

Guía de Trabajos Prácticos de Aula: **QUÍMICA GENERAL I**

Facultad de Química, Bioquímica y Farmacia-UNSL

 mde

MATERIAL DIDÁCTICO
PARA ESTUDIANTES

2024

SERIE DIDÁCTICA: MATERIAL DIDÁCTICO PARA ESTUDIANTES

Guía de Trabajos Prácticos de Aula : **QUÍMICA GENERAL I**

Licenciatura en Química Licenciatura en Bioquímica Farmacia
Profesorado Universitario en Química Técnico Universitario en Química
Técnico Universitario en Laboratorios Biológicos

Autores

Dr. José A. Bombasaro
Dra. Magali del C. De La Vega
Dr. Oscar Parravicini
Lic. Rodrigo E. Salcedo
Dr. Rodrigo D. Tosso
Colaborador: Sr. Alejandro D.
Rodríguez Brito

Revisión

Dr. Sebastián A. Andujar
Dr. Francisco M. Garibotto
Dra. Mónica S. Olivella



FACULTAD DE QUÍMICA, BIOQUÍMICA Y FARMACIA

UNIVERSIDAD NACIONAL DE SAN LUIS

2024

RESPONSABLES DE LA PUBLICACIÓN

Decano

Dra. Sebastián ANDUJAR

Secretaria Académica

Dra. Mónica OLIVELLA

*Comisión de la Serie Didáctica:
Material Didáctico para Estudiantes*

Coordinadora

Dra. Yamina DÁVILA

Integrantes

Departamento de Biología

Mg. Karina Ethel MARCHEVSKY

Dra. María Beatriz NÚÑEZ

Departamento de Bioquímica

Dra. Verónica FILIPPA

Dra. Ethelina CARNELUTTI

Departamento de Farmacia

Dra. Cecilia PERALTA

Dra. Ana VICARIO

Departamento de Química

Dr. José A. BOMBASARO

Dra. Cinthya A. MAGALLANES NOGUERA

Edición

Secretaría de Investigación, Vinculación y Extensión

SUMARIO

La publicación periódica Serie Didáctica ha sido creada en el ámbito de la Facultad de Química, Bioquímica y Farmacia de la Universidad Nacional de San Luis (Ordenanza N° 008/07-CD) con el fin de proporcionar material de estudio a los estudiantes de las Carreras de grado impartidas en la Facultad.

Actualmente, la SERIE DIDÁCTICA: MATERIAL DIDÁCTICO PARA ESTUDIANTES (Resolución N°269/16) ofrece guías de Trabajos Prácticos de Laboratorio y de campo, guías de resolución de problemas, material teórico, propuestas de estudio dirigidos y comprensión de textos, entre otros materiales, elaborados por el cuerpo docente de las diferentes Áreas de Integración Curricular de la Facultad. Estas producciones didácticas significan un aporte para cubrir necesidades académicas acordes al enfoque de cada asignatura o que no se encuentran habitualmente en bibliografía específica. Las mismas están disponibles en la página de la UNSL (<http://www.fqbf.unsl.edu.ar/mde.html>) lo que facilita la accesibilidad por parte de los estudiantes, docentes y comunidad educativa en general, garantizando la calidad de la visualización y la amplia difusión del material publicado en este sitio. De igual modo, la Serie Didáctica realiza una extensión invitando a docentes y alumnos de diferentes niveles educativos a participar, crear, producir y utilizar este espacio fomentando así el vínculo entre esta Institución y la comunidad.

En nuestra opinión, es de vital importancia producir y compartir el conocimiento con los estudiantes y la sociedad. De este modo, se tiende a facilitar los procesos de enseñanza y de aprendizaje y la transmisión de una idea directriz de conducta humana y científica, fortaleciendo los vínculos entre docentes-alumnos-conocimientos y sociedad.

Dado que la presente SERIE DIDÁCTICA resulta de la participación de numerosos actores, ante los posibles errores humanos y cambios en la ciencia, ni los editores ni cualquier otra persona que haya participado en la preparación del material didáctico garantizan íntegramente que la información sea precisa o completa.

FUNDAMENTACIÓN

La actividad curricular Química General I, como una continuidad del Módulo de Química (curso nivelatorio), constituye el conjunto de conocimientos conceptuales físico-químicos básicos e imprescindibles, que le permitirán al estudiante profundizar los mismos, en las futuras actividades curriculares de grado durante el desarrollo de su carrera. Teniendo en cuenta que es el primer curso en el que se realizan actividades prácticas de resolución de problemas y de laboratorio en forma sistemática y programada, el estudiante debe adquirir destreza y habilidad en la manipulación de materiales de laboratorio, drogas, equipamientos, etc., como así también conocer y aplicar las normas de higiene y seguridad en los ámbitos académicos.

Por otra parte, al ser la primera actividad curricular de la carrera, se hace especial énfasis en el currículo oculto para desarrollar habilidades blandas en los estudiantes, sin dejar de lado la interculturalidad (para estudiantes extranjeros), lo cual será de gran utilidad en su vida académica como profesional.

OBJETIVOS

Los objetivos de esta actividad curricular son:

- Adquirir conceptos sobre las propiedades físicas y químicas de la materia en todos sus estados de agregación.
- Interpretar la relación que existe entre la estructura atómica de los distintos elementos y sus propiedades periódicas.
- Identificar las distintas formas de energía, como así también la interconversión entre ellas, que involucran a los procesos físicos o químicos de los sistemas materiales.

ÍNDICE

REACCIONES DE ÓXIDO REDUCCIÓN	1
BALANCE DE LAS ECUACIONES DE ÓXIDO-REDUCCIÓN POR EL MÉTODO DEL IÓN-ELECTRÓN	3
- PROBLEMAS DE APLICACIÓN	7
ESTADO GASEOSO	16
- PROBLEMAS DE APLICACIÓN DE LAS LEYES PARA EL ESTADO GASEOSO	20
SOLUCIONES	28
- PROBLEMAS UNIDADES FÍSICAS	35
- PROBLEMAS UNIDADES QUÍMICAS	39
ESTEQUIOMETRÍA	44
- PROBLEMAS DE APLICACIÓN	47
CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	55
- ACTIVIDAD 1	57
- ACTIVIDAD 2	60
- ACTIVIDAD 3	62
- EJERCICIOS DE AUTOEVALUACIÓN	64
ELECTRONEGATIVIDAD - POLARIDAD DE LOS ENLACES	66
- PROBLEMAS	66
REGLA DEL OCTETO Y ESTRUCTURAS DE LEWIS	66
REGLAS PARA REPRESENTAR ESTRUCTURAS DE LEWIS	68
- EJERCITACIÓN	70
PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA y TERMOQUÍMICA	71
TERMODINÁMICA	71
- Problemas Tipo	77
- PROBLEMAS DE APLICACIÓN	79
TERMOQUÍMICA	84
- Problemas Tipo	88
- PROBLEMAS DE APLICACIÓN	91
TABLA de DATOS TERMODINÁMICOS	95
CONSTANTES y FACTORES de CONVERSIÓN	97
BIBLIOGRAFÍA	98

REACCIONES DE ÓXIDO REDUCCIÓN

Reacciones redox o de óxido-reducción son aquellas donde se produce una transferencia de electrones entre los reactivos.

A fin de identificar y estudiar las reacciones de óxido reducción debemos retomar el concepto de número de oxidación (ver página 66 del [Módulo de Química 2023](#)) y las reglas que se aplican para su determinación (ver páginas 69 a 71 del [Módulo de Química 2023](#)).

Los números de oxidación pueden variar entre los siguientes valores extremos:

oxidación (pérdida de electrones)



reducción (ganancia de electrones)

OXIDACIÓN: Es el proceso por el cual un determinado átomo de una especie molecular o iónica **pierde electrones**, aumentando su número de oxidación.

REDUCCIÓN: Es el proceso por el cual un determinado átomo de una especie molecular o iónica **gana electrones**, disminuyendo su número de oxidación.

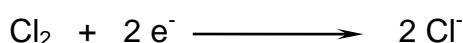
Estas definiciones pueden ejemplificarse en forma sencilla mediante sustancias elementales y sus respectivos iones monoatómicos:

Una transformación que convierte un átomo neutro en un ion positivo (catión), involucra la pérdida de uno o más electrones y es por lo tanto una oxidación (aumenta el número de oxidación).



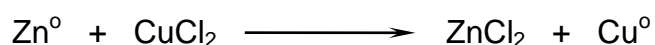
En el lado derecho de la flecha, se han escrito explícitamente dos electrones (símbolo e^-) de modo que la carga total en ambos lados de la flecha (ecuación) sea la misma.

La transformación de un átomo neutro en un ion negativo (anión), involucra la ganancia de uno o más electrones y es, por lo tanto, una reducción (disminuye el número de oxidación).



Los procesos de oxidación y reducción no pueden darse aisladamente. Toda oxidación debe ir necesariamente acompañada de una reducción y viceversa, de tal modo que el número de electrones liberados por una especie en el proceso de oxidación sea igual al número de electrones ganados por otra especie en el proceso de reducción.

Por ejemplo, dada la reacción:



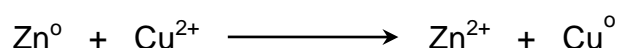
Se plantean dos hemirreacciones:



El elemento cinc (cuyo número de oxidación es cero, Zn^0) se oxida por la pérdida de 2 electrones pasando a formar el ion cinc dos positivo (Zn^{2+}).

Por otra parte, el ion cobre dos positivo (Cu^{2+}) toma los 2 electrones liberados por el cinc, reduciéndose a cobre elemental (Cu^0).

Prescindiendo de los iones cloruros que no intervienen en forma directa en el proceso redox, la reacción neta quedaría representada del siguiente modo:



Agente Reductor:

El agente reductor es la sustancia que provoca la reducción del otro reactivo, liberando electrones y oxidándose.

Agente Oxidante:

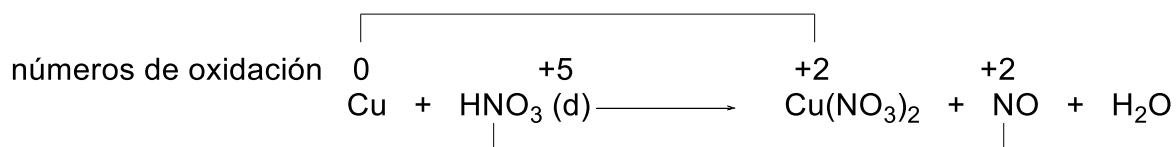
El agente oxidante es la sustancia que provoca la oxidación del otro reactivo, ganando electrones y reduciéndose.

BALANCE DE LAS ECUACIONES DE ÓXIDO-REDUCCIÓN POR EL MÉTODO DEL IÓN-ELECTRÓN

Este es un método matemático aplicable a reacciones iónicas en solución.

Procedimiento**Ejemplo 1**

Dada la reacción química:

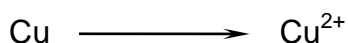


1) Se identifican los agentes oxidante y reductor teniendo en cuenta el cambio del número de oxidación de un determinado átomo de la sustancia.

- Cu es el agente reductor porque cambia su número de oxidación de 0 a +2.
- HNO₃ es el agente oxidante porque el nitrógeno cambia su número de oxidación de +5 a +2.

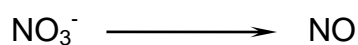
2) Se plantea la hemirreacción de oxidación del reductor,

- hemirreacción de oxidación:

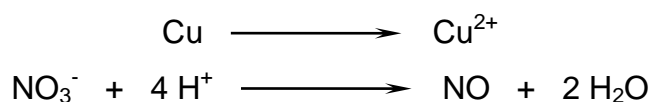


y a continuación se plantea la hemirreacción de reducción del oxidante.

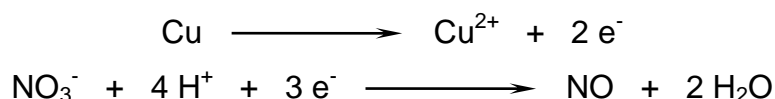
- hemirreacción de reducción:



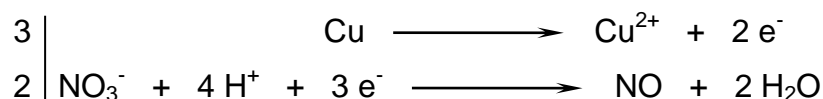
3) Se procede al balance de masa (aplicación de la ley de la conservación de la masa) de ambas hemirreacciones. Si la reacción transcurre en **medio ácido**, se usan protones (H^+) para balancear átomos de hidrógeno y moléculas de agua cuando es necesario balancear átomos de oxígeno (una molécula de agua por cada átomo de oxígeno).



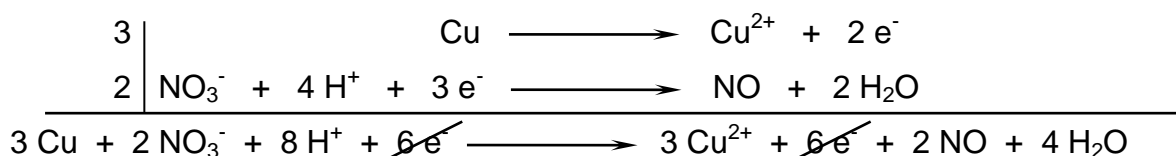
4) Se procede al balance de cargas eléctricas de cada hemirreacción, sumando electrones del lado que sea necesario para lograr igual carga total a ambos lados de la flecha.



5) Teniendo en cuenta que el número de electrones perdidos por la sustancia que se oxida debe ser igual al número de electrones ganados por la sustancia que se reduce, se multiplica cada hemirreacción por el número de electrones puestos en juego en la otra hemirreacción. Cuando estos coeficientes son múltiplos entre ellos, deben ser simplificados.

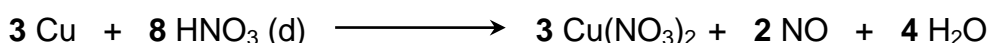


6) Se realiza la sumatoria total de reactivos y productos. El número de electrones a ambos lados de la flecha es el mismo, por lo tanto se cancela. Si aparece la misma especie a ambos lados de la flecha se pasa esa especie hacia el lado de la flecha donde el coeficiente es mayor y se resta.



7) El método del ion-electrón finaliza con la ecuación obtenida en el punto 6, pero el objetivo es balancear la ecuación redox escrita en forma molecular, porque a partir de ello es posible realizar los cálculos estequiométricos requeridos en la práctica.

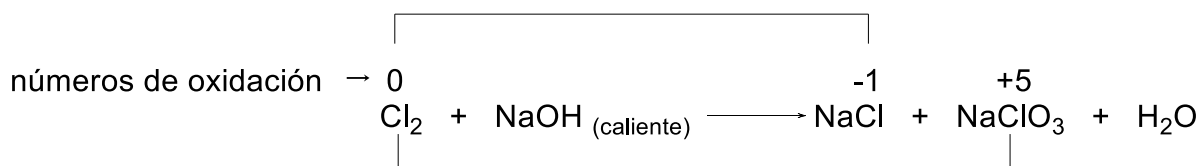
Finalmente, para el ejemplo:



NOTA: en todos los casos **es necesario revisar el balance de masa de la reacción redox final**, ya que puede ocurrir que especies que no participan en las hemirreacciones queden sin balancear. En este caso dichas especies deberán ser balanceadas por el método de tanteo.

Puede ocurrir que la reacción transcurra en **medio alcalino**. En ese caso, se procede de la misma forma en los puntos 1 y 2. En el punto 3 (balance de masa) se usan iones hidroxilo (HO^{-}) para balancear átomos de oxígeno (el doble de iones hidroxilos respecto de la cantidad de átomos de oxígeno que se necesitan balancear) y moléculas de agua para compensar el exceso de hidrógenos y oxígenos agregados con los iones hidroxilos. A continuación se sigue a partir del punto 4 de la misma manera.

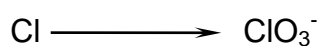
Ejemplo 2



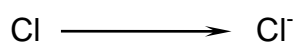
1) El cloro es el agente reductor porque cambia su número de oxidación de 0 a +5.

El cloro es el agente oxidante porque cambia su número de oxidación de 0 a -1.

2) hemirreacción de oxidación:



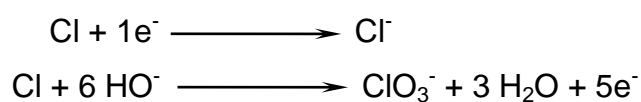
hemirreacción de reducción:



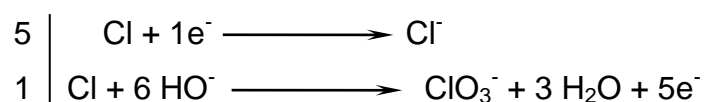
3) balance de masa



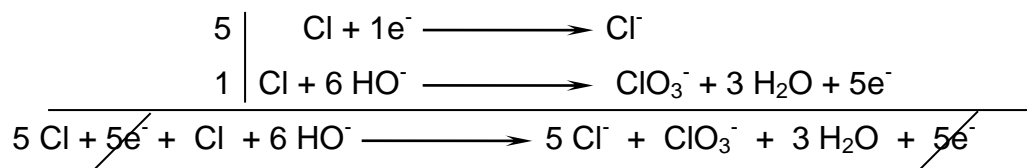
4) balance eléctrico



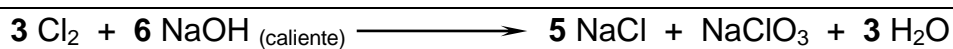
5)



6)



7) Finalmente para el ejemplo.



PROBLEMAS DE APLICACIÓN

Para plantear las hemirreacciones tener en cuenta que los óxidos y el sulfuro de hidrógeno no se disocian o ionizan.

1.- Marque la opción **INCORRECTA** sobre reacciones de óxido-reducción.

- a) Oxidación y reducción no pueden ocurrir de manera independiente la una de la otra.
- b) Un elemento se oxida cuando pierde electrones.
- c) Las reacciones redox son aquellas donde se produce una transferencia de electrones entre los reactivos.
- d) Si un elemento gana electrones, su número de oxidación aumenta y, por lo tanto, se oxida.
- e) En la hemirreacción de reducción un elemento gana electrones.

2.- ¿Cuál de las siguientes reacciones **NO** corresponde a una reacción redox?

- a) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
- b) $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{I}_2 + 2\text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{I}^- + 2\text{Fe}^{3+}$
- d) $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$
- e) $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$

3.- Marque la opción **CORRECTA**. En la reacción $\text{MnO}_2 + 2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, los agentes oxidante y reductor son, respectivamente:

- a) Cl^- y Cl_2
- b) MnO_2 y Mn^{2+}
- c) NaCl y MnO_2
- d) MnO_2 y NaCl
- e) Cl^- y H^+

4.- Balancee las siguientes hemirreacciones (I-V) por el método del ion electrón considerando que las mismas se producen en medio ácido o neutro. Luego señale la opción **INCORRECTA**.

- I. Ácido sulfhídrico \rightarrow Azufre
- II. Nitrato \rightarrow Monóxido de nitrógeno
- III. Permanganato \rightarrow Manganeseo (II)
- IV. Zinc \rightarrow Zinc (II)
- V. Plata (I) \rightarrow Plata

- a) Sólo I y IV son hemirreacciones de oxidación.
- b) Sólo II, III y V son hemirreacciones de reducción.
- c) El Zinc y el ácido sulfhídrico son agentes reductores.
- d) El permanganato de potasio es un agente oxidante.
- e) En todas las hemirreacciones participan dos electrones.

5.- Balancee las siguientes hemirreacciones (I-V) por el método del ion electrón considerando que las mismas se producen en medio ácido o neutro. Luego señale la opción **INCORRECTA**.

- | | |
|-----------------------------|-----------------------------|
| I. Bromato → Bromuro | IV. Plomo (IV) → Plomo (II) |
| II. Dicromato → Cromo (III) | V. Agua oxigenada → Oxígeno |
| III. Agua oxigenada → Agua | |

- a) En III, IV y V participan dos electrones
- b) Sólo V es una hemirreacción de reducción
- c) El agua oxigenada puede actuar como agente oxidante o reductor
- d) En la hemirreacción I el bromo gana seis electrones
- e) El dicromato de potasio es un agente oxidante

- Balancear por el MÉTODO DEL ION ELECTRÓN las siguientes reacciones en medio ácido o neutro e indicar en cada caso la opción correspondiente.

6.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **CORRECTA**.

Óxido plúmbico + Sulfato estannoso + Ácido sulfúrico → Sulfato plumboso + Sulfato estánnico + Agua

- a) El oxígeno se reduce
- b) El plomo cambia su número de oxidación de +2 a +1
- c) El sulfato estannoso actúa como agente reductor
- d) Se necesitan cuatro moléculas de ácido sulfúrico
- e) El ácido sulfúrico es el agente reductor

7.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **CORRECTA**.

Ácido bromhídrico + Zinc \rightarrow Bromuro de zinc + Hidrógeno

- a) El zinc se oxida
- b) La reacción ocurre en medio básico
- c) El ácido bromhídrico actúa como agente reductor
- d) El bromo se oxida
- e) Se forman dos moléculas de hidrógeno

8.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **CORRECTA**.

Cloro + Agua \rightarrow Ácido clorhídrico + Ácido hipocloroso

- a) El agua se reduce
- b) El cloro se oxida y se reduce
- c) Se obtienen dos moléculas de ácido hipocloroso
- d) En la hemirreacción de oxidación se liberan tres electrones
- e) El agua actúa como agente reductor

9.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **CORRECTA**.

Nitrato de Plata + Magnesio \rightarrow Nitrato de magnesio + Plata

- a) El magnesio gana dos electrones
- b) Se necesita un mol de magnesio para balancear la reacción
- c) Se forma un mol de plata
- d) El nitrato de plata actúa como agente reductor
- e) No es una reacción redox

10.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **CORRECTA**.

Bromuro de sodio + Ácido sulfúrico + Dióxido de manganeso \rightarrow Sulfato de sodio + Sulfato de manganeso (II) + Agua + Bromo

- a) El bromuro de sodio actúa como agente oxidante
- b) El sodio cambia su número de oxidación
- c) El ácido sulfúrico actúa como agente reductor
- d) Se forma una molécula de agua
- e) El manganeso gana dos electrones y cambia su número de oxidación de +4 a +2

11.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **CORRECTA**.

Nitrato de Potasio + Mercurio + Ácido sulfúrico → Monóxido de nitrógeno + Sulfato mercúrico + Sulfato de Potasio + Agua

- a) Se forman cuatro moléculas de agua
- b) El nitrato de potasio actúa como agente reductor
- c) En la hemirreacción de oxidación se necesitan tres electrones
- d) Se necesitan dos moléculas de sulfato de potasio para balancear la ecuación
- e) El mercurio se reduce

12.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **INCORRECTA**.

Ácido yodhídrico + Ácido nitroso → Iodo + Monóxido de nitrógeno + Agua

- a) El número de oxidación del yodo aumenta
- b) Se necesitan seis moléculas de ácido yodhídrico
- c) En la hemirreacción de oxidación se liberan dos electrones
- d) Se forma una molécula de yodo
- e) Se necesitan dos moléculas de ácido nitroso

13.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **INCORRECTA**.

Ácido nítrico + Fósforo + Agua → Ácido ortofosfórico + Monóxido de nitrógeno

- a) Se necesitan cinco moléculas de ácido nítrico
- b) En la hemirreacción de oxidación se necesitan ocho protones
- c) El ácido nítrico actúa como agente oxidante
- d) El fósforo pierde cinco electrones
- e) Se forman diez moléculas de agua

14.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **INCORRECTA**.

Sulfito de Sodio + Permanganato de Potasio + Ácido Sulfúrico → Sulfato de Sodio + Sulfato de Potasio + Sulfato de Manganeso (II) + Agua

- a) El permanganato de potasio actúa como agente oxidante
- b) El número de oxidación del azufre cambia de +4 a +6
- c) Se forman 8 moléculas de agua
- d) En la hemirreacción de oxidación se liberan dos electrones
- e) La reacción ocurre en medio ácido

15.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **CORRECTA**.

Permanganato de Potasio + Ácido Sulfúrico + Zinc \rightarrow Sulfato de Manganeso (II) + Sulfato de Zinc + Sulfato de Potasio + Agua

- a) El zinc se reduce
- b) El potasio se reduce
- c) Para oxidar al manganeso se requieren cinco electrones
- d) Se forman cinco moles de sulfato de zinc
- e) En la hemirreacción de reducción se forman ocho moléculas de agua

16.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **INCORRECTA**.

Sulfuro de sodio + Permanganato de potasio + Ácido sulfúrico \rightarrow Sulfato de manganeso (II) + Sulfato de potasio + Azufre + Agua + Sulfato de sodio

- a) El sulfuro de sodio actúa como agente reductor
- b) El manganeso se reduce
- c) En la hemirreacción de reducción se necesitan cinco electrones
- d) Se forma una molécula de sulfato de sodio
- e) Se necesitan ocho moléculas de ácido sulfúrico

17.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **CORRECTA**.

Dicromato de Potasio + Ácido Sulfúrico + Ácido sulfhídrico \rightarrow Sulfato de cromo (III) + Agua + Azufre + Sulfato de Potasio

- a) El azufre se oxida formando dos especies diferentes
- b) Se obtiene una molécula de sulfato de cromo (III)
- c) Se necesitan tres moléculas de ácido sulfúrico y cuatro de ácido sulfhídrico
- d) En la hemirreacción de oxidación se liberan seis electrones
- e) El número de oxidación del cromo cambia de +6 a +2

18.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **CORRECTA**.

Dicromato de Potasio + Cloruro de estaño (II) + Ácido clorhídrico \rightarrow Cloruro de estaño (IV) + Cloruro de Cromo (III) + Agua + Cloruro de Potasio

- a) Se forma una molécula de cloruro de potasio
- b) El número de oxidación del cloro cambia de +2 a +4
- c) Se necesita una molécula de cloruro de estaño (II) para balancear la ecuación
- d) Se obtienen dos moléculas de cloruro de cromo (III)
- e) En la hemirreacción de oxidación se forman siete moléculas de agua

19.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **INCORRECTA**.

Dicromato de Potasio + Ácido sulfúrico + Zinc \rightarrow Sulfato de Cromo (III) + Sulfato de Zinc + Sulfato de Potasio + Agua

- a) Por cada dos átomos de cromo que se reducen, se oxidan tres átomos de zinc
- b) Se necesita un mol de zinc para balancear la ecuación
- c) El zinc actúa como agente reductor
- d) En la hemirreacción de oxidación se liberan dos electrones
- e) El cromo cambia su número de oxidación de +6 a +3

20.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **INCORRECTA**.

Dióxido de nitrógeno + Agua \rightarrow Ácido nítrico + Monóxido de nitrógeno

- a) El nitrógeno se oxida y se reduce
- b) Se necesitan dos moléculas de ácido nítrico para balancear la ecuación
- c) El oxígeno no cambia su número de oxidación
- d) El agua actúa como agente oxidante
- e) En la hemirreacción de reducción se necesitan dos protones y dos electrones

21.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **INCORRECTA**.

Hierro + Ácido nítrico (d) \rightarrow Nitrato férrico + Monóxido de nitrógeno + Agua

- a) El hierro se oxida
- b) Se forman 2 moléculas de agua
- c) Los coeficientes estequiométricos de los reactivos son 1 y 4 respectivamente
- d) En la hemirreacción de reducción se liberan tres electrones
- e) El ácido nítrico actúa como agente oxidante

22.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **INCORRECTA**.

Ácido nítrico (c) + Sulfuro de cadmio \rightarrow Dióxido de nitrógeno + Agua + Azufre + Nitrato de cadmio

- a) El nitrógeno pasa de un estado de oxidación +5 a +4
- b) El sulfuro de cadmio actúa como agente oxidante
- c) En la hemirreacción de reducción se necesita un electrón
- d) Se forman dos moléculas de dióxido de nitrógeno
- e) Se necesita una molécula de nitrato de cadmio para balancear la ecuación

- **Balanc**ear por el **MÉTODO DEL ION ELECTRÓN** las siguientes reacciones en medio básico o con agua oxigenada e indicar en cada caso la opción correspondiente.

23.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **INCORRECTA**.

Hidróxido de Cromo (III) + Clorato de Sodio + Hidróxido de Sodio → Cromato de Sodio + Cloruro de Sodio + Agua

- a) El cromo (III) cambia su estado de oxidación de +3 a +6 al perder 3 electrones
- b) En la hemirreacción de oxidación se necesitan ocho iones oxhidrilo
- c) El cloro cambia su número de oxidación de +5 a -1
- d) Se forman ocho moléculas de agua
- e) El clorato de sodio actúa como agente oxidante

24.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **CORRECTA**.

Permanganato de Litio + Sulfito de Litio + Hidróxido de Litio → Manganato de Litio + Sulfato de Litio + Agua

- a) El litio cambia su número de oxidación de +1 a -1
- b) Se forma una molécula de agua
- c) El hidróxido de litio actúa como agente reductor
- d) En la hemirreacción de reducción se necesitan dos electrones
- e) El azufre se reduce

25.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **INCORRECTA**.

Cloruro de Manganeso (II) + Bromo + Hidróxido de Amonio → Óxido de Manganeso (IV) + Cloruro de Amonio + Bromuro de Amonio + Agua

- a) El cloruro de manganeso (II) actúa como agente reductor
- b) El bromo se reduce
- c) Se forman dos moléculas de agua
- d) Se necesitan dos moléculas de bromo para balancear la ecuación
- e) En la hemirreacción de oxidación se liberan dos electrones

26.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **CORRECTA**.

Azufre + Hidróxido de Sodio → Sulfuro de Sodio + Sulfito de Sodio + Agua

- a) El azufre se oxida y se reduce
- b) En la hemirreacción de reducción se necesitan cuatro electrones
- c) Se producen seis moléculas de agua
- d) El hidróxido de sodio actúa como agente oxidante
- e) Se obtienen seis moléculas de hidróxido de sodio

27.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **CORRECTA**.

Agua oxigenada + Sulfuro níqueloso + Ácido sulfúrico → Sulfato níqueloso + Azufre + Agua

- a) El azufre se oxida y se reduce
- b) El agua oxigenada actúa como agente oxidante
- c) El ácido sulfúrico actúa como agente reductor
- d) El azufre cambia su número de oxidación de -2 a +6
- e) El oxígeno no cambia su número de oxidación

28.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **CORRECTA**.

Ioduro de sodio + Agua oxigenada + Ácido sulfúrico → Iodo + Agua + Sulfato de sodio

- a) El agua oxigenada se reduce a agua
- b) El agua oxigenada actúa como agente reductor
- c) Se necesitan dos moléculas de agua oxigenada para que se produzca la reacción
- d) Se forman dos moléculas de sulfato de sodio
- e) El oxígeno se oxida

29.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **CORRECTA**.

Agua oxigenada + Dicromato de potasio + Ácido sulfúrico → Oxígeno + Sulfato de cromo (III) + Agua + Sulfato de potasio

- a) El ácido sulfúrico actúa como agente oxidante
- b) El cromo se oxida pasando su número de oxidación de +3 a +6
- c) En la hemirreacción de oxidación se necesitan seis electrones
- d) Se forma una molécula de oxígeno
- e) El agua oxigenada actúa como agente reductor

30.- Considerando la siguiente reacción, indicar la opción **CORRECTA**.

Agua oxigenada + Cloro \rightarrow Ácido clorhídrico + Oxígeno

- a) El agua oxigenada actúa como agente oxidante
- b) Se forman dos moléculas de oxígeno
- c) En la hemirreacción de oxidación se libera un electrón
- d) El número de oxidación del oxígeno cambia de -1 a -2
- e) Se necesita una molécula de cloro para balancear la ecuación

ESTADO GASEOSO

Las principales variables a tener en cuenta cuando se trata de estado gaseoso son: *presión, volumen, temperatura y masa*, siendo en cada caso las unidades más utilizadas, las indicadas en el siguiente cuadro.

Variable	Unidades
P	atm - mm de Hg - Torr - Pa (1 Torr = 1 mm de Hg) (1 atm = 760 mm de Hg) (1 atm = 101325 Pa) (1mm de Hg = 133,3 Pa)
V	L - mL - cm ³
T	K
m	g

Las Leyes de Boyle-Mariotte y Charles-Gay Lussac estudian el sistema para una masa constante de gas.

Si se mantiene la temperatura constante, las variables serán: P y V, y su relación queda expresada por la siguiente ley:

Ley de Boyle - Mariotte (Temperatura constante)

$$\frac{V_i \cdot P_i}{V_f \cdot P_f} = 1$$

Si se mantiene la presión constante, las variables serán: V y T, y su relación queda expresada por la siguiente ley:

Ley de Charles - Gay Lussac (Presión constante)

$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$$

Si se mantiene el volumen constante, las variables serán: P y T, y su relación queda expresada por la siguiente ley:

Ley de Charles - Gay Lussac (Volumen constante)

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f}$$

Operando matemáticamente con las leyes de Boyle y Mariotte y Charles y Gay-Lussac se puede arribar a la siguiente ECUACIÓN GENERAL DE ESTADO GASEOSO para gases ideales:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P V}{T}$$

Se debe tener en cuenta que para estas expresiones matemáticas es necesario utilizar la escala absoluta de temperatura en grados Kelvin. Para transformar una temperatura en grados centígrados a grados Kelvin se emplea:

$$T \text{ (K)} = T \text{ (}^\circ\text{C)} + 273$$

Generalmente se trabaja en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT):

$$T = 273 \text{ K} \quad \text{y} \quad P = 1 \text{ atm}$$

VOLUMEN MOLAR es el volumen que ocupa un mol de cualquier sustancia al estado gaseoso en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) y es igual a 22,4 litros.

Para un mol de gas en CNPT (1 atm y 273 K) se tendrá:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \text{cte} = R$$

$$P \cdot V = R \cdot T$$

Para n moles de gas: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ (1)

Teniendo en cuenta que: $n = \frac{m}{PM}$

donde :

n : número de moles del gas [=] mol

m : masa del gas [=] g

PM: peso molecular del gas [=] g/mol

Reemplazando en la ecuación (1) se tiene: $P \cdot V = \frac{m}{PM} \cdot R \cdot T$ (2)

Las ecuaciones (1) y (2) permiten calcular: presión (P), volumen (V), número de moles (n), temperatura (T), peso molecular (PM), concentración ($c = n / V$) y densidad ($\delta = m/V$) del gas, conociendo las demás variables.

Mezclas de Gases Ideales

Ley de Dalton

“A temperatura constante, la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de cada uno de los gases que componen la mezcla, siempre que no reaccionen químicamente entre sí y suponiendo comportamiento ideal”.

Se define presión parcial de un gas en una mezcla a “la presión que ejercería dicho gas si solo ocupara el recipiente de la mezcla a la misma temperatura”.

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B + P_C + \dots P_n$$

$$P_A = X_A \cdot P_{\text{total}}$$

X_A = fracción molar

$$X_A = \frac{n^{\circ} \text{ de moles de A}}{n^{\circ} \text{ de moles de A} + n^{\circ} \text{ de moles de B} + n^{\circ} \text{ de moles de C}} = \frac{n^{\circ} \text{ de moles de A}}{n^{\circ} \text{ de moles totales}}$$

Ley de Graham: Velocidades de Difusión de Gases

“En las mismas condiciones de presión y temperatura, la velocidad relativa de difusión de dos gases distintos es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de sus densidades relativas”.

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{\delta_2}{\delta_1}}$$

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{PM_2}{PM_1}}$$

PROBLEMAS DE APLICACIÓN DE LAS LEYES PARA EL ESTADO GASEOSO

1. Una cierta cantidad de gas ocupa un volumen de 10 L cuando está sometido a una presión de 2 atm y a una temperatura de 427 °C. Si se mantiene la temperatura constante, qué volumen ocupará el gas cuando se lo someta a las siguientes presiones: a) 4 atm; b) 6 atm; c) 8 atm; d) 10 atm. Realice un diagrama de P vs V y observe el camino recorrido por el gas. ¿Qué conclusiones puede obtener?

2. Se coloca una cierta cantidad de gas en un recipiente de 10 L. El mismo se encuentra sometido a una presión de 2 atm y a una temperatura de 427 °C. Si la presión se mantiene constante, qué valores tomará el volumen del gas cuando se lo enfríe a las siguientes temperaturas: a) 327 °C; b) 227 °C; c) 127 °C; d) 27 °C; e) -133 °C. Realice un diagrama de T vs V y observe el camino recorrido por el gas. ¿Qué conclusiones puede obtener?

3. Una cierta cantidad de gas ocupa un volumen de 2 L cuando está sometido a una presión de 2 atm y a una temperatura de -133 °C. Si el volumen se mantiene constante, qué valores tomará la presión del gas cuando se lo caliente a las siguientes temperaturas: a) 27 °C ; b) 127 °C; c) 227 °C; d) 327 °C; e) 427 °C. Realice un diagrama de T vs P. ¿Qué conclusiones puede obtener?

4. A una temperatura de 27 °C, se toman 500 cm³ de hidrógeno medidos bajo una presión de 400 mm de Hg y 1000 cm³ de nitrógeno medidos bajo una presión de 600 mm de Hg. Ambos son introducidos en un recipiente de 2 L. Calcular la presión resultante de la mezcla de ambos gases.

5. ¿Qué volumen de aire a 1 atm y 22 °C se necesita para inflar una rueda de bicicleta que tiene un volumen de 0,98 L? Debe tener una presión de 5 atm y a la misma temperatura.

a) 4,9 L

c) 5,10 L

e) 0,016 L

b) 0,196 L

d) 0,22 L

11. En un día frío, una persona aspira 450 mL de aire a $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 756 mmHg. ¿Qué volumen ocupará este aire en los pulmones, donde la temperatura es de $37\text{ }^{\circ}\text{C}$ y la presión de 752 mmHg?

- a) 533,24 mL c) -1,67 L e) 379,75 mL
 b) 1,67 L d) 1,87 L

12. 25,5 moles de helio gaseoso se encuentran a $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ y a una presión manométrica de 0,35 atm. ¿Qué volumen ocupará bajo estas condiciones?

- a) 1690,72 L c) 59,74 L e) 5,97 L
 b) 1690,72 mL d) 59,74 mL

13. Un tanque de almacenamiento que se encuentra en CNPT contiene 25 kilogramos de nitrógeno. ¿Cuál es el volumen del tanque?

- a) 19987,5 L c) 19,98 L e) 39,97 mL
 b) 22,4 L d) 39,97 L

14. Un cilindro con un volumen de 12 L contiene helio a una presión de 136 atmósferas (2000 psi). ¿Cuántos globos se pueden inflar con este cilindro si el volumen de cada globo es de 3 L y la presión de 1 atm, suponiendo que no hay cambio en la temperatura?

- a) 1632 globos c) 34 globos e) 1224 globos
 b) 544 globos d) 408 globos

15. Un gas ideal se encuentra inicialmente a 0,85 atm y $66\text{ }^{\circ}\text{C}$. Éste se expande hasta un volumen final de 94 mL, a una presión de 0,6 atm y a una temperatura de $45\text{ }^{\circ}\text{C}$. ¿Cuál era su volumen inicial?

- a) 70,73 mL c) 141,96 mL e) 124,92 mL
 b) 62,24 mL d) 0,014 mL

16. El hexafluoruro de Uranio (UF_6) es posiblemente el más denso de todos los gases. ¿Cuál será su densidad a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ y a una presión de 1 atm?

- a) 0,087 g/L c) 42,93 g/L e) 47,3 g/L
 b) 11,51 g/L d) 352 g/L

22. Las moléculas de ozono presentes en la estratósfera absorben buena parte de la radiación solar dañina. La temperatura y presión típicas del ozono en la estratósfera son 250 K y 1×10^{-3} atm, respectivamente. ¿Cuántas moléculas de ozono están presentes en 1000 mL de aire en estas condiciones?

- a) $2,94 \times 10^{19}$ moléculas d) $2,34 \times 10^{-6}$ moléculas
 b) $2,34 \times 10^{-3}$ moléculas e) $1,41 \times 10^{18}$ moléculas
 c) $8,81 \times 10^{19}$ moléculas

23. Una masa de 0,2 kg de un gas ocupa un volumen de 3,2 L almacenado a 0,91 atm de presión y a una determinada temperatura. ¿Cuál es su densidad suponiendo que se comporta como un gas ideal?

- a) 62,5 g/L c) 1,53 g/L e) faltan datos
 b) 0,06 g/L d) 0,13 g/L

24. Se llena un globo con metano a 20 °C y 750,12 mmHg, hasta que el volumen alcance 26,4 dm³. ¿Qué masa de metano contiene dicho globo suponiendo comportamiento ideal?

- a) 17,35 g c) 13,18 g e) 1,93 g
 b) 192,2 g d) 193,2 g

25. Un globo de 750 mL se encuentra lleno de helio (PM = 4 g/mol) en un patio a 1 atm de presión y una temperatura de 30 °C. Se suelta y este asciende a una altura donde las condiciones son de 0,82 atm y 1 °C. ¿Qué cambio de volumen experimenta el globo?

- a) 847,77 mL c) 159,7 mL e) 8,47 mL
 b) 97,77 mL d) 1,59 mL

26. Un tanque de acero tiene una capacidad de 4,7 litros y puede resistir una presión de 75 atm sin reventar. Calcular la masa de O₂ que puede almacenarse en dicho tanque a una temperatura de 25 °C.

- a) 461,61 g c) 269,17 g e) 2751 g
 b) 230,8 g d) 538,35 g

32. Hallar la presión parcial de H_2 y la presión total del sistema, ejercida por 4 g de hidrogeno y 22 g de CO_2 contenidos en un recipiente de 5 L a $37\text{ }^\circ C$.

- a) $P_{H_2} = 10,17\text{ atm}$ y $P_T = 12,71\text{ atm}$
- b) $P_{H_2} = 0,01\text{ atm}$ y $P_T = 0,02\text{ atm}$
- c) $P_{H_2} = 10,17\text{ atm}$ y $P_T = 7,63\text{ atm}$
- d) $P_{H_2} = 1,21\text{ atm}$ y $P_T = 1,51\text{ atm}$
- e) $P_{H_2} = 2,5\text{ atm}$ y $P_T = 12,71\text{ atm}$

33. ¿Cuál es la presión total de una mezcla de 7 g de N_2 y 7 g de He, contenidos dentro de un recipiente de 30 L y a una temperatura de $27\text{ }^\circ C$?

- a) 16,40 atm
- b) 0,15 atm
- c) 13,02 atm
- d) 1,64 atm
- e) 1,84 atm

34. En un recipiente se encuentra una mezcla de tres gases A, B, C. La presión total ejercida es de 900 mm de Hg, la presión parcial del gas A es 0,27 atm y la del gas B es de 294,8 mm de Hg. Calcular la presión parcial del gas C y la fracción molar del gas A.

- a) 400 mm de Hg y 0,23
- b) 604,9 mm de Hg y 0,03
- c) 400 mm de Hg y 0,03

35. ¿Cuántos litros de $H_2S(g)$ a 725 mm de Hg y $25\text{ }^\circ C$ se necesitan para que reaccionen totalmente con 1,5 g de sulfato de cúprico? $CuSO_4 + H_2S \rightarrow CuS + H_2SO_4$

- a) 0,21 L
- b) 0,24 L
- c) 0,02 L
- d) 1,42 L
- e) 2,4L

36. Un recipiente cerrado contiene una mezcla de gases A y B que ejercen unas presiones parciales de 350 y 210 mm Hg, respectivamente. Se sabe que en total dentro del recipiente hay 4,3 moles. ¿Cuál es la fracción molar del gas B?

- a) 0,375
- b) 1,61
- c) 2,66
- d) 0,625
- e) 1,66

SOLUCIONES

El estudio de las soluciones es un tema de gran importancia debido a que la mayoría de las reacciones químicas ocurren en solución, particularmente en medios acuosos.

Muchas sustancias no reaccionan entre sí en estado sólido, pero sí lo hacen cuando previamente se las disuelve en un solvente adecuado.

Las reacciones que se producen en las células de los organismos animales y vegetales son también reacciones entre soluciones.

Definición

"Una solución es un sistema homogéneo formado por dos o más componentes que no reaccionan entre sí, cuya composición puede variar entre ciertos límites en forma continua".

Sus características principales son:

- Las propiedades intensivas son iguales en cualquier punto del sistema.
- Están formadas por una sola fase.
- Son fraccionables.

Los componentes de una solución se denominan soluto y solvente o disolvente.

En general el **disolvente** es la sustancia que está presente en mayor proporción en una solución y el **soluto** es la otra sustancia que integra la misma. En una solución puede haber más de un soluto.

El agua es considerada el disolvente universal, por lo tanto aunque se encuentre en pequeña proporción, siempre será el disolvente. Por ejemplo una mezcla de 96 % de ácido sulfúrico y 4 % de agua, (*ácido sulfúrico concentrado*) implica una gran cantidad de ácido disuelto en una pequeña cantidad de agua. Sin embargo el agua se considera como disolvente y el ácido como soluto.

La solución se presenta en el mismo estado físico que el disolvente. Por ejemplo, si se disuelve un soluto sólido o gaseoso en agua, se obtiene una solución líquida.

Clasificación de las Soluciones

En forma general las soluciones se clasifican en:

Soluciones	disolvente	soluto	Ejemplos
SÓLIDAS	sólido	sólido líquido gas	Aleaciones: bronce (Cu - Zn) Amalgama: Hg - Pb H ₂ ocluido en paladio
LÍQUIDAS	líquido	sólido líquido gas	NaCl en agua (salmuera) Alcohol en agua CO ₂ en agua (soda)
GASEOSAS	gas	sólido líquido gas	Humo Aire húmedo (niebla) Aire filtrado y seco

Las soluciones más comunes en el laboratorio son las soluciones líquidas formadas por un soluto disuelto en un disolvente líquido, generalmente agua. Los químicos trabajan tanto con disoluciones acuosas como con disoluciones no acuosas, por ejemplo disoluciones en hidrocarburos, alcoholes, éteres, etc.

Concentración de las Soluciones

La preparación y el empleo de soluciones de *concentración* conocida constituyen una práctica habitual en el laboratorio y en la industria química.

Se denomina concentración a la relación entre la cantidad de soluto y la cantidad de solución o solvente.

La concentración de las soluciones puede expresarse de varias maneras y cada una de ellas tiene sus ventajas para aplicaciones específicas.

Las expresiones de la concentración pueden ser cualitativas y cuantitativas.

a) Cualitativas:

Frecuentemente se usan los términos diluida o concentrada para indicar que la cantidad relativa de soluto es pequeña o elevada con respecto a la cantidad de

disolvente o de solución.

➤ Solución diluida:

Una solución diluida contiene una pequeña cantidad de soluto respecto de la cantidad de disolvente o solución.

➤ Solución concentrada:

Una solución concentrada contiene una gran cantidad de soluto respecto de la cantidad de disolvente o solución.

Por supuesto estas formas de expresión sólo tienen un valor relativo.

➤ Solución saturada:

En general la capacidad de un solvente para incorporar un soluto tiene un límite. Se dice que una solución es saturada cuando el solvente ha incorporado la máxima cantidad posible de soluto.

Solubilidad

Se define solubilidad como la *cantidad en gramos de soluto que saturan 100 gramos de disolvente a una determinada temperatura.*

La solubilidad de cada soluto es diferente y varía con la temperatura.

➤ Solución insaturada:

Las soluciones que no contienen la máxima cantidad de soluto posible para una determinada temperatura se denominan insaturadas.

➤ Solución sobresaturada:

Una solución sobresaturada contiene más soluto del que puede existir en equilibrio a una temperatura determinada.

Si se calienta una solución saturada se le puede agregar más soluto; si esta solución es enfriada lentamente y no se la perturba, puede retener un exceso de soluto pasando a ser una solución sobresaturada. Sin embargo son sistemas inestables, con cualquier perturbación el soluto en exceso precipita y la solución queda saturada.

Los términos saturada e insaturada no están relacionados con los términos concentrada y diluida. Esto se debe a que los conceptos de saturación e insaturación dependen de la solubilidad del soluto en cuestión, mientras que los conceptos diluida y concentrada dependen de la cantidad de soluto con respecto al disolvente o a la solución. Una solución saturada puede ser diluida (cuando la solubilidad del soluto es muy pequeña) y una solución insaturada puede ser concentrada (si la solubilidad del soluto es muy grande).

b) Cuantitativas:

Las unidades para expresar la concentración en forma cuantitativa son:

Unidades físicas	Unidades químicas
gramo (g) mililitro (mL)	Peso molecular gramo (PM) o Mol Peso equivalente gramo (PEq) Peso fórmula gramo (PF) Fracción molar (X)

EXPRESIONES DE LA CONCENTRACIÓN EN UNIDADES FÍSICAS

➤ Porcentual peso en peso:

Expresa los gramos de soluto puro disueltos en 100 gramos de solución o los gramos de soluto puro disueltos en 100 gramos de disolvente.

$$\% \text{ p / p de solución} \quad \text{o} \quad \% \text{ p / p de disolvente}$$

➤ Porcentual volumen en volumen:

Expresa los mililitros de soluto puro disueltos en 100 mililitros de solución o los mililitros de soluto puro disueltos en 100 mililitros de disolvente.

$$\% \text{ v / v de solución} \quad \text{o} \quad \% \text{ v / v de disolvente}$$

➤ Porcentual peso en volumen:

Expresa los gramos de soluto puro disueltos en 100 mililitros de solución o los gramos de soluto puro disueltos en 100 mililitros de disolvente.

% p / v de solución o % p / v de disolvente

Otras formas de expresar la concentración en unidades físicas:

➤ gramos de soluto puro en un litro de solución g / L

➤ miligramos de soluto puro en un litro de solución mg / L

Esta forma de expresar la concentración se conoce también como partes por millón o ppm.

➤ microgramos de soluto puro en un litro de solución ($1 \mu\text{g} = 10^{-6} \text{g}$) $\mu\text{g} / \text{L}$

Esta forma de expresar la concentración se conoce también como partes por billón o ppb.

EXPRESIONES DE LA CONCENTRACIÓN EN UNIDADES QUÍMICAS

➤ Molaridad (M):

Expresa el número de moles de soluto puro contenido en un litro de solución.

El número de moles se calcula con la siguiente expresión:

$$n = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{PM de soluto}}$$

➤ Molalidad (m):

Expresa el número de moles de soluto puro contenido en un kilogramo de disolvente.

➤ Normalidad (N):

Expresa el número de equivalentes de soluto puro contenido en un litro de solución.

El número de equivalentes se calcula con la siguiente expresión:

$$n^{\circ} \text{ de Eq} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{PE}_q \text{ del soluto}}$$

Cálculo del peso equivalente gramo de distintas sustancias

hidruros:

$$\text{PE}_q = \frac{\text{PM del hidruro}}{n^{\circ} \text{ de átomos de hidrógeno}}$$

óxidos

$$\text{PE}_q = \frac{\text{PM del óxido}}{2 \times n^{\circ} \text{ de átomos de oxígeno}}$$

ácidos:

$$\text{PE}_q = \frac{\text{PM del ácido}}{n^{\circ} \text{ de hidrógenos ácidos}}$$

bases:

$$\text{PE}_q = \frac{\text{PM de la base}}{n^{\circ} \text{ de oxhidrilos}}$$

sales neutras:

$$\text{PE}_q = \frac{\text{PM de la sal}}{n^{\circ} \text{ de oxidación del metal} \times n^{\circ} \text{ de átomos del metal}}$$

oxidantes o reductores:

$$\text{PE}_q = \frac{\text{PM del soluto}}{n^{\circ} \text{ de electrones puestos en juego en la hemi - reacción}}$$

➤ Formalidad (F):

Expresa el número de pesos fórmulas de soluto contenido en un litro de solución.

Se utiliza para compuestos iónicos o especies que forman polímeros en solución.

➤ Fracción Molar (X):

Se define como el número de moles de un componente respecto del número total de moles de la solución.

$$X_{\text{solute}} = \frac{n_{\text{solute}}}{n_{\text{solute}} + n_{\text{solvente}}}$$

$$X_{\text{solvente}} = \frac{n_{\text{solvente}}}{n_{\text{solute}} + n_{\text{solvente}}}$$

$$X_{\text{solute}} + X_{\text{solvente}} = 1$$

PROBLEMAS UNIDADES FÍSICAS

1.- Se disuelven 7 g de cloruro de sodio en 43 g de agua. Calcular la concentración % p/p de solución.

- a) 16,28 % p/p c) 714,28 % p/p e) 3,5 % p/p
b) 14 % p/p d) 6,02 % p/p

2.- El carbonato de sodio normalmente se vende en forma de decahidrato ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) Calcular cuántos gramos de la sal hidratada se necesitan para preparar 250 g de solución al 10 % p/p.

- a) 10,79 g c) 67,45 g e) 674,5 g
b) 6745 g d) 9,26 g

3.- Se necesita preparar 60 mL de solución de cloruro de sodio al 17 % p/v. Calcular el peso de la sal que se usará.

- a) 10,2 g c) 352,94 g e) 102 g
b) 28,33 g d) 1,02 g

4.- Un paciente recibe nutrición parenteral, es decir, aporte de nutrientes por vía venosa. La solución utilizada contiene glucosa 20 % p/v como sustrato energético. En un adulto de 70 kg. el aporte de glucosa debe ser de 7,2 g/kg de peso por día. ¿Cuántos mL de solución deben administrarse por hora?

- a) 35 mL c) 2520 mL³ e) 9,4 mL
b) 1,46 mL d) 105 mL

5.- Cuando se evapora totalmente el disolvente de 50 g de una solución de sulfato de sodio, quedan 20 g de sal. ¿Cuál era porcentaje de la sal en la solución?

- a) 10 % p/p c) 6 % p/p e) 40 % p/p
b) 66,67 % p/p d) 28,57 % p/p

6.- Una enfermera debe suministrar a un paciente 50 g de lípidos empleando una solución al 10 % p/v. ¿Cuántos mL debe administrarle?

- a) 500 mL c) 300 mL e) 100 mL
b) 200 mL d) 400 mL

7.- ¿Cuántos gramos de agua deberán agregarse a 150 g de cloruro de sodio para obtener una solución al 20 % en peso?

- a) 10,67 g c) 750 g e) 900 g
b) 600 g d) 37,5 g

8.- El jugo gástrico humano contiene ácido clorhídrico como principal componente. Una muestra de 26,2 g de jugo gástrico posee $1,056 \times 10^{-3}$ moles de ácido clorhídrico. El porcentaje p/p de HCl en el jugo gástrico es:

- a) 5,28 % p/p c) 0,147 % p/p e) Faltan datos
b) 0,528 % p/p d) 0,19 % p/p

9.- 40 g de una solución acuosa contienen 8 g de soluto y su densidad es de $1,15 \text{ g/cm}^3$. Expresar la concentración en gramos de soluto por 100 g de disolvente (Dv).

- a) 2,56 % p/p Dv c) 16,66 % p/p Dv e) 25 % p/p Dv
b) 20 % p/p Dv d) 3,2 % p/p Dv

10.- El bromuro de hidrógeno se puede obtener industrialmente haciendo reaccionar bromuro de sodio con ácido fosfórico. Supóngase que para llevar a cabo la reacción necesitamos depositar en un reactor químico 3500 g de dicho ácido. Si el ácido fosfórico que se dispone posee una concentración del 27 % y su densidad es $1,15 \text{ g/mL}$. ¿Qué volumen del mismo deberíamos tomar?

- a) 11272,13 mL c) 821,74 mL e) 14907,4 mL
b) 12962,96 mL d) 945 mL

11.- Se hacen reaccionar 243 g de sulfuro de zinc con ácido clorhídrico de densidad $1,17 \text{ g/mL}$ y concentración 28 % en peso. Calcular el volumen de ácido necesario para que reaccione totalmente con la sal.

- a) 271,47 mL c) 419,75 mL e) 279,12 mL
b) 558,2 mL d) 764,13 mL

12.- Calcular el volumen de una solución de ácido clorhídrico de densidad 1,17 g/mL y concentración 36 % en peso necesario para reaccionar totalmente con 176 g de sulfuro ferroso.

- a) 475,57 mL c) 347,41 mL e) 61,63 mL
 b) 502,57 mL d) 45,02 mL

13.- El agua de mar contiene 0,412 gramos de Ca^{2+} por kilogramo de agua. ¿Cuál es la concentración de Ca^{2+} en ppm?

- a) 412 ppm c) 41,2 ppm e) 4120 ppm
 b) 0,412 ppm d) 4,12 ppm

14.- Se quiere preparar una solución de sal en agua de forma que la concentración sea de 15 g de sal en 100 g de agua. Se dispone de 50 g de sal, calcular: ¿Qué cantidad de agua se precisa?

- a) 333,33 g c) 283,33 g e) 433,33 g
 b) 383,33 g d) 233,33 g

15.- ¿Cuántos mililitros de solución de ácido clorhídrico al 32 % p/p y $\delta = 1,16 \text{ g/mL}$ se necesitan para preparar 500 g de solución al 8 % p/p?

- a) 145 mL c) 107,75 mL e) 34,48 mL
 b) 68,97 mL d) 125 mL

16.- La obtención de vinos comprende una serie de reacciones complejas realizadas en su mayor parte por los microorganismos. La concentración inicial en azúcares, de la disolución de partida ("el mosto") es la que determina el contenido final en alcohol del vino. Si en la producción de determinado vino partiéramos de un mosto con una densidad de 1,093 g/mL y con un 11,5 % en peso de azúcar (se debe considerar a efectos del cálculo que el mosto está formado exclusivamente por azúcar y agua). Determine la concentración en g/L de solución.

- a) 12,57 g/L c) 129,9 g/L e) 125,7 g/L
 b) 1,257 g/L d) 12,99 g/L

17.- Calcular los gramos de ácido sulfúrico puro que están contenidos en 250 mL de una solución cuya densidad es 1,18 g/mL y posee una pureza del 80 %.

PROBLEMAS UNIDADES QUÍMICAS

1.- Calcular la concentración molar de soluto en una solución que contiene 0,25 moles de cloruro de sodio en $0,4 \text{ dm}^3$ de solución.

- a) 6,25 M c) 0,1 M e) 1 M
b) 0,625 M d) 10 M

2.- Normalmente el suero sanguíneo contiene cloruro de sodio en concentración aproximada de 0,14 M. ¿Qué volumen de suero contendrá 1 mg de cloruro de sodio?

- a) 1,22 mL c) 122 mL e) 0,122 mL
b) 12,2 mL d) 0,0122 mL

3.- Si tenemos una solución de carbonato de litio rotulada como 0,15 M. ¿Cuántos moles de soluto hay en 250 cm^3 de la misma?

- a) 3,7 moles c) 0,6 moles e) 0,037 moles
b) 0,37 moles d) 6 moles

4.- Para el análisis químico del contenido de alcohol en un vino se emplea una solución acuosa de dicromato de potasio 0,2 M. ¿Cuántos gramos de soluto serán necesarios para preparar 1 L de esta solución?

- a) 58,8 g c) 51 g e) 0,588 g
b) 5,88 g d) 5,1 g

5.- Calcular la masa de permanganato de potasio necesaria para preparar 250 mL de solución 0,038 M.

- a) 1,501 g c) 1,8715 g e) 150,1 g
b) 15,01 g d) 18,715 g

6.- ¿Cuántos miliequivalentes de ácido sulfúrico hay en 100 mL de solución 0,25 N?

- a) 2,5 meq c) 250 meq e) 0,25 meq
b) 25 meq d) 2500 meq

7.- Calcular la masa de soluto que debería añadirse a 250 g de agua para preparar una solución 0,2 m de nitrato de potasio.

- a) 50,5 g c) 5,05 g e) 0,7 g
 b) 0,505 g d) 7 g

8.- ¿Qué peso de sulfato de aluminio se necesita para preparar 3000 g de solución 2,5 m?

- a) 138,27 g c) 13,827 g e) 25,65 g
 b) 1382,74 g d) 2,565 g

9.- ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio hidratado, que contienen 12 % en peso de agua, se necesita para preparar 60 L de solución 0,5 N?

- a) 1200 g c) 120 g e) 13,6363 g
 b) 136,363 g d) 1363,63 g

10.- Una solución acuosa de ácido nítrico 1,5 M tiene una densidad de 1,049 g/mL. ¿Cuál es la molalidad de la solución?

- a) 15,71 m c) 1,665 m e) 99 m
 b) 16,65 m d) 1,571 m

11.- ¿Cuántos gramos de potasa cáustica con 83 % de pureza en hidróxido de potasio se necesitan para preparar 800 mL de solución 3 M?

- a) 16,1924 g c) 1619,24 g e) 13,44 g
 b) 161,924 g d) 134,4 g

12.- Se prepara una solución disolviendo 86,53 g de carbonato de sodio en agua, en un matraz volumétrico de 1000 mL, añadiendo agua hasta el aforo y mezclando. La densidad de la solución es 1,081 g/mL. Determinar la normalidad de la solución.

- a) 0,816 N c) 8,16 N e) 0,1632 N
 b) 16,32 N d) 1,632 N

13.- ¿Cuál es el volumen de solución de ácido clorhídrico concentrado (densidad 1,19 g/mL y concentración 38 % en peso) que se necesita para preparar 4,5 L de ácido 0,02 N?

- a) 8,64 mL c) 2,76 mL e) 7,26 mL
 b) 3,28 mL d) 72,6 mL

14.- Cuando el blanqueador hipoclorito de sodio se mezcla con el ácido clorhídrico presente en ciertos limpiadores líquidos para inodoros tiene lugar la siguiente reacción: hipoclorito de sodio + ácido clorhídrico → cloro + hidróxido de sodio. ¿Cuántos moles y cuántos gramos de cloro se producen al mezclar 250 mL de ácido clorhídrico 2 M con un exceso de hipoclorito de sodio?

- a) 5 moles y 355 g d) 0,5 moles y 35,5 g
 b) 0,05 moles y 3,55 g e) 0,1 mol y 7,1 g
 c) 1 mol y 71 g

15.- La destilación de ácido clorhídrico produce una solución concentrada conocida como “ácido clorhídrico de punto de ebullición constante o mezcla azeotrópica” que contiene un 20,22 % en peso de soluto (el resto es agua) y que tiene una densidad de 1,096 g/mL. Calcular la molalidad y la normalidad de la mezcla azeotrópica.

- a) 6,072 m y 6,033 N d) 69,44 m y 0,1 N
 b) 0,6072 m y 0,6072 N e) 6,944 m y 6,072 N
 c) 0,6944 m y 10 N

16.-Dada una solución formada por 26,5 g de carbonato de sodio en 500 mL de solución. Calcular su Normalidad y Molaridad.

- a) 0,5 N y 1 M d) 1,55 N y 0,77 M
 b) 0,77 N y 1,55 M e) 2 N y 1 M
 c) 1 N y 0,5 M

17.- Una solución acuosa contiene 37,3 g de cloruro de potasio, 69 g de etanol (CH₃CH₂OH) y 360 g de agua. Calcular la Molaridad y la molalidad de la solución de cloruro de potasio si la densidad de la misma es de 0,9764 g/mL. Considerar que el etanol y el agua son el solvente.

- a) 1,05 M y 1,166 m d) 0,525 M y 0,583 m
 b) 2,1 M y 2,332 m e) 1,05 M y 2,332 m
 c) 1,05 M y 1,05 m

d) 0,0726 M

e) 72,6 M

24.- Las bebidas cola habitualmente son $5,06 \cdot 10^{-3}$ M con respecto a ácido fosfórico.
¿Cuántos gramos de este ácido hay en 250 mL de esta bebida?

a) 1,24 g

c) 0,124 g

e) 12,4 g

b) 0,104 g

d) 1,04 g

25.- Determinar la normalidad de una solución que contiene 14,69 g de ácido fosfórico en 150 mL de la misma.

a) 0,3 N

c) 1 N

e) 0,1 N

b) 30 N

d) 3 N

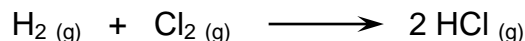
ESTEQUIOMETRÍA

Es el estudio de las relaciones cuantitativas (de masas, volúmenes o número de moles) entre reactivos y/o productos que participan de una reacción química. También sirve para determinar la cantidad proporcional de un determinado elemento que forma un compuesto.

Los cálculos involucrados en los problemas estequiométricos se realizan sobre la base de una ecuación química igualada. Los coeficientes de reactivos y productos dan información sobre las cantidades estequiométricas en las que se produce una reacción.

Conocer la cantidad de una determinada sustancia química presente en un alimento, en la sangre, en un medicamento, etc., constituye un dato importante para nutricionistas, médicos, farmacéuticos, etc. Para ello, en muchos casos es necesario establecer relaciones estequiométricas.

Por ejemplo, dada la siguiente reacción:



Se pueden establecer las siguientes relaciones:

Cantidad	$\text{H}_2 (\text{g})$	+	$\text{Cl}_2 (\text{g})$	\longrightarrow	$2 \text{HCl} (\text{g})$
Moles	1 mol		1 mol		2 moles
Moléculas	$6,023 \cdot 10^{23}$ moléc.		$6,023 \cdot 10^{23}$ moléc.		$2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$ moléc.
Masas	2 g		71 g		73 g
Volúmenes	22,4 L		22,4 L		$2 \times 22,4$ L

También pueden establecerse relaciones entre moles y masas, moles y volúmenes, masas y volúmenes, etc.

Para resolver problemas de estequiometría es necesario tener en cuenta los siguientes conceptos:

Peso molecular gramo: es el peso molecular relativo expresado en gramos.

Para cualquier sustancia puede determinarse sumando los pesos atómicos relativos de todos los elementos que constituyen la molécula.

Mol: cantidad de materia que contiene el número de Avogadro ($6,023 \times 10^{23}$) de partículas elementales (moléculas, átomos, iones, etc.)

Volumen Molar: es el volumen que ocupa 1 mol de cualquier sustancia al estado gaseoso en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) y su valor es de 22,4 litros.

Las condiciones normales de presión y temperatura son: $P = 1 \text{ atm}$, $T = 273 \text{ K}$.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg}$$

$$273 \text{ K} = 0 \text{ }^\circ\text{C}$$

Rendimiento de una Reacción

Cuando se resuelven problemas estequiométricos en la mayoría de los casos se realiza la suposición tácita de que todas las moléculas del reactivo se convierten en productos. En realidad, son pocas las reacciones que se comportan de esta manera. La mayoría de las veces, las moléculas reaccionan según lo esperado, pero también ocurren procesos llamados reacciones colaterales. Así, la cantidad de productos que se forman, lo que se conoce como **rendimiento** de la reacción, por lo general es menor que la cantidad pronosticada por los cálculos.

La cantidad de producto que en realidad se forma en una reacción, dividida por la cantidad teóricamente posible y multiplicada por 100%, se conoce como **rendimiento porcentual** de la reacción.

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{\text{Cantidad del producto obtenido}}{\text{Cantidad teórica del producto}} \times 100$$

Reactivo Limitante

A los efectos de interpretar el concepto de reactivo limitante, veremos un ejemplo práctico de limitación en una producción. Si en una fábrica de automóviles se dispone de 1000 faros delanteros y 600 carrocerías, ¿cuál sería el número máximo de coches completos, que se podrían armar? Evidentemente la respuesta

es 500, ya que cada automóvil lleva dos faros, con lo que sobrarían 100 carrocerías. Es decir que en este caso, los faros constituyen el insumo limitante de la producción de automóviles.

Equivalentemente, podemos decir que un reactivo limitante *es aquél que en una reacción química, determina la cantidad de producto/s que se formará/n.*

PROBLEMAS DE APLICACIÓN

1.- ¿Cuántos gramos de sulfuro de aluminio se podrán obtener a partir de 135 g de hidróxido de aluminio por reacción con sulfuro de sodio?

- a) 1,29 g de sulfuro de aluminio
- b) 259,6 g de sulfuro de aluminio
- c) 129,8 g de sulfuro de aluminio
- d) 295 g de sulfuro de aluminio
- e) 29,5 g de sulfuro de aluminio

2.- El sodio es un metal que reacciona en forma instantánea con agua para dar gas hidrógeno y una disolución de hidróxido de sodio. ¿Cuántos gramos de sodio metálico se necesitan para obtener 7,81 g de hidrógeno?

- a) 89,81 g de sodio
- b) 359,26 g de sodio
- c) 16,04 g de sodio
- d) 8,02 g de sodio
- e) 179,63 g de sodio

3.- Se quieren preparar 3000 kg de amoníaco al estado gaseoso a partir de nitrógeno e hidrógeno. Calcular la masa de hidrógeno y el volumen de nitrógeno gaseoso medido en CNPT necesarios para la reacción.

- a) 529,41 g de hidrógeno y 1976,47 L de nitrógeno
- b) 666,67 g de hidrógeno y 1866,67 L de nitrógeno
- c) 666666,67 g de hidrógeno y 1866666,67 L de nitrógeno
- d) 529411,76 g de hidrógeno y 1976470,58 L de nitrógeno
- e) 52941,17 g de hidrógeno y 197647,05 L de nitrógeno

4.- ¿Cuántos litros de anhídrido hipocloroso en CNPT y cuántos gramos de agua son necesarios para obtener 80 gramos de ácido hipocloroso?

- a) 8,53 L de anhídrido hipocloroso y 6,85 g de agua
- b) 17,06 L de anhídrido hipocloroso y 13,71 g de agua
- c) 13,08 L de anhídrido hipocloroso y 10,51 g de agua
- d) 13,08 L de anhídrido hipocloroso y 105,1 g de agua
- e) 17,06 L de anhídrido hipocloroso y 137,1 g de agua

5.- Calcular la masa y el volumen de cloro en CNPT que se obtienen al tratar 80 g de dióxido de manganeso con exceso de ácido clorhídrico, dando como productos cloruro de manganeso (II), agua y cloro.

- | | |
|-------------------------------|-------------------------------|
| a) 65,28 g y 41,18 L de cloro | d) 20,59 g y 65,28 L de cloro |
| b) 32,64 g y 20,59 L de cloro | e) 65,28 g y 20,59 L de cloro |
| c) 32,64 g y 41,18 L de cloro | |

6.- El yoduro de sodio es oxidado por el ácido sulfúrico, dando como productos yodo, sulfato de sodio, sulfuro de hidrógeno y agua. Si reaccionan 8 g de yoduro de sodio con cantidad suficiente de ácido sulfúrico, se obtienen:

- | | |
|-------------------------------|-------------------|
| a) 1,89 g de sulfato de sodio | d) 6,77 g de yodo |
| b) 0,95 g de sulfato de sodio | e) 3,38 g de yodo |
| c) 13,55 g de yodo | |

7.- Al hacer reaccionar cloro con hidróxido de potasio en caliente se generan cloruro de potasio, clorato de potasio y agua. Si se desean obtener 40 g de clorato de potasio, ¿cuántos litros de cloro en CNPT serán necesarios?

- | | |
|---------------------|---------------------|
| a) 7,31 L de cloro | d) 65,82 L de cloro |
| b) 21,94 L de cloro | e) 67,2 L de cloro |
| c) 10,97 L de cloro | |

8.- El agua oxigenada produce oxígeno cuando reacciona con dicromato de potasio en presencia de ácido sulfúrico y el Cr (VI) se reduce a Cr (III). Calcule cuántos moles de oxígeno se producen cuando reaccionan 10 g de agua oxigenada con cantidad suficiente de dicromato de potasio.

- | | |
|--------------------------|--------------------------|
| a) 0,29 moles de oxígeno | d) 9,41 moles de oxígeno |
| b) 0,59 moles de oxígeno | e) 0,09 moles de oxígeno |
| c) 6,59 moles de oxígeno | |

9.- Los nitratos son compuestos térmicamente inestables. En condiciones controladas, el nitrato mercúrico se descompone al calentarlo dando mercurio, dióxido de nitrógeno y oxígeno. Si se producen 5,34 litros de dióxido de nitrógeno medidos a una presión de 1,25 atm y una temperatura de 25 °C, ¿cuántos gramos de nitrato mercúrico reaccionaron?

- a) 38,69 g de nitrato mercúrico
- b) 44,36 g de nitrato mercúrico
- c) 77,38 g de nitrato mercúrico
- d) 88,61 g de nitrato mercúrico
- e) 35,15 g de nitrato mercúrico

10.- La descomposición térmica del sulfato de hierro (II) produce óxido férrico, anhídrido sulfuroso y anhídrido sulfúrico. Si se calientan 50 g de sulfato ferroso, calcule cuántos litros de anhídrido sulfúrico se producen considerando que es recogido a 30 °C y 750 mmHg de presión.

- a) 3,68 L de anhídrido sulfúrico
- b) 7,37 L de anhídrido sulfúrico
- c) 8,34 L de anhídrido sulfúrico
- d) 4,14 L de anhídrido sulfúrico
- e) 310,62 L de anhídrido sulfúrico

11.- El cloro se prepara por electrólisis de una solución acuosa de cloruro de sodio, obteniéndose hidróxido de sodio, hidrógeno y cloro. Si se recogen 10 L de cloro a 2 atm y 20 °C, ¿cuántos gramos de cloruro de sodio reaccionaron?

- a) 52,32 g de cloruro de sodio
- b) 26,12 g de cloruro de sodio
- c) 18,63 g de cloruro de sodio
- d) 48,65 g de cloruro de sodio
- e) 97,33 g de cloruro de sodio

12.- Se hacen reaccionar 20 L de hidrógeno en CNPT con aluminio metálico en cantidad suficiente. Considerando que el rendimiento de la reacción es del 90%, ¿cuántos gramos de hidruro de aluminio se obtienen?

- a) 17,85 g de hidruro de aluminio
- b) 12 g de hidruro de aluminio
- c) 23,3 g de hidruro de aluminio
- d) 16,07 g de hidruro de aluminio
- e) 25,89 g de hidruro de aluminio

13.- Se dejaron 2,16 g de calcio metálico expuestos al aire. Teniendo en cuenta que sólo el 80% del calcio se oxidó, ¿cuántos gramos de óxido de calcio se formaron?

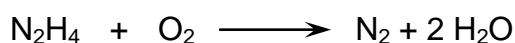
- a) 3,02 g de óxido de calcio
- b) 3,89 g de óxido de calcio
- c) 3,11 g de óxido de calcio
- d) 4,84 g de óxido de calcio
- e) 2,42 g de óxido de calcio

14.- El titanio es un metal fuerte y ligero, resistente a la corrosión, que se usa en la construcción de naves espaciales, aviones y armazones de bicicletas. Se obtiene

19.- ¿Qué ocurrirá si se hacen reaccionar 8,5 moles de cloro y 6,4 moles de aluminio para formar cloruro de aluminio?

- a) El reactivo limitante es el aluminio.
- b) Sobran 0,73 moles de cloro.
- c) Se forman 6,4 moles de cloruro de aluminio.
- d) Sobran 0,73 moles de aluminio.
- e) Se forman como máximo 4,67 moles de cloruro de aluminio.

20.- La hidracina, N_2H_4 , se utiliza como combustible en los cohetes espaciales. La ecuación de la reacción de combustión de la hidracina es:



¿Qué pasará si se hacen reaccionar 1 kg de hidracina y 2 kg de oxígeno?

- a) El reactivo limitante es el oxígeno
- b) Se producen 1,75 kg de nitrógeno
- c) Se producen 1400 L de nitrógeno en CNPT
- d) Se producen 2,25 kg de agua
- e) Queda en exceso 1 kg de oxígeno

21.- ¿Qué sucederá si una cinta de zinc metálico con una masa de 2 g se coloca en una disolución acuosa que contiene 2,5 g de nitrato de plata?

- a) Se forman 5,81 g de nitrato de zinc
- b) Se forman 6,65 g de plata
- c) Se producen 3,32 g de plata
- d) Se producen 1,59 g de plata
- e) Queda en exceso 0,47 g de zinc

22.- Calcular la masa de hidróxido de sodio necesaria para neutralizar 150 cm^3 de una solución 0,3 M de ácido sulfúrico.

- a) 3,6 g de hidróxido de sodio
- b) 0,24 g de hidróxido de sodio
- c) 1,8 g de hidróxido de sodio
- d) 3600 g de hidróxido de sodio
- e) 36,73 g de hidróxido de sodio

28.- Calcular el volumen de anhídrido carbónico producido a 25 °C y 700 mm Hg de presión cuando se hacen reaccionar 25 mL de una solución de ácido clorhídrico al 37% p/p y densidad 1,19 g/mL con 200 mL de una solución 2 M de carbonato de sodio.

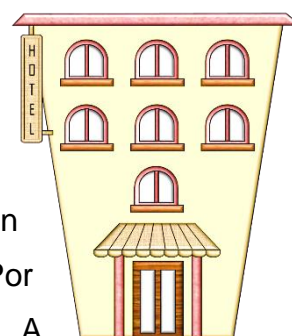
- a) 3,3776 L de anhídrido carbónico
- b) 4,0029 L de anhídrido carbónico
- c) 8,96 L de anhídrido carbónico
- d) 2,838 L de anhídrido carbónico
- e) 8,006 L de anhídrido carbónico

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Niveles energéticos del electrón

El átomo está constituido en su mayor parte por espacios vacíos donde los electrones se mueven libremente. Es decir que los electrones poseen energía. Sin embargo, no todos poseen la misma energía. Por el contrario, los electrones se agrupan en distintos niveles energéticos.

Podemos imaginar los niveles de energía de los electrones en un átomo comparándolos con un “hotel de electrones” (original: Parravicini O. (2022)). Los pisos del hotel representan los distintos *niveles* de energía. Cada piso tiene alas que representarían los *subniveles* de energía y un cierto número de habitaciones disponibles u *orbitales*. Por supuesto, los electrones serían los huéspedes de este hotel. A



medida que pasamos de un piso a otro superior, subimos de nivel de energía. Es decir, cuanto más alejado esté el piso respecto de la planta baja (el núcleo), mayor será su energía. Cada habitación puede contener 0, 1 o 2 electrones. Y Las habitaciones, las alas y los pisos se completarían en orden creciente de energía: primero los pisos más bajos y luego los más elevados. En síntesis, la ubicación y la energía de los electrones se especifican empleando los términos *nivel*, *subnivel* y *orbital*.

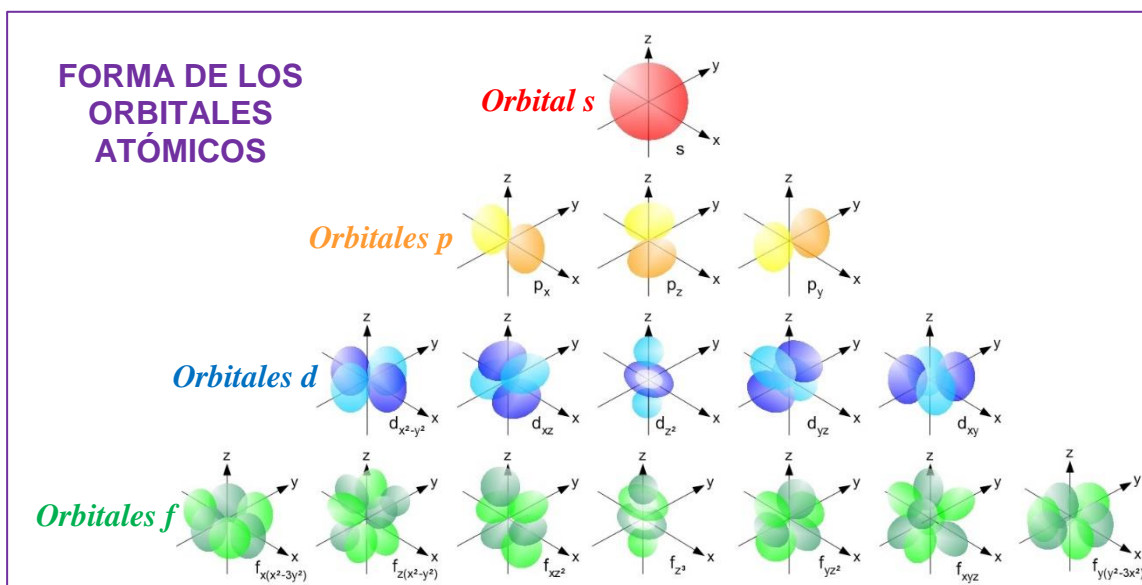
La ubicación de electrones en un nivel está indicada por el número cuántico principal, simbolizado con la letra **n**. El número **n** toma valores enteros positivos comenzando desde **n=1**. El valor **n** del nivel de menor energía es 1, el siguiente es 2, luego 3, y así sucesivamente. Valores de **n** más altos se corresponden con energías más altas del electrón y mayor distancia al núcleo. Por ejemplo, los electrones de la tercera capa tienen todos **n=3** y poseen mayor energía que los electrones con **n=1**. Además, están ubicados más lejos del núcleo que estos últimos.

A su vez, cada nivel está formado por distintos subniveles. Cada subnivel se designa con las letras *s*, *p*, *d* y *f*. La energía de un electrón queda identificada claramente empleando una combinación del número del nivel y de la letra correspondiente al subnivel. Así, la energía de un electrón que se encuentra en el

subnivel p del nivel 3, se indica como $3p$. Todos los electrones ubicados en el mismo subnivel, poseen la misma energía. El número de subniveles que pueden encontrarse en cada nivel es igual al valor de n para un nivel en particular. Es decir, en el nivel 1 hay un subnivel de energía; en el nivel 2, dos subniveles; etc. Además, el número máximo de electrones permitidos en cada nivel energético está dado por $2n^2$. Por lo tanto, el nivel $n=1$, puede albergar $2 \times 1^2 = 2$ electrones. El nivel $n=2$, $2 \times 2^2 = 8$ electrones, y así sucesivamente. Esto se resume en la siguiente tabla:

Nivel principal de energía	Número máximo de electrones por nivel
1	2
2	8
3	18
4	32

La descripción de la ubicación y energía de los electrones alrededor del núcleo, se completa especificando el orbital. Cada subnivel consiste en uno o más orbitales atómicos, que son volúmenes específicos del espacio, que rodean el núcleo, en los cuales se mueven los electrones. Estos volúmenes tienen formas características, dependiendo de la energía de los electrones que contienen. Todos los subniveles s consisten en un único orbital. Todos los subniveles p consisten en tres orbitales. Todos los subniveles d contienen cinco orbitales. Todos los subniveles f contienen siete orbitales. Considerando el número máximo de electrones por nivel y el número de orbitales por subnivel, se deduce que cada orbital dentro de un subnivel puede contener un máximo de dos electrones.



Resumiendo:

Nivel de energía (n)	Nº de subniveles en el nivel	Subnivel de energía	Denominación	Número de orbitales por subnivel	Número máximo de electrones	
					En el subnivel	En el nivel
1	1	s	1s	1	2	2
2	2	s	2s	1	2	8
		p	2p	3	6	
3	3	s	3s	1	2	18
		p	3p	3	6	
		d	3d	5	10	
4	4	s	4s	1	2	32
		p	4p	3	6	
		d	4d	5	10	
		f	4f	7	14	

ACTIVIDAD 1

- 1.- ¿Cuál es número de subniveles de energía en el nivel $n=2$?
- 2.- ¿Cuál es número de subniveles de energía en el nivel $n=3$?
- 3.- ¿Cómo designaría los subniveles de energía del nivel 3?

- 4.- ¿Cuántos electrones puede contener como máximo un orbital?
- 5.- ¿Cuántos electrones puede contener como máximo un subnivel *p*?
- 6.- ¿Cuántos electrones puede contener como máximo el nivel 4?

El ordenamiento electrónico en los átomos. Electrones de valencia. Configuración electrónica.

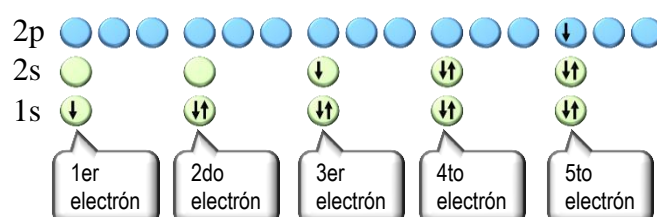
Las similitudes en las propiedades químicas entre los elementos están relacionadas al número de electrones que se encuentran en los niveles energéticos más externos o más alejados del núcleo. Estos electrones se denominan **electrones de valencia** y son los que intervienen en los enlaces químicos. Los elementos representativos de un mismo grupo de la tabla periódica tienen igual número de electrones de valencia. Por ejemplo, el litio (Li), que pertenece al grupo I A, posee un único electrón de valencia y, por lo tanto, puede aportar un solo electrón al formar enlaces.

A partir de estas consideraciones, se puede plantear cómo se distribuyen los electrones en el átomo, identificando cuántos electrones hay en cada nivel y subnivel de energía. Se denomina **configuración electrónica** de un elemento a la expresión simbólica de la distribución de los electrones en niveles y subniveles.

Para ello se indica:

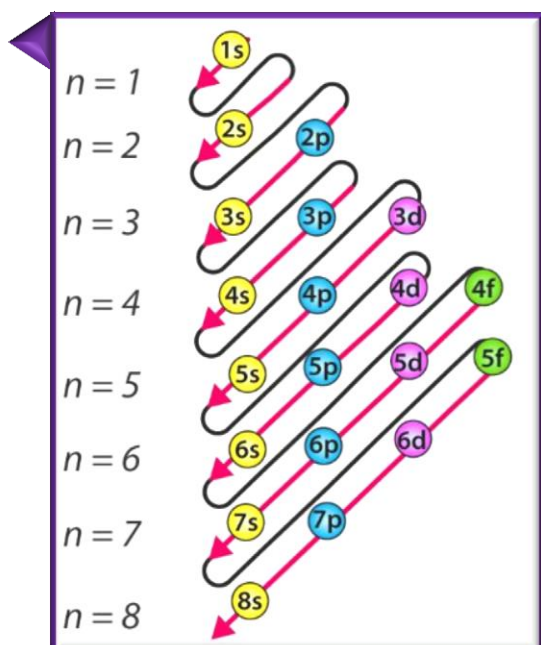
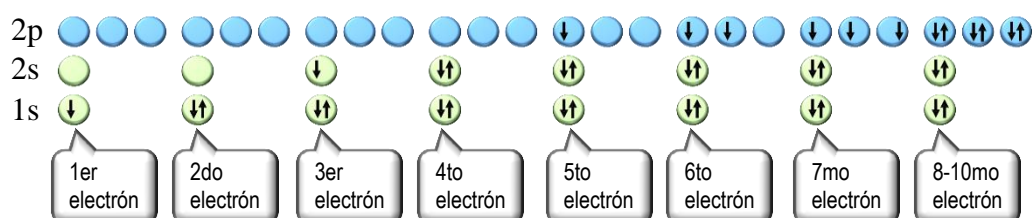
- 1- El número **n** de nivel de energía.
- 2- El subnivel de energía con la letra correspondiente (*s*, *p*, *d* o *f*).
- 3- El número de electrones en el subnivel como superíndice. La suma de los superíndices indica el total de electrones en el átomo.

Los electrones se ubican en un átomo de tal manera que les corresponda el menor valor de energía posible. Por lo tanto, el primer electrón se ubicará en el orbital 1s (nivel **n**=1; subnivel *s*). El segundo electrón se unirá al primero y llenará completamente el orbital 1s, el subnivel 1s y la primera capa, ya que un orbital se llena cuando contiene dos electrones. El tercer electrón tendrá que ocupar el



subnivel de menor energía del segundo nivel ($n=2$), es decir, el subnivel 2s. El cuarto electrón también ocupará y llenará el subnivel 2s. El quinto electrón debe buscar el siguiente subnivel de mayor energía, que es el 2p.

El subnivel 2p contiene tres orbitales 2p, por lo que el sexto electrón puede unirse al quinto en el orbital 2p ocupado o entrar en un orbital 2p vacío. Aquí debemos considerar **la regla de Hund**, la cual establece que “*los electrones no se unirán a otros electrones en un orbital si hay disponible un orbital vacío de la misma energía*”. Es decir, el sexto electrón se ubicará en el segundo orbital 2p vacío. El séptimo electrón añadido ocupará el último orbital 2p y los electrones octavo, noveno y décimo se emparejarán con los que ya se encuentran en los orbitales 2p. El décimo electrón llena la subcapa 2p, completando así el segundo nivel. Este comportamiento se puede observar en la siguiente figura:



La secuencia de llenado de los subniveles sigue un determinado patrón según su energía creciente, denominado **principio de Aufbau**. El **diagrama de Möller**, a la izquierda, es una regla nemotécnica que permite conocer esta ordenación energética.

Es importante notar que algunos subniveles de baja energía de una capa específica tienen menor energía que el subnivel superior de una capa anterior. Por ejemplo, el subnivel 4s tiene energía más baja que el subnivel 3d y el 5s menor que el

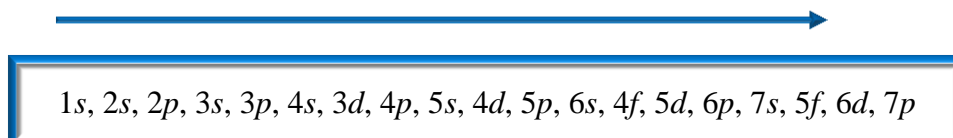
4d. Como los orbitales se llenan de acuerdo con estados de energía crecientes, estas alteraciones se deben tener en cuenta para escribir correctamente la configuración electrónica de los distintos elementos.

ACTIVIDAD 2

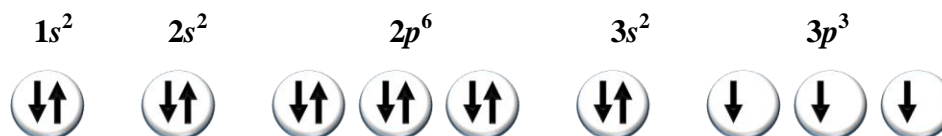
Para comprender mejor cómo escribir la configuración electrónica de un elemento, analicemos el siguiente ejemplo.

Escribir la configuración electrónica del elemento con $Z=15$ e indicar el número de electrones desapareados.

El orden de llenado de los subniveles es el siguiente:



Sólo se utilizarán los subniveles necesarios para contener 15 electrones. Por lo tanto, la configuración se escribe como se muestra a continuación.



En este caso, los círculos representan orbitales y las flechas representan electrones. Es evidente que no se necesitan subniveles más allá de $3p$ porque ese subnivel contiene sólo 3 electrones. Por su parte, los subniveles $1s$, $2s$, $2p$ y $3s$ están completos. Por el contrario, el subnivel $3p$ está medio lleno, con un electrón en cada uno de sus tres orbitales. Se dice que estos tres electrones están desapareados.

Escribir la configuración electrónica de:

- Na
- Elemento con $Z=9$
- Elemento del grupo IV A, período 2.
- Elemento con $Z=13$
- Elemento del grupo VII A, período 3.

Representativos, Transición y Gases Nobles

La tabla periódica se vuelve más útil cuando la interpretamos en términos de las configuraciones electrónicas de los elementos en diversas áreas. En la siguiente figura se muestra una división de la tabla periódica en cuatro áreas según el tipo de subnivel ocupado por el electrón de mayor energía en el átomo. Es importante notar que el área *s* tiene 2 columnas (elementos) de ancho, el área *p* tiene 6 columnas de ancho, el área *d* tiene 10 columnas de ancho y el área *f* tiene 14 columnas de ancho, exactamente el número de electrones necesarios para llenar las subcapas *s*, *p*, *d* y *f*, respectivamente.

1 1.008 H HIDRÓGENO																	2 4.0026 He HELIO															
Área <i>s</i>																Área <i>p</i>																
3 6.94 Li LITIO	4 9.0122 Be BERILIO																	5 10.81 B BORO	6 12.011 C CARBONO	7 14.007 N NITRÓGENO	8 15.999 O OXÍGENO	9 18.998 F FLÚOR	10 20.180 Ne NEÓN									
11 22.990 Na SODIO	12 24.305 Mg MAGNESIO																	13 26.982 Al ALUMINIO	14 28.085 Si SILICIO	15 30.974 P FÓSFORO	16 32.06 S AZUFRE	17 35.45 Cl CLORO	18 39.948 Ar ARGÓN									
19 39.098 K POTASIO	20 40.078 Ca CALCIO	21 44.956 Sc ESCANDIO	22 47.867 Ti TITANIO	23 50.942 V VANADIO	24 51.996 Cr CROMO	25 54.938 Mn MANGANESO	26 55.845 Fe HIERRO	27 58.933 Co COBALTO	28 58.693 Ni NIQUEL	29 63.546 Cu COBRE	30 65.38 Zn ZINC	31 69.723 Ga GALIO	32 72.64 Ge GERMANIO	33 74.922 As ARSENICO	34 78.971 Se SELENO	35 79.904 Br BROMO	36 83.798 Kr KRIPTON															
37 85.468 Rb RUBIDIO	38 87.62 Sr ESTRONCIO	39 88.906 Y YTRIO	40 91.224 Zr CIRCONIO	41 92.906 Nb NIOBIO	42 95.95 Mo MOLIBDENO	43 (98) Tc TECNICIO	44 101.07 Ru RUTENIO	45 102.91 Rh RODIO	46 106.42 Pd PALADIO	47 107.87 Ag PLATA	48 112.41 Cd CADMIO	49 114.82 In INDIO	50 118.71 Sn ESTAÑO	51 121.76 Sb ANTIMONIO	52 127.60 Te TELURO	53 126.90 I YODO	54 131.29 Xe XENÓN															
55 132.91 Cs CESIO	56 137.33 Ba BARIO	57-71 La-Lu Lantánidos	72 178.49 Hf HAFNIO	73 180.95 Ta TANTALO	74 183.84 W WOLFRAMIO	75 186.21 Re RENO	76 190.23 Os OSMIO	77 192.22 Ir IRIDIO	78 195.08 Pt PLATINO	79 196.97 Au ORO	80 200.59 Hg MERCURIO	81 204.38 Tl TALIO	82 207.2 Pb PLOMBO	83 208.98 Bi BISMUTO	84 (209) Po POLONIO	85 (210) At ASTATO	86 (222) Rn RADÓN															
87 (223) Fr FRANCIO	88 (226) Ra RADIO	89-103 Ac-Lr Actínidos	104 (267) Rf RIFERFORIO	105 (268) Db DUBNIO	106 (271) Sg SEABORGIO	107 (272) Bh BOHRIO	108 (277) Hs HASSIO	109 (276) Mt MEITNERIO	110 (281) Ds DARMSHTADTIO	111 (280) Rg ROENTGENIO	112 (285) Cn COPERNICIO	113 (...) Uut UNUNTRO	114 (287) Fl FLEROVIO	115 (...) Uup UNUNPENTIO	116 (291) Lv LIVERMORIO	117 (...) Uus UNUNSEPTIO	118 (...) Uuo UNUNOCTIO															
Área <i>s</i>		Área <i>d</i>										Área <i>p</i>																				
																		Área <i>f</i>														
																		57 138.91 La LANTANO	58 140.12 Ce CERIO	59 140.91 Pr PRASEODIMIO	60 144.24 Nd NEODIMIO	61 (145) Pm PRIMETIO	62 150.36 Sm SAMARIO	63 151.96 Eu EUROPIO	64 157.25 Gd GADOLINIO	65 158.93 Tb TERBIO	66 162.50 Dy DISPROSIO	67 164.93 Ho HOLMIO	68 167.26 Er ERBIO	69 168.93 Tm TULIO	70 173.05 Yb YTERBIO	71 174.97 Lu LUTECIO
																		89 (227) Ac ACTINIO	90 232.04 Th TORIO	91 231.04 Pa PROTACTINIO	92 238.03 U URANIO	93 (237) Np NEPTUNIO	94 (244) Pu PLUTONIO	95 (243) Am AMERICIO	96 (247) Cm CURIO	97 (247) Bk BERKELIO	98 (251) Cf CALIFORNIO	99 (252) Es EINSTEINIO	100 (257) Fm FERMIO	101 (258) Md MENDELEVIO	102 (259) No NOBELIO	103 (262) Lr LAWRENCIO

La configuración electrónica también permite clasificar los elementos de la tabla periódica en:

Elementos representativos: Son los que se encuentran en las áreas *s* y *p* de la tabla periódica, sin incluir los gases nobles. Los electrones de valencia de este grupo de elementos llenan parcial o completamente un subnivel *s*: grupos I A (1) y II A (2); o parcialmente un subnivel *p*: grupos IIIA (13), IVA (14), VA (15), VIA (16) y VIIA (17). La mayoría de los elementos comunes son elementos representativos.

Elementos de transición: Son los elementos contenidos en el área *d* de la tabla periódica: grupos III B – VIII B y I B – II B (3-12).

Elementos de transición interna: Son los elementos contenidos en el área *f* de la tabla periódica: lantánidos y actínidos.

Gases nobles: Forman el grupo de elementos que se encuentran en el extremo derecho de la tabla periódica: grupo VIII A (18). Todos son gases a temperatura ambiente y no reaccionan con la mayoría de las otras sustancias. Con la excepción del helio, el primer miembro del grupo, los gases nobles se caracterizan por presentar los subniveles *s* y *p* de la capa más alta ocupada completos.

ACTIVIDAD 3

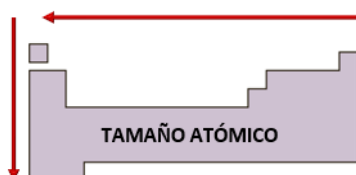
Clasificar los siguientes elementos según sean elementos representativos, de transición, de transición interna o gases nobles. Indicar en cada caso el subnivel ocupado por el electrón de mayor energía en el átomo.

Ba, S, Ne y Zn

Otras tendencias en la tabla periódica

Otras propiedades también siguen tendencias periódicas y pueden observarse fácilmente.

- a) El **tamaño de un átomo**: es el radio de una esfera que se extiende desde el centro del núcleo del átomo hasta la ubicación de los electrones más externos alrededor del núcleo. En un período aumenta de derecha a izquierda y en un grupo aumenta de arriba hacia abajo.

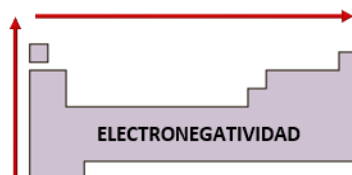


- b) La **energía de ionización**: es la energía necesaria para remover el electrón más débilmente unido al núcleo de un átomo en el estado gaseoso (el electrón más externo) para formar un ion positivo. Este valor aumenta al subir por un grupo de la tabla periódica y aumenta en un período de izquierda a

derecha. En general, la energía de ionización es baja para los metales y alta para los no metales.



- c) La **electronegatividad**: es la capacidad que posee un elemento para atraer electrones de un enlace cuando se encuentra unido a otro formando un enlace. Esta propiedad aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un periodo y de abajo hacia arriba en un grupo.



EJERCICIOS DE AUTOEVALUACIÓN

- 1.- Según el modelo atómico de Bohr, ¿qué electrón posee mayor energía?
 - a) Un electrón en un orbital cercano al núcleo
 - b) Un electrón en un orbital externo

- 2.- ¿Cuál es el máximo número de electrones que pueden ocupar un orbital?

- 3.- ¿Cuál es el máximo número de electrones que pueden ocupar un subnivel p ?

- 4.- ¿Cuál es el máximo número de electrones que pueden ocupar el nivel $n=3$?

- 5.- ¿Qué característica comparten los elementos de un mismo grupo?

- 6.- ¿Cuántos electrones de valencia tienen los siguientes elementos?

Na	Cr	P	At
----	----	---	----

- 7.- Escribir la configuración electrónica de:
 - a) Elemento con $Z=13$
 - b) Elemento del grupo II A, periodo 3

- 8.- Indicar 3 elementos metálicos, 3 no metálicos y 3 semimetales.

- 9.- Indicar 2 elementos representativos, 2 elementos de transición, 2 elementos de transición interna y 2 gases nobles.

- 10.- Escriba la configuración electrónica de los siguientes elementos: $_{42}\text{Mo}$, $_{47}\text{Ag}$, $_{15}\text{N}$, $_{17}\text{Cl}$, $_{20}\text{Ca}$, $_{36}\text{Kr}$, $_{13}\text{Al}$, $_{50}\text{Sn}$. Indique a qué grupo y período pertenecen cada uno de ellos. En el caso de que presenten estabilidad adicional, mencione a qué tipo corresponde.

- 11.- Escriba la configuración electrónica de los siguientes iones: Mg^{2+} , F^- , S^{2-} , K^+ , Zn^{2+} , Au^+ , Pb^{4+} , Pb^{2+} .

12.- Considerando las tendencias periódicas indicar cuál de los siguientes elementos de cada ítem, presenta mayor electronegatividad, mayor potencial de ionización, mayor tamaño atómico y mayor poder reductor:

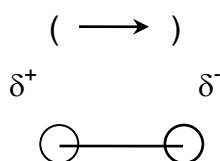
- a) A (Z=14) y B (Z=15)
- b) A (Z=20) y B (Z=38)
- c) A (Z=9) y B (Z=19)

ELECTRONEGATIVIDAD - POLARIDAD EN LOS ENLACES.

Electronegatividad: es la capacidad que posee un elemento para atraer los electrones de un enlace, cuando se encuentra unido a otro/s elemento/s formando un compuesto.

Cuando las moléculas diatómicas son *homonucleares*, el par de electrones del enlace covalente es igualmente compartido por los dos átomos.

En el caso de moléculas diatómicas *covalentes heteronucleares*, el átomo más electronegativo atrae con más fuerza el par compartido de electrones y desarrolla sobre sí un diferencial de carga negativa (δ^-), por lo tanto el otro átomo adquiere un diferencial de carga positiva de igual magnitud (δ^+). Se dice que estos enlaces covalentes son *polares*, y el dipolo generado se puede simbolizar por medio de un vector apuntando hacia el polo negativo.

**PROBLEMAS**

- 1.- ¿Cuáles de las siguientes moléculas son *polares* y cuáles *no polares*? ($\mu \neq 0$ ó $\mu = 0$): Cl_2 , HI , CsBr , LiF , IBr , O_2 , MgO , CuF .
- 2.- Predecir cuáles de los compuestos del problema anterior, serán iónicos o covalentes, mediante el cálculo de la diferencia de electronegatividades.

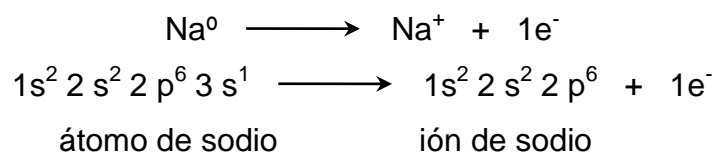
REGLA DEL OCTETO Y ESTRUCTURAS DE LEWIS

En 1916 W. Kossel y G. Lewis propusieron explicar el enlace entre los átomos, mediante la denominada *regla del octeto*. Esta regla establece que cuando se forma un enlace químico, los átomos adquieren, ceden o comparten electrones, de manera

que la capa electrónica más externa o de valencia de cada átomo contenga 8 electrones (excepto para hidrógeno que tendrá 2 electrones).

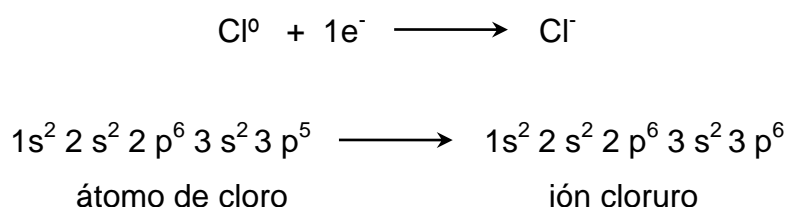
Esta regla se basa en el hecho de que todos los gases nobles, excepto el helio, tienen esta estructura de 8 electrones. La estabilidad química del gas noble se atribuye a esta configuración electrónica. La regla del octeto se aplica, con varias excepciones, para los elementos químicos de los dos primeros períodos. La tendencia a obtener estructuras electrónicas semejantes a la de los gases nobles puede explicar en parte el enlace químico en todos los compuestos.

El átomo de sodio es un buen ejemplo para ilustrar la regla del octeto. El sodio tiene un potencial de ionización bajo y puede perder fácilmente su electrón 3s:



La estructura electrónica del ion sodio es exactamente igual a la del gas noble neón. Este ion es una especie muy estable.

Otros elementos ganan electrones para completar la capa de valencia y alcanzando así una configuración estable de 8 electrones. El cloro es un ejemplo:

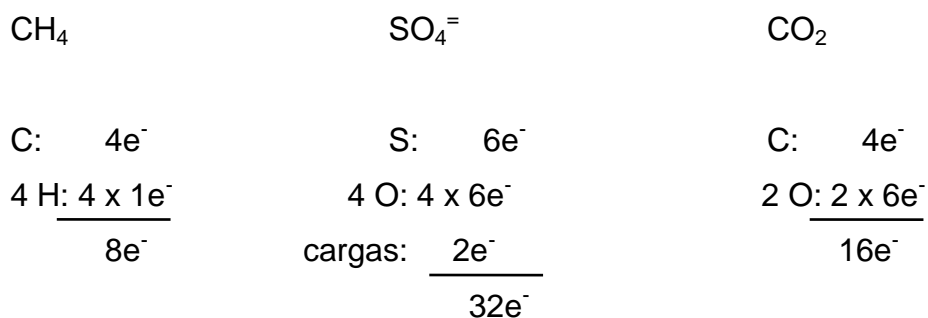


Los compuestos iónicos se representan como iones, por ejemplo: Cl^- , Na^+ .

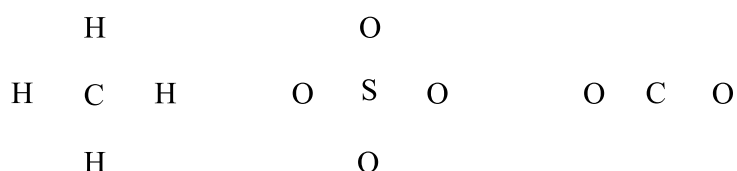
La *estructura o fórmula de Lewis o fórmula electrónica*, permite representar los enlaces químicos en moléculas covalentes, usando los electrones de valencia.

REGLAS PARA REPRESENTAR ESTRUCTURAS DE LEWIS

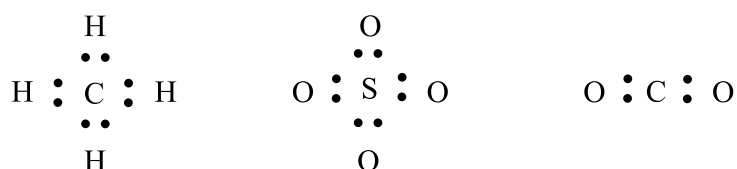
1) Sumar el número total de electrones de valencia de los átomos que integran la molécula neutra o ion. Si éste es un ion negativo se suman sus cargas y si es positivo se restan sus cargas. Ejemplos:



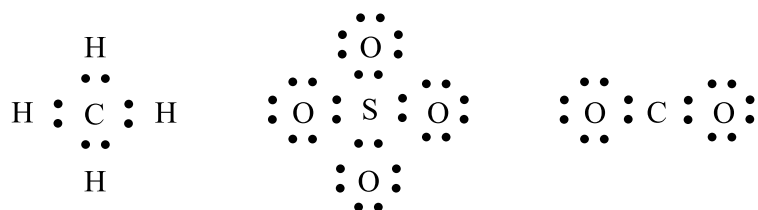
2) Se elige generalmente como átomo central aquél que se encuentra en menor proporción. A igualdad de esta condición, se elige al menos electronegativo, rodeándolo con el resto de los átomos. Se debe tener en cuenta que en muy pocos casos se unen dos átomos de oxígeno entre sí en una molécula, y que nunca se unen dos hidrógenos.



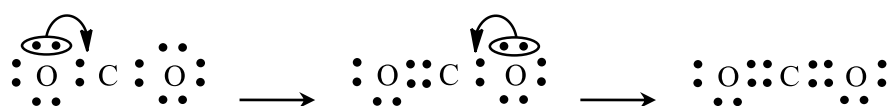
3) Se reparten los electrones totales de la molécula comenzando con un par para cada enlace.



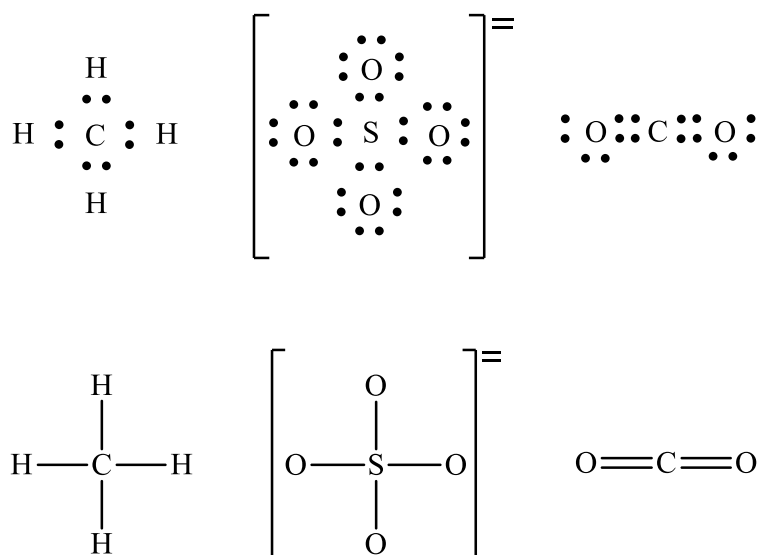
4) Se distribuyen los electrones restantes de a pares (pares aislados) alrededor de todos los átomos, comenzando generalmente por los más electronegativos.



5) Debe asegurarse que una vez colocados todos los electrones, cada átomo esté rodeado de $8 e^-$ (regla del octeto). La excepción es el H (hidrógeno), que sólo puede tener $2 e^-$. Si a algún átomo le faltan electrones, se desplazan pares aislados para completar los ocho.



6) Para identificar los distintos tipos de enlace, conviene diferenciar a que átomo pertenecían, teniendo en cuenta los electrones que aportó a la molécula.



EJERCITACIÓN

1.- Escribir las estructuras de Lewis para: HI, LiCl, CO₂, N₂, y O₂ e indicar los enlaces simples, dobles y triples.

2.- Desarrollar las estructuras de Lewis para las siguientes moléculas:

- a) ión carbonato
- b) propileno
- c) acetaldehído
- d) anhídrido sulfuroso
- e) fosfina
- f) acetileno
- g) sulfuro de hidrógeno
- h) agua
- i) ácido cianhídrico
- j) anhídrido hipocloroso

PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA y TERMOQUÍMICA*

TERMODINÁMICA

Se ocupa del estudio de los cambios de *energía* que se producen en un *sistema* cuando éste cambia de estado, y también de los intercambios de energía que se pueden producir entre diferentes sistemas. La termodinámica se basa en tres leyes fundamentales.

Energía

La energía se define como la capacidad para realizar trabajo o transferir calor. Conocemos muchas formas de energía: mecánica, luminosa, eléctrica, calorífica, etc. Las plantas utilizan la energía luminosa proveniente del sol para crecer, la energía eléctrica nos permite iluminar una habitación con un golpecito al interruptor y con la energía calorífica cocinamos nuestros alimentos y calentamos nuestros hogares. La energía puede clasificarse en dos tipos principales: energía cinética y energía potencial.

Un cuerpo en movimiento posee energía debido a su velocidad. Esta energía recibe el nombre de energía cinética, la cual representa la capacidad para realizar trabajo de modo directo. La energía potencial es la que posee un objeto debido a su posición, condición o composición.

Estudiamos la energía porque todos los procesos químicos vienen acompañados por cambios de energía.

Primera ley de la termodinámica

También se conoce como *Principio de Conservación de la Energía*, el cual establece que “*la energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma*”. Como consecuencia de ello, un aumento del contenido de energía de un sistema requiere de una correspondiente disminución en el contenido de energía de algún otro sistema. Su expresión matemática es la siguiente:

$$E_{\text{univ.}} = E_{\text{sist.}} + E_{\text{amb.}} = \text{cte.}$$

La variación de la energía interna del sistema se calcula:

$$\Delta E = Q + W$$

Donde la variación de energía interna (ΔE) es igual al calor (Q) absorbido o desprendido por el sistema más el trabajo (W) entregado o recibido por el sistema.

Trabajo

El trabajo se manifiesta cuando el sistema en estudio cambia de estado. Como depende del *estado inicial*, del *estado final* y del **camino recorrido** en la transformación, no es función de estado.

El trabajo a presión constante se calcula con la siguiente expresión:

$$W = -P_{\text{ext}} \cdot \Delta V$$

Donde:

P_{ext} = presión exterior (cte).

ΔV = variación de volumen ($V_f - V_i$)

Si el proceso es isotérmico ($T = \text{cte}$) reversible, la $P_{\text{ext}} = P_{\text{gas}}$. Es decir, que la presión exterior NO es constante por lo cual el trabajo se calcula de la siguiente manera:

$$W = -nRT \ln \frac{V_f}{V_i} = -nRT \ln \frac{P_i}{P_f}$$

Donde:

n: número de moles

R: constante de los gases = 8,314 J/ K mol

T: temperatura

V: volumen

P: presión

En general, se define trabajo (W) en química como trabajo de expansión (trabajo PV), realizado como resultado de un cambio de volumen durante una reacción cuando las moléculas que constituyen el aire son empujadas hacia los lados del recipiente de reacción.

Calor

En termodinámica, el calor es energía transferida como resultado de una diferencia de temperatura. El calor que recibe o entrega un sistema se puede calcular con la siguiente expresión:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (1)$$

Donde:

m: masa

c: calor específico (propiedad intensiva)

ΔT : variación de temperatura ($T_f - T_i$)

Para calcular el calor molar se multiplica y se divide la ecuación (1) por el peso molecular (M).

$$Q = \frac{m}{M} \cdot M \cdot c \cdot \Delta T$$

Donde:

$\frac{m}{M} = n$ (número de moles)

$M \cdot c = C$ (capacidad calorífica molar)

Entonces:

$$Q = n \cdot C \cdot \Delta T$$

Según se trabaje a volumen o presión constante, se tendrá:

$$Q_v = n \cdot C_v \cdot (T_f - T_i) \quad ; \quad Q_p = n \cdot C_p \cdot (T_f - T_i)$$

Esto indica que el calor no es función de estado, ya que depende del camino seguido en la transformación y del estado inicial y final.

El signo algebraico + ó – del trabajo y del calor indica solamente el sentido de la transferencia del mismo entre el sistema y el ambiente. La convención que se utiliza es la siguiente:

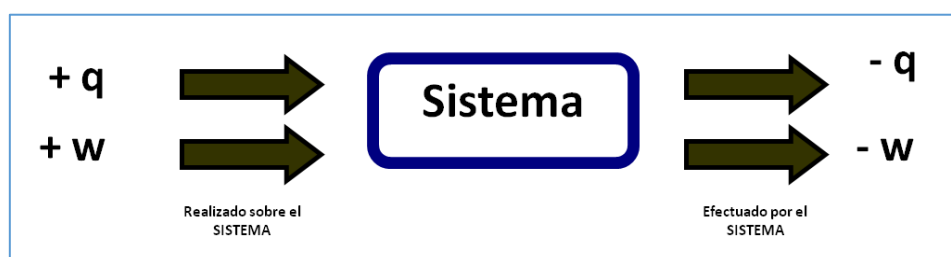
El **calor** es el flujo de energía térmica desde un cuerpo con mayor temperatura a otro de menor temperatura y así lograr un equilibrio térmico a través de la igualdad de temperatura entre ambos cuerpos.

La **temperatura** es una medida de la energía cinética promedio de las moléculas y el estado térmico de un cuerpo. Esto es, mientras más caliente esté el cuerpo, mayor es su energía cinética, es decir, su agitación molecular, por el contrario, cuanto más frío esté el cuerpo, menor es su agitación molecular.

Calor específico (c): cantidad de calor que se necesita para elevar la temperatura de un gramo de sustancia un grado Celsius sin cambio de estado. Generalmente se expresa en $J/g \cdot ^\circ C$.

La **capacidad calorífica (C)** es el calor que se requiere para aumentar la temperatura de un objeto o una sustancia en una cantidad dada. Cuanto mayor sea la capacidad calorífica, más calor se necesitará para producir un cambio de temperatura dado. La capacidad calorífica es una propiedad extensiva, por lo que su valor depende tanto del tamaño del objeto como de su composición.

Capacidad calorífica molar: cantidad de calor que se necesita para elevar la temperatura de un mol de sustancia un grado Celsius sin cambio de estado.



Energía Interna

La energía interna total (ΔE) de un sistema aislado es constante. De acuerdo con la ley de la conservación de la energía, también conocida como primera ley de la termodinámica, la energía no se crea ni se destruye. De esta forma, la energía total de un sistema aislado es constante. La energía interna (E) total de un sistema —la suma de todas las energías cinéticas y potenciales para cada partícula del sistema—

es una función de estado porque su valor sólo depende de la condición presente del sistema, no de la forma en que llegó a ella.

Variación de energía interna (ΔE)

La variación de energía interna (ΔE) es la energía absorbida o desprendida cuando una reacción química se lleva a cabo en un sistema cerrado.

Si se trabaja a $V = \text{cte.}$ ($W = 0$), se trata de un *proceso isocórico* y en ese caso la variación de energía interna es igual al calor absorbido o desprendido por el sistema.

$$\Delta E = n \cdot C_v \cdot \Delta T$$

Como vimos anteriormente:

$$Q_v = n \cdot C_v \cdot \Delta T$$

Por lo tanto:

$$\Delta E = Q_v$$

Variación de entalpía (ΔH)

Normalmente, en el laboratorio se trabaja con el sistema a $P = \text{cte}$ (generalmente la presión atmosférica). Entonces surge la necesidad de definir una nueva función de estado que considere esta situación, la *entalpía* (H):

$$\Delta H = \Delta E + \Delta(PV)$$

Se cumple que:

$$\Delta H = n \cdot C_p \cdot \Delta T$$

Como vimos anteriormente:

$$Q_p = n \cdot C_p \cdot \Delta T$$

Por lo tanto:

$$\Delta H = Q_p$$

Función de estado

Una función de estado es una función o propiedad cuyo valor sólo depende del estado o la condición presente del sistema, no de la trayectoria usada para llegar a ese estado. Función que sólo depende del estado inicial y final del sistema.

Las propiedades del sistema, como son P, V y T, se les llama funciones de estado. Un cambio de una función de estado describe una diferencia entre los dos estados.

RECORDAR

- **Sistema abierto:** hay intercambio de materia y energía con el ambiente.
- **Sistema cerrado:** sólo hay intercambio de energía con el ambiente.
- **Sistema aislado:** no intercambia ni materia ni energía con el ambiente.
- **Proceso isotérmico:** es un proceso a temperatura constante.
- **Proceso isocórico:** es un proceso a volumen constante.
- **Proceso isobárico:** es un proceso a presión constante.
- **Proceso adiabático:** es un proceso sin intercambio de calor con el ambiente.

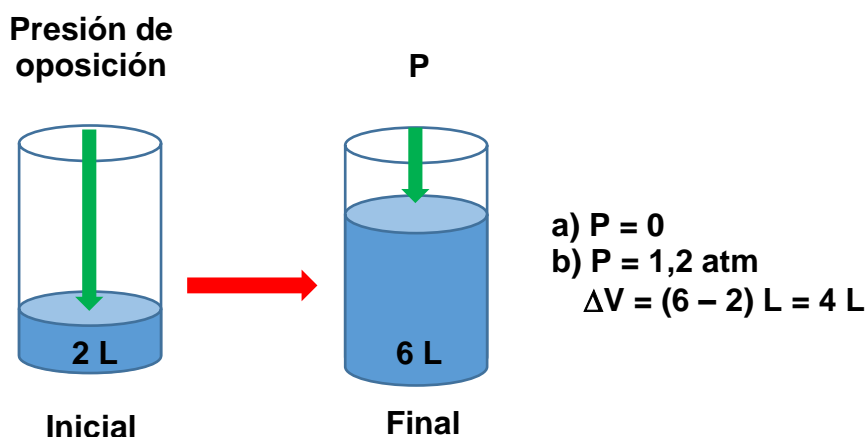
Problemas Tipo

Ejemplo 1

Cierto gas se expande de un volumen de 2 a 6 L a temperatura constante. Calcule el trabajo realizado por el gas si se expande en las siguientes condiciones:

a) en el vacío; b) contra una presión constante de 1,2 atm.

Estrategia: para el ejercicio es útil realizar un esquema de la situación:



El trabajo realizado durante una expansión de un gas es igual al producto de la presión externa por el cambio de volumen.

a) Debido a que la presión externa es 0, no se realiza ningún trabajo durante la expansión.

$$W = - P \Delta V = - (0) \text{ atm} (6 - 2) \text{ L} = 0$$

b) La presión externa es de 1,2 atm, entonces:

$$W = - P \Delta V = - (1,2 \text{ atm}) (6 - 2) \text{ L} = - 4,8 \text{ L.atm}$$

Para convertir L . atm en Joule:

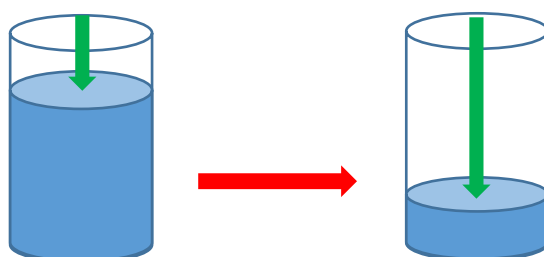
$$W = - 4,8 \text{ L atm} \times 101,3 \text{ J/ L atm} = - 4,9 \times 10^2 \text{ J}$$

Como en este caso se trata de una expansión de gas, el trabajo lo realiza el sistema sobre los alrededores, por lo tanto, el trabajo tiene signo negativo porque es trabajo perdido por el sistema.

Con este ejercicio vemos que el trabajo no es función de estado. A pesar de ser iguales los estados inicial y final (casos *a* y *b*), el camino recorrido es distinto, por lo tanto, los valores de trabajo son diferentes.

Ejemplo 2

El trabajo que se realiza cuando se comprime un gas en un cilindro, como el que se muestra en la siguiente figura, es de 850 J. Durante este proceso hay una transferencia de calor de 250 J del gas hacia los alrededores. Calcular el cambio de energía durante el proceso.



La compresión es el trabajo realizado sobre el gas. ¿Cuál sería el signo para ese trabajo? Y si el calor es liberado hacia los alrededores, ¿se trata de un proceso exotérmico o endotérmico? ¿Cuál es el signo de Q ?

Para calcular el cambio de energía del gas necesitamos la ecuación:

$$\Delta E = Q + W = -250 \text{ J} + 850 \text{ J} = 600 \text{ J}$$

Por lo tanto, la energía del sistema aumenta 600 J.

Ejemplo 3

Una muestra de agua de 466 g se calienta desde 8,5 hasta 74,6 °C. Calcule la cantidad de calor (en kJ) absorbido por el agua. Calor específico del agua: 4,184 J/g °C

Estrategia: conocemos la cantidad de agua y su calor específico. Con esta información y la elevación de la temperatura podemos calcular la cantidad de calor absorbido (Q).

Solución: con la ecuación $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$, escribimos:

$$Q = (466\text{g}) (4,184 \text{ J/g } ^\circ\text{C}) (74,6 - 8,5) ^\circ\text{C} = 1,29 \times 10^5 \text{ J}$$

Para pasar el resultado a kJ:

$$Q = 1,29 \times 10^5 \text{ J} \times 1\text{kJ}/1000 \text{ J} = 129 \text{ kJ}$$

Teniendo en cuenta que las unidades g y °C se simplifican, nos queda el resultado en J. Luego, el resultado lo pasamos a las unidades de kJ. Debido a que el agua absorbe calor de los alrededores el signo es positivo.

PROBLEMAS DE APLICACIÓN

1.- Dos gases ideales se colocan en dos recipientes de igual volumen a la misma temperatura y presión. Uno tiene un volumen fijo, pero el otro es un cilindro con un pistón móvil. Al comienzo, las presiones del gas son iguales a la presión atmosférica. Luego, los gases se calientan. ¿Cuáles son los signos de Q y W para cada caso?

2.- a) ¿Cuánto calor es requerido para calentar 100 g de Cu desde 283 K hasta 373 K? b) La misma cantidad de calor es adicionada a 100 g de Al a 283 K. ¿Cuál se calienta más: Cu o Al? Calor específico de cobre: 0,3891 J/K g. Calor específico de aluminio: 0,9079 J/K g.

Rta: a) Q = 3,50 kJ b) Cu

3.- ¿Cuántas calorías se necesitan para elevar la temperatura de 50 mL de agua desde 15°C hasta 50°C? En este intervalo de temperatura se puede considerar la densidad del agua igual a 1 g/mL. $C_{\text{H}_2\text{O}}$: 17,99 cal/ K mol.

Rta: 1749,03 cal

4.- Un mol de gas diatómico cuyo estado inicial es:

$$P_1 = 1 \text{ atm}; V_1 = 24,6 \text{ L}; T_1 = 300 \text{ K}$$

Se calienta a $V = \text{cte.}$, hasta el estado final caracterizado por:

$$P_2 = 5 \text{ atm}; V_2 = 24,6 \text{ L}; T_2 = 1500 \text{ K}$$

Calcular: trabajo, calor, variación de energía interna y variación de entalpía.

$$C_v = 20,92 \text{ J/K mol} \quad \text{y} \quad C_p = 29,28 \text{ J/K mol}$$

Rta: $Q_v = 25,104 \text{ kJ}$; $W = 0$; $\Delta E = 25,104 \text{ kJ}$; $\Delta H = 35,136 \text{ kJ}$

5.- Un mol de gas diatómico cuyo estado inicial es:

$$P_2 = 5 \text{ atm}; V_2 = 24,6 \text{ L}; T_2 = 1500 \text{ K}$$

Se enfría a $P = \text{cte.}$ hasta un estado final caracterizado por:

$$P_3 = 5 \text{ atm}; V_3 = 4,92 \text{ L}; T_3 = 300 \text{ K}$$

Calcular: trabajo, calor, variación de energía interna y variación de entalpía.

$$C_v = 20,92 \text{ J/K mol} \text{ y } C_p = 29,28 \text{ J/K mol.}$$

$$\text{Rta: } Q_p = -35,136 \text{ kJ}; W = 9,97 \text{ kJ}; \Delta E = -25,104 \text{ kJ}; \Delta H = -35,136 \text{ kJ}$$

6.- El trabajo realizado cuando se comprime un gas en un cilindro es de 462 J. Durante este proceso hay una transferencia de calor de 128 J del gas hacia los alrededores. Calcule el cambio de energía para este proceso.

$$\text{Rta: } \Delta E = 334 \text{ J}$$

7.- Determine el trabajo realizado por un mol de un gas ideal al expandirse reversible e isotérmicamente a 298 K, desde un volumen inicial de 30 L hasta un volumen final de 90 L.

$$\text{Rta: } W = 2721,89 \text{ J}$$

8.- Una manzana aporta diversos nutrientes, como los carbohidratos glucosa, fructosa y sacarosa. Cada 100 g de manzana hay 5,7 g de fructosa ($C_6H_{12}O_6$), cuya variación de entalpía (ΔH°) de combustión es de -2800 kJ/mol. Calcular el aporte calórico de la fructosa en una manzana de 120 g y expresar el resultado en cal/g de manzana, teniendo en cuenta que 1 caloría es igual a 4,18 J.

$$\text{Rta: } 212,12 \text{ cal/g}$$

9.- El gasto energético total se ve incrementado durante el embarazo, de manera diferente según la etapa de gestación: 1^{er} trimestre aumenta 1%, 2^{do} trimestre aumenta un 6% y el 3^{er} trimestre un 17%. Si antes del embarazo una persona debía ingerir 2230 kcal/día para mantener su balance energético:

a. ¿cuáles serán sus requerimientos en los diferentes períodos del embarazo?

b. ¿es suficiente si en el último trimestre consume 2500 kcal/día?

Rta: 1^{er} trimestre: 2252,3 kcal/día; 2^{do} trimestre: 2363,8 kcal/día; 3^{er} trimestre: 2609,1 kcal/día. Como los requerimientos en el 3^{er} trimestre son mayores a las 2500 kcal consumidas, debería aumentar la cantidad de nutrientes ingeridos por día en 109,1 kcal.

10.- Un adulto joven que practica deporte necesita consumir aproximadamente el equivalente a 1800 kcal por día. La información nutricional de una bebida con sabor a frutas indica que contiene 5,4 g de glucosa cada 100 mL. Teniendo en cuenta que la energía aportada por la bebida proviene exclusivamente de la combustión de la glucosa.

a. Calcular la cantidad de energía (en kcal y en kJ) aportada por una botella de 350 mL. ΔH_c^0 glucosa = -2800 kJ/mol

b. Calcular el % de energía aportada por una botella de la bebida respecto de la energía que necesita diariamente un adulto joven que practica deporte.

Rta: a) 294 kJ ó 70,33 kcal; b) 3,91%

11.- La información nutricional de un paquete de galletitas dice que cada una contiene 1 g de proteína, 7 g de carbohidratos y 4 g de grasa. Los carbohidratos, como las proteínas, proveen 4 kcal/g y la grasa 9 kcal/g.

a. ¿Cuánta energía provee cada galletita en kcal?

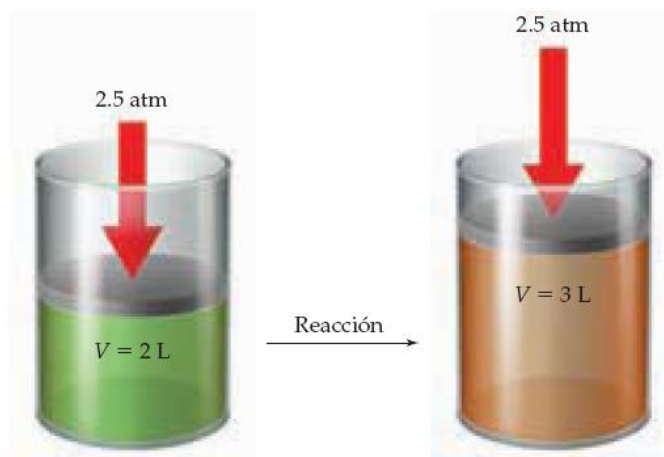
b. ¿Cuánta energía provee cada galletita en kJ?

c. Si la porción es de 4 galletitas, ¿cuál es el valor energético de la porción?

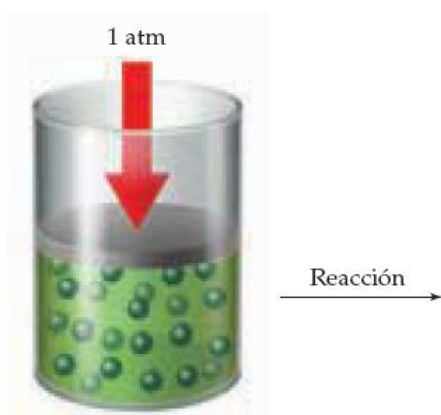
Rta: a) 68 kcal; b) 284,24 kJ; c) 272 kcal

12.- ¿Cuál tiene más energía cinética: un automóvil de 1400 kg que se desplaza a 115 km/h, o un camión de 12000 kg que se desplaza a 38 km/h?

13.- ¿Cuánto trabajo se realiza (en kJ) y en qué dirección como resultado de la siguiente reacción?

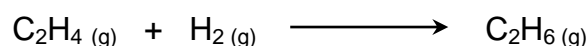


13.- Vuelva a dibujar el siguiente diagrama para que represente la situación en que el sistema: a) ganó trabajo y b) perdió trabajo.



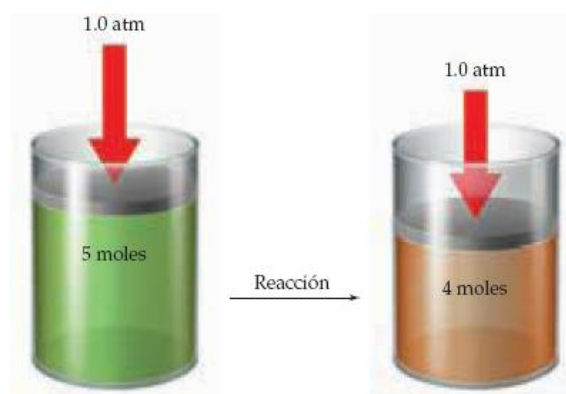
14.- Calcule el trabajo realizado (en joules) por una reacción química si el volumen se incrementara de 3,2 L a 3,4 L, contra una presión externa constante de 3,6 atm. ¿Cuál es el signo del cambio de energía?

15.- La adición de H_2 a enlaces dobles $C=C$ es una reacción importante usada en la preparación de margarina a partir de aceites vegetales. Si reaccionan 50 mL de H_2 y 50 mL de etileno (C_2H_4) a 1,5 atm, el producto etano (C_2H_6) tiene un volumen de 50 mL. Calcule el trabajo PV realizado e indique la dirección del flujo de energía.



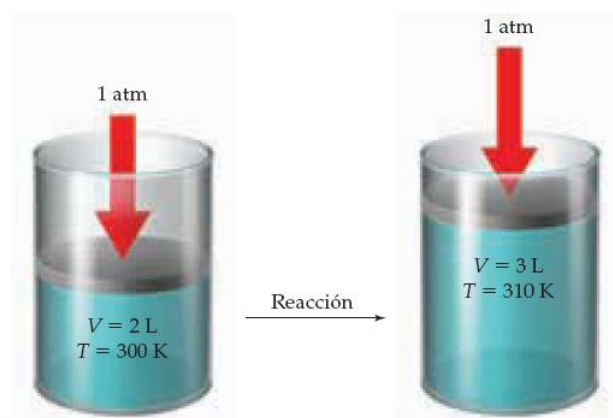
16.- ¿Cuál de los siguientes tiene la mayor entalpía y cuál la menor a una temperatura dada: $H_2O_{(s)}$, $H_2O_{(l)}$ o $H_2O_{(g)}$? Explique su respuesta.

17.- La siguiente reacción tiene $\Delta E = -186 \text{ kJ/mol}$.



- ¿El signo de $P \Delta V$ es positivo o negativo? Explique su respuesta.
- ¿Cuáles son el signo y la magnitud aproximada de ΔH ? Dé una explicación.

18.- Imagine una reacción que da como resultado un cambio tanto en el volumen como en la temperatura.



- ¿Se realizó algún trabajo? Si así fuera, ¿su signo es positivo o negativo?
- ¿Hubo un cambio en la entalpía? Si así fuera, ¿cuál es el signo de ΔH ? ¿La reacción es exotérmica o endotérmica?

19.- Se lleva a cabo una reacción en un cilindro cubierto por un pistón móvil, como se ilustra a continuación. El volumen inicial es de 5 L; además, el aparato se mantiene a temperatura y presión constantes. Si se supone que $\Delta H = -35$ kJ y $\Delta E = -34,8$ kJ, vuelva a dibujar el pistón para mostrar su posición después de la reacción. ¿El volumen se incrementa, disminuye o permanece igual?



20.- ¿Cuál es la diferencia entre capacidad calorífica y calor específico?

21.- ¿Una medición efectuada en una bomba calorimétrica da un valor de ΔH o de ΔE ? Explique su respuesta.

22.- ¿Por qué los elementos siempre tienen $\Delta H^\circ_f = 0$?

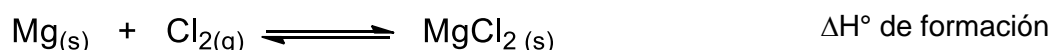
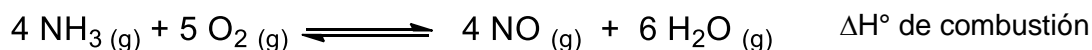
TERMOQUÍMICA

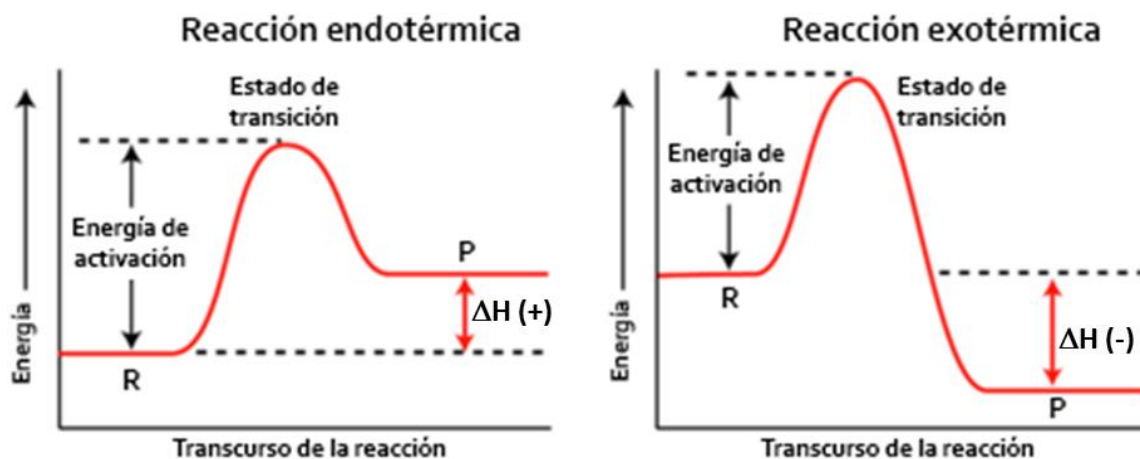
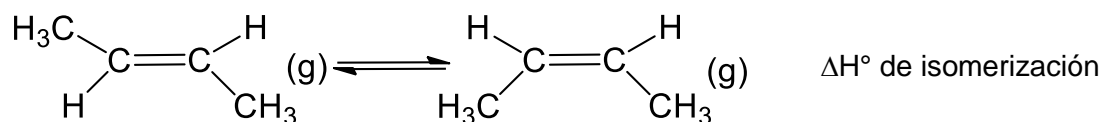
Se ocupa específicamente de estudiar los efectos caloríficos que acompañan a una reacción química. Cuando los reactivos pasan a productos, puede producirse absorción o liberación de calor, pudiendo medirse esa variación de energía, llamada **calor de reacción (ΔH)**.

El calor de reacción va a depender de la fortaleza que tengan los enlaces químicos en los reactivos y en los productos. Si los enlaces son más fuertes en los productos que en los reactivos, significa que los productos serán más estables que los reactivos. Esto indica que los productos al ser más estables, tendrán menor energía y ese exceso de energía se desprende al ambiente en forma de calor. Se dice entonces que la reacción es **EXOTÉRMICA** y se indica: **($-\Delta H$)**.

Si por el contrario los reactivos son más estables que los productos, para que se produzca la reacción se tiene que absorber calor del ambiente y la reacción será **ENDOTÉRMICA** y se indica: **($+\Delta H$)**.

El calor de reacción recibe distintos nombres de acuerdo al tipo de reacción, por ejemplo:





Para el estudio del calor de reacción de una reacción química se deben hacer dos especificaciones:

- 1) Estequiometría, temperatura, presión y estado físico de cada uno de los reactivos y productos de la reacción química.
- 2) Las propiedades termodinámicas a:

$$V = \text{cte.} \quad Q_v = \Delta E$$

$$P = \text{cte.} \quad Q_p = \Delta H$$

Calor estándar de reacción (ΔH°)

Es el calor absorbido o desprendido cuando se produce una reacción química y se trabaja a *1 atmósfera de presión y a cualquier temperatura*. La temperatura debe quedar claramente especificada. Por ejemplo: $\Delta H_{298 \text{ K}}^\circ$ (Estado estándar = 1 atm de presión).

El **calor de reacción** (ΔH_R°) se puede calcular de las siguientes maneras:

a) Aplicando las leyes de la termoquímicaLey de Lavoiser-Laplace

“El calor desprendido (o absorbido) cuando los reactivos pasan a productos es igual al calor absorbido (o desprendido) cuando los productos regeneran los mismos reactivos”.

Ley de Hess

“Si una reacción es llevada a cabo por dos caminos diferentes el calor de reacción es el mismo. Esto se debe a que la entalpía (H) es función de estado, por lo tanto, no depende del camino recorrido”.

b) Utilizando calores de formación

$$\Delta H^{\circ}_R = \sum n_p \Delta H^{\circ}_{f(\text{prod})} - \sum n_r \Delta H^{\circ}_{f(\text{react})}$$

Calor de formación (ΔH°_f): es el calor absorbido o desprendido cuando se forma 1 mol de sustancia a partir de sus elementos en su estado más estable. Cuando los elementos están en su estado estándar, el calor de formación recibe el nombre de calor de formación estándar. El calor de formación estándar (ΔH°_f) de todos los elementos en su forma más estable es igual a cero a cualquier temperatura.

c) Utilizando energías de enlace (H°_{enl})

H°_{enl} es la energía necesaria para romper un mol de enlaces.

$$\Delta H^{\circ}_R = -(\sum n H^{\circ}_{enl \text{ forman}} - \sum n H^{\circ}_{enl \text{ rompen}})$$

Como las entalpías de enlace son valores promedio, ΔH°_R calculado de esta forma es un valor aproximado.

Cálculo del ΔH° de reacción a distintas temperaturas (ΔH°_{Tf})

$$\Delta H^{\circ}_{Tf} = \Delta H^{\circ}_{Ti} + [\sum n_p C_{p(\text{prod})} - \sum n_r C_{p(\text{react})}] \Delta T$$

Donde C_p = capacidad calorífica a presión constante

Cálculo de ΔH a partir de ΔE

$$\Delta H = \Delta E + \Delta n_{(g)}RT$$

Donde: $\Delta n_{(g)} = \sum n_{\text{prod (g)}} - \sum n_{\text{react (g)}}$

Cálculo del ΔH_f° cuando no está tabulado

Cuando el valor de ΔH_f° de una molécula o compuesto no es conocido, se puede calcular de la siguiente forma:

$$\Delta H_f^\circ(\text{comp}) = \sum n_p \Delta H_f^\circ(\text{átomos g}) - \sum n_r H_{\text{enl}}^\circ(\text{comp})$$

Problemas Tipo**Ejemplo1**

Una muestra de agua de 466 g se calienta desde 8,5 hasta 74,6 °C. Calcule la cantidad de calor (en kJ) absorbido por el agua.

Calor específico del agua: 4,184 J/g °C

Estrategia: conocemos la cantidad de agua y su calor específico. Con esta información y la elevación de la temperatura podemos calcular la cantidad de calor absorbido (Q).

Solución: con la ecuación $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$, escribimos:

$$Q = (466\text{g}) (4,184 \text{ J/g } ^\circ\text{C}) (74,6 - 8,5) ^\circ\text{C} = 1,29 \times 10^5 \text{ J}$$

Para pasar el resultado a kJ:

$$Q = 1,29 \times 10^5 \text{ J} \times 1\text{kJ}/1000 \text{ J} = 129 \text{ kJ}$$

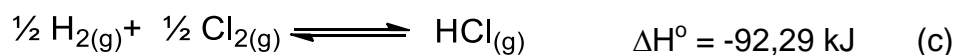
Teniendo en cuenta que las unidades g y °C se simplifican, nos queda el resultado en J. Luego, el resultado lo pasamos a las unidades de kJ. Debido a que el agua absorbe calor de los alrededores el signo es positivo.

Ejemplo 2

Hallar la variación de entalpía para la siguiente reacción.



A partir de los siguientes datos de entalpías de formación:



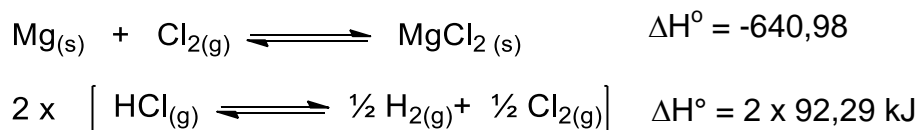
Estrategia: debemos encontrar ΔH° para la reacción (a) y contamos con los datos de ΔH° de las reacciones (b) y (c).

De acuerdo a la ley de Lavoisier- Laplace y ley de Hess, podemos calcular ΔH° de la reacción incógnita a partir de las otras dos.

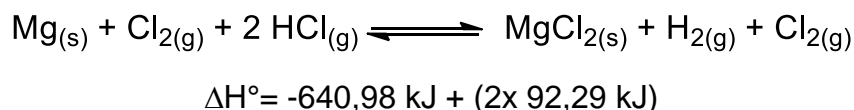
Solución: en la reacción (b) tenemos $\text{Mg}_{(s)}$ y para la reacción incógnita necesitamos $\text{Mg}_{(s)}$ del lado de los reactivos. Por lo tanto, esa reacción la dejamos tal como está.

En la reacción (c), hay medio mol de $\text{H}_{2(g)}$ en los reactivos, pero necesitamos un mol en los productos. Por lo tanto, invertimos esa reacción (el signo de ΔH° cambia) y la multiplicamos por dos, esto afectará el valor de ΔH° ($2 \times \Delta H^\circ$).

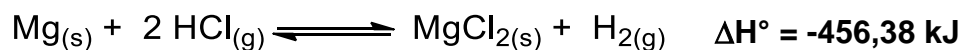
Nos queda de la siguiente manera:



Sumamos las dos reacciones:

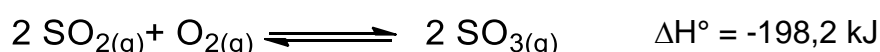


Simplificando lo que se repite en reactivos y productos, nos queda la reacción que necesitamos:



Ejemplo 3

Dada la siguiente reacción:



Calcule el calor emitido cuando 87,9 g de SO_2 (peso molecular: 64,07 g/mol) se convierten en SO_3 .

Estrategia: la ecuación termoquímica muestra que, por cada 2 moles de SO_2 que reaccionan, se desprenden 198,2 kJ de calor (observe el signo negativo). Por lo tanto, podemos decir:

$$2 \text{ moles } \text{SO}_2 \text{ ————— } -198,2 \text{ kJ}$$

¿Cuántos moles hay en 87,9 g de SO_2 ? ¿Cuál es el factor de conversión entre gramos y moles?

Solución: primero, debemos calcular a cuántos moles equivalen 87,9 g de SO_2 :

$$64,07 \text{ g } \text{SO}_2 \text{ ————— } 1 \text{ mol } \text{SO}_2$$

$$87,9 \text{ g } \text{SO}_2 \text{ ————— } x = 1,37 \text{ moles } \text{SO}_2$$

Por lo tanto:

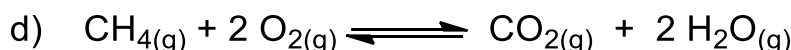
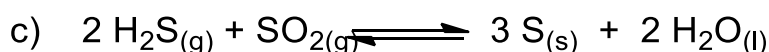
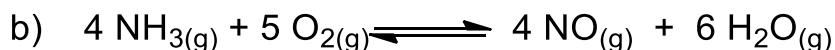
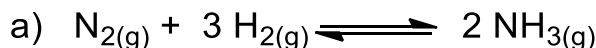
$$2 \text{ moles } \text{SO}_2 \text{ ————— } -198,2 \text{ kJ}$$

$$1,37 \text{ moles } \text{SO}_2 \text{ ————— } x = -135,7 \text{ kJ}$$

Entonces el calor liberado con 87,9 g de SO_2 es de 135,7 kJ.

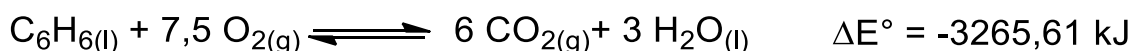
PROBLEMAS DE APLICACIÓN

1.- Utilizando los datos de las páginas 87 y 88. Calcular el calor estándar de reacción a 25 °C para cada una de las siguientes reacciones:



**Rta: a) $\Delta H^\circ_R = -92,38 \text{ kJ}$; b) $\Delta H^\circ_R = -904,49 \text{ kJ}$; c) $\Delta H^\circ_R = -234,39 \text{ kJ}$;
d) $\Delta H^\circ_R = -802,24 \text{ kJ}$**

2.- Dada la siguiente reacción:



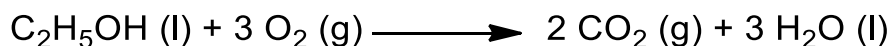
Calcular cuál es el valor de ΔH° (calor de reacción estándar) si $T = 298 \text{ K}$.

Rta: $-3269,32 \text{ kJ}$

3.- En un calorímetro, a 25 °C y 1 atm, se queman completamente 5 cm³ de etanol produciéndose dióxido de carbono (gas) y agua (líquida). El calor desprendido, a presión constante, es de 117 kJ. Calcular:

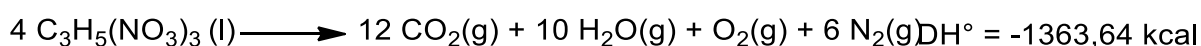
a. La variación de entalpía estándar de combustión del etanol.

b. La variación de energía interna a 25 °C. DATOS: $\delta_{\text{etanol}} = 0,79 \text{ g/cm}^3$



Rta: a) $\Delta H^\circ_c = -1362,5 \text{ kJ}$; b) $\Delta E = -1360,02 \text{ kJ}$

4.- La nitroglicerina se descompone según la reacción:

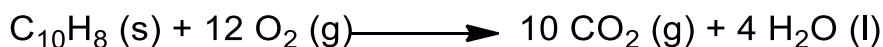


a. Calcular la entalpía de formación estándar de la nitroglicerina.

b. ¿Qué energía se desprende cuando se descomponen 100 g de nitroglicerina?

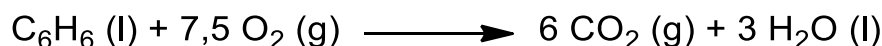
Rta: a) $\Delta H^\circ_f = -85,72 \text{ kcal/mol}$; b) $150,18 \text{ kcal}$

5.- Cuando se quema un mol de naftaleno ($C_{10}H_8$) sólido con oxígeno gaseoso a volumen constante y $25\text{ }^\circ\text{C}$, se obtiene que el calor desprendido es 4715 kJ . Calcular el ΔH° para esta combustión.



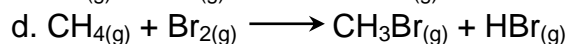
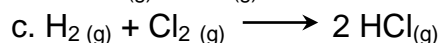
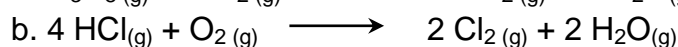
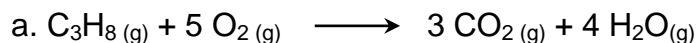
Rta: $\Delta H^\circ_c = -4719,95\text{ kJ}$

6.- Se queman $1,17\text{ g}$ de benceno en una bomba calorimétrica y el calor desprendido a $25\text{ }^\circ\text{C}$ es de $11,72\text{ kcal}$. Calcular, a dicha temperatura, el calor de combustión del benceno a presión constante si el agua originada en la combustión queda en estado líquido.



Rta: $\Delta H^\circ_c = -782,22\text{ kcal/mol}$

7.- Calcule el ΔH°_R de las siguientes reacciones utilizando las energías de enlace (H°_{enl}):

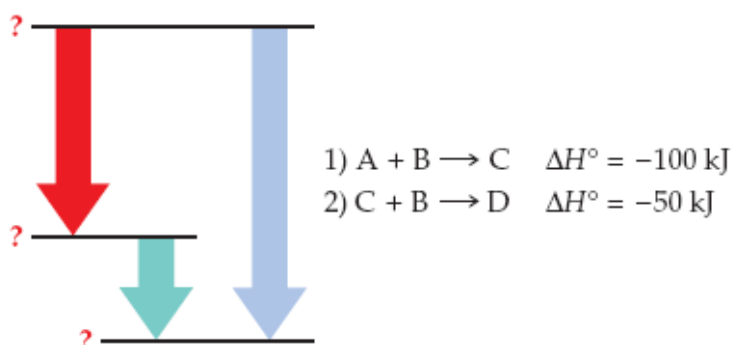


Energías de enlace (H°_{enl}):

C – C: 347 kJ/mol	H – Cl: 430 kJ/mol
C – H: 415 kJ/mol	Cl – Cl: 244 kJ/mol
O = O: 494 kJ/mol	H – H: 436 kJ/mol
C = O: 802 kJ/mol	O – H: 460 kJ/mol
C – Br: 276 kJ/mol	Br – Br: 192 kJ/mol
H – Br: 368 kJ/mol	

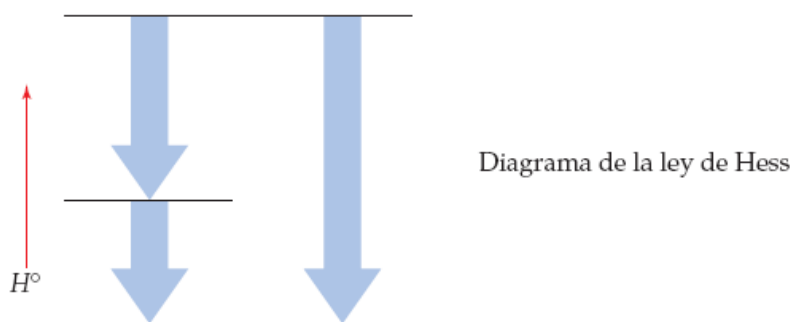
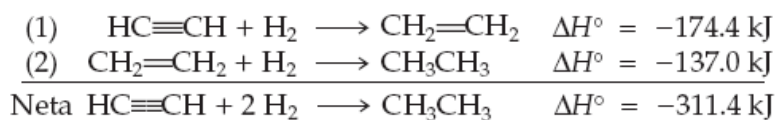
Rta: a) -2008 kJ ; b) -114 kJ ; c) -180 kJ ; d) -37 kJ

8.- La reacción de A con B, para dar D, ocurre en dos etapas y se representa por el siguiente diagrama de la ley de Hess:



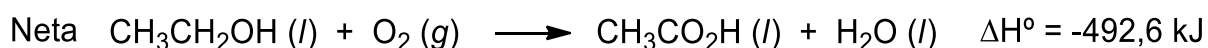
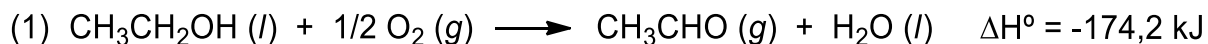
- ¿Cuál es la ecuación y ΔH° para la reacción neta?
- ¿Cuál flecha del diagrama corresponde a cuál etapa y cuál corresponde a la reacción neta?
- El diagrama muestra tres niveles de energía. ¿Las energías de cuáles sustancias están representadas por cada uno?

9.- El acetileno, C_2H_2 , reacciona con el H_2 en dos etapas para producir etano, CH_3CH_3 :

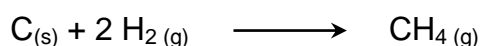


- ¿Cuál flecha del diagrama de la ley de Hess corresponde a qué etapa y cuál corresponde a la reacción neta?
- ¿Dónde se localizan los reactivos en el diagrama y dónde los productos?

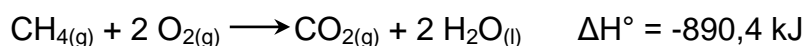
10.- Dibuje un diagrama de la ley de Hess similar al del problema anterior para la reacción del alcohol etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) con oxígeno para producir ácido acético ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$).



11.- Calcule la entalpía estándar de la siguiente reacción:



Datos:



Rta: -74,7 kJ

* Capítulo modificado por los autores. Recuperado: Material Didáctico para Estudiantes “Guía de Trabajos Prácticos: QUÍMICA GENERAL II” (2019). Universidad Nacional de San Luis - Facultad de Química, Bioquímica y Farmacia. ISSN 2545-7683

http://www.fqbf.unsl.edu.ar/documentos/mde/quimica/QUIMICA_GENERAL_II_2019.pdf

TABLA de DATOS TERMODINÁMICOS a 298 K

COMPUESTO	ΔH_f° kcal/mol	ΔG_f° kcal/mol	S° cal/Kmol	C_p cal/Kmol	ΔH_C° kcal/mol
C(grafito)	0	0	1,36	2,07	-94,05
C(diamante)	0,45	0,69	0,58	1,45	
C(g)	170,89	160,04	37,76	4,98	
CH ₄ (g) metano	-17,89	-12,14	44,5	8,54	-212,80
C ₂ H ₂ (g) acetileno	54,19	50	48	10,5	-310,62
C ₂ H ₄ (g) etileno	12,50	16,28	52,45	10,41	-337,23
C ₂ H ₆ (g) etano	-20,24	-7,86	54,85	12,58	-372,82
C ₃ H ₈ (g) propano	-24,82	-5,61	64,51	17,59	-530,60
C ₄ H ₁₀ (g) butano	-29,81	-3,75	74,1	23,7	-687,64
C ₄ H ₁₀ (g)isobutano	-31,45	-4,3	70,42	23,13	
C ₃ H ₆ (g)propileno	4,88	14,99	63,8	15,55	-491,99
C ₃ H ₆ (g)ciclopropano	12,74	22,64	64,51	13,12	-500,00
C ₃ H ₆ (l)ciclopropano	8,7	26,03	39,6		
C ₆ H ₁₂ (g)ciclohexano	-29,43	7,59	71,28	25,15	-944,79
C ₆ H ₁₂ (l)ciclohexano	-37,34	6,37	48,85	35,6	-936,88
C ₆ H ₆ (g)benceno	19,82	30,99	64,34	19,52	-789,08
C ₆ H ₆ (l)benceno	11,72	29,76	41,3	32,02	-780,98
CO(g)	-26,42	-32,81	47,3	6,96	-57,63
CO ₂ (g)	-94,05	-94,25	51,06	8,87	
CH ₃ CHO(g)acetaldehído	-39,76	-31,96	63,5	15	
CH ₃ CHO(l) acetaldehído	-49,88				-278,77
(CH ₃) ₂ O(g) éter metílico	-44,3	-27,3	53,72	15,76	-3,48
C ₂ H ₄ O(g) óxido de etileno	-12,19				
C ₂ H ₆ O ₂ (l) etilenglicol	-108,58				-281,9
CaCO ₃ (s)	-288,45	-269,78	22,2	19,76	
H(g)	52,08	48,57	27,39	4,96	
H ₂ (g)	0	0	31,21	6,89	-68,31
O(g)	59,96	54,99	38,46	5,23	
O ₂ (g)	0	0	49	7,01	
H ₂ O(g)	-57,79	-54,63	45,1	8,92	
H ₂ O(l)	-68,31	-56,69	16,71	17,99	
H ₂ O ₂ (g)	-32,54	-25,21	55,55		
H ₂ O ₂ (l)	-44,88	-28,2	24,54		

N_2 (g)	0	0	45,77	6,96
N (g)	112,98	108,87	36,61	4,97
NO (g)	21,6	20,71	50,33	7,13
NO_2 (g)	8,09	12,39	57,47	9,06
N_2O_4 (g)	2,3	23,49	72,73	18,9
NH_3 (g)	-11,04	-8,98	46,01	8,52
NH_3 (l)	-19,32	-6,36	26,3	
HNO_3 (l)	-41,4	-19,1	37,19	26,26
S (g)	66,4	56,7	40,08	5,66
H_2S (g)	-4,92	-8,13	49,19	8,27
SO_2 (g)	-70,76	-71,79	59,4	9,51
SO_3 (g)	-94,45	-88,52	61,24	12,1
CaC_2 (s)	-15	-16,2	16,8	14,9
CaO (s)	-151,9	-144,4	9,5	10,23
Na (g)	25,98	18,67	36,71	4,96
NaOH (s)	-101,96	-90,48	13,8	19,2
CH_3CH_2OH (l)	-66,36	-41,77	38,4	26,72
$(CH_3)_2CO$ (g)	-51,79	-36,45	72,7	18,24

CONSTANTES y FACTORES de CONVERSIÓN

A) CONSTANTES

Volumen molar (C.N.P.T.)	$V_0 = 22413,8 \text{ cm}^3/\text{mol}$
Punto Hielo	$T^0 = 273,16 \text{ K}$
Número de Avogadro	$N = 6,023 \times 10^{23} \text{ moléc./mol}$
Constante de los gases	$R = 0,08205 \text{ atm.L/K.mol}$ $= 82,057 \text{ cm}^3 \cdot \text{atm/K.mol}$ $= 8,314 \times 10^7 \text{ ergio/K.mol}$ $= 8,314 \text{ julio/K.mol}$ $= 1,987 \text{ cal/K.mol}$
Constante de Boltzmann	$K_B = 1,380 \times 10^{-16} \text{ ergio/K}$
Constante de Faraday	$F = 96,490 \text{ coulombio/equivalente}$
Carga del electrón	$E = 1,601 \times 10^{-19} \text{ coulombio}$ $= 4,803 \times 10^{-10} \text{ ues}$
Masa del electrón	$m = 9,109 \times 10^{-28} \text{ gramos}$
Constante de Plank	$h = 6,625 \times 10^{-27} \text{ ergio.s}$
Aceleración de la gravedad (standart)	$g = 980,665 \text{ cm/s}^2$
Velocidad de la luz	$C = 2,9979 \times 10^{10} \text{ cm/s}$
Radio de Bohr	$\text{Å} = 0,529 \text{ Å}$
Masa del protón	$M_p = 1,66 \times 10^{-24} \text{ gramos}$

B) FACTORES DE CONVERSIÓN DE UNIDADES

$1 \text{ dina} = 1 \text{ g.cm/s}^2$
$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 1,013 \times 10^{16} \text{ dinas/cm}^2$
$1 \text{ ergio} = 1 \text{ dina.cm} = 2,39 \times 10^{-11} \text{ kcal} = 1 \text{ u.e.s.}^2/\text{cm}$
$1 \text{ julio} = 107 \text{ ergio} = 0,239 \text{ cal} = 9,869 \times 10^{-3} \text{ L.atm} = 1 \text{ voltio.coul.}$
$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ julio} = 4,129 \times 10^{-2} \text{ L.atm}$
$1 \text{ L.atm} = 101,328 \text{ julio} = 24,218 \text{ cal}$
$1 \text{ Å} = 10^{-8} \text{ cm}$
$1 \text{ D} = 10^{-18} \text{ ues.cm}$

Unidad	e.v	cm^{-1}	ergio/moléc.	kcal/mol
1 electrón volt	1	8068,3	$1,502 \times 10^{-12}$	23,063
1 cm^{-1}	$1,239 \times 10^{-4}$	1	$1,986 \times 10^{-16}$	$2,858 \times 10^{-3}$
1 ergio/moléc.	$6,242 \times 10^{11}$	$5,036 \times 10^{15}$	1	$1,440 \times 10^{13}$
1 kcal/mol	$4,336 \times 10^{-2}$	$3,50 \times 10^2$	$6,946 \times 10^{-14}$	1

BIBLIOGRAFÍA

Bibliografía Básica

- [1] Chang, R. (2013) "Química" (10ma. ed.). McGraw-Hill, México.
- [2] ATKINS, P, & JONES, L. (2012). "Principios de Química: los caminos del descubrimiento" (5ta. ed.). Editorial Médica Panamericana, Buenos Aires.
- [3] McMurry, J. E., & Fay C, R. (2009) "QUÍMICA GENERAL" (5ta. ed.). Pearson Educación, México.
- [4] Umland, J., & Bellana, J. (2000) "QUÍMICA GENERAL" (3ra. ed.). International Thompson Eds. S. A., México
- [5] Petrucci, R. H, Harwood, W. S., & Geoffrey, H. F. (2003) "Química General. Enlace químico y estructura de la materia" (8va. ed.). Prentice Hall, España.
- [6] Petrucci, R. H, Harwood, W. S., & Geoffrey, H. F. (2003) "Química General. Reactividad química compuestos inorgánicos y orgánicos" (8va. ed.). Prentice Hall, España.

Bibliografía Complementaria

- [1] Brescia, F., Arents, J., Meislch, H. & Turk, A. (1980) "Fundamentos de Química" (3ra. ed.). CECSA, México.
- [2] Mahan, B. M. & Myers.R. J. (1990) "Química. Curso Universitario" (4ta. ed.). Dison-Wesley Iberoamericana, Argentina.
- [3] Masterton, W. & Slowinski, E. & Staiski, C. (1987) "Química General Superior" (6ta. ed.). Interamericana, Madrid.
- [4] Glasstone, S. & Lewis, D. (1984) "Elementos de Fisicoquímica" (2da. ed.). El Ateneo, Buenos Aires.