

Objetivos

En esta quincena aprenderás a:

- Iniciarse en la estequiometría química.
- Comprender y utilizar correctamente las magnitudes y leyes básicas necesarias para realizar cálculos en las reacciones químicas.
- Conocer y comprender las relaciones entre las magnitudes químicas relacionadas con la estequiometría.
- Deducir información a partir de una reacción química dada.
- Realizar cálculos de masa y de volumen a partir de reacciones químicas.
- Comprender el concepto de rendimiento de una reacción química.
- Conocer distintas formas de clasificar las reacciones químicas.
- Conocer algunas reacciones químicas de interés.
- Valorar la importancia que tienen las reacciones químicas y por tanto la necesidad de su estudio y conocimiento.

Antes de empezar

1. Clasificación de las reacciones
Introducción
Según su naturaleza
Según su funcionalidad
Según su mecanismo
Ejemplos de reacciones de interés
2. Magnitudes másicas
Masa atómica
Masa molecular
Masa atómica gramo
Masa molecular-gramo
Mol y número de Avogadro
Relación entre magnitudes másicas
3. Disoluciones y gases
Disoluciones
Gases ideales. Ley general
Hipótesis de Avogadro
4. Estequiometría
Relaciones moleculares
Relaciones molares
Relaciones de masa
Relaciones de volumen
Resumen de relaciones
5. Ampliación sobre estequiometría
Introducción. Reacciones reales
Pureza
Rendimiento
Reactivo limitante y en exceso
Análisis estequiométrico completo

Ejercicios para practicar

Para saber más

Resumen

Autoevaluación

Actividades para enviar al tutor

Antes de empezar



Recuerda

Conocer la formulación y nomenclatura de las sustancias químicas es esencial para poder abordar el tema de la estequiometría de las reacciones químicas. Proponemos repasar este aspecto mediante los juegos diseñados a tal efecto.

Ejemplos de preguntas:

Escribe las fórmulas de las siguientes sustancias:

A: Trifluoruro de hierro

B: Dinitrógeno

C: Dióxido de carbono

D: Ion cobalto (III)

Soluciones: a) FeF_3 b) N_2 c) CO_2 d) Co^{+3}

Investiga

En la actualidad una de las industrias más importantes es la de obtención de combustibles a partir del petróleo. Cuando hay escasez de petróleo en los mercados, el mundo se sume en graves crisis económicas. ¿Existe la posibilidad de obtener gasolina sintética no procedente del petróleo?, ¿alguna vez se ha obtenido en grandes cantidades?, ¿se podría obtener de forma rentable?

Reacciones químicas II

1. Clasificación de las reacciones

Introducción

Existen infinidad de reacciones químicas. Por ello, conviene clasificarlas para sistematizar su estudio.

Se pueden clasificar las reacciones químicas según muchos criterios, veremos algunos de ellos.

- Según la naturaleza de las sustancias que intervienen en la reacción.
- Según la utilidad o aplicación de la reacción.
- Según el mecanismo de la reacción.

Según su naturaleza

Desde el siglo XIX la química se dividió en dos grandes partes: química orgánica e inorgánica.

Inicialmente la química orgánica era la de los seres vivos, mientras que la inorgánica la de los inertes.

Actualmente la química orgánica es la química de los compuestos del carbono. Por tanto, son reacciones orgánicas aquellas en la que las sustancias que participan son compuestos en los que el elemento fundamental es carbono.

La química inorgánica es la del resto de los elementos y las reacciones inorgánicas son las de las sustancias en las que el carbono no es el elemento básico.

En 1828 el químico alemán Friedrich Wöhler, utilizando la sustancia inorgánica cianato de amonio (que no tenía "fuerza vital") obtiene urea ("que sí tenía fuerza vital"), una sustancia orgánica que se encuentra en la orina de muchos animales. Antes de este descubrimiento, los químicos creían que para sintetizar sustancias orgánicas, era necesaria la intervención de "la fuerza vital". El experimento de Wöhler rompió la barrera entre sustancias orgánicas e inorgánicas. Los químicos modernos consideran compuestos orgánicos a aquellos que contienen carbono (como elemento fundamental) e hidrógeno, y otros elementos (que pueden ser uno o más), siendo los más comunes: oxígeno, nitrógeno, azufre y los halógenos. Por ello, en la actualidad, la química orgánica tiende a denominarse química del carbono. A los compuestos en los que el carbono no es el elemento básico se les denomina inorgánicos.

CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

SEGÚN LA NATURALEZA

REACCIONES ORGÁNICAS

REACCIONES INORGÁNICAS

CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

SEGÚN LA UTILIDAD

REACCIONES DE SÍNTESIS

REACCIONES ENERGÉTICAS

REACCIONES DE DEGRADACIÓN

REACCIONES INDUSTRIALES

CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

SEGÚN EL MECANISMO

REACCIONES ÁCIDO-BASE

REACCIONES REDOX

REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

REACCIONES DE COMPLEJACIÓN

EJEMPLOS DE REACCIONES SEGÚN LA NATURALEZA DE LAS SUSTANCIAS

REACCIONES INORGÁNICAS

EJEMPLOS:

-LLUVIA ÁCIDA

-FORMACIÓN DE ESTALAGTITAS

-DESCOMPOSICIÓN DEL OZONO A OXÍGENO

-OXIDACIÓN DEL HIERRO

REACCIONES ORGÁNICAS

EJEMPLOS:

-COMBUSTIÓN DE LA MADERA

-DIGESTIÓN DE LOS ALIMENTOS

-DESCOMPOSICIÓN DE UN ALIMENTO

-FREIMOS UNA COMIDA

Según su funcionalidad

Otra posible clasificación es mediante la utilidad o funcionalidad de las reacciones.

- **Reacciones de síntesis.** Aquellas cuya finalidad es la obtención de una sustancia química determinada.
- **Reacciones para obtener energía.** Reacciones que al producirse liberan gran cantidad de energía, normalmente luz o calor.
- **Reacciones de degradación.** Son aquellas en las que un producto químico se destruye, transformándose otros diferentes.
- **Reacciones de interés industrial.** Aquellas empleadas en la industria para obtener un producto químico en gran cantidad. Suelen ser muchas reacciones concatenadas.

Una forma de poner de manifiesto la importancia de la química en nuestra vida es sencillamente realizando una lista de los diez productos más vendidos en el mundo. En todos se ve la intervención directa de la química y de su industria:

1. Coca-Cola (bebida gaseosa refrescante).
2. Marlboro (tabaco).
3. L'Oréal (cosméticos).
4. Budweiser (cerveza).
5. Colgate-Palmolive Company (dentífricos).
6. Nescafé (café instantáneo).
7. Doritos Nachos (aperitivos).
8. Kodak (fotografía).
9. Pampers (pañales desechables).
10. Queso Philadelphia de Kraft (queso para untar).

Según su mecanismo

Atendiendo al mecanismo de las reacciones se pueden distinguir los siguientes tipos:

- **Ácido-base.** Una sustancia, llamada ácido transfiere protón/es a otra, llamada base.
- **Redox.** Una sustancia, llamada reductor, transfiere electrón/es a otra, denominada oxidante.
- **Precipitación.** Son aquellas en las se forma una sustancia sólida que no se disuelve en el medio de reacción.
- **Complejación.** En estas reacciones se forma o destruye un compuesto de coordinación. Un compuesto de coordinación está formado por un metal al que se unen varios compuestos químicos llamados ligando.

EJEMPLOS DE REACCIONES SEGÚN SU FUNCIONALIDAD

REACCIONES DE SÍNTESIS

EJEMPLOS:

- OBTENCIÓN DE MEDICINAS
- PREPARACIÓN DE DETERGENTES
- SÍNTESIS DE COSMÉTICOS
- OBTENCIÓN DE PLÁSTICOS

REACCIONES ENERGÉTICAS

EJEMPLOS:

- COMBUSTIÓN DE LA GASOLINA
- EXPLOSIÓN DE DINAMITA
- FUNCIONAMIENTO DE UNA PILA
- REACCIÓN DE UNA CALDERA

REACCIONES DE DEGRADACIÓN

EJEMPLOS:

- DESCOMPOSICIÓN DE UN ANIMAL MUERTO
- OXIDACIÓN DE UN METAL
- DEGRADACIÓN DEL OZONO
- ENVEJECIMIENTO DE MATERIALES

REACCIONES INDUSTRIALES

EJEMPLOS:

- OBTENCIÓN DE SUSTANCIAS QUÍMICAS COMO POR EJEMPLO: ÁCIDO SULFÚRICO, AMONIACO, ÁCIDO NÍTRICO, SOSA CAUSTICA, CAL, ÁCIDO ACÉTICO...

MECANISMOS DE REACCIÓN

ÁCIDO-BASE

REDOX

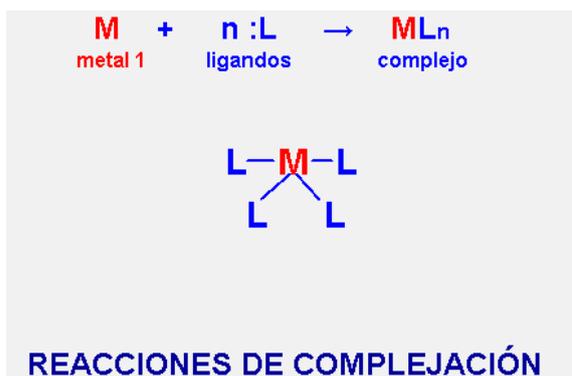
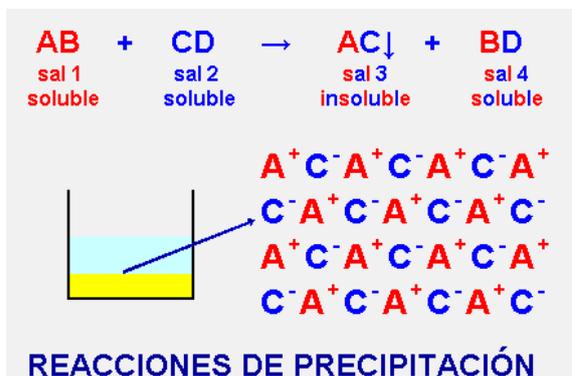
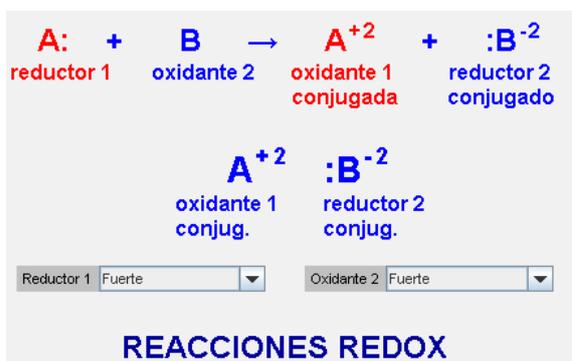
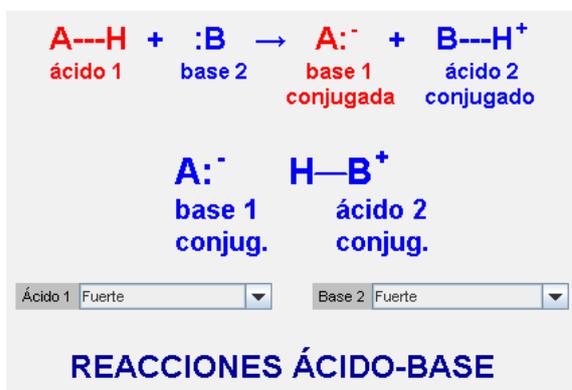
PRECIPITACIÓN

COMPLEJACIÓN

Reacciones químicas II

Según su mecanismo

A título orientativo y como ampliación del tema, ilustramos mediante cuatro imágenes los tipos de mecanismos de reacción.



EJEMPLOS DE REACCIONES SEGÚN SU MECANISMO

ÁCIDO-BASE

EJEMPLOS:

- REACCIÓN ENTRE BICARBONATO Y VINAGRE
- QUEMADURA DE ÁCIDO SULFÚRICO
- REACCIÓN DE UN PRODUCTO DESATASCADOR DE TUBERÍAS.

EJEMPLOS DE REACCIONES SEGÚN SU MECANISMO

REDOX

EJEMPLOS:

- OXIDACIÓN DE UN METAL
- COMBUSTIÓN DE LA MADERA
- RESPIRACIÓN
- FOTOSÍNTESIS

EJEMPLOS DE REACCIONES SEGÚN SU MECANISMO

PRECIPITACIÓN

EJEMPLOS:

- FORMACIÓN DE ESTALAGMITAS
- FORMACIÓN DE CAL EN TUBERÍAS
- FORMACIÓN DE "PIEDRAS EN LOS RIÑONES"
- FORMACIÓN DE SALES INSOLUBLES EN AGUA

EJEMPLOS DE REACCIONES SEGÚN SU MECANISMO

COMPLEJACIÓN

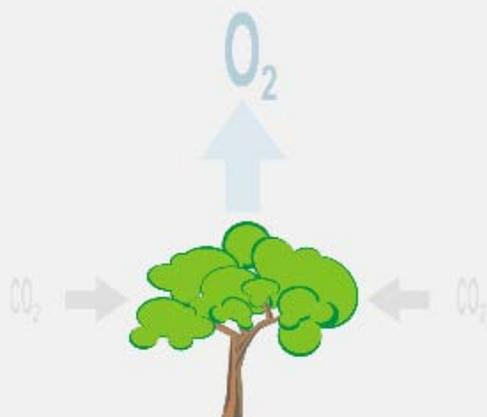
EJEMPLOS:

- EL OXÍGENO QUE RESPIRAMOS SE COMPLEJA CON LA HEMOGLOBINA DE LOS GLÓBULOS ROJOS DE LA SANGRE
- TODOS LOS IONES, CUANDO SE DISUELVEN EN AGUA SE COMPLEJAN CON ELLA

Ejemplos de reacciones de interés

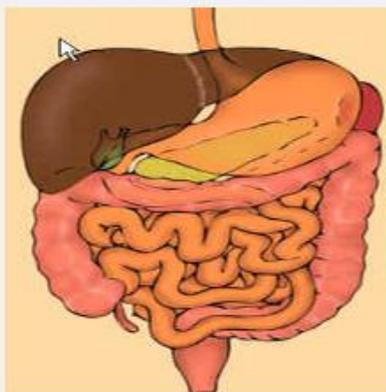
Existen muchas reacciones químicas de interés, ya sea por su utilidad, extensión, repercusión, peligrosidad, etc. En este apartado trataremos las siguientes:

1.- Fotosíntesis.



La fotosíntesis es un complejo proceso que realizan las plantas verdes, que se puede simplificar de la siguiente forma: En este proceso las plantas toman sales minerales y dióxido de carbono y desprenden oxígeno, obteniendo además compuestos orgánicos.

2.- Digestión y respiración



La digestión es un proceso complejo en el que los seres vivos toman oxígeno y materia orgánica elaborada y se produce dióxido de carbono, energía y materia orgánica menos elaborada (principios inmediatos).

REACCIONES DE INTERÉS

Para conocer el alcance de esta teoría pulsa sobre la imagen



Ejemplos:

- Fotosíntesis.
- Digestión y respiración.
- Lluvia ácida.
- Corrosión de metales.
- Combustión.
- Obtención industrial de sustancias.
- Descomposición del ozono.
- Reacciones electroquímicas.
- Industria petroquímica.

Ampliación. Reacciones ácido-base.

Para conocer si una sustancia es ácida o básica se puede hacer de varias formas: mediante un pH-metro (aparato que mide el pH. Son ácidas aquellas sustancias con pH menor que siete y básicas si el pH es mayor que siete), con papel indicador (si se pone rojo es ácida y azul básica) o con indicadores (son sustancias que toman un color diferente para sustancias ácidas y básicas). En la siguiente escena se puede practicar sobre este tema.

Reacciones químicas II

Ejemplos de reacciones de interés

3.- Lluvia ácida



La lluvia ácida es un proceso consistente en la emisión de determinados gases (óxidos de azufre y nitrógeno) que reaccionan en la atmósfera y se convierten en ácidos (sulfúrico y nítrico) que causan graves problemas al caer en forma de lluvia.

4.- Corrosión de metales



La corrosión de metales, aunque tiene un mecanismo relativamente complejo, consiste básicamente en la combinación del metal con oxígeno, produciéndose el óxido del citado metal. Uno de los metales que más frecuentemente sufren este proceso es el hierro.

MEDIR

Formas de medida del pH

Comentario

inicio Indicador **Violeta de metilo (0.5-1.5)** limpiar

APAGAR

3,6

Formas de medida del pH

Comentario

inicio Indicador **Rojo de metilo (4.2-6.0)** limpiar

APAGAR

3,6

Formas de medida del pH

Comentario

inicio Indicador **Violeta de metilo (0.5-1.5)** limpiar

APAGAR

3,6

Formas de medida del pH

Comentario

inicio Indicador **Amarillo de metilo (1.2-4.0)** limpiar

Ejemplos de reacciones de interés

5.- Combustión



Se denomina combustión a la reacción de la materia orgánica con oxígeno, dando como principales productos dióxido de carbono y agua. Este es el proceso responsable de los incendios.

MEDIR

Formas de medida del pH

Comentario

inicio Indicador Violeta de metilo (0.5-1.5) limpiar

APAGAR

8,4

Formas de medida del pH

Comentario

inicio Indicador Violeta de metilo (0.5-1.5) limpiar

6.- Obtención industrial de sustancias



En la industria química, se obtienen mediante procesos químicos más o menos complejos una gran cantidad de compuestos químicos de interés. Entre los más producidos destacamos: amoníaco, ácido sulfúrico, ácido fosfórico, ácido nítrico, sosa caustica, cal, etc.

APAGAR

8,4

Formas de medida del pH

Comentario

inicio Indicador Fenolftaleína (8.0-9.8) limpiar

APAGAR

8,4

Formas de medida del pH

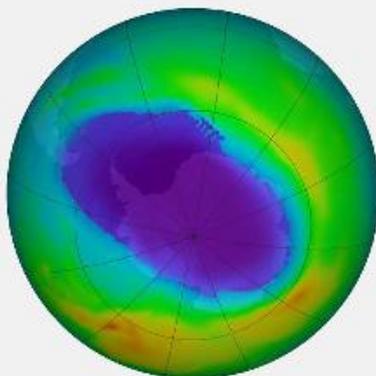
Comentario

inicio Indicador Rojo de cresol (7.8-8.8) limpiar

Reacciones químicas II

Ejemplos de reacciones de interés

7.- Descomposición del ozono



El ozono se puede transformar en oxígeno y viceversa. El ozono de la ozonfera nos protege de los rayos ultravioleta. Hay ciertas sustancias que aceleran el proceso de transformación del ozono en oxígeno, sobre todo en la Antártida.

REACCIONES DE INTERÉS

Para conocer el alcance de esta teoría pulsa sobre la imagen



9.- Industria petroquímica



8.- Reacciones electroquímicas



Las reacciones electroquímicas son aquellas en las que se produce o se gasta electricidad en el transcurso de la misma. Ejemplos de reacciones de este tipo se producen en las pilas, acumuladores y baterías.

Petroquímica es la extracción de cualquier sustancia química a partir de combustibles fósiles. Estos incluyen combustibles fósiles purificados como el metano, el propano, el butano, la gasolina, el queroseno, el gasoil, el combustible de aviación, así como pesticidas, herbicidas, fertilizantes y otros como los plásticos, el asfalto o las fibras sintéticas.

2. Magnitudes másicas

Masa atómica

Los átomos, al tener una masa muy pequeña, deben de medirse en una unidad de masa muy pequeña. Por ello, se define la llamada unidad de masa atómica (uma) que es la doceava parte de la masa del isótopo de carbono 12 (1 uma = masa del carbono-12/12).

Lo que se hace es medir la masa de todos los elementos en uma. Para ello, se compara la masa de cualquier elemento con la masa del carbono-12 dividida entre 12. Por ejemplo, la masa del hidrógeno es 1 uma, lo que indica que su masa es la misma que la del carbono-12 dividida entre 12. Otro ejemplo, la masa del helio es 4 u, lo que indica que su masa es 4 veces mayor que la del carbono-12 dividida entre 12.

Las masas atómicas de los elementos están calculadas y aparecen en la Tabla Periódica, por lo que no hay que calcularlas.

Como ampliación al tema conviene recordar. En primer lugar conviene recordar la relación entre isótopo y elemento químico.

- **Isótopos:** Todos aquellos átomos que tienen el mismo número de protones, pero distinto número de neutrones, se dicen que son isótopos entre sí. Por tanto, tendrán el mismo número atómico y distinto número másico. Por ejemplo son isótopos del hidrógeno todos los átomos que tienen un protón, tengan los neutrones que tengan.
- **Elemento químico:** El conjunto de todos los posibles tipos de átomos que tienen el mismo número de protones, forman un elemento químico. Por ejemplo, cuando hablamos del elemento hidrógeno, nos referimos a todos los átomos que tienen un protón.

La masa atómica de un elemento se obtiene promediando la masa de todos sus isótopos presentes en la naturaleza, teniendo en cuenta la abundancia relativa de cada uno de sus isótopos naturales. Por ejemplo, si un elemento tiene tres isótopos la masa atómica del elemento será la media ponderada de la masa de los tres. Media ponderada quiere decir que cuenta más a la hora de hacer la media el isótopo más abundante y menos el menos abundante en la naturaleza. Por esta razón se dice que las masas atómicas de los elementos son **masas atómicas promedio**.

Ejemplos de masas atómicas de los elementos de la tabla periódica.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1	H	MASA ATÓMICA (UMA)														He			
2	Li	Be												B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg												Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uuq									
Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				

Elemento: XENÓN
 Número atómico: 54
 Masa atómica: 131,290 uma
 Descubierta: 1898
 Descubridor: Ramsay

Metales
No metales
Semimetales

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1	H	MASA ATÓMICA (UMA)														He			
2	Li	Be												B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg												Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uuq									
Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				

Elemento: BERILIO
 Número atómico: 4
 Masa atómica: 9,012 uma
 Descubierta: 1797
 Descubridor: Vauquelin

Metales
No metales
Semimetales

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1	H	MASA ATÓMICA (UMA)														He			
2	Li	Be												B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg												Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uuq									
Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				

Elemento: SELENIO
 Número atómico: 34
 Masa atómica: 78,960 uma
 Descubierta: 1817
 Descubridor: Berzelius

Metales
No metales
Semimetales

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1	H	MASA ATÓMICA (UMA)														He			
2	Li	Be												B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg												Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uuq									
Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				

Elemento: LANTANO
 Número atómico: 57
 Masa atómica: 138,906 uma
 Descubierta: 1839
 Descubridor: Mosander

Metales
No metales
Semimetales

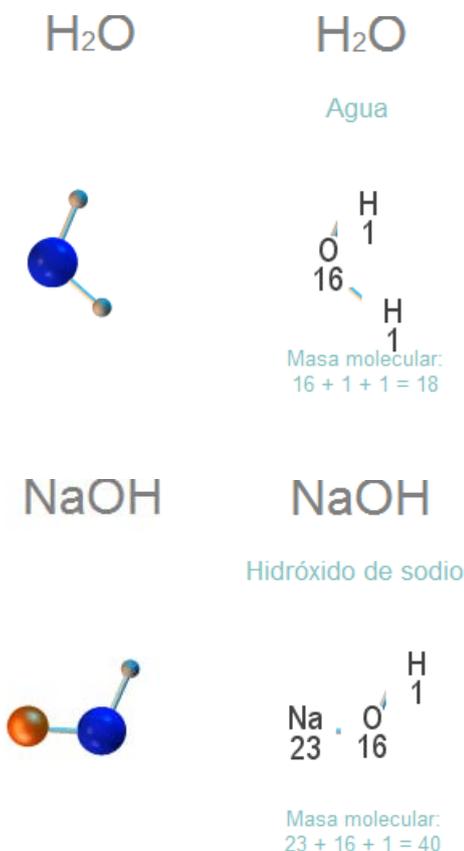
Reacciones químicas II

Masa molecular

Los elementos químicos se pueden unir mediante enlaces químicos formando moléculas. Para calcular la masa molecular de un compuesto se suma la masa en uma de cada uno de sus elementos. Ej.: $Mm(H_2O) = 18$ uma, $Mm(H_2) = 2$ uma, $Mm(CO_2) = 44$ uma.

Otra posibilidad es que los elementos se unan formando sólidos. Los sólidos (que están formados por muchos átomos) se representan mediante una fórmula que indica la proporción en la que participan los diferentes elementos en el compuesto (masa fórmula). Ejemplo: la masa fórmula del NaCl (sólido iónico) se calcula sumando la masa del sodio (23 uma) y la del cloro (35,5 uma), por tanto es de 58,5 uma.

A efectos prácticos la masa de moléculas y sólidos se hace de la misma forma, sumando la masa de los elementos de su fórmula.



Ejemplos de cálculos de masas moleculares.

ELEMENTO Y MA	Nº	Masa molecular (uma)
H 1,008	2	EJEMPLO 3 H₂SO₄
S 32,066	1	
O 15,999	4	
0,000	0	
0,000	0	MASA MOLECULAR 98,078 uma
0,000	0	
0,000	0	

$$2 H = 2 \times 1,008 = 2,016$$
$$1 S = 1 \times 32,066 = 32,066$$
$$4 O = 4 \times 15,999 = 63,996$$

$$Mm (H_2SO_4) = 98,078 u$$

ELEMENTO Y MA	Nº	Masa molecular (uma)
C 12,011	1	EJEMPLO 6 CO₂
O 15,999	2	
0,000	0	
0,000	0	
0,000	0	MASA MOLECULAR 44,009 uma
0,000	0	
0,000	0	

$$1 C = 1 \times 12,011 = 12,011$$
$$2 O = 2 \times 15,999 = 31,998$$

$$Mm (CO_2) = 44,009 u$$

ELEMENTO Y MA	Nº	Masa molecular (uma)
H 1,008	2	EJEMPLO 1 H₂O
O 15,999	1	
0,000	0	
0,000	0	
0,000	0	MASA MOLECULAR 18,015 uma
0,000	0	
0,000	0	

$$2 H = 2 \times 1,008 = 2,016$$
$$1 O = 1 \times 15,999 = 15,999$$

$$Mm (H_2O) = 18,015 u$$

Masa atómica gramo

Para medir la masa de los átomos, al ser muy pequeña, utilizamos una unidad muy pequeña, la uma. Con ella medimos la masa de todos los elementos de la Tabla Periódica.

Sin embargo, esta unidad, al ser tan pequeña, no es una unidad práctica para usar en laboratorio. Por ello, los científicos han elaborado una lista de masas atómicas en gramos. Es decir, han cogido la lista de masas atómicas en uma, han dejado los mismos números, pero han cambiado la unidad uma por otra mucho más grande, el gramo.

Cuando expresamos la masa atómica en uma nos referimos a la masa de un átomo de ese elemento. Cuando expresamos la **masa atómica en gramos**, tenemos que coger muchos átomos de ese elemento (más adelante veremos cuantos) y se dice que tenemos un **mol de átomos** del mismo.

Relación entre uma y gramo.

Para medir la masa de los elementos, hemos utilizado la uma. De forma que la masa atómica en uma de un elemento es la masa de un átomo del mismo. Se mide la masa de todos los elementos y se realiza una lista de las masas atómicas en uma.

Después cogemos esa lista y dejamos los números, pero cambiamos la unidad por otra mucho mayor, uma por gramo. Por tanto tenemos una lista con los mismos números pero con unidades distintas.

Al ser los gramos una unidad mucho mayor que la uma, habría que juntar muchos átomos para tenerla. Por ejemplo, para tener 1 g de hidrógeno habría que juntar muchos átomos, mientras que para tener 1 uma de hidrógeno basta con un sólo átomo.

Otro ejemplo sería el caso del carbono. Un átomo de carbono tiene una masa de 12 uma. Si queremos tener 12 gramos de carbono, hay que juntar una gran cantidad de átomos de carbono.

La relación es: en 1 gramo hay 602409638554216867469876 uma. Se puede ver que un gramo contiene muchas uma.

Otra forma de expresar la relación entre uma y gramo es: una uma contiene $1.66 \cdot 10^{-24}$ g.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1	MASA ATÓMICA GRAMO																He		
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uuq									
Lantánidos				Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
Actinidos				Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

Elemento: NIOBIO
 Número atómico: 41
 Masa atómica: 92,906 gramo
 Descubridor: 1801
 Descubridor: Hatchett
 Número de átomos-gramo: 1

Metales
No metales
Semimetales

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1	MASA ATÓMICA GRAMO																He		
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uuq									
Lantánidos				Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
Actinidos				Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

Elemento: BERILIO
 Número atómico: 4
 Masa atómica: 9,012 gramo
 Descubridor: 1797
 Descubridor: Vauquelin
 Número de átomos-gramo: 1

Metales
No metales
Semimetales

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1	MASA ATÓMICA GRAMO																He		
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uuq									
Lantánidos				Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
Actinidos				Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

Elemento: VANADIO
 Número atómico: 23
 Masa atómica: 50,942 gramo
 Descubridor: 1801
 Descubridor: Del Rio
 Número de átomos-gramo: 1

Metales
No metales
Semimetales

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1	MASA ATÓMICA GRAMO																He		
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uuq									
Lantánidos				Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
Actinidos				Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

Elemento: GALIO
 Número atómico: 31
 Masa atómica: 69,720 gramo
 Descubridor: 1875
 Descubridor: Lecoq
 Número de átomos-gramo: 1

Metales
No metales
Semimetales

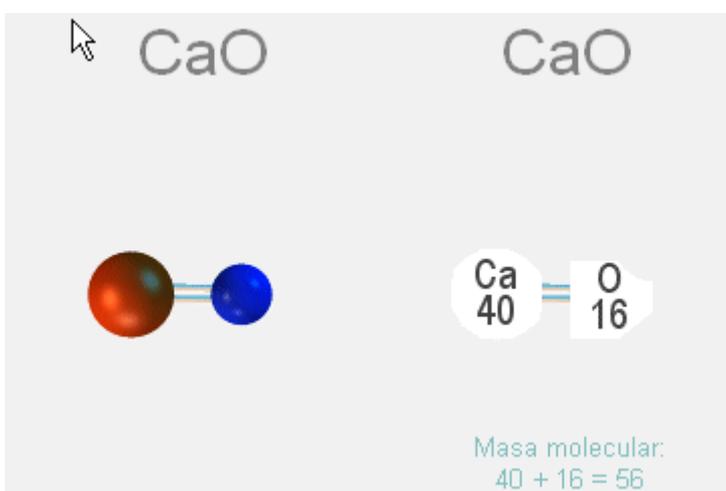
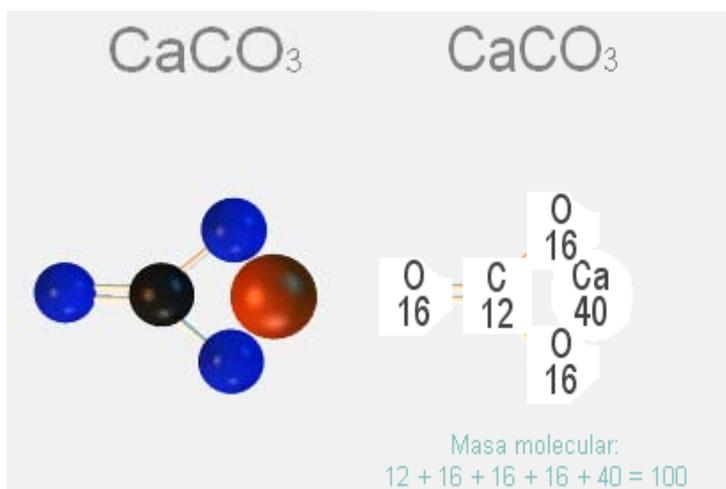
Reacciones químicas II

Masa molecular gramo

Igualmente que como ocurre con los átomos, la masa de una molécula es muy pequeña y también se miden en una.

De igual manera, y por cuestiones prácticas la masa de las moléculas se expresa en gramos. Cuando expresamos la masa molecular en una nos referimos a la masa de una molécula. Cuando expresamos la **masa molecular en gramos**, tenemos que coger muchas moléculas de ese compuesto o elemento (más adelante veremos cuantas) y se dice que tenemos **un mol de moléculas** de la misma.

Las masas molares de una molécula se calculan sumando las masas molares de todos y cada uno de los átomos que forman parte de la molécula del compuesto o elemento.



Ejemplos de cálculos de masas moleculares.

ELEMENTO Y MA	Nº	Masa molecular gramo	
Na 22,987	1	EJEMPLO 2 NaOH	
O 15,999	1		
H 1,008	1		
	0,000	0	MASA MOLECULAR 39,994 gramos
	0,000	0	
	0,000	0	

$$1 \text{ Na} = 1 \times 22,987 = 22,987$$

$$1 \text{ O} = 1 \times 15,999 = 15,999$$

$$1 \text{ H} = 1 \times 1,008 = 1,008$$

$$\text{Mm-g (NaOH)} = 39,994 \text{ g}$$

ELEMENTO Y MA	Nº	Masa molecular gramo	
N 14,007	1	EJEMPLO 7 NO₂	
O 15,999	2		
	0,000		0
	0,000	0	MASA MOLECULAR 46,005 gramos
	0,000	0	
	0,000	0	

$$1 \text{ N} = 1 \times 14,007 = 14,007$$

$$2 \text{ O} = 2 \times 15,999 = 31,998$$

$$\text{Mm-g (NO}_2\text{)} = 46,005 \text{ g}$$

ELEMENTO Y MA	Nº	Masa molecular gramo	
P 30,974	4	EJEMPLO 8 P₄	
	0,000		0
	0,000		0
	0,000	0	MASA MOLECULAR 123,896 gramos
	0,000	0	
	0,000	0	

$$4 \text{ P} = 4 \times 30,974 = 123,896$$

$$\text{Mm-g (P}_4\text{)} = 123,896 \text{ g}$$

Mol y Número de Avogadro

Hemos comentado que las masas atómicas y moleculares se pueden medir en una (cuando se trata de un átomo o de una molécula) o en gramos (unidad de uso de laboratorio). También se comentó que aunque el número coincide la unidad gramo es mucho mayor que la una y que habría que tener una gran cantidad de átomos o moléculas.

Se ha calculado que la cantidad de átomos o moléculas que hay que tener para tener en gramos la masa molar de $6,023 \cdot 10^{23}$. A este número se le conoce como número de Avogadro (N_A).

Se define **mol** como la cantidad de sustancia que contiene el número de Avogadro de partículas.

Ejemplos de esta relación son los que se presentan a continuación:

UN MOL DE CUALQUIER SUSTANCIA CONTIENE EL NÚMERO DE AVOGADRO DE PARTÍCULAS.

1 mol de moléculas---- $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas
1 mol de átomos---- $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos

Nº moles

Nº moléculas

UN MOL DE CUALQUIER SUSTANCIA CONTIENE EL NÚMERO DE AVOGADRO DE PARTÍCULAS.

1 mol de moléculas---- $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas
1 mol de átomos---- $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos

Nº moles

Nº moléculas

UN MOL DE CUALQUIER SUSTANCIA CONTIENE EL NÚMERO DE AVOGADRO DE PARTÍCULAS.

1 mol de moléculas---- $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas
1 mol de átomos---- $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos

Nº moles

Nº moléculas

UN MOL DE CUALQUIER SUSTANCIA CONTIENE EL NÚMERO DE AVOGADRO DE PARTÍCULAS.

1 mol de moléculas---- $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas
1 mol de átomos---- $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos

Nº moles

Nº moléculas

UN MOL DE CUALQUIER SUSTANCIA CONTIENE EL NÚMERO DE AVOGADRO DE PARTÍCULAS.

1 mol de moléculas---- $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas
1 mol de átomos---- $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos

Nº moles

Nº moléculas

Reacciones químicas II

Relación entre las magnitudes másicas

Un **mol** contiene el **número de Avogadro** de partículas y su masa es su **masa atómica** o **molecular expresada en gramos**.

La masa de un mol de átomos es la masa atómica expresada en gramos (**masa molar**. Se mide en g/mol) y contiene el número de Avogadro de átomos. Mientras que la masa de un sólo átomo es la masa atómica expresada en una.

La masa de un mol de moléculas es la masa molecular expresada en gramos (**masa molar**. Se mide en g/mol) y contiene el número de Avogadro de moléculas. Mientras que la masa de una molécula es la masa molecular expresada en una.

La relación es: un mol contiene el número de Avogadro de partículas y su masa es su masa atómica o molecular expresada en gramos.

Ejemplos:

1 mol de átomos de carbono contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono y su masa molar es de 12 g/mol

1 mol de átomos de oxígeno contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno y su masa molar es de 16 g/mol

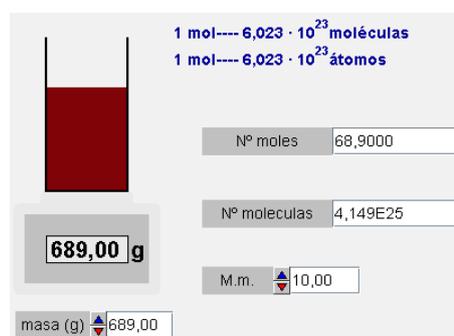
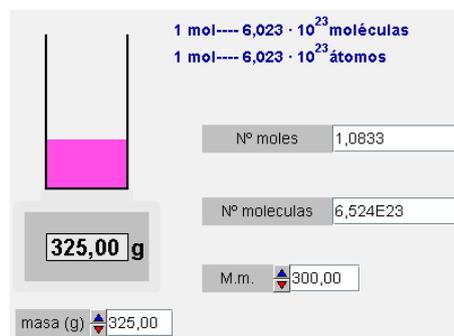
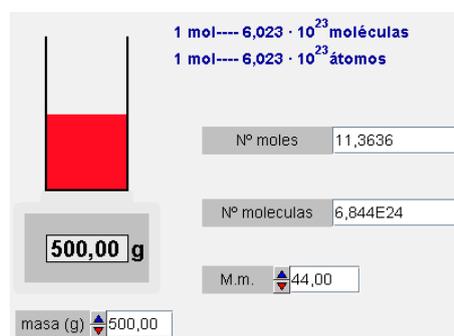
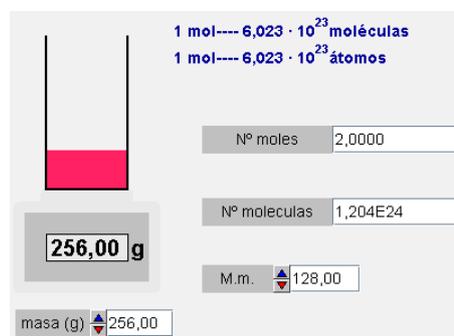
1 mol de átomos de nitrógeno contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de nitrógeno y su masa molar es de 14 g/mol

1 mol de moléculas de agua contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua y su masa molar es de 18 g/mol

1 mol de moléculas de amoníaco contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de amoníaco y su masa molar es de 17 g/mol

1 mol de moléculas de dióxido de carbono contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de dióxido de carbono y su masa molar es de 44 g/mol

En la columna de la derecha se exponen ejemplos en los que para ciertos compuestos de los que se conoce su masa molecular, se establece la relación entre la masa de la sustancia (en la balanza), el número de moles y el número de moléculas.



3. Disoluciones y gases

Disoluciones

Disolución. Mezcla homogénea de 2 ó más componentes, siendo el disolvente el que está en mayor proporción y el/los soluto/s los que están en menor proporción.

Algunas formas de expresar la concentración (proporción o cantidad de soluto que hay en una determinada cantidad de disolución) de las disoluciones son:

% en masa. Cantidad en gramos de soluto por cada 100 gramos de disolución. Ej. 3% en masa significa que hay 3 g de soluto por cada 100 g de disolución

% en volumen. Cantidad en mililitros de soluto por cada 100 mililitros de disolución. Ej. 3% en volumen significa que hay 3 ml de soluto por cada 100 ml de disolución.

g/L. Cantidad en gramos de soluto por cada litro (1000 mililitros) de disolución. Ej. 3 g/L significa que hay 3 g de soluto por cada litro (1000 ml) de disolución

Molaridad. Número de moles de soluto por cada litro de disolución (moles/litro). Ej. 2,5 M (2,5 molar), significa que hay 2,5 moles de soluto en cada litro de disolución.

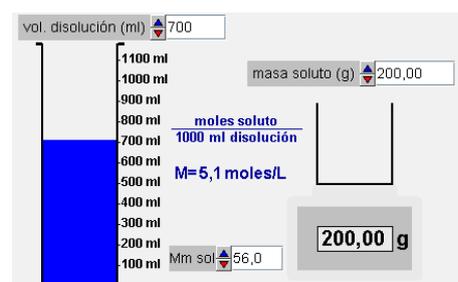
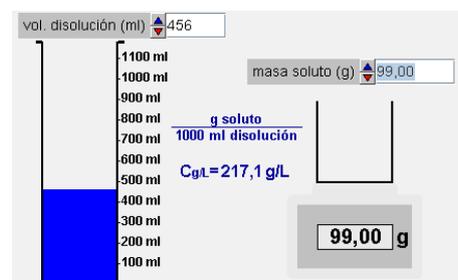
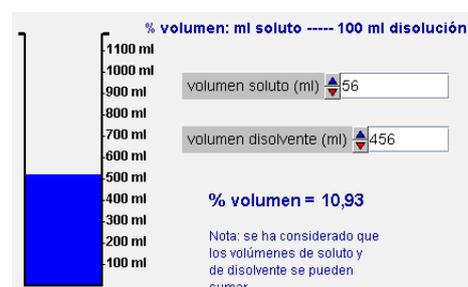
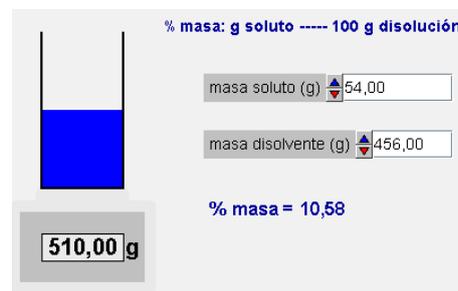
Ejemplos de ejercicios pueden ser los siguientes:

¿Qué volumen de disolución, en litros, con una concentración de 1 M, se pueden preparar con 37 moles de NaCl?

Solución: 37 L

¿Qué volumen de concentración 1,6 M, hay que tomar para preparar 482 cc de concentración 0,2 M?

Solución: 60.25 cc



Reacciones químicas II

Gases ideales. Ley general

Un gas ideal es un modelo para los gases. Las partículas de un gas ideal se mueven libremente y no tienen atracción entre ellas, por lo que no pueden convertirse en líquidos o sólidos. Las partículas de los gases reales se atraen entre sí y se pueden convertir en líquidos o sólidos.

El modelo de los gases ideales tiene dos ventajas: los gases reales se parecen al modelo ideal cuando las presiones son bajas y las temperaturas altas y las leyes y formulas que cumplen los gases ideales son mucho más sencillas.

La más importante de las leyes de los gases ideales es la **ley general** que permite conocer como se comporta un gas al variar sus magnitudes.

Además de la ley general, existen otras leyes básicas de los gases ideales, que se resumen en la siguiente tabla.

Nombre de la ley	Magnitud constante	Expresión de la ley
Ley de Boyle	Temperatura	$P_a \cdot V_a = P_d \cdot V_d$
Ley de Charles	Presión	$V_a \cdot T_a = V_d \cdot T_d$
Ley de Gay-Lussac	Volumen	$P_a \cdot T_a = P_d \cdot T_d$
Ley general	---	$P_a \cdot V_a / T_a = P_d \cdot V_d / T_d$
Ley general	$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}$	$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$
Ley de Dalton	Temperatura y volumen	$P_T = P_a + P_b + P_c$

P: presión, V: volumen, T: temperatura, n: n° moles, R: cte gases

Las leyes de Boyle y Mariotte y de Charles y Gay-Lussac relacionan la presión, el volumen y la temperatura de un gas de dos en dos, por parejas. Sin embargo, es posible deducir una ley que las incluya a las tres: la ley de los gases perfectos o ley general de los gases ideales.

$$P_0 \cdot V_0 = P_1 \cdot V_1 \quad \frac{P_0}{T_0} = \frac{P_1}{T_1} \quad \frac{V_0}{T_0} = \frac{V_1}{T_1}$$

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1}$$

Ejemplo de cálculo de magnitudes gaseosas. Primero tenemos las condiciones iniciales del gas, segundo modificamos dos de sus magnitudes y finalmente obtenemos el valor de la magnitud que queremos determinar.

DATOS INICIALES DEL GAS

P1 (atm)

V1 (L)

T1 (K)

DATOS FINALES DEL GAS

Determinar

DATOS INICIALES DEL GAS

P1 (atm)

V1 (L)

T1 (K)

DATOS FINALES DEL GAS

Determinar

P2 (atm)

T2 (K)

DATOS INICIALES DEL GAS

P1 (atm)

V1 (L)

T1 (K)

DATOS FINALES DEL GAS

Determinar

P2 (atm)

V2 (L)

T2 (K)

Ejemplo de aplicación de la ley general de los gases ideales:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1}$$

$\frac{5 \cdot 10}{300} = \frac{8 \cdot V_1}{500}$

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1}$$

$\frac{5 \cdot 10}{300} = \frac{8 \cdot V_1}{500}$

Hipótesis de Avogadro

Los gases ideales cumplen la **hipótesis de Avogadro** que establece que "una **cantidad de cualquier tipo de gas**, en un **mismo volumen**, a la **misma temperatura** y la **misma presión**, contiene el **mismo número de moléculas**, independientemente del tipo de gas que sea".

En condiciones normales (0°C y 1 atm), 1 mol de gas ideal (que contiene N_A moléculas), ocupa 22,4 litros, independientemente del tipo de gas que haya dentro del recipiente.

El volumen de un gas ideal en unas determinadas condiciones de presión y temperatura, se calcula a través de la ecuación general de los gases ideales.

Ejemplos de aplicación de esta hipótesis son:

Cualquier gas ideal que tenga la misma presión, temperatura y volumen, tiene el mismo número de moléculas.

Gas, 22,4 L, 1 atm y 273 K --- $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas --- 1 mol

presión (atm)	1,00
temperatura (K)	273,15
volumen (L)	22,40
Nº moles	1,00
Nº moléculas	6,023E23

Cualquier gas ideal que tenga la misma presión, temperatura y volumen, tiene el mismo número de moléculas.

Gas, 22,4 L, 1 atm y 273 K --- $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas --- 1 mol

presión (atm)	5,00
temperatura (K)	500,00
volumen (L)	50,00
Nº moles	6,10
Nº moléculas	3,673E24

Amadeo Avogadro (1776 - 1856). Químico y físico italiano, nacido en Turín.

Estableció en 1811, «dos volúmenes iguales de cualquier gas, a la misma T y P, contienen el mismo número de moléculas». Cuando Avogadro presentó esta hipótesis no fue aceptada y tuvieron que pasar 50 años hasta que, fuera aceptada, fecha en la que Avogadro ya había fallecido.

Avogadro y Cannizaro

En 1811 Amadeo Avogadro enuncia la hipótesis que lleva su nombre: iguales volúmenes de gases distintos contienen el mismo número de moléculas, si ambos se encuentran a igual temperatura y presión. Avogadro es la primera persona que habla de moléculas (literalmente significa pequeña masa).

Como ha ocurrido muchas veces a lo largo de la historia las propuestas de Avogadro no fueron tomadas en cuenta, es más, Dalton, Berzelius y otros científicos de la época despreciaron la validez de su descubrimiento y la comunidad científica no aceptó de inmediato las conclusiones de Avogadro por tratarse de un descubrimiento basado en gran medida en métodos empíricos y válido solamente para los gases reales sometidos a altas temperaturas pero a baja presión.

Sin embargo, la ley de Avogadro permite explicar por qué los gases se combinan en proporciones simples.

Fue su paisano Cannizaro quién, 50 años más tarde, gracias a la defensa de la misma que realizó en el Congreso Internacional de Química celebrado en Karlsruhe, cuando la hipótesis de Avogadro empezó a ser aceptada. A partir de entonces empezó a hablarse del número Avogadro.

Reacciones químicas II

4. Estequiometría

Relaciones moleculares

A la parte de la química que estudia los cálculos numéricos cuantitativos relativos a las cantidades de las sustancias que intervienen en una reacción química se le denomina estequiometría.

Los **coeficientes estequiométricos** indican la proporción en la que intervienen las **moléculas** de **reactivos** y **productos** en una reacción química.

Recordamos que las reacciones siempre deben de estar ajustadas (ya que los átomos en las reacciones químicas son los mismos en reactivos y productos, aunque no la forma en la que estos se unen). Cuando en una reacción química se indican las relaciones moleculares entre productos y reactivos, no puede haber coeficientes estequiométricos fraccionarios, ya que no tiene sentido hablar de fracciones de moléculas.

Ejemplos de ajuste de reacciones a nivel molecular son los siguientes:



2 molécula/s 3 molécula/s 2 molécula/s

SOLUCIÓN CORRECTA **CORRECTO**



La reacción a nivel molecular se interpreta como que dos moléculas de azufre reaccionan con tres moléculas de oxígeno para dar dos moléculas de trióxido de azufre. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos de esta solución.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares no puede haber coeficientes fraccionarios.



1 molécula/s 5 molécula/s 3 molécula/s 4 molécula/s

SOLUCIÓN CORRECTA **CORRECTO**



La reacción a nivel molecular se interpreta como que una molécula de propano reaccionan con cinco moléculas de oxígeno para dar tres moléculas de dióxido de carbono y cuatro de agua. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos de ésta.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares no puede haber coeficientes fraccionarios.



2 molécula/s 1 molécula/s 2 molécula/s

SOLUCIÓN CORRECTA **CORRECTO**



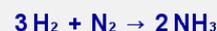
La reacción a nivel molecular se interpreta como que dos moléculas de hidrógeno reaccionan con una molécula de oxígeno para dar dos moléculas de agua. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos de esta solución.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares no puede haber coeficientes fraccionarios.



3 molécula/s 1 molécula/s 2 molécula/s

SOLUCIÓN CORRECTA **CORRECTO**



La reacción a nivel molecular se interpreta como que tres moléculas de hidrógeno reaccionan con una molécula de nitrógeno para dar dos moléculas de amoníaco. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos de esta solución.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares no puede haber coeficientes fraccionarios.



1 molécula/s 2 molécula/s 1 molécula/s 2 molécula/s

SOLUCIÓN CORRECTA **CORRECTO**



La reacción a nivel molecular se interpreta como que una molécula de metano reaccionan con dos moléculas de oxígeno para dar una molécula de dióxido de carbono y dos de agua. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos de esta solución.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares no puede haber coeficientes fraccionarios.

Relaciones moleculares

Sabemos que hay una relación directa entre mol y molécula. Esta relación es el número de Avogadro. Un mol siempre contiene el número de Avogadro de moléculas. Por tanto las relaciones existentes entre moléculas dadas por los coeficientes estequiométricos también son válidas para los moles.

Los **coeficientes estequiométricos** indican la proporción en la que intervienen los **moles de reactivos y productos** en una reacción química.

Cuando en una reacción química se indican las relaciones molares entre productos y reactivos, si puede haber coeficientes estequiométricos fraccionarios, ya que las cantidades de moléculas que intervienen son muy elevadas, y podemos hablar de medio mol de moléculas o de un tercio de mol de moléculas.

Ejemplos de ajuste de reacciones a nivel molar son los siguientes:



SOLUCIÓN CORRECTA CORRECTO



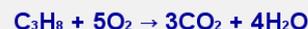
La reacción a nivel molar se interpreta como que dos moles de azufre reaccionan con tres moles de oxígeno para dar dos moles de trióxido de azufre. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta solución.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares si puede haber coeficientes fraccionarios.



1 moles 5 moles 3 moles 4 moles

SOLUCIÓN CORRECTA CORRECTO



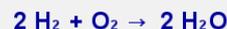
La reacción a nivel molar se interpreta como que un mol de propano reaccionan con cinco moles de oxígeno para dar tres moles de dióxido de carbono y cuatro de agua. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares si puede haber coeficientes fraccionarios.



1 moles 0,5 moles 1 moles

SOLUCIÓN CORRECTA CORRECTO



La reacción a nivel molar se interpreta como que dos moles de hidrógeno reaccionan con un mol de oxígeno para dar dos moles de agua. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta solución.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares si puede haber coeficientes fraccionarios.



1,5 moles 0,5 moles 1 moles

SOLUCIÓN CORRECTA CORRECTO



La reacción a nivel molar se interpreta como que tres moles de hidrógeno reaccionan con un mol de nitrógeno para dar dos moles de amoníaco. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta solución.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares si puede haber coeficientes fraccionarios.



1 moles 2 moles 1 moles 2 moles

SOLUCIÓN CORRECTA CORRECTO



La reacción a nivel molar se interpreta como que un mol de metano reaccionan con dos moles de oxígeno para dar un mol de dióxido de carbono y dos de agua. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta solución.

Se debe recordar que en las relaciones moleculares si puede haber coeficientes fraccionarios.

Observese que alguno de los ajustes se han realizado con coeficientes fraccionarios.

Reacciones químicas II

Relaciones de masa

Al igual que hay una relación directa entre moles y moléculas, también hay una relación directa entre el número de moles y la masa de los mismos. Esta relación es la masa molar. Un mol contiene la masa molar de la sustancia.

La relación cuantitativa entre las masas de las sustancias que intervienen en una reacción viene dada por los **coeficientes estequiométricos** multiplicada por la masa molar.

Cuando en una reacción química se trabaja con relaciones másicas, se pueden emplear coeficientes estequiométricos no enteros, ya que las cantidades de moléculas intervinientes son grandes.

Ejemplos:

Relaciones de masa.

En una reacción química **la proporción en masa entre los distintas sustancias que aparecen en la reacción será siempre la misma**, ya que la masa de los átomos no puede cambiar, y el número de átomos presentes tampoco.

Así, en la reacción entre el óxido de cobre(II) y el cloruro de hidrógeno para producir cloruro de cobre(II) y agua, que ajustada sería:



Determinando las masas moleculares, y observando que hay un 2 delante del cloruro de hidrógeno, podemos decir que siempre que las masas de cada sustancia guardarán la relación:

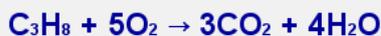


79.6 g de CuO formarán 18 g de agua y reaccionarán con 72.9 g de HCl. Si hay 39.8 g de CuO, sólo se formarán 9 g de agua y sólo reaccionarán 36.45 g de HCl. Conocida la cantidad de una de las sustancias que intervienen en la reacción, y ajustándola y calculando las masas moleculares, se puede determinar las masas de las restantes sustancias o comprobar, si se mezclan dos reactivos, si se ha añadido un exceso de uno de ellos.



1 x 44 g 5 x 32 g 3 x 44 g 4 x 18 g

SOLUCIÓN CORRECTA CORRECTO



La reacción a nivel másico se interpreta como que un 44 g de propano reaccionan con 160 g de oxígeno para dar 132 g de dióxido de carbono y 72 g de agua. La masa total de los reactivos 204 g es igual de la de los productos 204 g. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta.

Masa de reactivos debe de ser igual masa de productos.



2 x 32 g 3 x 32 g 2 x 80 g

SOLUCIÓN CORRECTA CORRECTO



La reacción a nivel másico se interpreta como que 64 g de azufre reaccionan con 96 g de oxígeno para dar 160 g de trióxido de azufre. Se puede ver hay 160 g de reactivos y 160 g de productos. También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta solución.

Masa de reactivos debe de ser igual masa de productos.



2 x 2 g 1 x 32 g 2 x 18 g

SOLUCIÓN CORRECTA CORRECTO



La reacción a nivel másico se interpreta como que 4 g de hidrógeno reaccionan con 32 g de oxígeno para dar 36 g de agua. La masa total de los reactivos es igual de la de los productos (36 g). También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta solución.

Masa de reactivos debe de ser igual masa de productos.



3 x 6 g 1 x 28 g 2 x 17 g

SOLUCIÓN CORRECTA CORRECTO



La reacción a nivel másico se interpreta como que 6 g de hidrógeno reaccionan con 28 g de nitrógeno para dar 34 g de amoníaco. La masa total de los reactivos es igual a la de los productos (34 g). También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta solución.

Masa de reactivos debe de ser igual masa de productos.



1 x 16 g 2 x 32 g 1 x 44 g 2 x 18 g

SOLUCIÓN CORRECTA CORRECTO



La reacción a nivel másico se interpreta como que 16 g de metano reaccionan con 64 g de oxígeno para dar un 44 g de dióxido de carbono y 36 g de agua. La masa total de reactivos es igual de la de los productos (80 g). También sería correcta cualquier solución en la que los coeficientes fuesen múltiplos o submúltiplos de esta solución.

Masa de reactivos debe de ser igual masa de productos.

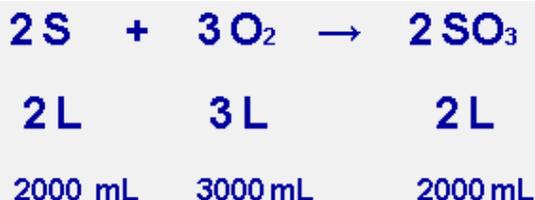
Relaciones de volumen

Cuando todos los reactivos y productos sean **gases** en las **mismas condiciones de presión y temperatura**, se cumple que la relación entre los volúmenes de las sustancias que intervienen es la expresada por los coeficientes estequiométricos. Ley de los volúmenes de combinación de **Gay-Lussac**.

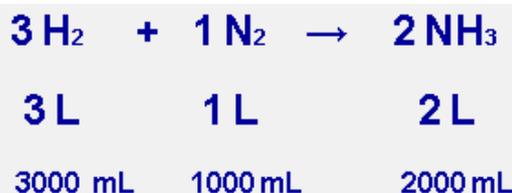
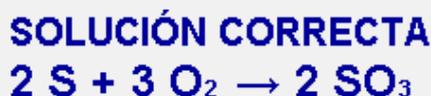
Cuando se habla de volúmenes nos referimos a cualquier unidad (litros, mililitros, metros cúbicos...).

Recordar que la relación entre moles y volúmenes de gases ideales viene dada por $PV=nRT$. Por lo tanto, en general un mol no equivale a un litro. Un mol de gas ideal en condiciones normales ocupa 22,4 L.

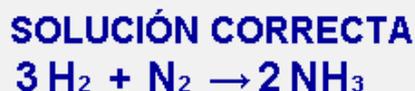
Ejemplos de este tipo de relaciones pueden ser:



Todas las sustancias que intervienen son gases que están a la misma presión y a la misma temperatura



Todas las sustancias que intervienen son gases en están a la misma presión y a la misma temperatura



Para la reacción de formación de agua a partir de oxígeno e hidrógeno, vamos a partir de 10 L de oxígeno y vamos a determinar las relaciones estequiométricas de los moles, y litros de todas las demás sustancias que intervienen en la reacción.

2 H ₂	+	O ₂	→	2 H ₂ O	DATOS
2 litros		1 litro		2 litros	REACTIVO 2
<input type="text" value="10"/>					litros
					moles
PRESIÓN <input type="text" value="1"/>		TEMPERATURA <input type="text" value="273"/>			
REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T					

2 H ₂	+	O ₂	→	2 H ₂ O	DATOS
2 litros		1 litro		2 litros	REACTIVO 2
<input type="text" value="20"/>		<input type="text" value="10"/>		<input type="text" value="20"/>	litros
<input type="text" value="0,893"/>		<input type="text" value="0,446"/>		<input type="text" value="0,893"/>	moles
PRESIÓN <input type="text" value="1"/>		TEMPERATURA <input type="text" value="273"/>			
REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T					

Repetimos el ejercicio anterior pero en este caso, partiendo de 5 litros de hidrógeno a 3 atm y 500 K:

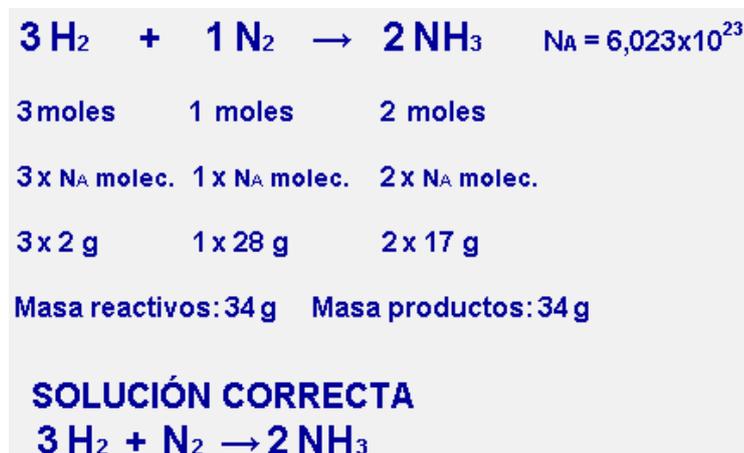
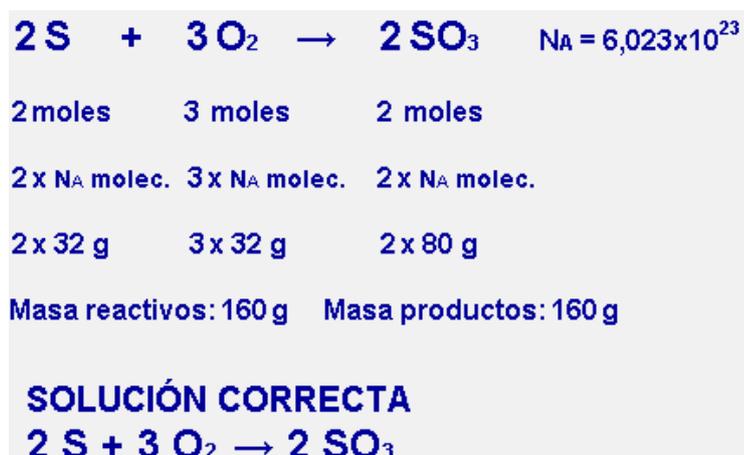
2 H ₂	+	O ₂	→	2 H ₂ O	DATOS
2 litros		1 litro		2 litros	REACTIVO 1
<input type="text" value="5"/>					litros
					moles
PRESIÓN <input type="text" value="3"/>		TEMPERATURA <input type="text" value="500"/>			
REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T					
2 H ₂	+	O ₂	→	2 H ₂ O	DATOS
2 litros		1 litro		2 litros	REACTIVO 1
<input type="text" value="5"/>		<input type="text" value="2,5"/>		<input type="text" value="5"/>	litros
<input type="text" value="0,365"/>		<input type="text" value="0,182"/>		<input type="text" value="0,365"/>	moles
PRESIÓN <input type="text" value="3"/>		TEMPERATURA <input type="text" value="500"/>			
REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T					

Reacciones químicas II

Resumen de relaciones estequiométricas

- Toda reacción química debe estar ajustada.
- Las relaciones molares en una reacción química vienen dados por los coeficientes estequiométricos.
- El número de moléculas está relacionado con el número de moles mediante el número de Avogadro.
- El número de moles y la masa de las sustancias están relacionados mediante la masa molar.
- En el caso de gases ideales, el volumen de estos se relacionan con los moles a través de la ecuación general de los gases ideales.

Teniendo en cuenta la relación entre moles, moléculas y masa, donde un mol siempre tiene el número de Avogadro de partículas y su masa es la masa molar, las relaciones estequiométricas serían como las que se muestran en los siguientes ejemplos:



Para la reacción de formación de agua a partir de oxígeno e hidrógeno, vamos a partir de 50 g de oxígeno y vamos a determinar las relaciones estequiométricas de los moles, gramos y moléculas de todas las demás sustancias que intervienen en la reacción.

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	DATOS
2 moles 1 mol 2 moles	gramos
2 x N_A molec. N_A x molec. 2 x N_A molec.	REACTIVO 2
2 x 2 g 32 g 2 x 18 g	
Masa reactivos: 36 g Masa productos: 36 g	

50

moles
moléculas
gramos

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	DATOS
2 moles 1 mol 2 moles	gramos
2 x N_A molec. N_A x molec. 2 x N_A molec.	REACTIVO 2
2 x 2 g 32 g 2 x 18 g	
Masa reactivos: 36 g Masa productos: 36 g	

6,25	1,562	3,125	moles
1,882E24	9,41E23	1,882E24	moléculas
6,25	50	56,25	gramos

Repetimos el ejercicio anterior pero en este caso, partiendo de 3 moles de hidrógeno:

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	DATOS
2 moles 1 mol 2 moles	moles
2 x N_A molec. N_A x molec. 2 x N_A molec.	REACTIVO 1
2 x 2 g 32 g 2 x 18 g	
Masa reactivos: 36 g Masa productos: 36 g	

3

moles
moléculas
gramos

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	DATOS
2 moles 1 mol 2 moles	moles
2 x N_A molec. N_A x molec. 2 x N_A molec.	REACTIVO 1
2 x 2 g 32 g 2 x 18 g	
Masa reactivos: 36 g Masa productos: 36 g	

3	1,5	3	moles
1,806E24	9,034E23	1,806E24	moléculas
6	48	54	gramos

5. Ampliación sobre estequiometría

Introducción. Reacciones reales

En la mayoría de las reacciones reales los reactivos no suelen estar puros, ya que contienen impurezas o formando mezclas, tampoco suelen estar en proporciones estequiométricas. Otro aspecto es que la cantidad de reactivos obtenida no es la esperada, ya que por diferentes causas el rendimiento de la reacción no es del 100 %.

Todos estos aspectos comentados, escapan a nivel cuantitativo de los objetivos de este curso, por lo que todo este capítulo se considerará como tema de ampliación, no siendo por tanto evaluable.

De todas formas hemos creído oportuno incluir estos contenidos en este tema para que el/la alumno/a pueda familiarizarse, ya que sí es objeto de estudio en cursos superiores de química.

En las reacciones reales hay que tener en cuenta los siguientes aspectos: pureza, rendimiento, reactivo limitante y reactivo en exceso.



JOSEPH-LOUIS GAY-LUSSAC

Joseph-Louis Gay-Lussac (1778-1850). Fue un químico y físico francés. Es conocido en la actualidad por su contribución a las leyes de los gases. En 1802, Gay-Lussac fue el primero en formular la ley según la cual un gas se expande proporcionalmente a su temperatura (absoluta) si se mantiene constante la presión. Esta ley es conocida en la actualidad como Ley de Charles.

Hijo de Antoine Gay-Lussac, abogado y procurador de Luís XVI. Realiza sus primeros estudios en su región natal hasta que, en 1794, se dirige a París. En 1797 será aceptado en la École Polytechnique, fundada tres años antes; saldrá de allí en 1800 para ingresar en la École des Ponts et Chaussées. Pero la profesión de ingeniero no le atraía, así que pasará cada vez más tiempo en la Polytechnique asistiendo a Claude Louis, participa activamente en la Société d'Arcueil fundada por este durante más de doce años.

A la edad de 23 años, en enero de 1803, presenta al Instituto (la Académie des sciences) su primera memoria, "Recherches sur la dilatation des gaz", verificando descubrimientos realizados por Charles en 1787. En 1804 efectúa dos ascensos en globo aerostático, alcanzando una altura de 7000 metros.

En enero de 1805 presenta al Instituto una nueva memoria, en la que formula su primera ley sobre las combinaciones gaseosas (Primera ley de Gay-Lussac), y emprende luego un viaje por Europa junto a su amigo Humboldt para estudiar la composición del aire y el campo magnético terrestre.

Reacciones químicas II

Pureza

Los reactivos que intervienen en las reacciones químicas, pueden contener impurezas, es decir, que parte de los reactivos son sustancias que no reaccionarán en la reacción que estamos estudiando. Para diferenciar la parte de reactivo que sí reaccionará (parte pura) de la que no (parte impura), se define el % de pureza:

$$\% \text{ Pureza} = \frac{\text{Cantidad totalmente pura}}{\text{Cantidad total de sustancia}} \times 100$$

Ejemplo: Una sustancia con un 90 % de pureza, tiene en cada 100 g totales de sustancia, 90 g de sustancia pura y 10 g de impurezas.



Ejemplo: Una sustancia de 500 g, tiene en cada 420 g de sustancia pura.



Ejemplo gráfico: Una sustancia con un 80 % de pureza, tiene en cada 200 g totales de sustancia. Calcular la cantidad de sustancia pura e impura.



Ejemplo gráfico: Una sustancia con un 30 % de pureza, tiene en cada 750 g totales de sustancia. Calcular la cantidad de sustancia pura e impura.

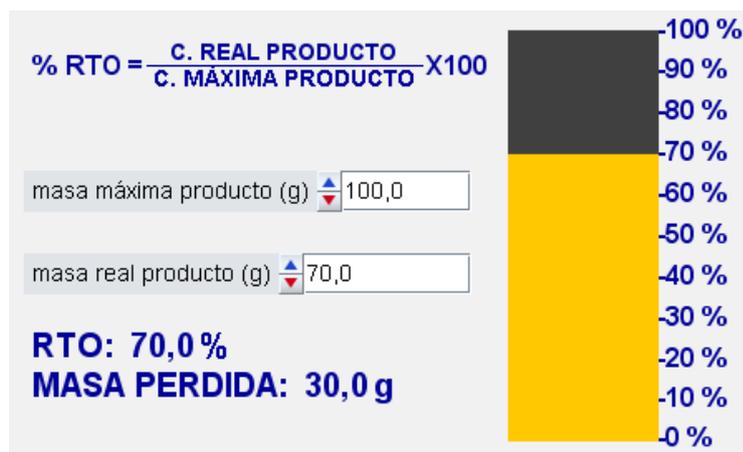


Rendimiento

Normalmente en las reacciones químicas no se obtiene toda la cantidad de producto que se podría obtener, debido a pérdidas diversas. Por ello se define el % de rendimiento. Una reacción ideal tendrá un rendimiento del 100 %, en las reacciones reales el rendimiento será inferior.

% Rendimiento = Cantidad real de producto x 100/Cantidad máxima de producto obtenible

Ejemplo. Una reacción que tenga un 70 % de rendimiento, significa que de cada 100 g que se podrían haber obtenido como máximo, sólo se han obtenido 70 g



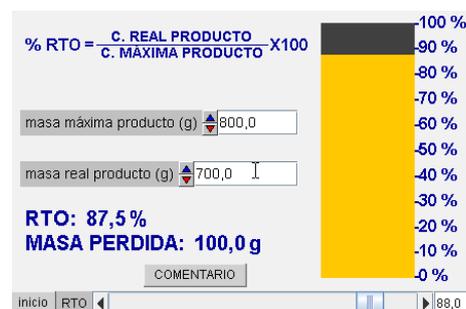
Ejemplo: Si sobre una cantidad máxima de producto de 1500 g, se obtienen 450 g. Calcular la cantidad perdida y el % de rendimiento.



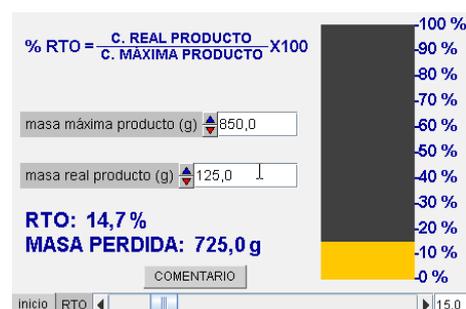
Ej. gráfico: En una reacción se podrían obtener un máximo de 380 g de producto, pero tras realizar el proceso se obtienen 240 g. Calcular el rendimiento de la reacción.



Ejemplo gráfico: En una reacción con un rendimiento del 88 % se obtienen 700 g de producto. Calcular la cantidad máxima de producto que podría haberse obtenido.



Ej. gráfico: Cantidad máxima 850 g, cantidad real 125 g ¿Rendimiento?



Reacciones químicas II

Reactivo limitante y en exceso

Cuando los reactivos no se encuentran en proporciones estequiométricas, al producirse la reacción completa uno de los reactivos se consumirá totalmente y se llama **reactivo limitante**, mientras que de otro sobrará cierta cantidad y se llama **reactivo en exceso**.

La determinación de las cantidades de productos deben realizarse a partir del reactivo limitante o de la parte que reacciona del reactivo en exceso (la parte que no reacciona del reactivo en exceso no da lugar a productos).

Partimos, por ejemplo, de 3 moles de azufre y de 4 de oxígeno para formar trióxido de azufre. Calcular el reactivo limitante, el reactivo en exceso y la cantidad no consumida del mismo, y la cantidad de productos obtenidos. Calcular todas las cantidades en moles y gramos.

2 S	+	3 O₂	→	2 SO₃	DATOS
2 moles		3 moles		2 moles	moles
2 x 32 g		3 x 32 g		2 x 80 g	
<input type="text" value="3"/>		<input type="text" value="4"/>	cantidades iniciales		
moles					
gramos					

2 S	+	3 O₂	→	2 SO₃	DATOS
2 moles		3 moles		2 moles	moles
2 x 32 g		3 x 32 g		2 x 80 g	
<input type="text" value="3"/>		<input type="text" value="4"/>	cantidades iniciales		
moles					
gramos					
Exceso		Limitante			
0,33 moles					
<input type="text" value="2,666"/>	<input type="text" value="4"/>	<input type="text" value="2,666"/>	moles		
<input type="text" value="85,333"/>	<input type="text" value="128"/>	<input type="text" value="213,333"/>	gramos		

Ejemplo. Inicialmente partimos de 15 g de azufre y de 9 de oxígeno. Calcular el reactivo limitante, el reactivo en exceso y la cantidad no consumida del mismo, y la cantidad de productos obtenidos. Calcular todas las cantidades en moles y gramos.

2 S	+	3 O₂	→	2 SO₃	DATOS
2 moles		3 moles		2 moles	gramos
2 x 32 g		3 x 32 g		2 x 80 g	
<input type="text" value="15"/>		<input type="text" value="9"/>	cantidades iniciales		
moles					
gramos					

2 S	+	3 O₂	→	2 SO₃	DATOS
2 moles		3 moles		2 moles	gramos
2 x 32 g		3 x 32 g		2 x 80 g	
<input type="text" value="15"/>		<input type="text" value="9"/>	cantidades iniciales		
Exceso		Limitante			
9 g					
<input type="text" value="0,187"/>	<input type="text" value="0,281"/>	<input type="text" value="0,187"/>	moles		
<input type="text" value="6"/>	<input type="text" value="9"/>	<input type="text" value="15"/>	gramos		

Ejemplo. Inicialmente partimos de 9 g de azufre y de 15 de oxígeno. Calcular el reactivo limitante, el reactivo en exceso y la cantidad no consumida del mismo, y la cantidad de productos obtenidos. Calcular todas las cantidades en moles y gramos.

2 S	+	3 O₂	→	2 SO₃	DATOS
2 moles		3 moles		2 moles	gramos
2 x 32 g		3 x 32 g		2 x 80 g	
<input type="text" value="9"/>		<input type="text" value="15"/>	cantidades iniciales		
moles					
gramos					

2 S	+	3 O₂	→	2 SO₃	DATOS
2 moles		3 moles		2 moles	gramos
2 x 32 g		3 x 32 g		2 x 80 g	
<input type="text" value="9"/>		<input type="text" value="15"/>	cantidades iniciales		
Limitante		Exceso			
		1,5 g			
<input type="text" value="0,281"/>	<input type="text" value="0,421"/>	<input type="text" value="0,281"/>	moles		
<input type="text" value="9"/>	<input type="text" value="13,5"/>	<input type="text" value="22,5"/>	gramos		

Reacciones químicas II

Análisis estequiométrico completo

Vamos a considerar el caso completo, es decir, una reacción, en la que tengamos reactivo limitante y en exceso, que los reactivos no sean puros y que la reacción no sea ideal (rendimiento menor del 100%).

Para la resolución de estos casos conviene seguir una serie de pasos que detallamos en la escena que se abre al pulsar el enlace.

Los cálculos presentados en este capítulo sobre las reacciones químicas se realizan mediante reglas de tres y los pasos que se deben dar para resolver los problemas son los siguientes:

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS (PASOS)

1. AJUSTAR LA REACCIÓN
2. ÍNDICAR LAS RELACIONES MOLARES (O VOLUMÉTRICAS)
3. ÍNDICAR LAS RELACIONES MOLECULARES
4. ÍNDICAR LAS RELACIONES DE MASA
5. COMPROBAR CUMPLIMIENTO DE LA LEY DE LAVOISIER
6. DETERMINAR CANTIDAD PURA DE LOS REACTIVOS (% PUR)
7. DETERMINAR REACTIVO LIMITANTE Y EN EXCESO
8. CALCULAR LAS CANTIDADES DE REACTIVOS Y DE PRODUCTOS A PARTIR DE LOS DATOS INICIALES Y DE LAS RELACIONES ESTABLECIDAS
9. APLICAR EL RENDIMIENTO DE LAS CANTIDADES DE PRODUCTO OBTENIDAS

Esquema general para la resolución completa de problemas estequiométricos.

2 S + 3 O₂ → 2 SO₃ DATOS

0 0 moles

%PUR 0 %PUR 0

Limitante Limitante

0 0

%RTO 0

0 0 moles

0 0 gramos

Ejemplo. Para la formación del trióxido de azufre partimos de 20 g de azufre (70 % pureza) y de 10 de oxígeno (90 % pureza). Si el rendimiento es del 60 %, realizar todos los cálculos estequiométricos de relativos a la reacción.

2 S + 3 O₂ → 2 SO₃ DATOS

20 10 gramos

%PUR 70 %PUR 90

14 9

Exceso Limitante

8 g

0,112 9

%RTO 60

0,187 0,281 0,187 moles

6 9 15 gramos

Ejemplo. Realizar los mismos cálculos pero partiendo de 5 moles de azufre y 6 moles de oxígeno, con la misma pureza y rendimiento.

2 S + 3 O₂ → 2 SO₃ DATOS

5 6 moles

%PUR 70 %PUR 90

3,5 5,4

Limitante Exceso

0,15 moles

2,1 168

%RTO 60

3,5 5,25 3,5 moles

112 168 280 gramos

Ejemplo. Realizar los mismos cálculos pero partiendo de 5 moles de azufre y 6 moles de oxígeno, con pureza y rendimiento del 100 % en todos los casos.

2 S + 3 O₂ → 2 SO₃ DATOS

5 6 moles

%PUR 100 %PUR 100

5 6

Exceso Limitante

1 moles

4 320

%RTO 100

4 6 4 moles

128 192 320 gramos

Reacciones químicas II



Para practicar

1. Clasificar los siguientes tipos de reacciones dentro la categoría que le corresponda.

SÍNTESIS (A)	INORGÁNICA (F)	NATURALEZA
REDOX (B)	PRECIPITACIÓN (G)	
ORGÁNICA (C)	ÁCIDO-BASE (H)	FUNCIONALIDAD
INDUSTRIAL (D)	ENERGÉTICA (I)	
COMPLEJACIÓN (E)		MECANISMO

2. Indicar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones.
- Todos los seres vivos pueden realizar la fotosíntesis.
 - En la lluvia ácida cae sosa cáustica.
 - En la corrosión un metal reacciona con oxígeno.
 - Sin oxígeno no puede producirse un incendio.
 - El ácido sulfúrico no es un producto de interés industrial.
 - La capa de ozono contiene exclusivamente ozono.
 - Una reacción química puede producir electricidad.
 - La electricidad puede provocar que se produzca una reacción química.
 - Los pesticidas pueden obtenerse en industrias petroquímicas.
 - En el proceso de digestión se desprende normalmente
3. Calcular las masas moleculares de las siguientes sustancias:
- a) C_2H_2 , b) C_6H_6 , c) $CaSO_4$, d) $Ba(OH)_2$, e) $CsCl$, f) Br_2S .



Para practicar

4. Calcular:
 - a) El número de moles y de moléculas que hay en 204,1 g de una sustancia cuya masa molecular es de 774,5.
 - b) El número de moléculas y la masa que hay en 7 moles de una sustancia cuya masa molecular es de 643,5.
 - c) El número de moles y de moléculas que hay en 547,4 g de una sustancia cuya masa molecular es de 841,1.

5. Calcular la concentración molar de una disolución que contiene:
 - a) 200,0 g de soluto de peso molecular 90,0 y 800,0 ml de disolvente.
 - b) 85,0 g de soluto de peso molecular 65,0 y 250,0 ml de disolvente.

6. Calcular:
 - a) El número de moles de un gas, cuyo volumen es de 18,4 litros, temperatura 598,0 K y presión 361,2 atm.
 - b) El volumen ocupado por un gas, que tiene 742,3 moles, temperatura 408,0 K y presión 867,4 atm.
 - c) La presión que ejerce un gas, cuyo volumen es de 90,2 litros, temperatura 532,0 K y 446,9 moles.
 - d) La temperatura que tiene un gas, que contiene 943,3 moles, presión 28,3 atm y volumen 78,7 litros.
 - e) El número de moles de un gas, cuyo volumen es de 76,4 litros, temperatura 488,0 K y presión 710,6 atm.

7. Realizar los cálculos de los siguientes problemas:

<p>2S + 3O₂ → 2SO₃ DATOS</p> <p>2 moles 3 moles 2 moles <input type="text"/></p> <p>2 x NA molec. 3 x NA molec. 2 x NA molec. <input type="text"/></p> <p>2 x 32 g 3 x 32 g 2 x 80 g <input type="text"/></p> <p>Masa reactivos: 160 g Masa productos: 160 g</p> <hr/> <p style="text-align: center;">moles moléculas gramos</p> <p style="text-align: center;"><input type="button" value="CALCULAR"/></p> <p style="font-size: small;">Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 242,5 g de azufre</p>	<p>CH₄ + 2O₂ → CO₂ + 2H₂O DATOS</p> <p>1 mol 2 moles 1 mol 2 moles <input type="text"/></p> <p>NA mc. 2 x NA mc. NA mc. 2 x NA mc. <input type="text"/></p> <p>16 g 2 x 32 g 44 g 2 x 18 g <input type="text"/></p> <p>Masa reactivos: 80 g Masa productos: 80 g</p> <hr/> <p style="text-align: center;">moles moléculas gramos</p> <p style="text-align: center;"><input type="button" value="CALCULAR"/></p> <p style="font-size: small;">Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 727,9 g de metano</p>
---	--

Reacciones químicas II



Para practicar

8. Realizar los cálculos de los siguientes problemas:

$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

2 litros	1 litro	2 litros	DATOS
			<input type="text"/>

litros

moles

PRESIÓN TEMPERATURA

REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T

Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 162,6 litros de hidrógeno, estado el gas a 476,5 atm y 756,6 K

$3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

3 litros	1 litro	2 litros	DATOS
			<input type="text"/>

litros

moles

PRESIÓN TEMPERATURA

REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T

Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 917,2 litros de nitrógeno, estado el gas a 104,0 atm y 709,6 K

9. Realizar los cálculos de los siguientes problemas:

$\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

1 mol	5 moles	3 moles	4 moles	DATOS
Na mc.	5 x Na mc.	3 x Na mc.	4 x Na mc.	<input type="text"/>
44 g	5 x 32 g	3 x 44 g	4 x 18 g	<input type="text"/>

Masa reactivos: 204 g Masa productos: 204 g

moles

moléculas

gramos

Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 996,4 g de oxígeno

$3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

3 moles	1 mol	2 moles	DATOS
3 x Na molec.	Na molec.	2 x Na molec.	<input type="text"/>
3 x 2 g	28 g	2 x 17 g	<input type="text"/>

Masa reactivos: 34 g Masa productos: 34 g

moles

moléculas

gramos

Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 354,8 moles de nitrógeno

10. Realizar los cálculos de los siguientes problemas:

$\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

1 litro	5 litros	3 litros	4 litros	DATOS
				<input type="text"/>

litros

moles

PRESIÓN TEMPERATURA

REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T

Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 848,7 litros de propano, estando el gas a 199,9 atm y 833,9 K

$\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

1 litro	5 litros	3 litros	4 litros	DATOS
				<input type="text"/>

litros

moles

PRESIÓN TEMPERATURA

REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T

Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 511,6 litros de oxígeno, estando el gas a 199,9 atm y 833,9 K



Para practicar

- Al reaccionar el sodio con el agua se obtiene hidrógeno e hidróxido sódico. Calcular:
a) La masa de sodio que reacciona con 90 g de agua. b) El número de moléculas de hidrógeno que se obtienen.
- Al reaccionar monóxido de carbono con oxígeno se obtiene dióxido de carbono. Si todas las sustancias que intervienen son gases en las mismas condiciones de presión y temperatura y reaccionan 50 L de monóxido de carbono, calcular: a) El volumen de oxígeno que reacciona. b) El volumen de dióxido de carbono que se obtiene.
- Sea la reacción: $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$. Calcular: a) La cantidad de Zn que se necesita para obtener 10 g de hidrógeno. b) El volumen de gas hidrógeno que hay en 10 g en condiciones normales. de los reactivos que se necesitan para obtener los 10 L de producto.
- Sea la reacción: $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$. Calcular: a) La cantidad de KCl que se obtienen a partir de 171.5 g de KClO_3 . b) El volumen de gas oxígeno obtenido a 1 atm y 300 K.
- Al reaccionar nitrógeno con oxígeno se obtiene dióxido de nitrógeno. Si todas las sustancias que intervienen son gases en las mismas condiciones de presión y temperatura y se obtienen 10 L de dióxido de nitrógeno. Calcular el volumen de los reactivos que se necesitan para obtener los 10 L de producto.

Ejercicios de ampliación.

- Calcular la cantidad de moles y gramos de agua que se obtendrán si partimos de 90,4 g de hidrógeno (70 % de pureza) y de 214,1 g de oxígeno (15 % pureza). El rendimiento de la reacción es del 44 %.
- En la reacción de combustión del propano con oxígeno, se obtiene dióxido de carbono y agua. Calcular la cantidad de moles y gramos de productos que se obtendrán si partimos de 654 moles de propano (29 % de pureza) y de 623,6 moles de oxígeno (63 % pureza). El rendimiento de la reacción es del 39 %.
- En la reacción de combustión del metano con oxígeno, se obtiene dióxido de carbono y agua. Calcular la cantidad de moles y gramos de productos que se obtendrán si partimos de 486,7 moles de metano (45 % de pureza) y de 96,2 moles de oxígeno (46 % pureza). El rendimiento de la reacción es del 10 %.
- En la reacción de combustión del metano con oxígeno, se obtiene dióxido de carbono y agua. Calcular la cantidad de moles y gramos de productos que se obtendrán si partimos de 663,1 g de metano (90 % de pureza) y de 170,9 g de oxígeno (92 % pureza). El rendimiento de la reacción es del 57 %.



Para saber más

Curiosidades científicas

En este último punto, al igual que en la quincena anterior, recopilamos algunas curiosidades relacionadas con las reacciones químicas y animamos a buscar el fundamento científico de las mismas.

Hay materiales, frecuentemente **aleaciones**, que reaccionan bajo cambios físicos o químicos, variaciones de campos magnéticos o eléctricos, y que al volver a las condiciones iniciales **recuperan su forma original**, capaces de repetir este proceso ininidad de veces sin deteriorarse.

El **ácido cianhídrico** o cianuro de hidrógeno (HCN) es un gas letal que **inutiliza los glóbulos rojos** de la sangre, impidiéndole transportar el oxígeno y el dióxido de carbono. Se ha venido empleando en las **cámaras de gas**. En la segunda guerra mundial estas cámaras llegaban a eliminar **10000 personas** al día. Un efecto similar causa el monóxido de carbono.

Un estudio, llevado a cabo por científicos de la Universidad de Newcastle y en el que participaron 516 granjeros del Reino Unido, indica que **las vacas** a las que el granjero trata **cariñosamente** con un nombre producen más leche que las que permanecen en el anonimato.

Si la **boca** de una persona estuviera completamente seca, no podría distinguir el **sabor de nada**. Sin embargo, estando **húmeda** se pueden percibir **miles de sabores** diferentes.

La **sustancia sólida más liviana del mundo** se llama **aerogel**. Es mil veces más ligera que el vidrio, muy resistente y capaz de resistir viajes espaciales. Su estructura es tipo esponja, de apariencia delicada, nebulosa y translúcida. Se fabrica a partir de materiales como la sílice, la alúmina y el circonio.

La **primera vez** registrada en la que se usaron **bombas químicas** se remonta a la **primera guerra mundial**. Aunque, como anécdota, cabe recordar que los **mongoles** utilizaban **cuerpos infestados de peste** catapultándolos contra sus enemigos, siendo esta atrocidad el germen de la famosa Peste Negra que asoló Europa en 1348.

Uno de los primeros **anticonceptivos** de que se tiene registro, documentado en El papiro de Petri 1850 años antes de Cristo, es una **crema** hecha a base de **estiércol de cocodrilo y miel**. Lo usaban las mujeres egipcias como un espermicida untado antes del coito.

Un **mensaje** enviado por el **cerebro** a cualquier parte de nuestro organismo puede alcanzar **290 kilómetros por hora**.

El **chocolate** contiene **feniletilamina**, sustancia natural que es la que estimula en el cuerpo la acción de **enamorarse**.

Una de las pasiones de **Newton** era la química, sin embargo no consiguió éxitos en esta ciencia. "Lo que sabemos es una gota de agua; lo que ignoramos es el océano". Isaac Newton.



Recuerda lo más importante

Clasificación de las reacciones

Las reacciones se pueden clasificar por su:

- **Naturaleza:** orgánicas o inorgánicas.
- **Funcionalidad:** síntesis, energética, degradación, industrial.
- **Mecanismo:** Ácido-base, redox, precipitación, complejación.

Algunas de interés: fotosíntesis, digestión, respiración, lluvia ácida, corrosión, combustión, industriales ...

Magnitudes másicas

- **1 átomo** ---- Ma (uma)
- **1 molécula**---- Mm (uma)
- **1 mol de átomos**---- Ma-gramo
- **1 mol de moléculas**---- Mm-gramo
- 1 mol de átomos----NA átomos---- Ma-gramo
- 1 mol de moléculas----NA moléculas---- Mm-gramo

Disoluciones y gases

Disolución. Mezcla homogénea de 2 o más componentes, siendo el disolvente el mayoritario y el/los soluto/s el/los minoritarios.

Concentración de las disoluciones: % masa, g/L, Molaridad, % volumen.

Hipótesis de Avogadro. Todos los gases ideales, con igual V, T y P, tienen el mismo nº de moléculas.

Gas ideal es un modelo para los gases. Sus partículas se mueven libremente y no tienen atracción entre ellas, por lo que no pueden convertirse en líquidos o sólidos. Las partículas de los **gases reales** se atraen entre sí y se pueden convertir en líquidos o sólidos.

La forma de relacionar el número de moles (y por tanto de moléculas) de un gas ideal es mediante **la ecuación general de los gases ideales** $PV=nRT$.

Estequiometría

- En una reacción química, las relaciones cuantitativas de masa y volumen vienen dadas por los **coeficientes estequiométricos** (las reacciones deben de estar **ajustadas**).

- Los **coeficientes estequiométricos** indican la proporción en las que intervienen las moléculas, moles y masas de reactivos y productos en una reacción química.

- Cuando todos los reactivos y productos sean **gases** en las mismas condiciones de presión y temperatura, se cumple que la relación entre los volúmenes de las sustancias que intervienen es la expresada por los coeficientes estequiométricos.

Ampliación sobre estequiometría.

- **Reactivo limitante** es el que se consume totalmente.

- **Reactivo en exceso** es el que no se consume totalmente y sobra parte de él.

- **% Pureza** = Masa reactivo puro x 100/Masa total reactivo.

- **% Rendimiento** = Cantidad real producto x 100/Cantidad máxima producto.

Autoevaluación



1. Una reacción del tipo inorgánica ha sido clasificada según su: Naturaleza, funcionalidad o mecanismo.
2. Calcular el número de moles que hay en 233.7 g de dióxido de carbono.
3. Tenemos una disolución cuya concentración es del 31 % en masa. Si tenemos 194.6 g de disolución, ¿Cuál es la cantidad de soluto?
4. Calcular el número de gramos que hay en 16 moles de agua oxigenada.
5. Calcular la molaridad de una disolución que tiene 8 moles de soluto en 4 litros de disolución.
6. Calcular el número de moles de un gas ideal que se encuentra en un volumen de 44 L a una presión de 49 atm y a una temperatura de 110 K.
7. Calcular los gramos de dióxido de carbono que se pueden obtener a partir de 598 g de carbono y de 1595 g de oxígeno, suponiendo reacción ideal
8. Calcular los moles de agua que se pueden obtener a partir de 237 moles de hidrógeno y 119 moles de oxígeno. Suponiendo reacción ideal.
9. Calcular los litros de HI que se pueden obtener a partir de 391 litros de hidrógeno y 391 litros de yodo. Todas las sustancias son gaseosas a la misma presión y temperatura.

Ejercicio de ampliación.

10. Calcular los moles de agua que se pueden obtener a partir de 360 moles de hidrógeno y 181 moles de oxígeno, siendo el rendimiento de la reacción el 44 %.

Soluciones de los ejercicios para practicar

- Naturaleza: C, F Funcionalidad: A, D, I Mecanismo: B, E, G, H
- Verdaderas: c, d, g, h, i. Falsas: a, b, e, f, j.
- a) 28.054, b) 78.114, c) 136.142, d) 171.284, e) 168.358, f) 191.874.
- a) 0.2635 moles y $1.587 \cdot 10^{23}$ moléculas, b) 4504.5 g y $4.216 \cdot 10^{24}$ moléculas, c) 0.6508 moles y $3.919 \cdot 10^{23}$ moléculas
- a) 2.78 M, b) 5.23 M.
- a) 135.5 moles, b) 28.6 L, c) 216,1 atm, d) 28,7 K, e) 1356,7 moles.
-



7,578	11,367	7,578	moles
4,564E24	6,846E24	4,564E24	moléculas
242,5	363,75	606,25	gramos

NUEVO

Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 242,5 g de azufre



45,493	90,987	45,493	90,987	moles
2,74E25	5,48E25	2,74E25	5,48E25	moléculas
727,9	2911,6	2001,725	1637,775	gramos

NUEVO

Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 727,9 g de metano

8.

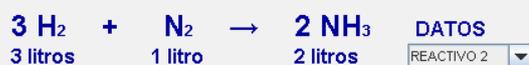


162,6	81,3	162,6	litros
1248,829	624,414	1248,829	moles

PRESIÓN ▲ 476,5 TEMPERATURA ▲ 756,6

REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T **NUEVO**

Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 162,6 litros de hidrógeno, estado el gas a 476,5 atm y 756,6 K



2751,6	917,2	1834,4	litros
4918,03	1639,343	3278,686	moles

PRESIÓN ▲ 104 TEMPERATURA ▲ 709,6

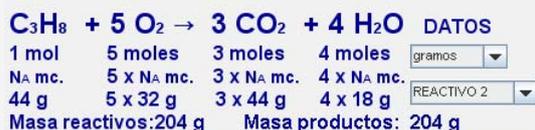
REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T **NUEVO**

Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 917,2 litros de nitrógeno, estado el gas a 104,0 atm y 709,6 K

Reacciones químicas II

Soluciones de los ejercicios para practicar

9.



6,228	31,138	18,683	24,91	moles
3,751E24	1,875E25	1,125E25	1,5E25	moléculas
274,01	996,4	822,03	448,38	gramos

NUEVO

Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 996,4 g de oxígeno



354,8	118,267	236,533	moles
2,137E26	7,123E25	1,425E26	moléculas
709,6	3311,467	4021,067	gramos

NUEVO

Suponiendo reacción ideal, calcular los moles, moléculas y gramos de todas las sustancias que intervienen partiendo de 354,8 moles de nitrógeno

10.



848,7	4243,5	2546,1	3394,8	litros
-------	--------	--------	--------	--------

2481,071	1,241E4	7443,213	9924,283	moles
----------	---------	----------	----------	-------

PRESIÓN: 199,9 TEMPERATURA: 833,9

REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T

NUEVO

Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 848,7 litros de propano, estando el gas a 199,9 atm y 833,9 K



102,32	511,6	306,96	409,28	litros
--------	-------	--------	--------	--------

299,12	1495,6	897,36	1196,48	moles
--------	--------	--------	---------	-------

PRESIÓN: 199,9 TEMPERATURA: 833,9

REACTIVOS Y PRODUCTOS GASEOSOS A IGUAL P Y T

NUEVO

Suponiendo reacción ideal, calcular los litros y moles de todas las sustancias que intervienen partiendo de 511,6 litros de oxígeno, estando el gas a 199,9 atm y 833,9 K

11. a) 115 g b) $1.5 \cdot 10^{24}$ moléculas

12. a) 25 L b) 50 L

13. a) 327 g b) 112 L

14. a) 104.3 g b) 22.2 L

15. 5 L de nitrógeno y 10 L de oxígeno.

16. H₂O: 0,883 moles y 15,896 g.

17. CO₂: 91,93 moles y 4044,3 g. H₂O: 122,57 moles y 2206,34 g.

18. CO₂: 2,212 moles y 97,35 g. H₂O: 4,425 moles y 79,65 g.

19. CO₂: 1,399 moles y 61,61 g. H₂O: 2,8 moles y 50,41 g.

Soluciones de los ejercicios de autoevaluación

Soluciones AUTOEVALUACIÓN

1. Naturaleza
2. 5.31 moles
3. 60.33 g
4. 544 g
5. 2.0 M
6. 239.0 moles
7. 2192.7 g
8. 237.0 moles
9. 195.5 L
10. 158.4 moles

No olvides enviar las actividades al tutor ►