

Casos de Química

En algunos casos hay que resolver los problemas en dos pestañas. Los más frecuentes son los de valoraciones ácido base después de una dilución.

Por ejemplo, el de la convocatoria extraordinaria de 2024.

De una disolución de concentración $4,0 \text{ mol/dm}^3$ de hidróxido de magnesio se toman $50,0 \text{ cm}^3$ y se diluyen con agua hasta un volumen final de 250 cm^3 . A continuación se usan $15,0 \text{ cm}^3$ de esta dilución para valorar $20,0 \text{ cm}^3$ de una disolución de ácido clorhídrico.

- Escribe la reacción que tiene lugar y calcula la concentración molar de la disolución del ácido.
- Describe el procedimiento que emplearías para llevar a cabo a valoración, indicando el material necesario.

(A.B.A.U. ord. 24)

Rta.: a) $[\text{Mg}(\text{OH})_2] = 0,8 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{HCl}] = 1,2 \text{ mol/dm}^3$

La parte de dilución se resuelve en la pestaña «Disoluc». Una vez determinada la concentración de la disolución diluida, se lleva la concentración calculada a la pestaña «Esteq» para resolver el problema de valoración.

En otros ejercicios, hay que recurrir a escribir fórmulas en la zona de OTROS CÁLCULOS, como en el problema de la prueba de setiembre de 2014.

Considere que la gasolina está compuesta por octano (C_8H_{18}) y que en el bioetanol el compuesto principal es el etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$). Con los siguientes datos: (ΔH en kJ/mol)

$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8$; $\Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})) = -5445,3$;

$\Delta H_c^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})) = -1369,0$;

densidad a 298 K del etanol $\rho_e = 0,79 \text{ g/mL}$ y del octano $\rho_o = 0,70 \text{ g/mL}$.

- Escriba la ecuación de la reacción de combustión del etanol y calcule la entalpía estándar de formación del etanol a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.
- Cuántos litros de bioetanol se necesitan para producir la misma energía que produce 1 L de gasolina?

(P.A.U. Set. 14)

Rta.: a) $\Delta H_f^\circ = -275,4 \text{ kJ/mol}$; b) $V = 1,43 \text{ dm}^3$ bioetanol

Una vez proporcionados los datos para resolver el apartado a), y calculada la entalpía estándar de formación del etanol, hay que escribir unas fórmulas en otros cálculos para constatar a la cuestión del apartado b).

Etiqu.:	Moles gasolina	Calor gasolina	Moles bioetanol	V(cm ³) bioetanol
Fórm.:	$=1000 \cdot 0,7 / \text{MASAMOL}(\text{"C8H18"})$	$=G26 \cdot 5445,3$	$=I26 / 1369$	$=K26 \cdot \text{MASAMOL}(\text{OL(G3)}) / 0,79$

Fórmula:

Lo que hace:

$=1000 \cdot 0,7 / \text{MASAMOL}(\text{"C8H18"})$ Calcula los moles de gasolina que hay en 1 L de gasolina.

Multiplica los cm^3 (1000) que hay en 1 L por la densidad, (0,7) en g/cm^3 , de la gasolina y lo divide entre la masa molar de la gasolina ($\text{MASAMOL}(\text{"C8H18"})$), empleando la función MASAMOL que calcula la masa molar de una fórmula química.

$$n(\text{C}_8\text{H}_{18}) = \frac{m}{M_{\text{mol}}} = \frac{V(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot \rho(\text{C}_8\text{H}_{18})}{M_{\text{mol}}(\text{C}_8\text{H}_{18})}$$

=G26*5445,3 Calcula el calor desprendido al quemar 1 L de gasolina. Multiplica los moles de gasolina calculados en la celda de coordenadas G26, por el calor de combustión (5445,3) en kJ/mol de la gasolina.

$$Q = n(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})) \cdot \Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}))$$

=I26/1369 o =I26/ABS(M9) Calcula los moles de etanol que producen el mismo calor. Divide el calor desprendido al quemar 1 L de gasolina, calculada en la celda de coordenadas I26, entre el calor de combustión (1369 o el valor absoluto del contenido de la celda de coordenadas M9) del etanol.

$$n(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})) = \frac{Q}{\Delta H_c^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l}))}$$

=K26*MASAMOL(G3)/0,79 Calcula el volumen en cm³ de etanol que ocupan esos moles. Multiplica los moles de etanol calculados en la celda de coordenadas K26, por la masa molar del etanol (MASAMOL(G3)) empleando la función MASAMOL referida a la fórmula química situada en la celda de coordenadas G3, y dividiendo por la densidad, (0,79) en g/cm³, del etanol.

$$V(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = \frac{m}{\rho} = \frac{n(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) \cdot M_{\text{mol}}(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH})}{\rho(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH})}$$

Otro caso es el de encontrar dos casos en el mismo enunciado, como en el problema de la prueba de septiembre de 2014.

Considere el siguiente proceso en equilibrio a 686 °C: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Las concentraciones en equilibrio de las especies son: $[\text{CO}_2] = 0,086 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{H}_2] = 0,045 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{CO}] = 0,050 \text{ mol/dm}^3$ y $[\text{H}_2\text{O}] = 0,040 \text{ mol/dm}^3$.

a) Calcule K_c para la reacción a 686 °C.

b) Al añadir CO_2 para aumentar su concentración a $0,50 \text{ mol/dm}^3$, cuáles serían las concentraciones de todos los gases una vez se restableció el equilibrio?

(P.A.U. Set. 14)

Rta.: a) $K_c = 0,52$; b) $[\text{CO}_2] = 0,47 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{H}_2] = 0,020 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{CO}] = 0,075 \text{ mol/dm}^3$ y $[\text{H}_2\text{O}] = 0,065 \text{ mol/dm}^3$.

Con los datos, se puede calcular la constante de equilibrio del apartado a).

Ahora comienza otro problema, en el que, sabiendo la constante de equilibrio, y las concentraciones iniciales, hay que calcular las nuevas concentraciones en el equilibrio.

Otro caso es el de la prueba de junio de 2005.

El COCl_2 gaseoso se disocia a una temperatura de 1000 K, segundo la siguiente reacción:



Cuando la presión de equilibrio es de 1 atm el porcentaje de disociación de COCl_2 es del 49,2 %.

Calcular:

a) El valor de K_p .

b) El porcentaje de disociación de COCl_2 cuando la presión de equilibrio sea 5 atm la 1000 K

(P.A.U. Junio 05)

Rta.: a) $K_p = 0,32$; b) $\alpha' = 24,5 \%$

Eligiendo grado de disociación y poniendo el dato, la hoja da el valor de la constante K_p .

Aumentando las cifras significativas hasta 6, y copiando el valor de la K_p , la hoja da el grado de disociación con los datos de la nueva presión (5 atm) y el valor de la K_p .

El ejercicio de junio de 2000 puede despistar.

En la combustión de 2,37 g de carbono se forman 8,69 g de un óxido gaseoso de este elemento. Un litro de este óxido pesa 1,98 g, medidos a 1 atm de presión y la 273 K de temperatura. Suponiendo que se comporta como un gas ideal, obtener:

a) La fórmula empírica.

b) La fórmula molecular.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{K}\cdot\text{mol}$ (P.A.U. junio 00)

Rta.: a) y b) CO_2

Hay que percatarse de que la fórmula que hay que obtener es la de un óxido de carbono, que 8,69 es la masa de la muestra y 2,37 es la masa de carbono que contiene.