

## Ejercicios de Entrenamiento

### Nivel 1 - Serie 3

**Ejercicio 1.** La combustión del propano ( $C_3H_8$ ) en presencia de oxígeno produce  $CO_2(g)$ ,  $H_2O(g)$  y libera 2220 kJ por mol de propano. ¿Qué masa de propano debe quemarse para a) obtener 350 kJ de calor; b) calentar 2 L de agua desde 20 °C hasta la ebullición?

Dato: capacidad calorífica del agua =  $4,184 J g^{-1} °C^{-1}$ .

R.: a) 6,95 g; b) 13,3 g.

**Ejercicio 2.** La nafta, si bien es una mezcla de hidrocarburos, es termoquímicamente similar al octano puro. Calcula la cantidad de calor liberado cuando 1,0 L de nafta ( $\rho = 0,70 kg L^{-1}$ ) se quema completamente en condiciones estándar a 25 °C.

Dato:  $\Delta_c H^\circ (C_8H_{18}) = -5471 kJ mol^{-1}$ .

R.: 34 MJ.

**Ejercicio 3.** La entalpía estándar de combustión del azufre a dióxido de azufre es de  $-2374,4 kJ mol^{-1} S_8$ . ¿Cuál es la entalpía de formación del  $SO_2(g)$ ?

R.:  $-2806 kJ mol^{-1}$ .

**Ejercicio 4.** Una muestra de 9,670 g de hidróxido de bario se disolvió y diluyó hasta enrasar un matraz aforado de 250 mL. Se necesitaron 11,56 mL de esta solución para neutralizar 25,0 mL de una solución de ácido nítrico. (a) Calcula la concentración expresada en  $mol L^{-1}$  de la solución de ácido; (b) ¿Qué masa de ácido nítrico hay en dicha solución?

R.: (a) 0,209 M; (b) 1,07 g.

**Ejercicio 5.** Se preparó una solución de ácido clorhídrico agregando 10,00 mL del ácido concentrado y suficiente agua hasta enrasar un matraz aforado de 1,000 L. Por otro lado se preparó una solución agregando 0,530 g de carbonato de sodio anhidro a un matraz aforado de 100,0 mL y suficiente agua hasta enrasarlo. Se pipetearon 25,00 mL de esta última solución, se agregaron a un tercer matraz y se titularon con la solución del ácido diluido. Se alcanzó el punto final cuando se habían agregado 26,50 mL de ácido. (a) Escribe la ecuación balanceada para la reacción entre  $HCl(aq)$  y  $Na_2CO_3(aq)$ ; (b) ¿Cuál era la concentración, expresada en  $mol L^{-1}$  del ácido concentrado original?

R.: (a)  $Na_2CO_3(aq) + 2 HCl(aq) \rightarrow 2 NaCl(aq) + H_2CO_3(aq)$ ; (b) 9,43 M.

**Ejercicio 6.** La densidad de la madera de roble es de  $0,72 g cm^{-3}$ . Suponiendo que la fórmula de la madera de roble es  $C_6H_{12}O_6$ , calcula la masa de agua que se producirá al quemar un tronco de  $12 cm \times 14 cm \times 25 cm$ . ¿Cuánto calor se liberará si el  $\Delta_c H^\circ (C_6H_{12}O_6) = -2808 kJ mol^{-1}$ ?

**Ejercicio 7.** Escribe las ecuaciones iónicas netas para la formación de cada sal en solución acuosa: (a) sulfato plumboso; (b) sulfuro cúprico; (c) carbonato cobaltoso; (d) selecciona dos sales solubles que, cuando se mezclan sus soluciones, forman cada una de las sales insolubles citadas en (a), (b) y (c).

**Ejercicio 8.** Selecciona ácidos y bases apropiadas que como resultado de una reacción de neutralización produzcan (a) bromuro de potasio; (b) cianuro de calcio; (c) fosfato de potasio,  $K_3PO_4$ .

**Ejercicio 9.** En zonas frías, una vivienda promedio requiere 20 GJ de calor por mes.

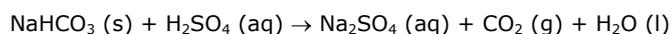
a) ¿qué masa (expresada en kg) de gas natural debe quemarse para producir esa energía? Supón que el gas natural consiste en propano ( $C_3H_8$ ) puro;  $\Delta_c H^\circ (C_3H_8, 298,15 K) = -2044 kJ mol^{-1}$  (de propano).

b) ¿qué masa de  $B_2O_3(s)$  se obtendrá luego de quemar pentaborano ( $B_5H_9, s$ ) suficiente para obtener dichos 20 GJ de calor?  $\Delta_c H^\circ (B_5H_9, 298,15 K) = -4,543 MJ mol^{-1}$  (de pentaborano).

$A_r(C) = 12$ ;  $A_r(H) = 1$ ;  $A_r(B) = 10,8$ ;  $A_r(O) = 16$ .

R.: a) 430,5 kg; b) 766 kg.

**Ejercicio 10.** Durante una práctica de laboratorio se derramó un poco de ácido sulfúrico sobre la mesada. El ácido puede neutralizarse espolvoreando sobre él hidrógeno carbonato de sodio (carbonato ácido de sodio, bicarbonato de sodio,  $NaHCO_3$ ) y posteriormente absorbiendo con un trapo la solución resultante. El  $NaHCO_3$  reacciona con el ácido según la ecuación siguiente (no balanceada):



Se agrega  $NaHCO_3(s)$  hasta que cesa la efervescencia causada por la formación de  $CO_2$ . Si se derramaron 35 mL de  $H_2SO_4$  6,0 M,

a) ¿qué masa mínima (expresada en gramos) de  $NaHCO_3$  debe agregarse al derrame para neutralizar el ácido?

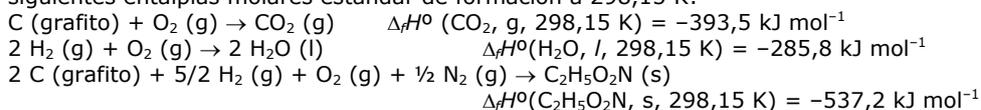
b) si en lugar del sólido se dispusiera de medio litro de una solución acuosa de  $NaHCO_3$  0,5 M, ¿se habría logrado el objetivo de neutralizar el derrame?



$A_r(\text{Na}) = 23$ .

**R.:** a) 35,3 g; b) no. Hacen falta al menos 840 mL

**Ejercicio 11.** Calcula la entalpía molar de combustión a 298,15 K de la glicina ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}_2\text{N}$ ), una sustancia importante para la energía biológica, sabiendo que en dicha reacción se producen  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{N}_2$  y las siguientes entalpías molares estándar de formación a 298,15 K:



**R.:**  $\Delta_c H^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}_2\text{N}, 298,15 \text{ K}) = -964,3 \text{ kJ mol}^{-1}$

**Ejercicio 12.** Se recolectó una muestra de agua de lluvia y se analizó su contenido ácido. El análisis mostró que 100 mL de muestra se neutralizó con 22,4 mL de NaOH (aq) 0,0122 M. Suponiendo que el ácido presente era ácido sulfuroso (producto de la reacción de dióxido de azufre con agua), ¿cuál es la concentración, expresada en  $\text{mol L}^{-1}$  de ácido en el agua de lluvia?

**R.:**  $1,37 \times 10^{-3} \text{ M}$

**Ejercicio 13.** Un biólogo, interesado en conocer el pH del agua de un lago, obtuvo una muestra de 200 mL de dicha agua y la tituló con NaOH (aq) 0,0500 M. La muestra requirió 40,0 mL de base para ser neutralizada.

- a) Estima el pH del lago.  
b) Si el lago tiene 1,1 km de largo, 2,3 km de ancho y 10 m de profundidad, ¿qué cantidad de ácido (expresado en moles de ácido monoprótico) hay en sus aguas?

**R.:** a) pH = 2; b)  $2,53 \times 10^8$  moles.

**Ejercicio 14.** a) ¿Cuál de los siguientes es un óxido básico? ¿Su reacción con agua produce una base fuerte o débil? 1)  $\text{NO}_2$ ; 2)  $\text{H}_2\text{O}$ ; 3)  $\text{K}_2\text{O}$ ; 4) NaCl; 5)  $\text{SO}_2$

b) ¿Cuál de los siguientes es un óxido ácido? ¿Su reacción con agua produce un ácido fuerte o débil? 1)  $\text{NO}_2$ ; 2)  $\text{H}_2\text{O}$ ; 3)  $\text{K}_2\text{O}$ ; 4) NaCl; 5)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

**R.:** a)  $\text{K}_2\text{O}$ , fuerte; b)  $\text{NO}_2$ , fuerte.

**Ejercicio 15.** Si donde vives el agua de consumo es "dura", habrás observado la formación de depósitos calcáreos ("sarro"),  $\text{CaCO}_3$ , en el interior de una pava, en canillas, lavabos, bañeras, etc. ¿Cuál de los siguientes productos será mejor para disolver esos depósitos? ¿Por qué?: a) amoníaco; b) lavandina; c) soda cáustica; d) vinagre.

**R.:** el vinagre.

**Ejercicio 16.** ¿Cuál será la concentración (expresada en  $\text{mol L}^{-1}$ ) de la solución de hidróxido de potasio formada por reacción de 0,170 g de potasio con 100 mL de agua? ¿Qué volumen de hidrógeno (medido a 1 bar y 273,15 K) se desprenderá?

$A_r(\text{K}) = 39$ ;  $R = 0,082 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ; 1 bar = 101325 Pa

**R.:**  $[\text{KOH}] = 4,36 \times 10^{-2} \text{ M}$ ;  $V(\text{H}_2) = 0,049 \text{ L}$

**Ejercicio 17.** Se vierte 1 mL de ácido clorhídrico concentrado (37% p/p,  $\rho = 1,19 \text{ g mL}^{-1}$ ) en un matraz de 500 mL y se diluye con agua hasta el nivel del aforo. Se toman 20,0 mL de la solución así preparada y se vierten en un Erlenmeyer de 250 mL al cual se le agregan 25 mL de agua. ¿Qué volumen (expresado en mL) de NaOH (aq) 0,100 M se necesita para neutralizar el ácido contenido en el Erlenmeyer y cuál era la concentración (expresada en  $\text{mol L}^{-1}$ ) del ácido concentrado original?  $A_r(\text{Cl}) = 35,5$ .

**R.:** 4,83 mL de base; 12 M.

**Ejercicio 18.** Una muestra de 20,0 mL de solución acuosa 0,200 M de HBr se titula con solución acuosa de NaOH 0,200 M. Calcula el pH después de la adición de los siguientes volúmenes de base: a) 15,0 mL; b) 19,9 mL; c) 20,0 mL; d) 20,1 mL; e) 35,0 mL

**R.:** a) 1,54; b) 3,30; c) 7,00; d) 10,7; e) 12,7.

**Ejercicio 19.** A continuación se listan tres hidrocarburos comunes que tienen cuatro carbonos, junto con sus entalpías de formación molares estándar a 298,15 K:



| Hidrocarburo     | Fórmula                              | $\Delta_f H_f^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$ |
|------------------|--------------------------------------|---|
| 1,3-butadieno    | $\text{C}_4\text{H}_6 (\text{g})$    | 111,9                                     |
| 1-buteno         | $\text{C}_4\text{H}_8 (\text{g})$    | 1,2                                       |
| <i>n</i> -butano | $\text{C}_4\text{H}_{10} (\text{g})$ | -124,7                                    |

- (a) Para cada uno de ellos, calcula la entalpía de combustión estándar a 298,15 K por mol de hidrocarburo.  
(b) Calcula el valor energético en  $\text{kJ g}^{-1}$  para cada uno de estos compuestos.  
(c) Para cada hidrocarburo, determina el porcentaje en masa de hidrógeno.  
(d) Comparando tus respuestas de los ítems (b) y (c), propón una relación entre el contenido de hidrógeno y el valor energético de los hidrocarburos.

$A_r (\text{C}) = 12$ ;  $A_r (\text{H}) = 1$ .

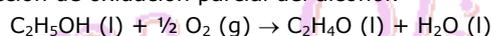
$\Delta_f H_f^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$ :  $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) = -285,8$ ;  $\text{CO}_2 (\text{g}) = -393,5$ .

**R.:** (a)  $-2543,3 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ C}_4\text{H}_6$ ;  $-2718,4 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ C}_4\text{H}_8$ ;  $-2878,3 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ C}_4\text{H}_{10}$ ;

(b)  $47,1 \text{ kJ g}^{-1} \text{ C}_4\text{H}_6$ ;  $48,5 \text{ kJ g}^{-1} \text{ C}_4\text{H}_8$ ;  $49,6 \text{ kJ g}^{-1} \text{ C}_4\text{H}_{10}$ ;

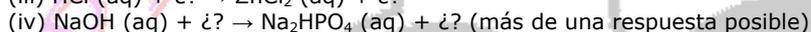
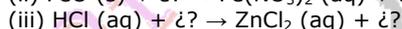
(c) 11,1% de H en  $\text{C}_4\text{H}_6$ ; 14,3% de H en  $\text{C}_4\text{H}_8$ ; 17,2% de H en  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ .

**Ejercicio 20.** En los líquidos  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  (etanol) y  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$  (etanal), las entalpías de combustión estándar a 298,15 K son, respectivamente,  $-1370,7$  y  $-1167,3 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Calcula la entalpía de reacción molar estándar ( $\Delta_r H_m^\circ$ ) a 298,15 K para la reacción de oxidación parcial del alcohol:



**R.:**  $\Delta_r H_m^\circ (298,15 \text{ K}) = -203,4 \text{ kJ mol}^{-1}$

**Ejercicio 21.** (a) Completa estas ecuaciones escribiendo las fórmulas de los compuestos que se omiten y balancéalas:



(b) Aunque muchas sales se pueden formar mediante multitud de reacciones, en general se las considera derivadas de la reacción de un ácido con una base. Para cada una de las sales siguientes, escoge al ácido y la base que reaccionarían entre sí para formar la sal y escribe la ecuación química balanceada correspondiente: (i)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ; (ii)  $\text{AlCl}_3$ ; (iii)  $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ ; (iv)  $\text{Ba}_2\text{P}_2\text{O}_7$ .

**Ejercicio 22.** El vinagre es una solución acuosa de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) al 5,11 % (p/p). Su densidad es  $1,007 \text{ g mL}^{-1}$ .

(a) ¿Cuál es su concentración expresada en moles de ácido acético por litro de solución?

(b) ¿Qué volumen (expresado en mL) de  $\text{NaOH} 1,0600 \text{ M}$  hubieran sido necesarios para neutralizar 25,00 mL de vinagre?

$A_r (\text{C}) = 12$ ;  $A_r (\text{H}) = 1$ ;  $A_r (\text{Na}) = 23$ ;  $A_r (\text{O}) = 16$ .

**R.:** (a)  $0,8576 \text{ M}$ ; (b)  $20,23 \text{ mL}$

**Ejercicio 23.** Una muestra de 50,0 mL de hidróxido de calcio  $0,0500 \text{ M}$  se añade a 10,0 mL de ácido nítrico  $0,2000 \text{ M}$ .

(a) Escribe la ecuación química balanceada que representa la reacción entre ambos compuestos en solución acuosa;

(b) ¿La solución resultante de la mezcla, es ácida o básica?

(c) ¿Qué cantidad (expresada en moles) en exceso de ácido o de base hay presentes?

(d) ¿Qué volumen (expresado en mL) de base  $0,0500 \text{ M}$  o de ácido  $0,0500 \text{ M}$  se requerirían para neutralizar la solución resultante?

$A_r (\text{Ca}) = 40$ ;  $A_r (\text{H}) = 1$ ;  $A_r (\text{N}) = 14$ ;  $A_r (\text{O}) = 16$ .

**R.:** (b) es básica; (c)  $1,5 \times 10^{-3}$  moles de hidróxido de calcio en exceso; (d) 60 mL de ácido nítrico  $0,0500 \text{ M}$ .

**Ejercicio 24.** El ácido butírico, cuya fórmula empírica es  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ , es el responsable del olor de la manteca rancia. El ácido tiene un hidrógeno ionizable por molécula.

Una muestra de 1,000 g de ácido butírico se neutralizó con 54,52 mL de  $\text{NaOH} 0,2088 \text{ M}$ .

¿Cuáles son (a) el peso molecular y (b) la fórmula molecular del ácido butírico?

**R.:** a)  $M_r = 87,84$ ; (b)  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ .

**Ejercicio 25.** Una muestra de 1,00 g de un metal X (del que se sabe que forma iones  $\text{X}^{2+}$ ) se agregó a 0,100 L de  $\text{H}_2\text{SO}_4 0,500 \text{ M}$ . Una vez que reaccionó todo el metal, el ácido remanente requirió 0,0334 L de solución acuosa de  $\text{NaOH} 0,500 \text{ M}$  para su neutralización. Calcula la masa molar del metal e identifícalo.

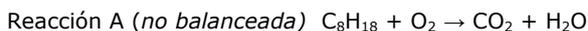


**R.:**  $A_r = 24,0$ ; se trata del magnesio.

**Ejercicio 26.** Calcula el número  $x$  de moléculas del hidrato del ácido oxálico,  $H_2C_2O_4 \cdot xH_2O$ , a partir de los siguientes datos: 5,00 g del compuesto se llevaron a exactamente 250 mL de solución acuosa; se requirieron 15,9 mL de solución acuosa de NaOH 0,500 M para neutralizar 25,0 mL de la solución del hidrato.

**R.:**  $x = 2$ .

**Ejercicio 27.** Como ya señaláramos oportunamente en otros ejercicios, la nafta puede suponerse compuesta exclusivamente por octano,  $C_8H_{18}$ . Cuando se queman combustibles de hidrocarburos en presencia de suficiente oxígeno, se forma  $CO_2$ :



Pero cuando el suministro de oxígeno es limitado, se forma el gas venenoso monóxido de carbono, CO.

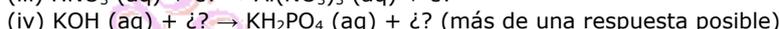
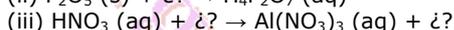
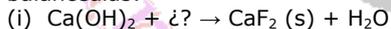


Cualquier motor de automóvil, no importa el grado de puesta a punto, quema su combustible mediante alguna combinación de estas dos reacciones. Supón que un motor de un automóvil está funcionando en punto muerto en un garaje cerrado con un volumen de aire de  $97,5 \text{ m}^3$ . Este motor quema el 95% de su combustible mediante la reacción A y el restante mediante la reacción B.

- Balancea las ecuaciones que representan a las reacciones A y B.
- ¿Qué volumen (expresado en L) de octano,  $\delta = 0,702 \text{ g mL}^{-1}$ , se debe quemar para que el CO alcance una concentración de  $2,00 \text{ g m}^{-3}$ ?
- Si cuando funciona en punto muerto el motor quema combustible a una velocidad de  $0,0631 \text{ L min}^{-1}$ , ¿cuánto tardará en alcanzar la concentración de CO indicada en (b)?
- ¿Cuánta energía se habrá disipado por efecto de la combustión del octano que reaccionó en (b)? ¿Y cuánta se disipa por i) kilogramo de combustible, ii) litro de combustible? Dato:  $\Delta_c H (C_8H_{18}) = -5471 \text{ kJ mol}^{-1}$ .
- Suponiendo válida la "equivalencia" (ver *Actividad...* más adelante)  $1,272 \text{ L de nafta } (C_8H_{18}) = 1 \text{ m}^3 \text{ de GNC}$  (considéralo un gas ideal a  $1,2 \text{ atm}$  y  $323,15 \text{ K}$ ), que el GNC es 100% metano,  $CH_4$ , y que éste se consume por combustión completa, calcula la cantidad de  $CO_2$  que producen ambos combustibles e indica entonces cuál de ellos contribuye menos al calentamiento gradual del planeta.

**R.:** (b) 2,83 L; (c) 44,8 min

**Ejercicio 28.** (a) Completa estas ecuaciones escribiendo las fórmulas de los compuestos que se omiten y balancéalas:



(b) Aunque muchas sales se pueden formar mediante multitud de reacciones, en general se las considera derivadas de la reacción de un ácido con una base. Para cada una de las sales siguientes, escoge al ácido y la base que reaccionarían entre sí para formar la sal y escribe la ecuación química balanceada correspondiente: (i)  $(NH_4)HSO_4$ ; (ii) KIO; (iii)  $Fe_2(SeO_4)_3$ ; (iv)  $Al(MnO_4)_3$

**Ejercicio 29.** El "bicarbonato de sodio",  $NaHCO_3$  (¿cuál es el nombre correcto según la IUPAC?) es aún hoy en día un remedio eficaz para aliviar la "acidez estomacal". ¿Qué masa de  $NaHCO_3$  será necesaria para neutralizar 85 mL de jugo gástrico, al que puedes considerar como una solución acuosa de HCl  $0,17 \text{ mol L}^{-1}$ ?

**R.:** 1,2 g de  $NaHCO_3$ .

**Ejercicio 30.** Si se mezclan 450 mL de solución acuosa de NaOH  $1,05 \text{ mol L}^{-1}$  y 225 mL de solución acuosa de ácido acético  $2,10 \text{ mol L}^{-1}$ , ¿cuál será la concentración (expresada en  $\text{mol L}^{-1}$ ) de la sal en la solución resultante?

**R.:**  $0,700 \text{ mol L}^{-1}$  de acetato de sodio acuoso.

**Ejercicio 31.** Completa la siguiente oración. Si 400 mL de solución acuosa de HCl  $0,200 \text{ M}$  se añaden a 800 mL de solución acuosa de  $Ba(OH)_2$   $0,0400 \text{ M}$ , la solución resultante será \_\_\_\_\_ M en  $BaCl_2$  y \_\_\_\_\_ M en \_\_\_\_\_.

**Ejercicio 32.** Una muestra impura de  $(COOH)_2 \cdot H_2O$  cuya masa era de 2,00 g se disolvió en agua y se valoró con solución acuosa estándar de NaOH. La valoración requirió 38,32 mL de NaOH  $0,198 \text{ M}$ . Calcula la proporción (expresada en porcentaje) de  $(COOH)_2 \cdot H_2O$  en la muestra.

**R.:** 23,9 % en peso.



**Ejercicio 33.** Clasifica a cada sustancia como electrolito fuerte o débil y después cataloga a los (a) ácidos fuertes; (b) bases fuertes; (c) ácidos débiles y (d) bases débiles. Propón estructuras de Lewis para al menos 4 sustancias de las listadas a continuación y nombra a todas ellas según las reglas de la IUPAC:

NaCl, MgSO<sub>4</sub>, HCl, (COOH)<sub>2</sub>, Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>, HNO<sub>3</sub>, HI, Ba(OH)<sub>2</sub>, LiOH, CH<sub>3</sub>COOH, NH<sub>3</sub>, KOH, HCN, HClO<sub>4</sub>.

### Actividad: ¿Cómo comunicamos información científica?

Tus docentes de ciencias naturales te habrán mencionado la necesidad de precisar y estandarizar formas de expresión, símbolos, nomenclaturas, sistemas de unidades, etc. utilizados en dichas áreas de conocimiento, a efectos de facilitar la interpretación y comprensión de sus producciones.

Reproducimos abajo un cuadro publicado en Internet por una empresa que comercializa equipos de conversión a GNC, en su sección "Detalles técnicos".

Analiza crítica y exhaustivamente dicho cuadro con tus docentes del área y con tus compañeros (por ej., precisión de sus términos y definiciones, unidades utilizadas y sus formas de expresión, uso del lenguaje en general) con relación a la necesidad aludida más arriba. Produce una versión mejorada del cuadro que sirva al mismo propósito que el original.

#### GNC (Gas Natural Comprimido)

Químicamente su composición varía según la cuenca y/o planta de tratamiento de donde se lo extrae, siendo éstos los valores promedios:

|   |                               |
|---|-------------------------------|
| <b>Metano (CH<sub>4</sub>)</b>              | 89/95%                        |
| <b>Etano (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>)</b>   | 0.05 / 5.2 %                  |
| <b>Propano/Butano</b>                       | 0.50 / 7.5 %                  |
| <b>Nitrógeno (N<sub>2</sub>)</b>            | 0.70 / 2.7 %                  |
| <b>Anhidrido Carbónico (CO<sub>2</sub>)</b> | 0.50 / 1.8 %                  |
| <b>Agua (H<sub>2</sub>O)</b>                | 113 mg. / m <sup>3</sup> max. |
| <b>Azufre libre</b>                         | 50 mg. / m <sup>3</sup> max.  |

#### Poder calorífico del GNC (Gas Natural Comprimido)

Se define como poder calorífico a la cantidad de calor que produce la nafta y el GNC cuando se encuentran en combustión. De esa manera se puede comparar el rendimiento térmico de ambos combustibles. La unidad que utilizamos para cuantificar el combustible es el kilogramo (kg), y para medir el poder clórico las calorías (cal), o las kilocalorías (kcal).

| <b>Combustible</b>           | <b>Poder calorífico</b> |                |
|------------------------------|-------------------------|----------------|
| <b>Nafta (gasolina)</b>      | 10500 kcal./kg.         | 7300 kcal./kg. |
| <b>Gas Natural</b>           | 15302 kcal./kg.         | 9350 kcal./kg. |
| <b>Diferencia porcentual</b> | 45.70 %                 | 27.20 %        |

A partir de este cuadro se puede deducir que, si bien las unidades de volumen no son comparables, bajo todo punto de vista el GNC aporta mayor energía calórica que la nafta:

**1 m<sup>3</sup> de GNC = 1,272 Litros de Nafta**

La entrega de gas a una temperatura estable de 50 grados centígrados permite el máximo aprovechamiento energético, lo que se traduce en un rendimiento en km. Por m<sup>3</sup> de gas equivalente a 1,25 lts. de nafta.

**Ejercicio 34.** La energía es liberada por unidad de masa es una propiedad útil para comparar distintos combustibles. Teniendo en cuenta las composiciones químicas aproximadas de los siguientes combustibles, calcula cuánta energía se libera por la combustión de un gramo de cada uno de ellos (expresada en kJ g<sup>-1</sup>).

- (a) Gas Natural Comprimido (95% metano, 5% etano)
- (b) Alconafta (15% V/V etanol, 85% V/V octano)

Datos:  $\Delta_c H$  (metano, 298,15 K) = -890 kJ mol<sup>-1</sup>  
 $\Delta_c H$  (etano, 298,15 K) = -1560 kJ mol<sup>-1</sup>  
 $\Delta_c H$  (octano, 298,15 K) = -5471 kJ mol<sup>-1</sup>  
 $\Delta_c H$  (etanol, 298,15 K) = -1382 kJ mol<sup>-1</sup>



$$\rho_{\text{octano}} = 0,702 \text{ g mL}^{-1}$$
$$\rho_{\text{etanol}} = 0,791 \text{ g mL}^{-1}$$

R: GNC: 55,16 kJ g<sup>-1</sup>;alconafta: 44,92 kJ g<sup>-1</sup>.

**Ejercicio 35.** La soldadura por gas o con soplete utiliza la energía de la combustión de una mezcla gaseosa para generar una llama que se aplica a las superficies de las piezas a soldar. Empleando distintos gases se pueden producir llamas de distinta temperatura, dependiendo de la energía liberada por la combustión de los gases empleados.

A partir de los datos de entalpías de formación consignados abajo, calcula la entalpía de combustión molar de las siguientes sustancias que mezcladas con oxígeno son comúnmente empleadas en soldadura:

- (a) Butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>)
- (b) Acetileno (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>)
- (c) Hidrógeno (H<sub>2</sub>)

Datos:  $\Delta_f H(\text{CO}_2, \text{g}, 298,15 \text{ K}) = -393,5 \text{ kJ mol}^{-1}$   
 $\Delta_f H(\text{C}_4\text{H}_{10}, \text{g}, 298,15 \text{ K}) = -125,6 \text{ kJ mol}^{-1}$   
 $\Delta_f H(\text{C}_2\text{H}_2, \text{g}, 298,15 \text{ K}) = 226,73 \text{ kJ mol}^{-1}$   
 $\Delta_f H(\text{H}_2\text{O}, \text{l}, 298,15 \text{ K}) = -285,8 \text{ kJ mol}^{-1}$

R:  $\Delta_c H(\text{C}_4\text{H}_{10}, 298,15 \text{ K}) = -2877,4 \text{ kJ mol}^{-1}$   
 $\Delta_c H(\text{C}_2\text{H}_2, 298,15 \text{ K}) = -1300 \text{ kJ mol}^{-1}$   
 $\Delta_c H(\text{H}_2, 298,15 \text{ K}) = -285,8 \text{ kJ mol}^{-1}$

**Ejercicio 36.** ¿Cuál de estos pares de sustancias se combinarán para producir amoníaco gaseoso?

- a) NH<sub>3</sub> (aq) + HCl (aq)
- b) (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (s) + NaOH (aq)
- c) a y b
- d) Ninguna de las combinaciones anteriores producirá amoníaco gaseoso.

**Ejercicio 37.** Las sales de perclorato (ClO<sub>4</sub><sup>-</sup>) son muy empleadas en el laboratorio ya que el anión perclorato es muy poco reactivo. ¿Como prepararías Ni(ClO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> a partir de una reacción de neutralización? Indica las ecuaciones iónicas balanceadas para cada paso.

**Ejercicio 38.** Da un ejemplo de sustancia que posea las siguientes propiedades:

- a) Un óxido de un no metal que a temperatura ambiente sea un gas y se disuelva en agua dando una solución fuertemente ácida.
- b) Un óxido de un no metal que a temperatura ambiente sea sólido e insoluble en agua.
- c) Un óxido de un metal que se disuelva en agua dando una solución fuertemente básica.
- d) Un óxido de un metal insoluble en agua.
- e) Un hidruro que es un gas a temperatura ambiente y que al disolverse en agua da una solución fuertemente básica.

**Ejercicio 39.** El mármol es una roca metamórfica muy apreciada en construcción, cuya composición es CaCO<sub>3</sub> (calcita). El CaCO<sub>3</sub> es prácticamente insoluble en agua, pero reacciona con soluciones levemente ácidas.

- a) Indica la reacción entre el CaCO<sub>3</sub> y una solución acuosa de CO<sub>2</sub>.

Los gases NO<sub>2</sub> y SO<sub>2</sub> que pueden estar presentes en la atmósfera como contaminantes, producen soluciones ácidas que atacan más efectivamente al CaCO<sub>3</sub>.

- b) Indica las reacciones del NO<sub>2</sub> y del SO<sub>2</sub> con el agua, respectivamente, empleando ecuaciones iónicas balanceadas.
- c) Indica las reacciones de las soluciones anteriores con CaCO<sub>3</sub>, empleando ecuaciones iónicas balanceadas.

**Ejercicio 40.** El ácido "muriático" (ácido clorhídrico) se vende comúnmente en ferreterías y se lo emplea para remover manchas de cemento y limpiar cerámicos. La concentración de este producto se informa como % peso/peso. Se quiere determinar la concentración real de HCl en un producto cuya etiqueta declara contener 18% de ácido muriático ( $\rho = 1,1 \text{ g mL}^{-1}$ ). Para ello se tomaron 25,00 mL del producto y se llevaron a 1000 mL en un matraz aforado. De esta solución se titularon 25,00 mL empleando 37,95 mL de una solución acuosa 0,100 M de NaOH. ¿Cuál es la concentración real de HCl en este producto? ¿Es correcta la información en la etiqueta?

R: Su concentración es 6,07 M, que corresponde a 20,7 % p/p, excediendo lo indicado en la etiqueta.

**Ejercicio 41.** La información siguiente fue tomada de un diario de Pilar (PBA): "Ayer, en horas de la mañana, un camión de la empresa Cofil SRL, sufrió una avería en la boca de uno de sus tanques en los que transportaba seis mil litros de ácido clorhídrico. (...) Finalmente se utilizaron más de doscientas bolsas de cal



para neutralizar los efectos nocivos del líquido. Luego se lavó para anular la contaminación, y posteriormente se canalizó por un desagüe hacia el Río Luján."

Suponiendo que se derramó todo el contenido del camión y que contenía ácido clorhídrico 37% p/p ( $\rho = 1,19 \text{ g mL}^{-1}$ ),

- Escribe la ecuación química balanceada correspondiente a la reacción de neutralización empleada para contener el efecto del derrame.
- Calcula cuántas bolsas de 20 kg de cal hidratada ( $\text{Ca(OH)}_2$ ) se hubieran requerido para neutralizar lo más exactamente posible el líquido derramado.

**R:** Se hubieran requerido al menos 135 bolsas.

**Ejercicio 42.** Considera que 0,100 L de gas metano,  $\text{CH}_4(\text{g})$ , a  $25,0^\circ\text{C}$  y 744 Torr ardieron completamente a presión constante y en un exceso de aire. El calor liberado se utilizó para fundir 9,53 g de hielo. El dispositivo donde se realizó la experiencia se llama "calorímetro de hielo", el cual es un dispositivo que se usa para medir calores de reacción exotérmicos, estableciendo la cantidad de hielo que se funde.

Sabiendo que se necesitan 6,01 kJ de energía transferida como calor para fundir 1 mol de hielo,  $\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ ,

(a) Escribe una ecuación química para la combustión completa de  $\text{CH}_4$  y mediante cálculos muestra que en el caso de este ejercicio la combustión resultó incompleta;

(b) Supón que en la combustión incompleta de  $\text{CH}_4$  se produce  $\text{CO}(\text{g})$  y  $\text{H}_2\text{O}(\ell)$  y represéntala lo mejor que puedas a través de una sola ecuación química con coeficientes estequiométricos enteros pequeños.

**Ejercicio 43.** (a) Parte del butano,  $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$ , contenido en un recipiente para gases de 200,0 L a  $26,0^\circ\text{C}$  se extrae y se quema a presión constante en un exceso de aire.

La presión inicial del recipiente era de 2,35 atm y luego de la extracción del butano, aquella se redujo a 1,10 atm.

El calor liberado por la combustión se utilizó para elevar la temperatura de 132,5 L de agua desde  $26,0$  hasta  $62,2^\circ\text{C}$ .

Supón que para aumentar la temperatura del agua líquida en  $1^\circ\text{C}$  en el intervalo de temperaturas considerado en este ejercicio necesitas entregar 4,184 J de energía por gramo de agua (es decir, supón que el *calor específico* del agua es  $4,184 \text{ J g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$  entre  $26,0$  y  $62,2^\circ\text{C}$ ) y que los productos de la combustión del butano fueron exclusivamente  $\text{CO}_2(\text{g})$  y  $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ .

Determina cuál fue el porcentaje del calor producido que fue absorbido por el agua (es decir, determina el rendimiento o eficiencia de este calentador de agua).

(b) Los hidrocarburos llamados alcanos tienen la fórmula  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ . Las entalpías de formación de los alcanos decrecen (se hacen más negativas) al aumentar el número de átomos de carbono en la molécula. Comenzando por el butano, por cada grupo  $\text{CH}_2$  adicional en la fórmula, la entalpía de formación,  $\Delta_f H^\circ$  cambia en  $-21 \text{ kJ mol}^{-1}$ . A partir de esta información y de los datos que acompañan a este ejercicio, estima el valor del calor de combustión del heptano,  $\text{C}_7\text{H}_{16}(\ell)$ .

Datos:  $\Delta_c H^\circ (\text{C}_4\text{H}_{10}, \text{g}, 298,15 \text{ K}) = -2877,4 \text{ kJ mol}^{-1}$

$\Delta_f H^\circ (\text{CO}_2, \text{g}, 298,15 \text{ K}) = -393,5 \text{ kJ mol}^{-1}$

$\Delta_f H^\circ (\text{C}_4\text{H}_{10}, \text{g}, 298,15 \text{ K}) = -125,6 \text{ kJ mol}^{-1}$

$\Delta_f H^\circ (\text{H}_2\text{O}, \ell, 298,15 \text{ K}) = -285,8 \text{ kJ mol}^{-1}$

**R.:** (a) 69,1% de eficiencia.

**Ejercicio 44.** (I) ¿Cuál de las siguientes ecuaciones químicas corresponde a la ecuación completa y balanceada de la reacción:  $\text{HBr}(\text{aq}) + \text{Ca(OH)}_2(\text{aq})$ ?

(a)  $\text{HBr}(\text{aq}) + \text{Ca(OH)}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Ca}^+(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq})$

(b)  $2\text{HBr}(\text{aq}) + \text{Ca(OH)}_2(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Br}^-(\text{aq})$

(c)  $\text{HBr}(\text{aq}) + \text{Ca(OH)}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Br}^-(\text{aq})$

(d)  $2\text{HBr}(\text{aq}) + \text{Ca(OH)}_2(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CaBr}_2(\text{s})$

(e)  $\text{HBr}(\text{aq}) + \text{Ca(OH)}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CaBr}_2(\text{s})$

(f)  $2\text{HBr}(\text{aq}) + \text{Ca(OH)}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Br}^-(\text{aq})$

(II) ¿Cuál de las siguientes corresponde a la ecuación iónica neta balanceada y iones espectadores de la reacción siguiente?:  $\text{FeO}(\text{s}) + 2\text{HClO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Fe}(\text{ClO}_4)_2(\text{aq})$

(a)  $\text{FeO}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{ClO}_4^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Fe}^{2+} + 2\text{ClO}_4^-(\text{aq})$ ; no hay iones espectadores

(b)  $\text{FeO}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{ClO}_4^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{ClO}_4^-(\text{aq})$ ;  $\text{ClO}_4^-$  es ion espectador

(c)  $\text{FeO}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ ;  $\text{ClO}_4^-$  es ion espectador

(d)  $\text{FeO}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ ;  $\text{ClO}_4^-$ ,  $\text{H}^+$ , and  $\text{Fe}^{2+}$  son iones espectadores

(e)  $\text{FeO}(\text{s}) + 2\text{HClO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Fe}(\text{ClO}_4)_2(\text{aq})$ ; no hay iones espectadores

**Ejercicio 45.** Supón que te dan por separado los siguientes sólidos y solventes: (a) sólidos:  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{BaCO}_3$ ,  $\text{Al(OH)}_3$  y  $\text{ZnSO}_4$ ; (b) solventes:  $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ ,  $\text{HCl}(\text{aq})$  y  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ .



Tu trabajo consiste en preparar cuatro soluciones que contengan cada una un catión (es decir, una con  $\text{Na}^+$ , otra con  $\text{Ba}^{2+}$ , y así sucesivamente). ¿Qué solvente usarías para preparar cada solución? Justifica tus respuestas.

**Ejercicio 46.** Todos los antiácidos tienen uno o más componentes capaces de reaccionar con un exceso de ácido del estómago (que a los efectos del presente ejercicio lo puedes considerar como una solución acuosa de HCl). Los productos principales de la reacción son  $\text{CO}_2$  y/o  $\text{H}_2\text{O}$ . Escribe ecuaciones químicas iónicas netas que representen la acción neutralizadora de los siguientes antiácidos de uso común:

- (a) Alka-Seltzer (hidrógeno carbonato de sodio);
- (b) Rennie (carbonato de calcio y carbonato de magnesio);
- (c) Leche de magnesia (hidróxido de magnesio);
- (d) Pepsamar (hidróxido de magnesio; hidróxido de aluminio);
- (e) Roloids ( $\text{NaAl}(\text{OH})_2\text{CO}_3$ ).

**Ejercicio 47.** Se ensaya con papel tornasol una solución acuosa de un soluto desconocido y se determina que es ácida. La solución es débilmente conductora de la electricidad en comparación con una solución de NaCl de la misma concentración. ¿Cuál de los compuestos siguientes podría ser la sustancia desconocida: KOH,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{KClO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ? Justifica tu elección.

**Ejercicio 48.** Algunas plantas requieren suelos ácidos para un buen crecimiento. ¿Cuál de las siguientes sustancias se podría añadir al suelo para incrementar su acidez? Escribe ecuaciones químicas para justificar tu respuesta. (a)  $\text{FeSO}_4$ ; (b)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ; (c)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ; (d)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ; (e)  $\text{BaSO}_4$ . Organiza las sales que dan soluciones ácidas en orden creciente de acidez.

**Ejercicio 49.** El hidrógeno sulfato de sodio,  $\text{NaHSO}_4$ , es una sal ácida con un gran número de aplicaciones, como la limpieza de metales eliminando depósitos de la superficie. El  $\text{NaHSO}_4$  se obtiene mediante la reacción del  $\text{H}_2\text{SO}_4$  con NaCl.

Para determinar el porcentaje de impurezas de NaCl en el  $\text{NaHSO}_4$  comercial, se valoró una muestra de 1,016 g de sal ácida impura con  $\text{NaOH}(\text{aq})$ . Se necesitaron para tal fin 36,56 mL de  $\text{NaOH}$  0,225 M.

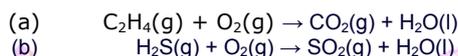
- (a) Escribe una ecuación iónica neta para la reacción de neutralización.
- (b) ¿Cuál es el porcentaje de NaCl en la muestra valorada?

R: (b) 2,8 % de NaCl.

**Ejercicio 50.** El metanol, el etanol y el 1-propanol son tres alcoholes comunes. Cuando se queman en el aire 1,00 g de cada uno de ellos se libera energía bajo la forma de calor: (a) metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ), -22,6 kJ; (b) etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ), -29,7 kJ; (c) 1-propanol ( $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ ), -33,4 kJ. Calcula la entalpía de combustión de estos alcoholes, expresada en kJ/mol.

R.: (a) 723,2 kJ/mol; (b) 1366,2 kJ/mol; (c) 2004 kJ/mol.

**Ejercicio 51.** Calcula la entalpía estándar de combustión para cada una de las reacciones siguientes, representadas por ecuaciones químicas NO balanceadas, a partir de los datos que se indican al final del ejercicio:



Entalpías estándar de formación a 25 °C expresadas en kJ/mol:  $\text{CO}_2(\text{g})$ , -393,5;  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ , -285,8;  $\text{SO}_2(\text{g})$ , -296,1;  $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ , -20,15;  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$ , +52,3.

R.: (a) con coeficientes esteq. 1,3,2,2: -1411 kJ; (b) con coeficientes esteq. 2,3,2,2: -1124 kJ.

**Ejercicio 52.** Una muestra de 0,3664 g de un ácido monoprótico fuerte se disolvió en agua. Se consumieron 20,27 mL de una solución acuosa de  $\text{NaOH}$  0,1578 mol/L para neutralizarlo. Calcula la masa molar del ácido. ¿Hubiera cambiado tu respuesta si el ácido en cuestión fuera débil? ¿Por qué?

R.: 114,6 g/mol.

**Ejercicio 53.** Una muestra de 15,00 mL de HCl(c) se diluyeron con agua a 125,0 mL; posteriormente, 25,00 mL de esta solución se diluyeron a un volumen de  $1,000 \times 10^3$  mL. Una alícuota de 20,00 mL de esta última solución requirió 17,50 mL de  $\text{NaOH}(\text{aq})$   $4,114 \times 10^{-2}$  mol/L para su neutralización. ¿Cuál era la concentración del HCl(c) original?

R.: 12,00 mol/L.

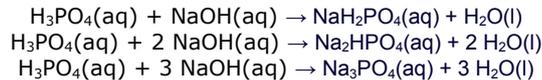
**Ejercicio 54.** El ácido fosfórico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) es un reactivo industrial importante que se utiliza en fertilizantes, detergentes y en la industria alimenticia. Se produce por dos métodos distintos. En el *método del horno eléctrico*, el fósforo elemental ( $\text{P}_4$ ) se quema en aire para formar  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ , que se hace reaccionar con agua para formar  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . En el *proceso húmedo*, la "roca fosfórica", que contiene principalmente  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ , reacciona con ácido sulfúrico dando como productos  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , HF y  $\text{CaSO}_4$ . Escribe las ecuaciones químicas balanceadas para estos procesos.



**Ejercicio 55.** Una mezcla desconocida consiste en cloruro de sodio sólido y ácido oxálico dihidrato sólido ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , un ácido diprótico). Si se necesitaron 20,50 mL de  $\text{NaOH}(\text{aq})$  1,547 mol/L para neutralizar una muestra de 2,500 g de mezcla previamente disuelta en agua, ¿cuál es el porcentaje en masa de ácido en la mezcla?

**R.:** 80 %.

**Ejercicio 56.** Se mezclan 10 mL de  $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})$  0,25 mol/L con 18 mL de  $\text{NaOH}(\text{aq})$  0,25 mol/L y se diluyen a un volumen final de 100 mL. Teniendo en cuenta que las reacciones de neutralización de uno, dos o tres iones hidrógeno del ácido pueden representarse según:



y que en éstas el segundo ion hidrógeno del ácido no se pierde hasta que el primero ha sido neutralizado, etc., ¿qué oxoaniones del fósforo estarán presentes en solución y cuáles serán sus concentraciones expresadas en mol/L?

**R.:**  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , 0,005 mol/L y  $\text{HPO}_4^{2-}$ , 0,02 mol/L.

**Ejercicio 57.** El electrolito de una batería de plomo debe tener una concentración de ácido sulfúrico entre 4,8 y 5,3 mol/L para que la batería sea lo más efectiva posible. Una muestra de 5,00 mL del ácido de la batería necesita 49,74 mL de  $\text{NaOH}(\text{aq})$  0,935 mol/L para reaccionar completamente. ¿Está la concentración del ácido de la batería dentro del intervalo deseado?

**R.:** No (4,65 mol/L).

**Ejercicio 58.** Para valorar hasta neutralización total una muestra de 0,4324 g de una mezcla de KOH y LiOH son necesarios 28,28 mL de  $\text{HCl}(\text{aq})$  0,3520 mol/L. ¿Cuál es el porcentaje en masa de LiOH?

**R.:** 21,6 %.

**Ejercicio 59.** Una muestra de 50,00 mL de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  se añade a 10,00 mL de  $\text{HNO}_3(\text{aq})$  0,200 mol/L. (a) La solución resultante, ¿es ácida o básica?; (b) ¿cuánto ácido o base están en exceso?; (c) ¿qué volumen de ácido o base se requerirían para neutralizar la solución?

**R.:** (a) básica; (b) 0,0015 mol de base; (c) 15 mL más de ácido.

**Ejercicio 60.** Un gas natural tiene una composición de 83,0 % de metano,  $\text{CH}_4$ , 11,2 % de propano,  $\text{C}_3\text{H}_8$ , y 5,8 % de butano,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ , en moles. Se quema a presión constante y en exceso de oxígeno una muestra de 385 L de este gas, medida a 22,6 °C y 739 Torr. ¿Cuánta energía, medida en kilojulios, se libera en la reacción de combustión?

Datos:  $\Delta_c H^\circ(\text{CH}_4) = -890,3 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta_c H^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) = -2219,1 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta_c H^\circ(\text{C}_4\text{H}_{10}) = -2877 \text{ kJ/mol}$ .

**R.:** 17812 kJ.

**Ejercicio 61.** (a) ¿Cuánto  $\text{SO}_2$  se formaría al quemar 1,00 tonelada de carbón bituminoso que contiene 5,15 % en masa de azufre? (supón que el  $\text{SO}_2$  es el único producto de la combustión del azufre). (b) Si el 27,0 % del  $\text{SO}_2$  escapó a la atmósfera y el 84,2 % de él se transforma en ácido sulfúrico, ¿qué masa de ácido se produciría en la atmósfera?

**R.:** (a) 161 mol; (b) 3,59 kg.

**Ejercicio 62.** Escribe ecuaciones balanceadas para las reacciones siguientes y nombra los productos:

(a)  $\text{SO}_2$  con agua; (b)  $\text{SO}_3$  con agua; (c)  $\text{SeO}_3$  con agua; (d)  $\text{Na}_2\text{O}$  con agua; (e)  $\text{MgO}$  con  $\text{SO}_2$ ; (f)  $\text{BaO}$  con  $\text{CO}_2$ ; (g)  $\text{NaH}$  con agua; (h)  $\text{BaH}_2$  con agua.

**Ejercicio 63.** La "cal apagada",  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , se forma por agregado de agua a la "cal viva",  $\text{CaO}$ . Se hacen reaccionar 28,0 g de cal viva con 18,0 g de agua.

(a) Escribir la ecuación química balanceada correspondiente.

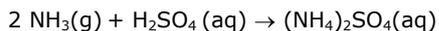
(b) Indicar cuál es el reactivo limitante.

(c) Calcular la masa de cal apagada que puede obtenerse.

Si la pureza de la cal viva fuese del 90,0 % y se usara la misma masa de cal viva, ¿se obtendría mayor, menor o igual cantidad de hidróxido de calcio? Justificar.

**R.:** (b)  $\text{CaO}$ ; (c) 37,0 g.

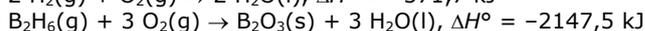
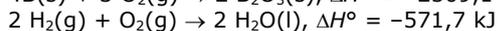
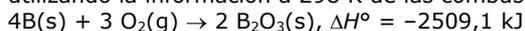
**Ejercicio 64.** El sulfato de amonio es un producto usado como fertilizante, que se puede preparar a partir de amoníaco y ácido sulfúrico, según la reacción representada por:



La reacción se produce con un rendimiento de 93,0 %. Si se desea obtener 1,00 kg de sal disuelta, calcular:  
(a) El volumen de solución de ácido sulfúrico 35,0 % m/V necesario.  
(b) La presión inicial del amoníaco, si la reacción se produce en un tanque cuyo volumen es de 100 dm<sup>3</sup> a una temperatura de 50,0 °C.

**R.:** (a) 2,28 L; (b) 4,31 atm.

**Ejercicio 65.** Calcular la entalpía de formación estándar molar a 298 K del diborano gaseoso, B<sub>2</sub>H<sub>6</sub>(g), utilizando la información a 298 K de las combustiones siguientes:



**R.:** 35,4 kJ/mol

**Ejercicio 66.** En un matraz aforado de 1,00 L, se diluyeron con agua hasta el enrase, 250 cm<sup>3</sup> de una solución de ácido nítrico ( $w = 32,0 \%$ ,  $\rho = 1,19 \text{ g/mL}$ ). ¿Qué volumen de esta solución diluida serán necesarios para neutralizar 50,0 mL de una solución de hidróxido de sodio acuoso 0,8511 mol/L?

**R.:** 28,2 mL.

**Ejercicio 5.** Se dispone de 500 mL de una solución que contiene 46,3 g de hidróxido de potasio y 27,6 g de hidróxido de sodio. ¿Qué volumen de una solución de ácido sulfúrico 0,500 mol/L será necesario para neutralizar una alícuota de 30,0 mL de la solución anterior?

**R.:** 90,9 mL.

**Ejercicio 67.** Se desean preparar 1000 mL de solución de ácido nítrico  $4,0 \times 10^{-3}$  mol/L. Para tal fin, se dispone de agua destilada y de otra solución del ácido nítrico 0,501 mol/L.

(a) ¿Qué volumen de esta última se necesitan para preparar la solución deseada?

(b) ¿Qué masa de hidróxido de sodio habrá que añadir a la solución así preparada para neutralizarla?

**R.:** (a) 8,0 mL; (b) 0,16 g.

**Ejercicio 68.** Al calentar Zn en aire, este metal se oxida. a) Escribe la ecuación química balanceada que representa esta reacción; b) Si a partir de 40 g de Zn se obtienen finalmente 55 g de óxido ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

**R:** 92,3%

**Ejercicio 69.** Se desea preparar una solución 0,1M de ácido clorhídrico.

a) Calcula qué volumen de HCl concentrado ( $\rho = 1,18 \text{ g/ml}$ , 37% en peso) se deberá diluir a 1000 ml con agua destilada.

b) Una vez preparada, esta solución se valora con carbonato de sodio. Calcular su concentración si para titular una muestra de 120,98 mg de carbonato de sodio usando fenolftaleína como indicador se requieren 23,15 ml de solución.

**R: a)** 8,36 ml; **b)** 0,0986 M

**Ejercicio 70.** Un gas natural, mezcla de metano y propano, se quema a presión constante y en exceso de oxígeno. A partir de la combustión de 5,00 litros de gas, medidos a 22,5 °C y 745 Torr, se liberan 193,4 kJ. Calcula la composición de la mezcla gaseosa, expresándola en % peso en peso de cada componente.

Datos:  $\Delta_c H^\circ(\text{CH}_4) = -890,3 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta_c H^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) = -2219,1 \text{ kJ/mol}$ ; 1 atm = 760 Torr;  
 $R = 0,082 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

**R:** 87,5 % metano – 12,5 % propano

**Ejercicio 71.** Una muestra sólida está constituida por hidróxido de sodio, hidróxido de potasio e impurezas inertes. Se pesaron 4,7667 g de dicha muestra, se disolvieron en agua y se llevaron a 1000 ml en matraz aforado. La neutralización de 25,00 ml de esta solución de muestra requirió 17,20 ml de solución de ácido clorhídrico 0,1033 M.

Por otro método de análisis se determinó que la concentración de sodio en la muestra era 1500 ppm.

Calcula el contenido de hidróxido de sodio y de hidróxido de potasio en la muestra sólida, expresándolo como % peso en peso.



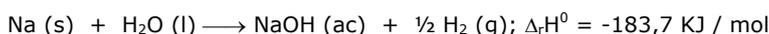
R: 83,3 % KOH – 0,3% NaOH

**Ejercicio 72.** Escribe ecuaciones químicas balanceadas que representen la reacción entre un ácido y una base correspondiente a la formación de las siguientes sales: **(a)** BaSO<sub>4</sub>, **(b)** CaCO<sub>3</sub> y **(c)** Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>; **(d)** Selecciona dos sales solubles que, cuando se mezclan sus soluciones, forman la sal insoluble BaSO<sub>4</sub>; **(e)** ¿Qué óxidos dan, al reaccionar con el agua, el ácido y la base de la respuesta del punto b?

R: **(a)** Ba(OH)<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → BaSO<sub>4</sub> + 2 H<sub>2</sub>O; **(b)** Ca(OH)<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> → CaCO<sub>3</sub> + 2 H<sub>2</sub>O;  
**(c)** 3 NaOH + H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> → Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> + 3 H<sub>2</sub>O; **(d)** Pueden ser BaCl<sub>2</sub> y Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; **(e)** CO<sub>2</sub> y CaO

**Ejercicio 73.** Un grupo de alumnos que no sabían que los metales alcalinos reaccionan violentamente con el agua, arrojaron un trozo de sodio metálico en un balde con 4 L de agua. Por supuesto, se asustaron mucho con la explosión provocada y tuvieron suerte de no haber salido lastimados. Pasado el susto, se acercaron al balde y observaron que el sistema se había calentado mucho.

**(a)** Estima la masa del trozo de sodio metálico a partir de la temperatura final del sistema (45 °C) y la entalpía de la siguiente reacción:



La capacidad calorífica del agua es 4,184 J g<sup>-1</sup> °C<sup>-1</sup>. Supón que la temperatura ambiente es 20 °C.

**(b)** Uno de los estudiantes tuvo la idea de preparar una solución de ácido y titular el hidróxido, para calcular su concentración. Para ello vertió 2,0 ml de ácido clorhídrico concentrado (37% p/p, δ = 1,19 g ml<sup>-1</sup>) en un matraz de 100 ml y lo diluyó con agua hasta el aforo. Para neutralizar 20,0 ml de la solución del balde se consumieron 32,5 ml de solución de ácido clorhídrico. Calcula la concentración de la solución de NaOH formada.

**(c)** ¿Son consistentes estos dos resultados? Si se supone que todo el calor liberado en la reacción fue usado para aumentar la temperatura de la solución, recalcula el volumen de agua que había realmente en el balde.

R: **(a)** 52,4 g; **(b)** 0,40 M; **(c)** No, no son consistentes. En el balde había 5,7 L.

**Ejercicio 74.** El gas natural es una fuente de energía no renovable formada por una mezcla de gases que se encuentra frecuentemente en yacimientos de petróleo o en depósitos de carbón. Aunque su composición varía en función del yacimiento del que se saca, está compuesto principalmente por metano. Se enciende una estufa vieja para calefaccionar una habitación con gas natural (93,0% metano, 5,5% etano y 1,5% propano). Cuando la combustión es completa, se genera CO<sub>2</sub> (g), pero cuando la combustión ocurre con un suministro de O<sub>2</sub> limitado, se genera el gas venenoso monóxido de carbono.

**(a)** Escribe las ecuaciones (balanceadas) que representan las reacciones de combustión completa e incompleta de cada uno de los gases.

**(b)** Calcula el mínimo volumen de gas natural (medido a 1 atm y 20 °C) necesario para elevar la temperatura de una habitación de 25 m<sup>3</sup> en un día de invierno, desde 5 °C hasta 20 °C. La capacidad calorífica del aire en la habitación es 29,19 J mol<sup>-1</sup> °C<sup>-1</sup>.

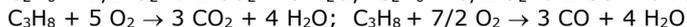
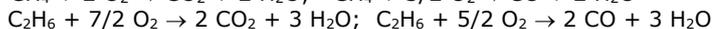
$$\Delta_c H^\circ \text{ (metano)} = -890,3 \text{ KJ / mol}$$

$$\Delta_c H^\circ \text{ (etano)} = -1560,1 \text{ KJ / mol}$$

$$\Delta_c H^\circ \text{ (propano)} = -2219,1 \text{ KJ / mol}$$

**(c)** Decide si la concentración de monóxido de carbono alcanzará valores tóxicos (0,87 g m<sup>-3</sup>) dentro de la habitación si durante la combustión de 1 m<sup>3</sup> de gas natural el 2,0% del combustible se quema con deficiencia de oxígeno (considera que esto ocurre a 1 atm de presión y a 20°C).

R: **(a)** CH<sub>4</sub> + 2 O<sub>2</sub> → CO<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O; CH<sub>4</sub> + 3/2 O<sub>2</sub> → CO + 2 H<sub>2</sub>O



**(b)** 12,1 L. **(c)** Sí, se sobrepasa el valor de concentración tóxica. La concentración de CO alcanza 1,0 g m<sup>-3</sup>

**Ejercicio 75.** En un matraz aforado de 0,500 L, se diluyeron con agua hasta el enrase, 25,00 mL de una solución de ácido clorhídrico concentrado (37,0 % p/p, δ = 1,18 g/mL). Utilizando esta solución diluida se tituló una muestra de solución de hidróxido de sodio.

Calcula la concentración de la solución de NaOH, sabiendo que se emplearon 33,85 mL de la solución de HCl para neutralizar una alícuota de 20,00 mL de muestra.

R: 1,01 mol L<sup>-1</sup>

**Ejercicio 76.** Un problema importante que preocupa a la humanidad es la generación de energía. La diferencia fundamental entre las centrales térmicas nucleares y las térmicas clásicas reside en la fuente



energética utilizada. En las primeras, la energía térmica se origina por las reacciones de fisión en compuestos tales como  $^{235}\text{U}$  y, en las segundas, la energía térmica se origina a partir de reacciones de combustión de hidrocarburos.

La fisión de un átomo de  $^{235}\text{U}$  genera  $3,2 \cdot 10^{-11}$  J, es decir que se generan  $1,8 \cdot 10^{13}$  J.mol $^{-1}$

(a) Calcula la energía máxima que puede producirse por gramo de  $^{235}\text{U}$

Un gas natural tiene una composición de 74,0 % de metano,  $\text{CH}_4$ , 16,2 % de propano,  $\text{C}_3\text{H}_8$ , y 9,8 % de butano,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ , en moles.

(b) Calcula el volumen de gas natural, medido a 40,0 atmósferas de presión y a 25,0 °C que se necesitan para producir igual cantidad de energía que en el ítem a).

**Datos:**

$\Delta_c H^\circ$  ( $\text{CH}_4$ , g, 298,15 K) = -890,3 kJ.mol $^{-1}$ ;  $\Delta_c H^\circ$  ( $\text{C}_3\text{H}_8$ , g, 298,15 K) = -2044 kJ.mol $^{-1}$ ;  
 $\Delta_c H^\circ$  ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ , g, 298,15 K) = -2877 kJ.mol $^{-1}$ ; R = 0,082 L atm K $^{-1}$  mol $^{-1}$

**R: (a)** 8,2.10 $^{10}$  J g $^{-1}$ ; **(b)** 3,9.10 $^4$  L

**Ejercicio 77.** La colemanita ( $2\text{CaO} \cdot 3\text{B}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) es un mineral rico en boro. A partir de la reacción de este mineral con ácido sulfúrico se obtiene ácido bórico ( $\text{H}_3\text{BO}_3$ ). Esta reacción se lleva a cabo a altas temperaturas y el calcio presente cristaliza en la forma de sulfato de calcio dihidrato. De esta forma puede separarse por filtración.

(a) Escribe una ecuación balanceada que represente disolución del mineral en solución de ácido sulfúrico.

(b) Se disuelve una muestra de 4,331 g de colemanita en 1000 mL de solución de ácido sulfúrico de concentración 2,00 M. Calcula la masa de  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  que precipitará.

(c) ¿Cuál será la concentración de ácido bórico en la solución?

**R: (a)**  $2 \text{CaO} \cdot 3\text{B}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O} (\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{ac}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \longrightarrow 2 \text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} (\text{s}) + 6 \text{H}_3\text{BO}_3 (\text{ac})$ ; **(b)** Precipitarán 3,6 g de  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ; **(c)** 0,063 M

**Ejercicio 78.** Se recolectó una muestra de agua de lluvia procedente de una zona altamente contaminada por emanaciones de óxidos de nitrógeno y óxidos de azufre y se analizó su contenido ácido. El análisis mostró que 100,00 mL de muestra se neutralizaron con 17,25 mL de solución de NaOH 0,0200 M.

(a) Qué masa de NaOH (pureza 99,0%) se necesita para preparar 1 Litro de solución de NaOH 0,0200 M.

(b) Suponiendo que los ácidos presentes son ácido sulfúrico y ácido nítrico, y considerando a ambos como ácidos fuertes, calcula el pH de la muestra de lluvia.

(c) Para analizar el contenido de ácido sulfúrico, se tomaron 500,00 mL de muestra de lluvia y se agregó exceso de solución de cloruro de bario. A continuación se filtró el precipitado formado, se secó cuidadosamente en estufa. Su peso seco fue 174,98 mg.

- Escribe la ecuación que representa a la reacción química que ocurre al mezclar las soluciones.
- Calcula la concentración de ácido sulfúrico presente en la muestra de lluvia.
- Calcula la concentración de ácido nítrico presente en la muestra de lluvia.

**Datos:**

Ar (S) = 32,065; Ar (O) = 15,999; Ar (Ba) = 137,327; Ar (Cl) = 35,453; Ar (H) = 1,008

**R: (a)** 0,808 g; **(b)** pH = 2,46; **(c) i-**  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{BaSO}_4 (\text{s})$ ; **ii-** 0,0015 M; **iii-** 0,00045 M.

**Ejercicio 79.** El 12 de febrero de 1993, el choque del petrolero danés "Robert Maerks", cargado con 22.000 toneladas de nafta, contra un embarcadero en el puerto de Tarragona, España, provoca el vertido al mar e incendio de varios miles de litros de combustible. Afortunadamente no hubo daños personales. Suponiendo que el combustible está formado por una mezcla de 15% hexano, 10% heptano y 75% octano:

(a) Calcula la cantidad de calor liberado cuando se quema 1 tonelada de combustible.

(b) ¿Cuál de los tres componentes de la mezcla libera más calor por gramo en la combustión?

**Datos:**

$\Delta_c H$  ( $n\text{-C}_6\text{H}_{14}$ ) = -4163 kJ mol $^{-1}$ ;  $\Delta_c H$  ( $n\text{-C}_7\text{H}_{16}$ ) = -4817 kJ mol $^{-1}$ ;  $\Delta_c H$  ( $n\text{-C}_8\text{H}_{18}$ ) = -5471 kJ mol $^{-1}$

**R: (a)** 4,8.10 $^7$  kJ; **(b)** el n-hexano



**Ejercicio 80.** La respiración celular es un conjunto de reacciones metabólicas que convierte la energía almacenada en las moléculas de alimento en energía útil para otros procesos biológicos que mantienen la vida. Aunque la glucosa no sea la única molécula orgánica oxidada por las células, la reacción global del proceso respiratorio puede ser simplificada mediante la siguiente ecuación:



(a) Calcula la entalpía del proceso respiratorio a 298,15K, a partir de las siguientes entalpías molares estándar de formación a 298,15K:

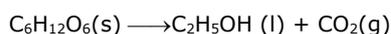


(b) ¿Cuánta energía se obtendrá a partir de 10 g de glucosa?

(c) Sabiendo que la entalpía de combustión de la sacarosa o azúcar común de mesa,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , es  $\Delta_c H^\circ(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}, \text{g}, 298,15 \text{ K}) = -5643 \text{ kJ mol}^{-1}$ , ¿Se obtiene más energía al metabolizar 1 g de glucosa o 1 g de sacarosa?

**R:** (a) -2814,8 kJ / mol de glucosa; (b) 156,4 kJ; (c) Se obtiene más energía por gramo de sacarosa

**Ejercicio 81.** Muchos microorganismos obtienen su energía a partir de hidratos de carbono como la glucosa, pero a partir de un proceso llamado "fermentación" que ocurre en ausencia de oxígeno. La reacción global del proceso de fermentación (**iSin balancear!**) es:



(a) Balancea la ecuación que representa a la reacción de fermentación de la glucosa.

(b) Calcula la cantidad de etanol que se generará a partir de 1 Kg de glucosa.

(c) Calcula cuánta energía se obtiene por fermentación de 1 Kg de glucosa, sabiendo que la entalpía de combustión del etanol es  $\Delta_c H^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}, \text{l}, 298,15 \text{ K}) = -1367 \text{ kJ mol}^{-1}$

(d) A partir de lo calculado en los Ejercicios 1 y 2, ¿Cuál de los dos procesos (respiración - fermentación) es más eficiente?

**R:** (a)  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) \longrightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + 2 \text{CO}_2(\text{g})$ ; (b) 511,1 g de etanol; (c) 449 kJ; (d) La respiración aeróbica es más eficiente

**Ejercicio 82.**

(a) Si se mezcla una solución de 0,400 g de **A** en 250,00 mL de agua (pH =12,6) con ácido carbónico en exceso, se obtiene un precipitado blanco, que una vez filtrado y secado cuidadosamente pesa 540,3 mg.

(b) Elije cuál de los siguientes compuestos puede ser el compuesto **A**: NaOH,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , KOH,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ .

(c) Escribe la ecuación balanceada que representa a la reacción que ocurre al mezclar la solución acuosa de **A** con ácido carbónico.

(d) ¿Qué volumen de solución de HCl 0,0500 M se necesitará para neutralizar 25,00 mL de solución de **A**?

**R:** (a)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; (b)  $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac}) \longrightarrow \text{CaCO}_3(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ; (c) 21,6 mL