

## QUÍMICA GENERAL 2019

Bienvenido a Química General Ciclo Lectivo 2019, un curso de primer año de las Carreras del Profesorado y Licenciatura en Ciencias Básicas de la Universidad Nacional de Cuyo. En ella te introduciremos al mundo de la Química y te proporcionaremos las herramientas necesarias para cursos más avanzados de esta disciplina. Estamos para acompañarlo en dicho proceso.

### Química General 2019- Sede Mendoza

A continuación le presentamos al **equipo docente** del curso de Química General para la **sede Mendoza**.

#### Responsable:

Prof. Titular Dra. N. Graciela Valente

#### Integrantes:

Prof. Asociada: Dra. Susana R. Valdez

Prof. Adjunto: Dra. María Cecilia Medaura.

Jefe de Trabajos Prácticos: Prof. Iris Dias

Jefe de Trabajos Prácticos: Lic. Mónica Godoy

Jefe de Laboratorio: Prof. Miriam Débora Fraile

El cursado está organizado en clases teóricas, trabajos prácticos de aula (resolución de problemas), trabajos prácticos de laboratorio y clases de consulta. Para estas actividades contarás con material de apoyo al estudio.

#### Aula virtual de Química General:

Las guías de problemas denominadas trabajos de aula y sus resultados, guías de laboratorio, apuntes teóricos y toda la información que tus profesores brinden (conformación de comisiones, cronogramas, etc.) además de estar disponibles en la fotocopidora de la FCEN, podrán descargarse desde la página Web Institucional de la FCEN. Por lo que te recomendamos visitar frecuentemente este sitio: <http://www.fcen.uncuyo.edu.ar>. Una vez que hayas ingresado al mismo, en la solapa que se abre mientras mantiene pulsado **Información para Alumnos** selecciona **Aula Virtual**. Luego selecciona **Ciclo básico** e ingresa al curso **Química General 2019**.

Cualquier inconveniente con el sitio Web (problemas de ingreso, descargar archivos, etc.) debes comunicarte con la **Administradora del sitio virtual del curso**, Dra. Susana R Valdez: valdezsusa@gmail.com

#### Química General 2019 - Territorio

Los estudiantes que cursan Química General en el Territorio utilizarán las guías de aula, resultados y laboratorios disponibles en la Web ya que son de uso común a todas las extensiones aúlicas. En cuanto a los cronogramas se publicarán de acuerdo a como se dicte el curso en cada sede.

**Coordinadora de Química General en territorio:** Dra. Susana R Valdez

Extensiones Aúlicas:

Gral. Alvear: Ing. Mariana Nogueroles y Prof. Mariela Badini

Gral. San Martín: Dra Leticia Escudero y Prof. Alejandra Sebok.

Malargüe: Ing. Franco Daniel Marquez y Prof. Nadia Rivero.

Valle de Uco: Ing. Jorge Riveros Castro y Prof. Yamila Mendivil.

## QUÍMICA GENERAL 2019

### AULA 1: ESTEQUIOMETRÍA

#### La importancia de la Química en la vida cotidiana.

Aunque aún son muy jóvenes, es probable que la mayoría de ustedes en ciertas condiciones estresantes haya sufrido de acidez estomacal. En el mercado se encuentra una variedad de tabletas o sobres que contienen bicarbonato de sodio o compuestos relacionados para combatir la acidez estomacal.

Escriba la reacción entre el bicarbonato de sodio y el compuesto químico que le otorga las características ácidas al jugo gástrico de nuestro sistema digestivo.

Escriba la reacción química ajustada e indique los estados de agregación de los reactivos y productos.

Responda:

¿En condiciones fisiológicas cuál es la función del jugo digestivo?

En el ejemplo que citamos en este ejercicio:

¿Qué tipo de reacción ocurre?

¿Qué tipo de compuestos intervienen en la reacción?

¿Alguna vez se detuvo a pensar que al ingerir una tableta de antiácido que contiene 200 mg de bicarbonato de sodio está provocando una reacción química benéfica en su organismo?

¿Cuanto ácido estomacal puede reaccionar con una tableta de 200 mg de bicarbonato de sodio?

¿Qué otra reacción química que ocurra en la vida cotidiana puede citar?

#### Actividad propuesta para el hogar

En una tarde calurosa de verano imagine que tiene un deseo enorme de tomar una gaseosa. Pero en su heladera no hay gaseosas y los kioscos, por el horario, aún están cerrados. ¿Alguna vez pensó en preparar una bebida gaseosa en su propia cocina?

a) ¿Qué proceso físico está realizando cuando a un sobre de jugo en polvo lo disuelve en cantidad suficiente de agua?

b) ¿El jugo de limón es ácido, neutro o básico?

c) Averigüe el nombre del compuesto que le otorga esas propiedades al jugo de limón y si es fuerte o débil.

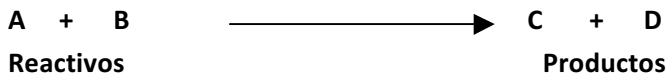
d) ¿Qué sucederá si al jugo de sobre que preparó le agrega el jugo de medio limón y una cucharada de bicarbonato de sodio? Anote sus observaciones.

Luego responda: ¿a qué producto de la reacción se debe que el jugo que preparó inicialmente por agregado del jugo de limón y el bicarbonato de sodio se haya transformado en una bebida gasificada?

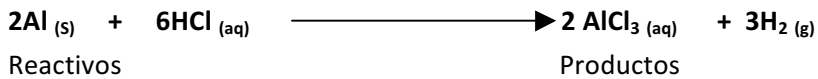
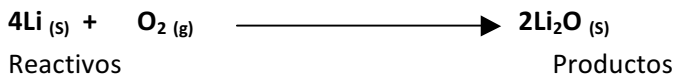
## REACCIONES QUÍMICAS

Las reacciones químicas son cambios que experimentan las sustancias, de los cuales resultan sustancias con propiedades físicas y químicas diferentes. Estos cambios ocurren por reagrupamiento o redistribución de los átomos del sistema. Las sustancias iniciales o reactivos dan lugar a la formación de otras sustancias llamadas productos.

Una **ecuación química** es una representación gráfica, simbólica y convencional de una reacción química. La ecuación consta de dos miembros separados por una flecha que indica el sentido de la reacción. Tanto los reactivos como los productos se representan mediante sus fórmulas respectivas.



Veamos algunos ejemplos:



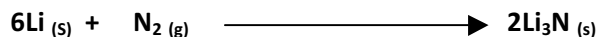
Nota: entre paréntesis se indican los estados de agregación de las sustancias.

s: sólido      g: gaseoso      aq/ac: acuoso

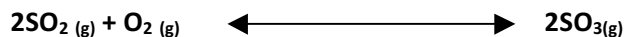
## CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Las reacciones químicas se pueden clasificar en distintos tipos según diversos parámetros:

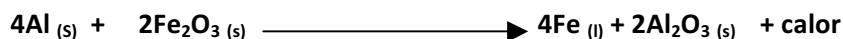
- A- **reacciones irreversibles:** transcurren en un solo sentido. Se representan con una flecha y por lo menos uno de los reactivos se consume totalmente.



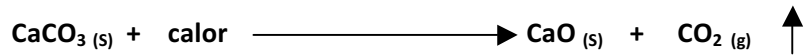
- B- **reacciones reversibles:** transcurren en ambos sentidos. Se representan con doble flecha. Ocurren por reacción de los productos y se vuelven a formar los reactivos, alcanzándose un equilibrio.



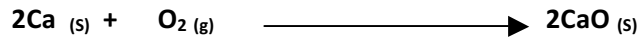
- C- **reacciones exotérmicas:** transcurren con desprendimiento de calor



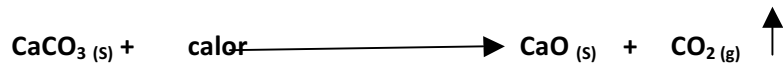
D- **reacciones endotérmicas:** transcurren con absorción de calor



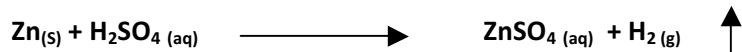
E- **reacciones de combinación:** dos o más reactivos se combinan para dar un producto.



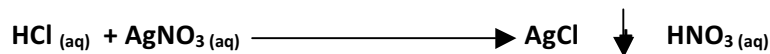
F- **reacciones de descomposición:** a partir de un reactivo se obtienen dos o más productos.



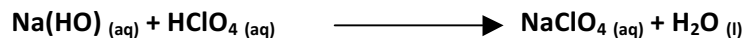
G- **reacciones de desplazamiento:** una sustancia simple (metal) reacciona con un compuesto (ácido o sal) desplazando uno de los componentes (hidrógeno del ácido o catión metálico de la sal).



H- **reacciones de doble desplazamiento:** dos sustancias reaccionan para dar otras dos sustancias de estructura similar:

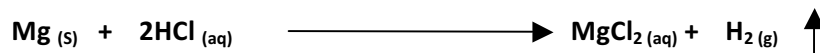


I- **reacciones de neutralización:** la neutralización consiste en la unión de los protones ( $\text{H}^+$ ) del ácido con los oxhidrilos o hidroxilos ( $\text{HO}^-$ ) de la base para formar agua ( $\text{H}_2\text{O}$ )



J- **reacciones de óxido-reducción:** transcurren con transferencia de electrones

( $e^-$ ) entre los reactivos. La especie que pierde electrones se oxida y la que gana electrones se reduce. Esto resulta en cambios en los números de oxidación de las especies químicas involucradas.



$\uparrow$  : desprendimiento de gas.  $\downarrow$  : precipitado

Nota: según los parámetros que se analicen, una misma reacción puede clasificarse en varios tipos. Por ejemplo, la reacción **A** puede clasificarse como irreversible o exotérmica, según se considere el sentido de la reacción o el desprendimiento de calor respectivamente.

## ESTEQUIOMETRÍA

### Introducción

La palabra **estequiometría** proviene del griego:

Stoicheion: elemento

Métron: medida

**La estequiometría estudia las relaciones cuantitativas entre los elementos en los compuestos y entre las sustancias cuando sufren cambios químicos. Una de las aplicaciones prácticas más importantes de la estequiometría es permitir predecir la cantidad de producto que puede formarse en una reacción química.**

### Principales relaciones estequiométricas



Para la reacción de arriba escriba las relaciones posibles entre reactivos y productos:

- 1- Las relaciones posibles entre las masas de reactivos y/o productos.
- 2- Las relaciones posibles entre número de moles de moléculas.
- 3- Las relaciones posibles entre número de moléculas.
- 4- Las relaciones posibles entre volúmenes.
- 5- Las relaciones posibles entre masas y número moles de moléculas.
- 6- Las relaciones posibles entre masas y número de moléculas.
- 7- Las relaciones posibles entre masas y volúmenes.
- 8- Las relaciones posibles entre número de moles de moléculas y número de moléculas.
- 9- Las relaciones posibles entre número de moles de moléculas y volúmenes.
- 10- Las relaciones posibles entre número de moléculas y volúmenes.

**El Reactivo Limitante es la sustancia que determina estequiométricamente la máxima cantidad de producto que se puede formar en una reacción química.**

1. El sodio metálico puede reducir al óxido de aluminio. Si se calienta una mezcla de 35 g de sodio y 20 g óxido de aluminio en atmósfera inerte:
  - a. Indique la reacción que se produce.
  - b. ¿Qué reactivo limitará la cantidad de aluminio metálico que se produce en la reacción?
  - c. ¿Cuántos gramos de aluminio se obtendrán?
  - d. ¿Qué reactivo y qué masa del mismo quedará en exceso en el sistema?
2. Calcule el número de átomos del reactivo que permanece en exceso y del producto que se obtiene en el problema anterior.
3. El nitruro de magnesio se produce por la reacción entre magnesio y nitrógeno. ¿Cuánto nitruro se podrá obtener a partir de 126 g de magnesio y 82 g de nitrógeno? ¿Cuál es el reactivo en exceso y cuánto queda del mismo?
4. Cuando se calienta cobre en presencia de azufre, se produce sulfuro de cobre (II).
  - a. ¿Cuánto producto se obtendrá si se dispone de 100 gramos de cobre y 50 gramos de azufre?
  - b. ¿Cuánto producto se obtendrá si se dispone de  $2,4 \times 10^{22}$  átomos de cobre y  $5,8 \times 10^{22}$  átomos de azufre?
5. El amoníaco gaseoso puede prepararse haciendo reaccionar un óxido metálico como óxido de calcio con cloruro de amonio, Si se mezclan 112 g de óxido de calcio con 224 g de cloruro de amonio, indique:
  - a. Masa de amoníaco que se podrá obtener.
  - b. Masa de reactivo en exceso que quedará después de la formación del amoníaco.

**El Rendimiento Teórico de un producto es el rendimiento calculado estequiométricamente considerando que la reacción termina o se completa. Es decir, es la máxima cantidad de producto que puede obtenerse a partir de una cantidad dada de reactivo.**

**El Rendimiento Real se utiliza para indicar cuánto producto deseado se obtiene experimentalmente en una reacción química.**

$$\text{Rendimiento Porcentual} = \frac{\text{Rendimiento Real del producto} \times 100}{\text{Rendimiento Teórico del producto}}$$

1. En condiciones de laboratorio, el litio y el bromo reaccionan para formar bromuro de litio. Si se obtienen 340 g del producto a partir de 34 g de litio con exceso de bromo, indique cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción.
2. El carbonato de sodio reacciona con el hidróxido de bario para producir hidróxido de sodio y carbonato de bario. Si en el proceso se obtienen 90 g de hidróxido de sodio a partir de 160 g de carbonato de sodio, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?
3. Calcule la cantidad de hidróxido de sodio que se produce a partir de 50 g de carbonato de sodio en la reacción anterior, conociendo que su rendimiento es del 70%.
4. Cuando se hacen reaccionar 70 g de hidróxido de calcio con 108 g de ácido fosfórico se obtienen 90,4 g de fosfato de calcio. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?
5. ¿ En el proceso de obtención de agua:
  - a. Cuál es el rendimiento teórico si se cuenta con 4 g de hidrógeno y 16 g de oxígeno?
  - b. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción si se obtienen 12 g. de agua como producto de la reacción?

#### RENDIMIENTO Y PUREZA

**Pureza es la cantidad de un compuesto de interés presente una muestra impura. Se expresa como porcentaje, es decir que es la cantidad en gramos del compuesto de interés en 100 gramos de muestra impura.**

1. ¿Cuántos gramos de sulfato de sodio se pueden producir a partir de 750 g de cloruro de sodio de 88% de pureza?
2. ¿Cuántos gramos de permanganato de potasio puros hay 390 g de una muestra de permanganato de potasio con 75% de pureza?
3. Un mineral rico en zinc combinado contiene 80% de sulfuro zinc. Calcule cuántos gramos de oxígeno se requieren para reaccionar con 450 g del mineral. Además, determine cuántos moles de anhídrido sulfuroso (uno de los productos de reacción) se formarán.
4. La cerusita, un mineral que contiene plomo, es carbonato de plomo (II) impuro. Para analizar la muestra del mineral y determinar su contenido en carbonato de plomo se trata primero la muestra con ácido nítrico, con el fin del disolver al carbonato de plomo. Posteriormente, se agrega ácido sulfúrico y precipita el sulfato de plomo. El sulfato de plomo sólido puro se separa y se pesa. Suponga que una muestra de 0,583 g del mineral produce 0,628 g de sulfato plumboso, ¿cuál es el porcentaje en masa de carbonato de plomo en la muestra del mineral?
5. Cuántos gramos de Níquel hay en 350 g de una muestra de que contiene 87% de pureza en sulfato de Níquel (II) y Amonio.

### EJERCICIOS PROPUESTOS

1. Una moneda de plata de 5,82 g se disuelve en ácido nítrico. A la disolución incolora se le añade una disolución incolora de cloruro de sodio, lo que provoca la formación de un precipitado blanco de cloruro de plata. Determinar si la moneda era de plata pura o no, teniendo en cuenta que la masa del precipitado blanco obtenido fue de 7,20 g. Si corresponde, indique la pureza como porcentaje.
2. Cuando se calientan carbonatos a altas temperaturas se forma dióxido de carbono. Este proceso se usa en la industria para obtener cal viva (óxido de calcio) a partir de caliza (carbonato de calcio). Calcular el volumen en CNPT de dióxido de carbono producido al descomponerse 10 gramos del mineral que tiene 85 % de pureza en carbonato de calcio.
3. Las superficies de aluminio reaccionan con oxígeno para formar un recubrimiento de óxido de aluminio que protege al metal de la corrosión. Calcule:
  - a. El volumen de oxígeno que se requiere para reaccionar con 0,25 moles de aluminio.
  - b. Los gramos de óxido de aluminio que se producen si 13 gramos de oxígeno reaccionan completamente con el aluminio.
4. En el tratamiento de óxido férrico con ácido sulfúrico indique:
  - a. La reacción que se produce.
  - b. Los gramos de sulfato férrico que se obtendrán a partir de 65 g de óxido férrico.
  - c. Los moles de agua que se formarán.
5. El nitrato de sodio reacciona con ácido sulfúrico para producir ácido nítrico. Determine la masa de nitrato de sodio con 89,5 % de pureza, necesarios para preparar 250 g de ácido nítrico.
6. La obtención de ácido clorhídrico puede realizarse por reacción del ácido sulfúrico sobre alguna sal. Calcule la masa de ácido obtenido cuando reacciona el ácido sulfúrico con 200 g de cloruro de sodio con 99,5% de pureza.
7. El sodio metálico puede reaccionar con óxido de aluminio dando como resultado óxido de sodio y aluminio. Si se calienta una mezcla de 10 g de sodio y 10 g del óxido de aluminio en atmósfera inerte para evitar que el sodio reaccione con el oxígeno del aire, determine:
  - a. El reactivo limitante.
  - b. La cantidad de aluminio que se formará.
  - c. La masa del reactivo en exceso.
8. Un problema típico de la industria siderúrgica es determinar la masa de hierro que podrá obtenerse de la reacción entre óxido de hierro (III), extraído del mineral hematite y el carbono. Determine la masa de hematite con 85% de pureza en óxido férrico necesaria para producir 500 g de hierro.
9. Calcule la masa de hidróxido de bario con 80% de pureza que reacciona con 190 g de ácido carbónico.



10. Determine la masa de sulfato de amonio que se obtiene a partir de 300 g de ácido sulfúrico y cantidad suficiente de hidróxido de amonio.
11. Una muestra de 500 g de ácido sulfuroso de 77% de pureza reacciona hidróxido de aluminio, determine las masas de sulfito de aluminio y de agua que se forman.
12. Calcule la masa de hidróxido de bario de 90% de pureza necesaria para reaccionar con 250 g de ácido fosfórico. Determine además, la masa de fosfato de bario y el número de moléculas de agua que se forman.
13. El carbonato de aluminio se descompone por calentamiento en óxido de aluminio y dióxido de carbono. Determine la pureza de una muestra de carbonato de aluminio que por descomposición de 75 g muestra liberó 16,3 L de anhídrido carbónico medidos en CNPT.
14. Se hacen reaccionar 6 L de  $H_2$  y 4 L de  $N_2$  para formar amoníaco  $NH_3$ , en las mismas condiciones de presión y temperatura. La reacción tiene un rendimiento del 82 %. Calcular los volúmenes en litros de  $H_2$ ,  $N_2$  y  $NH_3$  al finalizar la reacción. Consigne la respuesta correcta:
  - a) 0,0; 2,0 y 4,0
  - b) 1,08; 2,36 y 3,28
  - c) 4,92; 1,64 y 3,28
  - d) 2,0; 1,64 y 4,0
  - e) Ninguno
15. Un estudiante prepara ácido fosforoso mediante la reacción del triyoduro de fósforo sólido con agua:  $PI_3(s) + H_2O(l) \rightarrow H_3PO_3(s) + HI(g)$  (sin balancear). El estudiante necesita obtener 250 mL de ácido fosforoso ( $d=1,65 \text{ g/cm}^3$ ). El procedimiento precisa un exceso de agua del 45% y tiene un rendimiento del 75%. Indica:
  - a. La cantidad en gramos de triyoduro de fósforo que se obtendrá.
  - b. El volumen de agua ( $d = 1,0 \text{ g/cm}^3$ ) debe utilizarse.
    - a) 1,76 kg; 326 ml
    - b) 2,76 kg; 52 ml
    - c) 2,76 kg; 525,2 ml
    - d) 526 kg; 2,76 ml
    - e) Ninguno