

FÍSICA Y QUÍMICA

José Antonio Montiel Toso

SUPUESTOS PRÁCTICOS



educàlia
editorial

Supuestos prácticos de
FÍSICA Y QUÍMICA

José Antonio Montiel Toso

Última edición 2016

Autor: José Antonio Montiel Tosso

Maquetación: Educàlia Editorial

Edita: Educàlia Editorial

Imprime: Ulzama digital

ISBN: 978-84-16663-21-7

Depósito legal: En curso

Printed in Spain/Impreso en España.

Todos los derechos reservados. No está permitida la reimpresión de ninguna parte de este libro, ni de imágenes ni de texto, ni tampoco su reproducción, ni utilización, en cualquier forma o por cualquier medio, bien sea electrónico, mecánico o de otro modo, tanto conocida como los que puedan inventarse, incluyendo el fotocopiado o grabación, ni está permitido almacenarlo en un sistema de información y recuperación, sin el permiso anticipado y por escrito del editor.

Alguna de las imágenes que incluye este libro son reproducciones que se han realizado acogiéndose al derecho de cita que aparece en el artículo 32 de la Ley 22/18987, del 11 de noviembre, de la Propiedad intelectual. Educàlia Editorial agradece a todas las instituciones, tanto públicas como privadas, citadas en estas páginas, su colaboración y pide disculpas por la posible omisión involuntaria de algunas de ellas.

Educàlia Editorial

Avda. de les Jacarandes 2 loft 327 46100 Burjassot-València

Tel. 960 624 309 - 963 768 542 - 610 900 111

Email: educalia@e-ducalia.com

www.e-ducalia.com

BLOQUE BÁSICO I

FORMULACIÓN Y ESTEQUIOMETRÍA

VALENCIA (NÚMERO DE OXIDACIÓN)

La valencia negativa de un no metal se obtiene restando 8 al número de su grupo de la tabla periódica. Por ejemplo, para el azufre, $6 - 8 = - 2$.

Es más complicado el caso de las valencias positivas, no obstante unas sencillas reglas generales nos pueden ser muy útiles para las valencias más frecuentes:

Para los elementos del grupo I (alcalinos, Li, Na, K, Rb, Cs) y II (alcalinotérreos, Be, Mg, Ca, Sr, Ba) sus valencias se corresponden con su número de grupo: +1 y +2, respectivamente. Para los de los grupos III (B, Al), IV (C, Si, Ge, Sn, Pb), V (N, P, As, Sb), VI (S, Se, Te) y VII (F, Cl, Br, I), obtenemos las valencias positivas comenzando por el número del grupo y restando de dos en dos mientras sea posible. Así, para el Cl, grupo VII: +7, +5, +3 y +1. Hay elementos con valencias especiales que debemos memorizar, como:

Elemento	Ag	Cu y Hg	Fe, Co y Ni	Au	Pt	Zn y Cd
Valencias	+1	+1 y +2	+2 y +3	+1 y +3	+2 y +4	+2

COMPUESTOS BINARIOS

Se denominan compuestos binarios aquellos que resultan de la combinación de dos elementos.

Para formular un compuesto binario se escribe en primer lugar el elemento con valencia positiva y luego el de valencia negativa. El número de oxidación del primer elemento, prescindiendo de su signo, se coloca como subíndice del símbolo del segundo elemento y viceversa. Si alguno de ellos coincide con la unidad, se omite. Si uno es múltiplo del otro se dividen ambos por el menor y los resultados correspondientes se fijan como subíndices definitivos.

El nombre de cualquier compuesto binario se establece citando en primer lugar el elemento de la derecha seguido de la terminación -uro (excepto los óxidos); a continuación se nombra el elemento de la izquierda precedido de la preposición de. En el caso de que dicho elemento pueda actuar con distintos índices de oxidación se escribirá a continuación en números romanos y entre paréntesis, aquél con el cual interviene en la formación del compuesto (salvo el signo). Este método se conoce como nomenclatura de Stock.

Otra forma de nomenclatura para los compuestos binarios, aceptada asimismo por la I.U.P.A.C., consiste en expresar el número de átomos de cada molécula, o lo que es lo mismo, sus subíndices, mediante los prefijos mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, etc. para los números 1, 2, 3, 4, 5, etc.

Las anteriores reglas generales de formulación y nomenclatura serán aplicadas a continuación a casos concretos que corresponden a diferentes tipos de compuestos binarios.

número de oxidación negativo: -1 para los cuatro primeros y -2 para los tres últimos.
Ejemplos:

Ácido clorhídrico, H actúa con +1 y Cl con -1: HCl.

Trihidruro de nitrógeno: Esta forma de nomenclatura indica directamente que la proporción de hidrógeno a nitrógeno es de 3:1, luego la fórmula será: NH₃, más conocido como amoniaco.

Sulfuro de hidrógeno: H₂S

Ácido fluorhídrico: H⁺ F⁻ → HF (aq)

HI: Ioduro de hidrógeno

HBr (aq): Ácido bromhídrico

H₂Se: Seleniuro de hidrógeno

PH₃: Trihidruro de fósforo (o fosfina)

CaH₂: Hidruro de calcio

NaH: Hidruro de sodio

HIDRÓXIDOS

Un **hidróxido** está formado por la combinación del grupo hidroxilo OH⁻ con un ion positivo, por lo general metálico. El grupo OH⁻ es un caso típico de ion poliatómico negativo y a efectos de nomenclatura se trata como si fuera un solo elemento con grado de oxidación (-1); de ahí que los hidróxidos sean considerados como compuestos pseudobinarios.

Se escribe en primer lugar el elemento metálico y a continuación el radical hidroxilo entre paréntesis, si el subíndice que le corresponde es superior a la unidad. En cuanto a la nomenclatura, los hidróxidos se nombran anteponiendo la palabra hidróxido al nombre del metal que irá precedido de la preposición de. En el caso de que el metal pueda actuar con más de un grado de oxidación, se hará constar éste entre paréntesis de la forma habitual. La situación es, pues, semejante a la establecida para los compuestos binarios. Ejemplos:

Hidróxido de calcio: Ca (+2) (OH) (-1) → Ca (OH)₂

Hidróxido de aluminio: Al (+3) (OH) (-1) → Al (OH)₃

Hidróxido de sodio: Na (+1) (OH) (-1) → NaOH

KOH: hidróxido de potasio

Fe(OH)₂: hidróxido de hierro (II)

Ni(OH)₃: hidróxido de níquel (III).

COMPUESTOS TERNARIOS

Como su nombre indica, son compuestos formados por la combinación de tres elementos diferentes. Distinguiremos dos tipos: los **oxoácidos** y las sales ternarias u **oxosales**.

▪ Oxoácidos

Son ácidos formados por la combinación de hidrógeno H, oxígeno O y otro elemento X, por lo general no metálico. Su fórmula típica es, pues, H_aX_bO_c. En ellos el

Trioxoclorato (V) de hidrógeno: HClO_3 .

Ácido carbónico: el sufijo -ico indica que el carbono actúa en este compuesto con índice de oxidación +4. Su fórmula será por tanto: H_2CO_3 o trioxocarbonato (IV) de dihidrógeno.

Tetraoxomanganato (VII) de hidrógeno: HMnO_4

▪ Oksales

Resultan de la sustitución del hidrógeno en los oxoácidos por átomos metálicos. Al igual que las sales binarias son compuestos iónicos. El ion positivo o catión es un ion monoatómico metálico, pero el anión es poliatómico, esto es, una agrupación de átomos con exceso de carga negativa. Si a efectos de formulación y nomenclatura dicho grupo se considera como si fuera un elemento, las cosas se simplifican mucho, pues se procede prácticamente como si se tratara de un compuesto binario del catión y del anión.

La fórmula del anión se obtiene haciendo perder a la del ácido sus átomos de hidrógeno y asignándole por consiguiente igual número de cargas negativas. En cuanto al nombre, se obtiene cambiando la terminación -oso del ácido por -ito y la -ico por -ato y sustituyendo la palabra ácido por la de ion. Los prefijos, si los hubiere, permanecen inalterados. Si se desea proceder utilizando la nomenclatura sistemática bastará anteponer al nombre del ácido la palabra ion y suprimir de hidrógeno.

Para formular las **oxosales** se escriben los iones y se ponen como subíndices los respectivos números de oxidación intercambiados, como si se tratara de un compuesto binario (se considera como número de oxidación del anión su carga eléctrica). El nombre de las oxosales se forma anteponiendo el del anión poliatómico correspondiente al del elemento metálico, precedido de la preposición de y seguido del número de oxidación en el caso de que el metal pueda actuar con más de uno. Ejemplos:

$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ Hg (+2) NO_3^- Nitrato de mercurio (II), nitrato mercúrico o trioxonitrato (V) de mercurio (II)

ZnSO_3 Zn (+2) SO_3^{2-} sulfito de cinc o trioxosulfato (IV) de cinc

MgCO_3 Mg (+2) CO_3^{2-} carbonato de magnesio o trioxocarbonato (IV) de magnesio

PbSO_4 Pb (+4) SO_4^{2-} Sulfato de plomo (IV) o tetraoxosulfato (VI) de plomo (IV)

Sulfato de hierro (III). Hacemos el ácido sulfúrico, $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$, luego el anión sulfato, SO_4^{2-} . Seguidamente combinamos el catión hierro (III), Fe^{3+} , con el sulfato: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Dioxonitrato (III) de potasio: KNO_2

Carbonato de calcio: $\text{Ca}^{2+} \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3$

Si el anión lleva subíndices 2, 3, 4, 5, se indican con el prefijo bis, dis, tetraquis, pentaquis, como: Tris-tetraoxoclorato (VII) de aluminio $\rightarrow \text{Al}(\text{ClO}_4)_3$.

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$ Tris-tetraoxosulfato (VI) de dihierro.

FÓRMULA EMPÍRICA Y FÓRMULA MOLECULAR

Las fórmulas químicas se emplean para expresar la composición de los compuestos por medio de símbolos químicos. La **fórmula molecular** indica la cantidad exacta de átomos de cada elemento que están presentes en la cantidad más pequeña de una sustancia, o sea, en una molécula. La fórmula molecular representa un compuesto o sustancia tal y como se presenta en la naturaleza. La **fórmula empírica**, en cambio, representa la proporción mínima en números enteros en que se encuentran los átomos de los diferentes elementos que forman un compuesto. La tabla muestra algunos ejemplos:

COMPUESTO	FÓRMULA MOLECULAR	FÓRMULA EMPÍRICA
Agua oxigenada	H ₂ O ₂	HO
Hidrazina	N ₂ H ₂	NH
Tetróxido de nitrógeno	N ₂ O ₄	NO
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	H ₂ SO ₄
Alcohol etílico	C ₂ H ₆ O o CH ₃ CH ₂ OH	C ₂ H ₆ O

Observamos que en las primeras tres sustancias la fórmula empírica es diferente de la fórmula molecular, en tanto que en las últimas dos sustancias tales fórmulas son iguales.

EJEMPLO 1. La masa molecular de la cafeína es 194 uma, y su fórmula empírica es C₄H₅N₂O. ¿Cuál es la fórmula molecular de la cafeína?

Solución: El peso fórmula o masa fórmula de C₄H₅N₂O es 97.

$(\text{Masa molecular}) / (\text{masa fórmula}) = 194 \text{ uma} / 97 \text{ uma} = 2.$

Por lo tanto la fórmula empírica se incluye dos veces en la fórmula molecular, obteniéndose: C₈H₁₀N₄O₂ fórmula molecular de la cafeína.

COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE UN COMPUESTO

La composición en tanto por ciento en masa de un compuesto se calcula a partir de la fórmula del compuesto. Los subíndices de cada elemento informan del número de moles de dicho elemento contenidos en un mol de compuesto. Utilizando las masas atómicas de los elementos, se convierten en gramos los moles de cada elemento que hay en un mol del compuesto. Finalmente el porcentaje en masa de cada elemento se calcula por:

$\% \text{ en masa de un elemento} = (\text{gramos elemento} / \text{masa de un mol de compuesto}) \cdot 100$

el momento de su definición nadie conocía el número de partículas que contenía un mol, pero sí se sabía con certeza que era el mismo para cualquier sustancia empleada. El razonamiento que sigue justifica esta aseveración.

Se ha establecido que la masa molecular del hidrógeno es 2. Así, por definición, un mol es la cantidad de moléculas que están contenidas en 2 g de hidrógeno. En condiciones normales esta masa de hidrógeno ocupa 22,4 litros, que se conoce como volumen molar. Y estos 22,4 litros, medidos en condiciones normales, deben contener un número de moléculas igual a un mol.

Según la hipótesis de Avogadro, 22,4 litros de cualquier otra sustancia gaseosa, medidos en condiciones normales, debe contener también un mol de moléculas. Diversos métodos experimentales realizados a lo largo del siglo XX han permitido comprobar que este número es de $6,02 \cdot 10^{23}$ y se conoce como número de Avogadro, N_A . Es una cantidad tan elevada que sólo tiene sentido su aplicación al hablar de moléculas, átomos, iones o partículas subatómicas.

En 1971 el mol fue señalado como una de las siete unidades fundamentales del SI, como unidad de cantidad de materia, quedando definido del siguiente modo: "el mol es la cantidad de materia que contiene tantas partículas, átomos o moléculas, etc., como hay en 0,012 kg de ^{12}C ".

Ahora se dispone de una unidad para contar el número de partículas presentes en cualquier cantidad de materia. Para conocer dicho número, primero se calcula el número de moles existentes. Éste se halla dividiendo su masa por la de un mol de dicha sustancia. Seguidamente se multiplica el cociente obtenido por el número de Avogadro. El resultado es el número de partículas presentes.

EJEMPLO 4. En 0,25 moles de CO_2 , calcular:

- a) El número de moléculas de CO_2 . b) La masa de CO_2 .
c) El número total de átomos. Masas atómicas: C = 12; O = 16.

Solución: a) Hemos de multiplicar por el número de Avogadro:

$$0,25 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,51 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

b) Debemos multiplicar por el peso molecular: $0,25 \cdot 44 = 11 \text{ g}$

c) Si cada molécula de CO_2 tiene 3 átomos, habrá en total:

$$3 \cdot 1,51 \cdot 10^{23} = 4,53 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

EJEMPLO 5. Determinar:

- a) La masa, en gramos, de una molécula de agua.
b) El número de átomos de hidrógeno que hay en 2 g de agua.
c) El número de moléculas que hay en 11,2 L de H_2 , que están en condiciones normales de presión y temperatura. Masas atómicas: H = 1; O = 16.

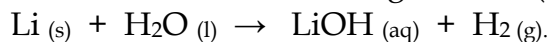
Solución: a) Un mol de agua son 18 g y contiene el número de Avogadro de moléculas. Por consiguiente, la masa, en gramos, de una sola molécula es:

$$\frac{18}{6,022 \cdot 10^{23}} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

estequiométrico, deducido del ajuste de la reacción y que nos dice los moles de agua que se producirán y el tercero convierte estos moles en gramos.

$$\text{Masa H}_2\text{O} = 40 \text{ g H}_2 \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol H}_2} \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 360 \text{ g H}_2\text{O}$$

EJEMPLO 9. Todos los metales alcalinos reaccionan con el agua para producir hidrógeno gaseoso y el hidróxido del metal correspondiente. ¿Cuántos gramos de hidrógeno se producen en la reacción de 55 g de litio (Li)? La reacción química de este proceso es:



Solución: La reacción ajustada es: $2 \text{ Li (s)} + 2 \text{ H}_2\text{O (l)} \rightarrow 2 \text{ LiOH (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}.$

$$\text{Masa H}_2 = 55 \text{ g Li} \frac{1 \text{ mol Li}}{6,9 \text{ g Li}} \frac{\text{mol H}_2}{2 \text{ mol Li}} \frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 15,9 \text{ g de H}_2$$

EFICIENCIA O RENDIMIENTO DE LA REACCIÓN

Por diversas causas, tales como la pureza de los reactivos o las condiciones ambientales, las reacciones químicas no se completan al 100 %. Por lo tanto, al final de la reacción se tendrán no solamente los productos, sino también reactivos que no reaccionaron. Por ello, antes de dar el resultado final del cálculo estequiométrico ha de multiplicarse por el rendimiento de la reacción, expresado como fracción de la unidad.

EJEMPLO 10. En la reacción: $\text{AgNO}_3 \text{ (aq)} + \text{HCl (aq)} \rightarrow \text{AgCl (s)} + \text{HNO}_3 \text{ (aq)}$, que tiene una eficiencia o rendimiento del 98 %, ¿qué cantidad de cloruro de plata se obtiene a partir de 1 kg de AgNO_3 ?

Solución: Resolvemos como en los ejemplos anteriores, pero añadiendo un último factor, el que nos marca el rendimiento del proceso químico.

$$\text{Masa AgCl} = 1000 \text{ g AgNO}_3 \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{169,9 \text{ g AgNO}_3} \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol AgNO}_3} \frac{143,3 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} 0,98 = 827,1 \text{ g AgCl}.$$

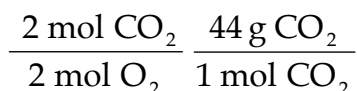
REACTIVO LIMITANTE

Generalmente, en una reacción química todos los reactivos no se consumen totalmente en la reacción. En un proceso con rendimiento estequiométrico (100 %), siempre existirá un reactivo que se agote completamente, en tanto que de los reactivos restantes sobrará una cantidad que permanecerá como exceso al final de la reacción. Al reactivo que se consume totalmente en una reacción química se le llama reactivo limitante, ya que de él depende la cantidad de producto obtenida.

EJEMPLO 11. Si la reacción de neutralización entre el ácido clorhídrico (HCl) y la sosa cáustica (NaOH), $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$, se lleva a cabo al 100 %, encuentra cuál es el reactivo limitante si se hacen reaccionar:

a) 3,9 g de HCl con 4,0 g de NaOH, y b) 3,5 g de HCl con 4,0 g de NaOH.

Solución: a) La reacción ya está ajustada. Ahora debemos convertir en moles las cantidades de reactivos dadas.



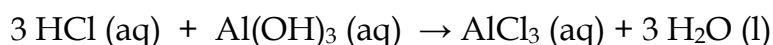
DISOLUCIONES

En muchas reacciones químicas, tanto los reactivos como los productos se presentan en forma de disoluciones. Por tanto, para realizar los cálculos estequiométricos debemos conocer:

- ⇒ Los gramos de soluto puro presentes en la disolución, que en el caso del reactivo serán los que realmente reaccionen.
- ⇒ El volumen y la concentración de la disolución, para así obtener el número de moles o de gramos de soluto presentes en la misma.

Recordemos que las tres formas más frecuentes de medir la concentración de una disolución son: g (solute)/ litros (disolución), Molaridad y Normalidad.

Supongamos que se quiere neutralizar 100 mL de ácido clorhídrico 0,08 M con una disolución de Al(OH)_3 0,1 M. La reacción ajustada sería la siguiente:



La ecuación nos indica que 3 moles de ácido puro reaccionan exactamente con un mol de hidróxido puro. O lo que es lo mismo, $3 \cdot 36,5 \text{ g}$ de ácido puro neutralizan a 78 g de hidróxido de aluminio. Por tanto, tanto si vamos a realizar los cálculos en moles o en gramos, debemos conocer la cantidad de ácido presente en la disolución:

$$M = \frac{n \text{ moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} = \frac{\text{m gramos}}{\text{litros de disolución} \cdot \text{Peso molecular}}$$

Conocidos la molaridad (M) y el volumen de disolución podemos determinar n o m, según nos interese. Hay que tener en cuenta que la mayoría de las disoluciones no contienen el soluto disuelto en estado puro, sino en un determinado grado de riqueza. Este dato será también importante y a tener presente si no nos indican la concentración exacta de la disolución. Normalmente, en los frascos del laboratorio se incluye en la etiqueta el tanto por ciento de riqueza del soluto y la densidad de la disolución, para determinar la concentración de la misma.

EJEMPLO 13. Un recipiente de 1 litro de capacidad se encuentra lleno de gas amoníaco a 27 °C y 0,1 atmósferas. Calcular:

- a) La masa de amoníaco presente.
- b) El número de moléculas de amoníaco en el recipiente.
- c) El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene.

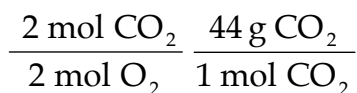
Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $N = 14$; $H = 1$.

Solución:

a) Primero calcularemos los moles: $n = \frac{p V}{R T} = \frac{0,1 \cdot 1}{0,082 \cdot 300} = 0,0041 \text{ mol}$, por lo tanto,

serán: $0,0041 \cdot 17 \text{ g} = 0,069 \text{ g}$ de amoníaco.

b) El número de moléculas es: $0,0041 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 2,47 \cdot 10^{21}$ moléculas.



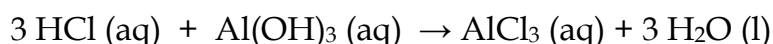
DISOLUCIONES

En muchas reacciones químicas, tanto los reactivos como los productos se presentan en forma de disoluciones. Por tanto, para realizar los cálculos estequiométricos debemos conocer:

- ⇒ Los gramos de soluto puro presentes en la disolución, que en el caso del reactivo serán los que realmente reaccionen.
- ⇒ El volumen y la concentración de la disolución, para así obtener el número de moles o de gramos de soluto presentes en la misma.

Recordemos que las tres formas más frecuentes de medir la concentración de una disolución son: g (solute)/ litros (disolución), Molaridad y Normalidad.

Supongamos que se quiere neutralizar 100 mL de ácido clorhídrico 0,08 M con una disolución de Al(OH)₃ 0,1 M. La reacción ajustada sería la siguiente:



La ecuación nos indica que 3 moles de ácido puro reaccionan exactamente con un mol de hidróxido puro. O lo que es lo mismo, 3 · 36,5 g de ácido puro neutralizan a 78 g de hidróxido de aluminio. Por tanto, tanto si vamos a realizar los cálculos en moles o en gramos, debemos conocer la cantidad de ácido presente en la disolución:

$$M = \frac{\text{n moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} = \frac{\text{m gramos}}{\text{litros de disolución} \cdot \text{Peso molecular}}$$

Conocidos la molaridad (M) y el volumen de disolución podemos determinar n o m, según nos interese. Hay que tener en cuenta que la mayoría de las disoluciones no contienen el soluto disuelto en estado puro, sino en un determinado grado de riqueza. Este dato será también importante y a tener presente si no nos indican la concentración exacta de la disolución. Normalmente, en los frascos del laboratorio se incluye en la etiqueta el tanto por ciento de riqueza del soluto y la densidad de la disolución, para determinar la concentración de la misma.

EJEMPLO 13. Un recipiente de 1 litro de capacidad se encuentra lleno de gas amoníaco a 27 °C y 0,1 atmósferas. Calcular:

- a) La masa de amoníaco presente.
- b) El número de moléculas de amoníaco en el recipiente.
- c) El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene.

Datos: R = 0,082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹. Masas atómicas: N = 14; H = 1.

Solución:

a) Primero calcularemos los moles: $n = \frac{p V}{R T} = \frac{0,1 \cdot 1}{0,082 \cdot 300} = 0,0041 \text{ mol}$, por lo tanto,

serán: $0,0041 \cdot 17 \text{ g} = 0,069 \text{ g}$ de amoníaco.

b) El número de moléculas es: $0,0041 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 2,47 \cdot 10^{21}$ moléculas.

una densidad de 0,90 g/mL. Calcular:

a) La molaridad de esa disolución.
componente.

b) Las fracciones molares de cada

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

Solución:

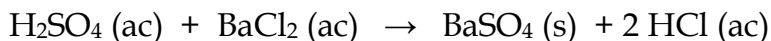
a) En 1 L de disolución hay 900 g de la misma, que contienen: $0,95 \cdot 900 = 855$ g de alcohol y 45 g de agua. Por consiguiente, los moles de alcohol serán: $n = \frac{855}{46} = 18,59 \Rightarrow M = 18,59$ mol/L

b) Para calcular las fracciones molares, primero obtendremos los moles de agua:
 $n = \frac{45}{18} = 2,5$

Así, las fracciones molares son:

$$\chi_{\text{alcohol}} = \frac{18,59}{18,59 + 2,5} = 0,881 \quad \chi_{\text{agua}} = 1 - 0,881 = 0,119.$$

9) El ácido sulfúrico reacciona con cloruro de bario según la reacción:



Calcular:

a) El volumen de una disolución de ácido sulfúrico, de densidad 1,84 g/mL y 96 % en peso de riqueza, necesario para que reaccionen totalmente 21,6 g de cloruro de bario.

b) La masa de sulfato de bario que se obtendrá.

Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16; Ba = 137,4; Cl = 35,5.

Solución:

a) 21,6 g de BaCl_2 son $\frac{21,6}{208,4} = 0,104$ moles, por lo que necesitaremos 0,104 moles de ácido sulfúrico, es decir: $0,104 \cdot 98 \text{ g} = 10,192$ g de H_2SO_4 .

Por otro lado, sabemos que 1 mL de disolución de ácido tiene: $1,84 \cdot 0,96 = 1,766$ g de H_2SO_4 . Así pues, harán falta: $\frac{10,192}{1,766} = 5,77$ mL de disolución de ácido sulfúrico.

b) Por la estequiometría, vemos que se obtienen 0,104 moles de BaSO_4 . Multiplicando por el peso molecular de esta sal hallaremos la masa obtenida: $0,104 \cdot 233,4 = 24,27$ g BaSO_4 .

Calcular el número de moléculas en las cantidades indicadas de las sustancias siguientes: a) 92,3 L de metano, medidos a 0,6 atm y 255 °C. b) 5 g de cloruro amónico. (Cl = 35,5).

Solución: a) $7,70 \cdot 10^{23}$ moléculas b) $5,60 \cdot 10^{22}$ moléculas

9) Un compuesto de masa molecular 90 presenta la siguiente composición: 26,67 % C; 71,11 % O y el resto H. Obtener sus fórmulas empírica y molecular.

Solución: CO_2H y $\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$.

10) ¿Qué volumen de una disolución de ácido fosfórico del 60 % de riqueza y cuya densidad es de 1,64 g/cm³ se necesita para preparar 500 mL de una disolución 1 M?

Solución: 0,05 L

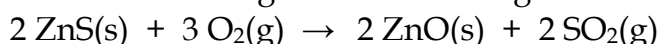
11) ¿Cuál es la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico concentrado cuya densidad es de 1,84 g/cm³ y riqueza del 98 %? Si echamos 10 mL de ese ácido concentrado sobre agua hasta completar un volumen total de 100 mL, ¿qué molaridad tendrá la disolución final?

Solución: 18,4 M y 1,84 M

12) Tenemos una disolución de ácido nítrico (HNO_3) de densidad 1,06 g/cm³ y de riqueza en peso del 25 %. a) Calcular su molaridad y molalidad. b) ¿Cuántos átomos de N hay?

Solución: a) 4,2 M y 5,28 m b) $2,5 \cdot 10^{24}$

13) El sulfuro de cinc al tratarlo con oxígeno reacciona según:



¿Cuántos litros de SO_2 , medidos a 25 °C y una atmósfera se obtendrán cuando reaccionen 17 g de sulfuro de cinc con exceso de oxígeno? Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: O = 16; S = 32; Zn = 65,4. Solución: 4,27 L

14) Dada la reacción: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$, determina la cantidad de carbonato de calcio que se deberá utilizar para producir 7 kg de óxido de calcio si el rendimiento es del 90 %. Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40. Solución: 13,89 kg

15) La reacción entre la hidracina (N_2H_4) y el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) se utiliza para la propulsión de cohetes: $\text{N}_2\text{H}_4(\text{l}) + 2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. ¿Qué volumen de nitrógeno, medido a -10 °C y 50 mm de Hg, se producirá cuando reaccionen 64 g de hidracina? $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16. Solución: 655,6 L

16) En medio ácido sulfúrico, el permanganato de potasio reacciona con Fe (II) según:



a) Calcula los gramos de sulfato de hierro (III) que se obtienen cuando reaccionan 79 g de permanganato de potasio con la cantidad necesaria de Fe (II).

b) Calcula los mL de disolución 0,5 M de KMnO_4 necesarios para que reaccionen completamente con 2,4 g de FeSO_4 .

Masas atómicas: O = 16; K = 39; Mn = 55; Fe = 56.

Solución: a) 500 g b) 6,32 mL

BLOQUE BÁSICO VI

CAMPO MAGNÉTICO E INDUCCIÓN

MAGNETISMO

Un imán es un objeto capaz de atraer fuertemente al hierro, a causa de sus propiedades magnéticas, cuyo origen reside en el movimiento de las cargas eléctricas de sus átomos.

El primer imán natural conocido fue la magnetita (Fe_3O_4), si bien las aleaciones de hierro, cobalto o níquel pueden convertirse en imanes por procedimientos sencillos, como frotamiento, contacto, influencia o imantación mediante corriente eléctrica.

La mayor capacidad de atracción del imán se muestra en sus **polos**. El polo norte se orienta hacia el Norte de la Tierra (que es el polo Sur magnético) y el polo sur del imán, hacia el Sur geográfico (o norte magnético), pudiéndose comprobar que polos del mismo tipo se repelen, mientras que polos opuestos se atraen. Es curioso observar que al romper un imán en dos mitades, cada fragmento constituye un nuevo imán, con sus polos norte y sur respectivos. Así pues, no podemos aislar un polo magnético.

Ampère sugirió en 1823 que la causa del magnetismo natural era debida a pequeñas corrientes cerradas en el interior de la materia. Hoy sabemos que se trata del movimiento de los electrones en los átomos. No obstante, los pequeños dipolos atómicos se orientan al azar, anulan mutuamente sus efectos y la mayoría de las sustancias no muestran propiedades magnéticas. Sin embargo, algunas sustancias, cuyos dipolos se orientan en el mismo sentido, suman sus efectos y la convierten en un imán natural.

CUESTIÓN 1. Justificar el hecho de que al romper un imán en dos fragmentos cada uno de ellos constituya un nuevo imán con sus dos polos.

Solución: Al romper el imán original, en cada fragmento los átomos vuelven a reordenarse, de forma que constituyen inmediatamente dos nuevos polos en cada fragmento. Recordemos que la razón del magnetismo hay que hallarla en la distribución de carga en los átomos, que son unos minúsculos imanes y cuya orientación provoca la aparición de los polos magnéticos en los imanes naturales.

CUESTIÓN 2. ¿Cómo determinamos el polo norte de un imán utilizando una brújula?

Solución: Acercamos la brújula al imán. El polo que se oriente hacia el norte de la brújula será precisamente el polo norte del imán.

EXPERIENCIA DE OERSTED

En 1820, Hans Christian Oersted demostró, con un famoso experimento, que los fenómenos eléctricos y magnéticos estaban relacionados. Situó una brújula cerca

de un conductor y comprobó que se movía (hasta colocarse perpendicularmente) al conectar la corriente. Cuando por el alambre no circulaba corriente, la brújula volvía a señalar el Norte.

Las investigaciones de Ampère y Faraday, entre otros, sirvieron para que James Clerk Maxwell desarrollara la teoría electromagnética en 1860, una de las más importantes obras en la historia de la ciencia.

EL CAMPO MAGNÉTICO

Llamamos campo magnético a la perturbación que un imán o una corriente eléctrica produce en el espacio que los rodea.

Dicha acción se manifiesta a través de una fuerza que actúa sobre toda carga en movimiento que se encuentre dentro del campo.

El campo magnético se representa por el vector \vec{B} , también llamado **inducción magnética**. Se comprueba experimentalmente que la dirección del campo magnético creado por una carga que se mueve es perpendicular a la dirección del movimiento o si está creado por una corriente eléctrica, es perpendicular a ésta.

Mediante la **ley de Biot y Savart** se establece que el valor de B depende de la forma del conductor y de la intensidad que circula por él. La unidad internacional de inducción magnética se denomina **tesla** (T).

Así, para una espira (conductor circular), el campo creado en su centro es perpendicular al plano de la espira y su módulo viene dado por:

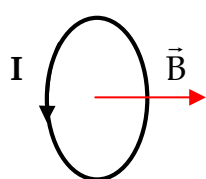
$$B = \frac{\mu_0 I}{2 R} \quad (\text{I es la intensidad de la corriente y R es el radio de la espira}).$$

Un solenoide, un conductor enrollado en N espiras, por el que circula una corriente de intensidad I, crea un campo magnético en su interior cuyo módulo es:

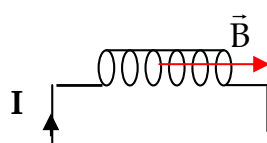
$$B = \frac{N \mu_0 I}{L} \quad (\text{L es la longitud del solenoide})$$

Para una corriente rectilínea de intensidad I, el campo magnético en un punto situado a una distancia d del conductor tiene una dirección perpendicular al conductor, como se ve en la figura. Cuando la corriente circula en sentido opuesto, el campo magnético también cambia de sentido. Su módulo es:

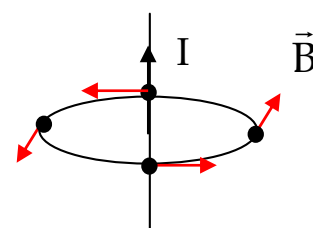
$$B = \frac{\mu_0 I}{2 \pi d} \quad (\mu_0 \text{ es la permeabilidad magnética, para el vacío es } 4 \pi \cdot 10^{-7} \text{ T m A}^{-1})$$



Espira



Solenoide



Hilo conductor

CUESTIÓN 3. Dos espiras circulares, de distinto radio, están recorridas por corrientes eléctricas de igual intensidad. Justificar cuál de ellas tiene un mayor valor de la inducción electromagnética en su centro.

Solución: La inducción magnética B en el centro de una espira circular de radio R recorrida por una corriente eléctrica es: $B = \frac{\mu_0 I}{2R}$

Por tanto, a igual valor de la intensidad de corriente I, la inducción magnética en el centro de la espira será mayor cuanto menor sea su radio R.

EJEMPLO 1. Calcular el valor de la inducción magnética en el interior de un solenoide de 36 cm de longitud, formado por 750 espiras, cuando circula por ellas una corriente eléctrica de 3,2 A de intensidad.

Solución: El valor de la inducción magnética en el interior del solenoide es:

$$B = \frac{N \mu_0 I}{l}$$
$$B = \frac{750 \cdot 4\pi \cdot 10^{-7} \cdot 3,2}{0,36} = 8,4 \cdot 10^{-3} \text{ T} = 8,4 \text{ mT}$$

EJEMPLO 2. Una bobina de 600 espiras y 25 cm de longitud está recorrida por una corriente de 1,5 A de intensidad. Hallar el valor de la inducción del campo magnético en el eje de la bobina si:

- a) Solo hay aire en su interior.
- b) Se introduce en la bobina un núcleo de hierro.
($\mu_0 = 4\pi \cdot 10^{-7} \text{ N A}^{-2}$; $\mu_{\text{HIERRO}} = 1000\mu_0$)

Solución: a) El valor de la inducción magnética en el eje de la bobina si solo hay aire en su interior, es: $B = \frac{N \mu_0 I}{l} = \frac{600 \cdot 4\pi \cdot 10^{-7} \cdot 1,5}{0,25} = 4,5 \cdot 10^{-3} \text{ T} = 4,5 \text{ mT}$

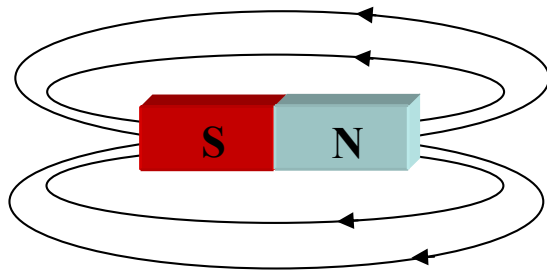
b) La inducción magnética en el eje de la bobina si se introduce un núcleo de hierro, es: $B = \frac{N \mu I}{l} = \frac{600 \cdot 1000 \cdot 4\pi \cdot 10^{-7} \cdot 1,5}{0,25} = 4,5 \text{ T}$

REPRESENTACIÓN DEL CAMPO MAGNÉTICO

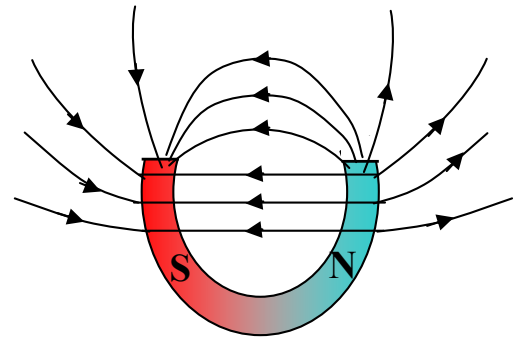
De un modo similar a los campos gravitatorio y eléctrico, las **líneas de inducción**, como se les llama ahora, nos permiten visualizar el campo magnético. Estas líneas son tangentes al vector inducción magnética en cada punto del espacio y son más densas en las zonas donde el campo es más intenso.

Difieren de las líneas del campo eléctrico en que las magnéticas son cerradas, salen del polo norte y entran al polo sur del imán. Además, las líneas del campo eléctrico señalaban también la dirección de la fuerza, sin embargo las líneas de inducción son perpendiculares a las fuerzas.

Para representar un campo magnético perpendicular al papel y dirigido hacia dentro se emplean aspas X X X X y cuando se dirige hacia fuera, puntos o círculos.



Imán recto



Imán de herradura

CUESTIÓN 4. ¿Cómo se pueden visualizar mediante alguna sencilla experiencia, las líneas de campo magnético debidas a un imán recto y a un alambre rectilíneo recorrido por una corriente?

Solución: Utilizando limaduras de hierro. Si disponemos el imán recto bajo una cartulina y espolvoreamos las limaduras éstas se orientarán según las líneas de campo. En el caso del alambre, podemos ensartarlo perpendicularmente a la cartulina y en cuanto arrojemos las limaduras, éstas se dispondrán formando círculos concéntricos en torno al alambre.

CUESTIÓN 5. Razonar si las líneas de inducción magnéticas pueden ser paralelas a la corriente eléctrica que crea el campo magnético.

Solución: Las líneas de inducción son tangentes al campo magnético, y como éste es perpendicular a la corriente, las líneas no pueden ser paralelas a la corriente.

LEY DE LORENTZ

Lorentz estudió la fuerza ejercida por un campo magnético sobre una carga eléctrica en movimiento y halló la siguiente expresión (ley de Lorentz):

$$\vec{F} = q \vec{v} \wedge \vec{B} \quad (q \text{ es la carga y } \vec{v} \text{ su velocidad})$$

Al tratarse de un producto vectorial, la fuerza será perpendicular al plano que forman \vec{v} y \vec{B} , su módulo vendrá dado por $F = q v B \sin \alpha$ y su sentido por la regla de la mano izquierda:

Dicha figura se refiere al caso de una carga positiva, cuando se trate de cargas negativas el sentido de la fuerza es el contrario.

Es importante destacar que si la carga está en reposo, no actúa sobre ella ninguna fuerza (si v es 0, F también). Además, como la fuerza es siempre normal a la

velocidad y, por tanto, a la trayectoria, una fuerza magnética sobre una carga eléctrica no realiza trabajo. Por este mismo motivo, la fuerza tampoco puede modificar el módulo de la velocidad, sólo su dirección.

Por ejemplo, si una carga q entra en una dirección perpendicular a un campo magnético uniforme, la fuerza le obligará a seguir una trayectoria circular, existiendo una aceleración normal o centrípeta. Podemos hallar la fuerza aplicada sobre la carga mediante la expresión de Lorentz e igualarla a la fuerza centrípeta del movimiento circular que se produce, pues son dos maneras de calcular la misma fuerza:

$$F = m a_c = \frac{m v^2}{R} = q v B \quad (\text{sen } 90 = 1)$$

De ahí obtenemos el radio de la trayectoria: $R = \frac{m v}{q B}$



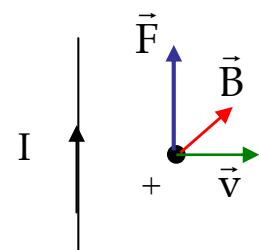
Entre las aplicaciones prácticas del movimiento de cargas eléctricas bajo campos magnéticos uniformes destacan el control de trayectorias de partículas cargadas en los **aceleradores** utilizados en las investigaciones de física de altas energías y el uso de los **espectrógrafos de masas** para medir las masas de distintos isótopos de un mismo elemento químico. Los iones de los isótopos tienen la misma carga eléctrica pero distinta masa, por lo que, si se introducen perpendicularmente en un campo magnético uniforme con velocidades iguales, describirán trayectorias circulares de radios diferentes, de acuerdo con la expresión anterior.

Cuando la carga eléctrica se mueva en una zona donde existan un campo eléctrico y uno magnético, la fuerza de Lorentz será la suma de las fuerzas debidas a los dos campos, es decir: $\vec{F} = q\vec{E} + q\vec{v} \wedge \vec{B}$

CUESTIÓN 6. Un alambre recto muy largo transporta una corriente de intensidad I . Un protón se mueve con velocidad v perpendicular al alambre y se encuentra en un instante a una distancia r del alambre. Dibujar, en un esquema, la dirección y sentido del campo magnético y de la fuerza que actúa sobre el protón.

Solución: Para una corriente rectilínea de intensidad I , el campo magnético en un punto situado a una distancia r del alambre tiene una dirección perpendicular al conductor y su módulo es: $B = \frac{\mu_0 I}{2 \pi d}$ (μ_0 es la permeabilidad magnética).

Si el punto considerado está a la derecha del alambre, y suponiendo que el sentido de la intensidad sea el de la figura (hacia arriba), el sentido del vector inducción magnética es hacia dentro del papel. Puesto que la velocidad del protón es perpendicular al alambre, también lo será a \vec{B} . Así, tal como se ve en el esquema, la intensidad tiene el sentido positivo del eje Z , la velocidad el



sentido positivo del eje Y y el campo magnético el sentido negativo del eje X. Aplicando la regla de la mano izquierda al protón, la fuerza magnética (de Lorentz) que actúa sobre él tiene la dirección positiva del eje Z.

CUESTIÓN 7. La fuerza que actúa sobre una partícula cargada que se mueve en un campo magnético no realiza trabajo ¿Por qué?

Solución: Porque la dirección de la fuerza siempre es perpendicular al desplazamiento de la partícula, y por ello el producto escalar de dichos vectores, lo que nos da el trabajo realizado, es nulo.

CUESTIÓN 8. ¿Cómo debe moverse una carga en un campo magnético uniforme para experimentar fuerza magnética? Razonar la respuesta.

Solución: Según la ley de Lorentz, la fuerza magnética que experimenta una carga q bajo la acción de un campo \vec{B} es: $\vec{F} = q \vec{v} \wedge \vec{B}$ (donde v es la velocidad de dicha carga). Si \vec{v} y \vec{B} son paralelos, su producto vectorial es nulo y, por consiguiente, la fuerza será también nula. En suma, para que la carga experimente una fuerza se puede mover en cualquier dirección que no sea paralela al campo magnético.

CUESTIÓN 9. Una partícula cargada penetra en un campo eléctrico uniforme con una velocidad perpendicular al campo.

- Describir la trayectoria seguida por la partícula.
- Repetir el apartado anterior si en vez de un campo eléctrico se tratara de un campo magnético.

Solución: a) Aparece una fuerza perpendicular al movimiento de la partícula debida al campo eléctrico ($F = q E$), en el mismo plano que forman \vec{v} y \vec{E} . El sentido de la fuerza dependerá del signo de la carga. Ahora bien, en cualquier caso, el movimiento poseerá dos componentes, una horizontal con velocidad uniforme y otra vertical, con aceleración. El resultado de la composición nos da una trayectoria parabólica en el mismo plano que \vec{v} y \vec{E} .

b) Si la velocidad es perpendicular al campo magnético, la fuerza de Lorentz, que actúa sobre ella también es perpendicular a ambos vectores, ya que $\vec{F} = q \vec{v} \wedge \vec{B}$, pero, a diferencia del caso anterior, la dirección de la fuerza va cambiando en cada punto, conforme se desplaza la carga. Eso significa que actúa como una fuerza centrípeta, de modo que la partícula cargada seguirá una trayectoria circular.

CUESTIÓN 10. Justificar razonadamente, con la ayuda de un esquema, qué tipo de movimiento efectúan un protón y un neutrón, si penetran con una velocidad v_0 en:

- una región en la que existe un campo eléctrico uniforme de la misma dirección y sentido contrario que la velocidad v_0 ;
- una región en la que existe un campo magnético uniforme perpendicular a la velocidad v_0 .

NOTA IMPORTANTE

Esta manual de 1000 páginas recopila todos los supuestos prácticos y su resolución a nivel autonómico y nacional, divididos por bloques de contenidos y estratificados en nivel de dificultad. El prefacio explica como estudiar y preparar paso a paso cada supuesto. El manual aporta al opositor una preparación mínima de cinco meses en este apartado de la oposición.