éter porque condensa dos oxhidrilos.
- IV. El compuesto 3 no es soluble en agua porque no presenta grupos polares.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1672>

23. El análisis elemental de 0,03035g de una muestra de un compuesto orgánico arroja los siguientes resultados:

- I. No da reacciones de adicción de halógenos.
- II. No reacciona con H₂ en presencia de catalizadores.
- III. Por combustión se obtienen 0,07745g de CO₂ y 0,03179g de H₂O.
- IV. No se observan otros elementos químicos en su composición, además de los nombrados anteriormente.

Con los datos enumerados, responda cuál será la fórmula molecular del compuesto orgánico, sabiendo que su peso molecular es 86,172 y diseñe una posible fórmula estructural.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1673>

24. Señale como verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones relacionadas con el benceno:

- a) Es un hidrocarburo aromático.
- b) Deriva de un compuesto homocíclico aromático.
- c) Los electrones pi se encuentran des localizados oscilando a través de todos los átomos de carbono que constituyen la molécula.

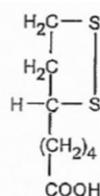
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1674>

25. Señale como verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones en relación con el ácido butírico:

- a) Una disolución acuosa 0,25M del mismo, tiene un pH de 2,72 ($K_a = 1,5 \cdot 10^{-5}$)
- b) Su composición centesimal es: C=54,52%; H=9,08%; y O=36,4%.
- c) Se obtiene por oxidación suave del alcohol butílico.
- d) Es un ácido de Lewis al igual que H₂CO₃.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1675>

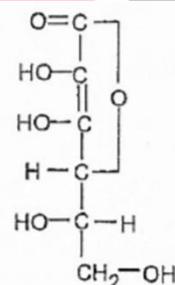
26. El ácido lipoico, considerado por algunos autores como una vitamina, es un factor que participa en importantes procesos químicos en el organismo de mamíferos. Analice su estructura y resuelva las proposiciones dadas:



- a) Indique la estructura que presenta en medio alcalino y en medio ácido.
- b) En el organismo pueden estar presentes en equilibrio, su forma oxidada (por deshidrogenación) o reducida. Indique el estado de oxido reducción de la estructura que observa arriba, dibujando la que falta para indicar tal equilibrio.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1676>

27. La estructura que sigue corresponde al ácido ascórbico o vitamina C:



En relación con esta molécula, analice las siguientes proposiciones y responda:

- a) ¿Cuántos grupos funcionales alcohol primario posee?
- b) ¿Cuántos átomos de carbono asimétricos tiene?
- c) Un adulto normal necesita un aporte de 30mg diarios en su dieta. Indicar cuántos miliequivalentes debería consumir en 30 días.
- d) ¿Cómo se denomina el grupo funcional $-\text{OH}$ unido a los carbonos 2 y 3 y en qué tipo de isomería podrían participar estos grupos funcionales?
- e) De acuerdo a la teoría del orbital molecular, ¿qué tipo de enlace une a los átomos de carbono 2 y 3?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1677>

28. Respecto al ácido octadecenoico, efectúa las siguientes actividades:

- a) Mencione los posibles tipos de isómeros que puede presentar y escriba la fórmula de dos isómeros planos y dos espaciales.
- b) Este compuesto ¿se oxida más fácilmente que el ácido hexadecanoico? Justifique su respuesta.
- c) Mencione el tipo de biomoléculas más complejas en las que puede encontrarse incorporado este ácido.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1678>

29. Realice las siguientes actividades, en relación al compuesto:

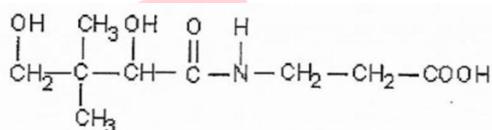


- a) Teniendo en cuenta sus grupos funcionales, ¿cómo lo clasificaría?

- b) Además del nombre trivial, ¿qué nombre le asigna la IUPAC?
- c) Escriba nombre y fórmula de los posibles isómeros que puede presentar.
- d) ¿Cuántas moléculas se encuentran en 0,9 gramos de esta sustancia?
- e) Calcule la molaridad de una solución que contiene 0,9 gramos en 1000 ml de solución.
- f) ¿El pH de la solución anterior será ácido, neutro o alcalino? Justifique su respuesta.
- g) ¿Qué datos necesita conocer para calcular el valor real de pH de la solución?
- h) Explique y escriba la reacción que se produce al agregar 500 ml de solución 0,005 molar de NaOH a la solución planteada en e). Escriba la ecuación que le permite calcular el pH de este nuevo sistema.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1679>

30. Los factores vitamínicos son sustancias que deben ser incorporadas al organismo con la dieta. Esto es, porque no son sintetizadas por las células de los mamíferos, y son necesarias para distintos procesos metabólicos. El ácido pantoténico, es una de esas moléculas y tiene la estructura siguiente:

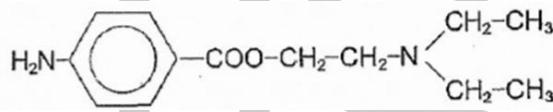


En relación con esta molécula:

- a) ¿Cuántos grupos funcionales alcohol posee? Indique si son primarios, secundarios o terciarios.
- b) Escriba la estructura que adopta cuando está disuelta en medio alcalino.
- c) ¿Qué grupo funcional quedó establecido con el enlace entre el N y el C carbonílico?
- d) Si desea preparar una solución 0,001M, ¿qué cantidad expresada en g pesaría?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1680>

31. La procaína (o novocaína), que se utiliza como anestésico local, tiene la siguiente estructura



Entre las afirmaciones siguientes, indique las que son verdaderas y las que son falsas:

- a) En solución acuosa tiene el mismo pH que una solución de amoniaco de igual molaridad.
- b) Presenta una amina terciaria y dos carbonos primarios.
- c) Este compuesto, al igual que la etilamina, al reaccionar con HCl pone de manifiesto una unión covalente coordinada.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1681>

32. El ácido benzoico (I), es un compuesto aromático que puede obtenerse por hidrólisis de benzonitrilo (II), también derivado del benceno. Analice las siguientes afirmaciones referidas a I y II y seleccione la o las que considere correctas. Si fueran necesarias las fórmulas estructurales de I y II como dato, usted puede remitirse al manual teórico y allí las encontrará.

- a) En solución acuosa (I) se convierte en su base conjugada.
- b) El PM de (II) es menor que el de (I).
- c) El ascenso ebulloscópico de la solución de concentración 2m de (I) es igual al de la solución 1m de (II).
- d) Por reducción de (I) se origina una amina.

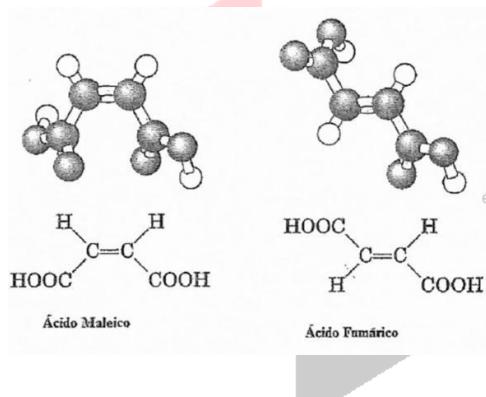
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1682>

33. Clasifique como verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones relacionadas con isomería óptica de compuestos de interés biológico como monosacáridos o aminoácidos:

- Las denominaciones D y L son sinónimos de dextrógiro y levógiro.
- Para que un compuesto presente isomería óptica debe poseer por lo menos un carbono asimétrico.
- Si una molécula posee 3 carbonos asimétricos, en total existirán ocho enantiómeros.
- En la molécula de un compuesto existen dos átomos de carbono asimétrico, por lo tanto, el compuesto es ópticamente activo.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1683>

34. La figura representa distintos modelos moleculares del ácido maleico y del ácido fumárico.

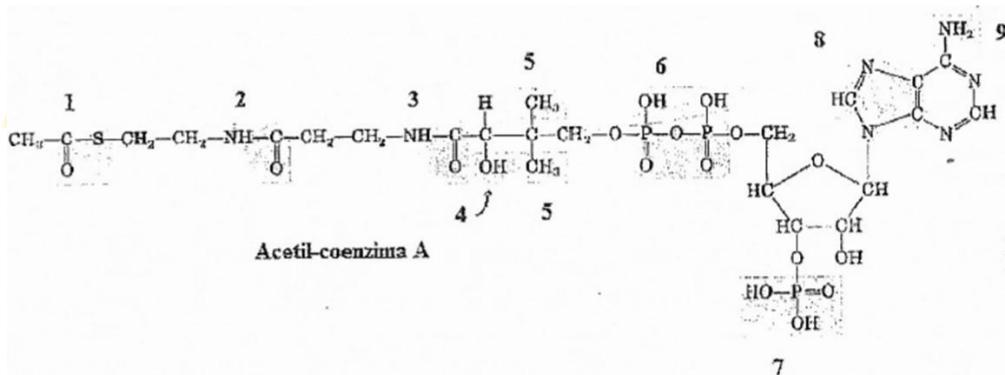


Indique:

-la hibridación para todos los átomos de C y de O.
-ángulos de enlace.
-si los compuestos son isómeros. En caso afirmativo, ¿qué tipo de isomería presentan?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1684>

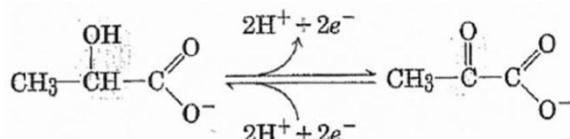
35. La siguiente fórmula estructural corresponde al acetil activo o acetil-CoA una importante encrucijada metabólica:



En la misma están destacados con números del 1 al 9, diferentes grupos, indique a qué funciones corresponden.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1685>

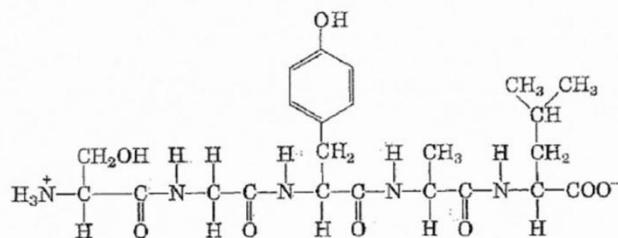
36. Analice la ecuación que representa la reacción de transformación de Lactato en Piruvato, que se produce en nuestro organismo gracias a la actividad de una enzima y su coenzima:



- a) Indique los grupos funcionales señalados en reactivos y productos.
- b) Infiera el cambio ocurrido durante la reacción.
- c) Represente reactivo y producto como moléculas y nombre las mismas de acuerdo a la nomenclatura sistemática.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1686>

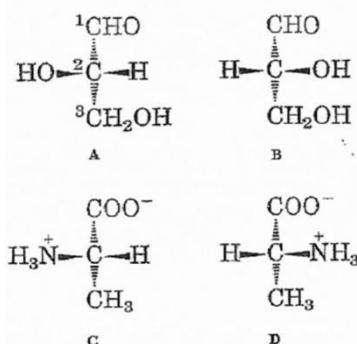
37. La siguiente estructura corresponde a un pentapéptido:



- a) ¿A qué tipo de biomoléculas pertenecen los monómeros involucrados?
- b) ¿Cómo se denominan los enlaces entre los mismos?
- c) ¿Reconoce otros grupos funcionales? ¿Cuáles?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1687>

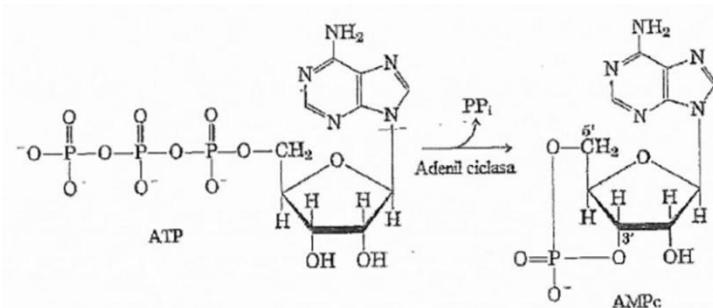
38. Observe las fórmulas representadas a continuación e indique:



- a) ... los grupos funcionales y clasifique los compuestos.
- b) ... si los compuestos son isómeros y en caso afirmativo qué tipo de isomería presentan.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1688>

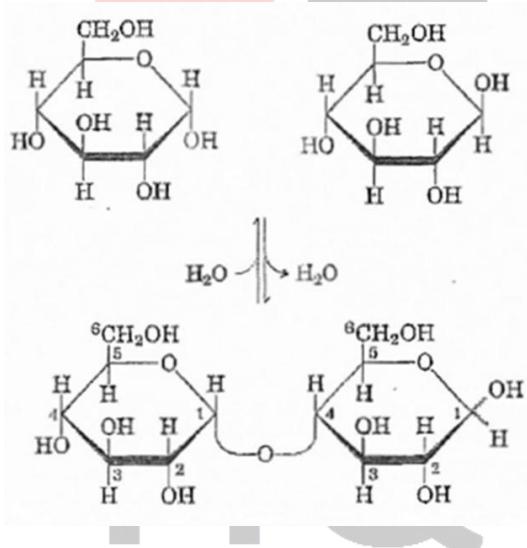
39. La siguiente ecuación representa la reacción de formación del AMPc un importante mensajero químico intracelular:



- ¿Qué naturaleza química presentan los compuestos químicos involucrados en la reacción?
- Identifique las moléculas involucradas en el ATP.
- ¿Qué polímeros de importante biológica están formados por esta biomolécula?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1689>

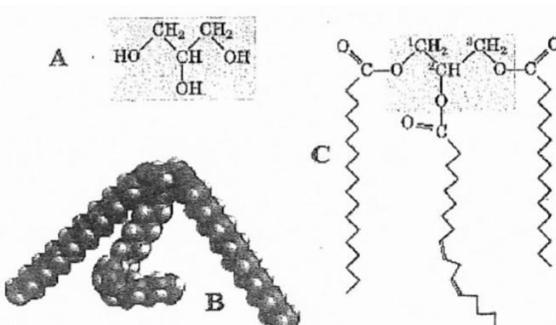
40. Clasifique en función de su complejidad (monómero, dímero...) los compuestos que aparecen a continuación:



- Indique los grupos funcionales que presentan y el tipo de biomolécula al que pertenecen.
- Ambos compuestos son sólidos blancos cristalinos, ¿qué tipo de fuerzas intermoleculares presentan?
- ¿Son solubles en agua? JSR

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1690>

41. Analice las tres estructuras designadas como A, B y C (B y C son representaciones de la misma biomolécula):



- a) Nombre del compuesto A.
- b) ¿A qué moléculas se une A para formar C? ¿Qué tipo de enlace las une?
- c) ¿A qué tipo de biomolécula corresponde C?
- d) ¿Son todas solubles en agua?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1691>



EJERCICIOS DE EXAMENES ANTERIORES E INTEGRADORES:

001- Al estudiar la estabilidad de una molécula a temperatura ambiente, se determinó que su constante de equilibrio es $K=4$. La expresión que representa dicho equilibrio es:

$$A + B = 2C$$

Determinar las concentraciones molares de cada uno de los componentes en el equilibrio, teniendo en cuenta que se efectuó la reacción en un recipiente cerrado de 2 litros conteniendo 1,5 moles de A y 1 mol de B.

	A	B	C
a)	1,20	1,70	0,30
b)	0,32	0,10	0,62
c)	0,00	0,50	1,50
d)	0,45	0,20	0,60
e)	Ninguna de las opciones anteriores es correcta.		

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1851>

Analice el siguiente texto y responda los ítems 2, 3 y 4:

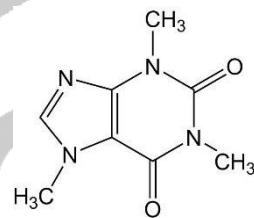
Las bebidas que contienen cafeína, como el café, té, refresco de cola y bebidas energizantes tienen gran popularidad, de allí que, a pesar de que el abuso de esta sustancia produce arritmia cardiaca, insomnio y dolor de cabeza, se consume en promedio 3,98 mg de cafeína/kg de peso corporal por día.

Datos adicionales:

Solubilidad en agua a 25°C: 2,1 gr/100ml

Punto de fusión: 237°C

Formula química: $C_8H_{10}N_4O_2$



002- ¿A cuántos mili moles corresponde los 3,98 mg de cafeína?

- a) 0,0205
- b) 0,0000205
- c) 20,5
- d) 1,00
- e) 3,98

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1852>

003- Si un joven de 50 kg consume la cantidad promedio, ¿Cuántas moléculas de cafeína ingresan diariamente a su organismo?

- a) $1,026 \times 10^{20}$
- b) $6,18 \times 10^{20}$
- c) $6,02 \times 10^{23}$
- d) $6,02 \times 10^{20}$
- e) $1,026 \times 10^{23}$

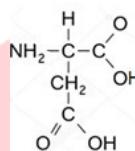
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1853>

004- Analice la estructura de la cafeína y los datos adicionales referidos al texto. Señale la opción correcta:

- a) Todos los enlaces que presenta la cafeína son covalentes apolares.
- b) A temperatura ambiente es un líquido soluble en agua.
- c) Presenta cuatro orbitales π enlazantes.
- d) Las funciones nitrogenadas presentes son amina y amida.
- e) b y c son correctas.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1854>

005- El ácido aspártico es un aminoácido no esencial que se encuentra en las proteínas, muy importante en la síntesis de ADN, de la urea y como neurotransmisor cerebral. Su fórmula es la siguiente:



Con respecto al mismo podemos afirmar que:

- I) El compuesto tiene dos grupos carboxilos, un grupo amino y no presenta actividad óptica.
- II) En la molécula hay dos grupos aldehído, dos grupos alcohol y un grupo amino.
- III) Todos los carbonos presentes en la molécula presentan hibridación sp^3 .
- IV) El carbono α es el único centro quiral que presenta la molécula.

Son correctas:

- a) Todas
- b) I, II y IV
- c) Solo I
- d) Solo IV
- e) Ninguna de las anteriores

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1855>

006- Analice las siguientes afirmaciones referidas a una solución acuosa de acetato de sodio y clasifíquelas como verdaderas (V) o falsas (F):

- I) Su pH es mayor a 7 debido a la hidrólisis del anión.
- II) Es una solución electrolítica, las interacciones entre el soluto y el agua son ion-dipolo.
- III) El pH de la solución mencionada es 7 porque es una sal cuyos iones no interactúan con el agua.

Indique la opción correcta:

- | | I | II | III |
|----|---|----|-----|
| a) | F | V | F |
| b) | F | V | V |
| c) | V | V | F |
| d) | F | F | V |
| e) | V | F | F |

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1856>

007- Un colutorio (enjuague bucal) es una forma farmacéutica líquida o semilíquida que actúa sobre la mucosa oral, encías y amígdalas. Se administra localmente en formas de baños (gárgaras) o con la ayuda de hisopos. La siguiente es la fórmula magistral de un colutorio utilizado como antiséptico para el tratamiento de ulceras, aftas y otras afecciones bucales:

Borato de sodio.....	2,0g
Bicarbonato de sodio.....	1,0g
Esencia de menta.....	10 gotas
Glicerol.....	10g
H ₂ O csp.....	100ml

(Csp: cantidad suficiente para completar un volumen final determinado)

Si para su uso se diluyen 10 ml del colutorio con agua hasta completar un volumen final de 50ml ¿Cuál será la normalidad (N) del bicarbonato de sodio en la solución diluida?

- a) 0,0190
- b) 0,0120
- c) 0,1200
- d) 0,0238
- e) 0,0094

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1857>

008- Indique si las siguientes propuestas referidas al 2-butanol son verdaderas (V) o falsas (F):

- ...La hibridación de C1 es sp^2 y la del C2, C3 y C4 es sp^3
- ...Todos sus enlaces son covalentes y el oxígeno de la molécula posee hibridación sp^3
- ...Presenta fuerzas intermoleculares puentes de hidrógeno y de London.
- ...Es más soluble en agua que el metanol
- ...Presenta 14 orbitales moleculares sigma y un orbital molecular π .

Seleccione la opción que cite en orden correcto lo que Ud. Completó:

- a) F, F, F, F, V.
- b) F, V, V, F, F.
- c) V, F, F, F, F.
- d) V, V, F, F, F.
- e) F, F, V, V, V.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1858>

009- El ácido úrico es un electrolito débil cuya pK_a es 5,75. Puede acumularse en las articulaciones como urato, originando una afección muy dolorosa que se conoce como gota. Si se dispone de una solución 0,30M en ácido úrico ¿Cuál es la concentración molar de H_3O^+ ?

- a) $1 \cdot 10^{-7}$
- b) 3,14
- c) 2,14
- d) $7,3 \cdot 10^{-4}$
- e) 1,31

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1859>

010- Relacione la fórmula de los compuestos presentados en la primera columna con los nombres o clases de los compuestos en la segunda y la posibilidad de que los mismos posean actividad óptica en la tercera y luego marque la opción con la relación correcta.

FORMULA	NOMBRE O CLASE	ACTIVIDAD OPTICA
I- 	A-MONOSACARIDO B- ACIDO BUTANOICO	α- SI POSEE
II- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$	C-3-METILHEPTANO	β- NO POSEE
III- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{OH}$	D- AMINOACIDO	
IV- 	E- BUTANAL	
V- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{H}}{\text{C}}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$		

- a) I - E - α II - B - β III - D - α IV - A - α V - C - α
b) I - D - α II - E - β III - B - β IV - A - α V - C - α
c) I - D - β II - B - β III - D - β IV - C - β V - A - α
d) I - B - α II - E - α III - D - β IV - C - α V - A - α
e) I - D - α II - B - β III - E - α IV - A - α V - C - β

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1860>

011- Se mezclan 200 ml de una solución 0,3 N de hidróxido de sodio con 300 ml de solución 0,1 N de hidróxido de potasio. Calcule el pH y la N de la solución respecto a los iones OH.

- | pH | N |
|----------|------|
| a) 0,74 | 0,18 |
| b) 1,05 | 0,09 |
| c) 13,60 | 0,40 |
| d) 13,26 | 0,18 |
| e) 12,95 | 0,09 |

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1861>

Analice el siguiente experimento y responda los ítems 12 y 13

Se mezclan 25 ml de una solución de HCl 0,10 N con 10 ml de solución de hidróxido de calcio 0,20N y se completa con agua destilada hasta un volumen final de 250ml.

012- ¿Cuántos miliequivalentes de cloruro de calcio se forma?

- a) 23
- b) 10
- c) 2,5
- d) 2,0
- e) 0,2

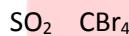
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1862>

013- ¿Cuál es el pH de la solución final obtenida?

- a) 3,3
- b) 2,7
- c) 1,8
- d) 2,4
- e) 2,0

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1863>

014- Dadas las siguientes moléculas:



¿Qué estructura molecular tienen y, en consecuencia, qué fuerzas intermoleculares presentan?

	MOLECULA	ESTRUCTURA MOLECULAR	FUERZAS INTERMOLECULARES
a)	SO_2 CBr_4	Lineal Tetraédrica	Solo London Solo London
b)	SO_2 CBr_4	Trigonal plana Tetraédrica	Solo London Solo London
c)	SO_2 CBr_4	Lineal Piramidal Trigonal	Solo London Solo London
d)	SO_2 CBr_4	Angular Tetraédrica	London y dipolo-dipolo Solo London
e)	SO_2 CBr_4	Lineal Bipiramidal trigonal	Solo London London y dipolo-dipolo

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1864>

015- El hierro es un metal esencial para el ser humano y la mayoría de las diferentes formas vivientes. Sin embargo, tiene un alto potencial de toxicidad, dado que muy poca cantidad es excretada por el organismo y tiende a acumularse en tejidos y órganos. En la siguiente tabla se exponen los valores de la ingesta mínima recomendada y la máxima tolerable por día para adolescentes y adultos sanos.

EDAD	INGESTA DIARIA MINIMA		INGESTA DIARIA MAXIMA	
	HOMBRES (mg/día)	MUJERES (mg/día)	HOMBRES (mg/día)	MUJERES (mg/día)
14 - 18 AÑOS	11	15	45	45
19 - 50 AÑOS	8	18	45	45
>50 AÑOS	8	8	45	45
EMBARAZO		27		45
LACTANCIA		9 - 10		45

¿Qué cantidad mínima de Fe expresada en átomos debe ingerir por día un varón de 17 años y cuál es la cantidad máxima que puede ingerir diariamente una mujer embarazada?

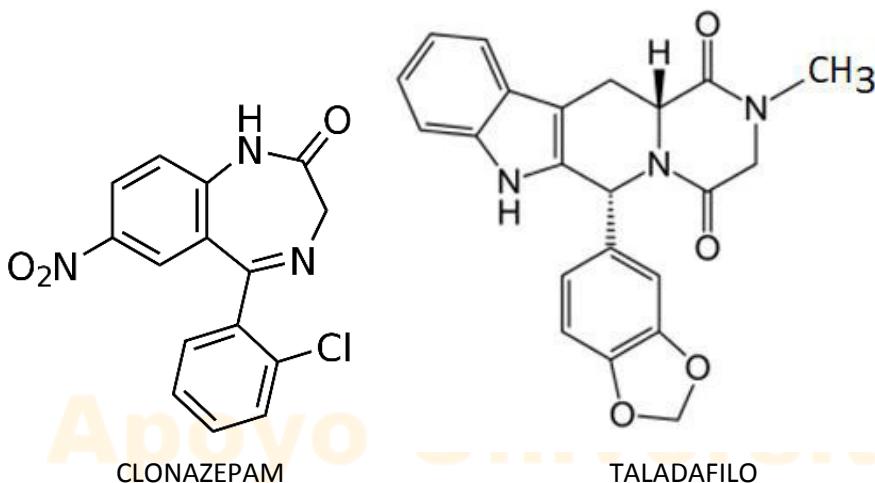
Varón de 17 años	Mujer embarazada
a) $1,18 \times 10^{20}$	$4,84 \times 10^{20}$
b) $6,02 \times 10^{23}$	$6,02 \times 10^{23}$
c) $1,61 \times 10^{20}$	$4,84 \times 10^{23}$
d) $8,62 \times 10^{19}$	$4,84 \times 10^{20}$
e) $1,18 \times 10^{23}$	$4,84 \times 10^{23}$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1865>

016- El clonazepam (que se comercializa en la mayoría de los países del mundo bajo el nombre de "Rivotril") es un fármaco con acción represora del sistema nervioso central, y propiedades ansiolíticas y anticonvulsionantes. Se indica para el tratamiento de crisis mioclónicas, ausencias de tipo epiléptico, crisis convulsiva tonicoclonicas, trastornos de pánico y trastornos de sueño como el sonambulismo.

El taladafilo, o taladafil (en venta bajo nombre de "cialis") es un fármaco utilizado para el tratamiento de la difusión eréctil masculina. Tiene la ventaja, por sobre otras drogas similares, de poseer un efecto más prolongado, llegando a ser funcional hasta las 36hs. También se lo utiliza para el tratamiento de la hipertensión arterial pulmonar.

Analice las estructuras de estas dos moléculas, que se presentan a continuación, y luego determine cuáles de las proposiciones son verdaderas.



- I) La fórmula molecular del clonazepam es $C_{15}H_{10}ClN_3O_3$.
- II) Una molécula de taladafilo tiene una masa de $6,46 \cdot 10^{-22} g$.
- III) En el clonazepam todos los carbonos tienen hibridación sp^2 , pero en el taladafilo no.
- a) Todas son verdaderas.
 b) Solo III es verdadera.
 c) Solo I y II son verdaderas.
 d) Solo I es verdadera.
 e) Ninguna es verdadera.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1866>

Analice el siguiente texto y responda los ítems 17, 18 y 19 relacionados con el mismo:

En argentina, como en muchos otros países, la ingesta de bebidas alcohólicas es un hábito frecuente. Aunque muchos lo hacen de manera ocasional, el abuso es común y aproximadamente 3.500.000 de argentinos son alcohólicos. El etanol, que es el alcohol presente en las bebidas provoca efectos muy diversos; según el grado de alcoholemia (concentración de alcohol en sangre), puede producir desde una leve depresión de la actividad física y mental hasta la muerte. Dicha relación está representada en la siguiente tabla:

ALCOHOLEMIA (mg/dl)	EFFECTOS
50-80	Euforia, pérdida del control motor fino, desinhibición.
81-120	Perdida de coordinación, tiempo de reacción lento.
121-260	Perdida del equilibrio, signos de emoción y agresividad, pérdida del control sobre acciones voluntarias.
261-400	Dificultad para estar de pie, confusión y pérdida total de coordinación.
>400	Coma, depresión de centros vitales y muerte.

Como se observa, el etanol es nocivo para el organismo, razón por la que, al igual que otros tóxicos, debe ser modificado y luego eliminado. El principal órgano encargado de esta tarea es el hígado, donde el etanol, es transformado primero a etanal (acetaldehído) y luego a la forma iónica del ácido etanoico.

017- Dibuje y analice la formula estructural del etanol, luego señale la opción correcta.

- a) Todos sus enlaces son covalentes y poseen 8 orbitales moleculares sigma enlazantes.
- b) La hibridación de sus carbonos es sp^3 .
- c) El carbono 1 es asimétrico y posee dos isómeros ópticos.
- d) El ángulo de enlace alrededor del oxígeno es de 180° .
- e) a y b son correctas.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1867>

018- Analice las siguientes afirmaciones referidas a las propiedades de la molécula de etanol y seleccione la correcta:

- a) Presenta fuerzas intermoleculares de London y puente de hidrógeno.
- b) La segunda modificación que sufre en el hígado es una reducción.
- c) Cuando el etanol se transforma en etanal se oxida.
- d) Solo presenta interacciones de London y a temperatura ambiente es un sólido soluble en agua.
- e) a y c son correctas.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1868>

019- Luego de ingerir varios tragos en una fiesta, un joven presenta una concentración de etanol disuelto en sangre correspondiente a 0,06 M ¿qué efectos manifiesta?

- a) Euforia, pérdida del control motor fino, desinhibición.
- b) Pérdida de coordinación, tiempo de reacción lento.
- c) Pérdida del equilibrio, signos de emoción y agresividad, pérdida del control sobre las acciones voluntarias.
- d) Dificultad para estar de pie, confusión y pérdida total de coordinación.
- e) Coma, depresión de centros vitales y muerte.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1869>

020- Analice las fórmulas de los siguientes compuesto, determine para cada uno de ellos a que familia pertenece y si posee algún carbono asimétrico. Luego seleccione la opción correcta:

- I) $\text{CH}_3 - \text{CHBr} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$
 - II) $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2\text{OH}$
 - III) $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$
 - IV) $\text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CO} - \text{CH}_3$
 - CH_3
 - V) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{CH}_3$
 - VI) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$
- a) I) acido carboxílico, si posee.
 II) alcohol primario, no posee.
 III) alcohol secundario, no posee.
 IV) éter, sí posee.
 V) éster, no posee.
 VI) aldehído, sí posee.
- b) I) acido carboxílico, si posee.
 II) alcohol primario, no posee.
 III) alcohol secundario, no posee.
 IV) cetona, no posee.
 V) éster, no posee.
 VI) aldehído, no posee.
- c) I) acido carboxílico, si posee.
 II) alcohol primario, no posee.
 III) alcohol secundario, si posee.
 IV) éter, sí posee.
 V) anhidrido, no posee.
 VI) aldehído, no posee.
- d) I) acido carboxílico, si posee.
 II) alcohol primario, no posee.
 III) alcohol secundario, si posee.
 IV) éster, si posee.
 V) anhídrido, no posee.
 VI) éter, no posee.
- e) I) acido carboxílico, si posee.
 II) aldehído, no posee.
 III) alcohol secundario, si posee.
 IV) éster, si posee.
 V) anhídrido, no posee.
 VI) alcohol primario, no posee.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1870>

021- Ubique las siguientes moléculas en la tabla considerando las fuerzas intermoleculares que presentan en sus estados condensados:

- I) Éter etílico
- II) Glucosa
- III) Pentacloruro de fósforo

- IV) Metanol
 V) Cloruro de hidrogeno.

	SOLO FUERZAS DE DISPERSION DE LONDON	DIPOLO-DIPOLO	PUENTE DE HIDROGENO
a)	III y V	I y II	IV
b)	I y V	II y III	IV
c)	II y III	I	IV y V
d)	V	III	I, II y IV
e)	IV	I y V	II y IV

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1871>

022- se necesita preparar 10.000 litros de jerez con un contenido alcohólico de 15% por volumen. Para tal fin se utilizará vino blanco (10% por volumen) y brandy (35% por volumen) ¿Cuántos litros se necesitará de cada uno?

- a) 20 litros de brandy 9980 litros de vino blanco.
 b) 5600 litros de brandy 4400 litros de vino blanco.
 c) 2000 litros de brandy 8000 litros de vino blanco.
 d) 5960 litros de brandy 4040 litros de vino blanco.
 e) Con estos datos no se puede resolver el problema.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1872>

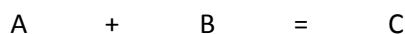
023- Dibuje la formula desarrollada del ácido butanoico e indique si las siguientes propuestas son V o F:

- I) La hibridación del C1 es sp^2 y la de los C2, C3 y C4 es sp^3 .
 II) Todos los carbonos de la molécula poseen hibridación sp^2 .
 III) Solo presenta fuerzas intermoleculares de London y es un gas a temperatura ambiente.
 IV) Es soluble en agua.
 V) Presenta un orbital enlazante π .

- | | | | | |
|---|----|-----|----|---|
| I | II | III | IV | V |
|---|----|-----|----|---|
- a) F V V F F
 b) V F F V V
 c) V F V F V
 d) V V F F F
 e) F F V V F

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1873>

024- Al estudiar la estabilidad de una molécula a temperatura ambiente, se determinó su constante de equilibrio (K) en $1,5 \cdot 10^{-1}$. La expresión que representa dicho equilibrio es:



Determinar las concentraciones molares de cada uno de los componentes en equilibrio, teniendo en cuenta que se efectuó la reacción en un recipiente cerrado de 1 litro, conteniendo 1,5 moles de A y 2 moles de B.

- | | | |
|---|---|---|
| A | B | C |
|---|---|---|
- a) 1,20 1,70 0,30
 b) 0,68 1,18 0,82
 c) 0,00 0,50 1,50

- d) 1,20 0,50 0,82
e) Ninguna de las opciones anteriores es correcta.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1874>

Considera las soluciones de diferentes electrolitos (I a VI) y los datos adicionales presentados para responder los ítems 25, 26 y 27

I)	Solución de hidróxido de potasio 0,015 M
II)	Solución de hidróxido de calcio 0,015 M
III)	Solución de ácido metanoico 0,01 M
IV)	Solución de ácido sulfúrico 0,01 M
V)	Solución de bicarbonato de potasio 0,02 M
VI)	Solución de metanoato de sodio 0,01 M

Datos adicionales: Ka_1 ácido carbónico = $4,3 \cdot 10^{-7}$

Ka ácido metanoico = $1,8 \cdot 10^{-4}$

025- Señale la opción que indique correctamente las fórmulas químicas de los solutos de las soluciones II, III, IV y V:

II

III

IV

V

- | | | | |
|-----------------|-----------|-----------|--------------|
| a) CaOH | HCOOH | H_2SO_4 | $KHCO_3$ |
| b) $Ca(OH)_2$ | HCOH | HSO_4 | K_2HCO_3 |
| c) $Ca(OH)_2$ | HCOOH | H_2SO_4 | $KHCO_3$ |
| d) $Ca_2(OH)_2$ | HCOOH | H_4SO_2 | $K(HCO_3)_2$ |
| e) Ca_2OH | CH_4OOH | H_3SO_4 | K_2CO_3 |

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1875>

026- Las siguientes opciones están relacionadas con propiedades de las soluciones mencionadas, indique cuál es la correcta:

- a) Las soluciones II es la más concentrada.
- b) Las soluciones I y II tienen la misma presión osmótica.
- c) Al mezclar volúmenes iguales a las soluciones I y II se modifica la presión osmótica.
- d) La temperatura de ebullición de la solución II es mayor que la de la solución V.
- e) c y d son correctas.

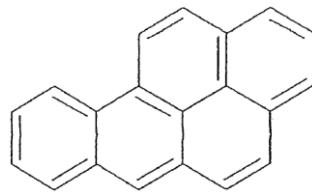
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1876>

027- ¿Cuál de las siguientes opciones referidas a las propiedades acido-base de los sistemas materiales citados, es correcta?

- a) Las soluciones I y II tienen el mismo pH.
- b) Si se mezclan volúmenes iguales de las soluciones I y II el pH no varía.
- c) La mezcla de volúmenes iguales de la solución II y IV produce un buffer.
- d) El buffer formado por volúmenes iguales de III y VI tiene un pH igual a 3,74.
- e) a y b son correctas.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1877>

028- Una de las consecuencias del hábito de fumar es el cáncer pulmonar; entre los agentes causales de dicha patología se encuentran los compuestos aromáticos policíclicos como el benzopireno, cuya estructura es la siguiente:



Analice la estructura y deduzca la formula molecular y la hibridación de los átomos de carbono del benzopireno.

- | Formula molecular | hibridación |
|------------------------------------|-----------------------------------|
| a) C ₃₀ H ₃₆ | sp ² y sp ³ |
| b) C ₂₀ H ₁₂ | solo sp ² |
| c) C ₂₀ H ₁₈ | solo sp ² |
| d) C ₃₀ H ₁₂ | solo sp ³ |
| e) C ₂₀ H ₁₂ | sp ² y sp ³ |

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1878>

029- El catión divalente de un elemento M posee la siguiente estructura electrónica: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶, en tanto que la configuración del anión monovalente de otro elemento X es 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶. Teniendo en cuenta esta información, analice las opciones e identifique la correcta:

- a) El compuesto binario MX₂ es molecular.
- b) Una solución acuosa de MX₂ no conduce la corriente eléctrica.
- c) El Z de M es 20 y el Z de X es 17.
- d) Una solución acuosa de MX₂ es básica.
- e) a y b son correctas.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1879>

030- En el plasma sanguíneo (pH= 7,35) se encuentran diferentes solutos en solución, que pueden estar disociados o no, de acuerdo a sus propiedades acido-base. Indique para los siguientes solutos: Glicerol, NH₃, ácido úrico y KCl, la especie química predominante al pH del plasma:

Datos adicionales: pK _b NH ₃ = 4,75		pK _a ácido úrico= 5,75	
Glicerol	NH ₃	Ácido Úrico	KCl
a) Molécula	amoníaco	Ácido Úrico	Molécula
b) Ión	amonio	urato	Molécula
c) Molécula	amonio	urato	cátion y anión
d) Molécula	amonio	Molécula	iones
e) Molécula	Molécula	urato	iones

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1880>

031- Los cuerpos cetónicos son sustancias que normalmente se producen en nuestro organismo y en patologías como diabetes, sus valores en sangre se incrementan. El ácido 3-hidroxi-butanoico es un cuerpo cetónico; dibuje su fórmula desarrollada e indique si las siguientes afirmaciones son V o F:

- I- La hibridación del carbono 1 es sp² y la de los carbonos 2, 3 y 4 es sp³.
- II- Todos los carbonos que poseen hibridación sp³ son asimétricos o quirales.
- III- Solo presenta fuerzas intermoleculares de London y es un gas a temperatura ambiente.
- IV- Con el agua interacciona por puente de hidrógeno.
- V- Presenta dos orbitales enlazantes π (pi).

I	II	III	IV	V
a) V	F	F	V	F
b) F	V	F	V	F
c) V	F	V	F	V
d) V	V	F	F	F
e) F	F	V	V	F

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1881>

032- La hemoglobina, proteína encargada del transporte de oxígeno en la sangre, tiene una masa molar de 64.500g y está formada por 4 subunidades, cada una de las cuales se une reversiblemente a una molécula de oxígeno para formar oxihemoglobina. Si en 100ml de sangre de un adulto normal, el contenido de hemoglobina es de 15g ¿Cuántas moléculas de oxígeno son necesarias para transformar toda la hemoglobina contenida en ese volumen, en oxihemoglobina?

- a) $1,4 \cdot 10^{20}$
- b) $3,6 \cdot 10^{25}$
- c) $5,6 \cdot 10^{20}$
- d) $9,3 \cdot 10^{-4}$
- e) $2,4 \cdot 10^{24}$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1882>

033- Un estudiante, en una clase práctica de química, debe preparar 500ml de una solución acuosa 1,5N de CaCl_2 ¿Cuáles son los pasos que deberá seguir?

- a) Pesar 41,6 g de soluto, disolverlo en agua destilada y completar hasta 1000 ml con el solvente.
- b) Pesar 83,2 g de soluto, disolverlo en agua destilada y completar hasta 500ml con el solvente.
- c) Pesar 41,6 g de CaCl_2 , disolverlo en agua destilada y completar hasta 500 ml con el solvente.
- d) Pesar 166g de soluto, disolverlo en agua destilada y completar hasta 500 ml con el solvente.
- e) Pesar 28,3 g de CaCl_2 , disolverlo en agua destilada y completar hasta 500 ml con el solvente.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1883>

El siguiente texto debe ser utilizado para responder los ítems 34 y 35.

El cáncer es la principal causa de muerte a nivel mundial. Algunas sustancias como el resveratrol, presente en las cascarras de uvas fresca, previenen el inicio y progresión de ciertos tumores inhibiendo los eventos celulares asociados. En el vino tinto, el resveratrol alcanza una concentración de 2 mg/L y su fórmula estructural es la siguiente:



034- Analice las siguientes afirmaciones con la estructura del resveratrol:

- I- Presenta isomería óptica.

- II- Presenta isomería geométrica.
- III- Es una molécula apolar.
- IV- La hibridación de los átomos de C es sp^2 .
- V- Los ángulos del enlace alrededor de todos los C son de 120° .

Señale la opción que contenga las afirmaciones correctas.

- a) Solo II, IV y V.
- b) Solo IV y V.
- c) I, II, III, IV y V.
- d) Solo II y III.
- e) Solo I, II y III.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1884>

035- Si la masa molar del resveratrol es 228g ¿cuál es la concentración molar del vino tinto?

- a) $2,0 \cdot 10^{-1}$
- b) $8,8 \cdot 10^{-6}$
- c) $2,0 \cdot 10^0$
- d) $2,0 \cdot 10^4$
- e) $8,8 \cdot 10^{-3}$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1885>

Realice una lectura comprensiva del siguiente texto y luego responda las preguntas 36, 37 y 38 relacionadas con el mismo.

LA LLUVIA ÁCIDA

Solo a $25^\circ C$ y 1 atm de presión, el agua pura tiene un pH igual a 7; se disocia formando iones hidronio e hidróxido. El agua de lluvia es ligeramente acida porque con el dióxido de carbono de la atmósfera forma ácido carbónico dando un pH aproximado de 5,7.

Otros gases como el NO y NO_2 y fundamentalmente SO_2 , que se oxida a SO_3 , presentes en las nubes altas también pueden reaccionar con el vapor de agua del aire produciendo especies acidas como ácido nítrico y ácido sulfúrico que hacen descender el pH a los valores entre 5 y 3 y generan la llamada "lluvia acida".

Aunque los efectos de la "lluvia acida" sobre las personas no son directos, esta constituye un serio problema ambiental debido a su acción sobre el suelo, la vida acuática, árboles y cultivos e incluso sobre obras realizadas por el hombre como monumentos, edificios y maquinarias.

La naturaleza dispone de mecanismos para neutralizar la acidez normal de la lluvia, como es el suelo calizo, rico en $CaCO_3$ que ejerce una acción amortiguadora impidiendo que el pH se torne demasiado acido. Sin embargo cuando el aporte de los gases mencionados es muy alto la acidez no puede ser neutralizada y se producen efectos nocivos.

La fuente más importante de SO_2 es la quema de combustibles fosiles en industrias, plantas generadoras de energía y en el hogar. Sin embargo, existen varias fuentes menores de emisión de SO_2 como las erupciones volcánicas, los geiseres, el humo del cigarrillo y la refinación de minerales para obtener metales que, en la naturaleza, se presentan combinados con azufre.

Si tomamos como ejemplo la obtención del Zn, el proceso mencionado consiste en quemar sulfuro de zinc (ZnS) en presencia de oxígeno para formar ZnO y como resultado se libera SO_2 a la atmósfera. El óxido de Zinc es finalmente reducido por otro metal más reactivo para separar el Zn.

036- De acuerdo al texto analizado ¿Cuál de las siguientes opciones es correcta?

- a. El agua pura tiene una concentración de iones OH^- igual a $1 \cdot 10^{-7}$ a cualquier temperatura y presión.

- b. El ácido carbónico es un electrolito fuerte que se disocia completamente.
- c. El $CaCO_3$ del suelo calizo amortigua el descenso del pH porque convierte al ácido sulfúrico de la "lluvia acida" en una sal básica.
- d. Las especies acidas comúnmente responsables de la "lluvia acida" son: HNO_3 y H_2SO_4
- e. La "lluvia acida" se llama así por su bajo pH, a diferencia del agua de lluvia normal que es básica.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1886>

037- Identifique las siguientes consignas como (V) o falsas (F):

- 1) Los compuestos mencionados en el primer párrafo tienen la siguiente fórmula molecular: H_2O , CO y HCO_3 .
- 2) Todos los gases mencionados en el segundo párrafo son compuestos covalentes y se denominan: monóxido de nitrógeno, dióxido de nitrógeno, dióxido de azufre y trióxido de azufre.
- 3) Según la nomenclatura sistemática, el compuesto iónico presente en suelos calizos, se nombra como trióxocarbonato de calcio.
- 4) Los compuestos involucrados en la obtención de Zn a partir de su sulfuro son dos óxidos básicos y una oxosal.

Seleccione la opción que indique la secuencia correcta de V y F.

1	2	3	4
---	---	---	---

- | | | | |
|----|---|---|---|
| a) | V | V | V |
| b) | F | V | V |
| c) | F | F | V |
| d) | V | F | F |
| e) | F | F | V |

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1887>

038- Siempre en referencia al texto ¿Cuál de las siguientes opciones es correcta? Reléalo si es necesario.

- a) Cuando el sulfuro de zinc se transforma en óxido de zinc, el metal cambia su estado de oxidación.
- b) Al final del proceso de refinación, el ZnO libera Zn reduciendo a otro metal.
- c) Cuando libera Zn, el ZnO actúa como agente reductor.
- d) En todos los compuestos de nitrógeno que menciona el texto, este no metal presenta el mismo estado de oxidación.
- e) El S del SO_2 pierde electrones cuando forma uno de los ácidos responsables de la "lluvia acida".

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1888>

039- ¿Cuáles son los símbolos químicos de los elementos que responden a las siguientes descripciones?

1. Elemento que origina un anión divalente con 10 electrones.
2. Elemento que posee 10 electrones en 3d y no presenta electrones en 4p.
3. Gas noble que posee 10 electrones en 3d y no posee electrones en 5s.
4. Elemento más electronegativo de todos los conocidos.

1	2	3	4
---	---	---	---

- | | | | | |
|----|---|----|----|----|
| a) | O | Zn | Kr | O |
| b) | F | Cd | Ne | Cl |
| c) | O | Zn | Kr | F |
| d) | S | Ca | Ar | F |

e) Ne Sr Xe N

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1889>

040- Los colutorios (enjuagues bucales) son soluciones acuosas que con frecuencia contienen antisépticos, antibióticos, analgésicos y/o agentes anestésicos. Antes de su uso (terapéutico o cosmético) se debe diluir con agua. La siguiente fórmula magistral corresponde a un enjuague bucal:

Ácido acetilsalicílico.....0,50 g

$NaHCO_3$9,50 g

Mentol.....CS

H_2O csp.....250 mL

(cs: cantidad suficiente; csp: cantidad suficiente para completar el volumen final determinado)

Si para su uso se diluyen 10 ml del enjuague bucal con agua hasta completar un volumen final de 100 ml, ¿Cuál será la concentración de $NaHCO_3$ en la solución diluida, expresada en % m/V y M?

	% m/V	M
a)	9,5	1,13
b)	0,38	0,045
c)	9,5	0,11
d)	3,8	0,45
e)	0,038	0,0045

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1890>

041- El cloruro de amonio es un sólido blanco cristalino que se usa como diurético, acidificante sistémico y expectorante. ¿Cuál de las siguientes propuestas referidas al mismo es correcta?

- a) El cloruro de amonio se usa como acidificante porque es una sal cuyo catión hidroliza en solución acuosa disminuyendo así el pH del medio.
- b) Una solución acuosa de NH_4Cl 0,1 molal y una glucosa 0,1 molal presentan el mismo descenso crioscópico porque tienen igual concentración.
- c) Las únicas fuerzas intermoleculares que presenta el NH_4Cl son las de dispersión de London porque es una sustancia apolar asimétrica.
- d) Una solución acuosa de cloruro de amonio es molecular porque no se disocia.
- e) Todas las propiedades del compuesto enunciadas en el texto son propiedades químicas porque es un compuesto químico.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1891>

042- El estómago humano produce y libera diariamente un promedio de 2 L de jugo gástrico, un líquido límpido de color amarrillo pálido compuesto fundamentalmente por agua, 170 mmol/L de HCl, enzimas y mucoproteínas. Calcule cuantos gramos de HCl se liberan por día en el jugo gástrico y marquen la opción correcta:

- a) 0,17 g
- b) 12,41 g
- c) 0,34 g
- d) 6,2 g
- e) 2,0 g

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1892>

043- El tejido óseo de una persona adulta pesa aproximadamente 11kg y contiene un 50% de $Ca_3(PO_4)_2$. Considerando tal masa, determine la cantidad de fosforo que hay en el tejido óseo de un adulto y seleccione la opción correcta:

- a) 5.500 g
- b) 1.100 g
- c) 2.200 g
- d) 550 g
- e) 27.500 g

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1893>

044- Una medida de emergencia que habitualmente se toma ante una quemadura con ácidos es lavar con agua y cubrir la zona afectada con solución de bicarbonato de sodio. Según los conceptos de equilibrio ácido-base, esta medida resulta efectiva porque:

- a) El bicarbonato de sodio es una sal neutra.
- b) El agua es básica.
- c) El Na^+ es un catión comúnmente presente en las células.
- d) El anión bicarbonato retiene agua.
- e) El anión bicarbonato actúa como una base.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1894>

045- El principio activo de la aspirina es el ácido acetilsalicílico ($HC_9H_7O_4$), un acido monoprotico cuya K_a a 25° C es igual a $3,3 \cdot 10^{-4}$. Si a esa temperatura se disuelve una tableta de aspirina que contiene 0,325 g de ácido acetilsalicílico, en un vaso con 100 mL de agua ¿Cuál será el pH resultante? Considere volumen final igual a 100 mL.

- a) 3,11
- b) 1,61
- c) 2,61
- d) 1,11
- e) 1,98

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1895>

046- Dos elementos A y B forman un compuesto determinado; si sus masas guardan una relación m_A/m_B igual a 1,75 ¿Cuál de las siguientes cantidades de A y B formaran el mismo compuesto sin que quede exceso de reactivos?

	Masa A (g)	masa B (g)
a)	1	1,75
b)	2,8	1,6
c)	3,2	1,4
d)	2,8	3,2
e)	2,8	1,2

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1896>

047- El NaCl es un soluto muy soluble en agua; a 20° C, 100 g de agua pueden disolver como máximo 38 g de la sal. Si se intenta disolver 37 g de NaCl en 4 moles de agua a dicha temperatura, ¿qué sucederá?

- a) Se obtendrá una mezcla acuosa homogénea de NaCl.
- b) Se formará una solución saturada en contacto con exceso de soluto no disuelto.
- c) No se obtendrá una solución porque la cantidad de NaCl no es suficiente.

- d) Se disolverá todo el NaCl disponible.
 e) Se obtendrá una solución al 37% m/m con respecto al solvente.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1897>

048- Escriba la formula desarrollada del ácido butanoico, en función de la misma, analice las siguientes opciones e indique la correcta:

- a) Todos los carbonos de la molécula son asimétricos.
 b) La molécula presenta un orbital enlazante π .
 c) Es un ácido insaturado.
 d) La hibridación del Cl es sp^2 y la de los C2, C3 y C4 es sp^3 .
 e) b y d son correctas.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1898>

049- La siguiente tabla indica propiedades físicas del etanol, 1-hexanol, bromo y HCl:

	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	-114	78
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	-52	156
Br_2	-7,3	58,78
HCl	-112	-83,7

Según estas propiedades, ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre las sustancias citadas es correcta?

- a) El cloruro de hidrógeno es un líquido a temperatura ambiente porque presenta enlace covalente apolar.
 b) A temperatura ambiente, el 1-hexanol es un sólido más soluble en agua que el etanol.
 c) El bromo es un gas a 20° C porque es una molécula polar.
 d) Por encima de -7,3° C el bromo se funde porque se vencen las interacciones dipolo-dipolo permanente.
 e) A 20° C el etanol es un líquido soluble en agua porque forma con esta una solución molecular con interacciones puente de hidrógeno.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1899>

050- El amoniaco se obtiene a partir de la combinación de nitrógeno con hidrógeno. Analice y relacione las columnas que representan esquemáticamente y a escala el fenómeno químico citado:

Reactivos y productos
$1-\text{N}_2 = \text{N}_2$; $\text{H}_2 = \text{H}_2$; $\text{H}_2 + \text{N}_2 = \text{NH}_3$
$2-\text{N}_2 = \text{N}_2$; $\text{H}_2 = \text{H}_2$; $\text{H}_2 + \text{N}_2 = \text{NH}_3$
$3-\text{N}_2 = \text{N}_2$; $\text{H}_2 = \text{H}_2$; $\text{H}_2 + \text{N}_2 = \text{NH}_3$
$4-\text{N}_2 = \text{N}_2$; $\text{H}_2 = \text{H}_2$; $\text{H}_2 + \text{N}_2 = \text{NH}_3$

Cantidad de Reactivos
I. $8+8$
II. $8+8+8+$
III. $8+8+$
IV. $8+8+8$
V. $8+8+8+$
VI. $8+8+8$

Cantidad de producto
i. H_3N^+
ii. H_3N^+
iii. H_3N^+
iv. H_3N^+
v. H_3N^+

Seleccione la opción que indica la relación correcta:

- a) 2 II i
 b) 4 VI iii
 c) 3 V i
 d) 2 V i
 e) 2 I iv

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1900>

051- Plantee la ecuación correspondiente a la reacción de formación del amoniaco, considerada en la pregunta anterior y seleccione la opción que indica la constante de equilibrio para dicha reacción.

- a) $\frac{[NH_3]}{[H_2].[N_2]}$
 b) $\frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3.[N_2]}$
 c) $\frac{[NH_3]}{[H_3].[N]}$
 d) $\frac{[NH_3]^4}{[H_2].[N_2]}$
 e) $\frac{[H_3]^6.[N_2]^2}{[HN_3]^4}$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1901>

052- Existen diferentes sistemas reguladores del pH tanto dentro de las células como en el medio extracelular. Uno de los sistemas reguladores del pH dentro de las células está formado por $HPO_4^{2-} / H_2PO_4^-$ consideren que el pH intracelular de un miocito (célula muscular) es 6,8 y determine cuál de las siguientes afirmaciones es correcta. (Datos: $Ka_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$)

- a) El buffer $HPO_4^{2-} / H_2PO_4^-$ no puede mantener el pH dentro del miocito porque su pKa no es 6,8.
 b) Dentro de un miocito la relación $HPO_4^{2-} / H_2PO_4^-$ es igual a 1.
 c) La concentración intracelular de HPO_4^{2-} en el miocito es menor que la de $H_2PO_4^-$.
 d) En el miocito, el buffer $HPO_4^{2-} / H_2PO_4^-$ amortigua mejor los cambios del pH producidos por ácidos que los producidos por bases.
 e) El valor de la relación $HPO_4^{2-} / H_2PO_4^-$ dentro de la célula muscular es 2,5.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1902>

053- Un estudiante preparó una solución disolviendo 6,36 g de un compuesto en agua destilada hasta completar un volumen final de 50 mL. La concentración de la solución obtenida resultó ser 1,2 M. ¿Cuál de los siguientes compuestos usó el estudiante para preparar la solución?

- a) NaCl
 b) K_2CO_3
 c) Na_2CO_3
 d) AgF
 e) $NaHCO_3$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1903>

054- El 60% de la masa corporal de un adolescente es agua. ¿Qué cantidad de agua expresada en moles moléculas contiene el cuerpo de un adolescente cuya masa es de 58,33 Kg?

- | Moles | Moléculas |
|---------|----------------------|
| a) 1,94 | $1,17 \cdot 10^{24}$ |

- | | | |
|----|----------------------|----------------------|
| b) | $1,17 \cdot 10^{24}$ | 1,94 |
| c) | $2,78 \cdot 10^3$ | $1,67 \cdot 10^{27}$ |
| d) | $1,94 \cdot 10^3$ | $1,17 \cdot 10^{27}$ |
| e) | $1,17 \cdot 10^{26}$ | $1,17 \cdot 10^{24}$ |

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1904>

055- Uno de los compuestos iónicos en las bebidas para deportistas es el dihidrógeno fosfato de potasio (KH_2PO_4), única sustancia en su composición que proporciona el catión potasio, indispensable en el mantenimiento del equilibrio electrolítico. ¿Cuántos gramos de KH_2PO_4 habrá en un recipiente de 240 mL de una de estas bebidas, si la etiqueta indica que en ese volumen contiene 0,03 g de K^+ ?

- a) 10,5 g
- b) 104,6 g
- c) 0,105 g
- d) 30 g
- e) 0,030 g

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1905>

056- Considere una célula con una concentración interna de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) de 0,5% m/V cuya membrana semipermeable permite el paso del agua pero no permite que los disacáridos la atraviesen y deduzca cuál de las siguientes acciones aumentara la concentración de sacarosa en su interior:

- a) Colocar la célula en una solución de sacarosa 0,2% m/V.
- b) Colocar la célula en una solución de maltosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) 0,2% m/V.
- c) Colocar la célula en una solución de sacarosa 0,012 M.
- d) Colocar la célula en una solución de sacarosa 2% m/V.
- e) Colocar la célula en agua destilada.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1906>

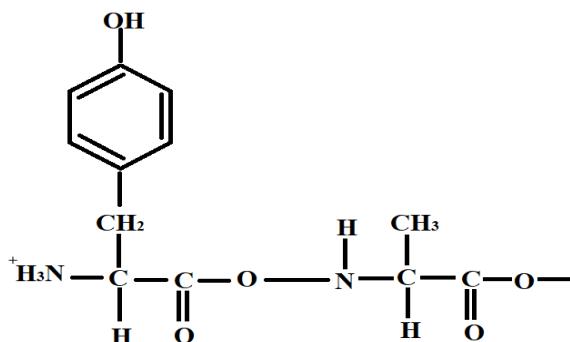
057- El jugo gástrico, producto de la secreción de la mucosa del estómago puede alcanzar concentraciones muy altas de H_3O^+ y por lo tanto valores de pH extremadamente bajos debido a la presencia de HCl. Si el análisis de una muestra de 50ml de jugo gástrico indica una concentración de H_3O^+ de 63mmoles/L ¿Cuál es el pH?

- a) 1,2
- b) 1,8
- c) 0,5
- d) 2,5
- e) 2,8

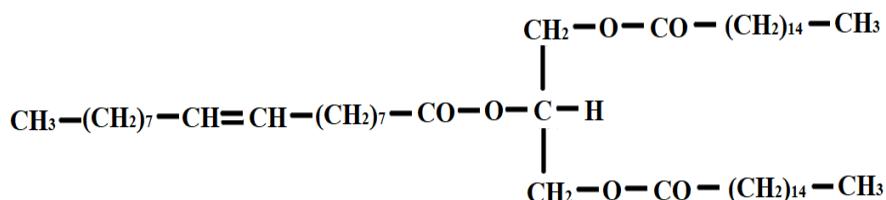
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1907>

058- Analice las fórmulas estructurales designadas como 1, 2 y 3 que corresponden a tres biomoléculas e indique la opción correcta con respecto a los aspectos estructurales analizados:

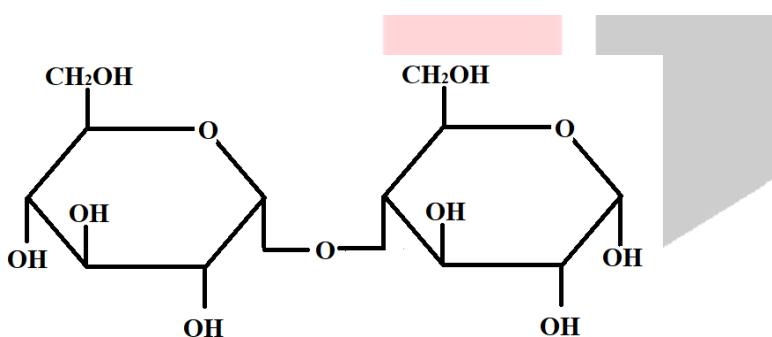
1-



2-



3-



- a) El compuesto 2 no presenta isomería óptica porque tiene tres carbonos asimétricos.
- b) El enlace que une los dos aminoácidos en 1 es de tipo Ester porque participa un grupo carboxilo.
- c) El enlace que une los dos monosacáridos en 3 es de tipo éter porque condensa dos oxhidrilos.
- d) El compuesto 3 no es soluble en agua porque no presenta grupos polares.
- e) Todos los enlaces C-C de 2 son simples porque todos sus átomos de carbono presentan hibridación sp^2 .

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1908>

059- Calcular la concentración M de OH^- de 500 mL de una solución acuosa que a 25 °C contiene 1.10^{-3} moles de H_3O^+ y marcar la opción correcta:

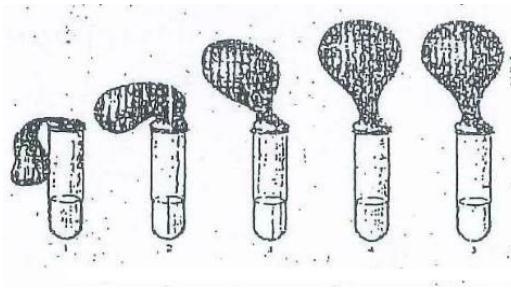
- a. 1.10^{-11}
- b. 1.10^{-3}
- c. 2.10^{-11}
- d. 5.10^{-12}
- e. 1.10^{11}

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1909>

060- Un grupo de estudiantes realizó un experimento cuyos pasos se detallan a continuación:

- En 5 tubos de ensayo colocaron el mismo volumen de solución HCl
- Agregaron a cada tubo masas crecientes de NaHCO_3
- Ajustaron a la boca de cada tubo un globo en perfecto estado, cerrando el tubo herméticamente

Los resultados se representan con el siguiente esquema:



Teniendo en cuenta que la ecuación que representa la reacción ocurrida es:



Analice el esquema y señale cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- a) En los tubos 2 y 3 no se forma CO_2 .
- b) En el tubo 1 se forma la máxima cantidad de producto posible.
- c) El ácido no reacciona con el NaHCO_3 .
- d) La reacción no tiene reactivo limitante.
- e) En el tubo 5 el HCl es el reactivo limitante.

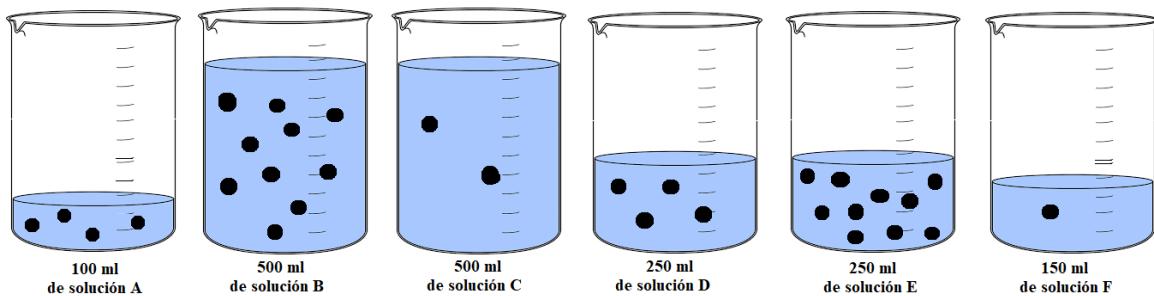
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1910>

061- El agua, solvente universal, es un líquido con propiedades extraordinarias. Si consideramos que se trata de una molécula pequeña con una masa de 18 uma, sus propiedades resultan poco típicas y la explicación se encuentra en su particular estructura. Analice las siguientes consignas referidas a la estructura y propiedades del agua y señale la opción con las consignas correctas:

- I- La estructura de pares de electrones es tetraédrica y la estructura molecular es angular.
 - II- Cada átomo de hidrógeno se une al oxígeno por enlace covalente polar.
 - III- Se comporta exclusivamente como un ácido débil.
 - IV- Presenta interacciones puente hidrógeno entre sus moléculas.
- a) Sólo III
 - b) Sólo IV
 - c) Sólo I, II y IV
 - d) Sólo III y IV
 - e) I, II, III y IV

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1911>

062- Los esquemas representan recipientes con diferentes volúmenes de soluciones acuosas de un determinado soluto. Cada partícula del soluto disuelto está representada por un círculo negro (•).



Analice los esquemas e indique la afirmación correcta. Cuando sea necesario, considere que los volúmenes son exactamente aditivos.

- a) La solución B es la más concentrada de todas.
- b) La solución E es más concentrada que la A.
- c) Si se mezclan completamente las soluciones A y F, la solución resultante tendrá una concentración mayor que la solución A.
- d) Si se mezclan completamente las soluciones A, B y F, la solución resultante tendrá igual concentración que la solución B.
- e) Si se calienta la solución C a 100°C y se evapora la mitad del agua de la misma, la solución resultante tendrá la misma concentración que la solución E.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1912>

063- La mayoría de las bebidas gaseosas posee un pH ácido debido a la presencia de ácido fosfórico y dióxido de carbono. Para analizar cuantitativamente la $[H^+]$ en estas bebidas, se utiliza una solución de hidróxido de sodio 0,15 N; si debe preparar con este propósito 500 mL de la solución neutralizante a partir de otra 4,0 N de la misma base, ¿Cuántos mL de la solución concentrada debe utilizar?

- a) 18,75
- b) 13,33
- c) 500
- d) 37,5
- e) 100

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1913>

064- El catión monovalente de un elemento M posee la siguiente configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$, en tanto que la configuración del anión, monovalente de otro elemento X es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$.

Teniendo en cuenta esta información, analice los enunciados e identifique el correcto:

- a) El enlace que se establece entre M y X para formar un compuesto binario, es covalente.
- b) Una solución acuosa del compuesto MX no conduce la corriente eléctrica.
- c) X no tiene electrones despareados.
- d) M no tiene electrones despareados en su capa de valencia.
- e) Una solución acuosa del compuesto MX tiene $pH=7$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1914>

065- En la naturaleza las sustancias se presentan en tres estados físicos diferentes: sólido, líquido y gaseoso. La presión y la temperatura a las que se somete una sustancia determinaran el estado en el que se presenta.

Analice las siguientes afirmaciones referidas a los estados de agregación de la materia y marque la correcta:

- a) Cuando un líquido se evapora, ocupa en su nuevo estado, un volumen mayor.
- b) Una sustancia cuyos puntos de fusión y ebullición a 1 atm son -98 °C y 64,7 °C, respectivamente, será un líquido a esa presión y temperatura ambiente.
- c) Cuando se proporciona calor a un sólido la fuerza de unión entre sus partículas aumenta.
- d) Cuando se mezclan 5g de NaCl y 5g de agua a 25 °C, se obtiene un sistema con una única fase líquida (Dato: solubilidad del NaCl en agua a 25 °C = 38g / 100g).
- e) a y b son correctas.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1915>

066- Las fórmulas designadas I, II y III corresponden a tres compuestos inorgánicos:

- I) $NaClO$ II) HCl III) NH_3

Dato adicional: $K_a \text{ HClO} = 4,0 \cdot 10^{-8}$ $K_b \text{ NH}_3 = 1,8 \cdot 10^{-5}$

En relación a los mismos podemos afirmar que:

- Son respectivamente: clorito de sodio, ácido hipocloroso y amonio.
- II y III presentan enlaces covalentes polares entre sus átomos.
- Las soluciones acuosas de I y III poseen carácter ácido.
- Si reaccionan II y III se obtiene una oxosal.
- a y c son correctas.

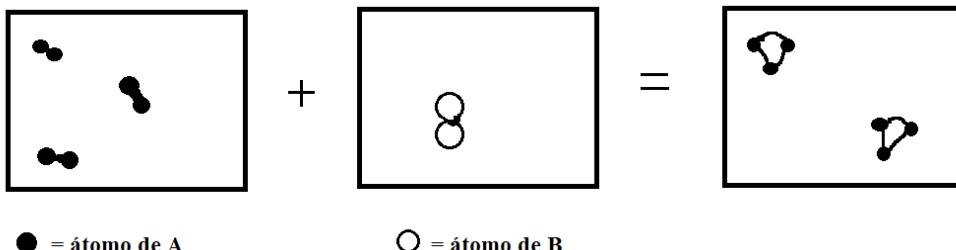
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1916>

067- Los núclidos radiactivos, por ejemplo el ^{133}Xe y el ^{131}I , se usan mucho en medicina para diagnóstico, tratamiento e investigación. ¿Cuántos protones, electrones y neutrones hay en un átomo de ^{133}Xe y en un ión $^{131}\text{I}^-$? Dato: al Z del Xe y del I puede consultarlos en la Tabla Periódica.

	^{133}Xe	$^{131}\text{I}^-$
a)	54 p+, 54 e- y 79 neutrones	53 p+, 54 e- y 78 neutrones
b)	54 p+, 54 e- y 79 neutrones	54 p+, 54 e- y 78 neutrones
c)	54 p+, 79 e- y 54 neutrones	53 p+, 78 e- y 53 neutrones
d)	54 p+, 79 e- y 79 neutrones	53 p+, 78 e- y 78 neutrones
e)	53 p+, 53 e- y 80 neutrones	54 p+, 54 e- y 77 neutrones

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1917>

068- La siguiente es una representación esquemática de una reacción química en equilibrio:



Analice el esquema y señale la opción que indica correctamente la expresión de la constante de equilibrio de la reacción:

- $\frac{[BA_3]}{[A_2].[B_2]}$
- $\frac{[BA_3]^2}{[A_2]^3.[B_2]}$
- $\frac{[BA_3]}{[A_3].[B]}$
- $\frac{[BA_3]^4}{[A_2].[B_2]}$
- $\frac{[A_2]^6.[B_2]^2}{[AB_3]^4}$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1918>

069- El sistema buffer de la sangre de mayor interés fisiológico y clínico está constituido por HCO_3^- / H_2CO_3 en una relación 25 mM / 1,25 mM. Con este dato, calcule cuantos miliequivalentes de la base hay en 100 mL de sangre y marque la opción correcta:

- a. 25,0
- b. 2,5
- c. 1,25
- d. 0,125
- e. 5,0

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1919>

070- Analice las afirmaciones referidas a las soluciones acuosas A y B y señale la opción correcta:

Solución A: $C_6H_{12}O_6$ 10,8 g/L

Solución B: NaCl 0,03 M

- a. El punto de congelación de la solución A es igual que el de la solución B.
- b. La presión osmótica de la solución A es menor que la de la solución B.
- c. El descenso crioscópico de A es mayor que el de B.
- d. El número de partículas osmóticamente activas en A es mayor que en B.
- e. A igual presión, la solución A pasará a la fase vapor a menor temperatura que la B.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1920>

071- Cuando se diluye una solución amortiguadora de ácido acético/acetato de sodio para llevar su concentración a la mitad, se afirma que:

- I. El pH de la solución cambia.
- II. Su capacidad amortiguadora disminuye.
- III. La capacidad del sistema para regular el agregado de ácidos aumenta.
- IV. Cambia la proporción $CH_3COOH : NaCH_3COO$.

Indique la opción que contenga la/s afirmación/es correcta/s:

- a) Sólo I, III y IV
- b) Sólo II
- c) Sólo I y II
- d) Sólo II y IV
- e) Sólo IV

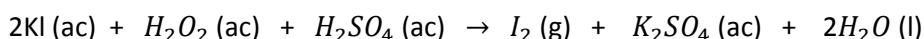
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1921>

072- ¿Cuál es el porcentaje de S presente en un edulcorante artificial cuya fórmula es $C_7H_5NO_3S$?

- a) 40
- b) 17,5
- c) 58,6
- d) 8,75
- e) 32

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1922>

073- Considere la siguiente ecuación que representa una reacción redox, identifique el agente oxidante y el agente reductor y luego señale la afirmación correcta:



Agente oxidante Agente reductor

- | | | |
|----|-------------------------|-------------------------|
| a) | H_2SO_4 | KI |
| b) | H_2O_2 | KI |
| c) | KI | H_2SO_4 |
| d) | H_2O | KI |
| e) | H_2O_2 | H_2SO_4 |

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1923>

074- Considere las soluciones de diferentes electrolitos (I a VI) y los datos adicionales presentados y señale la opción correcta sobre sus propiedades acido-base:

I: NaOH 0,01 M

II: NaOH 0,1 M

III: CH_3COOH 0,01 M

IV: HNO_3 0,01 M

V: NaHCO_3 0,5 M

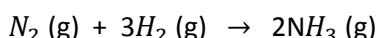
VI: NaCH_3COO 0,1 M

Datos adicionales: $K_a \text{ H}_2\text{CO}_3 = 4,3 \cdot 10^{-7}$ $K_a \text{ CH}_3\text{COOH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$

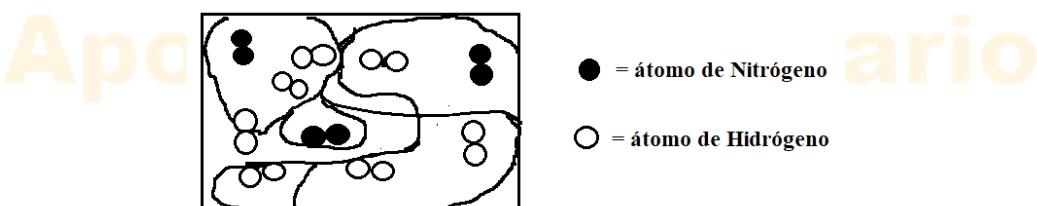
- a) I tiene menor pH que II
- b) III tiene igual pH que IV
- c) V y VI tiene un pH mayor que 7
- d) III y VI pueden construir un sistema buffer.
- e) a, c y d son correctas.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1924>

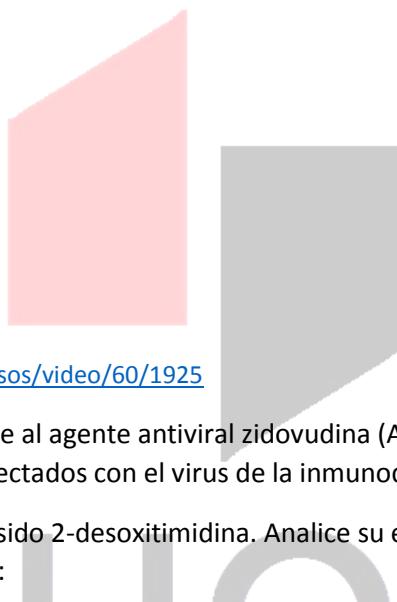
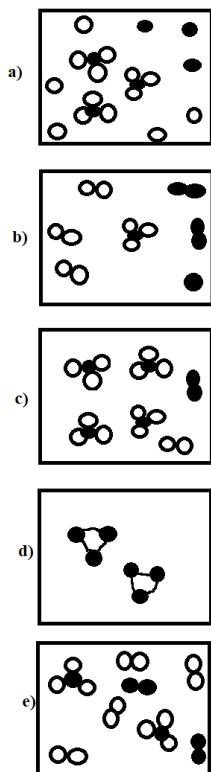
075- El amoníaco se forma por reacción directa entre nitrógeno e hidrógeno en determinadas condiciones de presión y temperatura según la ecuación:



En una porción de la mezcla inicial se representa con un diagrama como el siguiente:



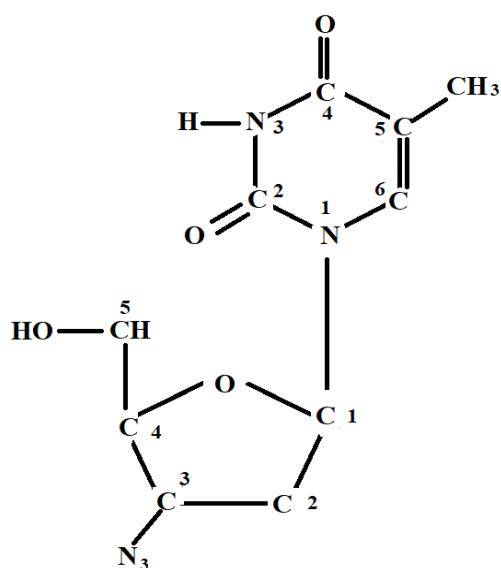
¿Cuál de los siguientes diagramas representa correctamente el sistema material considerado, luego de ocurrida la reacción?



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1925>

076- La siguiente estructura corresponde al agente antiviral zidovudina (AZT), uno de los fármacos aprobados para el tratamiento de los individuos infectados con el virus de la inmunodeficiencia humana (HIV).

El compuesto es un análogo del nucleósido 2-desoxitimidina. Analice su estructura y señale cuál de las afirmaciones sobre la misma es correcta:



- a) La molécula no presenta grupos polares.
- b) El análogo (2-desoxotimidina) es un constituyente del Ácido Ribonucleico (ARN).
- c) El compuesto así graficado posee 2 grupos carbonilo, 1 hidroxilo, y 1 metilo entre otros.
- d) El grupo OH unido al C5 puede formar una unión éter con el ácido acético.

- e) Los átomos de C numerados como 5 y 6 presentan hibridación "sp".

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1926>

Considera la siguiente reacción balanceada que representa la reacción que ocurre al tratar 0,654g de Zn metálico con 50ml de una solución 1,5M de ácido nítrico. Responda los ítems 77 y 78:



077- En relación al tipo de reacción química producida, analice cuales de las afirmaciones son correctas:

- I) Es una reacción redox.
 - II) El ácido nítrico es el agente oxidante.
 - III) El nitrógeno cambia su estado de oxidación de +5 a +3.
 - IV) El Zn se reduce.
 - V) El Zn pierde electrones.
- a) Solo I, II, III y V.
 b) Solo I, II y V.
 c) I, II, III, IV y V.
 d) Solo II y IV.
 e) Solo I, II y III.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1927>

078- ¿Cuántos gramos de NH₄NO₃ se forman en la reacción?

- a) 0,60
 b) 0,20
 c) 0,80
 d) 80
 e) 1,0

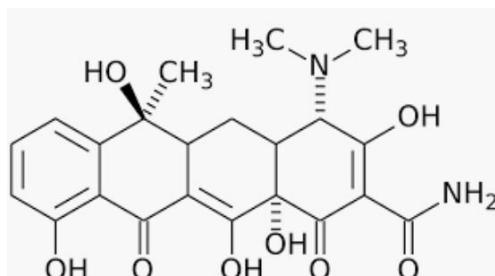
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1928>

079- Un hombre diabético de 70kg de peso, posee un nivel de 135mg de glucosa (C₆H₁₂O₆) por 100 ml de sangre. La ingesta oral de 1 gramo de glucosa por kilogramo de peso en esta persona, eleva su nivel de glucosa en sangre (glucemia) hasta 230 mg por 100 ml. El volumen total promedio de sangre (volemia) de este individuo es de 5,5 litros y la presión osmótica sanguínea es de 320mOsm. Con relación al texto anterior calcule:

Milimoles y moléculas de glucosa por ml de sangre antes y después del consumo de glucosa.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1929>

La tetraciclina es un antibiótico de amplio espectro ya que actúa sobre una amplia variedad de bacterias. La siguiente figura representa su fórmula estructural:



Analice la estructura de la tetraciclina y responda los siguientes items

080- ¿Cuántos átomos de carbono tienen hibridación sp^2 y cuántos sp^3 ?

sp^2 sp^3

- | | | |
|----|----|---|
| a) | 11 | 8 |
| b) | 13 | 9 |
| c) | 13 | 6 |
| d) | 11 | 3 |
| e) | 10 | 6 |

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1930>

081- ¿Cuántos átomos de carbono quirales posee la molécula?

- a) 6
- b) 2
- c) 4
- d) 5
- e) 7

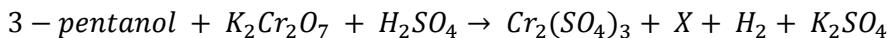
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1931>

082- Considere los grupos funcionales que presenta la tetraciclina y señale la afirmación correcta:

- a) Tiene cinco grupos hidroxilo y dos grupos amina.
- b) Tiene tres grupos ceto.
- c) Tiene cinco grupos hidroxilo, uno amina y uno carboxamida.
- d) Tiene una amina secundaria.
- e) Tiene una amina primaria.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1932>

083- Complete la siguiente ecuación química (no balanceada) y señale la opción que indica correctamente el compuesto que falta (X).



- a) 3-pentanona
- b) 2-pentanona
- c) 3-pentanal
- d) Ácido pentanoico
- e) C y d son correctas.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1933>

084- El ácido p-aminobenzoico es necesario para el crecimiento de las bacterias. Las propiedades antibacterianas de las sulfonamidas se deben a que bloquean la utilización normal de este ácido por las bacterias. Desarrolle la fórmula estructural de dicho ácido y analice las siguientes afirmaciones:

- I. La molécula presenta 4 carbonos con hibridación sp^2 y 4 con hibridación sp^3 .
- II. Todos sus carbonos poseen hibridación sp^2 .
- III. El grupo amina está ubicado en le carbono 2 del anillo bencénico.
- IV. Uno de los átomos de oxígeno presenta hibridación sp.

V. La molécula presenta un grupo amina y un grupo carboxilo.

Señale la opción que contiene las afirmaciones correctas:

- a) Sólo II y III
- b) Sólo IV y V.
- c) Sólo I, II y III
- d) Sólo II y V
- e) Todas las afirmaciones son correctas.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1934>

085- ¿Cuál de las siguientes reacciones requiere un agente reductor?

Reacción	Reactivos	Producto
I	propanal	Ácido propanoico
II	propanal	propanol
III	2-propanol	propanona

- a) Sólo II
- b) Sólo I y II
- c) Sólo II y III
- d) Sólo I y III
- e) I, II y III

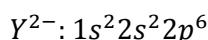
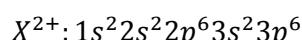
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1935>

086- El ácido $\beta-OH$ butírico y su anión el $\beta-OH$ butirato se eliminan por orina, en una proporción que depende del pH de la misma el que puede variar en un rango de 4,5 a 8,5. Considerando que el pKa de este ácido es 4,8 infiera ¿a cuál de los siguientes valores de pH de la orina predominará la eliminación de la especie sin disociar?

- a) 4,8
- b) 5,8
- c) 8,5
- d) 4,5
- e) A cualquier valor de pH

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1936>

087- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:



Señale la opción que indica correctamente la identidad de los respectivos iones:



- | | |
|--------------------|----------|
| a) Catión magnesio | óxido |
| b) Catión calcio | fluoruro |
| c) Catión calcio | óxido |

- d) Argón neón
e) Catión potasio óxido

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1937>

Analice la siguiente situación experimental y responda los ítems 88 y 89.

Se mezclan 25ml de solución de HBr 0,10N con 10ml de solución de hidróxido de potasio 0,20N y se completa con agua destilada hasta un volumen final de 100ml.

088- ¿Cuántos miliequivalentes de bromuro de potasio de forman?

- a) 2,50
b) 0,05
c) 0,50
d) 4,50
e) 2,00

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1938>

089- ¿Cuál es el pH de la solución final obtenida?

- a) 11,7
b) 1,0
c) 12,3
d) 2,3
e) 1,7

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1939>

090- La testosterona, hormona sexual masculina, se compone sólo de carbono, hidrógeno y oxígeno. Contiene 79,12% de C y 9,79% de H en masa. Calcule la fórmula empírica mínima (FEM) y la masa de un mol (masa molar) de la hormona.

FEM	Masa molar
a) $C_{9,5}H_{14}O$	144uma
b) CHO	29g
c) $C_{10}H_{14}O$	150uma
d) $C_{19}H_{28}O_2$	288uma
e) $C_{19}H_{28}O_2$	288g

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1940>

091- Desarrolle la fórmula del tricloruro de boro y del anión nitrito, para determinar la geometría molecular de ambas especies y sólo para el tricloruro de boro la fuerza intermolecular en estados condensados:

Tricloruro de boro	Nitrito	
Geometría	Fuerza intermolecular	Geometría
a) Cuadrada plana	London	Plana trigonal
b) Bipiramidal trigonal	London	Lineal
c) Plana trigonal	London	Angular
d) Angular	Dipolo-Dipolo	Lineal

- e) Plana trigonal Puente de hidrógeno Angular

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1941>

092- ¿Qué volumen de solución de ácido fosfórico 0,30N se debe usar para preparar 250ml de solución del mismo ácido 0,10N?

- a) 250ml
- b) 83,3ml
- c) 100ml
- d) 27,8ml
- e) 75,0ml

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1942>

093- Analice las siguientes afirmaciones referidas a propiedades coligativas e indique si son verdaderas (V) o falsas (F):

- I. A 36°C la presión de vapor de una solución acuosa 0,50m de NaCl es igual que la de una solución acuosa 0,50m de urea.
- II. Una solución de NaCl 0,10m posee una presión osmótica de 4,48 atmósferas a 0°C.
- III. La temperatura de ebullición de una solución de glucosa 1,0m es de 100,52°C

Marque la opción correcta:

I II III

- a) F V F
- b) F V V
- c) V V V
- d) F F V
- e) V V F

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1943>

094- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de tres elementos químicos:

- I. $1s^2 2s^2 2p^5$
- II. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- III. $1s^2 2s^2 2p^3$

Basándose en las propiedades periódicas, marque la opción correcta:

- a) La electronegatividad es en I>II>III
- b) El elemento II es un no metal.
- c) El radio atómico es en II>I>III.
- d) El elemento II es un metal y el I es un no metal.
- e) C y d son correctas.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1944>

095- ¿Cuál de las siguientes mezclas puede ser un sistema buffer?

- a) Acetato de sodio / ácido acético
- b) Cloruro de sodio / ácido clorhídrico

- c) Hidróxido de sodio / cloruro de sodio
- d) Ácido bromhídrico / ácido clorhídrico
- e) Ácido nítrico / nitrato de calcio

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1945>

096- Dados los siguientes electrolitos y sus constantes:

Ácido acético	$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$
Ácido clorhídrico	$K_a = \text{Infinito}$
Amoniaco	$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Identifique cuál/es de las siguientes afirmaciones es/son correctas:

- I. Una solución 0,1M de HCl tiene igual pH que una solución 0,1M de ácido acético.
- II. Cantidades equivalentes de ácido acético y amoniaco siempre forman un buffer.
- III. La $[H_3O^+]$ de una solución 0,1M de amoniaco es $1,3 \cdot 10^{-3}$
- IV. El Ph de una solución de ácido acético 0,2M es 2,72.

- a) Sólo II
- b) Sólo IV
- c) Sólo I y II
- d) Sólo II y III
- e) Todas son correctas

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1946>

097- Analice las siguientes afirmaciones referidas a una solución acuosa de acetato de sodio y clasifíquelas como verdaderas o falsas:

- I. Su pH es mayor a 7 debido a la hidrólisis del anión.
- II. Es una solución electrolítica, las interacciones entre el soluto y el agua son ión-dipolo.
- III. El pH de la solución mencionada es 7 porque es una sal cuyos iones no interactúan con el agua.

Indique la opción correcta:

- | I | II | III |
|------|----|-----|
| a) F | V | F |
| b) F | V | V |
| c) V | V | F |
| d) F | F | V |
| e) V | F | F |

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1947>

098- La masa atómica del boro natural es 10,8110 y en la naturaleza existen dos isótopos de este elemento, el ^{10}B y el ^{11}B cuyas masas atómicas son 10,0129 y 11,0093 respectivamente. Con estos datos calcule la abundancia porcentual de cada elemento y marque la opción correcta.

- | % ^{10}B | % ^{11}B |
|------------|------------|
| a) 10,0129 | 11,0093 |
| b) 50 | 50 |
| c) 0,801 | 0,199 |
| d) 37 | 63 |
| e) 19,90 | 80,10 |

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1948>

099- Se hace reaccionar en atmósfera de oxígeno (en exceso) una muestra de 3,18g de Cu y al completarse la reacción la masa del óxido resultante es 3,975g. Con estos datos calcule la fórmula empírica del compuesto formado y señale la opción correcta.

- a) CuO
- b) Cu_2O
- c) Cu_2O_2
- d) CuO_2
- e) Cu_2O_3

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1949>

100- Determine en cada caso, el elemento que corresponde a la característica mencionada en I, II, III, IV y luego seleccione la opción correcta.

Su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$

Es el metal alcalino de menor tamaño

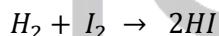
Es el halógeno de mayor energía de ionización

Es el elemento cuyo ión dipositivo es isoelectrónico con el Ar

- | I | II | III | IV |
|-------|----|-----|----|
| a) Ga | H | Al | K |
| b) Ga | Li | F | Ca |
| c) Zn | Be | Al | S |
| d) Ge | H | F | K |
| e) In | H | I | Sc |

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1950>

101- Una mezcla constituida inicialmente por hidrógeno y vapor de iodo, se calienta a $450^\circ C$ y forma yoduro de hidrógeno según la siguiente ecuación:



Donde el valor de la K_{eq} a $450^\circ C$ es 52,8. Para la misma reacción a $500^\circ C$ la K_{eq} tiene un valor de 48,3. Analice los datos enunciados e identifique como verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones referidas al proceso mencionado y luego marque la opción con la secuencia correcta:

- I. La expresión de la K_{eq} para la reacción directa es: $\frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2}$
- II. Un incremento de la temperatura desplaza el equilibrio de la reacción hacia la izquierda
- III. La cantidad de HI formada a $450^\circ C$ es mayor que la formada a $500^\circ C$.
- IV. La temperatura no afecta el equilibrio de la reacción.

- | I | II | III | IV |
|------|----|-----|----|
| a) V | F | F | F |
| b) F | V | F | F |
| c) F | V | V | F |
| d) V | V | V | F |
| e) F | F | V | F |

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1951>

102- Analice las siguientes opciones referidas a tipos de enlace y propiedades de diferentes sustancias y señale la correcta.

- a) El KCl es insoluble en agua.
- b) La fórmula empírica NaCl indica que ésta es una sustancia molecular.
- c) El enlace puente de hidrógeno tiene gran importancia biológica.
- d) La formación de un enlace es una manifestación de la tendencia de cada átomo de alcanzar el ordenamiento electrónico más inestable.
- e) El enlace iónico permite explicar la existencia y las propiedades de moléculas como H_2 , NH_3 , H_2O y Cl_2

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1952>

103- Un alumno realiza un experimento colocando en un recipiente 50ml de solución 0,3M de HNO_3 y 40ml de una solución 0,2M de KOH. Suponga que los volúmenes son exactamente aditivos y realice los cálculos necesarios para conocer.

- I. Si la solución obtenida es neutra, ácida o básica.
- II. El pH de la solución.
- III. La concentración molar de la sal formada.

Luego seleccione la opción correcta.

	I	II	III
a)	Básica	11,84	0,007
b)	Ácida	2,16	0,008
c)	Neutra	7,00	0,015
d)	Ácida	1,11	0,088
e)	Ácida	4,11	0,008

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1953>

104- 400ml de solución de $pH = 4$ contienen 2.10^{-3} moles de CH_3COOH ($K_a=1,8.10^{-5}$) y una determinada cantidad de moles de CH_3COONa . Calcule cuál es la molaridad de la sal y señale la opción correcta.

- a) 5.10^{-3}
- b) 9.10^{-4}
- c) $1,8.10^{-5}$
- d) 9.10^{-3}
- e) $2,25.10^{-3}$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1954>

105- Un estudiante tomó 100ml de una solución contenida en un frasco cuyo rótulo decía: "Solución de KOH/30g KOH en 400ml ", le agregó 100ml del contenido de otro frasco rotulado como "Solución 1,5N de KOH", y finalmente agregó 100ml de agua. Luego quiso conocer la M y N de la solución resultante y no arribó a un resultado coherente. Realice los cálculos necesarios para conocer la respuesta a la que el estudiante debería haber arribado (Considere que los volúmenes son exactamente aditivos).

	M	N
a)	0,54	1,5
b)	0,95	0,95
c)	0,54	0,54
d)	1,5	1,5
e)	0,54	0,15

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1955>

106- La D-glucosa ($C_6H_{12}O_6$) es el principal combustible usado por las células y se encuentra libre en sangre. La sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) es un disacárido que se obtiene de la caña de azúcar. Calcule la molaridad de una solución de sacarosa que sea isotónica con una solución de glucosa al 2% m/v, ambas a la misma temperatura.

- a) 0,11
- b) 0,058
- c) 0,011
- d) 0,0058
- e) Es necesario conocer el volumen y la temperatura de la solución para responder la pregunta.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1956>

107- Calcular el pH de una disolución preparada con 8,2g de $NaC_2H_3O_2$ y 0,05 moles de HCl por L (K_a del ácido acético es $1,8 \cdot 10^{-5}$)

- a) 1,3
- b) 8,87
- c) 2,87
- d) 4,74
- e) 9,26

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1957>

108- Indicar cual o cuales de los siguientes compuestos puede o pueden presentar estereoisómeros.

- I. 2-metil-2-penteno
 - II. 1-cloro-2-buteno
 - III. 2-butanol
 - IV. Ácido 2-hidroxipropanoico
 - V. 3-cloropentano
- a) Sólo I y II
 - b) Sólo II, III y IV
 - c) Sólo I, II y III
 - d) Sólo I, II, III y V
 - e) Sólo II, III, IV y V

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1958>

109- Analizar las siguientes afirmaciones y determinar si son verdaderas (V) o falsas (F), luego seleccionar la opción con la secuencia correcta.

- I. Los métodos de separación de fases se emplean para separar componentes de una solución.
- II. Cada una de las fases de un sistema heterogéneo, es un sistema homogéneo.
- III. La expresión $E=m.c^2$, permite calcular la pérdida de masa en las reacciones químicas ordinarias.
- IV. La oxidación del hierro es un cambio físico.

I	II	III	IV
a) V	V	F	F
b) F	V	F	F
c) F	F	V	F
d) F	F	F	F
e) F	V	V	V

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1959>

Realice una lectura analítica del siguiente texto y luego responda las preguntas 110, 111, 112 relacionadas con el mismo:

LA LLUVIA ÁCIDA

El agua pura tiene un ph igual a 7 a 25°C y 1 atm de presión, se disocia formando iones hidronio e hidróxido. El agua de lluvia es ligeramente ácida porque con el dióxido de carbono de la atmósfera forma ácido carbónico, dando un ph aproximado de 5,7.

Otros gases como NO, NO₂ y fundamentalmente SO₂, presentes en las nubes altas también pueden reaccionar con el vapor de agua del aire produciendo especies ácidas como ácido nítrico, ácido nitroso y ácido sulfúrico que hacen descender el ph a valores entre 5 y 3 y generan la llamada “lluvia ácida”.

Aunque sus efectos sobre las personas no son directos, constituye un serio problema ambiental debido a su acción sobre el suelo, la vida acuática, árboles y cultivos e incluso sobre obras realizadas por el hombre como monumentos, edificios y maquinarias.

La naturaleza dispone de mecanismos para neutralizar la acidez normal de la lluvia, como es el suelo calizo, rico en CaCO₃ que ejerce una acción amortiguadora impidiendo que el ph se torne demasiado ácido. Sin embargo cuando el aporte por los gases mencionados es muy alto la acidez no puede ser neutralizada y se producen efectos nocivos.

La fuente más importante de SO₂ es la quema de combustibles fósiles en industrias, plantas generadoras de energía y en el hogar. Sin embargo, existen varias fuentes menores de emisión de SO₂ como las erupciones volcánicas, los géiseres, el humo del cigarrillo y la refinación de minerales para obtener metales que existen en la naturaleza combinados con azufre.

Por ejemplo para obtener Zn, el proceso mencionado consiste en quemar sulfuro de zinc en presencia de oxígeno para formar SO₂ y ZnO. El óxido de zinc luego es reducido con otro metal más reactivo para separar el Zn y como resultado se libera SO₂ a la atmósfera.

110- Señale la opción correcta

- a) El agua pura tiene una concentración de iones OH⁻ igual a $1 \cdot 10^{-7}$ a cualquier temperatura y presión
- b) El ácido carbónico es un electrolito fuerte que se disocia completamente.
- c) En los óxidos de nitrógeno citados, el nitrógeno presenta el mismo estado de oxidación.
- d) Una de las reacciones que da lugar a la lluvia ácida implica pérdida de electrones por parte de S del SO₂.
- e) La naturaleza no dispone de mecanismos buffer para contrarrestar los efectos de la lluvia ácida sobre el suelo.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1960>

111- Identifique las siguientes consignas como verdaderas o falsas

- I- Los compuestos mencionados en el primer párrafo tienen la siguiente fórmula molecular: H₂O, CO y HCO₃.

- II- Los gases mencionados en el segundo párrafo se denominan: monóxido de nitrógeno, dióxido de nitrógeno y dióxido de azufre y son todos compuestos covalentes.
- III- La sal citada en el cuarto párrafo, se nombra como trioxocarbonato de calcio, según la nomenclatura sistemática y corresponde a un compuesto iónico.
- IV- Los compuestos mencionados en el último párrafo son: dos óxidos básicos y una oxosal.
- a) V V V V
 b) F V V F
 c) F F V V
 d) V F F F
 e) F F V F

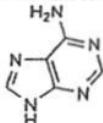
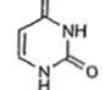
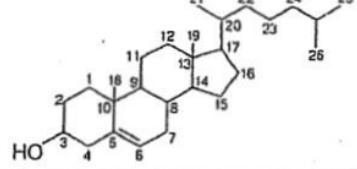
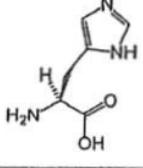
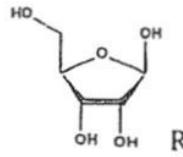
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1961>

112- Marque la opción correcta:

- a) Cuando el sulfuro de zinc se transforma en óxido de Zn, el Zn cambia su estado de oxidación.
 b) Al final de proceso de refinación, el ZnO libera Zn reduciendo a otro metal.
 c) El CaCO₃ del suelo calizo amortigua el descenso del pH porque convierte al ácido sulfúrico de la lluvia ácida en una sal básica.
 d) Las especies ácidas comúnmente responsables de la lluvia ácida son: H₂SO₄, HNO₃, y HNO₂.
 e) La lluvia ácida se llama así por su bajo pH, a diferencia del agua de lluvia normal que es básica.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1962>

113- Qué homo o heterociclo está presente en cada una de las siguientes biomoléculas

	Biomolécula	Homociclo/Heterociclo
I	 Adenina	A- Furano
II	 Uracilo	B- Pirano
III	 Colesterol	C- Pimol D- Imidazol
IV	 Histidina	E- Indol F- Purina G- Pirimidina
V	 Ribosa	H- Fenantreno

I	II	III	IV	V
a) G	F	H	E	A
b) F	G	H	D	A
c) F	G	D	E	B
d) G	F	H	D	B
e) F	G	C	D	A

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1963>

EXAMEN MARZO 2019

114- Se tiene dos elementos, un catión divalente X^{+2} y un anión monovalente Y^{-1} que son isoeléctrónicos. La cantidad de electrones del anión es igual a 18. Con esta información responder:

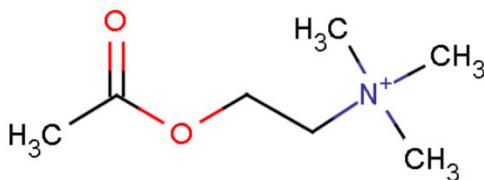
- 1) ¿Qué compuesto van a formar?
- 2) ¿Quién tiene mayor afinidad electrónica?
- 3) ¿Quién tiene mayor electronegatividad?
- 4) ¿Quién tiene mayor radio atómico?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1964>

115- Se tiene un ácido débil monoprótico de concentración de 0,02M con una constante de acidez de $1,5 \cdot 10^{-5}$. ¿Cuál es el ph del mismo?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1965>

116- Se tiene la acetilcolina cuya estructura es la siguiente,



- 1) cómo se encuentra conformada?
- 2) Qué hibridación tienen los carbonos.
- 3) ¿Qué hibridación tiene el nitrógeno?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1966>

117- Si se tiene un volumen de 1,5 litros de una solución que tiene concentración de hidrogeniones igual a 0,2M, ¿cuál es el ph de la solución?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1967>

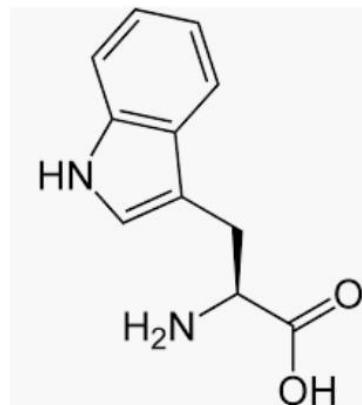
118- Si se tiene una solución de carácter básica, con un ph inicial de 13 y se quiere llegar a que tenga un ph igual a 11, ¿qué se debe hacer con la solución?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1968>

119- Si se tiene una concentración normal de 1,8 N de cloruro de calcio con 10 gramos del mismo, ¿cuál es el volumen necesario para lograr dicha solución?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1969>

120- A una persona de 70 kg se suministra triptófano a razón de 4mg/Kg. ¿Calcular cuántas moléculas de triptófano se suministraron en total?



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1970>

121- Si una persona bebe una lata de cerveza de 33cl con una densidad del alcohol de 7,89dg/ml y un porcentaje de alcohol de 5%v/v. Cuánto alcohol consumió la persona?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1971>

EXAMEN JULIO 2019

122- Un paciente acude a un bioquímico y éste le realiza una extracción de 10 ml de sangre. Se conoce que por cada 100 ml de sangre se encuentran 30 gramos de plasma; y por cada gramo de plasma está contenida una molécula de hemoglobina. Por cada molécula de hemoglobina contiene $2,1 \times 10^3$ eritrocitos. Y cada molécula de hemoglobina contiene 4 moléculas de oxígeno.

- a) Peso del plasma en la muestra extraída.
- b) Cantidad de eritrocitos en 100 ml de sangre.
- c) Cantidad de moléculas de oxígeno en 5 L de sangre.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1972>

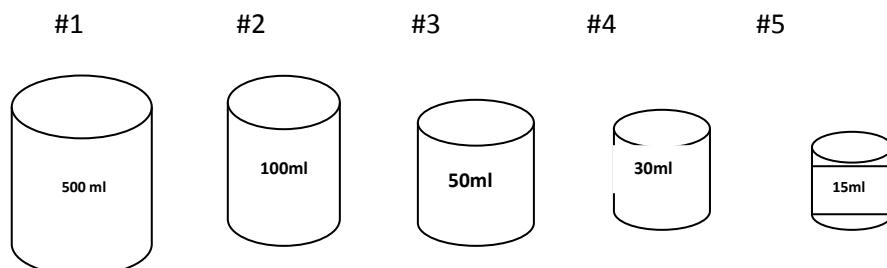
123- Una solución contiene una concentración iónica de $3,682 \times 10^{-3}$; calcular el pH.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1973>

124- Si se tiene una solución con un pH de 5 y se desea llevar a 8, ¿qué se debe hacer con la solución?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1974>

125- Se tienen las siguientes soluciones isotónicas.



100g 70g 50g 30g 15g

- a) Todos tienen la misma concentración.
- b) El #2 tiene mayor punto de ebullición que el #3.
- c) El #4 tiene mayor presión osmótica que el #5.
- d) El #1 tiene mayor concentración que el #2.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1975>

126- ¿Cuál es la geometría molecular del dióxido de carbono y del carbonato de calcio?



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1976>

127- Se tiene agua pura con una constante de equilibrio de disociación $K_w = 3 \cdot 10^{-14}$ a una temperatura de 40°C. Con esta información, ¿cuál es el pH de la solución?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1977>

128- Disolvemos en agua 20 litros de cloruro de hidrógeno, $HCl_{(g)}$, medidos a 298K y a $1,5 \cdot 10^4$ Pa, hasta completar un volumen de 2 litros de disolución. Cuál será el pH de la disolución resultante?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1978>

129 – ¿Qué volumen de HCl 0,1N se necesita para titular una cantidad de $Ba(OH)_2$ de 8,5gramos?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1979>

EXAMEN NOVIEMBRE 2019

130- Tenemos 500ml de una solución fisiológica de cloruro de sodio que será administrados en un recipiente con una altura de 19cm y una concentración de 0,9% m/v. la densidad de la solución es de $1,005\text{g/cm}^3$

¿Cuál es la presión que ejerce sobre las paredes del recipiente?

¿Cuántos meq de ión cloro y cuántos de ión sodio hay?

¿Cuál es la molalidad de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en solución fisiológica?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1980>

131- Si se tiene una solución de volumen 100ml de NaOH y se quiere bajar su pH de 13 a 11. Qué volumen de agua se le tendrá que agregar? Considerar que los volúmenes son aditivos.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1981>

132- Diga de los siguientes cambios de estado, cuáles son exotérmicos y cuáles son endotérmicos.

- a) La evaporación del agua
- b) La lava se convierte en roca.
- c) La fusión del plomo.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1982>

133- Si se tiene una solución con pH ácido, responda qué sucede con el pH en las siguientes situaciones:
(Aumenta, disminuye, no se modifica)

- a) Si se agrega una gota de ácido
- b) Si se agrega una gota de hidróxido
- c) Si se agrega la mitad del volumen de agua

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1983>

134- Si se tiene una solución que contiene 2g de Cl^- y una concentración de 0,7N de HCl ¿Cuál es el volumen de dicha solución?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1984>

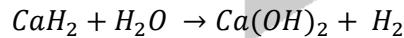
135- Si se tiene un globo que pesa cuando se encuentra desinflado 5 gramos y cuando se infla con oxígeno puro pesa unos 5,05 gramos. ¿Cuántas moléculas de oxígeno tiene dentro una vez inflado?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1985>

136- Algunas lociones para protegerse de las quemaduras del sol contienen parabeno (ácido para amino benzoico) cuya fórmula es:

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1986>

137- En un generador portátil de hidrógeno se hace reaccionar 20g de hidruro de calcio con 20g de agua, según la ecuación sin ajustar:



Después de ajustar la reacción, qué reactivo sobra y en qué cantidad?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1987>

138- Se tiene 30g de zinc que son atacados por HCl en exceso según la siguiente reacción



Calcule el volumen de hidrógeno producido en condiciones normales.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1988>

139- Se mezclan 1,96 gramos de ácido sulfúrico en 3 litros de solución, con otra solución de 500ml 0,04M de HNO_3 . Si se consideran los volúmenes exactamente aditivos, cuál es la concentración de OH^- de la solución final?

- a) $5,83 \cdot 10^{-13}$
- b) 0,017
- c) 1,77
- d) $3,45 \cdot 10^{-11}$
- e) Ninguna es correcta.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1989>

140- Cuál es la concentración en ppm de 0,042g de CO_2 en 120 gramos de N_2 y 30 gramos de O_2 , todos en forma de gas?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1990>

141- Si un litro de solución de cloruro de sodio (NaCl) 1,5M se divide en cuatro partes diferentes, llenando recipientes de 150, 250, 350 y 500 ml. Cuál es la concentración en cada recipiente?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1991>

142- Si se agrega un litro de agua a un litro de una solución 5M. Cómo será la nueva concentración?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1992>

143- Cuál es el punto de congelación en °C de una solución 0,1m de NaCl ?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1993>

144- Un químico desea preparar 0,5l de una solución de MgCl_2 0,5M y dispone de una solución de HCl 5M y de Mg(OH)_2 sólido. Cuántos ml de la solución ácida y cuántos gramos de Mg(OH)_2 necesitará?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1994>

145- Tengo una solución de HCl cuya densidad es de 0,9g/ml y su concentración es de 18% m/m. cuál será su valor de la molaridad y de la molalidad?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1995>

146- Se dispone de un litro de una solución de un ácido monoprótico débil con una concentración 0,2M a 25°C. El grado de disociación es 22%. A partir de estos datos responda las siguientes preguntas.

- a) Cuál es el valor de la constante de disociación del ácido?
- b) Cuál es el ph de la solución?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1996>

147- Se mezcla una solución de ácido sulfúrico al 0,098%p/v de 500ml de volumen, con una solución de hidróxido de calcio, que posee 0,03 moles en un volumen desconocido. Si se sabe que no se agrega agua (volúmenes aditivos), y que el ph final de la solución formada es 12,824, cuál es el volumen de la solución de hidróxido usada?

- a) 100ml
- b) 200ml
- c) 250ml
- d) 300ml
- e) 350ml

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1997>

148- El ácido láctico es un ácido monoprótico débil que está presente en la leche agria como resultado del metabolismo de ciertas bacterias, y que también se forma en las células como resultado de metabolismo anaerobio. Se sabe que una disolución 0,10M de ácido láctico tiene un ph de 2,44. Estando este ácido en un medio de ph=3,88. Qué se puede afirmar?

- a) Predomina la especie molecular
- b) Predomina la especie disociada
- c) Está actuando como base
- d) Las concentraciones de la especie molecular y disociada son las mismas
- e) Predomina en forma de lactato

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1998>

149- Una disolución de hidróxido de potasio contiene 22,4 gramos de la base en 400cm^3 de solución. Se toman 100cm^3 de dicha disolución, cuya densidad es $1,01\text{g/cm}^3$ a los que se añaden 200cm^3 de otra disolución $1,2\text{M}$ de la misma sustancia, y 10cm^3 de agua.

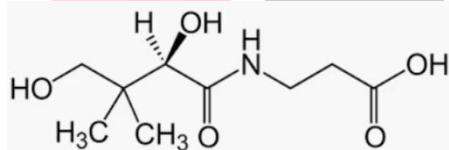
- Cuál será la molalidad, fracción molar y %m/m de la solución inicial de KOH?
- Cuántos gramos de soluto habrá en 20cm^3 de la nueva solución, suponiendo que los volúmenes son aditivos?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/1999>

150- Si 250cm^3 de ácido clorhídrico $0,04\text{M}$ reaccionan con 500cm^3 de formiato de sodio $0,02\text{N}$, calcule el ph final de la mezcla ($K_{\text{ácido fórmico}}=1,8 \cdot 10^{-4}$)

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/2000>

151- Además de lo aportado por la microbiota se encuentran pequeñas cantidades de ácido pantoténico en casi todos los alimentos, en mayor medida en ácidos y huevos. Así mismo en suplementos dietarios en su forma iónica, el pantotenato de calcio. Si se recomienda que un adolescente consuma diariamente 5mg de vitamina B5. Qué cantidad de pantotenato de calcio, expresado en mg debe consumir para asegurar dicha recomendación?



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/2001>

152- Qué volumen de una solución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ al 25% m/m y densidad $1,5\text{g/ml}$ hay que tomar para preparar 100ml de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ $0,25\text{N}$. Qué M y %m/v tiene la solución preparada?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/2002>

153- Cuántos gramos de fosfato monoácido de sodio hay que agregar a una solución de 700ml de fosfato diácido de sodio al 3,6%p/v, si se quiere llegar a un ph final de 7,69? Datos: $K_{\text{dis}_1}=7,58 \cdot 10^{-3}$, $K_{\text{dis}_2}=6,16 \cdot 10^{-8}$, $K_{\text{dis}_3}=2,14 \cdot 10^{-13}$

- 0,9g
- 90g
- 75g
- 9g
- Ninguna de las anteriores

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/2003>

154- La presión osmótica del plasma es de $6,72\text{atm}$, cuál es el %p/v de una solución de glucosa iso osmótica ($\text{PM}_{\text{glucosa}}=180$). $T=273\text{K}$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/2004>

155- En 1000ml de solución alcohólica a 20°C cuya densidad es de $0,9787\text{g/ml}$, existen 120 gramos de etanol. Hallar su concentración expresada en v/v. DATOS: Densidad del etanol: $0,7893\text{g/ml}$, densidad del agua: $0,9982\text{g/ml}$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/2005>

156- Se mezclan masas iguales de H_2SO_4 y H_2O generando una solución cuya densidad es 1.8g/ml. Calcule la molalidad, F molar del soluto, %m/v y M.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/2006>

157- Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos y dar su reacción de formación.

- Fosfato ácido de calcio
- Sulfato cuproso y de sodio
- Ácido piro arsenioso

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/2007>

158- Balancear la siguiente ecuación química



Si se tienen 100g del ácido, 100g del hidróxido de sodio y 100g del otro, cuántas moléculas de la sal se forman?

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/2008>

159- Un buffer tiene 0,11 moles de ácido acético ($K_a=1,8 \cdot 10^{-5}$) y 0,10 moles de NaAc en 2 litros de solución

- Calcule el ph del buffer.
- Calcule el ph si se adicionan 0,01 moles de HCl
- Calcule el ph si se adicionan 0,01 moles de NaOH

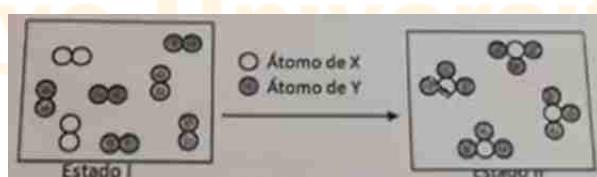
Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/2009>

160- Para la siguiente reacción, la constante de equilibrio es 49 a determinada temperatura. Si se colocan 0,6 moles de A y 0,2 moles de B en un recipiente de 2 litros a esa temperatura. ¿Qué concentraciones de todas las especies estarán presentes en el equilibrio?



Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/2010>

161- Dos sustancias biatómicas se colocan en un recipiente en determinadas condiciones de presión y temperatura. La mezcla inicial (Estado I) y luego de la reacción (Estado II) se representan en los siguientes diagramas.

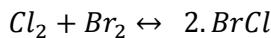


De acuerdo a lo observado, cuál de las siguientes ecuaciones puede representar la reacción química ocurrida?

- $2.N_2 + 3.O_2 \leftrightarrow 2.N_2O_3$
- $Cl_2 + H_2 \leftrightarrow 2.HCl$
- $N_2 + 3.H_2 \leftrightarrow 2.NH_3$
- $2.H_2 + O_2 \leftrightarrow 2.H_2O$
- $2.N_2 + 5.O_2 \leftrightarrow 2.N_2O_5$

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/2011>

162- Para la siguiente reacción:



$$K = 4,7 \cdot 10^{-2}$$

En estado gaseoso, calcule las concentraciones de todas las especies al llegarse al equilibrio si inicialmente se colocan 1 mol de cloro y 1,5 moles de bromo en un matraz de 5 litros.

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/2012>

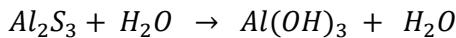
163- La fermentación genera alcohol etílico (C_2H_5OH) y dióxido de carbono (CO_2). Algunas veces, durante este proceso se acumula en forma de gas el dióxido de azufre (SO_2), que suele ser usado en las cubas o recipientes donde se fermenta la uva.

Se puede afirmar que el CO_2 y el SO_2 , teniendo en cuenta los enlaces y la geometría molecular, son moléculas respectivamente:

- a) Lineal polar y angular no polar
- b) Lineal no polar y angular polar
- c) Angular polar y lineal no polar
- d) Angular no polar y lineal polar

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/2013>

164- El sulfuro de aluminio reacciona con el agua según la siguiente reacción química no balanceada:



Si se ponen a reaccionar 3 moles del sulfuro de aluminio con 3 moles de agua, se puede afirmar que:

- a) Ambos reaccionan completamente
- b) El sulfuro de aluminio es el reactivo en exceso
- c) El agua es el reactivo en exceso
- d) Se formarán 3 moles de la sal
- e) Se formarán 2 moles de la sal

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/2014>

165- Se mezclan 2l de solución de ácido carbónico que posee 0,124g de soluto, con 1 litro de solución del mismo que posee 0,003 moles. Se le agrega además una cantidad de agua desconocida y se arriba a una solución cuyo ph final es 4,6. Dato: $K_a=4,45 \cdot 10^{-7}$. Cuánta agua se agregó?

- a) 3,526l
- b) 1,54l
- c) 0,526l
- d) 2,54l
- e) 0l

Ver solución: <http://hqlearning.com.ar/cursos/video/60/2015>

RESPUESTAS:

TRABAJO PRÁCTICO 01:

- | | | |
|---------------|--|---|
| 1) Ver video | 20) Ver video | 38) Dan lo mismo: 13; sí |
| 2) Ver video | 21) Ver video | 39) Ver video |
| 3) Ver video | 22) Ver video | 40) Ver video |
| 4) Ver video | 23) Ver video | 41) Ver video |
| 5) Ver video | 24) Ver video | 42) Na, Rb, F |
| 6) Ver video | 25) Ver video | 43) O; VIIA; VIIA; VIIA; IA; IA;
VIIA; 0 |
| 7) Ver video | 26) Ver video | 44) Ver video |
| 8) Ver video | 27) D | 45) F, Cl, Br, I |
| 9) Ver video | 28) C | 46) Ver video |
| 10) Ver video | 29) Ver video | 47) Ver video |
| 11) Ver video | 30) F F V F | 48) Ver video |
| 12) Ver video | 31) Ver video | 49) Ver video |
| 13) Ver video | 32) $Z=16$; $6e^-$; $2e^-$ | 50) Ver video |
| 14) Ver video | 33) Ver video | 51) Ver video |
| 15) Ver video | 34) 28 neutrones | |
| 16) Ver video | 35) Br^- ; Se^{-2} ; Rb^{+1} ; Sr^{+2} | |
| 17) Ver video | 36) Ver video | |
| 18) Ver video | 37) C y Cl son isótopos | |
| 19) Ver video | | |

TRABAJO PRÁCTICO 02:

- | | | |
|---------------|---------------|---------------|
| 1) Ver video | 17) Ver video | 33) Ver video |
| 2) Ver video | 18) Ver video | 34) Ver video |
| 3) Ver video | 19) Ver video | 35) Ver video |
| 4) Ver video | 20) Ver video | 36) Ver video |
| 5) Ver video | 21) Ver video | 37) Ver video |
| 6) Ver video | 22) Ver video | 38) Ver video |
| 7) Ver video | 23) Ver video | 39) Ver video |
| 8) Ver video | 24) Ver video | 40) Ver video |
| 9) Ver video | 25) Ver video | 41) Ver video |
| 10) Ver video | 26) Ver video | 42) Ver video |
| 11) Ver video | 27) Ver video | 43) Ver video |
| 12) Ver video | 28) Ver video | 44) Ver video |
| 13) Ver video | 29) Ver video | 45) Ver video |
| 14) Ver video | 30) Ver video | 46) Ver video |
| 15) Ver video | 31) Ver video | 47) Ver video |
| 16) Ver video | 32) Ver video | |

TRABAJO PRÁCTICO 03:

- | | | |
|----------------------|---|-------------------------------|
| 1) L-G-L-L-S-G-S-S-G | 2) Sublimación –
Vaporización – fusion – | condensación –
sublimación |
|----------------------|---|-------------------------------|

- 3) F F Q F Q Q F
 4) Exotérmico – endotérmico – exotérmico – endotérmico.
 5) Ver video
 6) Filtración – evaporación;
- 7) Sólido – elemento; Gas – mezcla; Gas – compuesto; Gas – elemento; Liquido – mezcla; Liquido – elemento; Gas – mezcla; Gas – mezcla
 8) C
 9) Filtración; destilación; decantación; cromatografía; tamización; imantación
 10) E
 11) Ver video
 12) Compuesto – sustancia simple
 13) Ver video

TRABAJO PRÁCTICO 04:

- 1) Ver video
 2) Ver video
 3) Ver video
 4) Ver video

TRABAJO PRÁCTICO 05:

- 1) 15,91uma
 2) C_6H_6
 3) 158uma
 4) $8 \cdot 10^{22}$ átomos y $6,66 \cdot 10^{21}$ moléculas
 5) 64,7%
 6) Al_2O_3
 7) 87, 89g
 8) 2, 1, 1, 2
 9) 2, 3, 1, 6
 10) 2
 11) 1, 9, 6, 7
 12) 36g
 13) 15,44g de CO_2
 14) 6mol de CO_2
 15) 5,11g de etanol
 16) 4,6 mol de agua y queda oxígeno sin reaccionar
 17) $NaHCO_3$
 18) 2655 Bicicletas
 19) 0,913g de HNO_3
 20) 291,1g
 21) 1,69g; 4,5mol; 44,8litros y 45,65litros
 22) 76,66kg y 82,5%
 23) 21,25g de C
 24) A
 25) C
 26) 134,58g y 45,42g
 27) 4,76g de H_2
 28) 4400kg; 3200kg; $6,022 \cdot 10^{28}$ átomos; $6,022 \cdot 10^{28}$ moléculas
 29) $1,5055 \cdot 10^{23}$; 0,25mol; 19,5g; $1,5055 \cdot 10^{23}$ moléculas
 30) Ver video
 31) Ver video
 32) Ver video
 33) Ver video
 34) 9,36kg de $NaCl$ y 160,09 mol de HCl
 35) $X=7$ y $4,2154 \cdot 10^{24}$ moléculas
 36) Reacción número 3
 37) O_2
 38) 0,89mol H_2 y 1,797g de H_2 ; $5,41 \cdot 10^{23}$ moléculas de $ZnCl_2$
 39) C
 40) 37,73g de $MgCO_3$
 41) B
 42) 0,27 – 0,1 – 0,07
 43) 55,721g de sal; 0,54 mol de CO_2
 44) 100g de octano
 45) 35tn de CaO
 46) 60kg de fósforo.
 47) 0,702g
 48) SO_2 ; 0,57mol; 12,8litros SO_2
 49) Oxígeno es el limitante; 1,25mol de N_2O_5 ; 28litros
 50) Ver video
 51) Etileno; 1,2116 moles
 52) 12g; abierto
 53) 160g; 70g; 90g
 54) 3g
 55) Ver video
 56) 11,2g CaO
 57) 20g de MgO
 58) Si cumple
 59) Ver video
 60) $5,4 \cdot 10^{23}$ átomos de sodio
 61) 114,088g
 62) 2,77mol; $1,67 \cdot 10^{24}$ moléculas; $5,01 \cdot 10^{24}$ átomos
 63) Ver video
 64) 69,7uma
 65) 30g
 66) 6g de S
 67) 20g de AB
 68) 33g de FeS ; 7/4
 69) 12,5g de S; 100g de Cu; 5g de exceso de S
 70) 319,22mol
 71) 36,06%
 72) E
 73) 26,17% y 35%
 74) Fe_2O_3
 75) 4,84g

- | | | |
|---------------|-----------------------------------|-----------------|
| 76) Ver video | 82) Ver video | 88) 2 pastillas |
| 77) Ver video | 83) 111,96 mol de CO ₂ | 89) Ver video |
| 78) F V F F | 84) Ver video | 90) Ver video |
| 79) Ver video | 85) Ver video | 91) Ver video |
| 80) Ver video | 86) Ver video | |
| 81) Ver video | 87) Ver video | |

TRABAJO PRÁCTICO 06:

- | | | |
|--|---|---|
| 1) 40g/l; 1M | 14) 23,22mmHg | 25) 0,1538M; 7,808atm; |
| 2) 0,75M; 1M; 0,68M; 2M | 15) 102,8°C; -10°C | 0,3077M |
| 3) 0,025mol; 3mol;
0,05mol; 0,005mol | 16) 0,97M | 26) 0,040967mol |
| 4) No | 17) 0,54m | 27) 133,84g de Zn; 1,6N;
12,91% |
| 5) 1,25kg; 5,26.10 ⁻⁵ M | 18) Ver video | 28) 0,5M; sobra 0,0436mol
de H ₂ SO ₄ ; 0,872N |
| 6) 15,1M | 19) 0,021; 1,23m | 29) 80ml |
| 7) 0,53L | 20) Ver video | 30) 8ml |
| 8) 0,64M | 21) 4ppm; si cumplen;
0,0112g de O ₂ | 31) 11,7M; 8,5448ml; 1N |
| 9) 259g/l; 25,9%; 3,04M | 22) 6,68M; 13,51m; 0,1956 | 32) Falsa; falsa |
| 10) 165,5g; 1M de Pb ²⁺ ; 2M
de NO ₃ ⁻ | 23) 0,33m; 0,173°C;
100,173°C; 0,619°C; -
0,619°C | 33) E |
| 11) 0,172M | 24) 34450g/mol | 34) 25ml |
| 12) 60g/mol; 333,3g | | 35) 23,13g |
| 13) 175,37g/mol | | 36) 0,027m |

TRABAJO PRÁCTICO 07:

- | | | |
|-------------------|--------------|---------------|
| 1) Ver video | 9) Ver video | 17) B |
| 2) B | 10) B | 18) E |
| 3) B y c | 11) C | 19) D |
| 4) -1, +7, 0, +1 | 12) C | 20) C |
| 5) Ver video | 13) D | 21) C |
| 6) -2, +6, +4, +2 | 14) B | 22) Ver video |
| 7) B | 15) C | 23) Ver video |
| 8) Ver video | 16) A | 24) Ver video |

TRABAJO PRÁCTICO 08:

- | | | |
|----------------------------|---------------|----------------|
| 1) Ver video | 12) 0,8423g | 23) Ver video |
| 2) 0,16M | 13) 6 y 8 | 24) 6,56 |
| 3) Ver video | 14) Ver video | 25) 7,1 y 7,1 |
| 4) Ver video | 15) Ver video | 26) 0 |
| 5) Ver video | 16) Ver video | 27) 3,74 |
| 6) V V V V V F | 17) Ver video | 28) =; >; <; < |
| 7) B Y C | 18) 3 | 29) Ver video |
| 8) 1,93; 3,47; 11,42; 9,55 | 19) 12 | 30) 0,1274mol |
| 9) 4,75 | 20) 3,37 | 31) 0,2511 |
| 10) 4,74 | 21) 10,13 | 32) 4,83 |
| 11) 4,76 | 22) 5,12 | 33) 5,2 |

TRABAJO PRÁCTICO 09:

- 1) Ver video 16) V V F V V 29) Ver video
2) D 17) Cis-trans; 12 carbonos 30) 0,219g
3) C sp²; 2 carbonos sp³; 3 31) F V V
4) B oxigenos sp³ 32) F V F F
5) D 18) Ver video 33) V V V V
6) C 19) Ver video 34) Ver video
7) B 20) Ver video 35) Ver video
8) B 21) Ver video 36) Ver video
9) C 22) Ver video 37) Ver video
10) Ver video 23) C₆H₁₂ ciclohexano 38) Ver video
11) Todos menos h 24) V F V 39) Ver video
12) Ver video 25) V V F F 40) Ver video
13) 9 sp³; 13 sp²; 5 quirales 26) Ver video 41) Ver video
14) F V F F V 27) 1; 2; 5,11meq; cis-trans;
15) 2-penteno; sigma=14;
pi=1 sigma y pi

- EXAMENES INTEGRADORES:
- 30) D 59) D
31) A 60) E
32) C 61) C
33) C 62) D
34) A 63) A
35) B 64) E
36) D 65) E
37) B 66) B
38) E 67) A
39) C 68) B
40) B 69) B
41) A 70) A
42) B 71) B
43) B 72) B
44) E 73) B
45) C 74) E
46) B 75) C
47) B 76) C
48) E 77) B
49) E 78) B
50) D 79) VER VIDEO
51) B 80) B
52) C 81) D
53) C 82) A
54) D 83) D
55) C 84) D
56) D 85) A
57) A 86) D
58) C 87) C

- | | | |
|------------------------|-------------------------------------|---------------------------------|
| 88) E | 118) Diluir 100 veces | 146) K=0,012410; 1,356 |
| 89) D | 119) 100ml | 147) C |
| 90) E | 120) $8,26 \cdot 10^{20}$ moléculas | 148) A |
| 91) C | 121) 13,0185g | 149) 1,048m; 0,0185; 5,54%; |
| 92) B | 122) 3g; 63000 eritrositos; | 1,228g |
| 93) B | 6000 moléculas | |
| 94) D | 123) 2,43 | 150) 1,4 |
| 95) A | 124) Diluir 1000 veces | 151) 10,86mg |
| 96) B | 125) F F F F | 152) 2,46ml; 0,125M; 0,925% |
| 97) C | 126) Lineal y trigonal plana | 153) B |
| 98) E | 127) 6,76 | 154) 5,4% |
| 99) A | 128) 1,217 | 155) 15,2% |
| 100) B | 129) 1L | 156) 10,204m; 0,155; 90%; |
| 101) C | 130) Ver video | 9,183M |
| 102) C | 131) 9,9 litros | 157) Ver video |
| 103) D | 132) Ver video | 158) $6,14 \cdot 10^{23}$ molec |
| 104) B | 133) Disminuye; Aumenta; | 159) 4,703; 4,786 |
| 105) B | Aumenta | 160) 0,201; 0,001; 0,099; |
| 106) A | 134) 80,48ml | 0,099 |
| 107) A | 135) $9,41 \cdot 10^{20}$ molec | 161) C |
| 108) A | 136) Fórmula | 162) Ver video |
| 109) A | 137) 2,86g de H ₂ O | 163) B |
| 110) D | 138) 10,27litros | 164) B |
| 111) B | 139) A | 165) C |
| 112) D | 140) 1398,042ppm | |
| 113) B | 141) Es la misma | |
| 114) CaCl ₂ | 142) 2,5M | |
| 115) 3,26 | 143) -0,372°C | |
| 116) Ver video | 144) 100ml; 14,575g | |
| 117) 0,69 | 145) 4,438M; 6,013m | |

Apoyo Universitario