

QUÍMICA

Duodécimo grado

Parte 2

Prof. Nury I. Collada Martínez
Prof. Miguel M. Martínez Sánchez
Dra. Irene Comendeiros Torres
Lic. Pablo S. Perea Pérez
Prof. Carlos Rodríguez Argüelles

Este libro forma parte del conjunto de trabajos dirigidos al Perfeccionamiento Continuo del Sistema Nacional de Educación General Politécnica y Laboral. Ha sido elaborado por un colectivo de autores integrado por metodólogos, profesores y especialistas, y revisado por la subcomisión correspondiente de la Comisión Permanente para la revisión de planes, programas y extos de estudio del Instituto Central de Ciencias Pedagógicas del Ministerio de Educación.

Edición: Ing. Carmen T. Navarro Ponce
Diseño: Sonia Acosta Milián
Ilustración: María Elena Duany Alayo
Martha González Arencibia
Corrección: Esmeralda Ruiz Rouco
Emplane: Neyina Castaño San Miguel

© Segunda edición, 2008
© Primera reimpresión, 1999
© Ministerio de Educación, Cuba, 1991
© Editorial Pueblo y Educación, 1991

ISBN 978-959-13-1657-8 (Obra completa)
ISBN 978-959-13-1650-9 (Parte 2)

EDITORIAL PUEBLO Y EDUCACIÓN
Ave. 3ra. A No. 4605 entre 46 y 60,
Playa, Ciudad de La Habana,
Cuba. CP 11300.

Índice

Introducción / V

1. Estructura del átomo. Variación de las propiedades atómicas en el sistema periódico. Enlace químico / 1

Introducción / 1

- 1.1 **Estructura del átomo. Distribución electrónica por notación $n\ell$ / 1**
- 1.2 **El radio atómico, la energía de ionización, la electronegatividad, propiedades metálicas y no metálicas. Oxidantes y reductores. Variación de estas propiedades en un grupo y en un período de la tabla periódica / 3**
- 1.3 **Enlace químico: covalente, iónico y metálico / 6**

Resumen de ejercicios / 7

2. Las sustancias: clasificación de acuerdo con su composición. Nomenclatura y notación química. Isomería / 9

Introducción / 9

- 2.1 **Las fórmulas químicas: su interpretación cualitativa y cuantitativa / 9**
- 2.2 **Nomenclatura y notación química de las principales clases de sustancias / 12**
- 2.3 **Isomería en las sustancias orgánicas / 15**

Resumen de ejercicios / 18

3. Los cálculos en química / 20

Introducción / 20

- 3.1 **Masa atómica relativa. Masa fórmula relativa. Cantidad de sustancia. Masa molar. Volumen molar / 20**
- 3.2 **La ecuación química: su interpretación cualitativa y cuantitativa / 26**
- 3.3 **Cálculos de masa y de volumen de sustancias que participan en las reacciones químicas. Tanto por ciento de pureza / 29**

- 3.4 **Problemas combinados de volumen y masa de sustancias que participan en las reacciones químicas. Tanto por ciento de pureza / 34**
- 3.5 **Disoluciones. Concentración de cantidad de sustancia / 36**

Resumen de ejercicios / 39

4. Las reacciones químicas / 45

Introducción / 45

- 4.1 **Energía involucrada en las reacciones químicas. Factores que influyen en la velocidad de reacción / 45**
- 4.2 **Reacciones reversibles. Equilibrio químico / 49**
- 4.3 **Reacciones de oxidación-reducción. Agente oxidante y agente reductor. Potencial estándar de electrodo. Predicción de reacciones haciendo uso de la tabla de potenciales estándar de electrodo / 57**
- 4.4 **Propiedades químicas entre las principales clases de sustancias / 60**

Resumen de ejercicios / 63

Anexos / 67

Introducción

El libro *Química*, correspondiente a duodécimo grado (segunda parte), ha sido elaborado sobre la base del cúmulo de conocimientos alcanzados en grados anteriores en todas las asignaturas, que de una forma u otra contribuyen al mejor estudio y comprensión de la Química; se ha tomado todo lo valioso del programa anterior, avalado por la práctica escolar.

La consolidación y sistematización de los conocimientos esenciales de la asignatura Química en duodécimo grado es el objetivo fundamental de esta segunda parte del curso.

El texto está dividido en cuatro capítulos (con tablas, figuras, esquemas y ejemplos) que se corresponden con el programa oficial de este grado. La lógica sucesión de estos capítulos permite integrar aspectos relacionados con tabla periódica y enlace químico, estructura de las sustancias, simbología química, estequiometría y reacciones químicas.

Los capítulos están estructurados de forma tal, que cada uno comienza con una breve introducción. A continuación se dividen en epígrafes, cada uno de los cuales resume lo esencial del conocimiento teórico, que sirve de base para el desarrollo de habilidades y capacidades en los estudiantes.

Al final de cada epígrafe aparece una relación de ejercicios que se identifican con tres signos de interrogación (???), y que contribuirán a la ejercitación de los aspectos estudiados. Y al final de cada capítulo se presenta un resumen de ejercicios que posibilitan la consolidación, ejercitación y generalización de los contenidos de los temas tratados.

Por último, se ha incluido cuatro anexos: “Tabla periódica de los elementos químicos”, “Tabla de potenciales estándar de electrodo”, “Tabla de solubilidad de algunas sustancias en agua” y “Tabla de masas atómicas relativas de los elementos”, cuyos datos pueden ser utilizados en la resolución de muchos de los problemas propuestos en el texto.

Consideramos que este libro debe ser de gran ayuda al estudiante, complementado con sus notas de clase y el estudio del contenido desarrollado en cada una, así como para el profesor en el proceso de aprendizaje de sus alumnos; por eso debe ser utilizado no solo en el estudio individual, sino diariamente en la clase.

Colaboraron especialmente en la revisión del texto, la doctora Damaris Fernández Jaime, Profesora Auxiliar del Departamento de Química General de la Facultad de Química de la Universidad de La Habana, y el candidato a doctor Rafael León Avendaño, Profesor Titular del Instituto Superior Pedagógico Enrique José Varona. Además, contamos con la ayuda del licenciado Orlando Sánchez Varona, metodólogo-inspector de la Dirección de Educación de Adultos; del profesor Isidro Hedesá Pérez, Investigador Agregado del Instituto Central de Ciencias Pedagógicas; y del profesor Sixto Mestre Castellanos, profesor del Instituto de Perfeccionamiento Educacional, municipio Centro Habana. Agradecemos también a todos los compañeros de la Subcomisión de Química del Instituto Central de Ciencias Pedagógicas (ICCP), del Ministerio de Educación, el trabajo realizado en la revisión y aprobación de este libro.

1 ESTRUCTURA DEL ÁTOMO. VARIACIÓN DE LAS PROPIEDADES ATÓMICAS EN EL SISTEMA PERIÓDICO. ENLACE QUÍMICO

INTRODUCCIÓN

En este capítulo se retoman los aspectos esenciales acerca de la estructura del átomo y del enlace químico, así como la variación de las propiedades atómicas en grupos y períodos del sistema periódico.

1.1 Estructura del átomo. Distribución electrónica por notación nl^x

Los átomos de todos los elementos químicos están formados por el mismo tipo de partículas: electrones, protones y neutrones, y solo se diferencian por la cantidad de estas.

Los protones y neutrones se encuentran en el núcleo del átomo. Todos los átomos de un mismo elemento químico tienen el mismo número de protones o carga nuclear. El número atómico de los elementos (Z) coincide numéricamente con el valor de la carga nuclear, o lo que es lo mismo, el número de protones determina el lugar que ocupa el elemento en la tabla periódica. Los átomos de cualquier elemento químico son eléctricamente neutros.

Los electrones se mueven constantemente alrededor del núcleo, distribuidos en la envoltura de acuerdo con su energía en distintos niveles de energía. En cada nivel de energía existen distintos orbitales que se diferencian por su forma y energía:

| Nivel de energía (n) | Tipo de orbital (l) | Cantidad de orbitales |
|--------------------------|-------------------------|---|
| 1 | s | un orbital s |
| 2 | s y p | un orbital s y tres p |
| 3 | s, p y d | un orbital s, tres p y cinco d |
| 4 | s, p, d y f | un orbital s, tres p, cinco d y siete f |

En cada orbital no puede haber más de 2 electrones. El número máximo de electrones en cada nivel de energía se puede calcular por la fórmula $2n^2$.

La distribución de los electrones en el átomo se puede representar por la notación nl^x , donde:

- n : nivel de energía (1, 2, 3, ...).
 l : subnivel de energía (s, p, d, f).
 x : número de electrones en el subnivel.

Con el incremento del número atómico las estructuras electrónicas semejantes, fundamentalmente de los niveles más externos, se repiten periódicamente. Así por ejemplo, los átomos de los elementos ubicados en un mismo grupo de la tabla periódica tienen el mismo número de electrones de valencia, que pueden estar situados en el último o en el penúltimo nivel de energía.

Por ejemplo, para los elementos litio, sodio y potasio ubicados en el grupo IA la distribución electrónica es:

| | |
|----|---|
| Li | $1s^2 1s^1$ |
| Na | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ |
| K | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ |

Los átomos de los elementos ubicados en un mismo período de la tabla periódica tienen igual el número de niveles de energía:

Li $1s^2 2s^1$ Be $1s^2 2s^2$ B $1s^2 2s^2 2p^1$ C $1s^2 2s^2 sp^2$

De todas las capas electrónicas, las más importantes, desde el punto de vista químico, son las más externas, ya que en ellas están ubicados los electrones que intervienen durante las reacciones químicas. Al repetirse periódicamente el número de electrones en los niveles más externos, se repiten también las propiedades de los elementos y de las sustancias que ellos forman.

???

- 1.1 ¿Cuáles son las partículas fundamentales del átomo?
- 1.2 ¿Por qué el átomo es eléctricamente neutro?
- 1.3 ¿Cuál es la característica fundamental de los elementos químicos?
- 1.4 ¿Qué tienen en común y en qué se diferencian las estructuras electrónicas de los elementos del grupo VA?
- 1.5 Compare las estructuras electrónicas de las parejas de elementos litio y flúor, flúor y cloro.
- 1.6 Seleccione cuáles de los enunciados siguientes son falsos. Explique su respuesta.
 - a) La cantidad de protones de los átomos de un elemento es numéricamente igual a su carga nuclear.
 - b) Los átomos de un mismo elemento químico pueden tener diferente número de protones en el núcleo.

- c) Los átomos de los elementos pertenecientes a un mismo período de la tabla periódica tienen la misma cantidad de niveles de energía.

- 1.7 Represente la distribución electrónica por la notación nl^x de un átomo de los elementos de número atómico: 6; 8; 12; 14 y 18. Diga el grupo y el período al que pertenecen.
- 1.8 Ubique en la tabla periódica los elementos X, Y y Z, de acuerdo con la información siguiente:
 - a) X tiene 11 protones en el núcleo.
 - b) La configuración electrónica más externa de Y es $3s^2 3p^4$.
 - c) La distribución electrónica del ion más probable de R es $[1s^2 2s^2 2p^6]^{2-}$.

1.2 *El radio atómico, la energía de ionización, la electronegatividad, propiedades metálicas y no metálicas. Oxidantes y reductores. Variación de estas propiedades en un grupo y en un período de la tabla periódica*

La repetición periódica de las estructuras electrónicas semejantes de los átomos de los elementos químicos, trae como resultado la variación periódica de sus propiedades. Entre estas propiedades están las siguientes: radio atómico, energía de ionización, electronegatividad, propiedades metálicas o no metálicas, y carácter oxidante y reductor.

El radio atómico es la distancia promedio del núcleo al nivel electrónico más externo.* En un grupo de la tabla periódica con el incremento del número atómico, aumenta la cantidad de niveles de energía, por lo que el radio atómico aumenta.

En un período, de un elemento a otro, la cantidad de niveles de energía no varía, mientras que la carga nuclear aumenta. Esto hace que la atracción efectiva que el núcleo ejerce sobre los electrones más externos sea mayor, y por tanto el tamaño del átomo se reduce.

La energía de ionización (o potencial de ionización) es la energía necesaria para separar el electrón menos fuertemente retenido de un átomo gaseoso aislado. El valor de la energía de ionización da la medida de la facilidad de un átomo en convertirse en catión. En un grupo, al aumentar el tamaño del átomo disminuye la atracción del núcleo sobre los electrones más externos, por lo que la energía de ionización disminuye. En un período, al disminuir el radio atómico la energía de ionización por lo general aumenta.

* La determinación experimental del radio de los átomos aislados no puede realizarse, por lo que estos se determinan considerando a los átomos enlazados con otros.

El tamaño de los átomos también influye en la variación de la electronegatividad, que es la atracción que un átomo ejerce sobre los electrones del enlace. La electronegatividad es mayor mientras menor sea el radio atómico y mayor sea la atracción efectiva del núcleo sobre los electrones más externos. De lo anterior se deduce que el elemento más electronegativo es el flúor.

Con el tamaño del átomo y la cantidad de electrones de valencia están relacionadas las propiedades metálicas o no metálicas de los elementos. Para los elementos metálicos es característico la pérdida de electrones, mientras que para los no metálicos es la ganancia.

La relativa facilidad para ceder electrones aumenta a medida que es menor la cantidad de electrones en el último nivel de energía y mayor el tamaño del átomo. Por esta razón, podemos decir que en un período de la tabla periódica con el aumento del número atómico disminuye el carácter metálico. Por el contrario, en un grupo al aumentar el número atómico el carácter metálico aumenta.

Estrechamente vinculadas con las estructuras electrónicas de los átomos de los elementos están las propiedades oxidantes o reductoras de las sustancias simples que ellos forman.

La oxidación y la reducción son procesos contrarios que ocurren simultáneamente. La oxidación es la pérdida de electrones por una especie química dada y la reducción es la ganancia de electrones por otra. Como resultado de los procesos de oxidación-reducción, unas especies aumentan su grado de oxidación al perder electrones (se oxidan) y otras al captar esos electrones se reducen, disminuyendo su grado de oxidación. La especie química que se oxida es el agente reductor, mientras que la especie que se reduce es el agente oxidante.

Los metales, al perder con relativa facilidad sus electrones de valencia, son buenos agentes reductores. Por otra parte, los no metales generalmente son buenos agentes oxidantes, ya que para ellos lo más característico es captar electrones.

???

- 1.9 Resuma en un cuadro cómo varían con el incremento del número atómico en los grupos y períodos de la tabla periódica: el radio atómico (tamaño de los átomos), la energía de ionización, el carácter metálico y el no metálico, y la electronegatividad.
- 1.10 ¿Por qué los metales son buenos agentes reductores?
- 1.11 ¿Por qué los elementos ubicados en un mismo grupo de la tabla periódica tienen propiedades similares pero a la vez presentan diferencias?
- 1.12 Consulte la tabla periódica y seleccione a cuáles elementos corresponden las descripciones siguientes:

- a) Su distribución electrónica es $1s^2 2s^2 2p^3$.
- b) Elemento más metálico del tercer período.
- c) Elemento de menor tamaño del grupo IV A.
- d) Elemento de menor energía de ionización del segundo período.
- e) Elemento menos electronegativo del tercer período.
- f) Elemento de mayor carácter metálico del grupo II A.
- g) Forma la sustancia simple de mayor poder oxidante del grupo VI A.
- h) Forma la sustancia simple de mayor carácter reductor del grupo I A.

- 1.13 Compare los elementos de número atómico 9 y 35, en cuanto a:
 - a) cantidad de electrones en el último nivel de energía y cantidad de niveles de energía,
 - b) radio atómico,
 - c) electronegatividad,
 - d) carácter no metálico,
 - e) propiedades oxidantes de las sustancias simples que forman.
- 1.14 ¿Qué tienen en común y en qué se diferencian los elementos de número atómico 11 y 12?
- 1.15 Seleccione con una V o una F, según considere verdaderos o falsos los enunciados siguientes. Explique su respuesta:
 - a) Los metales típicos necesitan poca energía de ionización, por lo que se reducen fácilmente.
 - b) Con el aumento del número atómico en un grupo de la tabla periódica el tamaño de los átomos disminuye.
 - c) Con el incremento del tamaño de los átomos disminuyen las propiedades reductoras.
 - d) La característica fundamental de los elementos químicos es la carga nuclear.
 - e) Las propiedades metálicas en un período aumentan con la disminución del número atómico.
- 1.16 De los elementos representados hipotéticamente por las letras X, Y y Z se conoce que:
 - El elemento X tiene 11 protones.
 - Los átomos de Y tienen 2 electrones en el tercer y último nivel de energía.
 - El elemento Z está ubicado en el grupo VII A, período 4.
 - a) ¿Cuál de las sustancias simples de estos elementos será mejor agente reductor? ¿Por qué?
 - b) ¿Cómo es el tamaño de los átomos de Z en comparación con los de otro elemento de número atómico $Z = 7$? ¿Por qué?
 - c) Realice la distribución electrónica por la notación nl^k de un elemento W que es menos electronegativo que Z.

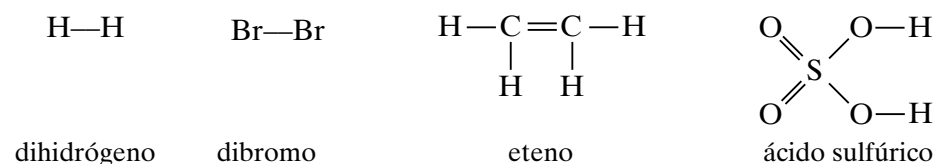
- d) ¿Cuál será la carga nuclear de los átomos del elemento de mayor energía de ionización del grupo a que pertenece el elemento Y?

1.3 Enlace químico: covalente, iónico y metálico

En la naturaleza es muy difícil encontrar átomos aislados. Estos se unen entre sí formando la gran diversidad de sustancias que existe. A la unión entre los átomos para formar diferentes sustancias se le llama **enlace químico**. Durante las reacciones químicas ocurre el rompimiento de unos enlaces y la formación de otros.

De acuerdo con las características de los átomos de cada elemento, fundamentalmente sus estructuras electrónicas, al unirse estos forman tres tipos de enlace: covalente, iónico y metálico.

El **enlace covalente** se caracteriza por el compartimiento de los electrones entre los átomos que intervienen en su formación. Ejemplos de sustancias en las cuales el enlace es covalente son:



El enlace covalente puede ser polar o apolar, en dependencia de la diferencia de electronegatividad entre los átomos que se unen. Así por ejemplo, en las moléculas de dihidrógeno, los halógenos y otras sustancias simples, los electrones compartidos son atraídos por los átomos con la misma intensidad, y por lo tanto el enlace es apolar.

La polaridad del enlace surge como resultado de que uno de los átomos, al ser más electronegativo, atrae con más fuerza los electrones compartidos, adquiriendo una fracción de carga negativa, mientras que el otro átomo adquiere una fracción de carga positiva.

El **enlace iónico** es la atracción electrostática entre aniones y cationes. La formación de este enlace es característica entre átomos que difieren notablemente en los valores de la electronegatividad, por ejemplo entre átomos de los metales y no metales típicos.

En las sustancias metálicas (aluminio, sodio, hierro, etc.) cada átomo se encuentra rodeado de un número relativamente alto de átomos semejantes y los electrones que participan en el enlace no pertenecen a cada uno de los átomos, sino al conjunto de átomos que forman la red. A este tipo de enlace se le llama **enlace metálico**.

En la tabla 1.1 aparecen resumidas las características fundamentales de cada tipo de enlace.

Tabla 1.1
Características fundamentales del enlace químico

| Tipo de enlace | Características del enlace | Ejemplos |
|----------------|---|---|
| Covalente | Compartimiento de electrones por dos átomos | H_2 , HBr , SO_2 , CH_4 , C , P_4 |
| Iónico | Fuerza electrostática entre iones de carga contraria | NaCl , MgO , CaF_2 |
| Metálico | Atracción simultánea de los electrones más externos por varios átomos | Zn , Na , Al |

???

- 1.17 ¿Qué es el enlace químico? ¿Cómo se clasifica?
- 1.18 Compare los tipos de enlaces estudiados, atendiendo a:
- la distribución de los electrones que participan en el enlace,
 - los átomos que lo forman.
- 1.19 ¿Qué semejanzas y diferencias existen entre el enlace covalente polar y el apolar?
- 1.20 ¿Por qué entre los elementos de los grupos I-A y VII-A de la tabla periódica es característica la formación del enlace iónico?
- 1.21 Haciendo uso de la tabla periódica, diga qué tipo de enlace presentan las sustancias representadas a continuación:
- | | |
|------------------|-------------------------|
| a) Li | f) Cl_2 |
| b) N_2 | g) H_2O |
| c) HBr | h) CH_4 |
| d) MgO | i) Al |
| e) NH_3 | j) CaF_2 |

Resumen de ejercicios

- 1.22 Las distribuciones electrónicas de los átomos de los elementos A y B se representan:
- A $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- B $1s^2 2s^2 2p^5$
- ¿En qué grupo y en qué período están ubicados estos elementos?
 - ¿Qué tipo de enlace presentan las sustancias simples que forman A y B?

- c) Critique la afirmación siguiente:
“En la sustancia de fórmula AB el enlace es covalente apolar”.

1.23 A continuación se representa una parte de la tabla periódica de 18 columnas:

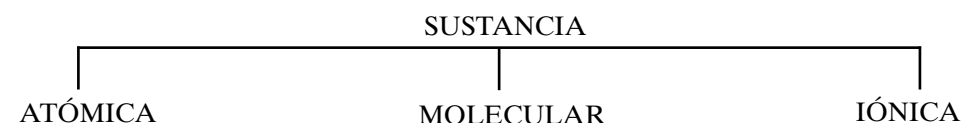
| | Grupos | | | | | | |
|----------|--------|------|-------|------|-----|------|-------|
| Períodos | I-A | II-A | III-A | IV-A | V-A | VI-A | VII-A |
| 2 | Li | Be | B | C | N | O | F |
| 3 | Na | Mg | Al | Si | P | S | Cl |

- a) Represente la distribución electrónica por la notación nl^x de un átomo de boro y otro de fósforo.
- b) Seleccione, de los representados, el elemento de:
- mayor número atómico,
 - menor carga nuclear,
 - mayor poder oxidante,
 - mayor carácter metálico,
 - menor radio atómico.
- c) Compare los pares de elementos magnesio y azufre, azufre y oxígeno, en cuanto a:
- estructura electrónica de sus átomos,
 - radio atómico,
 - carácter metálico o no metálico,
 - tipos de enlace que presentan sus sustancias simples.
- d) Escriba las fórmulas y diga el tipo de enlace que presentan las sustancias sodio, cloruro de magnesio, dióxido de carbono y difluor.
- e) ¿El dicloro podrá oxidar al difluor? ¿Por qué?
- 1.24 La distribución electrónica de un elemento X es:
 $1s^2 2s^2 2p^6$
- a) Diga en qué grupo y en qué período de la tabla periódica está ubicado este elemento.
- b) ¿La sustancia simple que forma X será buen agente oxidante? ¿Por qué?
- c) ¿Cómo es la electronegatividad de X con respecto al elemento de número atómico 16? ¿Por qué?
- d) ¿Qué tipo de enlace existirá entre los átomos del elemento X y los de otro elemento Z ubicado en su mismo período, pero que tiene 6 electrones más?

2 LAS SUSTANCIAS: CLASIFICACIÓN DE ACUERDO CON SU COMPOSICIÓN. NOMENCLATURA Y NOTACIÓN QUÍMICA. ISOMERÍA

INTRODUCCIÓN

Los diferentes tipos de sustancias son agregados de átomos, moléculas o iones de acuerdo con lo cual las sustancias se clasifican en:



Además de la clasificación anterior, las sustancias pueden clasificarse, de acuerdo con su composición, en sustancias simples y compuestas según estén formadas por átomos de un mismo elemento, o de elementos diferentes, respectivamente.

2.1 Las fórmulas químicas: su interpretación cualitativa y cuantitativa

La fórmula química de una sustancia, ya sea simple o compuesta, es una representación escrita, abreviada y convencional de su composición, de cuya interpretación se obtiene información cualitativa y cuantitativa (tabla 2.1).

Tabla 2.1
Información cualitativa y cuantitativa que ofrecen las fórmulas químicas

| Nombre de la sustancia | Fórmula química | Información cualitativa y cuantitativa |
|------------------------|-----------------|---|
| Tetrafósforo | P_4 | Sustancia simple cuyas moléculas están formadas por cuatro átomos del elemento fósforo |
| Etano | C_2H_6 | Sustancia compuesta cuyas moléculas están formadas por dos átomos del elemento carbono y seis átomos del elemento hidrógeno |

Tabla 2.1 (continuación)

| | | |
|------------------|------|--|
| Cloruro de sodio | NaCl | Sustancia compuesta, en cuya red iónica cristalina hay un catión* sodio por cada anión cloruro |
|------------------|------|--|

Sustancias inorgánicas

Las principales clases de sustancias inorgánicas se relacionan en la tabla 2.2.

Tabla 2.2
Principales clases de sustancias inorgánicas

| Clasificación atendiendo a su composición | | Ejemplo |
|---|--------------------|--------------------------------|
| Simple | Metal | Zn |
| | No metal | Cl ₂ |
| Compuesta | óxido metálico | Fe ₂ O ₃ |
| | óxido | |
| | óxido no metálico | SO ₂ |
| | hidróxido metálico | Ca(OH) ₂ |
| | ácido no oxigenado | HCl |
| | ácido | |
| | ácido oxigenado** | H ₂ SO ₄ |
| | sal no oxigenada | KI |
| | sal | |
| | sal oxigenada | CuSO ₄ |

** Actualmente este tipo de compuesto se denomina hidróxido no metálico.

* Muchas sales, así como los hidróxidos de los elementos de los grupos I-A y II-A, excepto el de berilio: son iónicos.

Sustancias orgánicas

Las sustancias orgánicas estudiadas se resumen en la tabla 2.3.

Tabla 2.3
Algunas clases de sustancias orgánicas

| Clases de sustancias (función química) | Fórmula general | Características | Ejemplos |
|--|--|--|---|
| Alcano | C _n H _{2n+2} | Presencia de enlaces simples entre dos átomos de carbono | H ₃ C—CH ₂ —CH ₃ |
| Alqueno | C _n H _{2n} | Presencia de un doble enlace entre dos átomos de carbono | H ₂ C=CH—CH ₃ |
| Alquino | C _n H _{2n-2} | Presencia de un triple enlace entre dos átomos de carbono | HC≡C—CH ₃ |
| Alcohol | R—OH | Presencia de un grupo hidroxilo unido a un átomo de carbono primario, secundario o terciario | $\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH} \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \\ \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$ |
| Éter | R—O—R' | Presencia de dos grupos alquilo unidos entre sí por un átomo de oxígeno | H ₃ C—O—CH ₂ —CH ₃ |
| Aldehído | $\text{R}-\text{C}\begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{array}$ | Presencia del grupo carbonilo en átomo de carbono primario | $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{C}\begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{array}$ |
| Cetona | $\text{R}-\text{C}\begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{O} \end{array}-\text{R}'$ | Presencia del grupo carbonilo en átomo de carbono secundario | $\text{H}_3\text{C}-\text{C}\begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{O} \end{array}-\text{CH}_3$ |
| Ácido carboxílico | $\text{R}-\text{C}\begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{array}$ | Presencia del grupo carboxilo en átomo de carbono primario | $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{C}\begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{array}$ |

Tabla 2.3 (Continuación.)

| Amina | $\text{R}-\ddot{\text{N}}-\text{R}'$ R'' (H) | Sustitución de uno o más átomos de hidrógeno, en la molécula de amoníaco, por grupos alquilo o arilos | $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\ddot{\text{N}}\text{H}_2$ $\text{H}_3\text{C}-\ddot{\text{N}}(\text{H})-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ $\text{H}_3\text{C}-\ddot{\text{N}}(\text{H})-\text{CH}_3$ $\text{C}_6\text{H}_5-\ddot{\text{N}}(\text{H})-\text{CH}_3$ |
|-------|---|---|--|
|-------|---|---|--|

???

2.1 ¿Qué información cualitativa y cuantitativa nos ofrecen las fórmulas químicas siguientes?:

a) Fe b) S₈ c) CH₄ d) KOH e) H₂SO₄ f) Cu(NO₃)₂

2.2 Clasifique, atendiendo a su composición y propiedades, las sustancias cuyas fórmulas químicas aparecen a continuación:

a) KCl ch) Cu f) NO₂ i) CO
b) MgO d) Br₂ g) Ba(OH)₂ j) Na₂S
c) HNO₃ e) AgNO₃ h) Na₂O k) HBr

2.2 Nomenclatura y notación química de las principales clases de sustancias

Se denomina nomenclatura y notación química al conjunto sistemático de reglas que permiten nombrar las sustancias y escribir sus nombres, respectivamente.

Para nombrar una sustancia partiendo de su fórmula química, o viceversa, es necesario seguir algunos pasos generales:

1. Identificar el tipo de sustancia (inorgánica u orgánica).
2. Identificar la función a la que pertenece.
3. Recordar las reglas para nombrar o para escribir la fórmula de ese tipo de sustancia.
4. Nombrar la sustancia o escribir su fórmula.

Las reglas de nomenclatura y notación química de las principales clases de sustancias inorgánicas aparecen en el libro *Nomenclatura Química* y las correspondientes a las sustancias orgánicas relacionadas en la tabla 2.3 aparecen en el libro de texto *Química. Duodécimo grado* (parte 1).

???

2.3 Escriba el nombre de las especies químicas representadas a continuación:

12

a) ZnO d) SO₃ h) NaOH l) CaBr₂
b) H₃PO₄ e) Mg(NO₃)₂ i) K₂SO₃ m) S₈
c) Fe₂O₃ f) Ni(OH)₂ j) CuSO₄ n) PbCl₂
ch) Al(OH)₃ g) HCl(ac) k) K₂O ñ) C

2.4 Escriba las fórmulas de las sustancias nombradas a continuación:

a) óxido de sodio h) cloruro de cobre (I)
b) dióxido de azufre i) sulfato de magnesio
c) bromuro de níquel (II) j) ácido nítrico
ch) hidróxido de hierro (III) k) óxido de plomo (IV)
d) trióxido de fósforo l) cloruro de plata
e) octaazufre m) ácido sulfúrico
f) carbonato de calcio n) fosfato de calcio
g) dihidrógeno

2.5 Complete el cuadro siguiente, según corresponda:

| Fórmula | Nombre |
|-----------------------|----------------------|
| N ₂ O | |
| | Cloruro de bario |
| Fe(OH) ₂ | |
| | Ácido nitroso |
| H ₂ S (ac) | |
| | Carbonato de potasio |
| SO ₂ | |
| | Óxido de cromo (III) |

2.6 Escriba la fórmula general de alcanos, alquenos y alquinos.

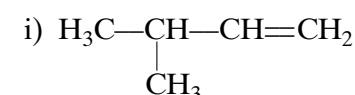
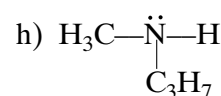
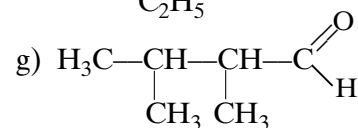
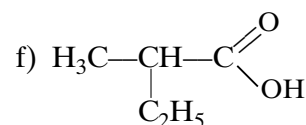
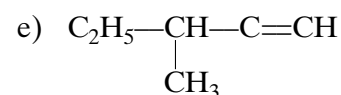
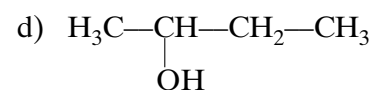
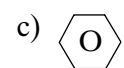
2.7 Compare los alcanos y los alquenos, en cuanto a:

- composición cualitativa,
- estructura,
- reglas para nombrarlos.

2.8 Escriba el nombre de las sustancias orgánicas representadas a continuación:

a) $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{C}_2\text{H}_5}{\text{CH}}-\text{CH}_3$
b) $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}=\text{C}-\text{CH}_3$

13



2.9 Escriba la fórmula estructural de las sustancias orgánicas nombradas a continuación:

- a) 3-etil-2-metilpentano
b) 3,3-dimetil-2-butenos
c) butanona
d) metilfenilamina

- e) ácido etilbutanoico
f) 3-metilpentanal
g) 4-metil-1-pentino
h) 2-metil-1-hexino

2.10 Escriba el nombre o la fórmula semidesarrollada, según corresponda:

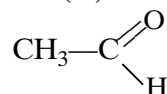
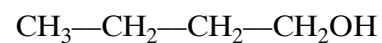
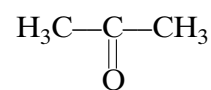
- a) etanol
b) 3-metil-1-penteno
c) metilpropano

- d) $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{H}}{\text{N}}-\text{C}_2\text{H}_5$
e) $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
f) butanal

- g) ácido metanoico
h) $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\underset{\text{C}_2\text{H}_5}{\text{CH}}-\text{CH}_3$

- i) fenilamina
j) $\text{H}_3\text{C}-\text{CHO}$
k) butanona
l) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$

2.11 Dadas las fórmulas químicas siguientes:



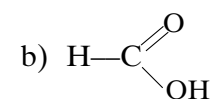
- a) Nombre todos los compuestos representados.
b) ¿A qué función química pertenece el compuesto representado en IV?
c) Escriba la fórmula y nombre un homólogo del compuesto representado en (II).

2.12 Escriba la fórmula semidesarrollada y el nombre de:

- a) el aldehído de 6 átomos de carbono y cadena lineal,
b) el aldehído de un átomo de carbono,
c) una cetona de 5 átomos de carbono,
d) un alcohol primario de 6 átomos de carbono.

2.13 Dados los nombres y las fórmulas químicas siguientes:

- a) HNO_3

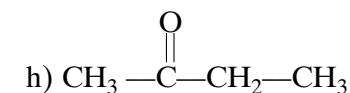


- c) óxido de bario
d) metilpropano

- e) hidróxido de calcio

- f) trióxígeno

- g) AgCl



- i) sulfato de magnesio

1. Escriba el nombre de la fórmula según corresponda.
2. ¿A qué función química pertenece el compuesto representado en d)?
3. Escriba la fórmula estructural de un homólogo del compuesto representado en b).
4. Seleccione la fórmula química que representa una sal.

2.3 Isomería en las sustancias orgánicas

Las sustancias que poseen igual composición cualitativa y cuantitativa, o sea, igual fórmula molecular, pero diferentes estructuras, son isómeros entre sí.

Las sustancias orgánicas pueden presentar diferentes tipos de isomería (tabla 2.4).

Tabla 2.4
Tipos de isomerías en las sustancias orgánicas

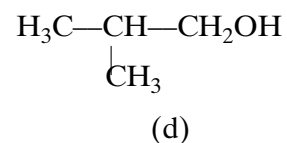
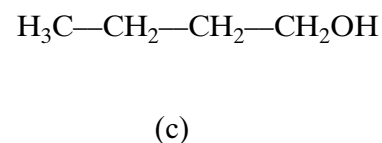
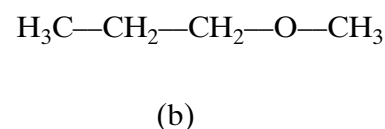
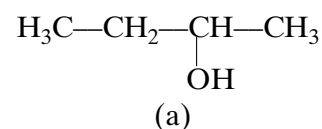
| Tipo de isomería | Diferencia entre las estructuras | Clase de compuestos que presentan esta isomería |
|------------------|---|---|
| De cadena | Diferente orden de unión de los átomos de carbono en las cadenas carbonadas | Todos |
| De posición | Diferente posición del grupo funcional en las cadenas carbonadas | Alquenos Alquinos Alcoholes Cetonas |

Tabla 2.4 (continuación)

| De función | Presencia de grupos funcionales diferentes en las cadenas carbonadas | Alcohol con éter Aldehído con cetona |
|------------|--|---|
|------------|--|---|

???

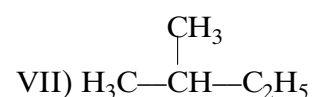
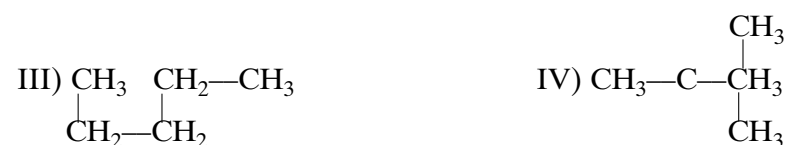
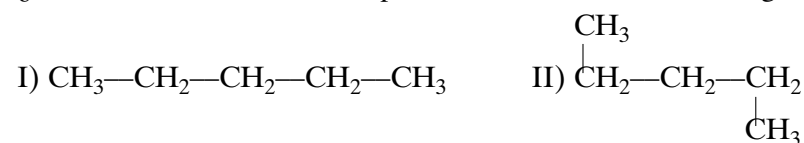
2.14 A continuación aparecen las fórmulas de cuatro sustancias orgánicas:



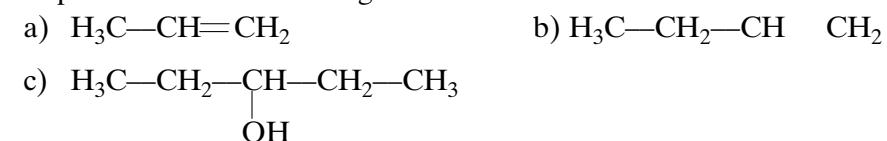
- ¿Por qué estas sustancias son isómeras entre sí?
- ¿Qué tipo de isomería presenta la sustancia representada en c) con respecto a cada una de las sustancias restantes. Explique.

2.15 Escriba las fórmulas estructurales y los nombres de todos los isómeros que responden a la fórmula global C_6H_{14} .

2.16 ¿Cuántas sustancias están representadas en las fórmulas siguientes?

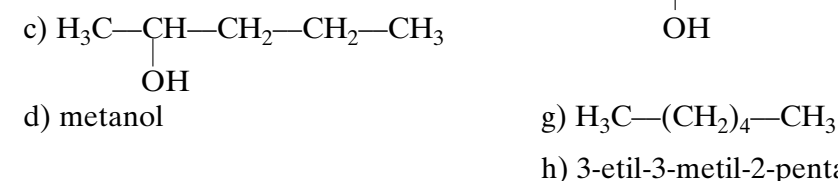
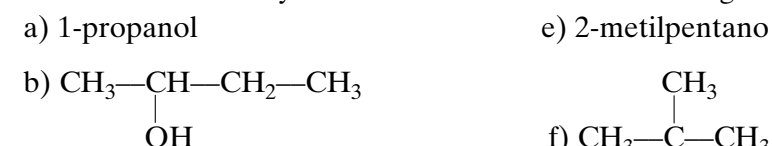


2.17 A partir de las fórmulas siguientes:



- Nombre el compuesto representado en a).
- Escriba la fórmula de un isómero de posición para cada uno de los compuestos representados en b) y en c).

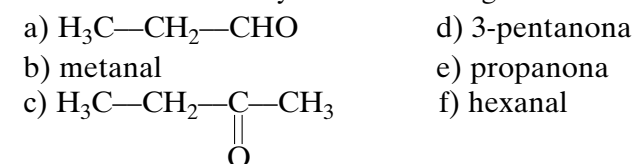
2.18 Dados los nombres y las fórmulas semidesarrolladas siguientes:



- Escriba el nombre o la fórmula semidesarrollada según corresponda.
- Seleccione las sustancias isómeras entre sí.
- Formule y nombre un isómero de posición del compuesto representado en h).
- Escriba la fórmula de un isómero de función del compuesto representado en b).

2.19 Compare estructuralmente un aldehído y una cetona de 5 átomos de carbono y cadena lineal.

2.20 Dadas las fórmulas y los nombres siguientes:



- Escriba el nombre o la fórmula semidesarrollada, según el caso.
- Seleccione una pareja de compuestos que constituyan isómeros y diga qué tipo de isomería presentan.
- Formule y nombre un homólogo del compuesto a).

2.21 Dadas las fórmulas siguientes:

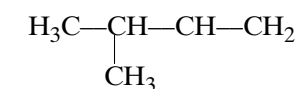
- a) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}}-\text{CH}-\text{CH}_3$ e) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CHO}$
- b) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2\text{OH}$ f) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- c) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$ g) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{CH}$
- d) $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ h) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$

1. Seleccione los compuestos que constituyen isómeros y diga qué tipo de isomería presentan entre sí.
2. Escriba la fórmula de un isómero del compuesto representado en a) y diga qué tipo de isomería presenta.
3. Escriba la fórmula de un isómero de posición de cada uno de los compuestos representados en c), f), g) y h).
4. Escriba la fórmula de un isómero de función del compuesto representado en e).
5. Nombre cada uno de los compuestos representados.

Resumen de ejercicios

2.22 Complete el cuadro siguiente:

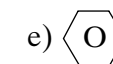
| Nombre | Fórmula | Clasificación |
|----------------------|---|-------------------|
| | $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\underset{\text{C}_2\text{H}_5}{\text{CH}}-\text{CH}_3$ | |
| Dióxido de azufre | | Óxido no metálico |
| | NaNO_3 | |
| | $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2\text{OH}$ | |
| 2-butino | | |
| | $\text{Ni}(\text{OH})_2$ | |
| Ácido metanoico | | |
| Metilamina | | |
| | H_2SO_4 | |
| Carbonato de potasio | | |
| | CuBr_2 | |



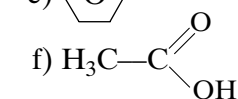
2.23 A partir de las fórmulas y nombres siguientes:

- a)
- $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- d) óxido de magnesio

- b) sulfato de sodio



- c)
- $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\underset{\text{H}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}$



1. Escriba el nombre o la fórmula, según corresponda.
2. Escriba la fórmula semidesarrollada de un isómero del compuesto representado en a) y diga qué tipo de isomería presenta.
3. Formule y nombre un isómero de función de la sustancia representada en c).
4. ¿Qué tipo de enlace presenta el óxido de magnesio, si el oxígeno y el magnesio se encuentran en el período 3 grupos VI-A y II-A, respectivamente?
5. Seleccione la fórmula que representa una sal.
6. Escriba la fórmula de un homólogo del compuesto representado en a).

2.24 Dadas las fórmulas químicas siguientes:

- a)
- O_3
- b)
- HCl
- c)
- Na_2CO_3
- d)
- PbO
- e)
- N_2
- f)
- N_2O_4

1. Nómbralas.
2. Clasifíquelas en simples y compuestas.
3. Seleccione cuál de ellas representa un óxido no metálico.

3

LOS CÁLCULOS EN QUÍMICA

INTRODUCCIÓN

En este capítulo se retomarán algunas leyes y conceptos básicos, necesarios para realizar los cálculos químicos estudiados durante los cursos de Química.

3.1 Masa atómica relativa. Masa fórmula relativa. Cantidad de sustancia. Masa molar. Volumen molar

Masa atómica relativa

La masa atómica relativa es una propiedad de los elementos químicos.

La masa atómica relativa de cualquier elemento X, se simboliza $A_r(X)$, e indica cuántas veces es mayor la masa del átomo promedio de X que la unidad de masa atómica.

La **unidad de masa atómica** adoptada en 1961 como la doceava parte de la masa del isótopo más ligero y abundante del carbono, es igual a $1,66057 \cdot 10^{-27}$ kg.

Si se calcula cuántas veces es mayor la masa de un átomo medio de oxígeno que la unidad de masa atómica, se obtendrá la masa atómica del elemento oxígeno.

$$A_r(O) = \frac{2,656796 \cdot 10^{-26} \text{ kg}}{1,66056 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}$$

$$A_r(O) = 15,9994$$

Procedimiento similar permite el cálculo de las masas atómicas relativas que aparecen en la tabla periódica para cada elemento químico.

El *valor* de estas masas nos permite materializar los cálculos químicos.

Masa fórmula relativa

La masa fórmula relativa de cualquier sustancia (X) se simboliza por $M_r(X)$ y para calcularla es necesario sumar las masas atómicas relativas de los elementos que la componen, teniendo en cuenta el número de partículas que hay de cada uno.

| Fórmula química | Masa atómica relativa | Masa fórmula relativa |
|---------------------|---|---|
| Al | $A_r(\text{Al}) = 27$ | $M_r(\text{Al}) = A_r(\text{Al})$ $M_r(\text{Al}) = 27$ |
| H ₂ | $A_r(\text{H}) = 1$ | $M_r(\text{H}_2) = 2 A_r(\text{H})$ $= 2 \cdot 1$ $M_r(\text{H}_2) = 2$ |
| CH ₄ | $A_r(\text{C}) = 12$ | $M_r(\text{CH}_4) = A_r(\text{C}) + 4 A_r(\text{H})$ $= 12 + 4 \cdot 1$ $M_r(\text{CH}_4) = 16$ |
| Ca(OH) ₂ | $A_r(\text{Ca}) = 40$ $A_r(\text{O}) = 16$ | $M_r(\text{Ca(OH)}_2) = A_r(\text{Ca}) + 2(A_r(\text{O}) + A_r(\text{H}))$ $= 40 + 2(16 + 1)$ $M_r(\text{Ca(OH)}_2) = 74$ |

Cantidad de sustancia

El químico comúnmente trabaja con muestras de sustancias.

La masa, el volumen y la cantidad de sustancia son magnitudes físicas que caracterizan cualquier muestra de sustancia.

La magnitud física que valora el número de partículas que hay en una

El mole es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas partículas como átomos hay en 12 g de $^{12}_6\text{C}$.*

* El número de partículas o entidades elementales que hay en 12 g de carbono ($^{12}_6\text{C}$) es $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos.

Si varía (duplica, triplica, etc.) el número de partículas, la cantidad de sustancia varía en la misma proporción.

$$n(X) \propto N(X)$$

| Número de partículas $N(X)$ | Cantidad de sustancia $n(X)$ |
|-------------------------------------|------------------------------------|
| $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas | $n(\text{CO}_2) = 1 \text{ mol}$ |
| $2(6,02 \cdot 10^{23})$ moléculas | $n(\text{CO}_2) = 2 \text{ mol}$ |
| $0,5(6,02 \cdot 10^{23})$ moléculas | $n(\text{CO}_2) = 0,5 \text{ mol}$ |

Masa molar

Toda muestra de sustancia puede estar caracterizada por su masa, $m(X)$, y su cantidad de sustancia, $n(X)$.

Para toda sustancia existe una relación constante entre dichas magnitudes físicas. Esta relación se denomina **masa molar** y se expresa comúnmente en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}$$

$m(X)$ viene dada por la suma de las masas de las partículas que la forman. $n(X)$ valora el número de partículas presentes en dicha muestra. Esta expresión permite relacionar $m(X)$, $n(X)$ y $M(X)$.

$$m(X) = M(X) \cdot n(X)$$

$$\text{y } n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

Ejemplo 1

Calcule la masa de una muestra que tiene 5 mol de agua.

Incógnita: $m(\text{H}_2\text{O})$

Datos: $n(\text{H}_2\text{O}) = 5 \text{ mol}$ (lo da el texto del problema)

$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ (lo da la tabla, anexo)

$$M(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{n(\text{H}_2\text{O})} \text{ (fórmula base que debe memorizarse)}$$

Cálculos:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = M(\text{H}_2\text{O}) \cdot n(\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 5 \text{ mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 90 \text{ g}$$

R/ La masa de una muestra de 5 mol de agua es de 90 g.

Ejemplo 2

Calcule la cantidad de sustancia de una muestra de 80 g de hidróxido de sodio.

Incógnita: $n(\text{NaOH})$

Datos: $m(\text{NaOH}) = 80 \text{ g}$ (dado en el enunciado del problema)

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ (apéndice)}$$

$$M(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{n(\text{NaOH})} \text{ (debe memorizarse)}$$

Cálculos:

$$n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})}$$

$$n(\text{NaOH}) = \frac{80 \text{ g}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$n(\text{NaOH}) = 2 \text{ mol}$$

R/ La cantidad de sustancia que hay en una muestra de 80 g de NaOH es de 2 mol.

Volumen molar

Cuando se trabaja con sustancias gaseosas es mucho más fácil medir volúmenes que masas de las mismas.

Para cualquier sustancia gaseosa X en condiciones de temperatura y presión, de 25 °C y 100 kPa,* la relación entre el volumen ocupado por la muestra, $V(X)$, y la cantidad de sustancia, $n(X)$, correspondiente, es constante y tiene un valor de $24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Esta relación constante es el volumen molar (V_m) y se expresa en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)}$$

Mediante esta ecuación de definición se puede calcular el $V(X)$ y $n(X)$:

$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)}$$

Ejemplo 1

Calcule el volumen a 25 °C y 100 kPa, de una muestra gaseosa de 10 mol de sulfuro de hidrógeno.

Incógnita: $V(\text{H}_2\text{S})$

Datos: $n(\text{H}_2\text{S}) = 10 \text{ mol}$ $V_m = 24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$V_m = \frac{V(\text{H}_2\text{S})}{n(\text{H}_2\text{S})}$$

Cálculos:

$$V(\text{H}_2\text{S}) = V_m \cdot n(\text{H}_2\text{S}) = 24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 10 \text{ mol}$$

$$V(\text{H}_2\text{S}) = 248 \text{ L}$$

R/ El volumen ocupado por la muestra es de 248 L.

Ejemplo 2

Calcule la cantidad de sustancia de una muestra de 124 L de dióxígeno en condiciones de TPEA.

Incógnita: $n(\text{O}_2)$

Datos: $V(\text{O}_2) = 124 \text{ L}$

$$V_m = 24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$V_m = \frac{V(\text{O}_2)}{n(\text{O}_2)}$$

Cálculos:

$$n(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m}$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{124 \text{ L}}{24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$n(\text{O}_2) = 5 \text{ mol}$$

R/ La cantidad de sustancia de O_2 en 124 L es de 5 mol.

???

3.1 Localice en la tabla periódica de 18 columnas el elemento de mayor propiedad oxidante, y escriba su masa atómica relativa utilizando la notación estudiada.

3.2 Calcule la masa fórmula relativa de:

a) Cl_2 b) H_2SO_4 c) C_4H_{10}

3.3 Represente abreviadamente las cantidades de sustancias siguientes:

a) dos moles de tetrafósforo,
b) cinco moles de átomos de hierro,

c) un mole de moléculas de dióxígeno,
d) un quinto de mole de moléculas de monóxido de carbono,
e) medio mole de iones hierro (II),
f) un mole de electrones.

3.4 Argumente la afirmación siguiente:

“Tres moles de moléculas de dióxígeno contienen igual número de partículas que tres moles de dihidrógeno”.

3.5 Una muestra de óxido de calcio contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas. ¿Tendría mayor o menor número de partículas una muestra de hierro de $n(\text{Fe}) = 2 \text{ mol}$?

3.6 Calcule la masa de una muestra de 5 mol de dióxido de carbono.

3.7 Calcule la cantidad de sustancia de una muestra de 135 g de aluminio.

3.8 ¿Qué masa tendrá una muestra de 0,001 mol de calcio?

3.9 Determine la cantidad de sustancia de una muestra de 150 g de cinc.

3.10 Calcule el volumen, a TPEA, de una muestra gaseosa de 0,5 mol de cloruro de hidrógeno.

3.11 Argumente la afirmación siguiente:

Se conoce que una muestra de 10 mol de dióxígeno, a 25°C y 100 kPa, ocupa un volumen de 248 L. Por tanto, se puede afirmar que 0,1 mol de dihidrógeno ocupa 2,48 L en las mismas condiciones, a TPEA.

3.12 Diga qué volúmenes, a TPEA, ocupan las muestras gaseosas siguientes:

a) 3 mol de Cl_2 ,
b) 4 mol de O_2 ,
c) 0,4 mol de H_2 ,
d) 1 mol de CO_2 .

3.13 ¿Qué cantidad de sustancia se corresponde con el volumen, a TPEA, de cada una de las muestras gaseosas siguientes:

a) 6,72 L de Cl_2 b) 9 L de NO_2 c) 10 L de CO

3.14 Complete el cuadro siguiente:

| Magnitud | Símbolo de la magnitud | Unidad | Símbolo de la unidad |
|-----------------------|------------------------|---|----------------------|
| <hr/> | | | |
| m(X) | | | |
| <hr/> | | | |
| Cantidad de sustancia | | | |
| <hr/> | | | |
| Volumen | | metro cúbico, decímetro cúbico, o litro | |
| <hr/> | | | |

- 3.15 Las expresiones que relacionan a las magnitudes $m(X)$, $V(X)$ y $n(X)$ permiten resolver diferentes ejercicios. Demuestre la veracidad de estas igualdades:

$$m(X) = \frac{V(X) \cdot M(X)}{V_m}$$

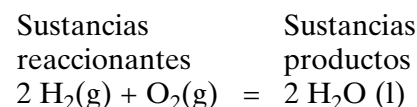
$$V(X) = \frac{m(X) \cdot V_m}{M(X)}$$

- 3.16 Calcule la masa de una muestra de 100 L de dióxigeno a TPEA.
- 3.17 ¿Qué volumen, a TPEA, ocupan 200 g de H_2S ?
- 3.18 Calcule las masas que se corresponden con los volúmenes medidos a 25 °C y 100 kPa de las sustancias gaseosas siguientes:
- a) 26 L de dihidrógeno b) 9,4 L de N_2 c) 238,8 L de CO
- 3.19 Calcule el volumen, a TPEA, que ocupan las muestras de las sustancias gaseosas siguientes:
- a) 8 g de amoníaco b) 64 g de metano c) 20 g de propano
- 3.20 Demuestre, para una muestra de una sustancia gaseosa A, que:

$$\frac{m(A)}{M(A)} = \frac{V(A)}{V_m}$$

3.2 La ecuación química: su interpretación cualitativa y cuantitativa

La ecuación química es una representación esquemática, abreviada y convencional de una reacción química.

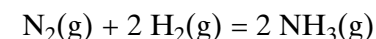
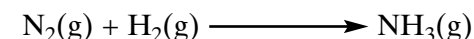


- Las sustancias reaccionantes y los productos se representan por su fórmula.
- Los estados de agregación se indican colocando a la derecha de las fórmulas y entre paréntesis: (s), (l), (g), según sean sólida, líquida o gaseosa. Para las sustancias en disolución se escribe (ac).
- Se iguala el número de átomos de cada elemento que aparece en ambos lados, colocando delante de las fórmulas números a los cuales se denominan coeficientes. Esto se hace siempre debido a la Ley de conservación de la masa. Se acostumbra omitir el número 1. Esta operación se llama ajuste

de la ecuación, por tanteo. Nunca se debe modificar los subíndices de las fórmulas.

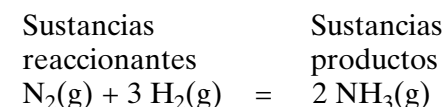
- Siempre que una ecuación esté ajustada, se coloca un signo igual (=) entre los reaccionantes y los productos.
- Si no está ajustada, en lugar del signo de igualdad, se pone una flecha (\longrightarrow), lo cual no evidencia el cumplimiento de la Ley de conservación de la masa.

Ejemplo:



Las ecuaciones químicas, desde un punto de vista cualitativo, expresan la naturaleza de las sustancias que reaccionan y se producen.

Desde un punto de vista cuantitativo, expresan la relación entre el número de partículas (átomos, moléculas, iones) que intervienen en una reacción química.



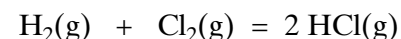
Cualitativa: El dinitrógeno gaseoso reacciona con el dihidrógeno gaseoso produciendo amoníaco gaseoso.

Cuantitativa: Por cada molécula de dinitrógeno reaccionan tres moléculas de dihidrógeno y se producen dos moléculas de amoníaco.

Las ecuaciones químicas expresan la relación entre el número de partículas que intervienen en una reacción química.

El número de partículas $N(X)$ es directamente proporcional a la cantidad de sustancia, $n(X)$. Los coeficientes en una ecuación química permiten determinar la relación entre las cantidades de sustancias que intervienen en dicha reacción.

Ejemplo:



Información cuantitativa

$N(X)$: Por cada molécula de dihidrógeno reacciona una molécula de dicloro y se producen dos moléculas de cloruro de hidrógeno.

$n(X)$: Por cada un mole de molécula de dihidrógeno reacciona un mole de moléculas de dicloro y se producen dos moles de moléculas de cloruro de hidrógeno.

Si se conocen las reacciones entre las cantidades de sustancias, $n(X)$, que intervienen en una reacción, es posible calcular, con ayuda de las masas molares, $M(X)$, las relaciones entre las masas, $m(X)$, de las sustancias que intervienen en dicha reacción:

En el ejemplo anterior:

| | | | | | |
|--------------------------|---|---|--|---|--|
| | $H_2(g)$ | + | $Cl_2(g)$ | = | $2 HCl(g)$ |
| $n(X)$ | 1 mol | | 1 mol | | 2 mol |
| $m(X) = n(X) \cdot M(X)$ | $1 \text{ mol} \cdot 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ | | $1 \text{ mol} \cdot 71 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ | | $2 \text{ mol} \cdot 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ |
| | 2 g | | 71 g | | 73 g |

Así, por cada 2 g de dihidrógeno reaccionan 71 g de dicloro y se producen 73 g de cloruro de hidrógeno.

De forma similar, si se conocen las relaciones entre las cantidades de sustancias, $n(X)$, que intervienen en una reacción, es posible calcular, con ayuda del volumen molar, V_m , la relación entre los volúmenes de las sustancias gaseosas a 25 °C y 100 kPa.

Tomando el mismo ejemplo:

| | | | | | |
|-------------------------|--|---|--|---|--|
| | $H_2(g)$ | + | $Cl_2(g)$ | = | $2 HCl(g)$ |
| $n(X)$ | 1 mol | | 1 mol | | 2 mol |
| $V(X) = n(X) \cdot V_m$ | $1 \text{ mol} \cdot 24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ | | $1 \text{ mol} \cdot 24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ | | $2 \text{ mol} \cdot 24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ |

Por cada 24,8 L de dihidrógeno reaccionan 24,8 L de dicloro y se producen 49,6 L de cloruro de hidrógeno.

???

- 3.21 Escriba las ecuaciones correspondientes a las reacciones entre las disoluciones acuosas de las sustancias siguientes:
- cloruro de potasio y nitrato de plata,
 - hidróxido de calcio y ácido nítrico.
- 3.22 Diga qué información cualitativa y cuantitativa expresan las ecuaciones siguientes:
- $S_8(s) + 8 O_2(g) = 8 SO_2(g)$
 - $2 KOH(ac) + Cu(NO_3)_2(ac) = 2 KNO_3(ac) + Cu(OH)_2(s)$
- 3.23 En la combustión completa del gas butano, en atmósfera de dioxígeno, se forman dióxido de carbono y vapor de agua.
- Escriba la ecuación química correspondiente.
 - Describe la información cualitativa y cuantitativa que expresa dicha ecuación.

3.24 Complete el cuadro siguiente:

| | | |
|----------|----------------------------------|-------|
| Ecuación | $16 Na(s) + S_8(s) = 8 Na_2S(s)$ | |
| $m(X)$ | 184 g | 128 g |
| $n(X)$ | | |

- 3.25 Si en una mezcla gaseosa de dioxígeno y dinitrógeno se hace saltar una chispa eléctrica, se produce un gas denominado monóxido de nitrógeno.
- Escriba la ecuación química correspondiente a esta reacción.
 - Calcule las masas y los volúmenes, medidos a TPEA, de cada una de las sustancias que intervienen en la reacción para la relación representada en la ecuación.
 - Compruebe que las masas calculadas para esta reacción cumplen la Ley de la conservación de la masa.

3.3 Cálculos de masa y de volumen de sustancias que participan en las reacciones químicas. Tanto por ciento de pureza

Cálculo de masa de sustancias que participan en las reacciones químicas

Las relaciones entre las masas de las sustancias que intervienen en una reacción química son constantes y su valor es igual al que puede calcularse a partir de la ecuación química correspondiente.

De la generalización anterior se tendrá que para dos sustancias cualesquiera, por ejemplo A y B, que intervienen en una reacción, se cumple:

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{n(A) \cdot M(A)}{n(B) \cdot M(B)}$$

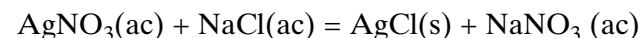
| | |
|-----------------------|--|
| Relación experimental | Relación obtenida de la ecuación química |
|-----------------------|--|

Esta expresión permite calcular la masa de una sustancia que reaccionará o se producirá en una reacción química.

Ejemplo

¿Qué masa de nitrato de plata reacciona cuando en un laboratorio se obtienen 50 g de cloruro de plata al hacer reaccionar disoluciones de nitrato de plata y cloruro de sodio?

Pasos a seguir:



Incógnita: $m(\text{AgNO}_3)$

Datos:

$m(\text{AgCl}) = 50 \text{ g}$ (se obtiene del enunciado)

$$\frac{m(\text{AgNO}_3)}{M(\text{AgCl})} = \frac{n(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{AgNO}_3)}{n(\text{AgCl}) \cdot M(\text{AgCl})} \quad (\text{debe memorizarse})$$

$M(\text{AgNO}_3) = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{AgCl}) = 143 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ (anexo)
 $n(\text{AgNO}_3) = 1 \text{ mol}$ $n(\text{AgCl}) = 1 \text{ mol}$ (se obtiene del análisis cuantitativo de la ecuación)

Cálculos:

$$m(\text{AgNO}_3) = \frac{n(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{AgNO}_3)}{n(\text{AgCl}) \cdot M(\text{AgCl})} \cdot m(\text{AgCl})$$

$$= \frac{1 \text{ mol} \cdot 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 50 \text{ g}}{1 \text{ mol} \cdot 143 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 62,7 \text{ g}$$

R/ Reaccionarán 62,7 g de AgNO_3 .

Cálculos de volumen de sustancias gaseosas que participan en las reacciones químicas

En volúmenes iguales de gases diferentes, en igualdad de condiciones de temperatura y de presión, existe el mismo número de partículas.

Esta generalización fue enunciada en 1811 por Amadeo Avogadro y se conoce como Ley de Avogadro.

Las relaciones entre los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química son constantes, y su valor es igual al que puede calcularse a partir de la ecuación química correspondiente. Por lo que para dos sustancias gaseosas cualesquiera que intervienen en una reacción se cumple que:

$$\frac{V(A)}{V(B)} = \frac{n(A) \cdot V_m}{n(B) \cdot V_m}$$

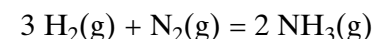
| | |
|--------------------------|---|
| Relación experimental | Relación obtenida de la ecuación química |
|--------------------------|---|

$$\frac{V(A)}{V(B)} = \frac{n(A)}{n(B)}$$

Esta expresión permite calcular los volúmenes medidos en igualdad de condiciones de temperatura y presión, de las sustancias que intervienen en una reacción química.

Ejemplo

¿Qué volumen de dihidrógeno reacciona con 50 L de dinitrógeno a 25 °C y 100 kPa?



Incógnita:

$V(\text{H}_2)$

Datos:

$V(\text{N}_2) = 50 \text{ L}$

$$\frac{V(\text{H}_2)}{V(\text{N}_2)} = \frac{n(\text{H}_2)}{n(\text{N}_2)}$$

Cálculos:

$$V(\text{H}_2) = \frac{n(\text{H}_2)}{n(\text{N}_2)} \cdot V(\text{N}_2)$$

$$V(\text{H}_2) = \frac{3 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} \cdot 50 \text{ L}$$

$V(\text{H}_2) = 150 \text{ L}$

R/ Reaccionan 150 L de H_2 .

Tanto por ciento de pureza

Por lo general, las sustancias y materiales que se utilizan en el laboratorio y en la industria no son puros, y es necesario tener en cuenta esto para conocer la masa de sustancia que realmente puede reaccionar, es decir, en una muestra impura (I) de una sustancia X se cumple que: $m(\mathbf{X}) < m(\mathbf{I})$, por lo que la relación entre $m(\mathbf{x})$ y $m(\mathbf{I})$ es siempre menor que 1, y expresa la fracción masiva de la sustancia pura que hay por cada unidad de masa de la muestra impura.

$$w = \frac{m(\mathbf{X})}{m(\mathbf{I})}$$

Si dicha relación se multiplica por cien se puede conocer la masa de la sustancia X que hay por cada cien unidades de masa de la muestra, o lo que es lo mismo el tanto por ciento de pureza de la muestra:

$$\mathcal{W} \cdot 100$$

A partir de las expresiones anteriores es posible calcular el tanto por ciento de pureza de la muestra, la masa de la sustancia m(X) o la masa de la muestra m(I). El segundo caso es el de interés para el grado.

Ejemplo

Una masa de 500 g de piedra caliza contiene 90 % de carbonato de calcio. Halle la masa de carbonato de calcio.

$$\mathcal{W} \text{CaCO}_3 \cdot 100 = 90 \%$$

$$\mathcal{W} \text{CaCO}_3 = \frac{90}{100}$$

$$\mathcal{W} \text{CaCO}_3 = 0,9$$

$$\mathcal{W} \text{CaCO}_3 = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{m(\text{I})}$$

$$m(\text{CaCO}_3) = \mathcal{W} \text{CaCO}_3 \cdot m(\text{I})$$

$$m(\text{CaCO}_3) = 0,9 \cdot 500 \text{ g}$$

$$m(\text{CaCO}_3) = 450 \text{ g}$$

R/ La muestra de piedra caliza contiene 450 g de carbonato de calcio.

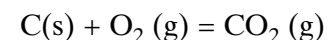
Ejemplo

¿Qué masa de dióxido de carbono se obtiene en la combustión completa de 300 g de carbón que posee carbono en un 80 % de pureza?

Masas molares: M(X) en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\text{CO}_2 = 44 \quad \text{C} = 12$$

Pasos a seguir:



Incógnita: m(CO₂) y m(C)
puro

Datos: m(C) = 300 gramos (masa impura)

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\frac{m(\text{CO}_2)}{m(\text{C})} = \frac{n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2)}{n(\text{C}) \cdot M(\text{C})}$$

Cálculos:

Masa de carbono puro:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2)}{n(\text{C}) \cdot M(\text{C})} \cdot m(\text{C}) \quad 300 \text{ g} \cdot \frac{80}{100} = 240 \text{ g}$$

$$m(\text{C}) = 240 \text{ g}$$

$$m(\text{CO}_2) = \frac{1 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1 \text{ mol} \cdot 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 240 \text{ g}$$

$$m(\text{CO}_2) = 880 \text{ g}$$

R/ Se obtienen 880 g de CO₂.

???

3.26 El sulfato de hierro (II) se prepara por la acción del ácido sulfúrico sobre el hierro que contiene la chatarra. ¿Qué masa de sulfato de hierro (II) se obtiene de una masa de chatarra que contiene 8 kg de hierro?

3.27 El monóxido de carbono producido por los motores de combustión interna es uno de los contaminantes principales de la atmósfera en las ciudades. Este gas reacciona con el dióxigeno produciendo dióxido de carbono.

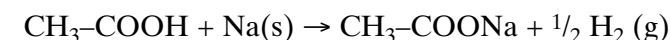
¿Qué volumen de dióxido puede reaccionar totalmente con 460 L de monóxido de carbono, si ambos están medidos a la misma temperatura y presión, a TPEA?

3.28 ¿Qué volumen de dióxido de carbono se obtiene de la combustión completa de 3 mol de metano, a TPEA?

3.29 ¿Qué volumen de hidrógeno reacciona con 5 mol de dióxigeno, a TPEA, para formar agua?

3.30 Calcule la masa de ácido clorhídrico que reacciona con 150 g de cinc que tiene un 95 % de pureza.

3.31 Calcule la masa de etanoato de sodio que se obtiene si se hace reaccionar 250 g de ácido etanoico con un 95 % de pureza, con suficiente masa de sodio, según la ecuación:



- 3.32 ¿Qué volumen de dicloro gaseoso, en condiciones de TPEA, se obtiene al hacer reaccionar 200 g de ácido clorhídrico con un 36 % de pureza, con suficiente dióxido de manganeso?



- 3.33 ¿Qué volumen de dióxido de carbono, en condiciones de TPEA, se obtiene en la combustión completa de 200 g de metano con un 90 % de pureza?

3.4 Problemas combinados de volumen y masa de sustancias que participan en las reacciones químicas. Tanto por ciento de pureza

En la práctica, se hace necesario calcular el volumen de una sustancia gaseosa, conocida la masa de otra, y viceversa, en una reacción.

La relación entre las masas y los volúmenes de las sustancias es constante cuando uno de ellos es gaseoso, en condiciones de TPEA.

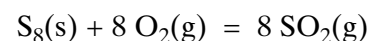
Ejemplo: siendo A gaseosa

$$\frac{V(A)}{m(B)} = \frac{n(A) \cdot V_m}{n(B) \cdot M(B)} \quad \text{ó} \quad \frac{m(B)}{V(A)} = \frac{n(B) \cdot M(B)}{n(A) \cdot V_m}$$

Ejemplo 1

¿Qué volumen de dióxido de azufre, a TPEA, se obtiene en la combustión completa de 300 g de octazufre?

Pasos a seguir:



Incógnita: $V(\text{SO}_2)$

Datos:

$$m(\text{S}_8) = 300 \text{ g (lo ofrece el enunciado)}$$

$$V_m = 24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$(S_8) = 1 \text{ mol} \quad n(\text{SO}_2) = 8 \text{ mol} \quad M(\text{S}_8) = 256 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\frac{V(\text{SO}_2)}{m(\text{S}_8)} = \frac{n(\text{SO}_2) \cdot V_m}{n(\text{S}_8) \cdot M(\text{S}_8)}$$

Cálculos:

$$V(\text{SO}_2) = \frac{n(\text{SO}_2) \cdot V_m}{n(\text{S}_8) \cdot M(\text{S}_8)} \cdot m(\text{S}_8)$$

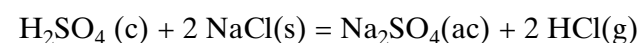
$$V(\text{SO}_2) = 232,5 \text{ L}$$

R/ Se obtendrán 232,5 L de SO_2 .

Ejemplo 2

En el laboratorio el cloruro de hidrógeno se obtiene tratando cloruro de sodio con ácido sulfúrico concentrado. ¿Qué masa de cloruro de sodio es necesario emplear para obtener 1 L de cloruro de hidrógeno, medido a 25 °C y 100 kPa?

Pasos a seguir:



Incógnita: $m(\text{NaCl})$

Datos: $V(\text{HCl}) = 1 \text{ L}$ (según enunciado)

$$V_m = 24,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ (anexos)}$$

$$n(\text{NaCl}) = 2 \text{ mol}, \quad n(\text{HCl}) = 2 \text{ mol} \text{ (del análisis de la ecuación)}$$

$$\frac{n(\text{NaCl})}{V(\text{HCl})} = \frac{n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl})}{n(\text{HCl}) \cdot V_m} \text{ (debe memorizarse)}$$

Cálculos:

$$m(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl})}{n(\text{HCl}) \cdot V_m} \cdot V(\text{HCl})$$

$$m(\text{NaCl}) = 2,35 \text{ g}$$

R/ Es necesario 2,35 g de NaCl.

???

- 3.34 ¿Qué masa de yoduro se obtiene si se hace reaccionar totalmente 0,1 L de dicloro, medido a TPEA, con una disolución de yoduro de potasio?

- 3.35 ¿Cuántos litros de dióxido de carbono, medidos en condiciones de TPEA, se formarán en la combustión completa de 5 mol de metano?

- 3.36 Calcule qué volumen de trióxido de azufre, en condiciones de TPEA, se forma al reaccionar 0,3 kg de azufre con suficiente dióxígeno.

- 3.37 Calcule los gramos de cloruro de sodio que se obtienen al hacer reaccionar sodio en exceso con 10 L de dicloro en condiciones de TPEA.

3.5 Disoluciones. Concentración de cantidad de sustancia

La mezcla de dos o más sustancias cuyas partículas se encuentran distribuidas entre sí constituye un sistema disperso.

En dependencia del tamaño de las partículas los sistemas dispersos se pueden clasificar en suspensiones, coloides y **disoluciones**.

La disolución es un sistema disperso homogéneo, de dos o más sustancias, cuya composición puede variar continuamente dentro de ciertos límites.

Las disoluciones líquidas, y especialmente la de sólido en líquido, son las más frecuentes e importantes en química, por lo que se les dedica una mayor atención.

En una disolución la sustancia dispersa es el **soluto** y el medio de dispersión es el **disolvente**. En el caso más común, el sólido es el soluto y el disolvente es el agua.

Las disoluciones se pueden clasificar en **saturadas**, **no saturadas** y **sobresaturadas**.

La disolución saturada es aquella en la que el soluto disuelto se encuentra en equilibrio con el exceso de soluto no disuelto a una temperatura.

El coeficiente de solubilidad (S) de una sustancia es la masa de sustancia anhidra que satura a 100 g de agua a una temperatura dada.

Con la variación de la temperatura, el cambio de la solubilidad es diferente para cada sustancia. Esta dependencia se expresa con frecuencia mediante las gráficas llamadas **curvas de solubilidad**.

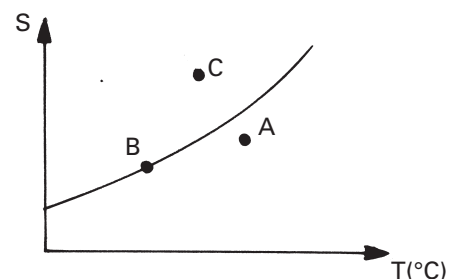


Fig. 3.1 Curva de solubilidad de la sustancia X.

El punto A representa una disolución no saturada.

El punto B representa una disolución saturada.

El punto C representa una disolución sobresaturada.

A menudo se necesita expresar de un modo cuantitativo la concentración de las disoluciones. Las formas más comunes son:

1. Concentración de cantidad de sustancias o concentración molar.
2. Concentración másica.

Concentración de cantidad de sustancia es la relación entre la cantidad de sustancia del soluto y el volumen de la disolución.

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(D)} \quad c(X) = \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

En la práctica conviene expresar la concentración de cantidad de sustancia en función de la masa en gramo, y para ello nos sirve la expresión ya conocida:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \quad \text{por lo que} \quad c(X) = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V(D)}$$

Concentración másica es la relación entre la masa de cualquier soluto disuelto y el volumen de disolución.

$$(X) = \frac{m(X)}{V(X)} \quad (X) = \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$$

Ejemplo 1

Determine la concentración de cantidad de sustancia de una disolución de nitrato de sodio que tiene disueltos 28,3 g de esta sal en 0,5 L de disolución.

Incógnita: $c(\text{NaNO}_3)$

Datos: $m(\text{NaNO}_3) = 28,3 \text{ g}$

$M(\text{NaNO}_3) = 85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$c(\text{NaNO}_3) = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{V(D)} \cdot n(\text{NaNO}_3) = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{M(\text{NaNO}_3)}$$

$$c(\text{NaNO}_3) = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{M(\text{NaNO}_3) \cdot V(D)}$$

$$= \frac{28,3 \text{ g}}{85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,5 \text{ L}}$$

$$c(\text{NaNO}_3) = 0,66 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

R/ La concentración de la disolución es de $0,66 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Ejemplo 2

¿Cuántos gramos de cloruro de bario son necesarios para preparar 0,5 L de una disolución?

$$c(\text{BaCl}_2) = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Incógnita: $m(\text{BaCl}_2)$

Datos:

$$V(D) = 0,5 \text{ L}$$

$$c(\text{BaCl}_2) = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad M(\text{BaCl}_2) = 208 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Cálculos:

$$c(\text{BaCl}_2) = \frac{m(\text{BaCl}_2)}{M(\text{BaCl}_2) \cdot V(D)}$$

$$\begin{aligned} m(\text{BaCl}_2) &= c(\text{BaCl}_2) \cdot M(\text{BaCl}_2) \cdot V(D) \\ &= 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 208 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,5 \text{ L} \\ &= 52 \text{ g} \end{aligned}$$

R/ Es necesario preparar 52 g de cloruro de bario.

???

3.42 ¿Qué volumen de disolución de hidróxido de sodio de $c(\text{NaOH}) = 0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ puede prepararse con 28 g de dicho hidróxido?

3.43 Se disuelven en agua 8 g de hidróxido de sodio hasta obtener 100 mL de disolución. Calcule:

a) Concentración de cantidad de sustancia.

FÓRMULAS BÁSICAS (deben memorizarse)

En fórmulas:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} \quad V_m = \frac{V(X)}{n(X)}$$

En ecuaciones (reacciones):

$$\frac{V(A)}{V(B)} = \frac{n(A)}{n(B)}$$

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{n(A) \cdot M(A)}{n(B) \cdot M(B)}$$

$$\frac{V(A)}{m(B)} = \frac{n(A) \cdot V_m}{n(B) \cdot M(B)} \quad \text{ó} \quad \frac{m(B)}{V(A)} = \frac{n(B) \cdot M(B)}{n(A) \cdot V_m}$$

En disoluciones:

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(D)}$$

$$c(X) = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V(D)}$$

Resumen de ejercicios

3.45 Complete el cuadro siguiente:

| Magnitud | Símbolo de la magnitud | Unidad | Símbolo de la unidad |
|----------|------------------------|----------------|----------------------|
| Masa | | | |
| | $n(X)$ | | |
| | | gramo mole | |
| | | a la menos uno | |

3.46 Una muestra de metano gaseoso está constituida por $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.

- ¿Tendrá mayor, menor o igual número de moléculas que otra muestra de 0,5 mol de dicho gas?
- ¿Ocupará mayor, menor o igual volumen que otra muestra de 2 mol de moléculas de gas propano, medidos en igualdad de condiciones?

3.47 Compruebe que:

- Una muestra de 13,5 g de aluminio y 28 g de Fe tienen la misma cantidad de sustancia.
- Una muestra de 2 mol de hidróxido de potasio tiene mayor masa que una muestra de 2 mol de hidróxido de sodio.

- 3.48 Determine el volumen que ocupan 5 g de dihidrógeno, a 25 °C y 100 kPa.
- 3.49 Determine la masa que corresponde a 20 L de dióxido de carbono, medidos a 25 °C y 100 kPa.
- 3.50 Realice los cálculos necesarios para llenar los espacios en blanco:

| <i>Muestra de sustancia</i> | <i>Magnitudes</i> | | |
|---------------------------------|----------------------------------|-------------|----------------|
| | <i>Cantidad de sustancia</i> | <i>Masa</i> | <i>Volumen</i> |
| CH ₄ (g) | 6 mol | | |
| NH ₃ (g) | | | 24,8 L |
| H ₂ O(g) | | 9 g | |
| SO ₃ (g) | 0,5 mol | | 12,4 L |

- 3.51 ¿Qué masa de dicloro debe reaccionar con suficiente etano para obtener una masa de 100 g de cloroetano?
- 3.52 ¿Qué volumen de dióxido de carbono, medidos a TPEA, se obtiene en la combustión completa de 2 L de metano?
- 3.53 Se tiene una masa de 100 g de eteno con 93 % de pureza. Calcule:
- El volumen de dióxido de carbono (a TPEA) que se obtiene en la combustión completa de dicho gas.
 - ¿Qué masa, en gramo, de dibromo reacciona con esa masa de eteno?
- 3.54 Un alumno, al responder un ejercicio, afirma que la masa en gramos de una muestra de hierro es mayor que otra de cinc a pesar de tener ambos igual cantidad de sustancia, en este caso 2 mol cada una:
- ¿Es cierta la afirmación?
 - Explique su respuesta.
- 3.55 Calcule la cantidad de sustancia en:
- 120 g de la sustancia dicloro,
 - 80 g de metano,
 - 2 kg de agua,
 - 42 g de carbonato de calcio.
- 3.56 Calcule el volumen que ocupan, en condiciones de TPEA:
- 500 g de etino,
 - 2,5 mol de dinitrógeno,
 - 0,2 kg de dihidrógeno.

- 3.57 Calcule la masa en gramo y la cantidad de sustancia, a TPEA, de:
- 250 L de metano,
 - 1 L de cloruro de hidrógeno,
 - 49,6 L de dióxido de azufre.
- 3.58 Calcule la masa de óxido de magnesio que se obtendrá por la reacción de 192 g de magnesio con suficiente dióxígeno.
- 3.59 ¿Qué masa, en gramo, de hidróxido de calcio se obtendrá por la reacción de 0,01 mol de óxido de calcio con suficiente agua?
- 3.60 Calcule la masa de óxido de cinc que se obtiene cuando se queman 650 g de cinc en exceso de dióxígeno.
- 3.61 ¿Qué masa, en gramo, de ácido nítrico se necesitará para que reaccione con 30,5 g de hidróxido de aluminio?
Compruebe que $n(\text{Al}(\text{NO}_3)_3)$ obtenida es 0,39 mol.
- 3.62 Calcule la masa, en gramo, de hidróxido y de ácido que se necesita para producir:
- 42,6 g de sulfato de sodio,
 - 16,4 g de nitrato de calcio.
- 3.63 Por medio del calentamiento de una muestra de aluminio en corriente de dicloro, se obtuvieron 26,7 g de cloruro de aluminio. ¿Qué masa de dicloro reaccionó?
- 3.64 Escriba la ecuación de la reacción entre el octazufre y el hierro y calcule la masa, en gramo, de sulfuro de hierro (II) que se puede obtener si se hace reaccionar suficiente octazufre con 14 g de hierro.
- 3.65 ¿Cuántos litros de dióxido de carbono (medidos a TPEA) se formarán en la combustión completa de una cantidad de sustancia correspondiente a 5 mol del gas metano?
- 3.66 Calcule qué volumen (a TPEA) de dihidrógeno se obtiene al reaccionar 130,6 g de cinc con ácido clorhídrico en exceso.
- 3.67 Calcule qué volumen de trióxido de azufre, medido en condiciones de TPEA, se forma al reaccionar una masa de 30 g de azufre con suficiente dióxígeno.
- 3.68 Calcule la masa, en gramo, de cloruro de sodio que se obtiene al hacer reaccionar sodio en exceso con 10 L de dicloro, medido en condiciones de TPEA.
- 3.69 ¿Qué volumen de dióxígeno, en condiciones de TPEA, reacciona durante la combustión de 500 L de propano?
- 3.70 En un matraz se colocan granallas de aluminio y se añade por el tubo de seguridad suficiente ácido clorhídrico. Se calienta suavemente y se observa el desprendimiento de un gas.

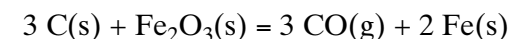
- a) Escriba la ecuación de la reacción que se verifica.
b) ¿Qué volumen de gas, en condiciones de TPEA, puede obtenerse a partir de una masa de 20 g de aluminio?
- 3.71 Si una masa de 2,7 g de calcio reacciona con suficiente ácido sulfúrico diluido, calcule:
a) masa (en gramo) de sulfato de calcio que se produce,
b) cantidad de sustancia de ácido sulfúrico que reacciona con el metal,
c) volumen de dihidrógeno obtenido a TPEA.
- 3.72 Calcule la cantidad de sustancia, la masa (en gramo) y el volumen, a TPEA, de dihidrógeno que se obtienen al reaccionar 4,5 g de aluminio con suficiente ácido sulfúrico diluido.
- 3.73 En la combustión completa de 300 g de eteno, calcule:
a) volumen de dióxígeno necesario, a TPEA,
b) masa, en gramo, de dióxido de carbono que se forma,
c) cantidad de sustancia de agua que se forma.
- 3.74 Calcule qué masa, en gramo, de ácido clorhídrico reacciona con 150 g de cinc que tiene 95 % de pureza.
- 3.75 Calcule la masa, en gramo, de etanoato de sodio que se obtiene al hacer reaccionar 250 g de ácido etanoico con 95 % de pureza, con suficiente masa de sodio, según la ecuación:

$$\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{Na(s)} = \text{CH}_3\text{-COONa} + \frac{1}{2} \text{H}_2\text{(g)}$$
- 3.76 Calcule el volumen de dicloro gaseoso, a TPEA, que se obtiene al hacer reaccionar 200 g de ácido clorhídrico con 36 % de pureza, con suficiente dióxido de manganeso:

$$4 \text{HCl} + \text{MnO}_2\text{(s)} = \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2\text{(g)}$$
- 3.77 Se hacen reaccionar 100 g de ácido clorhídrico con un 36 % de pureza, con suficiente cinc:
a) escriba la ecuación química que representa esta reacción,
b) calcule el volumen, en condiciones de TPEA, de dihidrógeno obtenido.
- 3.78 ¿Qué volumen de dióxido de carbono, a TPEA, se obtiene en la combustión completa de 200 g de metano con 90 % de pureza?
- 3.79 En un recipiente abierto se calientan 500 g de piedra caliza que contiene 90 % de carbonato de calcio. Suponiendo la descomposición total del carbonato, calcule la masa (en gramo) de óxido de calcio que se forma y el volumen (a TPEA) de dióxido de carbono que se obtiene.
 calor

$$\text{CaCO}_3\text{(s)} = \text{CO}_2\text{(g)} + \text{CaO(s)}$$

- 3.80 Si se reducen 25 g de un mineral de hierro que contiene 87 % de óxido de hierro (III), según la ecuación:



Calcule:

- a) cantidad de sustancia de carbono que reacciona,
b) volumen de monóxido de carbono que se forma, en condiciones de TPEA,
c) masa, en gramo, de hierro que se obtiene.
- 3.81 La tostación de sulfuro de cinc se representa mediante la ecuación siguiente:

$$2 \text{ZnS(s)} + 3 \text{O}_2\text{(g)} = 2 \text{ZnO(s)} + 2 \text{SO}_2\text{(g)}$$

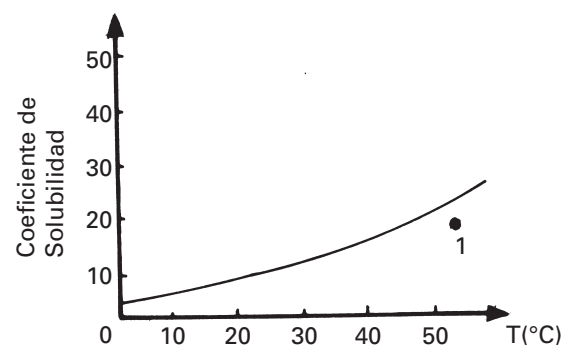
 Si se utilizan 500 g de un mineral con 80 % de sulfuro de cinc, calcule:
a) masa, en gramo, y la cantidad de sustancia de óxido de cinc que se produce,
b) volumen (a TPEA) de dióxido de azufre producido,
c) masa, en gramo, de dióxido de azufre.

- 3.82 Complete el cuadro siguiente:

| Sustancia | $m(X)$ | $n(X)$ | $V(D)$ | $c(X)$ |
|---------------------------------|----------|----------|--------|----------------------------|
| NaOH | 60 g | 1,5 mol | 0,5 L | 3 mol · L ⁻¹ |
| H ₂ SO ₄ | | | 600 mL | 0,28 mol · L ⁻¹ |
| AlCl ₃ | 26,8 g | | 0,2 L | |
| HCl | | 1,46 mol | | 2,74 mol · L ⁻¹ |
| NaHCO ₃ | 0,252 kg | | | 1,2 mol · L ⁻¹ |
| Na ₂ SO ₄ | | 0,05 mol | 100 mL | |

- 3.83 Calcule la concentración de cantidad de sustancia de cada una de las disoluciones siguientes:
a) 56 g de hidróxido de potasio disueltos en 5 L de disolución,
b) 11,7 g de cloruro de sodio en 0,1 L de disolución.
- 3.84 Se tiene 0,5 L de una disolución de hidróxido de sodio de $c(\text{NaOH}) = 3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Diga cuál será la nueva concentración:
a) si se agregan 100 mL de agua y no hay contracción de volumen,
b) si se agregan 10 g de hidróxido de sodio a la disolución inicial.

3.85 La gráfica representada indica la solubilidad de la sal KClO_3 :



- ¿Qué tipo de disolución representa el punto 1?
- Si enfriamos agitando la disolución representada por el punto 1 hasta 20°C , ¿cuántos gramos de la sal cristalizarán?
- Si con la sal cristalizada preparamos 0,5 L de disolución, ¿cuál será la concentración de cantidad de sustancia?

4 LAS REACCIONES QUÍMICAS

INTRODUCCIÓN

La industria química, así como numerosos procesos biológicos y gran parte de los fenómenos de la vida cotidiana, están basados en las reacciones químicas.

Las reacciones químicas son procesos en los cuales tienen lugar cambios estructurales, como el rompimiento y formación de nuevos enlaces químicos, que dan lugar a nuevas sustancias y siempre van acompañadas de absorción o desprendimiento de energía.

Al explicar estos procesos es necesario tener en cuenta la energía involucrada en las reacciones químicas, la velocidad con que estas ocurren y las leyes del equilibrio químico. Además, en diversos procesos intervienen reacciones que implican transferencia de electrones, denominadas reacciones de oxidación-reducción. El estudio y predicción de estas reacciones es de gran utilidad.

En este capítulo se hace referencia a las propiedades químicas de las sustancias estudiándolas mediante sus reacciones químicas.

4.1 *Energía involucrada en las reacciones químicas. Factores que influyen en la velocidad de reacción*

Las reacciones químicas van acompañadas de variaciones de energía, que en una gran parte de ellas suele manifestarse en forma de calor.

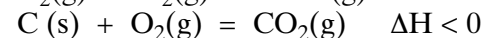
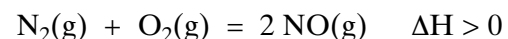
Las reacciones químicas en las que se desprende calor se llaman **exotérmicas**, mientras que en las que se absorbe calor, se denominan **endotérmicas**.

El calor absorbido o desprendido en una determinada reacción recibe el nombre de calor de reacción y, según convenio, se le asigna signo positivo cuando se absorbe y negativo cuando se desprende.

La mayor parte de los procesos químicos en el laboratorio tienen lugar en recipientes abiertos, es decir, se llevan a cabo a presión constante. Así, el

calor de reacción a presión constante equivale a la variación de entalpía de la reacción, la cual se representa por ΔH .

Por ejemplo, para las reacciones:



Los diagramas de variaciones de entalpía para estas reacciones se representan en la figura 4.1.

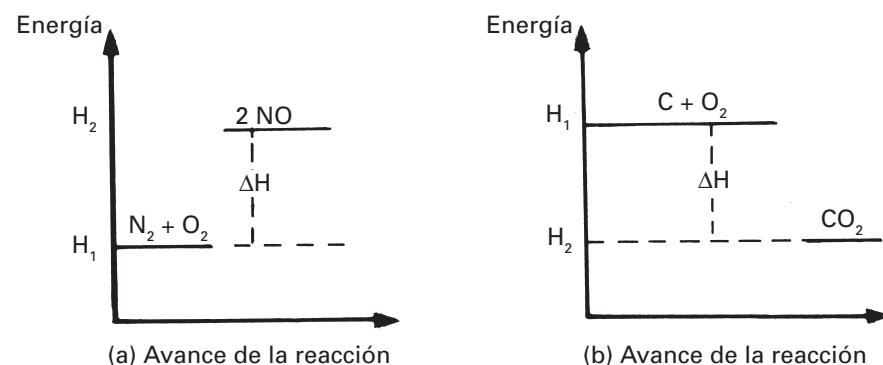


Fig. 4.1 Diagrama de variación de entalpía: a) para una reacción endotérmica; b) para una reacción exotérmica.

No obstante, la termodinámica no nos informa nada del tiempo que tarda una reacción en producirse, es decir, sobre la velocidad de reacción. Una reacción puede ser termodinámicamente posible y ocurrir en segundos, en tanto que otras pueden tardar años. Es fácil comprender el enorme interés que tiene, para describir un sistema químico, el conocimiento de la velocidad de reacción.

La velocidad de una reacción es una magnitud que puede expresarse por la variación de la concentración de una de las sustancias involucradas en el proceso, con respecto al tiempo.

El estudio de la velocidad de las reacciones químicas, que constituye la cinética química, es muy importante, ya que nos permite controlar las reacciones mediante la modificación de ciertos factores que influyen en su velocidad, pues en ocasiones nos interesa acelerar una reacción para producir más rápidamente determinados productos o energía, y otras veces es de interés frenar la reacción, como por ejemplo es el caso de la corrosión de los metales. Por todo esto es necesario recordar los factores que influyen en la velocidad de reacción.

Estos factores son:

- naturaleza de los reaccionantes,
- superficie de contacto de los reaccionantes,
- concentración,

- temperatura,
- catalizadores.

La velocidad de una misma reacción puede variar en dependencia de las condiciones bajo las cuales se realice. Sin embargo, algunas reacciones son de por sí rápidas y otras, en cambio, lentas. El sodio reacciona con el agua, a temperatura ambiente, mucho más rápidamente que el magnesio a la misma temperatura. El dihidrógeno reacciona vigorosamente con el dicloro bajo ciertas condiciones, mientras que reacciona muy débilmente con el dinitrógeno bajo iguales condiciones. En estas reacciones químicas, al igual que en otras, se rompen enlaces de las sustancias reaccionantes y se forman otras nuevas, por lo que cabe considerar que la diferencia en las velocidades de la reacción dependen en gran medida de las características específicas de las sustancias involucradas en la misma, es decir, de la *naturaleza de las sustancias reaccionantes*.

El contacto entre las sustancias reaccionantes es indispensable para que se produzca una reacción química. En las reacciones heterogéneas, por ejemplo, entre un ácido y un metal, si el metal está pulverizado aumenta el área de contacto, lo cual provoca un aumento en la velocidad de reacción. Por tanto, la *superficie de contacto de las sustancias reaccionantes* es un factor importante en la velocidad de reacción.

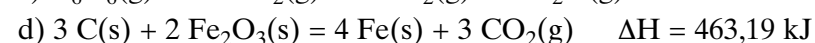
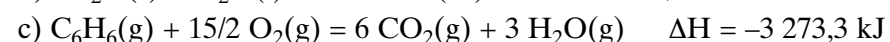
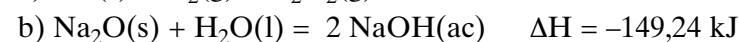
No solamente la velocidad de reacción depende de los factores analizados; en general, para cualquier reacción química casi siempre un aumento en la *concentración de los reaccionantes* producirá un aumento en la velocidad de reacción. Al aumentar la concentración aumenta el número de partículas contenidas en un volumen determinado, lo cual provoca un aumento en la frecuencia del número de choques y por tanto se traduce, generalmente, en una mayor velocidad de reacción.

Muchas reacciones aumentan considerablemente la velocidad de reacción cuando se eleva la *temperatura*. Las variaciones de temperatura alteran la velocidad de reacción al modificar la velocidad promedio de las partículas de un sistema químico. Un aumento de temperatura se traduce en un aumento de los choques efectivos entre las partículas que reaccionan.

La adición de un *catalizador* modifica la energía de activación del proceso y hay un nuevo mecanismo de reacción. Si disminuye la energía de activación, un mayor número de partículas poseen la energía mínima requerida, y por tanto aumenta la velocidad de reacción.

???

4.1 Clasifique, atendiendo al criterio energético, las reacciones químicas representadas por:

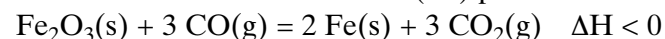


4.2 Represente los diagramas de variación de energía total para las reacciones químicas que se reflejan a continuación:

a) Formación de gas de agua:



b) Reducción del óxido de hierro (III) por el monóxido de carbono:



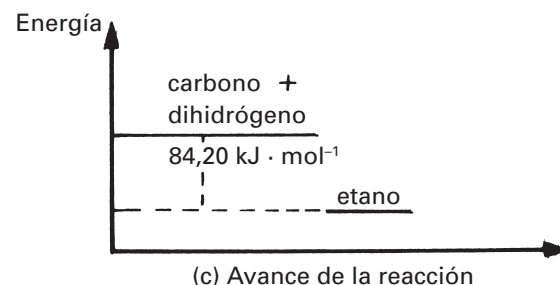
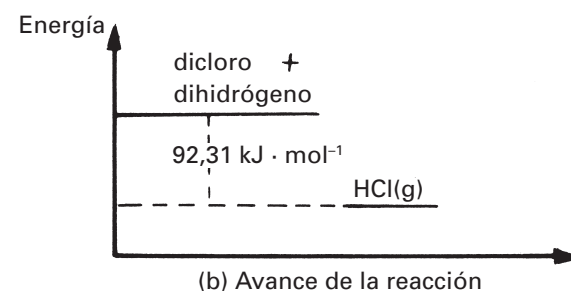
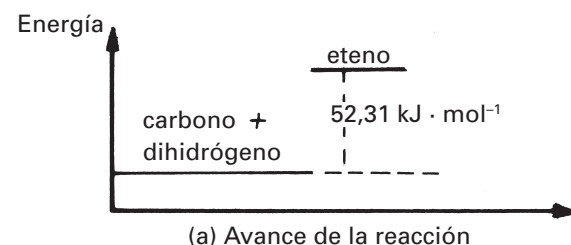
4.3 Escriba las ecuaciones termoquímicas que representan los hechos experimentales siguientes. Clasifíquelas atendiendo a la energía involucrada en el proceso.

a) En la combustión del etanol se liberan: $1\,235,15 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

b) En la formación del dióxido de silicio a partir de sus sustancias simples el ΔH es igual a: $868,39 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

a) En la obtención del gas acetileno a partir del carbono y de gas dihidrógeno se absorben: $226,79 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

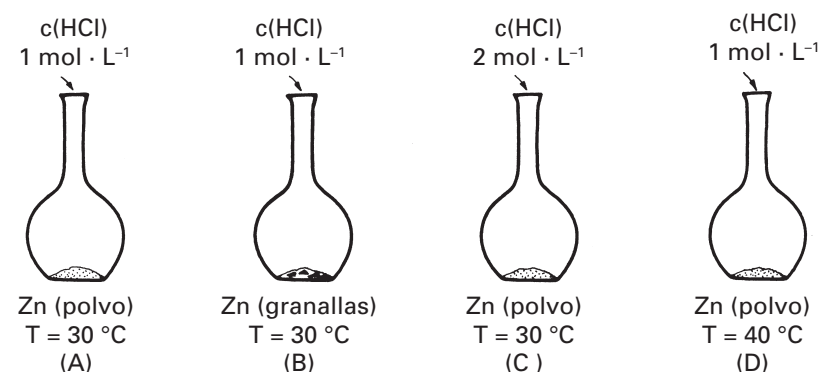
4.4 Los diagramas representan la formación de un mol de cada una de las sustancias que se reflejan:



De acuerdo con estos datos:

1. Escriba las ecuaciones termoquímicas representadas en cada diagrama.
2. Clasifíquelas de acuerdo con el criterio energético.
3. ¿En cuál de las reacciones se desprende más calor?

4.5 Analice la información que brinda la figura siguiente:

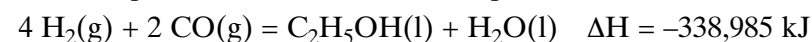


- a) Formule la ecuación de la reacción que se produce en los balones.
- b) Entre los balones A y C, ¿en cuál ocurre la reacción más rápidamente?
- c) Explique a qué se debe que en el balón D se produzca la reacción con mayor velocidad que en el balón A.
- d) ¿Dónde se observa más rápido desprendimiento gaseoso de H_2 , en el balón A o en el B? Explique.

4.6 Marque con una X cuáles de las expresiones siguientes:

- a) ☐ sobre el tiempo necesario para obtener etanol y agua
- b) ☐ sobre el estado inicial y final de la reacción
- c) ☐ que la reacción es exotérmica
- d) ☐ acerca de cómo transcurre el proceso

se corresponden con la información que nos brinda la ecuación:



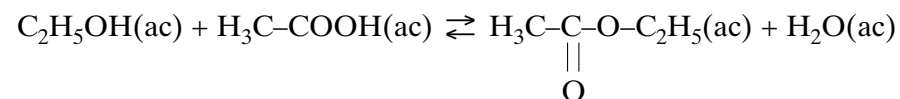
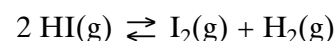
4.2 Reacciones reversibles. Equilibrio químico

Muchas de las reacciones químicas son reversibles, es decir, transcurren en dos sentidos opuestos: la reacción que ocurre a partir de los reaccionantes (reacción directa) y la que se produce a partir de los productos (reacción inversa). Como consecuencia, hay condiciones de temperatura y de concentración bajo las cuales coexisten invariables cantidades de sustancias reaccionantes y de productos, en el estado de equilibrio.

| Condiciones para que un sistema alcance el estado de equilibrio | Características del estado de equilibrio |
|---|--|
| Que el proceso ocurra: <ul style="list-style-type: none"> – en un sistema cerrado – y a temperatura constante | <ul style="list-style-type: none"> – estado dinámico – no se observen cambios macroscópicos – continúan produciéndose cambios microscópicos |

En el estado de equilibrio químico las velocidades de los dos procesos contrarios, que se efectúan simultáneamente, son iguales y permanecen constantes las concentraciones de cada una de las sustancias reaccionantes y productos.

Existen diversos ejemplos de sistemas en equilibrio, entre ellos:

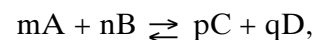


Ley de acción de masas

La Ley de acción de masas fue enunciada por los químicos noruegos Gulberg y Waage, en 1867, de la cual se deduce la afirmación siguiente:

Para cualquier sistema en equilibrio existe una relación constante, entre el producto de las concentraciones de las sustancias producidas y el de las concentraciones de las sustancias reaccionantes, elevadas cada una de ellas a sus respectivos coeficientes estequiométricos.

Si la reacción correspondiente al equilibrio se representa mediante la ecuación general:



donde las letras A, B, C y D representan las sustancias reaccionantes y productos, y m, n, p y q los coeficientes estequiométricos de la ecuación química, tendremos:

$$K_c = \frac{c^p(\text{C}) \cdot c^q(\text{D})}{c^m(\text{A}) \cdot c^n(\text{B})}$$

Las concentraciones que aparecen en la expresión de la constante de equilibrio son las de los productos y las de las reaccionantes una vez alcanzado el estado de equilibrio, y se determinan experimentalmente.

Para reacciones heterogéneas, las constantes de equilibrio solo incluyen los términos correspondientes a concentraciones de las sustancias gaseosas o disueltas, pues las concentraciones de las sustancias sólidas y los líquidos puros son invariables y están incluidas en las constantes de equilibrio.

Principio de Le Chatelier – Braun

Existen tres factores que modifican el estado de equilibrio químico:

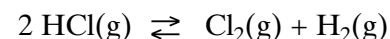
1. La concentración de las sustancias reaccionantes o de los productos.
2. La presión.
3. La temperatura.

El efecto del cambio de estos factores sobre un sistema en equilibrio puede predecirse cualitativamente por medio de un enunciado general conocido como Principio de Le Chatelier - Braun, el cual plantea:

Si se impone una modificación en uno de estos factores a un sistema en equilibrio se originan procesos que tiende a contrarrestar parcialmente el cambio producido.

Los factores de concentración y presión, al variar, provocan el tránsito a un nuevo estado de equilibrio, en el cual se produce un reajuste en las concentraciones, ya que el valor de la constante de equilibrio no se altera.

Las variaciones de la presión total, para un sistema en equilibrio como el representado a continuación:



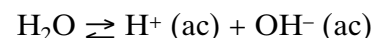
no producen alteración en el estado de equilibrio. A pesar de que cada una de las concentraciones individuales se reducen o aumentan, según disminuya o aumente dicha presión, las cantidades relativas de las especies presentes no varían, ya que las variaciones en las cantidades de sustancias son las mismas tanto cuando ocurre la reacción directa como la inversa.

El factor temperatura, al variar, conduce a un nuevo estado en el cual, para la nueva temperatura, existe además un nuevo valor de la constante de equilibrio y las concentraciones se reajustan acorde con este nuevo valor.

Los catalizadores no desplazan el estado de equilibrio químico, sino que modifican la energía de activación del proceso directo y del inverso en igual magnitud y, por ende, en igual proporción la velocidad de ambas reacciones.

Constante del producto iónico del agua. El pH de las disoluciones acuosas

Un equilibrio químico que está presente en las reacciones químicas que ocurren en disolución acuosa, es el de la disociación iónica del agua:



La constante del producto iónico del agua se representa por $K_{\text{H}_2\text{O}}$:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

a 25°C la $K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14}$

El producto iónico del agua se mantiene constante si la temperatura no varía, aun cuando en ella se disuelvan otras sustancias. Las reacciones químicas, en disolución acuosa entre electrólitos, ocurren bajo la influencia de valores específicos de la concentración de iones hidrógeno. Esto hace que la determinación de la $c(\text{H}^+)$ en las disoluciones acuosas tenga marcada importancia.

La concentración de iones H^+ de una disolución acuosa viene dada por una expresión matemática en función del concepto de pH.

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}^+)$$

En el caso del agua pura a 25 °C, $c(\text{H}^+) = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, por lo que las disoluciones neutras presentan el $\text{pH} = 7$ a esta temperatura, los ácidos menor que 7, y las disoluciones básicas mayor que 7, lo cual se refleja en la tabla 4.1.

Tabla 4.1
Valores del pH en distintos medios a 25 °C

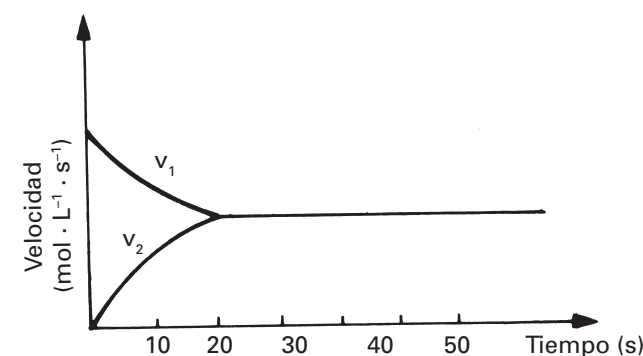
| | | |
|-------------------|----------------------------------|-----------------|
| Agua pura | $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$ | $\text{pH} = 7$ |
| Disolución neutra | $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$ | $\text{pH} = 7$ |
| Disolución ácida | $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$ | $\text{pH} < 7$ |
| Disolución básica | $c(\text{H}^+) < c(\text{OH}^-)$ | $\text{pH} > 7$ |

???

4.7 ¿Cuáles son las condiciones requeridas para que un sistema químico alcance el estado de equilibrio?

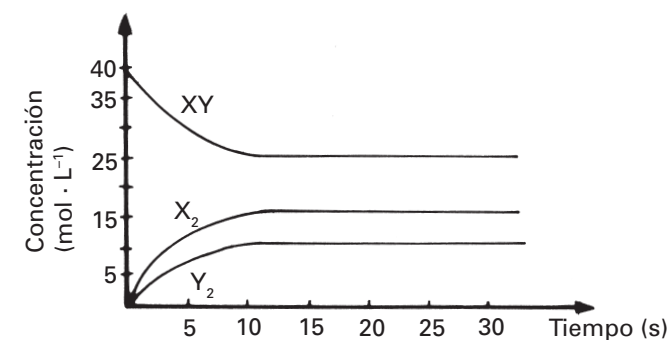
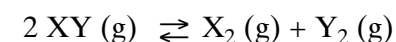
4.8 ¿Qué magnitudes se igualan en un sistema en equilibrio?

4.9 En el gráfico se representa la variación de la velocidad en el transcurso del tiempo de un sistema que alcanza el estado de equilibrio químico:



- ¿En qué tiempo se alcanza el estado de equilibrio?
- Señale en el gráfico con un (1), dónde la velocidad de la reacción directa es máxima.
- ¿Qué le ocurre a la velocidad (V_2) a medida que transcurre el tiempo? Explique.

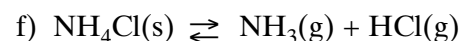
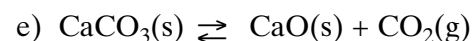
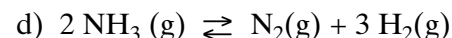
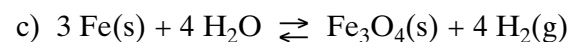
4.10 El gráfico representa la variación de la concentración en función del tiempo para el sistema en equilibrio:



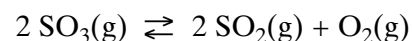
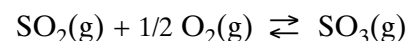
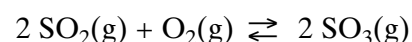
- ¿Cuál es la concentración máxima de la sustancia reaccionante?
- Determine la concentración de las sustancias reaccionantes y productos al alcanzar el equilibrio.
- ¿Qué le ocurre a las concentraciones de A, B y AB a partir de los 20 s de iniciada la reacción?

4.11 Escriba la expresión de la constante de equilibrio en función de las concentraciones (K_c), para cada una de las reacciones representadas por las ecuaciones siguientes:

- $3 \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_6(\text{g})$
- $4 \text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$



4.12 Dadas las ecuaciones químicas siguientes:



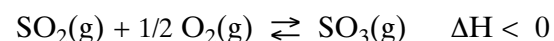
Seleccione a cuál de las reacciones representadas corresponde la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{c^2(\text{SO}_3)}{c^2(\text{SO}_2) \cdot c(\text{O}_2)}$$

4.13 Represente, mediante ecuaciones, los procesos químicos reversibles siguientes y para cada caso formule la expresión de la Ley de acción de masas.

- La reacción del monóxido de carbono con vapor de agua para producir dióxido de carbono y dihidrógeno.
- La oxidación del octazufre a dióxido de azufre.
- La reacción del monóxido de carbono y el dióxido de nitrógeno gaseosos para producir dióxido de carbono y monóxido de nitrógeno.

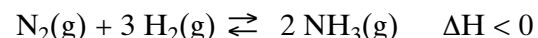
4.14 Sea el sistema de equilibrio representado por:



Explique en cada caso, de acuerdo con el principio de Le Chatelier - Braun, cómo se afecta el estado de equilibrio si:

- se aumenta la concentración de SO_2 ,
- se aumenta la concentración de O_2 ,
- se disminuye la concentración de SO_3 ,
- se aumenta la temperatura,
- se disminuye el volumen del recipiente de reacción,
- se disminuye la presión total.

4.15 La síntesis de amoníaco se representa por la ecuación:

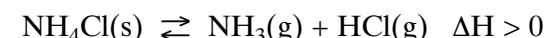


Seleccione cuál de los factores siguientes contribuye a lograr un mayor rendimiento de amoníaco, en este proceso. Explique su respuesta.

- aumento de la temperatura,
- disminución de la temperatura,

- aumento de la presión,
- aumento de la concentración de dinitrógeno,
- aumento de la concentración de dihidrógeno.

4.16 La reacción representada por la ecuación siguiente tiene lugar a temperatura ambiente y en un recipiente cerrado.



De las afirmaciones siguientes, señale cuáles son falsas. Explique sus respuestas:

- Se puede favorecer la formación de productos aumentando la temperatura del sistema.
- Aumentando la presión mediante la reducción del volumen disminuye la cantidad de gases que se encuentran en el equilibrio.
- Si se agrega un catalizador no se afectan las concentraciones correspondientes al equilibrio.
- En estado de equilibrio el $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$ se forma y se descompone con la misma velocidad.

4.17 Dado el sistema en equilibrio:

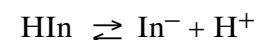


- ¿Cuál de los procesos, el directo o el inverso, se produce en mayor extensión?
- Si al aumentar la temperatura la $c(\text{HBr})$ aumenta, diga si la reacción directa es exotérmica o endotérmica.

4.18 Al agregar un catalizador se producen los cambios que se indican a continuación, excepto uno. Identifique la excepción:

- Permite la formación de moléculas intermediarias que no se encuentran en la reacción no catalizada.
- Se modifica el valor de la constante de equilibrio.
- Permite que tengan un nuevo mecanismo de reacción cuya energía de activación es menor.
- Aumenta el número relativo de colisiones eficaces que produce la reacción.
- Aumenta la velocidad de las dos reacciones opuestas.

4.19 La disociación de un indicador está representada por:



Se sabe que la molécula es incolora y que su ion específico es rojo. De acuerdo con la teoría del equilibrio químico, explique qué color tomará al añadirle una disolución de ácido clorhídrico.

4.20 La disociación de cierto indicador ácido-base está representada por:



En presencia de un hidróxido toma color amarillo, mientras que al añadirle un ácido se torna de color rojo.

Explique estos cambios de color de acuerdo con el principio de Le Chatelier - Braun y plantee un razonamiento que justifique a qué molécula o ion cabe atribuir los citados colores.

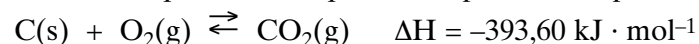
- 4.21 A 25 °C y en un sistema cerrado coexisten el monóxido de carbono, el dióxígeno y el dióxido de carbono en un estado de equilibrio representado por:



Atendiendo a lo anteriormente planteado:

- Clasifique el sistema de equilibrio en homogéneo o heterogéneo.
- Escriba la expresión de la Ley de acción de masas para este sistema.
- Diga qué modificación se producirá en el sistema con:
 - la adición de un catalizador,
 - una disminución de la temperatura.

- 4.22 El sistema químico en equilibrio representado por:



- Clasifique el sistema en homogéneo o heterogéneo.
- Escriba la expresión de la Ley de acción de masas.
- Diga qué modificación producirá en el sistema:
 - un aumento en el volumen del recipiente,
 - la adición de un catalizador,
 - un aumento de la concentración de O_2 ,
 - una disminución de la concentración de CO_2 .
- De las modificaciones anteriores ¿Cuál produce alteración en el valor de Kc?

- 4.23 Calcule el pH de una disolución cuya $c(\text{H}^+)$ es:

- $10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

- 4.24 Se tienen dos disoluciones A y B, de las cuales se conoce lo siguiente:

| | |
|--|-----------|
| A: pH = 2 | B: pH = 4 |
| Seleccione cuál es más ácida. Explique su respuesta. | |

- 4.25 Un suelo tiene una $c(\text{H}^+) = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

- Calcule el valor del pH.
- Si el cultivo de la papa requiere un medio ácido. Diga si es posible la utilización de este suelo. Explique.
- ¿Sería posible neutralizar este adicionándole una disolución de pH = 8?

- 4.26 En un laboratorio clínico se hizo el análisis del jugo gástrico de un paciente y se obtuvo que el pH es igual a 4.

- Calcule la $c(\text{H}^+)$.
- Diga si el jugo gástrico analizado es ácido, básico o neutro.

- 4.27 Se encuentra que el pH de una disolución es 8. ¿Cuál será la concentración de iones OH^- ?

- 4.28 Determine el pH de la disolución siguiente:

$$c(\text{OH}^-) = 10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

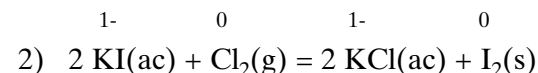
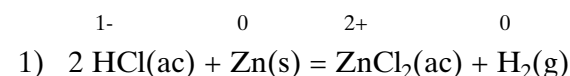
4.3 **Reacciones de oxidación-reducción. Agente oxidante y agente reductor. Potencial estándar de electrodo. Predicción de reacciones redox haciendo uso de los potenciales estándar de electrodo**

Reacciones de oxidación-reducción. Agente oxidante y agente reductor

Las reacciones que ocurren por la transferencia de electrones de una especie química reaccionante (átomo, ion o molécula) a otra se denominan reacciones de oxidación-reducción, o simplemente reacciones redox.

En las reacciones redox varían los números de oxidación de algunos elementos que participan en el proceso. La especie química que pierde electrones (aumento del número de oxidación) se oxida, actúa como agente reductor, y la que gana electrones (disminución del número de oxidación) se reduce y actúa como agente oxidante.

Ejemplos de ecuaciones que representan procesos redox:



En estos procesos el átomo de cinc y el ion yoduro se oxidan, ya que pierden electrones (aumentan su número de oxidación) y son los agentes reductores. El dicloro y el ion hidrógeno ganan electrones (disminuye su número de oxidación) y son los agentes oxidantes.

| |
|---|
| Los procesos de oxidación-reducción son fenómenos contrarios que ocurren simultáneamente, por lo que están indisolublemente unidos. |
|---|

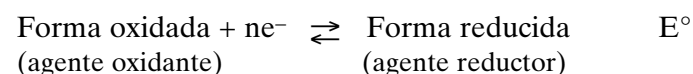
Potencial estándar de electrodo. Predicción de reacciones redox haciendo uso de la tabla de potenciales estándar de electrodo

Se define como potencial de electrodo (E°) al valor de la fem de la pila electroquímica, formada por el electrodo estándar de hidrógeno y el electrodo cuyo potencial se desea medir.

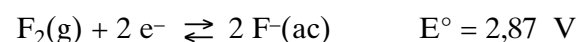
Utilizando determinados procedimientos se determinan los potenciales de electrodo de diferentes pares redox. Como el electrodo de referencia y las condiciones de temperatura, presión y concentración son las mismas, se pueden establecer comparaciones entre los valores de los potenciales de electrodo.

Los potenciales de electrodo determinados experimentalmente, se relacionan en una tabla que se denomina Tabla de potenciales estándar de electrodo (anexo 1).

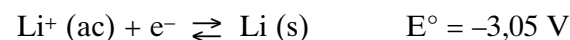
En la tabla de potenciales estándar de electrodo, los pares redox se escriben según el esquema:



La tabla la encabeza el par redox, de mayor potencial de electrodo, representado en la semiecuación:



Al final de la tabla se encuentra el par redox, de menor potencial de electrodo, representado en la semiecuación:

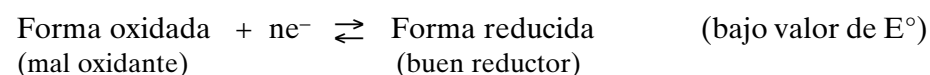
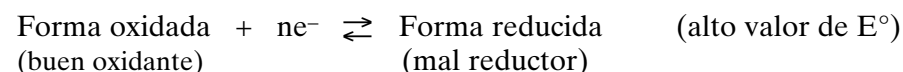


Los pares redox representados por las semiecuaciones que aparecen en la tabla de potenciales estándar de electrodo, están relacionados en orden decreciente de sus valores de potenciales de electrodo.

El poder oxidante de las formas oxidadas disminuye en la misma medida que disminuye el valor de los potenciales de electrodo, y el poder reductor de las formas reducidas aumenta en este sentido.

Por todo lo expuesto se pueden conocer las características oxidantes (forma oxidada) y las reductoras (formas reducidas) mediante el análisis de los valores de potenciales estándar de electrodo (E°).

De modo general se cumple:



La tabla de potenciales estándar de electrodo tiene aplicación en la predicción de reacciones químicas redox.

Cuando se comparan los valores de los potenciales de electrodo de dos semirreacciones dadas, actuará como oxidante la forma oxidada de la semirreacción de mayor valor de potencial de electrodo, y como reductor la forma reducida de la semirreacción de menor valor de potencial de electrodo.

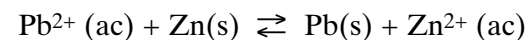
La predicción de la ocurrencia o no de un proceso redox, se basa en los valores de E° , determinando el ΔE° del proceso mediante la expresión:

$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{catódico}} - E^\circ_{\text{anódico}}$$

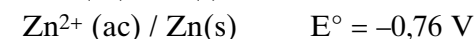
Si: $\Delta E^\circ > 0$ proceso espontáneo
 $\Delta E^\circ < 0$ proceso no espontáneo

Ejemplo

¿Será espontánea la reacción representada por la ecuación siguiente:



Datos:



$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{catódico}} - E^\circ_{\text{anódico}}$$

$$\Delta E^\circ = (-0,14) - (-0,76)$$

$$\Delta E^\circ = 0,62 \text{ V}$$

R/ El proceso es espontáneo, lo que implica que la reacción es posible.

Los valores positivos de ΔE° se corresponden con los procesos redox espontáneos y los negativos con los no espontáneos.

???

4.29 Calcule el número de oxidación de los elementos subrayados:

- a) Na_2CO_3 b) $FeCl_3$ c) $Al_2(SO_4)_3$
d) $Ca(NO_3)_2$ e) $K_2Cr_2O_7$

4.30 Calcule el número de oxidación de los elementos no metálicos en los compuestos nombrados a continuación:

- a) sulfuro de magnesio d) nitrato de potasio
b) dióxido de carbono e) sulfato de cobre (II)
c) ácido sulfúrico f) carbonato de sodio

- g) ácido nítrico
h) fosfato de aluminio
- i) hidróxido de plomo (II)
j) cloruro de hierro (III)

4.31 Señale, de las ecuaciones siguientes, cuáles representan reacciones de oxidación-reducción. Señale el agente oxidante y el reductor:

- a) $\text{Mg(s)} + \text{CuCl}_2(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{MgCl}_2(\text{ac}) + \text{Cu(s)}$
b) $\text{HNO}_3(\text{ac}) + \text{KOH}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{KNO}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}$
c) $\text{I}_2(\text{s}) + \text{NaOH}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{NaI}(\text{ac}) + \text{NaIO}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}$
d) $\text{CuO(s)} + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Cu(s)} + \text{H}_2\text{O(g)}$

4.32 Sobre la base de las semiecuaciones que se plantean a continuación:

- $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-(\text{ac}) \quad E^\circ = +1,36\text{ V}$
 $\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-(\text{ac}) \quad E^\circ = +0,54\text{ V}$
 $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu(s)} \quad E^\circ = +0,34\text{ V}$
 $\text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb(s)} \quad E^\circ = -0,14\text{ V}$
 $\text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn(s)} \quad E^\circ = -0,76\text{ V}$

- a) Señale las formas oxidadas y las formas reducidas.
b) Señale una especie química mejor oxidante que el I^- .
c) ¿Cuál de las especies químicas es mejor reductor? Explique.

4.33 Haciendo uso de la tabla de potenciales estándar de electrodo, explique si las reacciones representadas a continuación ocurrirán o no.

- a) $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + \text{Zn(s)} = \text{Fe(s)} + \text{Zn}^{2+}$
b) $2\text{Cl}^-(\text{ac}) + \text{I}_2(\text{s}) = \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{I}^-(\text{ac})$
c) $\text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cu(s)} = \text{Mg(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{ac})$

4.34 Explique haciendo uso de los potenciales estándar de electrodo:

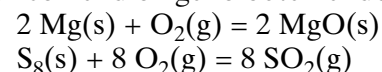
- a) si el Ni^{2+} podrá oxidar al Cu(s) ,
b) si el Br^- podrá reducir al $\text{Cl}_2(\text{g})$,
c) si podrá guardarse una disolución de nitrato de plata en un recipiente de hierro.

4.4 Propiedades químicas de las principales clases de sustancias

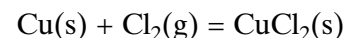
Las propiedades químicas de las sustancias se manifiestan mediante sus reacciones químicas. Las propiedades de las principales clases de sustancias estudiadas en el curso de química se describen a continuación.

Propiedades químicas de los metales y los no metales

La mayoría de las sustancias simples, en diferentes condiciones, reaccionan con el dioxígeno obteniéndose el óxido correspondiente.



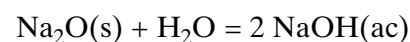
Los metales pueden reaccionar, además de con el dioxígeno, con otras sustancias no metálicas como el dicloro, el octazufre, etc. Las condiciones en las que ocurren estas reacciones son diferentes en cada caso, pero el producto es siempre una sal no oxigenada.



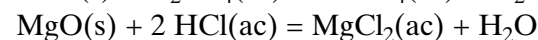
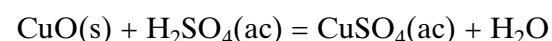
En todas estas reacciones las sustancias simples reaccionantes varían su número de oxidación.

Propiedades químicas de los óxidos

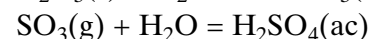
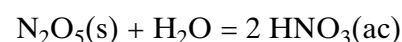
Los óxidos formados por los elementos de los grupos I-A y II-A, excepto el de berilio reaccionan con el agua formándose el hidróxido metálico correspondiente.



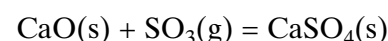
Los óxidos metálicos reaccionan con los ácidos produciéndose sal y agua.



Existen óxidos no metálicos que reaccionan con el agua produciéndose el ácido oxigenado (hidróxido no metálico) correspondiente:

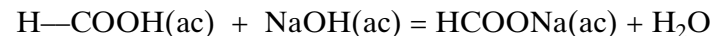
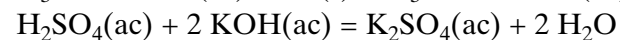
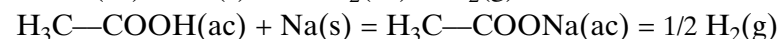
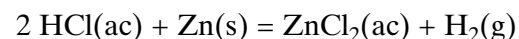


Los óxidos metálicos y los no metálicos reaccionan entre sí produciendo sal oxigenada.



Propiedades químicas de los ácidos

Los ácidos reaccionan con los metales más activos que el hidrógeno produciendo sal y dihidrógeno. Además, reaccionan con los hidróxidos metálicos para formar sal y agua (reacción de neutralización).

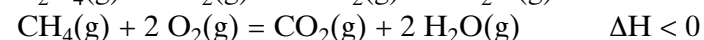
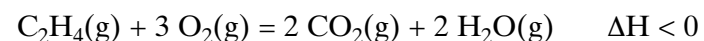


Propiedades químicas de las sales

Las sales en disolución reaccionan entre sí, siempre que una de las sales que se forme sea poco soluble.

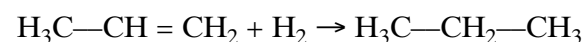
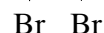
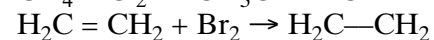
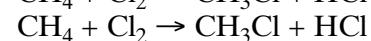
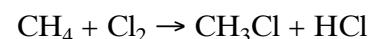
Propiedades químicas de los hidrocarburos

Los hidrocarburos, en general, arden en el aire, produciendo dióxido de carbono y agua cuando la combustión es completa, y desprendiendo gran cantidad de energía en forma de calor y luz.



Cuando la reacción se produce en atmósfera deficiente de dioxígeno, la combustión es incompleta y se pueden formar otros productos, como el monóxido de carbono y el carbono libre.

Los hidrocarburos saturados o alcanos experimentan reacciones de sustitución con los halógenos (dicloro y dibromo) en presencia de luz ultravioleta. Los hidrocarburos no saturados (alquenos y alquinos) reaccionan también con estos halógenos, dihidrógeno y haluros de hidrógeno mediante reacciones de adición.



???

4.35 Escriba las ecuaciones químicas que representan las reacciones que se describen a continuación:

- dioxígeno + aluminio = óxido de aluminio
- dicloro + calcio = cloruro de calcio
- óxido de sodio + agua = hidróxido de sodio
- ácido clorhídrico + magnesio = cloruro de magnesio + dihidrógeno
- óxido de calcio + dióxido de carbono = carbonato de calcio

4.36 Escriba las ecuaciones químicas que representan las reacciones que ocurren entre las sustancias formuladas:

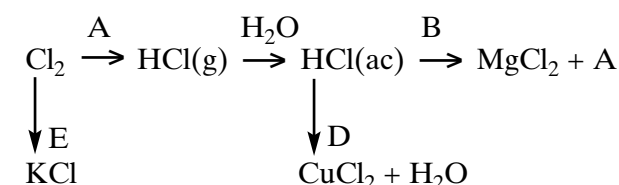
- | | |
|---|--|
| a) $\text{Mg}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$ | e) $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$ |
| b) $\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$ | f) $\text{HCOOH} + \text{Na}$ |
| c) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$ | g) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ |
| d) $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ | |

4.37 Escriba las ecuaciones químicas que representan los hechos experimentales descritos a continuación:

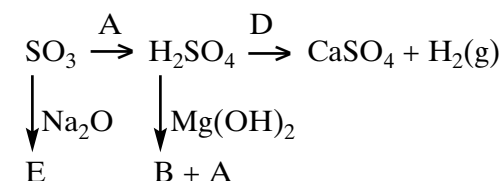
- Al reaccionar una disolución de ácido clorhídrico con cinc se observa desprendimiento de un gas.

- La combustión completa del metano desprende gran cantidad de calor.
- En la reacción de una disolución de hidróxido de sodio con una disolución de sulfato de cobre (II) se forma un precipitado azul.
- La síntesis del óxido de aluminio.
- Obtención del hidróxido de calcio por la reacción del óxido correspondiente y agua.
- La adición de bromuro de hidrógeno al 3-metil-1-penteno.

4.38 Escriba las fórmulas de las sustancias representadas por A, B, D y E y las cinco ecuaciones químicas que se representan en la relación de transformación siguiente:



4.39 Escriba las fórmulas de las sustancias representadas por A, B, D y E en la relación de transformación siguiente:



Resumen de ejercicios

4.40 Seleccione si son verdaderos o falsos los planteamientos siguientes. Explique su respuesta en cada caso.

- En las reacciones endotérmicas la variación de entalpía es negativa.
- En una reacción redox el agente oxidante es la especie química que gana electrones.
- En el enlace covalente apolar existe un compartimiento de electrones.
- La fórmula para hallar el pH de una disolución es $\text{pH} = -\log c(\text{H}^+)$.

4.41 A partir de las representaciones siguientes:

- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2$
- $\text{Ca} + \text{O}_2$
- $\text{Al} + \text{HCl}$
- $\text{MgO} + \text{CO}_2$
- $\text{Fe} + \text{S}_8$

1. Escriba las ecuaciones correspondientes a cada caso.
2. Clasifíquelas atendiendo a la variación o no del número de oxidación.
3. Nombre todas las sustancias reaccionantes y productos.
4. Seleccione la fórmula química que represente un óxido no metálico.
5. ¿Qué tipo de enlace mantiene los átomos unidos en la molécula dióxígeno?

4.42 Dados los nombres y las fórmulas químicas siguientes:

| | | | |
|-----|-------------------|---------------------|-----------------------|
| Zn | ácido clorhídrico | Mg(OH) ₂ | óxido de hierro (III) |
| (a) | (b) | (c) | (d) |

| | |
|-------------------|-----|
| CuSO ₄ | KBr |
| (e) | (f) |

- a) Escriba las fórmulas de las sustancias nombradas en b) y d).
- b) Nombre las sustancias representadas en a) y e).
- c) Seleccione cuál de ellas representa a una sal.
- d) Determine el pH de una disolución de ácido clorhídrico cuya fórmula es: $c(\text{H}^+) = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- e) Escriba las ecuaciones químicas que representan todas las reacciones químicas posibles.
- f) Escriba la ecuación que representa la obtención de la sustancia representada en (C) a partir del óxido de magnesio.

4.43. A partir de los sistemas en equilibrio representados por las ecuaciones químicas siguientes:

- a) $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}) \quad \Delta H < 0$
- b) $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g}) \quad \Delta H > 0$

1. Clasifique cada una de ellas atendiendo a la energía involucrada en el proceso.
2. Determine el agente oxidante en la ecuación (b).
3. ¿Qué le ocurre a la concentración de NH_3 si disminuimos la temperatura en a)?
4. ¿En qué sentido se desplaza el estado de equilibrio si se aumenta la presión total del sistema representado en a)?
5. Escriba la expresión de la constante de equilibrio en función de las concentraciones para ambos procesos.

4.44 Haciendo uso de la tabla de potenciales estándar de electrodo y de las semiecuaciones de oxidación y de reducción, y tomando como criterio ΔE° , explique si las reacciones representadas por las ecuaciones siguientes ocurrirán espontáneamente o no:

- a) $\text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + \text{Ni}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{s}) + \text{Ni}^{2+}(\text{ac})$

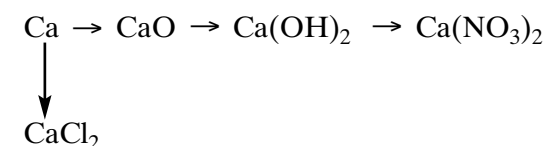
- b) $\text{Al}^{3+}(\text{ac}) + \text{Mn}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + \text{Al}(\text{s})$
- c) $\text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + \text{Mg}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s}) + \text{Mg}^{2+}(\text{ac})$

4.45 Dados los sistemas en equilibrio representados por las ecuaciones químicas siguientes:

- a) $\text{SCNFe}^{2+}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + \text{SCN}^-(\text{ac})$
 $K_c = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ a } 25^\circ \text{C}$
- b) $\text{Cu}(\text{s}) + 2 \text{Ag}^+(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{Ag}(\text{s})$
 $K_c = 2 \cdot 10^{15} \text{ a } 25^\circ \text{C}$

1. Escriba las expresiones correspondientes a las constantes de equilibrio en función de las concentraciones para cada proceso.
2. ¿En cuál de los sistemas representados se produce en mayor extensión la reacción directa? Explique.

4.46 A partir del esquema de transformación siguiente:



- a) Escriba las ecuaciones químicas que representan las reacciones mediante las cuales ocurre cada transformación.
- b) Nombre todas las sustancias reaccionantes y productos.
- c) Clasifique cada reacción en redox o no redox.
- d) Señale el agente oxidante en las reacciones clasificadas por usted como redox.

4.47 Al reaccionar una disolución de sulfato de cobre (II) con otra de hidróxido de sodio se observa la aparición de un precipitado azul.

- a) Escriba la ecuación que representa dicha reacción.
- b) Clasifíquela atendiendo a la variación o no del número de oxidación.
- c) ¿Qué volumen de disolución de hidróxido de sodio de concentración de cantidad de sustancia igual a $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ puede prepararse con una masa de 80 g de este hidróxido?

4.48 En la combustión completa de gas propano se desprende gran cantidad de calor.

- a) Escriba la ecuación termoquímica que representa dicha reacción.
- b) Clasifíquela atendiendo al criterio energético.
- c) Determine el volumen de propano que reacciona si se obtiene 5 L de dióxido de carbono medido a 25°C y 100 kPa.

4.49 A partir de las representaciones siguientes:

- a) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HBr}$

- b) $\text{HNO}_3(\text{ac}) + \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$
- c) $\text{CH}_3\text{—CH}_3 + \text{Cl}_2$
- d) $\text{H—COOH} + \text{K}$

- 1. Escriba las ecuaciones químicas que representan las reacciones químicas que ocurren entre las sustancias formuladas en cada caso.
- 2. Seleccione cuál de las ecuaciones escritas por usted representa una reacción de adición.
- 3. ¿A qué función química pertenece la sustancia cuya fórmula aparece subrayada?
- 4. Nombre la sustancia orgánica representada en el inciso d).
- 5. Seleccione una ecuación que represente una reacción de sustitución.

- 4.50 En la reacción del ácido clorhídrico con el dióxido de manganeso se obtiene una disolución de cloruro de manganeso (II), dicloro y agua.
- a) Escriba la ecuación química correspondiente.
 - b) Clasifique la reacción atendiendo a la variación o no del número de oxidación.
 - c) Determine la masa en gramos de dióxido de manganeso que reacciona con 100 g de ácido clorhídrico que tiene 33 % de pureza.
- 4.51 Calcule qué volumen de dióxido de carbono, a TPEA, y qué masa de óxido de calcio se obtiene al reaccionar 500 g de carbonato de calcio que tiene un 10 % de impurezas.

ANEXOS

1 TABLA DE POTENCIALES ESTÁNDAR DE ELECTRODO
(Disolución acuosa a 25 ° C)

| Forma oxidada + ne ⁻ ⇌ Forma reducida | |
|--|------|
| $\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$ | 2,87 |
| $\text{Co}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$ | 1,82 |
| $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$ | 1,77 |
| $\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ | 1,69 |
| $\text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ | 1,68 |
| $\text{Ce}^{4+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ce}^{3+}$ | 1,61 |
| $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ | 1,51 |
| $\text{Mn}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}$ | 1,51 |
| $\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ | 1,45 |
| $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$ | 1,36 |
| $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ | 1,33 |
| $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ | 1,23 |
| $2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- \rightleftharpoons \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ | 1,19 |
| $\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$ | 1,09 |
| $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ | 0,96 |
| $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | 0,80 |
| $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$ | 0,80 |
| $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$ | 0,77 |
| $\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$ | 0,68 |
| $\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$ | 0,54 |
| $\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightleftharpoons \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$ | 0,45 |
| $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$ | 0,34 |
| $\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ | 0,16 |
| $\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+$ | 0,15 |

1 TABLA DE POTENCIALES ESTÁNDAR DE ELECTRODO
(Continuación)

| <i>Forma oxidada + ne⁻ ⇌ Forma reducida</i> | |
|--|--------|
| $\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$ | 0,15 |
| $\text{S} + 2\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}$ | 0,14 |
| $2\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{H}_2$ | 0,00 |
| $\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Pb}$ | - 0,14 |
| $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Sn}$ | - 0,13 |
| $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Ni}$ | - 0,25 |
| $\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Co}$ | - 0,28 |
| $\text{PbSO}_4 + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$ | - 0,35 |
| $\text{Cr}^{3+} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Cr}^{2+}$ | - 0,41 |
| $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Fe}$ | - 0,44 |
| $\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Cr}$ | - 0,74 |
| $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Zn}$ | - 0,76 |
| $\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Mn}$ | - 1,18 |
| $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Al}$ | - 1,66 |
| $\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Mg}$ | - 2,37 |
| $\text{Na}^{+} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Na}$ | - 2,71 |
| $\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Ca}$ | - 2,87 |
| $\text{K}^{+} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{K}$ | - 2,93 |
| $\text{Li}^{+} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Li}$ | - 3,05 |

2 TABLA DE SOLUBILIDAD DE ALGUNAS SUSTANCIAS EN AGUA

| Iones | K ⁺ | Na ⁺ | Ag ⁺ | Ba ²⁺ | Ca ²⁺ | Mg ²⁺ | Zn ²⁺ | Cu ²⁺ | Pb ²⁺ | Fe ²⁺ | Fe ³⁺ | Al ³⁺ |
|--|----------------|-----------------|-----------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|
| Hidróxido OH ⁻ | S | S | - | S | P | P | I | I | I | I | I | I |
| Cloruro Cl ⁻ | S | S | I | S | S | S | S | S | P | S | S | S |
| Sulfuro S ²⁻ | S | S | I | - | - | - | I | I | I | I | I | - |
| Nitrato (NO ₃) ⁻ | S | S | S | S | S | S | S | S | S | S | S | S |
| Sulfito (SO ₃) ²⁻ | S | S | P | P | P | P | P | - | I | P | - | - |
| Sulfato (SO ₄) ²⁻ | S | S | P | I | P | S | S | S | P | S | S | S |
| Carbonato (CO ₃) ²⁻ | S | S | P | P | I | P | - | - | I | I | - | - |
| Silicato (SiO ₃) ²⁻ | S | S | P | I | P | - | I | - | I | I | - | - |
| Fosfato (PO ₄) ³⁻ | S | S | P | I | I | P | I | I | I | I | P | I |

S: soluble (más de 1 g en 100 g de agua).
P: poco soluble (entre 1 g y 0,001 g en 100 g de agua).
I: prácticamente insoluble (menos de 0,001 g en 100 g de agua).
- (guión): se descompone por el agua o no existe.

| | | | | | | | | | | | |
|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|------|--|-------------|-------|
| | | | | | | | | | | VIII A | |
| | | | | | | | | | | 2 | 4,003 |
| | | | | | | | | | | He Helio | |
| | | III A | | IV A | | V A | | VI A | | VII A | |
| | | 5 10,81 | 6 12,01 | 7 14,007 | 8 15,999 | 9 18,998 | 10 20,18 | | | | |
| | | B | C | N | O | F | Ne | | | | |
| | | Boro | Carbono | Nitrógeno | Oxígeno | Flúor | Neón | | | | |
| | | 13 26,98 | 14 28,09 | 15 30,97 | 16 32,06 | 17 35,45 | 18 39,94 | | | | |
| | | Al | Si | P | S | Cl | Ar | | | | |
| | | Aluminio | Silicio | Fósforo | Azufre | Cloro | Argón | | | | |
| I B | II B | | | | | | | | | | |
| 29 63,54 | 30 65,37 | 31 69,72 | 32 72,59 | 33 74,92 | 34 78,96 | 35 79,91 | 36 83,80 | | | | |
| Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr | | | | |
| Cobre | Cinc | Galio | Germanio | Arsénico | Selenio | Bromo | Criptón | | | | |
| 47 107,87 | 48 112,40 | 49 114,82 | 50 118,69 | 51 121,75 | 52 127,60 | 53 126,90 | 54 131,30 | | | | |
| Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe | | | | |
| Plata | Cadmio | Indio | Estaño | Antimonio | Telurio | Yodo | Xenón | | | | |
| 79 196,97 | 80 200,59 | 81 204,37 | 82 207,19 | 83 208,98 | 84 (210) | 85 (210) | 86 (222) | | | | |
| AU | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn | | | | |
| Oro | Mercurio | Talio | Plomo | Bismuto | Polonio | Astato | Radón | | | | |

| | | | | | | |
|-----------------------------------|-------------------------------------|-------------------------------------|----------------------------------|--------------------------------------|-----------------------------------|-------------------------------------|
| 65 158,92 Tb Terbio | 66 162,50 Dy Disprosio | 67 164,93 Ho Holmio | 68 167,26 Er Erbio | 69 168,93 Tm Tulio | 70 173,04 Yb Iterbio | 71 174,97 Lu Lutecio |
| 97 (247) Bk Berkelio | 98 (249) Cf Californio | 99 (254) Es Einsteinio | 100 (253) Fm Fermio | 101 (256) Md Mendelevio | 102 (256) No Nobelio | 103 (257) Lw Lawrencio |

4 TABLA DE MASAS ATÓMICAS RELATIVAS DE LOS ELEMENTOS
Elementos químicos, sus símbolos, números atómicos y masas relativas*

| <i>Nombre</i> | <i>Símbolo</i> | <i>Z</i> | <i>A_r</i> |
|---------------|----------------|----------|----------------------|
| actinio | Ac | 89 | (227) |
| aluminio | Al | 13 | 26,981 5 |
| americio | Am | 95 | (243) |
| antimonio | Sb | 51 | 121,75 |
| argón | Ar | 18 | 39,948 |
| arsénico | As | 33 | 74,921 6 |
| astato | At | 85 | (210) |
| azufre | S | 16 | 32,064 |
| bario | Ba | 56 | 137,34 |
| berilio | Be | 4 | 9,012 2 |
| berkelio | Bk | 97 | (247) |
| bismuto | Bi | 83 | 208,980 |
| boro | B | 5 | 10,811 |
| bromo | Br | 35 | 79,909 |
| cadmio | Cd | 48 | 112,40 |
| calcio | Ca | 20 | 40,08 |
| californio | Cf | 98 | (249) |
| carbono | C | 6 | 12,011 15 |
| cerio | Ce | 58 | 140,12 |
| cesio | Cs | 55 | 132,905 |
| cinc | Zn | 30 | 65,37 |
| circonio | Zr | 40 | 91,22 |
| cloro | Cl | 17 | 35,453 |
| cobalto | Co | 27 | 58,933 2 |
| cobre | Cu | 29 | 63,54 |
| criptón | Kr | 36 | 83,80 |
| cromo | Cr | 24 | 51,996 |
| curio | Cm | 96 | (245) |
| disprosio | Dy | 66 | 162,50 |
| einsteinio | Es | 99 | (251) |
| erbio | Er | 68 | 167,26 |
| escandio | Sc | 21 | 44,956 |
| estaño | Sn | 50 | 118,69 |
| estroncio | Sr | 38 | 87,62 |
| europio | Eu | 63 | 151,96 |
| fermio | Fm | 100 | (253) |
| flúor | F | 9 | 18,998 4 |
| fósforo | P | 15 | 30,978 3 |

* Los números entre paréntesis son las masas atómicas relativas de los isótopos más estables
En la resolución de los ejercicios se utilizan valores aproximados de las masas atómicas.

| <i>Nombre</i> | <i>Símbolo</i> | <i>Z</i> | <i>A_r</i> |
|---------------|----------------|----------|----------------------|
| francio | Fr | 87 | (223) |
| gadolinio | Gd | 64 | 157,25 |
| galio | Ga | 31 | 69,72 |
| germanio | Ge | 32 | 72,59 |
| hafnio | Hf | 72 | 178,49 |
| helio | He | 2 | 4,002 6 |
| hidrógeno | H | 1 | 1,007 97 |
| hierro | Fe | 26 | 55,847 |
| holmio | Ho | 67 | 164,930 |
| indio | In | 49 | 114,82 |
| iodo | I | 53 | 126,904 4 |
| iridio | Ir | 77 | 192,2 |
| iterbio | Yb | 70 | 173,04 |
| lantano | La | 57 | 138,91 |
| lawrencio | Lw | 103 | (257) |
| litio | Li | 3 | 6,939 |
| lutecio | Lu | 71 | 174,97 |
| magnesio | Mg | 12 | 24,312 |
| manganeso | Mn | 25 | 54,938 0 |
| mendelevio | Md | 101 | (256) |
| mercurio | Hg | 80 | 200,59 |
| molibdeno | Mo | 42 | 95,94 |
| neodimio | Nd | 60 | 144,24 |
| neón | Ne | 10 | 20,183 |
| neptunio | Np | 93 | (237) |
| niobio | Nb | 41 | 92,906 |
| níquel | Ni | 28 | 58,71 |
| nitrógeno | N | 7 | 14,006 7 |
| nobelio | No | 102 | (253) |
| oro | Au | 79 | 196,967 |
| osmio | Os | 76 | 190,2 |
| oxígeno | O | 8 | 15,999 4 |
| paladio | Pd | 46 | 106,4 |
| plata | Ag | 47 | 107,870 |
| platino | Pt | 78 | 195,09 |
| plomo | Pb | 82 | 207,19 |
| plutonio | Pu | 94 | (242) |
| polonio | Po | 84 | 210 |
| potasio | K | 19 | 39,102 |
| praseodimio | Pr | 59 | 140,907 |
| prometio | Pm | 61 | (145) |
| protactinio | Pa | 91 | 231 |

**4 TABLA DE MASAS ATÓMICAS RELATIVAS DE LOS ELEMENTOS
(Continuación)**

| <i>Nombre</i> | <i>Símbolo</i> | <i>Z</i> | <i>A_r</i> |
|---------------|----------------|----------|----------------------|
| radio | Ra | 88 | 226,05 |
| radón | Rn | 86 | 222 |
| renio | Re | 75 | 186,2 |
| rodio | Rh | 45 | 102,905 |
| rubidio | Rb | 37 | 85,47 |
| rutenio | Ru | 44 | 101,07 |
| samario | Sm | 62 | 150,35 |
| selenio | Se | 34 | 78,96 |
| silicio | Si | 14 | 28,086 |
| sodio | Na | 11 | 22,989 8 |
| talio | Tl | 81 | 204,37 |
| tántalo | Ta | 73 | 180,948 |
| tecnecio | Tc | 43 | (99) |
| telurio | Te | 52 | 127,60 |
| terbio | Tb | 65 | 158,924 |
| titanio | Ti | 22 | 47,90 |
| torio | Th | 90 | 232,038 |
| tulio | Tm | 69 | 168,934 |
| uranio | U | 92 | 238,03 |
| vanadio | V | 23 | 50,942 |
| wolframio | W | 74 | 183,85 |
| xenón | Xe | 54 | 131,30 |
| ytrio | Y | 39 | 88,905 |