

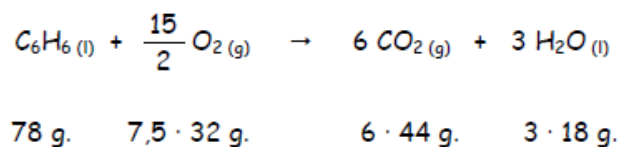


ACTIVIDADES CON SOLUCIÓN – TERMOQUÍMICA

Calcular el calor que se libera en la combustión de 100 gramos de benceno (condiciones estándar).

DATO: Entalpía de combustión del benceno (C_6H_6) = -783,4 Kc/mol.

Solución



$$Q = m \cdot \frac{\Delta H}{P_m}$$

$$Q = 100 \text{ g } C_6H_6(l) \cdot \frac{-783,4 \text{ Kc}}{78 \text{ g } C_6H_6(l)} \approx -1000 \text{ Kc.}$$

La entalpía de combustión de un compuesto orgánico de fórmula $C_6H_{12}O_2$ es -2540 KJ/mol. Sabiendo que la entalpía estándar de formación estándar del CO_2 es -394 KJ/mol.

Calcular:

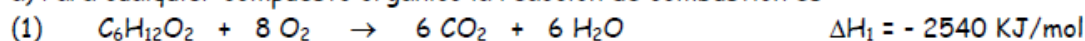
La entalpía de formación del compuesto orgánico.

El volumen de oxígeno medido a 722 mmHg y $37^\circ C$, que consumirá al quemar 58 g. del compuesto.

DATOS: masas atómicas H = 1 ; C = 12 y O = 16

Solución

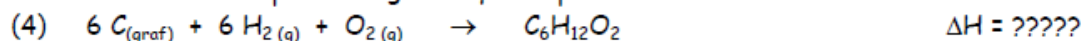
a) Para cualquier compuesto orgánico la reacción de combustión es:



La entalpía de formación del CO_2 y del H_2O es:



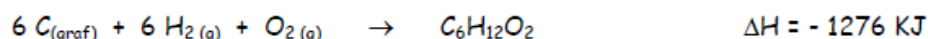
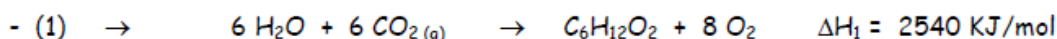
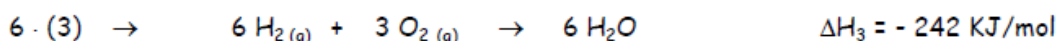
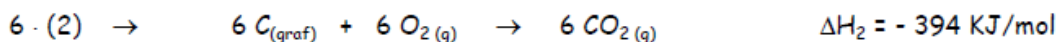
La formación del compuesto orgánico que se pretende hallar es:





La ecuación número 4 se puede obtener combinando linealmente las otras tres del siguiente modo, siguiendo la ley de Hess:

$$6 \cdot (2) + 6 \cdot (3) - (1)$$



El combustible utilizado en los motores de los cohetes Apolo 11 y 12 fue la combinación de dimetilhidracina $(CH_3)_2NNH_2$ y tetróxido de dinitrógeno. Estas dos sustancias se queman según la siguiente reacción:



Calcular:

- ¿Cuántos kilogramos de N_2O_4 se necesitan para reaccionar con un kg de dimetilhidracina?
- El ΔH° para la reacción. Calcúlese por cada kilogramo de mezcla de combustible (en la proporción estequiométrica)
- El ΔS° para dicha reacción.
- ¿Cuál es el ΔG° para esta reacción?
- ¿Existe alguna relación entre las funciones termodinámicas y la constante de equilibrio?

DATOS:

$$\Delta H_f^\circ (CH_3)_2NNH_{2(l)} = 11,8 \text{ Kcal/mol}$$

$$S^\circ = 51,7 \text{ cal/mol-grado}$$

$$\Delta H_f^\circ N_2O_{4(l)} = -4,66 \text{ Kcal/mol}$$

$$S^\circ = 52 \text{ cal/mol-grado}$$

$$\Delta H_f^\circ H_2O_{(g)} = -57,8 \text{ Kcal/mol}$$

$$S^\circ = 45,1 \text{ cal/mol-grado}$$

$$\Delta H_f^\circ CO_{2(g)} = -94,1 \text{ Kcal/mol}$$

$$S^\circ = 51,1 \text{ cal/mol-grado}$$

$$S^\circ = 45,8 \text{ cal/mol-grado } (N_2)$$

$$N = 14 ; C = 12 ; O = 16 ; H = 1$$

Solución

$$a) P_m (CH_3)_2NNH_2 = (2 \cdot 12) + 8 + (2 \cdot 14) = 60 \text{ gr/mol}$$

$$P_m N_2O_4 = (4 \cdot 16) + (2 \cdot 14) = 92 \text{ gr/mol}$$

$$\frac{2 \cdot 92 \text{ g } N_2O_4}{60 \text{ g } (CH_3)_2NNH_2} = \frac{x}{1000 \text{ g } (CH_3)_2NNH_2} \Rightarrow x = 3066,66 \text{ g} \Rightarrow \boxed{x = 3,06 \text{ Kg } N_2O_4}$$



b)

$$\Delta H_r^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{ prod} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ react} = 2 \cdot \Delta H_f^\circ \text{ CO}_2(\text{g}) + 4 \cdot \Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) - 2 \cdot \Delta H_f^\circ \text{ N}_2\text{O}_4(\text{l}) - \Delta H_f^\circ (\text{CH}_3)_2\text{NNH}_2 =$$

$$= 2 \cdot (-94,1) + 4 \cdot (-57,8) - 2 \cdot (-4,66) - 11,8 = -421,88 \text{ Kcal.}$$

Proporción 2 a 1: $(2 \cdot 92) + 60 = 244 \text{ g}$ de mezcla desprenden 421,88 Kcal.

$$\text{En } 1000 \text{ g} \Rightarrow \frac{1000 \cdot 421,88}{244} = \boxed{1729 \text{ Kcal/Kg mezcla}}$$

c)

$$\Delta S^\circ = \sum S^\circ \text{ prod} - \sum S^\circ \text{ react} = 3 \cdot S^\circ \text{ N}_2 + 4 \cdot S^\circ \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \cdot S^\circ \text{ CO}_2(\text{g}) - 2 \cdot S^\circ \text{ N}_2\text{O}_4 - S^\circ (\text{CH}_3)_2\text{NNH}_2 =$$

$$= 3 \cdot 45,8 + 4 \cdot 45,1 + 2 \cdot 51,1 - 2 \cdot 52 - 51,7$$

$$\boxed{\Delta S^\circ = 264,3 \text{ cal/g-grado}}$$

$$\text{d) } \Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ = -421,88 - (298 \cdot 264,3 \cdot 10^{-3})$$

$$\boxed{\Delta G^\circ = -499,76 \text{ Kcal/mol}}$$



Mucho cuidado con las unidades de ΔH° y de ΔS° , ya que la primera está en Kcal y la segunda en cal. (de ahí el factor de conversión 10^{-3}).
Observa que en este caso ΔG° va a ser siempre < 0 , siempre espontánea, dados los signos de ΔH° y de ΔS° .

$$\text{e) Sí, } \Delta G^\circ = -R \cdot T \cdot \ln K_c$$

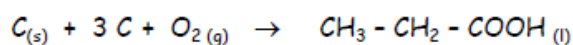
El calor de combustión del ácido propanoico $\text{C}_2\text{H}_5 - \text{COOH}$ es de 387 Kc/mol. Calcular el calor de formación del ácido.

DATOS: $\Delta H_f^\circ \text{ CO}_2 = -94,05 \text{ Kcal.}$

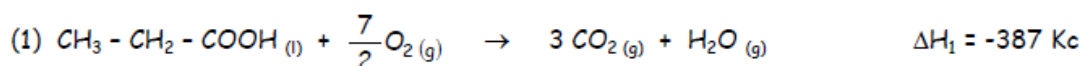
$\Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O} = -57,79 \text{ Kcal.}$

Solución

La ecuación problema será:



Las reacciones que se producen son:



$$\Delta H_c = -\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$\Delta H_c = -(-387) + (-94,05) + 3 \cdot (-57,79)$$

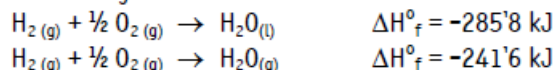
$$\boxed{\Delta H_c = -68,52 \text{ Kc}}$$



Las entalpías de formación del agua en estado líquido y en estado gaseoso son respectivamente: $-285'8 \text{ kJ/mol}$ y $-241'6 \text{ kJ/mol}$ - Determine con estos datos el calor latente de vaporización del agua y la energía necesaria para evaporar 1 kg de agua líquida a 100°C .

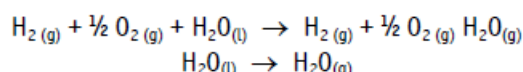
SOLUCIÓN

Las reacciones cuyos calores se conocen son:



Se nos pide: $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Si aplicamos la ley de Hess se observa que si a la segunda ecuación se le resta la primera se obtiene la ecuación pedida:



Aplicando la misma combinación a los calores:

$$-241'6 - (-285'8) = 44'2 \text{ kJ/mol}$$

La energía necesaria para vaporizar 1 kg de agua es:

$$Q = n \cdot \Delta H_v^\circ = \frac{1000 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 44'2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = 2333'3 \text{ kJ}$$

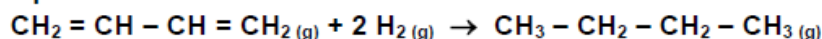
Calcule la energía de hidrogenación del 1,3 – butadieno a butano, conociendo las siguientes entalpías de enlace:

$\Delta H_{\text{C=C}} = 612'90 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_{\text{C-C}} = 348'15 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_{\text{C-H}} = 415'32 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_{\text{H-H}} = 436'4 \text{ kJ/mol}$

SOLUCIÓN

La reacción pedida es:



Cálculo de enlaces rotos

2 enlaces C = C	2 x 612'90 kJ/mol = 1225'80
kJ/mol	
2 enlaces H – H	2 x 4436'40 kJ/mol = 872'80
kJ/mol	
	TOTAL: 2098'60 kJ/mol

Cálculo de enlaces formados

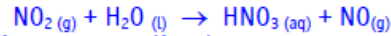
2 enlaces C – C	2 x (348'15 kJ/mol) = 696'30 kJ/mol
4 enlaces C – H	4 x (415'32 kJ/mol) = 1661'28 kJ/mol
	TOTAL: 2357'58 kJ/mol

ΔH de la reacción será:

$$\begin{aligned} \Delta H_r &= \Sigma \Delta H (\text{enlaces rotos}) - \Sigma \Delta H (\text{enlaces formados}) \\ \Delta H_r &= (2098'60 - 2357'58) \text{ kJ/mol} = 258'98 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$



- a) Calcule la entalpia estándar de la reacción que tiene lugar en la etapa final de la producción de ácido nítrico



en la que el dióxido de nitrógeno se disuelve en agua para dar una disolución de ácido nítrico y monóxido de nitrógeno gas:

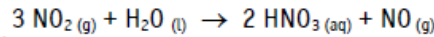
$$\Delta H_f^\circ \text{NO}_2(\text{g}) = 33'2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} ; \Delta H_f^\circ \text{NO}(\text{g}) = 90'57 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{HNO}_3(\text{aq}) = -207'4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} ; \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} = -241'8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

- b) Calcule la molaridad de la disolución de ácido nítrico que se obtendría si se parte de 10 L de dióxido de nitrógeno medidos a 25°C y 3 atmósferas y se hace reaccionar con 4 L de agua (suponga que el volumen de líquido 4 L, no cambia al disolver el gas).

SOLUCIÓN

- a) ¡ojo! en primer lugar hay ajustar la reacción



Por aplicación de la ley de Hess:

$$\Delta H_r^\circ = \Sigma \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \Sigma \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

$$\Delta H_r^\circ = [2 \cdot (-207'4) + 90'25] - [3 \cdot 33'2 + (-241'8)] = -182'3 \text{ kJ}$$

(proceso exotérmico $\Delta H_r^\circ < 0$)

- b) Calculemos el número de moles de NO_2 :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$3 \cdot 10 = n \cdot 0'082 (273 + 25)$$

$$n = \frac{30}{0'082 \cdot 298} = 1'2 \text{ mol NO}_2$$

$$n^\circ \text{ mol HNO}_3 = 1'2 \text{ mol NO}_2 \times \frac{2 \text{ mol HNO}_3}{3 \text{ mol NO}_2} = 0'8 \text{ mol HNO}_3$$

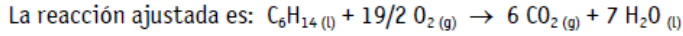
$$M = \frac{n}{V} = \frac{0'8}{4} = 0'2 \text{ M}$$



La energía de combustión del hexano líquido es $-4192'0$ kJ/mol.

- ¿Cuántas calorías se desprenden en la combustión de 5 moles de hexano?
 - ¿Cuántos julios en la combustión de 5 g.?
 - ¿Cuántas Kcal por cada litro de agua que se obtiene?
 - ¿Cuántos kJ por cada 10 L de CO_2 en cn que se recogen?.
- C = 12 ; H = 1

Solución



a) $\Delta H = -4192'0 \text{ kJ/mol} \times 0'24 \text{ Kcal/kJ} = -1006'08 \text{ Kcal/mol} \rightarrow -1006'08 \cdot 10^3 \text{ cal/mol}$
 Por lo tanto: $Q = 5 \cdot 1006'08 \cdot 10^3 = 5030400 \text{ cal}$

b) Masa molar $\text{C}_6\text{H}_{14} = 6 \times 12 + 14 = 86 \text{ g/mol}$

Nº moles = $\frac{5}{86} = 0'058 \text{ moles}$

$Q = 4192 \cdot 10^3 \times 0'058 = 243'36 \text{ julios se desprenden}$



Observa que para hacer el cálculo anterior he prescindido del signo. Sin embargo, se ha puesto desprendidos para indicar su sentido (tb. se podría haber puesto el signo)

c) 1 litro de H_2O pesa 1 kg, es decir, son 1000 g.

nº de moles = $\frac{1000}{18} = 55'55 \text{ moles}$

Si 7 moles de H_2O ----- 1006'08

55'55 ----- x

$x = \frac{1006'08 \cdot 55'55}{7} = 7984 \text{ Kcal}$

d) nº de moles de $\text{CO}_2 = \frac{10}{22'4} = 0'45 \text{ moles}$

Si 6 moles CO_2 ----- 4192 kJ

0'45 ----- x

$x = \frac{0'45 \cdot 4192}{6} = 314'4 \text{ kJ}$

Define los conceptos y explica razonadamente

- Calor, trabajo termodinámica y energía interna.
- ¿Qué relación existe entre el trabajo que realiza el exterior sobre el sistema y el trabajo realizado por el sistema sobre el exterior?. ¿Son distintos?
- calcula este último en el caso de la expansión de un gas a presión constante



SOLUCIÓN

CALOR: transferencia de energía desde un sistema de mayor temperatura a otro sistema con una temperatura inferior. También se puede dar entre el sistema y el entorno.

TRABAJO TERMODINÁMICO: flujo de energía entre el sistema y el entorno debido a un cambio de volumen.

ENERGÍA INTERNA: es la suma de las energías (cinética, potencial, etc.) de todas las partículas del sistema. Como es imposible de medir, se calcula ΔU es decir, la suma del calor y trabajo intercambiados con el sistema: $\Delta U = Q + \Delta W$

B) La expresión matemática que cuantifica ambos trabajos es la misma, lo único que varía es el signo. Según el criterio adoptado en el Colegio, se considerará el trabajo hecho por el sistema como negativo y el hecho sobre el sistema como positivo

C) Trabajo de expansión de un gas:

$$W = -p \cdot \Delta V$$

$$W = -p (V_f - V_i)$$

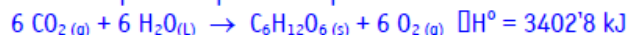
El volumen de un recipiente es la superficie por la altura. En un expansión varía la altura que pasa de x_i a x_f .

$$W = -p \cdot S (x_f - x_i) = -p \cdot S \cdot \Delta x$$

Es el momento de señalar un modo de calcular el trabajo de expansión en un sistema en el que cambia el número de moles gaseosos del sistema: es el aumento de moles gaseosos lo que produce la expansión, recordando la ecuación de los gases perfectos $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

Por tanto la expresión del trabajo también se puede escribir como: $W = -\Delta n \cdot R \cdot T$, siempre que la temperatura y la presión del proceso se mantenga constante durante la transformación.

El proceso de fotosíntesis se puede representar por la ecuación:



Cálculo:

- La entalpía de formación estándar de la glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- La energía necesaria para la formación de 500 g. de glucosa mediante la fotosíntesis.

DATOS: $\Delta H^\circ_f [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'5 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H^\circ_f [\text{CO}_2(\text{g})] = -393'5 \text{ kJ/mol}$

Masas atómicas: C =12 ; H=1 ; O=16

Solución

A) Se dispone de las entalpías de formación del agua y CO_2 y la entalpía total de la reacción.

Además: $\Delta H^\circ_f \text{O}_2 = 0$

Por tanto y como consecuencia de la ley de Hess:

$$\Delta H^\circ_r = \Sigma \Delta H^\circ_f (\text{productos}) - \Sigma \Delta H^\circ_f (\text{reactivos})$$

Sustituyendo:

$$3402'8 = \Sigma \Delta H^\circ_f \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 - [6 \cdot (-393'5) + 6 \cdot (-285'8)]$$

$$\Sigma \Delta H^\circ_f \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = -673 \text{ kJ/mol}$$

B) Mmolar de la glucosa = 180 g/mol

Nº moles de glucosa = $\frac{500}{180} = 2'78 \text{ moles}$

$Q = 2'78 \text{ moles} \times 3402'8 \text{ kJ/mol} = 9459'8 \text{ kJ}$



La combustión del butano viene expresada por la siguiente ecuación química:



Calcular la entalpía estándar de dicha reacción, ΔH_r , sabiendo que:

$$\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}_{(l)}] = -285,5 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ [\text{CO}_{2(g)}] = -393,5 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ [\text{C}_4\text{H}_{10(g)}] = -124,7 \text{ KJ/mol}$$

Solución

$$\Delta H_r = \sum \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ reactivos}$$

$$\Delta H_r = 8 \cdot \Delta H_f^\circ \text{ CO}_2 + 10 \cdot \Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O} - 2 \cdot \Delta H_f^\circ \text{ C}_4\text{H}_{10}$$

$$\Delta H_r = 8 \cdot (-393,5) + 10 \cdot (-285,5) - 2 \cdot (-124,7)$$

$$\Delta H_r = -5754 \text{ KJ}$$

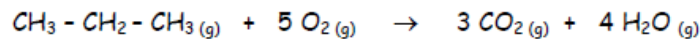
En la combustión de un mol de propano a la temperatura de 125°C y presión de $0,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ se desprenden 1621 KJ de energía en forma de calor.

a) Escribir la ecuación termoquímica correspondiente al proceso indicado.

b) Calcular la variación de energía interna para dicha reacción a $125,0^\circ\text{C}$.

Solución

a)



$$\Delta H = -1621 \text{ KJ/mol} \Rightarrow \text{Exotérmica}$$

$$\text{b) } \Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta v$$

$$\Delta U = \Delta H - p \cdot \Delta v$$

Si p y T son constantes podemos decir que: $p \cdot \Delta v = \Delta n \cdot R \cdot T$, por lo que sustituyendo en la ecuación anterior:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n \cdot R \cdot T$$

Buscamos el valor de cada uno de los términos de la ecuación:

$$\Delta n = n_{\text{productos}} - n_{\text{reactivos}} = 7 - 6 = 1 \text{ mol de gas.}$$

$$R = 8,31 \cdot 10^{-3} \text{ KJ/}^\circ\text{K} \cdot \text{mol}$$

$$T = 273 + 125 = 398 \text{ K}$$

$$\Delta H = -1621 \text{ KJ}$$

Sustituimos en la ecuación los diferentes valores obteniendo:

$$\Delta U = -1621 \text{ KJ} - (1 \text{ mol} \times 8,31 \cdot 10^{-3} \text{ KJ/}^\circ\text{K} \cdot \text{mol} \times 398 \text{ K})$$

$$\Delta U = -1624 \text{ KJ}$$



Calcular el cambio estándar de entalpía a 25°C que se produce en la reacción de 66,4 gr de trióxido de azufre con una cantidad estequiométrica de agua según:



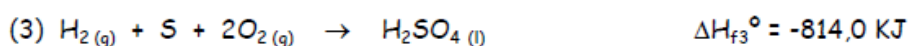
DATOS: $\Delta H_f^\circ [\text{SO}_3(\text{g})] = -395,6 \text{ KJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,8 \text{ KJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l})] = -814,0 \text{ KJ/mol}$

Solución

Las reacciones que dan lugar a la reacción principal son:



$$\Delta H = \Delta H_{f3}^\circ - \Delta H_{f2}^\circ - \Delta H_{f1}^\circ$$

$$\Delta H = (-814,0) - (-285,8) - (-395,6)$$

$\Delta H = -232,6 \text{ KJ}$

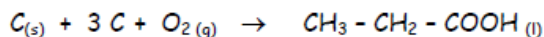
El calor de combustión del ácido propanoico $\text{C}_2\text{H}_5 - \text{COOH}$ es de 387 Kc/mol. Calcular el calor de formación del ácido.

DATOS: $\Delta H_f^\circ \text{CO}_2 = -94,05 \text{ Kcal}$.

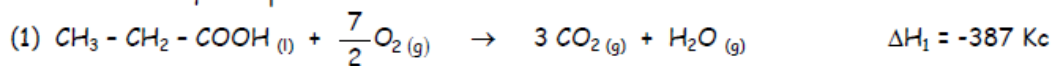
$\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} = -57,79 \text{ Kcal}$.

Solución

La ecuación problema será:



Las reacciones que se producen son:



$$\Delta H_c = -\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$\Delta H_c = -(-387) + (-94,05) + 3 \cdot (-57,79)$$

$\Delta H_c = -68,52 \text{ Kc}$



Explica los siguientes conceptos:

- Entalpía de combustión
- Condiciones estándar: cuáles son y por qué se usan
- Dibuja un diagrama entálpico de una reacción de combustión exotérmica.

exotérmica.

SOLUCIÓN

- Es la variación de entalpía (calor desprendido o absorbido a presión constante) en la combustión de un mol de sustancia.
- Las condiciones estándar son:
 - Temperatura: $298,15\text{K}$ ($25\text{ }^{\circ}\text{C}$)
 - Presión: 1 atmósfera

Se utilizan para facilitar la comparación de valores y porque son fácilmente reproducibles en un laboratorio.

c)

