



INSTITUCIÓN EDUCATIVA SAN LUCAS  
GESTIÓN ACADÉMICA

Código: GA-F020  
Versión: 1  
Vigencia: 30/03/2020

GUÍA DE CLASES

Asignatura: Química		Grado: 11	
Contenido: Ecuación de estado o ecuación de los gases ideales			
Aprendizaje: Calcular el número de moles, la masa molecular o la densidad de un gas.			
Saberes Previos: Ley de Boyle, Ley de Charles, Ley de Gay – Lussac, Principio de Avogadro			
Fases	Actividades	Recursos	Desempeños
Inicio	<p>Muy respetuosamente, me dirijo a ustedes con esta guía de estudio del maravilloso mundo de la química.</p> <p>Lean con atención los conceptos y podrás resolver las preguntas que se dan a continuación de la guía.</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>Combinando las leyes de los gases, se puede obtener una expresión que relacione las cuatro variables volumen, temperatura, presión y número de moles.  <math display="block">V \propto n.T.\frac{1}{P}</math>                     Donde <math>\propto</math> indica proporcionalidad.                      Según lo anterior el volumen es directamente proporcional al número de moles (n) y a la temperatura (T) e inversamente proporcional a la presión (P). Esto quiere decir, que si el volumen aumenta el número de moles y temperatura también aumentan y la presión disminuye,                 </li> <li>Incorporando una constante de proporcionalidad, R (conocida también como constante universal de los gases ideales), obtenemos:  <math>PV = nRT</math> que es la ecuación de los gases ideales.  <b>Para aprendérsola la podemos leer como: la Pobre Veja es la novia de Roberto Torres.</b>                      El valor de R se encontró colocando una mole de cualquier gas a las condiciones normales.                      Recuerden que las condiciones normales son:                      Presión = 1 atmósfera (atm)                      Temperatura = 273 K                      Siempre que tengas 1 mole de cualquier gas a las condiciones normales ocupa un volumen de 22.4 litros.                      Se despeja R en la fórmula <math>PV = nRT</math> y se reemplazan los valores de Presión, volumen, número de moles y temperatura que tenemos, quedando <math>R = \frac{PV}{nT}</math>    <math>R = \frac{1atm \times 22.4 litros}{1mol \times 273K}</math> Multiplicamos y dividimos                 </li> </ol>	<p>Celular, computador, Tablet, internet, cuaderno.</p>	<p>Aplica correctamente la ecuación de estado para calcular la densidad y la cantidad de moles de un gas utilizando las variables presión, volumen y temperatura.</p>



INSTITUCIÓN EDUCATIVA SAN LUCAS  
GESTIÓN ACADÉMICA

Código: GA-F020  
Versión: 1  
Vigencia: 30/03/2020

GUÍA DE CLASES

Asignatura: Química		Grado: 11	
Contenido: Ecuación de estado o ecuación de los gases ideales			
Aprendizaje: Calcular el número de moles, la masa molecular o la densidad de un gas.			
Saberes Previos: Ley de Boyle, Ley de Charles, Ley de Gay – Lussac, Principio de Avogadro			
Fases	Actividades	Recursos	Desempeños
Inicio	<p>Quedando que <math>R = 0.082 \frac{\text{atm} \times \text{litro}}{\text{mole} \times \text{Kelvin}}</math> este es el valor de la constante de los gases ideales.</p> <p>3. Si n es el número de moles para expresar en gramos, se tiene <math>n = \frac{m}{M}</math> donde m es la masa de muestra de gas y M es el peso molecular o masa molecular. Si reemplazamos esta fórmula en <math>PV = nRT</math> quedaría <math>PV = \frac{m}{M} RT</math></p> <p>Pero <math>d = \frac{m}{V}</math>. Por lo tanto <math>PM = dRT</math> que te la puedes aprender como la Pobre María dejó de Reírse Tanto.</p> <p>Donde P es presión en atm, M es masa o peso molecular en gramos/moles, d es la densidad en gramos/litros, R es la constante universal de los gases ideales y T s la temperatura en Kelvin.</p> <p>Conclusión: La ecuación de estado es <math>PV = nRT</math> o <math>PM = dRT</math></p> <p>Ejemplos:</p> <p>1. Calcula el número de moles de un gas que se encuentra en un recipiente cerrado de 2 litros; sometido a una presión de 2,3 atm y 25°C Primero sacamos los datos del ejercicio Preguntan por # de moles <math>n = ?</math> <math>V = 2</math> litros <math>P = 2,3</math> atm <math>T = 25^\circ\text{C}</math> debes sumar 273 para convertirlo en Kelvin <math>T = 25^\circ\text{C} + 273 = 298\text{K}</math> Escribimos la ecuación: <b>la Pobre Veja es la novia de Roberto Torres.</b> <math>PV = nRT</math> y despejamos n <math>n = \frac{PV}{RT} = \frac{2,3 \text{ atm} \times 2 \text{ litros}}{0,082 \frac{\text{litros} \times \text{atm}}{\text{Kelvin} \times \text{mole}} \times 298 \text{ Kelvin}} = 0,188 \text{ mole}</math></p> <p>2. Calcular la densidad del gas carbónico (<math>\text{CO}_2</math>) a las condiciones normales. <math>C = 12 \text{ u. m. a.}</math> <math>O = 16 \text{ u. m. a.}</math> Primero sacamos los datos del ejercicio Preguntan por la densidad <math>d = ?</math> Las condiciones normales son: <math>T = 273 \text{ K}</math></p>		



INSTITUCIÓN EDUCATIVA SAN LUCAS  
GESTIÓN ACADÉMICA

Código: GA-F020  
Versión: 1  
Vigencia: 30/03/2020

GUÍA DE CLASES

Asignatura: Química Grado: 11

Contenido: Ecuación de estado o ecuación de los gases ideales

Aprendizaje: Calcular el número de moles, la masa molecular o la densidad de un gas.

Saberes Previos: Ley de Boyle, Ley de Charles, Ley de Gay – Lussac, Principio de Avogadro

Fases	Actividades	Recursos	Desempeños
Desarrollo	<p> <math>P = 1 \text{ atm}</math>  <math>R = 0.082 \frac{\text{atm} \times \text{litro}}{\text{mole} \times \text{Kelvin}}</math>                      Masa molecular del <math>\text{CO}_2</math>  <math>C = 12 \times 1 = 12</math>  <math>O = 16 \times 2 = 32</math>                      Se suma <math>12 + 32 = 44</math> gramos y ese es la masa molecular del <math>\text{CO}_2</math>   <math>M = 44</math> gramos / mole                      De la ecuación <b>Pobre María deo de Reírse Tanto</b>  <math>PM = dRT</math> despejamos la densidad <math>d</math> y reemplazamos quedando   <math display="block">d = \frac{PM}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \times 44 \text{ gramos/mole}}{0.082 \frac{\text{litros} \times \text{atm}}{\text{mol} \times \text{kelvin}} \times 298 \text{ kelvin}} = 1,8 \text{ gramos/litros}</math> </p> <div style="text-align: center;"> </div>		



INSTITUCIÓN EDUCATIVA SAN LUCAS  
GESTIÓN ACADÉMICA

Código: GA-F020  
Versión: 1  
Vigencia: 30/03/2020

GUÍA DE CLASES

Asignatura: Química		Grado: 11	
Contenido: Ecuación de estado o ecuación de los gases ideales			
Aprendizaje: Calcular el número de moles, la masa molecular o la densidad de un gas.			
Saberes Previos: Ley de Boyle, Ley de Charles, Ley de Gay – Lussac, Principio de Avogadro			
Fases	Actividades	Recursos	Desempeños
Desarrollo	Observa los siguientes videos sobre la ecuación de estado dando clic en los links que se dan a continuación: <a href="https://youtu.be/lKVyn7BSZ8g">https://youtu.be/lKVyn7BSZ8g</a> <a href="https://youtu.be/4J6sD236ZWU">https://youtu.be/4J6sD236ZWU</a> <a href="https://youtu.be/FOHpevTTIG8">https://youtu.be/FOHpevTTIG8</a>		



INSTITUCIÓN EDUCATIVA SAN LUCAS  
GESTIÓN ACADÉMICA

Código: GA-F020  
Versión: 1  
Vigencia: 30/03/2020

GUÍA DE CLASES

Asignatura: Química		Grado: 11	
Contenido: Ecuación de estado o ecuación de los gases ideales			
Aprendizaje: Calcular el número de moles, la masa molecular o la densidad de un gas.			
Saberes Previos: Ley de Boyle, Ley de Charles, Ley de Gay – Lussac, Principio de Avogadro			
Fases		Actividades	
Cierre	Dinámicas	Individual	Grupal
		<ol style="list-style-type: none"> <li>1. En la ecuación de estado <math>PV=nRT</math> ¿qué indica cada letra y en que unidades se expresa?</li> <li>2. De las letra de la ecuación de estado <math>PV= nRT</math> ¿Cuál letra corresponde a la constante universal de los gases ideales y cuál es su valor y sus unidades?</li> <li>3. Hallar el volumen ocupado por 5 moles de oxígeno a 1 atmósfera de presión y 200 K</li> <li>4. ¿Cuántas moles de nitrógeno ocupan un volumen de 5 litros a 0,5 atmósferas y 100 K de temperatura?</li> <li>5. Hallar la densidad del gas natural <math>CH_4</math> a las condiciones normales.  <math>C= 12 \text{ u.m.a}</math>   <math>H =1 \text{ u.m.a}</math>.  Recuerde que las condiciones normales son:  Presión = 1 atm y <math>T= 273 \text{ K}</math>  Para resolver este último ejercicio debe usar la fórmula <math>PM = dRT</math></li> </ol>	
Evaluación (Heteroevaluación, Coevaluación, Autoevaluación)		Las actividades de esta guía las deben enviar hasta el viernes 29/05/20 a los siguientes correos: <a href="mailto:noblesargemiro@hotmail.com">noblesargemiro@hotmail.com</a> (profesor Argemiro Noble) Jornada de la tarde (P.M) <a href="mailto:Allemer4@gmail.com">Allemer4@gmail.com</a> (profesor Alfredo Llerena) Jornada de la mañana (A.M.)	
Bibliografía		<a href="http://www.educaplus.org/gases/calculadora-ley-combinada.html">http://www.educaplus.org/gases/calculadora-ley-combinada.html</a>	