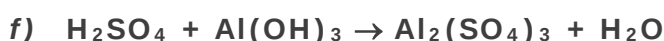
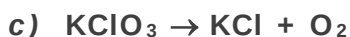
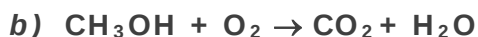


Actividades

1. Ajusta las siguientes reacciones:



Actividad esencial que consiste en el ajuste de reacciones químicas. Permite entender la ley de conservación de la masa a partir del balance de masas. Trabaja la competencia básica en ciencia y tecnología y la competencia matemática.

Pregunta	Reacción ajustada
a) $\text{Ni} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Ni}_2\text{O}_3$	$4 \text{ Ni} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Ni}_2\text{O}_3$
b) $\text{CH}_3\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$2 \text{ CH}_3\text{OH} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ CO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$
c) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$	$2 \text{ KClO}_3 \rightarrow 2 \text{ KCl} + 3 \text{ O}_2$
d) $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$	$2 \text{ HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$
e) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{CO} + \text{O}_2$	$2 \text{ CO}_2 \rightarrow 2 \text{ CO} + \text{O}_2$
f) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$	$3 \text{ H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{ H}_2\text{O}$

2. En la tabla se muestran seis experimentos. ¿Cuántos compuestos aparecen?

Experimento	m _O (g)	m _S (g)
A	48	96
B	32	192
C	60	240
D	105	420
E	12	24
F	64	128

Esta actividad permite trabajar las leyes ponderales y profundizar en el significado de fórmula química. Entendemos que este punto corresponde a un contenido opcional que, si bien no aparece en el currículo oficial, es muy recomendable para comprender el uso de la masa en la química. Permite trabajar la competencia de iniciativa personal.

De acuerdo a la ley de las proporciones múltiples, cuando dos elementos se combinan para formar varios compuestos, lo hacen de manera que una cantidad fija de uno lo hace con cantidades variables de otro que mantienen proporciones de números enteros o semienteros sencillos.

De acuerdo a esta definición, al dividir entre la cantidad constante, se deberá mantener la proporción de números sencillos. Así pues, si dividimos las masas de ambos elementos, obtendremos varios números naturales que serán idénticos para todas aquellas combinaciones que representen el mismo compuesto.

Lamentablemente se ha cometido un error en el cuadro, ya que, en lugar de a los óxidos característicos del azufre (SO , SO_2 y SO_3), las masas que se proporcionan corresponderían a SO , S_2O y S_3O . No es intención del autor proponer estos compuestos, que son moléculas muy inestables, presentes únicamente como intermedios de reacción en fase gaseosa o en la atmósfera de otros planetas (como la luna Io de Júpiter).

A este nivel, y si no vamos a identificar las fórmulas químicas de los compuestos implicados, este error no representa un problema, pues sigue manteniéndose la idea básica de la ley de las proporciones múltiples. No obstante, si se desea llevar la actividad hasta el punto de identificar los compuestos de la tabla, es necesario hacer correcciones en la misma.

Ofrecemos, por tanto, dos posibles soluciones al problema. La primera mantiene el cuadro que aparece en el libro y, para evitar confundir al alumno, se limita a determinar el número de compuestos diferentes que podrían responder a esas proporciones. La segunda sustituye la tabla por otra correcta y da una solución completa al problema: número de compuestos e identificación de los mismos. Este contenido va más allá de lo que se demanda en la actividad, pero entendemos que puede ser de ayuda a algunos docentes para ampliar los contenidos para sus alumnos.

Solución I: Respuesta al cuadro que se proporciona.

Observando el cuadro, podemos dividir las masas de los elementos entre ellas. Escogemos dividir la mayor entre la menor para obtener un cociente mayor que uno:

Experimento	m_{O} (g)	m_{S} (g)	$m_{\text{S}} \text{ (g)} / m_{\text{O}} \text{ (g)}$
A	48	96	2
B	32	192	6
C	60	240	4
D	105	420	4
E	12	24	2
F	64	128	2

A la vista del resultado de estas proporciones, podemos concluir que hay tres compuestos diferentes de azufre y oxígeno, cuya riqueza en oxígeno se incrementa a medida que el cociente disminuye. Estos son:

- Compuesto I : A – E – F
- Compuesto II: C – D
- Compuesto III: B

Solución II: Se proporciona el cuadro correcto:

Experimento	m_S (g)	m_O (g)
A	96	48
B	64	96
C	120	120
D	210	315
E	24	12
F	128	64

Observando el cuadro, podemos dividir las masas de los elementos entre ellas. Escogemos el cociente de manera que la mayoría de los que se obtengan sean mayores que uno:

Experimento	m_S (g)	m_O (g)	m_S (g)/ m_O (g)
A	96	48	2
B	64	96	0,667
C	120	120	1
D	210	315	0,667
E	24	12	2
F	128	64	2

A la vista del resultado de estas proporciones, podemos concluir que hay tres compuestos diferentes de azufre y oxígeno, cuya riqueza en oxígeno se incrementa a medida que el cociente disminuye.

Se puede proceder como en la solución anterior y terminar aquí la actividad indicando simplemente la existencia de tres diferentes compuestos. No obstante, se puede seguir adelante e identificar la estequiometría exacta de cada compuesto implicado. A continuación se proporciona una tabla que permite hacer esto siguiendo varios pasos:

Esta tabla recalcula las masas de los elementos manteniendo la misma proporción calculada en la tabla anterior.

Se mantiene constante la masa de azufre, que hemos hecho coincidir con la masa molar de este elemento, y se recalcula la masa de oxígeno.

Esta tabla recoge las proporciones entre las masas de los elementos en cada compuesto y sus correspondientes masas molares.

En el caso del azufre la proporción es siempre 1, pues en la tabla anterior fijamos su masa en 32 g, la masa molar del S. En el caso del oxígeno nos proporciona el número de átomos en la molécula.

m_s (g)	m_o (g)	m_s (g) / m_o (g)	m_s (g)	m_o (g)	m_s (g)/ $A_r(S)$	m_o (g)/ $A_r(O)$	Comp
96	48	2	32	16	1	1	SO
64	96	0,667	32	48	1	3	SO ₃
120	120	1	32	32	1	2	SO ₂
210	315	0,667	32	48	1	3	SO ₃
24	12	2	32	16	1	1	SO
128	64	2	32	16	1	1	SO

La última columna indica la proporción molar de los elementos en el compuesto, que corresponde a su fórmula empírica (que, en este caso, coincide con la molecular).

3. Si cada persona pudiese contar 100 000 átomos por segundo, y se reuniesen diez personas para contar átomos, ¿cuánto tiempo tardarían en contar un mol de átomos de hidrógeno?

Con esta actividad pretendemos que el alumno sea consciente del enorme valor que tiene el número de Avogadro. Al mismo tiempo, la actividad permite trabajar la competencia matemática.

La determinación se puede realizar en dos pasos:

- Cálculo del número de segundos necesarios para contar N_A átomos:

Se pueden realizar los cálculos paso a paso o utilizar factores de conversión consecutivos.

o Paso a paso:

- Número de átomos a contar cada persona:

$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \cdot \frac{1 \text{ persona}}{10 \text{ personas}} = 6,022 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$

- Que tarda un tiempo de:

$$6,022 \cdot 10^{22} \text{ átomos} \cdot \frac{1 \text{ s}}{100\,000 \text{ átomos}} = 6,022 \cdot 10^{17} \text{ s}$$

o Factores conversión consecutivos:

$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \cdot \frac{1 \text{ persona}}{10 \text{ personas}} \cdot \frac{1 \text{ s}}{100 \text{ 000 átomos}} = 6,022 \cdot 10^{17} \text{ s}$$

- Conversión de ese número de segundos a años y comparación con la edad del universo.

$$6,022 \cdot 10^{17} \text{ s} \cdot \frac{1 \text{ hora}}{3600 \text{ s}} \cdot \frac{1 \text{ día}}{24 \text{ h}} \cdot \frac{1 \text{ año}}{365 \text{ días}} = 1,91 \cdot 10^{10} \text{ años} = 19 \text{ 100 Maños}$$

Sabiendo que la edad del universo desde su creación se estima entre 13 500 Maños y 15 000 Maños (Depende del valor que se otorgue a la constante de Hubble (H_0) y a las mediciones precisas de quasars y galaxias de campo extremadamente profundo), podemos concluir que 10 personas **no habrían tenido tiempo**, desde el origen del mismo, para contar 1 mol de átomos a razón de cien mil átomos por segundo y persona.

4. Completa en tu cuaderno una tabla como la siguiente con los datos suministrados:

Sustancia	Masa	Moles	Moléculas	Partículas (átomos de H)

a) HF: 70 g

b) H₂O: 5,8 mol

c) NH₃: 2,16792 · 10²⁴ moléculas d) CH₄: 1,08396 · 10²⁵ átomos de H

La actividad pretende que el alumno refuerce y practique la conversión entre masa y número de partículas a través del número de moles. El estudiante de este nivel debe adquirir destreza en la operatividad química básica, siendo **el mol** un concepto central en todos los cálculos.

Trabajamos la competencia matemática si bien la actividad, adecuadamente orientada, permite trabajar también la competencia de aprender a aprender.

No se indican los cálculos necesarios para rellenar las celdas demandadas, tan solo el resultado de los mismos:

Sust.	Masa	Moles	Moléculas	Partículas (átomos de H)
HF	70 g	3,5 moles	2,1077 · 10 ²⁴ moléculas	2,1077 · 10 ²⁴ átomos de H
H ₂ O	104,4 g	5,8 moles	3,4928 · 10 ²⁴ moléculas	6,9855 · 10 ²⁴ átomos de H
NH ₃	61,2 g	3,6 moles	2,16792 · 10 ²⁴ moléculas	6,50376 · 10 ²⁴ átomos de H
CH ₄	72,0 g	4,5 moles	2,7099 · 10 ²⁴ moléculas	1,08396 · 10 ²⁵ átomos de H

Las masas atómicas utilizadas han sido:

Elemento	H	C	N	O	F
Ar(elem.) (uma)	1	12	14	16	19

Cabe destacar que las sustancias se han escogido para observar la diferente relación entre las partículas consideradas (átomos de hidrógeno) y las moléculas implicadas. A algunos alumnos este hecho les plantea ciertas dificultades.

5. Un vaso tiene alrededor de 200 mL de capacidad. ¿Cuántas moléculas de agua existen en su interior si está lleno de agua? ($d_{\text{agua}} = 1 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$).

Actividad encaminada a hacer ver al alumno el enorme número de moléculas contenidas en una pequeña cantidad macroscópica de cualquier sustancia. Permite trabajar la competencia matemática y la competencia de aprender a aprender.

Esperamos que el alumno adquiera soltura en la conversión de magnitudes.

- Determinamos la masa de agua que hay en 200 mL:

$$d = \frac{m}{V} \quad ; \quad m = d \cdot V = 1 \frac{\text{kg}}{\text{L}} \cdot 0,2 \text{ L} = 0,2 \text{ kg} = 200 \text{ g}$$

- Determinamos el número de moles que equivale a esa masa de agua (en gramos):

$$n = \frac{m}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{200 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 11,11 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

- Convertimos los moles en número de moléculas de agua:

$$N = n \cdot N_A = 11,11 \text{ mol de H}_2\text{O} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{Moléculas H}_2\text{O}}{\text{Mol de H}_2\text{O}} = 6,690 \cdot 10^{24} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

Nota: A lo largo de la unidad se ha optado por resolver las actividades paso a paso a partir de las expresiones matemáticas indicadas en el libro de texto. Por tanto, no utilizaremos la resolución mediante factores de conversión encadenados. El docente puede escoger la opción que considere más adecuada a sus intereses y el de sus alumnos.

Mucho se puede argumentar a favor de una u otra opción. El grupo de autores ha escogido la opción mencionada entendiendo que esta permite a todos los alumnos comprender qué se está calculando en cada momento; hecho que es más difícil de conseguir con la opción de los factores de conversión encadenados.

6. Las microbalanzas son instrumentos con una sensibilidad de 0,001 mg. Si medimos la menor cantidad posible de hierro, ¿cuántos átomos de hierro tenemos? ¿Y si fuera de diamante? ¿Y si fuera de oro?

En esta ocasión estamos interesados en que el alumno interiorice la **no correspondencia** entre las masas de diferentes elementos y el número de átomos que contienen. Conviene que el alumno comprenda que, dado un cierto elemento, cuanto mayor sea su masa, más partículas contendrá, pero que eso no es necesariamente cierto cuando se comparan masas de **diferentes elementos**.

Permite trabajar la competencia matemática y la de iniciativa personal y espíritu emprendedor.

Se determina en primer lugar el número de moles que equivalen a 0,001 mg (10^{-6} g), número que dependerá de la masa atómica del elemento en cuestión:

- Para el hierro: $n = \frac{m}{M(\text{Fe})} = \frac{10^{-6} \text{ g}}{55,85 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,79 \cdot 10^{-8}$ moles de Fe
- Para el diamante: $n = \frac{m}{M(\text{C})} = \frac{10^{-6} \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 8,33 \cdot 10^{-8}$ moles de C
- Para el oro: $n = \frac{m}{M(\text{Au})} = \frac{10^{-6} \text{ g}}{197 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5,08 \cdot 10^{-9}$ moles de Au

Posteriormente se convierte la cantidad de moles en número de partículas:

- Para el hierro:

$$N = n \cdot N_A = 1,79 \cdot 10^{-8} \text{ moles de Fe} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{Átomos de Fe}}{\text{Moles de Fe}} = 1,078 \cdot 10^{16} \text{ átomos de Fe}$$

- Para el diamante:

$$N = n \cdot N_A = 8,33 \cdot 10^{-8} \text{ moles de C} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{Átomos de C}}{\text{Moles de C}} = 5,016 \cdot 10^{16} \text{ átomos de C}$$

- Para el oro:

$$N = n \cdot N_A = 5,08 \cdot 10^{-9} \text{ moles de Au} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{Átomos de Au}}{\text{Moles de Au}} = 3,059 \cdot 10^{15} \text{ átomos de Au}$$

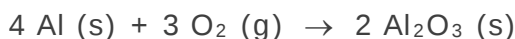
7. Calcula la masa de óxido de aluminio que se obtiene de la calcinación de 3,4 g de este metal.

Se trata de la primera de un conjunto de actividades encaminadas a determinar la cantidad de uno de los reactivos o productos de una reacción a partir de la de otro de los compuestos que participan en la misma utilizando su estequiometría. Como se ha indicado con anterioridad, se opta por el cálculo detallado y no por el uso de factores de conversión encadenados. Permite trabajar la competencia matemática y la de iniciativa personal.

Esperamos que el estudiante realice el conjunto de pasos indicados:

Datos: masa de una sustancia → moles de esa sustancia → moles de la sustancia incógnita → masa de la sustancia incógnita

1. **Identificamos y ajustamos** la reacción que nos indica el enunciado. Calcinación es la reacción con calor y oxígeno de un metal, en la que se produce el óxido del metal correspondiente.



2. Determinamos las **masas atómicas** y **molares** de los compuestos implicados:

$$\text{Ar (O)} = 16 \text{ uma}; \text{Ar (Al)} = 27 \text{ uma}; M(\text{Al}) = 27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

3. Obtenemos los **moles asociados al dato**, en este caso los 3,4 g de Al:

$$n = \frac{m}{M(\text{Al})} = \frac{3,4 \text{ g}}{27 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,1259 \text{ moles de Al}$$

4. Obtenemos los **moles del producto** que se producen utilizando la estequiometría:

$$\frac{2 \text{ moles de Al}_2\text{O}_3}{4 \text{ moles de Al}} = \frac{n_{\text{Al}_2\text{O}_3} \text{ moles de Al}_2\text{O}_3}{0,1259 \text{ moles de Al}} ; \quad n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 0,0630 \text{ moles de Al}_2\text{O}_3$$

5. Determinamos la **masa de producto**:

$$n = \frac{m}{M(\text{Al}_2\text{O}_3)}$$

$$m = n \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,0630 \text{ moles de Al}_2\text{O}_3 \cdot 102 \frac{\text{g de Al}_2\text{O}_3}{\text{Moles de Al}_2\text{O}_3} = 6,426 \text{ g de Al}_2\text{O}_3$$

8. La combustión de un compuesto orgánico produce CO₂ y agua. Determina la masa de oxígeno que reacciona con el butano de una botella de 13,4 kg, así como las masas de dióxido de carbono y de agua obtenidas.

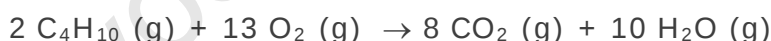
A esta actividad se le aplican los mismos comentarios que a la anterior. Esperamos que el alumno proceda de forma similar y, en particular, que observe que la masa del último compuesto se puede determinar también utilizando la ley de conservación de la masa, al disponer de las de todos los demás. Al mismo tiempo, el alumno deberá observar que no es necesario repetir todos los cálculos, pues los que corresponden al producto de partida valen en todos los casos.

En esta ocasión hemos preferido dejar el oxígeno como producto final

1. **Identificamos y ajustamos** la reacción que tiene lugar a partir de la información del enunciado. Habrá que recalcar al alumno que **toda combustión** de un hidrocarburo en exceso de oxígeno (lo que sucede si no se indica lo contrario) proporciona dióxido de carbono y agua (líquida o gaseosa según se indique).

Esta es una reacción que, sin lugar a dudas, el alumno que desee iniciar estudios en el área de ciencias debe entender y recordar.

Así mismo, no se ha indicado la fórmula del butano pues se considera impartida en la unidad anterior. Si no fuese así, se puede dejar como tarea al alumno que la averigüe (usando el libro de texto o alguna otra fuente).



2. Determinamos las **masas atómicas y molares** de los compuestos implicados:

Ar (H) = 1 uma	Ar (C) = 12 uma	Ar (O) = 16 uma	
M (C ₄ H ₁₀) = 58 g·mol ⁻¹	M (O ₂) = 32 g·mol ⁻¹	M (CO ₂) = 44 g·mol ⁻¹	M (H ₂ O) = 18 g·mol ⁻¹

3. Obtenemos los **moles asociados al dato**, en este caso a los 13,4 g de butano. Nótese que lo primero que debe hacerse es la conversión a gramos, que es la unidad internacional de la química:

$$n = \frac{m}{M(\text{C}_4\text{H}_{10})} = \frac{13\,400 \text{ g}}{58 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 231,0 \text{ moles de C}_4\text{H}_{10}$$

4. Obtenemos los **moles del CO₂** que se producen utilizando la estequiometría:

$$\frac{8 \text{ moles de CO}_2}{2 \text{ moles de C}_4\text{H}_{10}} = \frac{n_{\text{CO}_2} \text{ moles de CO}_2}{231,0 \text{ moles de C}_4\text{H}_{10}} ; \quad n_{\text{CO}_2} = 924,1 \text{ moles de CO}_2$$

5. Determinamos la **masa de producto**:

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

$$m = n \cdot M(\text{CO}_2) = 924,1 \text{ moles de CO}_2 \cdot 44 \frac{\text{g de CO}_2}{\text{Moles de CO}_2} = 40\,660,4 \text{ g de CO}_2 = 40,66 \text{ kg de CO}_2$$

Procediendo de forma similar para el agua, a partir del cuarto paso:

4. Obtenemos los **moles del H₂O** que se producen utilizando la estequiometria:

$$\frac{10 \text{ moles de H}_2\text{O}}{2 \text{ moles de C}_4\text{H}_{10}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}} \text{ moles de H}_2\text{O}}{231,0 \text{ moles de C}_4\text{H}_{10}} ; \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = 1155,2 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

5. Determinamos la **masa de producto**:

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

$$m = n \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 1155,2 \text{ moles de H}_2\text{O} \cdot 18 \frac{\text{g de H}_2\text{O}}{\text{moles de H}_2\text{O}} = 20\,793,6 \text{ g de H}_2\text{O} = 20,79 \text{ kg de H}_2\text{O}$$

Para el caso del oxígeno, existen dos opciones:

- Utilizando la ley de conservación de la masa. Es el camino más corto pero el que puede implicar mayor riesgo de equivocarse, pues basta con que una de las masas anteriores esté mal calculada, para que esta también lo esté:

$$m_{\text{O}_2} = m_{\text{CO}_2} + m_{\text{H}_2\text{O}} - m_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 40\,660,4 \text{ g de CO}_2 + 20\,793,6 \text{ g de H}_2\text{O} - 13\,400 \text{ g C}_4\text{H}_{10}$$

$$m_{\text{O}_2} = 48\,054 \text{ g de O}_2 = 48,05 \text{ kg de O}_2$$

- Procediendo de forma similar al dióxido de carbono y el agua, a partir del cuarto paso:

4. Obtenemos los **moles del O₂** que se producen utilizando la estequiometria:

$$\frac{13 \text{ moles de O}_2}{2 \text{ moles de C}_4\text{H}_{10}} = \frac{n_{\text{O}_2} \text{ moles de O}_2}{231,0 \text{ moles de C}_4\text{H}_{10}} ; \quad n_{\text{O}_2} = 1501,7 \text{ moles de O}_2$$

5. Determinamos la **masa de producto**:

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

$$m = n \cdot M(\text{O}_2) = 1501,7 \text{ moles de O}_2 \cdot 32 \frac{\text{g de O}_2}{\text{moles de O}_2} = 48\,054 \text{ g de O}_2 = 48,05 \text{ kg de O}_2$$

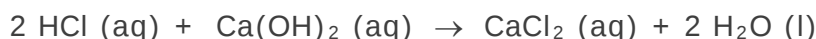
Nota: En lo sucesivo, no procederemos a un cálculo tan detallado y nos centraremos en proporcionar los resultados de los cálculos de acuerdo al protocolo que hemos establecido como base. Únicamente detallaremos los puntos que sean novedades respecto al problema indicado.

9. Calcula el volumen de ácido clorhídrico (HCl) de concentración 0,2 M que se necesita para neutralizar 2 gramos de hidróxido de calcio (Ca(OH)₂) y producir cloruro de calcio (CaCl₂) y agua.

Actividad en la que realizamos las mismas indicaciones de las actividades 7 y 8.

La única novedad consiste en la introducción del cálculo del número de moles a partir de la concentración de una disolución.

- **Identificamos y ajustamos** la reacción que tiene lugar a partir de la información del enunciado. En este caso corresponde a una reacción ácido-base para producir una sal y agua:



- Determinamos las **masas atómicas** y **molares** de los compuestos implicados.
- Obtenemos los **moles asociados al dato**, en este caso los 2 g de Ca(OH)_2 :

$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = 0,027 \text{ moles de Ca(OH)}_2$$

- Obtenemos los **moles del otro reactivo** que se requieren utilizando la estequiometría:

$$n_{\text{HCl}} = 0,054 \text{ moles de HCl}$$

- Determinamos el **volumen de la disolución de este reactivo**:

$$[\text{HCl}] = \frac{n_{\text{HCl}}}{V} \quad ; \quad V = \frac{n_{\text{HCl}}}{[\text{HCl}]} = \frac{0,054 \text{ moles de HCl}}{0,2 \text{ M}} = 0,27 \text{ L} = 270 \text{ mL}$$

10. Tenemos un recipiente de 200 L a 25 °C. ¿Qué presión se presenta si hay 2 kg de oxígeno (O_2) en su interior? ¿Y si son de nitrógeno (N_2)?

Actividad encaminada a trabajar con la ecuación de los gases ideales. Esperamos que el estudiante sea capaz de utilizar la expresión sin problemas y recuerde las unidades no internacionales con las que se suele trabajar.

Así mismo, habrá de observar que la naturaleza de la sustancia gaseosa no es condicionante respecto a la presión que resulta. Este hecho es una prueba inequívoca de la hipótesis de Avogadro y del hecho de que es el **número de partículas individuales** las que condicionan el trío de magnitudes P,V,T. No obstante, la masa sí que lo condiciona, pues implica la existencia de diferente cantidad de partículas individuales.

Aplicando la ley de los gases obtenemos (recordar convertir la temperatura a K):

Gas O_2	Cálculo de los moles
$P = ?$	$n = \frac{m}{M(\text{O}_2)} = 62,5 \text{ mol O}_2$
$V = 200 \text{ L}$	Cálculo de la presión
$T = 298 \text{ K}$	
$m = 2000 \text{ g O}_2$	$P_{\text{O}_2} = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = 7,636 \text{ atm}$

Gas N_2	Cálculo de los moles
$P = ?$	$n = \frac{m}{M(\text{N}_2)} = 71,4 \text{ mol N}_2$
$V = 200 \text{ L}$	Cálculo de la presión
$T = 298 \text{ K}$	
$m = 2000 \text{ g N}_2$	$P_{\text{N}_2} = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = 8,727 \text{ atm}$

11. Un contenedor de 1 000 L indica presión máxima 250 bares. ¿Cuál es la máxima masa de metano (CH_4) que podemos introducir en él sin peligro si la temperatura es de 40 °C? ¿Y si la temperatura es de 80 °C?

Actividad diseñada para adquirir práctica en el manejo de la ecuación de los gases y la conversión de unidades de presión. Permite trabajar la competencia de iniciativa personal. Esperamos que el alumno sea capaz de convertir las magnitudes a las unidades adecuadas y posteriormente relacione la seguridad con el dato que nos falta.

Si utilizamos la presión máxima como dato para la ecuación de los gases, podremos determinar la máxima masa que podemos introducir. En primer lugar se ha de utilizar el factor de conversión para determinar la presión en las unidades adecuadas:

$$P = 250 \text{ bares} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1,013 \text{ bares}} = 246,792 \text{ atm}$$

En consecuencia

$$\left. \begin{array}{l} \text{Cálculo a } 40^\circ\text{C} \\ P = 246,792 \text{ atm} \\ V = 1000 \text{ L} \\ T = 313 \text{ K} \\ m = ? \text{ g CH}_4 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Cálculo de los moles} \\ n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 9215,522 \text{ mol} \\ \text{Cálculo de la masa} \\ m = n \cdot M(\text{CH}_4) = 153,85 \text{ kg CH}_4 \end{array}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Cálculo a } 80^\circ\text{C} \\ P = 246,792 \text{ atm} \\ V = 1000 \text{ L} \\ T = 353 \text{ K} \\ m = ? \text{ g CH}_4 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Cálculo de los moles} \\ n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 8525,945 \text{ mol} \\ \text{Cálculo de la masa} \\ m = n \cdot M(\text{CH}_4) = 136,42 \text{ kg CH}_4 \end{array}$$

Debe hacerse notar a los alumnos que duplicar la temperatura (en grados centígrados) no implica dividir por dos la masa. La cantidad que se introduce en la ecuación de los gases es la temperatura en K, y no en otra unidad.

12. ¿Qué volumen es necesario para almacenar 10 T de aire a 18 °C? Ten en cuenta que la composición del aire es 79 % nitrógeno (N₂) y 21 % oxígeno (O₂).

Actividad que permite diferenciar qué dos magnitudes afectan al volumen de un gas: el número de partículas o la masa. Permite trabajar la competencia de iniciativa personal.

En primer lugar hemos de observar que la masa como tal no aparece en la ecuación de los gases ideales; por tanto, hemos de determinar los moles con los que contribuye cada uno de los gases, pues la cantidad de partículas sí que es función de la masa:

- Determinamos la masa de cada uno de los gases en esas 10 T:

$$m_{\text{N}_2} = 79\% \cdot 10\,000 \text{ kg} = 7\,900 \text{ kg N}_2$$

$$m_{\text{O}_2} = 21\% \cdot 10\,000 \text{ kg} = 2\,100 \text{ kg O}_2$$

- Calculamos el número de moles a los que corresponde cada una de esas masas. Recordemos que deben estar en gramos:

$$n_{\text{N}_2} = \frac{m_{\text{N}_2}}{M(\text{N}_2)} = \frac{7\,900\,000 \text{ g N}_2}{28 \frac{\text{mol N}_2}{\text{g N}_2}} = 282\,142,86 \text{ mol N}_2$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{O}_2}}{M(\text{O}_2)} = \frac{2\,100\,000 \text{ g O}_2}{32 \frac{\text{mol O}_2}{\text{g O}_2}} = 65\,625 \text{ mol O}_2$$

- Como el volumen final depende únicamente del **número** de moles y **no** de la sustancia a la que pertenezcan, determinamos el número total de moles de gas:

$$n_{\text{TOTAL}} = n_{\text{N}_2} + n_{\text{O}_2} = 282\,142,86 \text{ mol N}_2 + 65\,625 \text{ mol O}_2 = 347\,767,86 \text{ mol gas}$$

- Con dicha cantidad ya estamos en condiciones de determinar el volumen que ocuparía en las condiciones del enunciado. En este caso solo indica 18 °C pero se entiende que la presión es la habitual en nuestro entorno: 1 atm.

$$\left. \begin{array}{l} \text{Cálculo a } 18^\circ\text{C} \\ P = 1 \text{ atm} \\ V = ? \\ T = 291 \text{ K} \\ n_{\text{TOTAL}} = 347\,767,86 \text{ mol total gas} \end{array} \right\} V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = 8\,298\,436,7 \text{ L}$$

Podemos observar que 10 T de aire ocupan unos 8,3 millones de litros, lo que equivale a 8300 m^3 . Si fuese una habitación de 3 metros de alto, tendría una superficie de unos $2766,6 \text{ m}^2$, es decir, sería una habitación cuadrada de unos 52,6 m de lado y 3 m de alto.

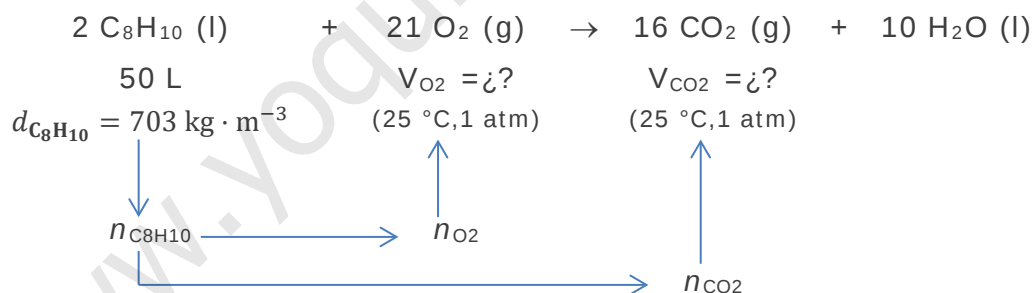
13. El octano (C_8H_{10}) es el principal componente de la gasolina. Determina el volumen de O_2 y de CO_2 emitido en la combustión de un depósito de 50 L de gasolina (solo octano) (densidad: $\text{C}_8\text{H}_{10} = 703 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$).

Actividad diseñada para practicar la reactividad a partir de datos de un líquido. Además permite relacionarlo con el entorno del alumno al trabajar sobre uno de los combustibles fósiles más habituales y, así, hacerlo consciente de la huella química que todo dejamos al utilizarlo. Todo ello permite trabajar la competencia social y cívica, junto con la de aprender a aprender y la de iniciativa personal y espíritu emprendedor.

Esperamos que el alumno sea capaz de escribir la reacción que sucede y resolver lo que se le demanda a partir de los datos que nos proporcionan. El uso de la densidad suele acarrear un cierto desconcierto a los alumnos pues, como tal, no se trata en la unidad. Se considera que esta magnitud, introducida en 2º de ESO, no debería plantear problemas; si así fuese, el docente habría de tomar las medidas oportunas.

Por error no se indica el estado de medida de los gases. Supondremos que son condiciones estándar, es decir, 25°C y 1 atm.

La reacción de combustión ajustada a números enteros es:



- Determinación de la masa de octano y de los moles que representan:

$$d_{\text{C}_8\text{H}_{10}} = \frac{m_{\text{C}_8\text{H}_{10}}}{V}; m_{\text{C}_8\text{H}_{10}} = d_{\text{C}_8\text{H}_{10}} \cdot V = 703 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} \cdot 50 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 35,15 \text{ kg} = 35\,150 \text{ g C}_8\text{H}_{10}$$

$$n_{\text{C}_8\text{H}_{10}} = \frac{m_{\text{C}_8\text{H}_{10}}}{M(\text{C}_8\text{H}_{10})} = \frac{35\,150 \text{ g C}_8\text{H}_{10}}{106 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 331,6 \text{ mol C}_8\text{H}_{10}$$

- Determinación de los moles de O_2 y CO_2 :

$$n_{\text{O}_2} = 3481,8 \text{ mol O}_2 \quad n_{\text{CO}_2} = 2652,8 \text{ mol CO}_2$$

- Determinación del volumen de O_2 necesario para la combustión de 50 L de octano y del volumen de CO_2 emitido en la misma, para las condiciones indicadas ($25\text{ }^{\circ}C = 298\text{ K}$):

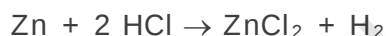
$$V_{O_2} = 85\,081,26\text{ L}_{O_2} \quad V_{CO_2} = 64\,823,82\text{ L}_{CO_2}$$

14. Indica qué masa de cinc ha sido necesario añadir a una disolución de ácido clorhídrico (HCl), sabiendo que se han obtenido 30 litros de hidrógeno medidos a 760 mmHg y $20\text{ }^{\circ}C$ según la reacción: $Zn + 2\text{ HCl} \rightarrow ZnCl_2 + H_2$.

Nueva actividad que pretende reforzar los conocimientos sobre estequiometría en reacciones químicas, en este caso, a partir del volumen de gas.

Esperamos nuevamente que el alumno comprenda los pasos a realizar:

- Escritura y ajuste de la reacción química. En este caso nos la dan por lo que no entraña problema:



- Determinación de los moles de hidrógeno que disponemos: $n_{H_2} = 1,249\text{ moles } H_2$
- Cálculo de los moles de cinc necesarios: $n_{Zn} = 1,249\text{ mol Zn}$
- Obtención de la masa de cinc ($M(Zn) = 65,38\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$): $m_{Zn} = 81,66\text{ g Zn}$

15. Determina los niveles energéticos de CO_2 , HCN, butano (C_4H_{10}) y etileno ($CH_2=CH_2$). Utiliza el diagrama de Lewis para obtener los tipos de enlace.

Esta actividad ha sido preparada para trabajar la idea de energía asociada un compuesto, útil para argumentar los aspectos energéticos de las reacciones químicas. A continuación se adjuntan los valores de energía de enlace que aparecen el libro de texto (en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$).

H-H: 436	C-H: 414	H-O: 463	C-C: 347	C=C: 620	C≡C: 812	N-O: 176	N≡C: 891
----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------

De acuerdo con ello, para determinar el nivel energético de un compuesto, tan solo tenemos que adicionar los valores de energía de enlace correspondientes a todos los enlaces de ese compuesto. Recordemos que la energía de enlace es la energía que hay que suministrar para romper el enlace. Luego, cuando el enlace está formado, su energía es negativa: de ahí que el valor de energía del compuesto sea negativo (más estable que los átomos por separado).

Veamos cada caso. Recordemos que previamente hay que realizar la estructura de Lewis del compuesto, por lo que la actividad obliga al alumno a repasar conceptos ya impartidos:

- $CO_2\text{ (O=C=O)} \Rightarrow E = 2 \cdot E_{C=O} = 2 \cdot (-620) = -1240\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- $HCN\text{ (H-C}\equiv\text{N)} \Rightarrow E = E_{C-H} + E_{C\equiv N} = (-414) + (-891) = -1305\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- $C_4H_{10}\text{ (CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3) \Rightarrow$
 $\Rightarrow E = 3 \cdot E_{C-C} + 10 \cdot E_{C-H} = 3 \cdot (-347) + 10 \cdot (-414) = -5181\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- $C_2H_4\text{ (CH}_2\text{=CH}_2) \Rightarrow E = E_{C=C} + 4 \cdot E_{C-H} = (-620) + 4 \cdot (-414) = -2276\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

www.yoquieroaprobar.es

16. Para las siguientes reacciones realiza un diagrama energético e indica si son endotérmicas o exotérmicas. ¿Podemos utilizar algunas como combustible?

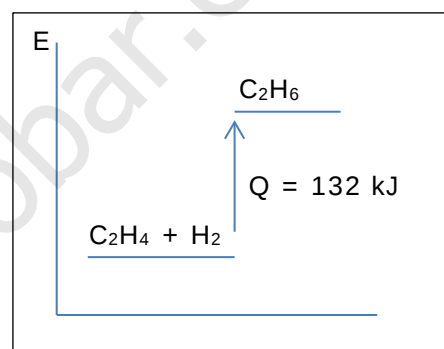


Actividad encaminada a trabajar el concepto de balance energético para poder comprender el aspecto energético de las reacciones químicas. Al trabajar el concepto de combustible, adecuadamente orientada, permite también trabajar la competencia de iniciativa personal e, incluso, la social y cívica.

El alumno debe razonar que el criterio de signos escogido induce a pensar que, si el calor es positivo, se absorbe y, si es negativo, se desprende.

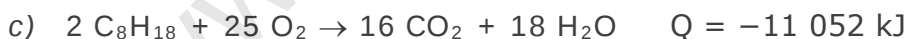
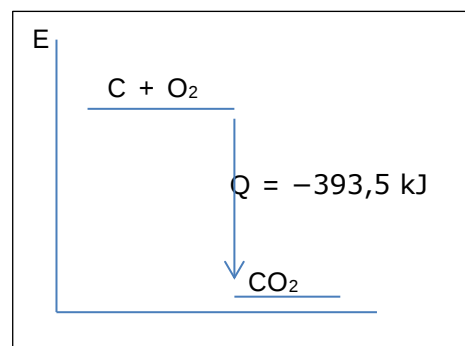


Corresponde a un proceso endotérmico, por lo que no sirve como combustible.



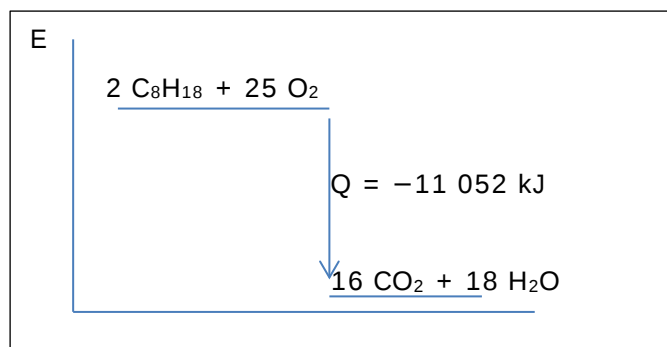
Se trata de un proceso exotérmico; por tanto, susceptible de ser utilizado como combustible.

Sin embargo, no es la reacción adecuada, pues la energía desprendida por unidad de masa de reactivo es pequeña. No obstante, podemos observar que, como reactivo, el carbono tiene diversas formas alotrópicas, alguna de las cuales puede ser utilizada como combustible, como es el caso del carbón.



Corresponde a un proceso exotérmico: en este caso, con un valor de energía desprendida mucho mayor que el anterior.

Esta es la reacción óptima para ser utilizada como combustible, ya que una pequeña masa de reactivo desprende una gran cantidad de energía.



17. Calcula qué cantidad de calor se absorbe o desprende en la hidrogenación de 1 g de propeno para obtener propano según la reacción:



Actividad diseñada para que el alumno comprenda la relación entre las energías de los compuestos (debidas a los enlaces que poseen) y el balance energético de una reacción.

Esperamos que el alumno sea capaz de comprender que debe calcular los niveles energéticos de cada compuesto y trasladar esta información al balance de energía. Posteriormente debe observar que esa energía es por mol de propeno por lo que, para calcular la energía para 1 g de propeno, deberá realizar el cálculo proporcional.

Existe una alternativa, que es evaluar únicamente los enlaces rotos y enlaces formados y realizar el balance a partir de ellos, pero entendemos que el estudiante escogerá mayoritariamente la primera opción expuesta.

- A partir de la tabla de energías de enlace, determinamos los niveles de energía de cada compuesto:

Reactivos	Productos
$E(\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3) = -3451 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	$E(\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3) = -4006 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
$E(\text{H}_2) = -436 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	
$E_{\text{Reactivos}} = -3887 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	$E_{\text{Productos}} = -4006 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

- Realizar el balance energético:

A partir de las energía de reactivos y productos observamos que los productos poseen menor energía que los reactivos, por lo que, cuando tiene lugar la reacción, el sistema desprende una cantidad de energía igual a la diferencia entre los estados inicial y final.

$$E_{\text{Reacción}} = E_{\text{Productos}} - E_{\text{Reactivos}} = (-4006 - (-3887)) \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = -119 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Valor no muy alejado del que aparece generalmente tabulado para esta reacción, que es $-124 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- Efectuar el cálculo proporcional a la masa indicada convertida en moles:

El valor que hemos determinado es proporcional a la cantidad de moles de cada sustancia que aparece en la ecuación química, en nuestro caso, un mol de cada uno de los compuestos implicados.

Como la cantidad que da el enunciado es 1 g de propeno, debemos convertirla a moles:

$$n = \frac{m}{M(\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3)} = \frac{1 \text{ g}}{42 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0238 \text{ mol propeno}$$

Entonces, la energía que se desprende en la hidrogenación de 1 g de propeno (o 0,0238 mol de propeno) es:

$$Q = -119 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \cdot 0,0238 \text{ mol} = -2,83 \text{ kJ}$$

18. Esperabas a dos amigas para merendar y han aparecido doce. Investiga cómo puedes enfriar doce latas de refresco en poco más de un minuto con materiales habituales en una casa.

Actividad de marcado carácter competencial pues el estudiante ha de realizar una investigación que, si es en Internet, le obligará a trabajar la competencia digital. Así mismo trabajamos la competencia de aprender a aprender y la de iniciativa personal y espíritu emprendedor.

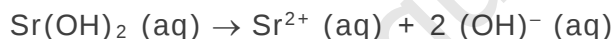
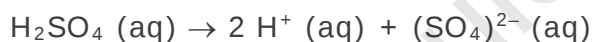
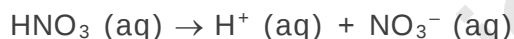
Esperamos que el alumno busque la información en Internet y encuentre alguna de las posibilidades que ofrece, si bien la que pasamos a comentar es la más habitual.

La solución no es utilizar estrictamente una reacción, pues no hay ninguna, asequible en el hogar, que permita disminuir tanto la temperatura. En realidad, la solución corresponde a un proceso físico, como es la disolución de una sustancia: se deben introducir las bebidas en una disolución de hielo con acetona, mezcla capaz de alcanzar muy rápidamente los $-15\text{ }^{\circ}\text{C}$ y, por tanto, de enfriar muy rápidamente la bebida, como nos solicitaban.

19. Aplica la teoría de Arrhenius al ácido nítrico (HNO_3), al ácido sulfúrico (H_2SO_4) y al hidróxido de estroncio ($\text{Sr}(\text{OH})_2$).

En esta actividad el alumno ha de saber aplicar la teoría de Arrhenius y comprender la diferencia entre la presencia de H^+ y OH^- . Debe hacerse notar que aunque la segunda disociación del ácido sulfúrico es parcial, es decir, el anión $(\text{HSO}_4)^-$ es un ácido débil, en este curso lo trataremos como fuerte.

Las reacciones son:



20. Determina el pH de disolver 5 g de ácido clorhídrico en 200 mL de agua.

Primera de un conjunto de actividades encaminadas a trabajar la noción de ácido y de base en la teoría de Arrhenius. Al igual que el ejemplo resuelto 8, hemos de calcular primero la concentración y aplicarla la reacción correspondiente:

- Planteamos la reacción: $\text{HCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{H}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$.
- Calculamos el número de moles de ácido: $n_{\text{HCl}} = 5 \text{ g} / 36,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,137 \text{ mol HCl}$
- Determinamos la concentración de ácido: $[\text{HCl}] = 0,137 \text{ mol} / 0,2 \text{ L} = 0,685 \text{ M}$
- Como la estequiometría es 1:1 entre el clorhídrico y los protones: $[\text{H}^+] = 0,685 \text{ M}$.
- Determinamos el pH: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (0,685) = 0,164 < 7$ (ácido).

21. ¿Cuál es el pH al añadir 2 g de hidróxido de sodio a 150 mL de agua?

Segunda de las actividades de cálculo del pH, aunque en esta ocasión trabajamos con una base.

- Planteamos la reacción: $\text{NaOH} (\text{aq}) \rightarrow \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$.

- Calculamos el número de moles de base: $n_{\text{NaOH}} = 2 \text{ g} / 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,05 \text{ mol NaOH}$
- Determinamos la concentración de la base: $[\text{NaOH}] = 0,05 \text{ mol} / 0,15 \text{ L} = 0,333 \text{ M}$
- Como la estequiometría es 1:1 entre NaOH y aniones hidróxido: $[\text{OH}^-] = 0,333 \text{ M}$
- Determinamos el pOH: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0,333) = 0,477$
- Obtenemos el pH: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 13,523 > 7$ (básico)

22. El pH de una disolución es 3,5. ¿Es ácida o básica? Calcula la concentración de protones. En estas condiciones, ¿existen OH^- en la disolución?

Actividad para ayudar al estudiante a comprender el significado de pH, concentración de protones y concentración de OH^- .

Como $\text{pH} < 7$ estamos ante una disolución ácida, siendo la concentración de protones:

$$[\text{H}^+] = 10^{-3,5} \text{ M} = 3,162 \cdot 10^{-4} \text{ M}.$$

La cantidad de OH^- no es nula, pues $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, con lo que $\text{pOH} = 10,5$ y, con ello:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-10,5} = 3,162 \cdot 10^{-11} \text{ M}$$

23. Consigue papel indicador y determina el pH aproximado de un refresco de cola, café, champú, jabón de manos, saliva, diversas frutas y leche.

Actividad de carácter práctico donde se demanda al alumno que aplique los conocimientos adquiridos en el epígrafe correspondiente para calcular el pH aproximado de varias sustancias. Permite trabajar la competencia de iniciativa personal y carácter emprendedor, la cual podemos reforzar demandando que amplíe la búsqueda a nuevos ejemplos.

Esperamos que el alumno aporte pruebas de lo realizado, por ejemplo, fotografías junto al material. Será el docente el encargado de evaluar el trabajo del alumno. Se ha procurado escoger un variado elenco de sustancias de manera que cubrimos gran parte de la escala de pH.

24. Sales al campo con un botiquín con alcohol, amoníaco diluido y una aspirina. ¿Cómo actuarías en las siguientes situaciones?

- Tocas una ortiga.**
- Te pica una abeja.**
- Te clavas un cardo.**

Actividad que pretende concienciar al alumno de la relación entre química y sociedad, en particular, en su entorno cotidiano. Debido a ello se puede trabajar la competencia de aprender a aprender, la de iniciativa personal y la competencia social y cívica. Entendemos que la actividad puede servir de punto de partida para ampliar el uso y aplicaciones de la química al entorno del alumno.

Esperamos que el estudiante aplique sus conocimientos sobre las reacciones ácido-base y entienda que la reacción de neutralización es la que permite contrarrestar el efecto negativo de una de las sustancias. Pero también debe entender que no podemos excedernos en la cantidad con que neutralizamos a la sustancia nociva, ya que en ese

caso se pasaría a un problema similar, pero en el extremo opuesto de la escala ácido-base.

Nota importante: Conviene destacar que en caso de accidente se debe acudir inmediatamente a un centro médico. Los casos indicados se han elegido por su valor didáctico pero, si bien son aplicables, en general es mejor lavar abundantemente con agua y no añadir ninguna otra sustancia, por los riesgos asociados a un uso erróneo de la misma o a reacciones alérgicas del paciente.

Atendiendo al carácter de cada caso, tenemos:

a) Tocas una ortiga.

Las ortigas se caracterizan por poseer unos pelos urticantes que contienen una mezcla cáustica, uno de cuyos componentes es el ácido fórmico. Por tanto, en lo que nos interesa, la sustancia inyectada es un ácido.

Para combatirla necesitaríamos una sustancia básica. Entre las que tenemos en el botiquín utilizaríamos amoníaco diluido, frotado con un algodón o un paño húmedo e inmediatamente lavado con agua.

b) Te pica una abeja.

La apitoxina o veneno de las obreras de algunas especies de abejas corresponde a una mezcla compleja de sustancias y, en contra de lo que suele creerse, el escozor que se presenta no es debido a un ácido, sino a un líquido básico.

La apitoxina se forma por la combinación de líquidos procedentes de dos glándulas, uno de los cuales sí que posee carácter ácido, con pequeñas contribuciones de ácido fórmico, pero el otro es una mezcla de proteínas disueltas en un líquido básico, que son las principales causantes de la irritación.

De esta forma, para rebajar el efecto habría que modificar el carácter básico, con lo que conseguiríamos convertir en inefectivas las proteínas. Así pues, bastaría con colocar la aspirina húmeda (que contiene ácido acetilsalicílico) sobre la herida, para rebajar el carácter básico de la disolución.

Es habitual el uso del amoníaco para calmar la picadura de la abeja, pero no está claro si el alivio es debido a la reacción con el tóxico o al efecto refrigerante que produce la evaporación del amoníaco.

c) Te clavas un cardo.

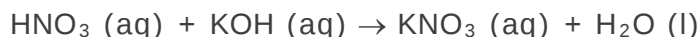
En este caso no se inyecta en la herida ningún producto de carácter ácido-base, tan solo se produce una punción de una hoja modificada que es peligrosa por cuanto consigue introducir en capas profundas de la piel un conjunto de patógenos que habitan la punta de la púa. En esta ocasión, nuestro botiquín está equipado con alcohol que permite higienizar parcialmente la herida.

Conviene aclarar a los alumnos que la tintura de yodo, comercialmente conocida como «Betadine», posee un efecto desinfectante muchísimo mayor que el alcohol llegando a erradicar cerca del 99% de los patógenos, porcentaje muy alejado de lo que consigue el alcohol.

25. Se desea neutralizar 250 mL de disolución 0,1 M de ácido nítrico (HNO_3). ¿Qué masa de hidróxido de potasio (KOH) necesitaremos?

Esta actividad ayuda al alumno a tener una visión general del proceso de neutralización como una reacción química. El estudiante debe plantear primero la reacción ácido-base adecuada según la teoría de Arrhenius, para después resolverla como un cálculo estequiométrico de los epígrafes anteriores.

La reacción de neutralización entre un ácido monoprótico y una base monohidroxilada es:



Procediendo como se indica en el libro de texto, es decir, convirtiendo los datos a moles y trabajando con estos, se tiene:

- Determinación de los moles de ácido nítrico: $n_{\text{HNO}_3} = 0,025$ moles HNO_3
- La relación entre moles de las sustancias implicadas determina que: $n_{\text{KOH}} = 0,025$ moles KOH
- Convirtiendo los moles a masa: $m_{\text{KOH}} = 1,40$ g KOH

26. Si tenemos acidez de estómago, ¿cómo podemos aliviarla? Pon un ejemplo.

En esta ocasión queremos relacionar la química que está estudiando el alumno con la realidad de su entorno manifestada en un caso habitual. Esta actividad permite trabajar la competencia de iniciativa personal y espíritu emprendedor, sobre todo si indicamos al estudiante que busque alternativas a las habituales. Si, además, ampliamos la búsqueda a tratamientos que se utilizaban en la época de nuestros padres o abuelos, podemos trabajar también la competencia social y cívica, junto con la de conciencia y expresiones culturales.

La acidez estomacal (que no debiéramos confundir con el reflujo esofágico, que, aunque relacionado con la acidez, no es lo mismo) se puede combatir con una sustancia básica no muy potente. Tradicionalmente dos han sido las utilizadas:

- Bicarbonato de sodio. Muy efectivo, pero con un efecto secundario molesto, como es la producción de gas (CO_2) que ha de ser expulsado en forma de eructo.

Comercializado bajo el nombre de «**sal de frutas**» se compone del principio activo, bicarbonato de sodio, y un agente efervescente formado por la combinación de ácido cítrico y carbonato de sodio cuya misión es la de disolver el bicarbonato en agua previamente a ser ingerido.

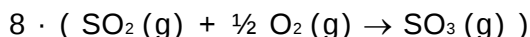
- Hidróxido de metal alcalinotérreo (magnesio) o térreo (aluminio), comercializado como «**Leche de magnesia**» o con su nombre químico: se trata de bases débiles capaces de neutralizar el exceso de ácido sin mostrar el efecto secundario de los gases.
- Almagato (**Almax**): es una sustancia de acción más compleja; puede neutralizar el ácido clorhídrico estomacal e inhibir la actividad de la pepsina.

27. Asumiendo que todas las etapas tuviesen un rendimiento del 100%, determina qué masa de ácido sulfúrico se obtendría a partir de una tonelada de pirita.

Actividad que pretende que los alumnos comprendan que en la industria los procesos no son tan sencillos como parece en el laboratorio, pero que, sin embargo, se sigue aplicando los mismos protocolos. En este caso, esperamos que el alumno sea capaz de obtener la

reacción global del proceso y con ella, determinar relaciones de masa entre reactivos y productos. Se trabaja con un rendimiento del 100% porque entendemos que el rendimiento se debe trabajar en cursos posteriores (tal y como indica el currículo oficial).

Determinamos las reacciones parciales a partir de la pirita y, combinándolas adecuadamente para que se anulen los productos intermedios, obtenemos la reacción global:

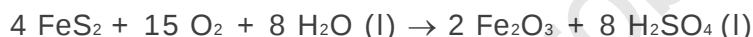


Nota: Esta reacción tiene un error en el ajuste del libro, necesita un coeficiente $\frac{1}{2}$ delante del O_2 .



Nota: en la primera edición del libro, esta reacción aparece equivocada en el epígrafe correspondiente, mostrando SO_2 donde debería indicar SO_3 . No obstante, el texto e ilustración son correctas.

Combinándolas obtenemos:



Una vez determinada la reacción, el cálculo es sencillo utilizando el procedimiento habitual:

- Determinación del número de moles de sulfuro de hierro asumiendo, para la pirita, una riqueza del 100 %: $n_{\text{FeS}_2} = 8343,76 \text{ moles FeS}_2$
- Cálculo de los moles de ácido sulfúrico obtenido bajo las condiciones del enunciado: $n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 16\,687,53 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$
- Obtención de la masa de ácido: $m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1\,635\,377,55 \text{ g H}_2\text{SO}_4 = 1,635 \cdot 10^6 \text{ g H}_2\text{SO}_4$

28. Con anterioridad a este procedimiento se utilizaba el método de las cámaras de plomo. Prepara una exposición sobre el mismo, en la que destagues las reacciones en las que se basa.

Actividad diseñada para trabajar la competencia digital junto con la de iniciativa personal e incluso la social y cívica. Esperamos que el estudiante investigue sobre el tema y prepare una exposición, para lo cual podría utilizar medios digitales.

Entendemos que la evaluación debe centrarse en el trabajo de investigación realizado por el alumno y la calidad de la exposición, antes que en la exactitud de lo presentado, dado que el proceso de producción de ácido sulfúrico por el método de las cámaras de plomo es de una complejidad que excede en mucho el currículo de 4º de ESO.

El método de las cámaras de plomo (que fue el método principal para la obtención industrial de ácido sulfúrico durante dos siglos, entre mediados del siglo XVIII y mediados del XX) ha sido desplazado por el método de contacto descrito en el libro a causa de su menor rendimiento, la menor calidad del producto final y la limitación en la concentración del ácido que puede producir (inferior, en todos los casos, al 80 %).

29. Investigad acerca de cinco ventajas y desventajas que aporta la quema de combustibles fósiles. Formad grupos de cuatro miembros y realizad un debate sobre su uso y alternativas. Exponed las conclusiones en un panel.

Actividad de marcado carácter competencial: es muy importante el trabajo que desarrolla el alumno con anterioridad al debate, ya que le permite defender su postura desde una posición de conocimiento. En ese sentido, la actividad trabaja las competencias de iniciativa personal y aprender a aprender. Asimismo, la búsqueda de información cultiva la competencia digital. Finalmente, la elaboración, exposición y debate, la competencia lingüística, y el fondo del tema, la competencia social y cívica. Entendemos, pues, que esta es una actividad de carácter global que permite analizar la habilidad del alumno a la hora de transmitir los conocimientos.

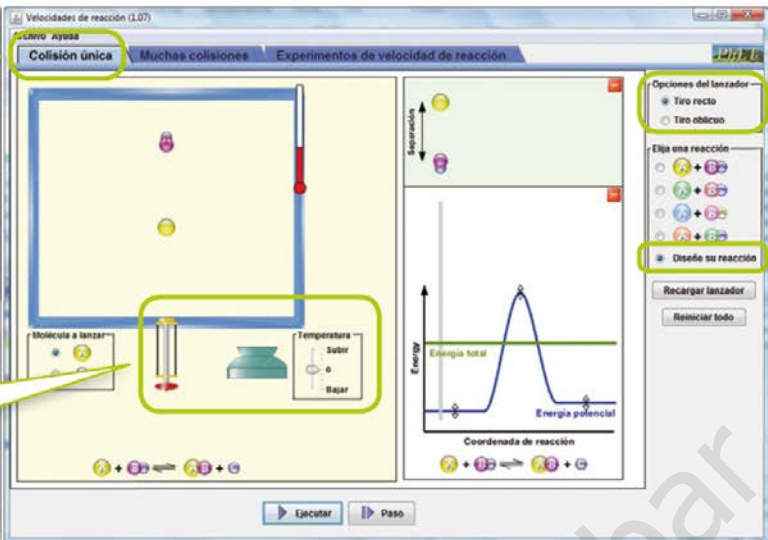
Como consecuencia de este carácter abierto de la actividad, es el docente el mejor situado para valorar los resultados alcanzados por los alumnos, de acuerdo a las premisas que les haya impartido.

Es evidente que la quema de combustibles fósiles incide negativamente en el planeta a través del efecto invernadero, pero también ha permitido importantes avances en el modo de vida de la sociedad (al menos de la occidental) a través, por ejemplo, de los medios de locomoción. Conviene, pues, plantear algunos dilemas en este sentido, como el que significa el propósito de algunas naciones occidentales de limitar el uso que China puede hacer del carbón como fuente de energía, cuando Europa y EEUU lo han estado explotando para conseguir su desarrollo actual durante más de un siglo.

Experimenta

1. Vas a realizar una simulación informática sobre la velocidad de reacción. Para ello accede a la página phet.colorado.edu/es/simulations, selecciona *Química* y después la applet *Velocidades de reacción*. Actualmente está en versión Java (goo.gl/Z3M7Hn) pero si necesitas la versión HTML5 estará próximamente.

Primer paso. Toma de contacto y primeras impresiones:



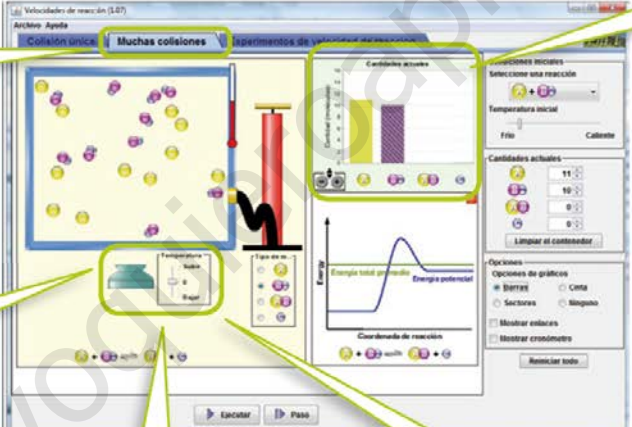
1. Activa la pestaña *Colisión única*, marca el + para ver el gráfico de energía y comienza con la opción *Tiro recto*. Observarás que cuanto más estires el lanzador, mayor es la energía total.

2. Lánzala sin que supere la cresta del diagrama. ¿Existe reacción? ¿Por qué? Ahora calienta y analiza lo que sucede.

3. Practica iniciando con más energía y con tiro oblicuo.

4. Si activas *Diseña tu reacción*, puedes modificar los valores de energía de reactivos, productos y estado de transición.

Segundo paso. Influencia de la energía de colisión:



1. Para simular un caso más real, activa *Muchas colisiones*, el gráfico de barras o la cinta (esta evoluciona con el tiempo), deja la temperatura inicial a 100 y mantén la reacción que sale por defecto $A + BC \rightarrow$.

2. Introduce 10 moléculas de A y otras 10 de B y déjalo funcionar. Si esperas un rato, quizás observes cómo comienza a aparecer alguna molécula de producto. ¿Cómo es posible si la energía total no supera la energía de activación?

3. Ahora aumenta la temperatura pero no superes la energía de los productos, ¿cómo varía la distribución de las partículas según el gráfico? Analiza la cinta de tiempo y observa cómo suceden los cambios.

4. Aumenta un poco más la energía total hasta superar la energía de los productos. Activa el gráfico de cinta y déjalo unos cinco minutos. ¿Qué sucede con la cantidad de partículas?

5. Haz que la energía supere la barrera de potencial. ¿En qué afecta al proceso?

Nota: A la fecha de elaboración este solucionario, la actividad aún aparecía en Java en la web de PhET. Somos conscientes del problema que plantea Java si la dirección original no está verificada y de los inconvenientes que esto puede plantear a los alumnos. No obstante, y de acuerdo a la política de PhET de ir actualizando sus simulaciones a HTML5, esperamos que en los próximos meses aparezca una versión en este nuevo lenguaje que solucione los problemas indicados.

A pesar de esos problemas, entendemos que la potencialidad de esta actividad es muy superior a los problemas que pueda causar. Conviene, pues, al docente valorar la idoneidad de ayudar a los alumnos a trabajar este simulador en razón de sus posibles beneficios.

Esta actividad está destinada a analizar el concepto de cinética química desde el punto de vista de la teoría de colisiones. En ella el alumno va a poder trabajar todos los aspectos

que condicionan la velocidad de un proceso químico modificando parámetros microscópicos.

Comenzaremos trabajando una única colisión para que sea consciente de cómo afectan la velocidad de colisión, la temperatura y el balance energético del proceso al concepto de choque efectivo.

Una vez entendido este aspecto, pasamos a las colisiones múltiples, con lo que se introduce el aspecto estadístico, en particular, en lo referente a la energía asociada a la temperatura. El alumno comprenderá que, si bien la energía media puede estar por debajo de la energía de activación, existen partículas que poseen un valor de energía mayor y, por tanto, pueden dar lugar a la reacción estudiada (segundo paso, punto dos).

Consideramos que la actividad es muy enriquecedora y que convendría dedicarle alrededor de una sesión, bien antes de que la realice el estudiante, bien después, en cuyo caso se destinaría a analizar sus resultados.

En cualquier caso, debería elaborarse un producto final como alguno de los propuestos o cualquier otro que el docente considere oportuno. Esto permitiría trabajar las competencias lingüística, digital o de iniciativa personal, dependiendo de la opción escogida.

Será el docente el encargado de valorar el resultado del alumno de acuerdo a las indicaciones impartidas y el grado de profundización que se desee alcanzar.

El laboratorio en el aula

1. La determinación de magnitudes de energía asociadas a las reacciones químicas se puede realizar fácilmente utilizando el calorímetro. En la versión simplificada que te proponemos, este instrumento permite mostrar el calor implicado en una reacción en una variación de la temperatura del agua que contiene. (Puedes ver esta práctica con más detalle en: goo.gl/wB1Mcq.)

Actividad diseñada para trabajar el concepto de calor de reacción mediante una variante sencilla y rápida. Es cierto que no permite determinaciones cuantitativas de los calores de reacción por cuanto se desconoce la capacidad calorífica del calorímetro, pero la finalidad de la experiencia no es ésta, sino simplemente la de discernir el carácter endotérmico o exotérmico de varios procesos.

Responde específicamente al estándar del bloque 3 - 3.1. *Determina el carácter endotérmico o exotérmico de una reacción química analizando el signo del calor de reacción asociado.*

En la práctica de laboratorio de la unidad 6 de este mismo libro se explica al alumno qué es y cómo calcular la capacidad calorífica de un cuerpo. Es allí donde se trata en detalle el intercambio de calor entre dos cuerpos. Por el momento nos limitamos a un tratamiento cualitativo del proceso.

Por otra parte, como se puede apreciar en el enlace, la experiencia se ha utilizado con éxito en cursos de 1º de Bachillerato, por lo que en este nivel no debería representar ningún problema a nivel curricular.

Entendemos que la práctica está suficientemente explicada y no debería entrañar ningún problema reproducirla siguiendo las instrucciones del texto. Es importante, no obstante, indicar al alumno que anote cuidadosamente los pasos y se fije bien en las temperaturas inicial y final, en particular, en esta última, pues no se estabilizará hasta transcurrido un tiempo. Se puede demandar al grupo de trabajo que anote sus valores a lo largo de un cierto periodo de tiempo y realice una gráfica explicando el proceso.

2. Te proponemos que experimentes diferentes experiencias que te ayuden a observar la influencia de diversos factores sobre la cinética de una reacción. Observa los resultados y rellena una tabla como la siguiente:

Experimento	Factor estudiado	Comportamiento	Reacción

Experimento 1. Naturaleza de los reactivos Prepara dos disoluciones de ácido clorhídrico diluyendo 5 mL de este ácido en 25 mL de agua. Introduce un trozo pequeño de cinc en una y de cobre en otra y anota el resultado. Repite el experimento pero utilizando ácido nítrico. Nota: Este experimento debe realizarse en campana extractora o ambiente muy ventilado.	Experimento 3. Concentración de los reactivos Toma dos vasos de precipitados y añade vinagre a uno de ellos y vinagre y agua a partes iguales al otro. Introduce unos trozos de tiza y observa la diferencia.
Experimento 2. Superficie de los reactivos sólidos Acerca a una llama lana de hierro y una varilla del mismo metal. ¿Qué sucede en cada caso? Una variante consiste en dejar caer sobre una llama un trozo de aluminio y aluminio en polvo.	Experimento 4. Temperatura del sistema Toma dos vasos de precipitados, añade a cada uno unas gotas de fenolftaleína o cualquier otro indicado ácido-base y pon uno a calentar. Procura que no exceda de 60 °C. Añade a cada uno de los vasos un trozo de cinta de magnesio y observa.
Experimento 5. Existencia de un catalizador Toma un cubito de azúcar con unas pinzas e intenta quemarlo con una llama. ¿Qué observas? Ahora imprégñalo con un poco de ceniza y aplica de nuevo la llama a la misma zona. ¿Qué sucede ahora?	

Actividad orientada al análisis experimental de los factores que afectan a la cinética de una reacción química. Trabaja la competencia de iniciativa personal y la de aprender a aprender.

Responde específicamente al estándar del bloque 3 - 2.2. *Analiza el efecto de los distintos factores que afectan a la velocidad de una reacción química ya sea a través de experiencias de laboratorio o mediante aplicaciones virtuales interactivas en las que la manipulación de las distintas variables permita extraer conclusiones.*

El diseño de los experimentos es sencillo y rápido para que se puedan realizar en media sesión. Se han escogido ejemplos diferentes de los de los dos cursos precedentes, en los que se realizaron experiencias similares:

- Libro de 2º ESO – Unidad 05 – Experimenta 2 (pág. 114) – Experimenta 3 (pág. 115)
- Libro de 3º ESO – Unidad 03 – Laboratorio en el aula 3 – página 82

En consecuencia, un estudiante que haya cursado nuestro proyecto habrá realizado **tres** juegos de experiencias de diferente complejidad y orientación encaminadas a analizar la influencia de diversos factores en la velocidad de reacción.

En este caso, el cuadro final resultaría de la siguiente forma:

Exp.	Factor estudiado	Comportamiento	Reacción
1	Naturaleza de los reactivos	Sobre ácido clorhídrico	
		• Solo reacciona el cinc desprendiendo burbujas. • El cobre no muestra reacción.	Proceso redox entre el metal y el protón $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
		Sobre ácido nítrico	
		• El cinc reacciona desprendiendo burbujas. • El cobre reacciona desprendiendo un gas denso de color pardo y coloreando la disolución de verde.	$\text{Zn} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$ $\text{Cu} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ El gas que se desprende es NO_2 Para un mayor detalle del proceso, ver: www.heurema.com/QG36.htm
2	Superficie de los reactivos sólidos	• Se observa que la lana de hierro o el aluminio en polvo arde en presencia de la llama. • Por el contrario el sólido extenso no lo hace o sucede muy lentamente.	• En ambos casos es la oxidación del metal en presencia de oxígeno para dar el óxido correspondiente: $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$ $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$
3	Concentración de los reactivos	• La tiza reacciona con el vinagre en ambos casos, pero se observa que la velocidad es mayor en el caso de la disolución más concentrada.	• La tiza constituye una mezcla homogénea entre yeso (sulfato de calcio), carbonato de calcio y un emulgente, como es una arcilla (silicato de aluminio), si bien su constitución puede variar según el fabricante. La reacción sucede entre el carbonato (básico) y el ácido acético del vinagre: $(\text{CO}_3)^{2-} + 2 \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$

			$\rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + 2 \text{CH}_3\text{COO}^-$ Posteriormente, el ácido carbónico formado se descompone en agua y dióxido de carbono, que se desprende en forma de burbujas: $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
4	Temperatura del sistema	La reacción del magnesio en presencia de agua es más acusada cuanto mayor es la temperatura de esta.	La reacción que sucede es la oxidación del magnesio por medio del protón del agua que produce el hidróxido correspondiente y basicifica el medio, lo que se observa con el indicador: $\text{Mg} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2 \uparrow$
5	Existencia de un catalizador	La combustión del azúcar puro no es posible, pero la presencia de ceniza permite el proceso	La combustión como tal es la oxidación del hidrato de carbono para proporcionar dióxido de carbono y agua

El único experimento que puede ofrecer alguna dificultad es el número 4, que hace referencia al efecto de la temperatura del sistema. La oxidación del magnesio en agua es un proceso lento si el metal está cubierto de una capa de óxido, así que podría no apreciarse claramente el efecto de la temperatura (o incluso observarse el comportamiento opuesto al esperado). Por ello, se recomienda limpiar bien el metal antes de introducirlo en el líquido.

3. Determinación de la concentración de una disolución de un ácido monoprótico (HAc) mediante la valoración con hidróxido de sodio (NaOH).

Cuestiones:

- ¿Por qué no ha sido necesario conocer cuál es el ácido?
- Repite el experimento, pero utilizando hidróxido de calcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$).
- Realiza una memoria de la práctica realizada.

Actividad encaminada a utilizar la neutralización para determinar la concentración de una disolución. Adecuadamente abordada permite trabajar la competencia de aprender a aprender y la de iniciativa personal y espíritu emprendedor.

Responde específicamente al estándar del bloque 3 - 7.1. *Diseña y describe el procedimiento de realización una volumetría de neutralización entre un ácido fuerte y una base fuertes, interpretando los resultados.*

Entendemos que por ser un procedimiento habitual en el marco de un curso de química no entraña ningún problema. Destacar, no obstante, que se ha subrayado la **no necesidad** de conocer el ácido exactamente pues basta con conocer el número de protones ácidos que posee para resolver su molaridad (a ello se dedica la pregunta a).

Nota 1: Se debe escoger un ácido fuerte para observar una transición abrupta entre los dos extremos de la escala de pH. No se recomienda ningún ácido diprótico a causa de los problemas que plantean las dos disociaciones sucesivas. Asimismo, los ácidos débiles quedan reservados a cursos superiores.

Nota 2: Se ha colocado la disolución básica en la bureta despreciando el efecto de la carbonatación de la base a causa del dióxido de carbono atmosférico. Entendemos que introducir este fenómeno podría dificultar la comprensión por parte del alumno de la valoración, que es el objetivo principal de esta actividad.

4. Dentro de las síntesis orgánicas existen infinidad de reacciones diferentes, ya que, como hemos visto, el carbono es un elemento capaz de formar muchos compuestos. Una de las reacciones más sencillas es la esterificación: formación de un éster a partir de un ácido y un alcohol.

Cuestiones:

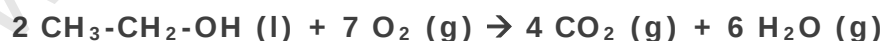
- a) Identifica la reacción que ha tenido lugar, escríbela y nombra todos los compuestos.**
- b) ¿Por qué tenemos que verter la mezcla sobre el carbonato de sodio?**
- c) ¿A qué huele el producto? Investiga dónde suele encontrarse en nuestro entorno.**

Actividad encaminada a la síntesis de un compuesto orgánico por parte del alumno y su posterior identificación mediante un sentido. Permite trabajar la competencia de aprender a aprender y la de iniciativa personal y espíritu emprendedor.

Responde específicamente al criterio del bloque 3 - 7. *Realizar experiencias de laboratorio en las que tengan lugar reacciones de síntesis, combustión y neutralización, interpretando los fenómenos observados.* (En este caso corresponde a un criterio, que no estándar. Sin embargo, si se analiza este criterio se observa que se indica que se realizarán experiencias, entre las que se encuentra la síntesis de compuestos, pero no existe un estándar asignado a este tipo de reacciones. Entendemos que es conveniente mostrar un ejemplo diferente, pero en el marco de la química orgánica, similar al que se realizó en la unidad 2 – Laboratorio en el aula 4 (pág. 61).)

La experiencia no plantea ningún problema especial y habitualmente da buenos resultados. El paso más crítico corresponde a la separación del agua ya que es parcialmente soluble y en ocasiones no se aprecia la diferencia. El olor percibido se suele identificar como aroma a fruta.

5. Tomemos la combustión del etanol, el alcohol habitual en los botiquines y en el vino.



Para verificar que hemos obtenido estas sustancias, utilizaremos dos métodos de detección:

- **Uno físico, para observar la presencia de agua.**
- **Otro químico, para determinar la existencia de dióxido de carbono.**

Analiza y responde

- a) ¿Qué es lo que gotea en el recipiente B? ¿Qué tipo de transformación ha tenido lugar?**
- b) ¿Qué indica el enturbiamiento del líquido del recipiente C? ¿Qué tipo de transformación ha tenido lugar?**

- c) Investiga todas las reacciones químicas que han sucedido a lo largo de la experiencia.
- d) Finalmente, introduce un tubo en la disolución de hidróxido de calcio sin utilizar (conocida como agua de cal) y sopla suavemente. ¿Qué observas y qué conclusiones obtienes sobre los gases de tu respiración?

Nota: Hay una errata en el texto. El ajuste correcto de la ecuación requiere un **coeficiente 6 en el oxígeno** (en lugar del 7 que trae el texto), o bien, dividiendo todos los coeficientes por 2: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH (l)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ CO}_2 \text{ (g)} + 3 \text{ H}_2\text{O (g)}$.

Actividad encaminada a comprobar que en la combustión de compuestos orgánicos que contienen carbono, hidrógeno y oxígeno se produce dióxido de carbono.

Responde al estándar del bloque 3 - 7.2. *Planifica una experiencia, y describe el procedimiento a seguir en el laboratorio, que demuestre que en las reacciones de combustión se produce dióxido de carbono mediante la detección de este gas.*

Se ha completado el experimento para detectar no sólo el dióxido de carbono, sino también el agua que se produce en la combustión del etanol. Permite trabajar la competencia de aprender a aprender y la de iniciativa personal y espíritu emprendedor.

La experiencia presenta algunas dificultades. Si bien es fácil observar el enturbiamiento de la disolución de hidróxido de calcio a causa del dióxido de carbono (que da lugar a la formación de carbonato cálcico), la detección del vapor de agua es más difícil.

Entendemos que la mayor dificultad reside en la colocación del embudo receptor de gases: por una parte, el calentamiento que experimenta puede provocar su ruptura si se acerca demasiado a la llama; por otra, aunque se debe ajustar lo suficiente como para captar todos los gases, no debe ser hermético, para permitir la entrada de oxígeno y mantener la combustión del etanol.

Conviene que se realice el apartado d por cuanto permite relacionar nuestra respiración con una reacción de combustión como la estudiada en esta actividad. De esta forma se pone en práctica un estudio multidisciplinar en el que se unifican biología y química.

6. Coloca unos 20 g de azúcar en un vaso de precipitados de un litro y añade unos 5 mL de ácido sulfúrico puro (98 %). Interpreta lo que sucede.

Actividad de carácter demostrativo encaminada a comprobar una propiedad del ácido sulfúrico diferente de la de su carácter ácido.

Los azúcares (o compuestos similares) son conocidos bajo el nombre de hidratos de carbono a causa de la similitud de su fórmula molecular con la del carbono solvatado con moléculas de agua: $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$



El carácter **higroscópico** del ácido sulfúrico (es decir, su capacidad de absorber el agua del medio circundante) permite interpretar lo que sucede: mediante complejos procesos químicos el ácido sulfúrico «extrae» el agua de estos hidratos de carbono. Como consecuencia de ello lo que queda es un esqueleto carbonado, que se aprecia como una masa esponjosa informe de color negro como el carbón.

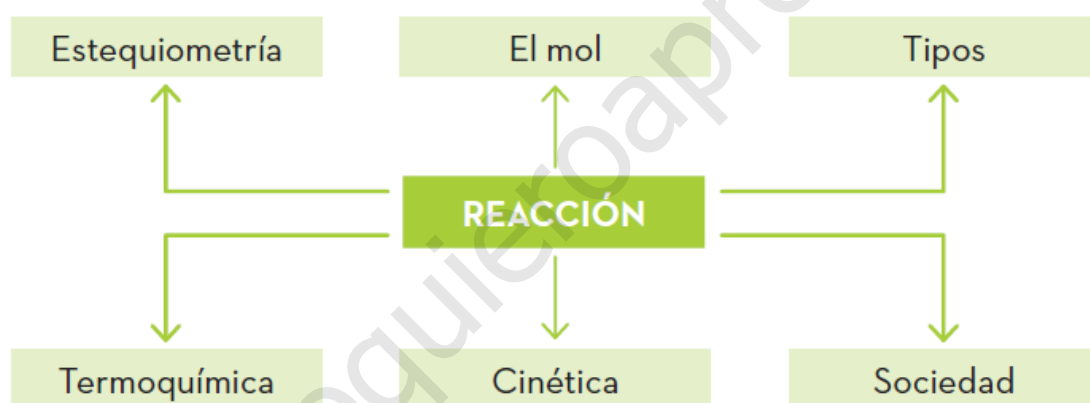
Hay que considerar que esta masa informe está rellena en sus huecos de ácido sulfúrico concentrado, por lo que debe ser tratada con las precauciones oportunas: antes de

desecharla conviene lavarla abundantemente con agua y manejarla en todo momento con guantes de seguridad.

Mapa conceptual

Copia el mapa en tu cuaderno y desarrolla todos los cuadros que rodean al central. Puedes indicar:

- Los tipos de reacciones que conozcas.
- Los factores cinéticos y teorías asociadas.
- Los compuestos con más repercusión.
- Los tipos de reacciones en función de su balance energético.
- Masa, partículas, ajuste, etc.



Respuesta:

- Los tipos de reacciones que conozcas deben colgar de *tipos* y corresponden a:
 - Reacciones ácido-base
 - Reacciones redox (y de ellas salen las combustiones)
 - Reacciones de síntesis
- Factores cinéticos colgaría de *cinética* y, de este nuevo cuadro:
 - Naturaleza de los reactivos
 - Concentración
 - Superficie
 - Temperatura

- Existencia de un catalizador.
- Las teorías asociadas colgarían de *cinética* y, de este nuevo cuadro:
 - Teoría de colisiones
 - Teoría del estado de transición
- Los compuestos con más repercusión colgarían de *sociedad* y, como mínimo, serían los que aparecen en el texto:
 - Amoníaco
 - Ácido sulfúrico
- Los tipos de reacciones de acuerdo a su balance energético colgarían de *termoquímica* y serían:
 - Reacciones endotérmicas
 - Reacciones exotérmicas
- Los conceptos de masa, partículas, ajuste, y similares pueden situarse en diferentes posiciones, pero recomendamos:
 - Colgando de *El mol* estaría: masa y partículas.
 - Colgando de *estequiometría* estaría ajuste.

Mira a tu alrededor. Cuestiones

Una ola de agua contaminada asedia Doñana

- a) ¿Qué contenía la presa, de dónde procedía su contenido y qué peligrosidad entrañaba?
- b) Busca información sobre los problemas provocados y cómo se pueden tratar de solucionar

Actividad diseñada para que el estudiante reconozca los gravísimos problemas medioambientales que puede causar una gestión inadecuada de los residuos industriales. La actividad trata de informar al alumno sobre lo acaecido en Aznalcóllar y se puede complementar con algún vídeo del momento o con un documental sobre la catástrofe.

Permite trabajar la competencia social y cívica junto con la de iniciativa personal y espíritu emprendedor, así como la de aprender a aprender. Por su presentación en forma de lectura permite también trabajar la competencia lingüística y, dependiendo de la tarea que se le asocie, la competencia digital. Es, por tanto, una actividad muy rica encaminada a despertar la conciencia ecologista en el estudiante.

Para ampliar la información se puede acudir al **Departamento de Edafología y Química Agrícola de la Universidad de Granada (España). Unidad docente e investigadora de la Facultad de Ciencias** (edafologia.ugr.es/index.htm), que dedica una dirección WEB específica al desastre de Aznalcóllar:

«El desastre ecológico de Aznalcóllar»,

Aguilar, J.; Dorronsoro, C.; Fernández, E.; Fernández, J.; García, I.; Martín, F.; Ortiz, I.; Simón, M. (edafologia.ugr.es/donana/aznal.htm) Última actualización: 01/09/2000. (Visitada el 24 de mayo de 2016)

Corresponde a un estudio realizado diez días después del vertido en una serie de puntos de la cuenca descendiente. El nivel es elevado, pero comprensible en su mayor parte.

Para una versión diferente del fenómeno y sus consecuencias:

- Ecologistas en acción: www.ecologistasenaccion.es/article29949.html
- Greenpeace:
 - o Doñana un año después: goo.gl/yhhqK4
 - o Doñana dos años después: goo.gl/YQisnO

- a) La presa contenía la balsa de decantación de la mina de piritas (FeS_2) propiedad de la empresa sueca Boliden AB, en Aznalcóllar (Sevilla), y almacenaba agua y lodos muy tóxicos con elevadas concentraciones de metales pesados.

Se analizaron multitud de metales, destacando, en cantidad, el Zn, así como el Co, Cd, Cu, Pb, Ni y, ya en mucha menor cantidad, As y Hg (fuente edafologia.ugr.es/donana/aznal2.htm).

Todos estos metales (conocidos como metales pesados) tienen un efecto muy perjudicial sobre el medio ambiente a corto, medio y largo plazo, pues, una vez han entrado en las cadenas tróficas, es muy difícil sacarlos de ellas.

Se puede ampliar información sobre los metales pesados en:

- Ministerio de agricultura, alimentación y medio ambiente de España: goo.gl/RRhGa2
- Instituto nacional de ecología y cambio climático de México: goo.gl/jHUz0u. Incluye una descripción de la toxicidad biológica del Hg, Pb y Cd.

- b) Buscamos que el alumno sea capaz de presentar procedimientos viables para combatir la contaminación y sus consecuencias en el ecosistema. Aunque hay muchas y variadas propuestas, hemos de indicar al alumno que seleccione las más adecuadas al problema tratado, evitando soluciones fantasiosas o demasiado caras.

Será el docente el encargado de valorar la idoneidad de las respuestas, de conformidad con los objetivos planteados a los alumnos.

Práctica de laboratorio

Identificación de iones metálicos por reacciones de color.

Esta práctica de laboratorio ha sido diseñada para mostrar al estudiante la potencia de un sencillo procedimiento que permite identificar al ión presente en una disolución desconocida. La actividad presentada está inspirada en la que se realiza en la Facultad de Química de la Universidad de Valencia, encaminada a que los estudiantes de bachillerato entren en contacto con los laboratorios de la Universidad (goo.gl/7LAauW). En algún caso se ha adaptado el procedimiento y se ha incluido la preparación de las disoluciones, aspecto que no aparecía en la actividad de la Facultad.

Preparación de las disoluciones

No presenta ninguna dificultad especial. Se pueden preparar dos muestras de cada una de las disoluciones para todo el grupo puesto que se utilizan cantidades muy pequeñas. Es posible modificar ligeramente los valores para que diferentes grupos experimenten resultados ligeramente distintos.

Realización del experimento

No presenta ninguna dificultad, pero se debe ser muy cuidadoso a la hora de apuntar lo que se observa. Experiencias reales con alumnos muestran que:

- No son capaces de apreciar lo que es un precipitado cuando este es esponjoso.
- Tienen dificultades para diferenciar un precipitado de una disolución fuertemente coloreada (conviene, pues, indicarles el siguiente criterio: la capacidad de ver a través de ella).
- Confunden el color del precipitado con el de la disolución. Se recomienda dejar reposar el precipitado antes de emitir algún juicio.

Se recomienda preparar una disolución problema con una concentración más diluida que la que planteamos (al 50% de lo indicado). De esta forma observarán que los cambios no son tan claros como esperaban y que han de afinar más en la observación.

A continuación se indican las reacciones que se experimentan y los colores que se esperan en cada caso (teniendo en cuenta que el comportamiento de los metales, cuando se forma un compuesto de coordinación, es sensible a las concentraciones exactas).

No esperamos que los alumnos sean capaces de determinar todos los compuestos formados ni de entender todas las reacciones, pero deben tener capacidad de identificar el ión que se proporciona a partir de los resultados observados.

Las reacciones que suceden en cada caso corresponden a:

		Ni(II)	Cu(II)	Cr(III)
NaOH	1 gota	Se forma precipitado de color verde que no se redisuelve $\text{Ni}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \downarrow$	Se forma precipitado de color azul que no se redisuelve $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$	Se forma un precipitado de color gris verdoso o violáceo $\text{Cr}^{3+} + \text{OH}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow$
	10 gotas	<i>¡Ojo! En medio básico fuerte se redisuelve formando el complejo $[\text{Ni}(\text{OH})_4]^{2+}$ (no se debería llegar a él)</i>	<i>¡Ojo! En medio básico fuerte se redisuelve parcialmente formando el ion cuprato CuO_2^{2-} (no se debería llegar a él)</i>	En medio más básico se redisuelve formando el CrO_2^- de color verde
NH_3	1 gota	Forma un compuesto de coordinación de color <u>azul</u> $\text{Ni}^{2+} + 6 \text{NH}_3 \rightarrow [\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	En medio ligeramente básico precipita el hidróxido $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$	Se forma un precipitado de color gris verdoso o violáceo $\text{Cr}^{3+} + \text{OH}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow$
	10 gotas		En medio fuertemente amoniacal se redisuelve formando un complejo $\text{Cu}^{2+} + 4 \text{NH}_3 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	En medio fuertemente amoniacal se redisuelve después de un tiempo importante formando complejos de color malva $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{3+}$ $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$
KI	1 gota	No reacciona	El I^- reduce el cobre a Cu(I) precipitando con el yoduro en un sólido blanco $\text{Cu}^{2+} + 3 \text{I}^- \rightarrow \text{CuI} \downarrow + \text{I}_2$	No reacciona
	10 gotas		El yodo formado se absorbe sobre el precipitado otorgándole un color rosado.	

Para una mayor ampliación de las reacciones del ion níquel(2+) véanse:

- El blog de Manuel Molina: ensayossobrequimicamm.blogspot.com.es en la entrada de junio de 2011 (acceso directo goo.gl/yAesVG), que, a su vez, hace referencia al siguiente ítem.
- Grupo Heurema. Química a la gota: www.heurema.com/QG23.htm

Para una mayor ampliación de las reacciones del ion cobre(2+) ver:

- HEREDIA AVALOS, S. (2006). Experimentos de química recreativa con sulfato de cobre pentahidratado. Revista *Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 3(3), pp. 467-484. En línea en: goo.gl/TIdRIq
- Grupo Heurema. Química a la gota: www.heurema.com/QG21.htm

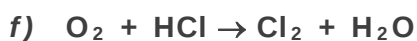
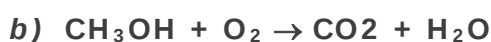
Para una mayor ampliación de las reacciones del ion cromo(3+) ver:

- Grupo Heurema. Química a la gota: www.heurema.com/QG22.htm

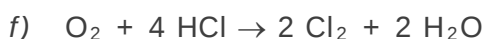
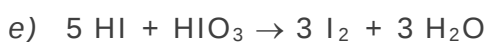
Actividades finales

Actividades básicas

1. Ajusta las siguientes reacciones:



Actividad encaminada a adquirir agilidad en el ajuste de las reacciones químicas por cualquiera de los dos métodos indicados en el texto. El alumno debería ser capaz de dominar ambos.



2. Enuncia la ley de los volúmenes de combinación y qué importante concepto permitió obtener.

En esta ocasión estamos interesados en la comprensión de una de las leyes ponderales (o sus derivadas, según el autor a considerar). Si bien este contenido no aparece en los estándares del currículo oficial, se ha incorporado a la unidad atendiendo a las inquietudes

que algunos docentes manifiestan respecto a la introducción de la estequiometría en 4º de ESO sin comenzar por las mencionadas leyes.

Si bien la unidad está diseñada para poder ser impartida sin tratar el epígrafe 2, comprendemos los razonamientos anteriores y se han desarrollado brevemente los puntos comentados.

Si se realiza un estudio histórico, permite trabajar la competencia lingüística y la competencia de conciencia y expresiones culturales. Esperamos que el estudiante sea capaz de enunciarla y relacionarla razonadamente con el concepto de molécula.

La ley de los volúmenes de combinación se enuncia: **los volúmenes de los gases implicados en una reacción mantienen una relación de números enteros sencillos.**

Permite relacionar la cantidad de gas que reacciona directamente con su volumen. Es decir, que **la cantidad de partículas de un gas es proporcional a su volumen.**

Para poder explicarla adecuadamente, Avogadro tuvo que introducir el concepto de molécula como agrupación de átomos, incluso en los elementos gaseosos libres.

3. Determina la masa molar de los compuestos:

- a) MgF_2
- b) NaNO_3
- c) $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_4$

Actividad encaminada a comprender el concepto de masa molar. En cursos precedentes ya se ha explicado la noción de masa molecular o masa fórmula. En este momento nos interesa ampliar al concepto a partir de la noción de mol.

- a) $M(\text{MgF}_2) = 62,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- b) $M(\text{NaNO}_3) = 85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- c) $M(\text{Al}_2(\text{SO}_3)_4) = 374 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ (Hay una errata en la fórmula del compuesto, que debe ser $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. En ese caso, la masa molar es $342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

4. El mayor diamante del mundo es el Golden Jubilee con 545,67 quilates. Cuántos átomos de carbono posee (1 quilate-gema = 200 mg).

Actividad que pretende concienciar al alumno sobre el enorme valor del número de Avogadro (o de lo pequeño que es un átomo). Permite trabajar también la competencia social y cívica, así como la de conciencia y expresiones culturales.

Esperamos que el alumno comprenda que necesita conocer la masa para determinar el número de moles de átomos de carbono que posee el diamante y, a partir de este número, calcular los átomos que componen el diamante.

- Determinamos la masa del diamante. Para ello hacemos uso de los quilates-gema. Es conveniente utilizar los factores de conversión para recordar su utilidad, si bien hay alternativas para resolver este punto. Debe recordarse que hay que expresar la masa en gramos:

$$m_{\text{diamante}} = 545,67 \text{ quilates} \cdot \left(\frac{200 \text{ mg}}{1 \text{ quilate}} \right) = 109\,134 \text{ mg} = 109,134 \text{ g}$$

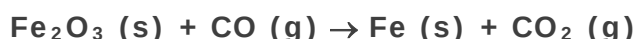
- Calculamos los moles de átomos de carbono que representa esa masa:

$$n_C = \frac{m_{\text{diamante}}}{M(\text{C})} = \frac{109,134 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 9,0945 \text{ moles C}$$

- Obtenemos el número de átomos de carbono que forman el diamante:

$$N_C = n_C \cdot N_A = 9,0945 \text{ moles C} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{átomos C}}{\text{mol C}} = 5,477 \cdot 10^{24} \text{ átomos C}$$

5. Indica qué masa de óxido de hierro(III) se necesita para producir 5 kg de hierro según la reacción:



Actividad de aplicación de los cálculos estequiométricos, en esta ocasión, para calcular una masa a partir de otra masa. Si bien no se menciona en el enunciado, la reacción escogida es la que se utiliza en la industria para la obtención del hierro. Si tenemos en cuenta este hecho y lo relacionamos con el entorno del alumno, la actividad puede utilizarse también para trabajar la competencia social y cívica.

Para resolverla debemos:

- Ajustar la reacción: $\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 3 \text{CO} (\text{g}) \rightarrow 2 \text{Fe} (\text{s}) + 3 \text{CO}_2 (\text{g})$
- Determinar el número de moles asociado a los 5 kg de hierro (recordar convertirlo a gramos): $n_{\text{Fe}} = 89,53 \text{ mol Fe}$
- Relacionar los moles de hierro con los de óxido de hierro(III) $n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 44,77 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3$
- Convertir los moles de óxido de hierro(III) en masa de óxido:

$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 7148,97 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 = 7,15 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3$$

6. Calcula la concentración molar que resulta al disolver 5 g de sulfato de sodio (Na_2SO_4) en 250 cc de agua.

Actividad que permite trabajar el concepto de concentración molar. Esperamos que el estudiante comprenda que la concentración molar es la unidad de concentración más práctica cuando se pretende realizar cálculos estequiométricos puesto que los moles son los que nos permiten relacionar los diferentes compuestos en la reacción.

Para calcularla a partir de la expresión correspondiente debemos:

- Determinar el número de moles de sulfato de sodio:

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 0,0352 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$$

- Obtener la concentración molar (recordemos que el volumen de la disolución debe expresarse en litros):

$$[\text{Na}_2\text{SO}_4] = \frac{n_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{V} = \frac{0,0352 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{0,25 \text{ L}} = 0,14 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,14 \text{ M}$$

En el último paso hemos supuesto que la adición del soluto no modifica el volumen, es decir, que el volumen del disolvente coincide con el volumen de la disolución. Esta es una aproximación habitual y, por regla general, correcta.

7. ¿Qué presión producen 20 g de nitrógeno (N₂) medido en CN?

Nota: Hay una errata en el enunciado de la actividad. La pregunta correcta es «¿Qué volumen ocupan 20 g de nitrógeno en CN?».)

Actividad encaminada a aplicar la ley de los gases. Notar que también es válido el uso del volumen molar de un gas en CN, pero recomendamos que se utilice la expresión de la ley para que los estudiantes adquieran agilidad en su uso.

- Determinamos el número de moles que corresponden a la mencionada masa de nitrógeno:

$$n_{\text{N}_2} = 0,714 \text{ mol N}_2$$

- Aplicamos la ley de los gases en las condiciones del problema:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Cálculo en CN} \\ P = 1 \text{ atm} \\ V = ? \\ T = 273 \text{ K} \\ n_{\text{N}_2} = 0,714 \text{ mol N}_2 \end{array} \right\} V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = 15,98 \text{ L} \approx 16 \text{ L}$$

8. ¿Cuántas partículas de gas hay en un espray de 200 mL si está a una presión de 4 atm y 25 °C?

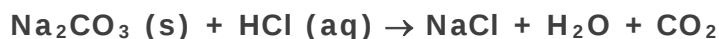
Actividad que permite comprender el pequeño tamaño de una partícula (una molécula) a partir de lo que cabe en un espray habitual. Adecuadamente orientada permite trabajar la competencia de iniciativa personal y espíritu emprendedor, así como la de aprender a aprender. Esperamos que el estudiante comprenda que el procedimiento es el inverso al del ejercicio anterior, pero que en todo caso, **debe utilizar** el número de moles de gas.

- Determinamos los moles de gas que ocupan el volumen que se indica en las condiciones indicadas:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Cálculo a 25 °C} \\ P = 4 \text{ atm} \\ V = 200 \text{ mL} \\ T = 298 \text{ K} \\ n_{\text{gas}} = ? \text{ mol gas} \end{array} \right\} n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 0,0327 \text{ moles gas}$$

- Convertimos ese número de moles en cantidad de partículas, en este caso, átomos (o moléculas) de gas:

$$N_{\text{gas}} = n_{\text{gas}} \cdot N_A = 0,0327 \text{ moles gas} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{átomos gas}}{\text{mol gas}} = 1,97 \cdot 10^{22} \text{ átomos gas}$$

9. ¿Qué masa de carbonato de sodio (Na₂CO₃) es necesaria para neutralizar 50 mL de una disolución 0,5 M de HCl según esta reacción?¿Qué volumen de CO₂ hemos obtenido en CN?

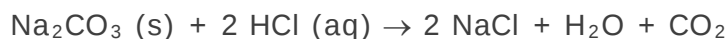
Actividad sobre cálculos estequiométricos, pero que en esta ocasión no utiliza la masa sino la concentración y el volumen de una disolución. La mayor parte de los estudiantes deben comprender que todo se reduce a obtener, a partir de las cantidades indicadas en

el enunciado, el número de moles de soluto y trabajar con estos. Es probable que algunos alumnos encuentren la actividad demasiado compleja: en ese caso debemos proporcionarles el apoyo necesario para que sean capaces de afrontar la resolución por sí mismos.

Obsérvese que en este caso se piden las cantidades de dos compuestos diferentes. El procedimiento de cálculo es semejante para los dos.

Procediendo como es habitual, para el cálculo del carbonato de sodio:

- Ajustar la reacción:



- Determinar el número de moles de soluto en la disolución de HCl:

$$n_{\text{HCl}} = 0,025 \text{ mol HCl}$$

- Obtener los moles de carbonato de sodio que reaccionan con la disolución de HCl:

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,0125 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

- Calcular la masa que corresponde a esos moles de carbonato

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 1,325 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$$

Para determinar el volumen de CO_2 procedemos:

- Determinar el número de moles de soluto en la disolución de HCl.

Ya está realizado en el otro apartado, por lo que podemos utilizar el dato sin realizar ningún cálculo:

$$n_{\text{HCl}} = 0,025 \text{ mol HCl}$$

- Obtener los moles de dióxido de carbono que se producen en la reacción

$$n_{\text{CO}_2} = 0,0125 \text{ mol CO}_2$$

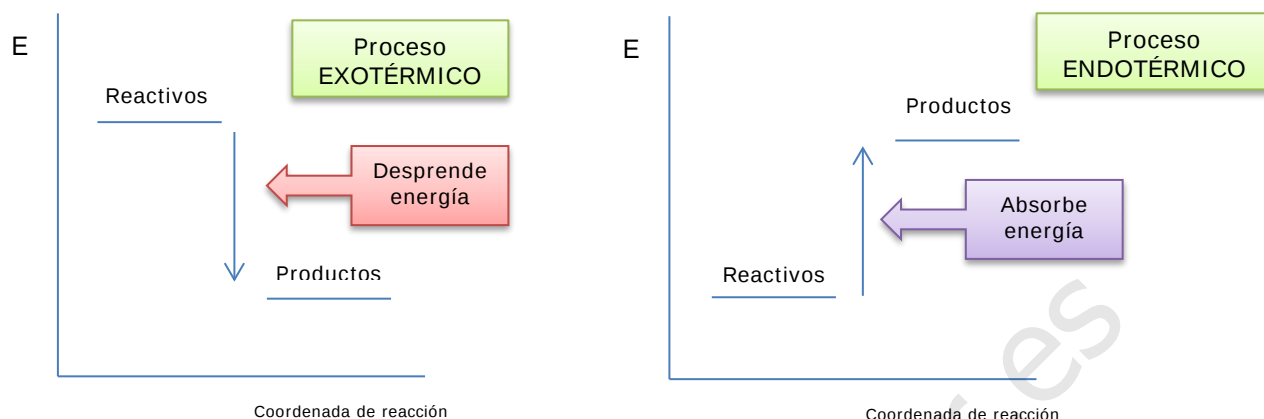
- Calcular el volumen en CN que corresponde a esos moles de dióxido de carbono:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Cálculo en CN} \\ P = 1 \text{ atm} \\ V = ? \\ T = 273 \text{ K} \\ n_{\text{N}_2} = 0,0125 \text{ mol N}_2 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Cálculo del volumen} \\ V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = 0,28 \text{ L} \end{array}$$

10. Realiza un diagrama energético de un proceso exotérmico y de otro endotérmico.

Actividad sencilla de refuerzo del aspecto energético del proceso de una reacción química. Esperamos que el estudiante entienda y describa correctamente cada una de las gráficas, así como la relación entre las energías de los estados y el carácter endotérmico o exotérmico del proceso.

Conviene reforzar la idea de que son las **energías** de los estados inicial y final las que determinan el balance energético de un proceso.



11. Observando cómo actúa el sudor sobre el cuerpo, contesta: la evaporación del agua, ¿es un proceso endotérmico o exotérmico?

Actividad encaminada a que el estudiante razone el aspecto energético de un proceso a partir de la observación de un fenómeno cotidiano. Permite trabajar la competencia de aprender a aprender y la de iniciativa personal.

Si la temperatura corporal aumenta excesivamente las glándulas sudoríparas segregan agua. La absorción de calor corporal por el sudor al evaporarse (es decir, la transferencia de energía del cuerpo al sudor) permite reducir la temperatura corporal.

En consecuencia, la evaporación del agua es un proceso endotérmico.

12. Conocidas las energías de enlace H–H: 436, N≡N: 946 y N–H: 390 en kJ·mol⁻¹, calcula:

- Las energías de los compuestos N₂, H₂, NH₃.
- Determina la energía implicada en la formación del amoníaco (NH₃)



- ¿Es un proceso que absorbe o desprende calor?

Actividad destinada a comprender toda la argumentación energética que lleva a obtener el balance energético de un proceso químico. Buscamos que el alumno sea capaz de identificar las energías de los reactivos y los productos a partir de las energías de enlace y las relacione con el balance energético de la reacción. Existe la variante que considera solamente las energías de los enlaces rotos y formados para determinar el balance energético del proceso, pero hemos preferido no tratarlo en este curso.

NOTA: Como se puede observar, el resultado del apartado b) no es la entalpía de formación del amoníaco porque en la ecuación química propuesta el coeficiente estequiométrico de este compuesto no es 1, sino 2. Sin embargo, entendemos que en este curso conviene centrarse en cálculos de balance de energía y no en el concepto de entalpía de formación, para lo que sería preciso trabajar habitualmente con coeficientes estequiométricos fraccionarios.

- Determinación de las energías de los compuestos (recordemos que estas son negativas):

$$E_{N_2} = -946 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} ; \quad E_{H_2} = -436 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} ; \quad E_{NH_3} = -1170 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- Determinación del balance energético del proceso (atentos a la estequiometría):

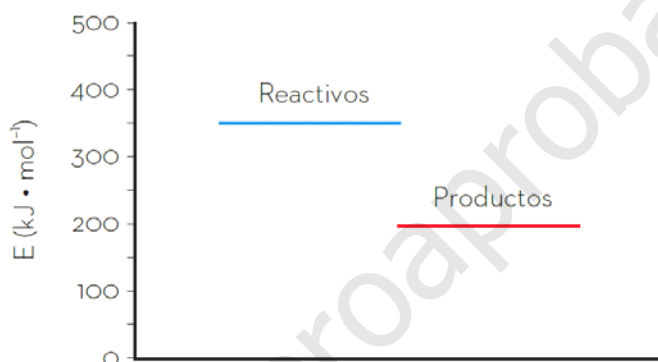
$$\left. \begin{array}{l} E_{\text{Reactivos}} = -2254 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \\ E_{\text{Productos}} = -2340 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \end{array} \right\} \Delta E = E_{\text{Productos}} - E_{\text{Reactivos}} = -86 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- Identificación del proceso térmico.

Observamos que la variación de energía es negativa, por lo que el proceso es exotérmico, es decir, desprende energía.

El valor tabulado de la entalpía de formación del amoníaco en condiciones estándar es $-46 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, que corresponde, aproximadamente, a la mitad del valor calculado.

13. Interpreta si la reacción será endotérmica o exotérmica y calcula el calor involucrado.



Actividad encaminada a calcular el balance energético de una reacción a partir de la forma del diagrama energético. El estudiante debe determinar el valor de las energías de cada uno de los estados y establecer si se gana o pierde energía.

Observando que la energía de los reactivos es mayor que la de los productos y teniendo en cuenta que la variación se define como energía final menos energía inicial, en este caso la variación es negativa, es decir, el sistema desprende energía. En consecuencia, se trata de un proceso exotérmico.

El balance es:

$$Q = \Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}} = E_{\text{productos}} - E_{\text{reactivos}} = 200 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 350 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -150 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

14. ¿Qué condiciones ha de cumplir una colisión para que sea eficaz? Haz un dibujo explicativo.

Actividad encaminada a que el estudiante repase las condiciones que la teoría de colisiones asigna a las colisiones eficaces. Permite trabajar la competencia lingüística y la de iniciativa personal.

La actividad no pregunta sobre las condiciones que han de cumplirse para que haya un número suficiente de colisiones, por lo que no se ha de indicar la influencia de la concentración de los reactivos. Se parte de que hay colisiones: ¿cuáles son las condiciones para que éstas sean eficaces?

De acuerdo con la teoría de colisiones se ha de cumplir:

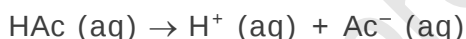
- *Que la colisión se produzca con suficiente energía:* esto se cumple si las partículas inciden con gran velocidad, lo cual está relacionado con la temperatura del sistema. Cuanto más alta sea la temperatura, mayor será la velocidad de las partículas y, por tanto, más energética será la colisión, facilitando la ruptura de los enlaces (en caso que se cumpla la siguiente condición).
- *Que la orientación sea la adecuada:* Sólo determinadas orientaciones permiten que los enlaces se debiliten y puedan dar lugar a una colisión efectiva.

15. ¿Cómo define Arrhenius los ácidos y las bases? Aplícalo al ácido sulfhídrico (H_2S) y al hidróxido de bario ($\text{Ba}(\text{OH})_2$). ¿Es el amoníaco una base según esta teoría?

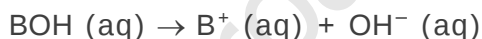
El objetivo de la actividad es que el estudiante explique con el vocabulario adecuado los conceptos de ácido y base en la teoría de Arrhenius y los aplique a un compuesto de cada tipo. Trabaja, por tanto, la competencia lingüística y la de aprender a aprender.

Según Arrhenius las definiciones de ácido y base son:

- **Ácido:** toda sustancia que en disolución acuosa se disocia produciendo protones (o iones hidronio), H^+ .

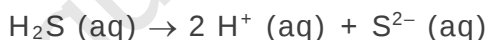


- **Base:** toda sustancia que en disolución acuosa se disocia produciendo aniones hidróxido OH^- .

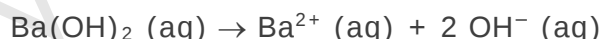


De acuerdo con esta definición, los comportamientos de las sustancias indicadas serían:

- Ácido sulfhídrico (H_2S) (NOTA: consideramos los dos protones fuertes para evitar introducir conceptos que confundirían al estudiante).



- Hidróxido de Bario ($\text{Ba}(\text{OH})_2$): posee grupos hidróxido (OH^-), por lo que su comportamiento debe ser básico.



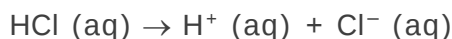
- Amoníaco (NH_3): es ampliamente conocido que el amoníaco tiene comportamiento básico, por lo que, de acuerdo con la teoría de Arrhenius, debería tener grupos hidróxido que perdería en disolución. Sin embargo, esto no es así. En consecuencia, el comportamiento básico del amoníaco no se puede explicar con la teoría de Arrhenius.

16. ¿Qué pH posee una disolución 0,2 M de HCl?

Primera de un conjunto de actividades encaminadas a que el alumno ejercite el cálculo del pH de ácidos (o bases) a partir de sus concentraciones. El estudiante debe notar que la concentración nominal de ácido y la concentración de los protones en la disolución están relacionadas, pero hemos de evitar que asocie directamente el pH a la concentración del ácido sin pasar por el protón (H^+).

Los pasos que deben seguirse son los siguientes:

- Desprotonación del ácido según la teoría de Arrhenius:



- Identificación de la concentración inicial del ácido, que en esta ocasión es un dato del enunciado:

$$[\text{HCl}]_0 = 0,2 \text{ M}$$

- Relación entre la concentración inicial del ácido y la concentración de los protones producidos a través de los coeficientes estequiométricos de la ecuación de la disociación. Como en este caso la relación es 1:1, ambas concentraciones son iguales:

$$[\text{H}^+]_{\text{final}} = [\text{HCl}]_0 = 0,2 \text{ M}$$

Siguiendo el mismo razonamiento, también se puede hacer uso de la siguiente tabla:

	HCl (aq)	$\rightarrow$	$\text{H}^+ \text{ (aq)}$	$+$	$\text{Cl}^- \text{ (aq)}$
$[]_0$	0,2 M		$10^{-7} \text{ M} \cong 0 \text{ M}$		---
$[]_{\text{final}}$	---		0,2 M		0,2 M

- Cálculo del pH a partir de la concentración de protones:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0,2 = 0,699$$

Observemos que $\text{pH} < 7$, lo cual coincide con lo esperado para una sustancia de carácter ácido.

17. El pH de una disolución es 9. ¿Es ácida o básica? ¿Cuál es la concentración de protones?

Actividad que pretende ayudar al estudiante a adquirir confianza en el manejo de las reacciones de disociación de ácidos y bases y de la escala de pH. Esperamos que los alumnos sean capaces de identificar el carácter ácido o básico de una disolución a partir del valor de su pH y de calcular su concentración.

Como el $\text{pH} > 7$ nos encontramos ante una especie básica.

La finalidad del pH es obtener una escala con números sencillos para la concentración de los protones. Este número corresponde al exponente (cambiado de signo) de la potencia de 10 de la concentración de protones. En consecuencia en este caso:

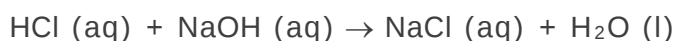
$$\text{pH} = 9 \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-9} \text{ M}$$

18. ¿Qué masa de hidróxido de sodio (NaOH) necesitamos para neutralizar 5 mL de HCl 0,2M?

Actividad que trabaja las reacciones ácido-base, en particular la neutralización. El objetivo es que el estudiante comprenda la reacción y los productos formados y sea capaz de realizar cálculos sencillos a partir de los datos del enunciado.

Podemos resolverlo como se indica en la primera parte del tema, o bien seguir con el razonamiento del *laboratorio en el aula 3*.

- Planteamos y ajustamos la reacción



- Relacionamos el número de moles de ácido con los de base sabiendo que la estequiometría es 1:1.

$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}} \quad n_{\text{NaOH}} = [\text{HCl}] \cdot V_{\text{HCl}} = 0,2 \text{ M} \cdot 0,005 \text{ L} = 0,001 \text{ mol NaOH}$$

- Convertir ese número de moles en masa de hidróxido de sodio:

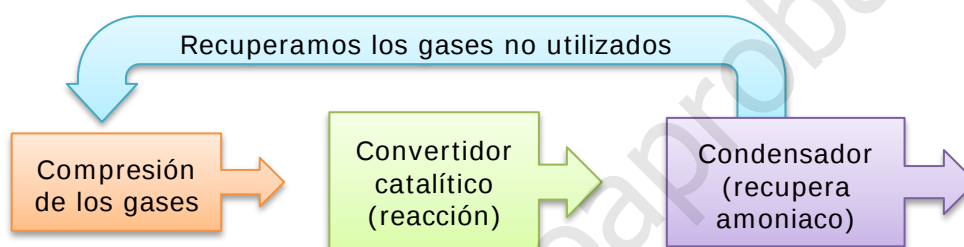
$$m_{\text{NaOH}} = 0,04 \text{ g NaOH}$$

19. Realiza un diagrama de bloques de los procesos de fabricación de amoníaco y de ácido sulfúrico indicando en cada bloque la reacción involucrada.

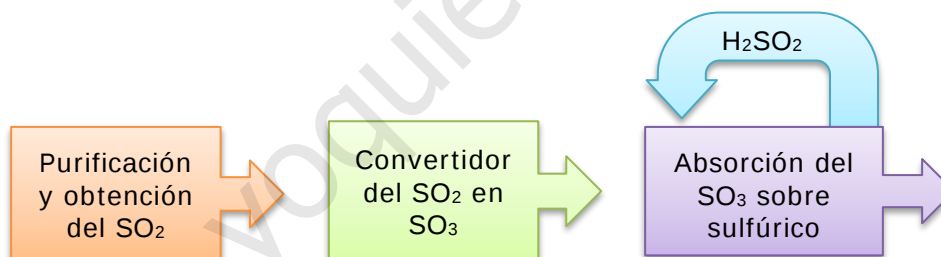
Actividad de carácter complejo que exige al estudiante la comprensión y organización de los conocimientos relativos a la síntesis de ambos productos. Permite trabajar la competencia de aprender a aprender junto con la de iniciativa personal y espíritu emprendedor.

Aunque existen diversas variantes a escoger por parte del docente, entendemos que al menos deberían aparecer los siguientes bloques:

Para la síntesis de amoníaco:



Para la síntesis de ácido sulfúrico:



Será el docente el encargado de valorar el trabajo del alumno en función de las directrices que se impartan.

20. ¿Cuál es la causa de que baje el pistón en el motor de cuatro tiempos?

Actividad de investigación y de aplicación de los conocimientos adquiridos. Permite trabajar las competencias lingüística y digital, junto con la de iniciativa personal y espíritu emprendedor.

El motor de explosión (que debería llamarse más bien motor de combustión interna por deflagración) funciona mediante una deflagración (combustión muy rápida, pero no explosiva) que produce gran cantidad de gases, que, al expandirse, ejercen una presión que empuja al pistón. El movimiento del pistón, a su vez, mueve el motor. Son, pues, los gases al expandirse los que mueven el pistón.

Actividades de consolidación

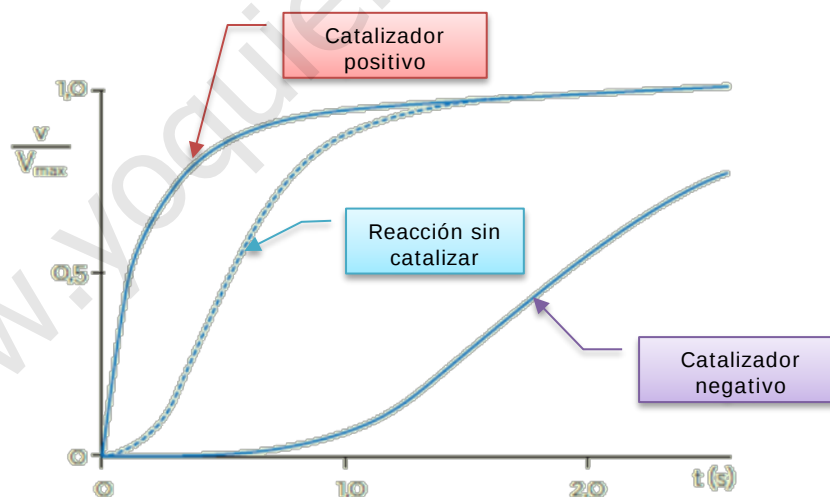
21. La gráfica muestra la velocidad relativa de una misma reacción sin catalizar y utilizando dos diferentes tipos de catalizadores. Describe lo que observas e identifica cada curva.

Esta actividad está encaminada a ayudar al estudiante a comprender el comportamiento del catalizador a partir de curvas reales. Esperamos que el estudiante sea capaz de diferenciar la variación de velocidad y la relacione con el comportamiento de cada uno de los catalizadores.

Observando la gráfica apreciamos que hay tres curvas que indican la velocidad del proceso en función del tiempo. Todas ellas comienzan con velocidad inicial nula y finalizan con una determinada velocidad máxima. A fin de que puedan comparar las diferentes gráficas conviene indicar a los alumnos que lo que se representa no es la velocidad absoluta, sino la relativa respecto a la velocidad máxima.

El enunciado indica que la gráfica muestra esta velocidad relativa en el caso de la reacción sin catalizar y con dos catalizadores diferentes. Como se indica en el texto de la unidad, existen dos tipos diferentes de catalizadores: los positivos, que incrementan la velocidad, y los negativos (o inhibidores), que la reducen.

Se debe, pues, identificar esos dos comportamientos extremos (positivo y negativo) frente a un comportamiento intermedio. De acuerdo con ello podemos asignar las curvas según se muestra en el gráfico siguiente:



22. ¿Dónde hay mayor número de átomos de hidrógeno, en 50 g de agua o en 40 g de amoníaco (NH_3)?

Actividad que pretende reforzar en el alumno la comprensión de la pequeñez de los átomos en relación con las cantidades macroscópicas habituales. Trabaja, por tanto, la competencia de iniciativa personal al permitir al alumno tomar conciencia de la composición de lo que le rodea.

El estudiante debe comprender que lo que realmente importa a la hora de considerar la cantidad de átomos es el número de moles y no la masa del producto en cuestión.

Obsérvese que se demanda el número de átomos de hidrógeno y no el número de moléculas de cada uno de los compuestos. En el caso del agua, el número de moléculas debe multiplicarse, pues, por dos, ya que cada molécula de agua tiene dos átomos de hidrógeno. En el caso del amoníaco el número de moléculas debe multiplicarse por tres.

- Para el caso de 50 g de agua:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 2,778 \text{ mol H}_2\text{O} \quad ; \quad N_{\text{Moléculas H}_2\text{O}} = 1,673 \cdot 10^{24} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

$$N_{\text{Átomos H}} = 3,346 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

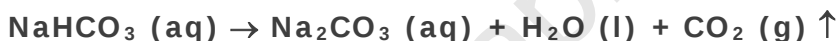
- Para el caso de 40 g de amoníaco:

$$n_{\text{NH}_3} = 2,353 \text{ mol NH}_3 \quad ; \quad N_{\text{Moléculas NH}_3} = 1,417 \cdot 10^{24} \text{ moléculas NH}_3$$

$$N_{\text{Átomos H}} = 4,251 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

En consecuencia hay más átomos de hidrógeno en 40 g de amoníaco que en 50 g de agua (pese a haber más moléculas de agua que de amoníaco) y la razón estriba en la cantidad de átomos de hidrógeno que posee la molécula.

23. Las burbujas de los refrescos se producen al acidificar una disolución de bicarbonato de sodio, ya que este se convierte en ácido carbónico que después se descompone. La reacción global puede resumirse en:

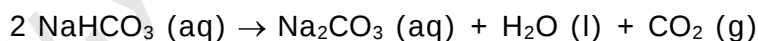


Si un refresco lleva disueltos 2 g de bicarbonato, ¿qué volumen de gas se producirá al abrir la botella a 20 °C y 750 mmHg?

Actividad que revisa gran parte de los contenidos impartidos en la unidad a través de un fenómeno cotidiano, las burbujas de las bebidas carbonatadas, todo ello enmarcado bajo la perspectiva de los cálculos estequiométricos. Permite trabajar la competencia de aprender a aprender y la de iniciativa personal.

Para resolverla debe procederse del modo siguiente:

- Escribir y ajustar la reacción para posteriormente plantear la estrategia de resolución:



- Determinación del número de moles de bicarbonato:

$$n_{\text{NaHCO}_3} = 0,0238 \text{ moles NaHCO}_3$$

- Obtención del número de moles de dióxido de carbono:

Como la estequiometría es 2:1 el número de moles de dióxido de carbono es la mitad del número de moles de bicarbonato:

$$\frac{n_{\text{NaHCO}_3}}{2} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{1} \Rightarrow n_{\text{CO}_2} = \frac{1}{2} \cdot n_{\text{NaHCO}_3} = 0,0119 \text{ mol CO}_2$$

- Cálculo del volumen de dióxido de carbono medido en las condiciones del enunciado:

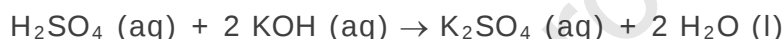
$$\begin{array}{l}
 \text{Cálculo a } 20\text{ }^{\circ}\text{C} \\
 P = 750\text{ mmHg} \cdot \left(\frac{1\text{ atm}}{760\text{ mmHg}} \right) = 0,9868\text{ atm} \\
 V = ? \\
 T = 273 + 20 = 293\text{ K} \\
 n_{\text{CO}_2} = 0,0119\text{ mol CO}_2
 \end{array}
 \left. \vphantom{\begin{array}{l} P = 750\text{ mmHg} \cdot \left(\frac{1\text{ atm}}{760\text{ mmHg}} \right) = 0,9868\text{ atm} \\ V = ? \\ T = 273 + 20 = 293\text{ K} \\ n_{\text{CO}_2} = 0,0119\text{ mol CO}_2 \end{array}} \right\} \begin{array}{l} \text{Cálculo del volumen} \\ V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = 0,29\text{ L} \end{array}$$

24. Escribe la neutralización del ácido sulfúrico (H_2SO_4) con potasa (KOH) y determina la masa de base que reacciona con 50 mL de ácido 2 M.

Actividad encaminada a reforzar el concepto de ácido-base y el fenómeno de la neutralización.

Podemos resolverlo como se indica en la primera parte del tema, o bien seguir con el razonamiento del *laboratorio en el aula 3*.

- Planteamos y ajustamos la reacción. Obsérvese que en esta ocasión el ácido es diprótico. Consideraremos ambos protones fuertes.



- Relacionamos el número de moles del ácido con los de la base sabiendo que la estequiometría es 1:2, es decir, el número de moles de potasa es el doble que el de ácido sulfúrico:

$$2 \cdot n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = n_{\text{KOH}} \quad n_{\text{KOH}} = 2 \cdot [\text{H}_2\text{SO}_4] \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 2\text{ M} \cdot 0,05\text{ L} = 0,2\text{ mol KOH}$$

- Calculamos la masa de hidróxido de sodio:

$$m_{\text{KOH}} = 11,2\text{ g KOH}$$

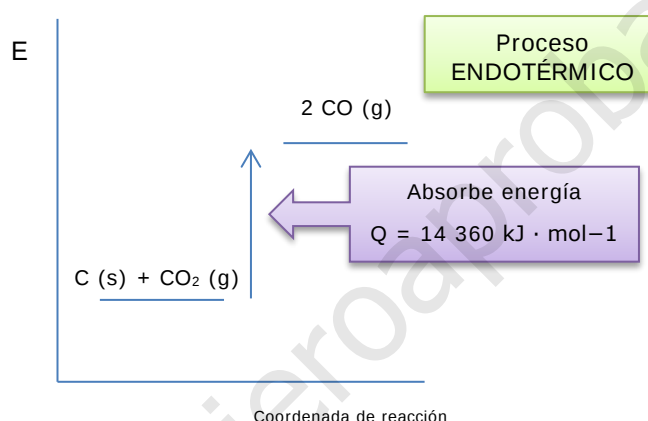
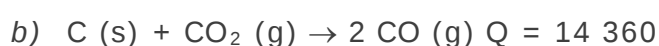
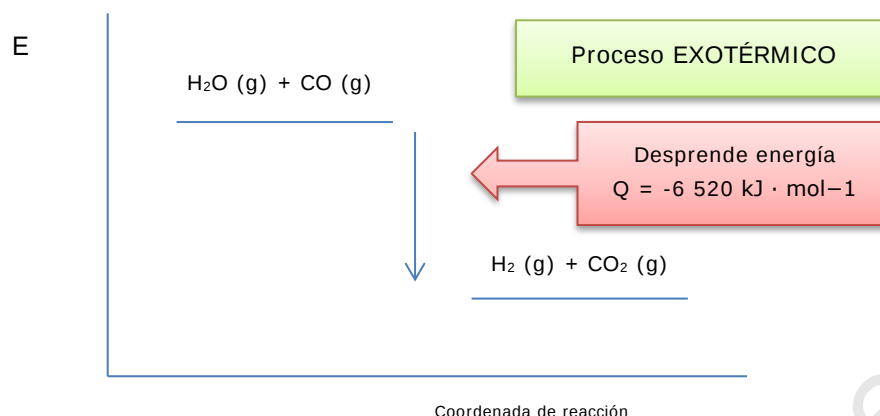
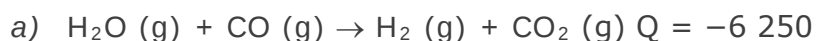
25. Dibuja el diagrama energético de las reacciones:



Nota: todos los calores en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

En esta ocasión se demanda al estudiante que realice el diagrama de energía a partir de una serie de datos numéricos. Pretendemos que el estudiante interiorice la relación entre el balance energético de la reacción y la absorción o cesión de energía por el sistema.

Conviene indicarle al estudiante que los valores absolutos de las energías de reactivos y productos son desconocidos. Únicamente se conoce la variación de la energía del sistema, tal y como se indica en la gráfica siguiente:



26. Antiguamente se utilizaba el método de las cámaras de plomo para sintetizar ácido sulfúrico. ¿Por qué está en desuso en la actualidad?

Actividad encaminada a que el estudiante amplíe sus conocimientos sobre química con un caso real, como es este antiguo método de síntesis del ácido sulfúrico. Permite trabajar la competencias digital y lingüística, así como la de aprender a aprender y la de iniciativa personal y espíritu emprendedor.

Estrictamente hablando el método no está totalmente en desuso, ya que continúa utilizándose para obtener ácido sulfúrico de calidad media dirigido fundamentalmente hacia la síntesis de fertilizantes.

El desplazamiento del mismo ha tenido varias causas:

- El rendimiento del método es menor que el del método actual. Además la riqueza del ácido sulfúrico obtenido por el método de las cámaras de plomo es de aproximadamente el 70 %, mientras que el método de contacto alcanza el 98%.
- El uso del plomo es un riesgo, puesto que, como metal pesado, es un producto contaminante muy peligroso. En caso de accidente o mal funcionamiento puede alcanzar el exterior de las instalaciones. Al final de su vida útil requiere un tratamiento especial.

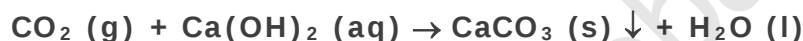
- Utiliza diferentes óxidos de nitrógeno, muchos de los cuales son potencialmente tóxicos o venenosos. Esta instalación requiere, por tanto, mayores medidas de seguridad.

Se puede ampliar información en las siguientes direcciones:

- <http://www.quimitube.com/produccion-acido-sulfurico-metodo-camaras-de-plomo>
- <http://www.textoscientificos.com/sulfurico/produccion>

Actividades avanzadas

27. El agua de cal (disolución de hidróxido de calcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) en agua) se utiliza para identificar la presencia de CO_2 porque produce la precipitación del carbonato según la reacción:

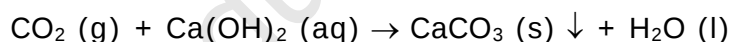


Si hemos obtenido 240 mg de CaCO_3 , ¿qué volumen de CO_2 medido a 25 °C y 775 mmHg atravesó la disolución?

Actividad de refuerzo de los cálculos estequiométricos que recurre a una reacción ampliamente utilizada a lo largo del proyecto para detectar la presencia dióxido de carbono. Esperamos que el alumno sea capaz de aplicar la estrategia de cálculo planteada en la unidad.

Para resolverla debe procederse del modo siguiente:

- Escribir y ajustar la reacción y plantear la estrategia de resolución:



- Determinación del número de moles de carbonato:

$$n_{\text{CaCO}_3} = 0,0024 \text{ moles CaCO}_3$$

- Obtención del número de moles de dióxido de carbono:

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} = \frac{n_{\text{CO}_2} \text{ mol CO}_2}{0,0024 \text{ mol CaCO}_3} \quad ; \quad n_{\text{CO}_2} = 0,0024 \text{ mol CO}_2$$

- Cálculo del volumen de dióxido de carbono medido en las condiciones del enunciado:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Cálculo a 25 } ^\circ\text{C} \\ P = 775 \text{ mmHg} \cdot \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \right) = 1,0197 \text{ atm} \\ V = ? \\ T = 273 + 25 = 298 \text{ K} \\ n_{\text{CO}_2} = 0,0024 \text{ mol CO}_2 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Cálculo del volumen} \\ V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = 0,0575 \text{ L} \end{array}$$

28. El TNT es un explosivo muy potente que descompone según la reacción:



¿Qué volumen ocupan todos los gases a 500 °C y 740 mmHg si se detonan 10 kg de TNT?

Actividad de refuerzo del contenido relativo a los cálculos estequiométricos y vinculada al mundo real a través de un fenómeno que despierta el interés de todos los alumnos. Permite trabajar la competencia en ciencia y tecnología junto con la de iniciativa personal y espíritu emprendedor. Si se incluye el concepto de explosión y su utilización en conflictos armados y en actividades pacíficas, como la minería, se puede trabajar también la competencia social y cívica.

Se puede aprovechar la actividad para explicar a los alumnos el concepto de explosión, en particular, que el efecto principal se consigue mediante la onda de choque debida a la expansión supersónica de la gran cantidad de gases que se producen en la reacción.

Como en el resto de la unidad el procedimiento recomendado es el mismo: convertir los datos iniciales en números de moles y trabajar con estos:

- Escribimos y ajustamos la reacción para posteriormente plantear la estrategia de resolución. En este caso ya nos proporcionan la reacción ajustada, por lo que únicamente queda plantear la estrategia:



- Determinación del número de moles de TNT ($M(\text{TNT}) = 227 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$). Recordar utilizar la masa en gramos.

$$n_{\text{TNT}} = 44,05 \text{ mol TNT}$$

- Obtención del número de moles de gas. En este caso hay tres productos en fase gaseosa. Aunque es posible determinar el número de moles totales de gas de forma directa, recomendamos que se calculen los de cada uno por separado y, después, se sumen.

De esta forma, el estudiante práctica en más ocasiones la proporción entre los reactivos y productos. Hemos de insistir en que siempre debe tomarse como referencia el compuesto cuyo dato inicial conocemos, en este caso el TNT: de esta forma no acarreamos errores si nos confundimos en un cálculo. En consecuencia tenemos:

- o Moles de monóxido de carbono:

$$\frac{7 \text{ mol CO}}{2 \text{ mol TNT}} = \frac{n_{\text{CO}_2} \text{ mol CO}}{44,05 \text{ moles TNT}} \quad ; \quad n_{\text{CO}} = 154,185 \text{ mol CO}$$

- o Moles de nitrógeno:

$$\frac{3 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol TNT}} = \frac{n_{\text{N}_2} \text{ mol N}_2}{44,05 \text{ moles TNT}} \quad ; \quad n_{\text{N}_2} = 66,079 \text{ mol N}_2$$

- o Moles de vapor de agua:

$$\frac{5 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol TNT}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}} \text{ mol H}_2\text{O}}{44,05 \text{ moles TNT}} \quad ; \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = 110,132 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Luego el número total de moles de gas es: $n_{\text{gas}} = 330,396 \text{ mol gas}$

- Cálculo del volumen total ocupado por los gases en las condiciones del enunciado (debe recordarse a los alumnos que el volumen ocupado por los gases depende únicamente del número de moles y no de su composición):

Cálculo a 500 °C y 740 mmHg

$$\left. \begin{aligned} P &= 740 \text{ mmHg} \cdot \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \right) = 0,9737 \text{ atm} \\ V &=? \\ T &= 273 + 500 = 773 \text{ K} \\ n_{\text{gas}} &= 330,396 \text{ mol gas} \end{aligned} \right\} \begin{aligned} &\text{Cálculo del volumen} \\ V &= \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = 21\,508,17 \text{ L} \cong 21,5 \text{ m}^3 \end{aligned}$$

29. Un antiácido es el hidróxido de magnesio (Mg(OH)₂). ¿Qué pH produce un gramo en 200 mL de agua?

Actividad diseñada para trabajar con el concepto de ácido-base y que, al estar vinculada con el entorno del alumno, permite trabajar la competencia de iniciativa personal. Esperamos que el estudiante reconozca la existencia de una base de acuerdo a la teoría de Arrhenius y utilice esta para determinar el pH de la disolución.

- Planteamos la disociación de la base según la teoría de Arrhenius:



- Identificamos la concentración inicial de la base:

$$n_{\text{Mg(OH)}_2} = \frac{m_{\text{Mg(OH)}_2}}{M(\text{Mg(OH)}_2)} = \frac{1 \text{ g Mg(OH)}_2}{58,31 \frac{\text{g Mg(OH)}_2}{\text{mol Mg(OH)}_2}} = 0,01715 \text{ moles}$$

$$[\text{Mg(OH)}_2]_0 = \frac{n_{\text{Mg(OH)}_2}}{V} = 0,08575 \text{ M}$$

- Relacionamos la concentración inicial de la base con la concentración de los iones hidróxido producidos. Observando la relación 1:2 que muestra la ecuación química, podemos asegurar que la concentración de grupos OH⁻ será el doble de la concentración inicial de hidróxido de magnesio:

$$[\text{OH}^-]_{\text{final}} = 2 \cdot [\text{Mg(OH)}_2]_0 = 0,1715 \text{ M}$$

Siguiendo el mismo razonamiento, también se puede hacer uso de la siguiente tabla:

	Mg(OH) ₂ (aq)	→	Mg ²⁺ (aq)	+	2 OH ⁻ (aq)
[] ₀	0,08575 M		---		10 ⁻⁷ M ≅ 0 M
[] _{final}	---		0,08575 M		0,1715 M

- Calculamos el pOH a partir de la concentración de hidróxidos:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,1715 \text{ M} = 0,7657$$

- Determinamos el pH a partir de su relación con el pOH:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad ; \quad \text{pH} = 13,2343$$

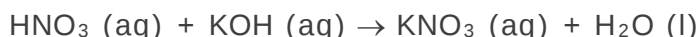
Observamos que el pH > 7 lo cual coincide con lo esperado para una sustancia de carácter básico.

30. Para neutralizar 150 mL de una disolución 0,025 M de ácido nítrico (HNO_3) añadimos 1 g de hidróxido de potasio (KOH) ¿Hemos logrado el objetivo? ¿Cuánto vale el pH final?

Actividad enmarcada en los contenidos de las reacciones ácido-base, en particular, en el concepto de neutralización. Esperamos que el estudiante sea capaz de determinar si se ha alcanzado el punto de equivalencia y, en caso de que no sea así, entienda que sobra alguno de los reactivos y que este producirá una disolución no neutra.

Para resolverlo:

- Planteamos la reacción ácido base y la ajustamos:



- Para determinar si la proporción es estequiométrica existen diversas posibilidades. Será el docente el encargado de escoger la más adecuada a sus alumnos en función de su entorno y conocimientos.

Una posibilidad es determinar la cantidad de hidróxido de potasio necesaria para neutralizar los 150 mL de ácido nítrico 0,025 M. Si esta cantidad es superior a la que tenemos, es que nos falta base y nos sobra ácido. Si, por el contrario, la cantidad es inferior, entonces nos sobra base.

No obstante, en un caso tan sencillo como este, con una estequiometría 1:1, entendemos que los alumnos deberían ser capaces de comprender que la proporción se puede verificar fácilmente a través del número de moles de los reactivos. Únicamente en caso de que sean iguales tendrá lugar la neutralización. De lo contrario, sobrará alguno de los reactivos.

$$n_{\text{HNO}_3} = [\text{HNO}_3] \cdot V_{\text{HNO}_3} = 0,025 \text{ M} \cdot 0,15 \text{ L} = 0,00375 \text{ moles HNO}_3$$

$$n_{\text{KOH}} = \frac{m_{\text{KOH}}}{M(\text{KOH})} = \frac{1 \text{ g KOH}}{56,1 \frac{\text{g KOH}}{\text{mol KOH}}} = 0,01783 \text{ moles KOH}$$

Como se puede observar, el número de moles de ambos reactivos es diferente siendo notablemente mayor el de la base que el del ácido. En consecuencia, sobrará hidróxido de potasio, es decir, **no se ha alcanzado la neutralización**.

- Determinación de la cantidad de hidróxido de potasio en exceso, responsable de que el medio sea básico y su $\text{pH} > 7$:

Como una reacción estequiométrica sucede mol a mol, podemos asegurar que habremos consumido tantos moles de KOH como moles de ácido nítrico había, es decir, sobran:

$$n_{\text{KOH}} = 0,01783 - 0,00375 = 0,01408 \text{ moles KOH}$$

- Determinación del pH que produce esta base que no ha reaccionado:

- o Planteamos la disociación de la base según la teoría de Arrhenius:



- o Identificamos la concentración inicial de la base (en los 150 mL):

$$[\text{Mg}(\text{OH})_2]_0 = \frac{n_{\text{Mg}(\text{OH})_2}}{V} = 0,09387 \text{ M}$$

- o Relacionamos la concentración inicial de la base con la concentración de los iones hidróxido producidos. Observando la relación 1:1 que muestra la ecuación química podemos asegurar que ambas concentraciones son iguales:

$$[\text{OH}^-]_{\text{final}} = [\text{KOH}]_0 = 0,09387 \text{ M}$$

Siguiendo el mismo razonamiento, también se puede hacer uso de la siguiente tabla:

	KOH (aq)	→	K ⁺ (aq)	+	OH ⁻ (aq)
[] ₀	0,09387 M		---		10 ⁻⁷ M ≅ 0 M
[] _{final}	---		0,09387 M		0,09387 M

- o Calculamos el pOH a partir de la concentración de hidróxidos:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,09387 \text{ M} = 1,03$$

- o Determinamos el pH a partir de la concentración su relación con el pOH:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad ; \quad \text{pH} = 12,97$$

Observamos que el $\text{pH} > 7$ lo cual coincide con lo esperado para una disolución de carácter básico.

31. Tus padres te dicen que limpies el suelo de mármol con un poco de vinagre para sacarle brillo. ¿Crees que es conveniente?

Actividad que pretende motivar al alumno para que aplique sus conocimientos de ácido-base a una situación cotidiana. Permite trabajar la competencia lingüística, la de iniciativa personal y la de aprender a aprender. Esperamos que el alumno recuerde o averigüe que el mármol tiene carácter básico y, por tanto, reaccionará con el vinagre, por ser este un ácido.

El mármol es una roca metamórfica formada por rocas calizas, fundamentalmente calcita y dolomita y por tanto presenta un carácter básico. Si sobre la misma se aplica vinagre, disolución que contiene ácido acético, este reaccionará con la base (fundamentalmente carbonato de calcio) dando, entre otros productos, dióxido de carbono gas, lo que puede observarse en la efervescencia que manifiesta la reacción.

En consecuencia, está totalmente desaconsejado limpiar el mármol con vinagre (o con cualquier otra sustancia de carácter ácido). Bajo esta misma premisa, no sería recomendable tampoco cortar tomate sobre una encimera de mármol, por ejemplo.

Antiguamente sí se recomendaba (incluso hoy en día en algunas webs) limpiar el mármol con vinagre diluido en agua o con zumo de limón con sal. La razón estriba en que el mármol es un material poroso por lo que estas sustancias pueden penetrar fácilmente y eliminar las manchas de la superficie. El efecto negativo de esta limpieza es el ataque a medio y largo plazo que el ácido produce en el mármol. Actualmente disponemos de productos especializados para realizar esta limpieza, por lo que recomendaríamos a nuestros padres no utilizar estas viejas técnicas.

En caso de tener que hacerlo (por no disponer de un limpiador más adecuado), se realizará con una disolución muy diluida y manteniéndola en contacto con el mármol el menor tiempo posible. Posteriormente se limpiará con abundante agua para eliminar

cualquier resto de ácido que pudiese permanecer alojado en los poros del mármol atacándolo.

32. ¿Por qué en ocasiones se pide que se muele el producto antes de añadirlo a una reacción?

Actividad encaminada a reforzar los contenidos relativos a la cinética química. Permite trabajar la competencia de iniciativa personal. Esperamos que el alumno comprenda que el molido de los reactivos sólidos afecta a la velocidad de reacción y sepa dónde ubicar la pregunta en el conjunto de la unidad.

El moler una sustancia implica hacer que ésta esté constituida por granos de cada vez menor tamaño. De esta manera, una misma masa de producto mostrará una mayor superficie de contacto.

La superficie es uno de los factores que influyen en la velocidad de reacción. Cuanto mayor es esta, mayor es la velocidad de reacción. En consecuencia, moler una sustancia implica aumentar su superficie y, con ello, incrementar la velocidad de las reacciones químicas que pueda experimentar.

33. ¿Por qué cuando nos cae un ácido indican que se añada agua en abundancia? ¿Sería conveniente verter algo de lejía sobre la herida?

Actividad enmarcada en el estudio de los ácidos y en el de la cinética química. Permite trabajar la competencia social y cívica junto con la de aprender a aprender. Esperamos que el estudiante identifique el efecto de la dilución con el agua y la neutralización con la base y sea capaz de responder a la cuestión utilizando el vocabulario adecuado a los conocimientos del curso.

Cuando el ácido entra en contacto con la piel, comienza a atacarla provocando la ruptura de las paredes celulares y, con ella, la muerte de las células. Nuestro cuerpo posee un pH próximo a neutralidad y no mucha agua en la superficie, por lo que es difícil que reaccione a este ataque. En consecuencia, la herida se hará grande y profunda.

Al añadir agua sobre la quemadura se consigue una rápida dilución del ácido y el arrastre del exceso. De esta manera se reduce muy rápidamente su efecto sobre la piel. Conviene mantener el flujo de agua fría para enfriar la zona y calmar la sensación de ardor que provoca el ácido.

No es conveniente añadir una base sobre el ácido porque, como hemos podido comprobar en la actividad 30, es muy difícil conseguir la neutralidad: si añadimos menos base de la necesaria seguirá actuando el ácido y, si ponemos base en exceso, lo único que conseguiremos es que lo que nos agreda ahora sea la base, continuando el daño al sistema.

El efecto es más acusado si el tejido afectado es una mucosa, tanto interna como externa. En estos casos *nunca* se añade base y la actuación debe limitarse a añadir agua en abundancia. Si el ácido (o la base) ha sido ingerido, no se debe provocar el vómito, pues se quemaría nuevamente el esófago y la cavidad bucal. Se debe administrar mucha agua y acudir a un centro médico, donde seguramente se administrará al paciente carbón activo y se le realizará un lavado de estómago de forma controlada.

34. Elabora en pequeño grupo un mural donde muestres al menos diez aplicaciones de la combustión, los problemas que genera cada una y las posibles soluciones.

Actividad ubicada en el contenido relativo a la importancia de la combustión en nuestro entorno que pretende dar respuesta al estándar del bloque 3 - 8.2. *Justifica la importancia de las reacciones de combustión en la generación de electricidad en centrales térmicas, en la automoción y en la respiración celular.*

Permite trabajar la competencia digital, la lingüística, la de aprender a aprender y la iniciativa personal y espíritu emprendedor. Esperamos que el estudiante trabaje en grupo la actividad y sea capaz de:

- Identificar aplicaciones de la combustión en su entorno cercano. Aunque muchas de ellas estarán en la industria y en la locomoción, convendrá recordarle que también hay aplicaciones en otras facetas de la vida, como en la calefacción o en la cocina, entre otras.
- Apreciar los problemas medioambientales o de suministro (incluidas las guerras) vinculados al uso de los combustibles fósiles
- Plantear posibles soluciones a los problemas observados o alternativas viables a la utilización de la combustión.

Nota: Debe recordarse al alumno que el trabajo se centra en la reacción de combustión y sus aplicaciones y no en las fuentes de energía basadas en combustibles fósiles. Si bien están relacionados ambos aspectos y se realizarán evidentes referencias a aquellos, la tarea no versa sobre ellos.

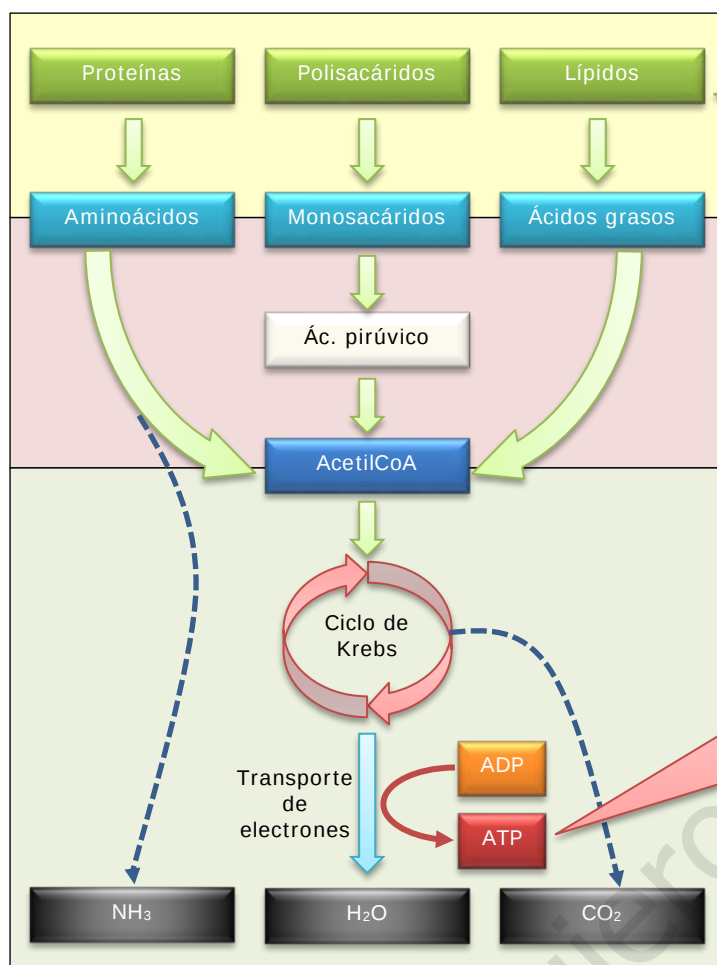
35. ¿Dónde almacena la célula la energía obtenida en la respiración celular?

Actividad de carácter multidisciplinar que pretende unificar los conocimientos de la asignatura con los de Biología para que el estudiante descarte la idea de que la ciencia está dividida en compartimentos aislados, asociados a cada una de las áreas educativas. Permite trabajar la competencia de aprender a aprender y la de iniciativa personal y espíritu emprendedor.

El objetivo es que el estudiante investigue (o recuerde) sistemas de almacenamiento de energía en formas biológicas. Estamos interesados en la parte química por lo que el alumno debe dar preferencia a ciertas moléculas que cumplen esta misión, antes que al almacenamiento en forma de gradientes electroquímicos a través de las paredes celulares.

La respiración celular consiste en el conjunto de reacciones químicas que permiten a una célula obtener la energía química almacenada en los enlaces de ciertas moléculas (polisacáridos, lípidos y proteínas) y suministrarla a la célula en una forma más «asequible».

Nota: La intención de la pregunta es comprender cómo el sistema biológico es capaz de almacenar temporalmente la energía química, no analizar en profundidad los procesos aeróbico y anaeróbico, que entendemos serán explicados en la asignatura correspondiente. No pretendemos analizar todo el proceso y dejamos sin considerar el efecto del NADH/NAD⁺ o el FADH/FAD⁺. Para ampliar sobre el ciclo de Krebs ver: goo.gl/6tHSNZ



La energía almacenada en moléculas ricas en energía requiere de un proceso complejo para ser extraída, ya que no es útil para ser utilizada directamente en otros mecanismos biológicos.

La respiración celular transfiere esta energía a una molécula más pequeña y fácil de utilizar.

El hecho de que sea una **única** molécula permite que todos los procesos utilicen la misma fuente de energía y unifica los sistemas.

La energía almacenada en una molécula compleja es transferida al enlace entre el ADP y el grupo fosfato para formar el ATP. Esta pequeña molécula, dotada de gran movilidad en el interior celular, sirve de almacén temporal de energía hasta que es requerida en algún proceso, como la actuación de una enzima.

Captura de energía: $\text{ADP} + \text{P}_i \rightarrow \text{ATP} + \text{H}_2\text{O}$ $\Delta G^\circ = +30,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Cuando es necesario, el sistema puede recuperar la energía a través del proceso inverso:

Emisión de energía: $\text{ATP} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ADP} + \text{P}_i$ $\Delta G^\circ = -30,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Nota: ADP: Adenosina difosfato – ATP: Adenosina trifosfato (ver: goo.gl/H3CSDP).

Pon en marcha tus habilidades

¿Un riesgo para la salud?

Podemos encontrar la repuesta en el siguiente enlace del inee: goo.gl/4gXIXU, que, si bien pertenece al área de Biología, nos permite trabajar perfectamente los contenidos y competencias de la unidad. En este documento tan solo indicamos la respuesta con mayor puntuación. Para otras posibilidades véase el documento indicado.

Pregunta 1

El propietario de la fábrica de productos químicos utilizó la declaración de los científicos que trabajaban para la empresa para afirmar que «los gases emitidos por la fábrica no constituyen un riesgo para la salud de los habitantes de la zona».

Da una razón que permita dudar de que la declaración hecha por los científicos que trabajan para la empresa confirme la afirmación del propietario.

Entre las razones para dudar se cuentan las siguientes:

- Puede que no se identifique como tóxica la sustancia que provoca los problemas respiratorios.
- Los problemas respiratorios pueden haberse producido sólo cuando los productos químicos estaban en el aire, no cuando estaban en el suelo.
- Las sustancias tóxicas pueden cambiar/descomponerse con el tiempo y no encontrarse en el suelo como sustancias tóxicas.
- No sabemos si las muestras son representativas de la zona.

Pregunta 2

Los científicos que trabajan para los ciudadanos preocupados compararon el número de personas con problemas respiratorios crónicos que vivían cerca de la fábrica de productos químicos con el número de casos observados en una zona alejada de la fábrica.

Describe una posible diferencia entre las dos zonas que te haría pensar que la comparación no fue válida.

Las respuestas deben centrarse en las diferencias posibles entre las zonas investigadas.

- El número de personas en las dos zonas podría ser diferente.
- Una zona podría tener mejores servicios médicos que la otra.
- Las condiciones meteorológicas podrían ser distintas.
- Podría existir una proporción diferente de personas mayores en cada zona.
- Podría existir otro contaminante del aire en la otra zona.

Pregunta 3

¿Te interesa la información siguiente? Selecciona una de estas posibilidades y justifica tu respuesta:

Me interesa mucho

Me interesa a medias

Me interesa poco

No me interesa nada

- a) Saber más sobre la composición química de los fertilizantes agrícolas.**
- b) Comprender qué les sucede a los gases tóxicos que se emiten a la atmósfera.**
- c) Conocer las enfermedades respiratorias producidas por las emisiones de productos químicos.**

Esta pregunta no aparece en la prueba PISA, pero hemos optado por introducirla de manera que evalúe la competencia social y cívica y sea similar a pruebas que aparecen en otras ediciones.

Los alumnos deberían seleccionar una de las dos primeras opciones: «Me interesa mucho» y «Me interesa a medias». No todos los alumnos mostrarán la misma inquietud por los problemas que puede producir la química en su organismo o en el medioambiente.

La justificación puede ser muy variada, pero versará sobre alguno de los aspectos siguientes:

- a) La composición química de un fertilizante puede contener algún componente que provoque daños a nivel químico, como tóxico, o a nivel biológico, como mutágeno u hormona. A algunos alumnos puede interesarles también conocer qué compuestos de los fertilizantes favorecen el crecimiento de las plantas.
- b) La emisión de gases tóxicos tiene repercusiones en grandes regiones alrededor del foco, puesto que estos gases están expuestos a factores atmosféricos (vientos y lluvia) que pueden transportarlos lejos de su origen. El conocimiento de los fenómenos implicados en el desplazamiento de los gases y de la reactividad química posterior de estos es de especial interés para poder combatir sus efectos.
- c) Las enfermedades respiratorias causadas por el vertido incontrolado de múltiples productos químicos a la atmósfera son actualmente objeto de gran interés, por cuanto su número se ha incrementado significativamente en los últimos decenios. Es fundamental para un ciudadano conocer los problemas más importantes (así como descartar los errores y miedos que el desconocimiento ocasiona en determinadas ocasiones).

A principios de junio de 2016 un informe indicaba que los fallecimientos por enfermedades respiratorias vinculadas a la polución se duplicarán o triplicarán en el año 2060 (respecto a 2016).

(fuente EFE: <http://www.efeverde.com/noticias/ocde-muertes-contaminacion-aire-2060/>)

Tarea competencial

Fabricando el jabón de nuestros abuelos

En esta actividad pretendemos promover en el alumno la idea de que la química está presente en nuestras vidas desde antaño y, para ello, se ha buscado una reacción que ha permitido avanzar a la sociedad mucho más de lo que parece. Con la incorporación de la higiene personal y del entorno, las sociedades han dejado atrás infinidad de enfermedades cuya transmisión utilizaba un vector ligado a la suciedad.

Así mismo, y con la finalidad de trabajar la competencia social y cívica, se promueve en los alumnos la noción de que las reacciones químicas están ligadas a la vida de los seres humanos, incluso aunque estos no tengan conocimientos teóricos de química. Que el estudiante sea consciente de que familiares muy próximos, hace no mucho tiempo, realizaban una transformación que hoy conocemos como saponificación le ayudará a entender la enorme importancia de esta ciencia en el desarrollo de la sociedad.

Así mismo, se intenta que el estudiante comprenda que todo este conocimiento no se debe perder en los recuerdos de las personas mayores. Hay que realizar un esfuerzo por recapitular los diferentes procesos y todas las variantes que se puedan, ya que contienen siglos de experiencia y nos aportan posibles mejoras que, en el mejor de los casos, habría que volver a conseguir en un laboratorio con el consiguiente gasto de tiempo y dinero.

Por último, se pide al alumno que sea capaz de aplicar estos conocimientos a la síntesis de algunas muestras de jabón, a la mejora del procedimiento y a la comprensión química del proceso.

Se concluye la tarea con la recomendación de la venta del producto obtenido, lo que implica que el grupo de alumnos debe realizar todo un proceso de *marketing* tratando de simular una pequeña empresa. De esta forma trabajaremos la competencia de iniciativa personal y espíritu emprendedor. Consideramos que no se debe obviar esta parte del trabajo ya que permite que un determinado tipo de alumnos comprendan la utilidad de la química y la importancia que la capacidad de emprender aporta a nuestra sociedad.

Como se trata de una tarea competencial no podemos proporcionar una respuesta única y definitiva, de manera que nos limitaremos a proporcionar determinadas directrices, así como a advertir de ciertos problemas que pueden surgir a lo largo del desarrollo de la misma.

- Qué esperamos evaluar en el alumno:
 - o Dentro de la evaluación sumativa, podemos evaluar varios aspectos que podemos resumir en la rúbrica de la página siguiente.
- Dirigirle en la tarea:
 - o Si bien es una tarea que aparenta ser sencilla se complica de manera considerable cuando se solicita a los alumnos que tomen la iniciativa e identifiquen a familiares conocedores de estas técnicas. En muchas ocasiones no son conscientes de que sus padres o abuelos tenían que fabricar su propio jabón hace no mucho tiempo y, cuando esto sucede, es probable que no tengan

contacto con ellos de manera frecuente. Para estas situaciones se les puede sugerir que pregunten entre sus conocidos: lo importante es disponer del conocimiento de varias personas mayores.

Si es posible, convendría realizar lo que en el ABP (Aprendizaje Basado en Proyectos) se denomina *movimiento hacia dentro*: consiste en que uno o varios miembros de la sociedad (familiares o conocidos) acuda al centro escolar y transmita sus conocimientos de manera directa. No podemos esperar una clase magistral por parte de estas personas, pero seguro que aportarán una visión real y muy diferente de la ciencia. Podemos convertir esta visita en una actividad lúdica y, de esta forma, potenciar la atención por parte de nuestros alumnos.

- o Convendría que los primeros intentos de fabricación de jabón se realizasen en el centro escolar delante del docente para que este pueda proporcionar ayuda allí donde se presenten problemas técnicos o logísticos. De esta forma, ayudaremos al grupo de trabajo a iniciar las experiencias y los haremos autónomos.

Así mismo, conviene motivar a los alumnos para que continúen con la investigación y optimización del proceso por su cuenta. Para ello se les puede prestar, bajo supervisión, el laboratorio del centro en horario no escolar o en determinadas horas, pactadas de acuerdo a la disponibilidad del alumnado. En caso de no ser posible esto habrá que mantener un control sobre la realización de estas tareas. Sería recomendable que un familiar de algún miembro del grupo se responsabilizase de verificar la realización del trabajo. Conseguir esta implicación es difícil, pero permite obtener mejores resultados.

- o La elaboración del folleto y la venta del producto es otro aspecto de la tarea en la que los alumnos van a precisar dirección. Proporcionarles nociones básicas sobre publicidad y comercio permitirá que los estudiantes dispongan de ideas para acometer la parte final del proyecto.
- o Aunque es el docente el especialista en la formas de transmitir las competencias, conviene recordar que NO se debe dar al alumno la solución a las preguntas o problemas, sino proporcionarle la información para que sea él el que acceda a la respuesta de manera autónoma. Esta forma de enseñar implica que debemos comenzar a preparar la tarea tiempo antes de su realización práctica y que se concluirá tiempo después de la misma.

- Qué problemas se puede encontrar:

- o Si bien estos pueden ser muy diversos, es habitual encontrar los que se enumeran a continuación:
 - No comprenden la forma en que actúa un jabón. Existen numerosas publicaciones que permiten entender la forma en que un jabón realiza su función. Un ejemplo es el siguiente artículo de la Universidad Nacional Autónoma de México:

<http://www.revista.unam.mx/vol.15/num5/art38/>

(se accede a las diferentes partes del mismo con las indicaciones «>» que aparecen al finalizar el texto).

- No comprenden la forma de sintetizar un jabón a partir de una grasa. Conviene indicarles que el proceso aparece explicado en la unidad 02, epígrafe 6.1, apartado C.
- La elaboración de un jabón es un proceso fácil si solamente se aspira a obtener productos de mediocre calidad. Sin embargo, la obtención de buenos jabones es casi un arte. Es probable que los primeros intentos no resulten en productos adecuados por lo que habrá de redirigir a los alumnos en su investigación para evitar que abandonen el proyecto por demasiado complejo.
- No diferencian adecuadamente entre el folleto y la memoria del proyecto. Mientras que el segundo es un trabajo científico con la rigurosidad que lo caracteriza y empleando el lenguaje correspondiente, el primero tiene como finalidad **vender** un producto, por lo que su sintaxis y vocabulario deben ser sencillos y claros, primando el contenido visual sobre el textual.

Este esfuerzo por explicar de manera sencilla lo que se ha realizado y las investigaciones que se han llevado a cabo no es un trabajo que carezca de importancia. Entre otras bondades, implica que el alumno debe realizar un esfuerzo de síntesis y estructuración que implica que debe entender exactamente todos los pasos que ha seguido a lo largo del proceso.

- No saben realizar un blog: si bien no es imprescindible, conviene que los alumnos comiencen a realizar un blog y a llevar un portafolio para agrupar sus trabajos. Existen multitud de posibilidades en la red para conseguirlo. Algunos ejemplos que, por supuesto, quedarán rápidamente desactualizados por nuevas propuestas, son:

- Wordpress: <https://es.wordpress.org/>
- Blogger: <https://www.tumblr.com/>

Y algo más especializados:

- LinkedIn: <http://blog.linkedin.com/>
- Tumblr: <https://www.tumblr.com/>

Rúbrica para la evaluación de la tarea competencial de la Unidad 3:

Nota: Toda tarea competencial mediante trabajo cooperativo posee dos tipos de rúbricas: la primera asociada a valorar los trabajos necesariamente realizados en grupo y otra asociada a valorar los trabajos de realización individual. Considerando que es en última medida el docente el encargado de particularizar cada una de ellas, en el siguiente cuadro tan solo se han esbozado algunos ítems que deberían aparecer, sin diferenciar si corresponden a uno u otro tipo de trabajo.

Tan solo se han indicado tres descriptores por subcompetencia, el docente puede ampliarlo a voluntad.

Competencia	Subcompetencia	Descriptor		
		Nivel bajo	Nivel medio	Nivel Alto
Competencia lingüística	Utilización del lenguaje en el producto de la tarea <i>(En el caso de que se decida la realización de algún trabajo resumen. El lenguaje utilizado en el folleto debe ser diferente al científico y mucho más claro.)</i>	Utiliza un vocabulario común, sin apenas vocablos del lenguaje científico. La redacción es confusa y suele llevar a error.	Utiliza algunas palabras de carácter científico. La redacción es simple, pero se entiende.	Realiza, en todo momento, un uso adecuado del lenguaje científico. La redacción es clara y sin ambigüedades.
	Estructuración del producto final <i>(En el caso de que se decida la realización de algún trabajo resumen.)</i>	La tarea carece prácticamente de estructuración: tan solo algunos títulos de epígrafes.	La estructuración del producto final tan solo es cronológica en cuanto a acontecimientos o pasos realizados.	El producto final está estructurado de acuerdo a las etapas indicadas para todo proyecto de investigación.
	Utilización del lenguaje en el folleto	Utiliza un lenguaje parco y no adecuado a la publicidad o excesivamente técnico y, por tanto, no útil para la finalidad del folleto.	En lenguaje es sencillo y adecuado, pero el mensaje es superficial, sin llegar a explicar nada.	El lenguaje es adecuado y se transmiten las ideas generales de la investigación de manera efectiva.

	Estructuración del folleto	No diferencia entre la introducción, las recetas encontradas y los experimentos y optimizaciones llevados a cabo.	Diferencia entre la introducción, las recetas y los experimentos llevados a cabo, pero dentro de cada punto la información no está estructurada.	El trabajo está totalmente estructurado de acuerdo a las indicaciones proporcionadas, y es fácil de entender.
Competencia matemática y básica en ciencia y tecnología	Búsqueda de información en familiares o conocidos	No aporta ningún conocido versado en la síntesis del jabón	Aporta familiar o conocido versado en la síntesis del jabón, pero no muestra su conocimiento de ninguna forma.	Aporta familiares o conocidos versados en el proceso de síntesis del jabón de manera presencial o grabada en vídeo.
	Realización de los jabones (optimización del proceso)	Se limita a realizar la primera receta encontrada, y no optimiza el proceso.	Realiza diversas recetas, pero no optimiza el proceso.	Realiza diversas recetas y trata de optimizar el proceso a partir del resultado obtenido.
	Explicación desde la química de la síntesis del jabón o el proceso de limpieza	Lo explica con palabras, pero sin imágenes ni fórmulas.	Explica ambas ideas limitándose a copiar contenidos de fuentes digitales o analógicas sin procesar la información.	Explica ambas ideas con lenguaje gráfico mostrando un procesamiento de la información.
Competencia digital	Realización de un blog (<i>en caso de que se solicite</i>)	Es incapaz de llevar a cabo el blog y presenta el trabajo directamente al docente.	Tan solo vincula su trabajo definitivo en el blog, pero no realiza ninguna entrada más.	Realiza correctamente un blog con las diferentes entradas cronológicas y, por último, vincula su trabajo definitivo en el mismo.

	Utilización de lenguaje hipertextual (<i>en caso de que se solicite</i>)	En el trabajo en papel no hay equilibrio entre imágenes y texto.	Abusa del texto o de las imágenes, no coloca vínculos hipertextuales y la presentación es casi plana.	Maneja adecuadamente la representación hipertextual, obteniendo un trabajo equilibrado.
	Uso de los enlaces en la búsqueda de información	Es incapaz de utilizar los enlaces y no entiende ni las entradas ni las salidas de aquellos.	Utiliza solo uno de los enlaces y se conforma con el primer resultado.	Utiliza correctamente ambos enlaces para confirmar los resultados e, incluso, propone medidas alternativas para obtener datos.
	Búsqueda de información sobre la síntesis del jabón o del proceso de limpieza	No busca información o se limita a una o dos páginas sin analizar su fiabilidad.	Busca información, pero, abrumado por la gran cantidad de información, se limita a copiar y pegar información.	Es capaz de realizar un proceso de selección de la información y con ella elaborar un resumen de forma correcta.
	Toma de fotografías (o videos)	No toma fotografías o son inadecuadas. La mayoría son de sus compañeros.	Realiza algunas fotografías de la tarea, si bien son pocas (dos o tres en todo el proceso). No se tienen en cuenta las que se realizan al grupo de alumnos.	Realiza una ponderada toma de fotografías (de cada uno de los pasos), que después utilizará. La mayoría de las mismas tratan del trabajo y no del grupo de estudiantes.
Aprender a aprender	Preparación previa de la tarea	No se ha preparado la tarea.	Ha determinado cierta información de antemano, pero no sabe cómo proceder en cada instante.	Trae la tarea preparada de antemano, de manera que sabe lo que hay que hacer en cada instante.

	Análisis comparativo de resultados respecto a lo esperado	Ante posibles productos de baja calidad no ofrece ninguna posible causa y no optimiza el proceso.	Realiza varias pruebas, pero no es capaz de obtener un factor que permita controlar la calidad del producto.	Realiza varias pruebas y delimita los factores que permiten controlar la calidad del producto: tiempo, temperatura, emulgente, concentración...
Iniciativa y espíritu emprendedor	Actitud activa y participativa en el desarrollo	Es pasivo y no responde ante las indicaciones.	Es pasivo pero actúa cuando se le explica e indica.	Muestra interés y es activo a lo largo de todo el proceso.
	Análisis de posibles modificaciones antes de la realización de la tarea	No se preocupa de la tarea, ni muestra interés hacia la misma.	Se muestra receptivo a la realización de la tarea, pero es incapaz de proponer modificaciones.	Antes de realizar la tarea, toma la iniciativa para buscar la mejor posición posible.
	Proposición de alternativas y mejoras a la realización de la tarea	Finalizado el producto no propone ninguna mejora.	Finalizado el producto propone posibles mejoras, pero no están razonadas ni son de utilidad.	Finalizado el producto expone posibles mejoras al mismo y las razona.
	Análisis del mercado e interés en la realización de la venta del producto	Se limita a poner un precio no adecuado y no muestra interés en su venta: no publicita, ni promociona, ni crea un logo para el producto.	Crea un <i>marketing</i> para su producto (logo y publicidad), pero no analizan el mercado, por lo que se observan importantes errores.	Realiza un estudio del mercado real y trata, en la medida de sus posibilidades, de simular el marketing real.
Conciencia y expresiones culturales	Análisis de la influencia de la fabricación del jabón en la mejora de la sociedad	No se preocupa de analizar la influencia.	Entiende la influencia en la higiene, pero no razona su relación con la salud.	Es capaz de analizar la influencia del jabón en la salud de manera razonada y con ejemplos reales.

	Conciencia del conocimiento de las personas mayores y la importancia de preservarlo	Entiende que las personas mayores conocen procesos que ya no se utilizan, pero cree que ya no son importantes y, por tanto, no hace falta preservarlos.	Entiende que las personas mayores conocen procesos que ya no se utilizan y que conviene almacenarlos, pero por motivos culturales y no científicos.	Es consciente de la importancia del acervo cultural que poseen las personas mayores y de la necesidad de preservarlo, pues implica mucha experiencia acumulada.
--	---	---	---	---