

Universidad Nacional Abierta y a Distancia
Vicerrectoría Académica y de Investigación
Guía única para el desarrollo del componente práctico del curso
Fisicoquímica ambiental 358115

1. Información general del componente práctico.

Estrategia de aprendizaje: Basado en Tareas
Tipo de curso: Metodológico
Momento de la evaluación: Intermedio
Puntaje máximo del componente: 150 puntos
Número de actividades del componente registradas en esta guía: 4
Con este componente se espera conseguir los siguientes resultados de aprendizaje: Determinación de la capacidad calorífica de sólidos, líquidos y calor de neutralización. Determinación de constantes y variables en reacciones de gases reales en comparación con gases ideales Determinación de datos experimentales de cinética química en reacciones de descomposición.

2. Descripción general actividad(es) del componente práctico.

Escenarios de componente práctico: Con Apoyo TIC	
Tipo de actividad: Independiente	
Número de actividad: 1	
Puntaje máximo de la actividad: 40 puntos	
La actividad inicia el: lunes, 17 de febrero de 2025	La actividad finaliza el: domingo, 11 de mayo de 2025
Los recursos con los que debe contar para el desarrollo de la actividad son los siguientes: Computador Acceso a internet	

La actividad consiste en:

1. Ingresar al enlace: https://youtu.be/OEHq6IF_YAA?si=3uMpVyvWLNTaUhp0
2. Desarrollar la práctica simulada de laboratorio de acuerdo con las instrucciones allí presentadas
3. Redactar un informe en el que se evidencie el desarrollo completo de la práctica simulada

Nota: El desarrollo de esta práctica simulada es un prerrequisito para el desarrollo de la práctica de laboratorio presencial.

Para el desarrollo de la actividad tenga en cuenta que:

En el entorno de Información inicial debe:

Revisar la sección titulada Componente práctico – URL – Componente práctico – Prácticas simuladas

En el entorno de Aprendizaje debe:

Descargar y leer la guía de componente práctico

En el entorno de Evaluación debe:

Para esta actividad el estudiante no debe realizar nada en el entorno de evaluación

Evidencias de trabajo independiente:

Las evidencias de trabajo independiente para entregar son:

Resultados del desarrollo de la práctica simulada.

Informe de laboratorio de la práctica simulada.

Evidencias de trabajo grupal:

En esta actividad no se requieren evidencias de trabajo grupal son:

En esta actividad no se requieren evidencias de trabajo grupal

Escenarios de componente práctico: In situ (Laboratorio)
Tipo de actividad: Independiente

Número de actividad: 2	
Puntaje máximo de la actividad: 30 puntos	
La actividad inicia el: lunes, 17 de febrero de 2025	La actividad finaliza el: domingo, 11 de mayo de 2025
Los recursos con los que debe contar para el desarrollo de la actividad son los siguientes: Elementos de protección personal Guía de laboratorio Implementos para escribir y realizar cálculos Materiales y reactivos ✓ Vaso Dewar ✓ Balanza analítica ✓ Termómetro de mercurio ✓ Cronometro ✓ NaOH ✓ Agua destilada ✓ Agua Residual ✓ Muestra de suelo	
La actividad consiste en: Antes de asistir al laboratorio cada estudiante debe realizar una consulta de la teoría acerca de la calorimetría dando respuesta a los siguientes interrogantes: 1. ¿Qué es la calorimetría? 2. ¿Cuáles son los diferentes tipos de calorímetros? 3. ¿Cuáles son algunas aplicaciones reales de la calorimetría? El tutor de práctica podrá realizar una evaluación acerca de estas preguntas antes de dar inicio al laboratorio. Procedimiento 1: Determinación de la entalpía molar de disolución y entropía de una mezcla binaria Calibración del calorímetro o vaso Dewar	

1. Lavar y secar adecuadamente el calorímetro (vaso Dewar, termo o recipiente de icopor) a emplear. Permitir su secado al aire libre con el fin de mantener el equipo a temperatura ambiente.
2. Pesar el vaso Dewar y registrar el peso como m_c
3. Calentar 100ml de agua destilada hasta alcanzar 80°C
4. Tomar una muestra de 100 ml de agua y medir su temperatura
5. Adicionar el agua a temperatura ambiente al vaso Dewar y tapar
6. Realizar la medición de la temperatura del agua contenida en el vaso Dewar cada minuto por un periodo de 5 minutos. Verificar que la temperatura del minuto 4 y 5 permanezcan constantes, de lo contrario continúe tomando la temperatura de la muestra cada minuto hasta que obtenga temperatura constante
7. Transcurrido el tiempo, adicionar los 100ml de agua destilada previamente calentados a 80°C al vaso dewar, mezclar y tapar
8. Realizar la medición de la temperatura de la mezcla contenida en el vaso Dewar cada minuto durante 5 minutos. Verificar que la temperatura del minuto 4 y 5 permanezcan constantes, de lo contrario continúe tomando la temperatura de la muestra cada minuto hasta que obtenga la temperatura de equilibrio de la mezcla.
9. Desocupar, lavar y secar el calorímetro para el siguiente ensayo
10. Calcular el calor específico de acuerdo con lo indicado en la sección de cálculos de este documento
11. Repetir el procedimiento descrito anteriormente empleando la muestra de agua (rio, quebrada, industrial residual), y calcular el calor específico de la misma. Tenga en cuenta que para este procedimiento la muestra de agua a calentar debe ser agua destilada. Mientras que la muestra de agua a temperatura ambiente corresponde al agua de rio o industrial.

Determinación de la entalpía molar de disolución del NaOH en H₂O

- a) Lavar y secar adecuadamente el calorímetro (vaso Dewar, termo o recipiente de icopor) a emplear. Permitir su secado al aire libre con el fin de mantener el equipo a temperatura ambiente.
- b) Pesar 2g de NaOH
- c) Medir la Temperatura inicial del NaOH
- d) Tomar una muestra de 100 ml de agua y medir su temperatura
- e) Adicionar la muestra de agua a temperatura ambiente al vaso Dewar y tapar
- f) Realizar la medición de la temperatura del sistema contenido en el vaso Dewar cada minuto por un periodo de 5 minutos. Verificar que la temperatura del minuto 4 y 5 permanezcan constantes, de lo contrario continúe tomando la temperatura de la muestra cada minuto

- g) Transcurrido el tiempo, adicionar el NaOH rápidamente al calorímetro y tapar inmediatamente.
- h) Agitar vigorosamente el sistema y medir la temperatura de la mezcla cada minuto durante 5 minutos, o hasta que el sistema alcance la temperatura de equilibrio (temperatura constante)
- i) Desocupar, lavar y escurrir el calorímetro
- j) Calcular la entropía de la muestra de acuerdo con lo indicado en la sección de cálculos de este documento
- k) Repetir el procedimiento descrito anteriormente empleando la muestra de suelo, y calcular la entropía de la misma.

Cálculos de laboratorio

Procedimiento 1: Determinación de la entalpía molar de disolución y entropía de una mezcla binaria

Calibración del calorímetro o vaso Dewar

1. Determine la densidad del agua caliente (T_1) y el agua a temperatura ambiente (T) de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$\rho = \frac{30,0658 - (7.48 \times 10^{-3}T)}{30} \left[\frac{g}{ml} \right]$$

2. Conocida la densidad de cada muestra, y el volumen adicionado al calorímetro determine la masa de cada muestra. Siendo m_1 la masa del agua caliente y m_2 la masa de agua a temperatura ambiente.

3. Determine el calor específico del recipiente (C_e) de acuerdo con el balance de calor:

$$m_c * C_e * (T_{eq} - T_0) + m_1 * C_{H_2O} * (T_{eq} - T_0) = m_2 * C_{H_2O} * (T_{eq} - T_1)$$

Donde:

m_c =Masa del calorímetro

C_{H_2O} =Capacidad calorífica del agua

T_{eq} = Temperatura en equilibrio de la mezcla

T_0 = Temperatura en equilibrio de la muestra de agua a temperatura ambiente

4. Determine la capacidad calorífica del calorímetro:

$$C = m_c * C_e$$

Calor específico de una muestra de agua

1. Determine la densidad del agua destilada caliente (T_1) y la muestra de agua a temperatura ambiente (T), de acuerdo con la ecuación presentada en el numeral 1 de la calibración del calorímetro.
2. Conocida la densidad de cada muestra, y el volumen adicionado al calorímetro determine la masa de cada muestra. Siendo m_1 la masa del agua caliente y m_2 la masa de agua a temperatura ambiente.
3. Determine la capacidad calorífica de la muestra de agua analizada (C_m) de acuerdo con el balance de calor:

$$Q_{Ganado} = Q_{Cedido}$$

$$m_c * C_e * (T_{eq} - T_0) + m_1 * C_m * (T_{eq} - T_0) = m_2 * C_{H_2O} * (T_{eq} - T_1)$$

Donde:

T_{eq} = Temperatura en equilibrio de la mezcla

T_0 = Temperatura en equilibrio de la muestra de agua a temperatura ambiente

Entalpía molar de disolución del NaOH en H₂O

1. Determine la densidad del agua destilada adicionada al calorímetro empleando la temperatura de equilibrio (T_0), de acuerdo con la ecuación presentada en el numeral 1 de la calibración del calorímetro.
2. Determine el calor cedido en la solución (C_{sn}) de acuerdo con el balance de calor:

$$Q_{Ganado} = Q_{Cedido} = Q_{sn}$$

$$Q_{sn} = -(C * (T_{eq} - T_0) + m_{NaOH} * C_{H_2O} * (T_{eq} - T_1))$$

Donde:

Q_{ganado} = Calor ganado por el calorímetro y la masa de agua a temperatura ambiente

Q_{cedido} = Calor desprendido por efecto de la disolución del NaOH

T_{eq} = Temperatura en equilibrio de la mezcla

T_0 = Temperatura en equilibrio de la muestra de agua a temperatura ambiente

T_1 = Temperatura del Hidróxido de sodio

Considere que el calor específico del NaOH es similar al del agua, dado que el calor cedido en el proceso hará que aumente la temperatura del agua, el calorímetro y el NaOH. ($C_{H_2O} = 1 \text{ cal/g.}^\circ\text{C} = 4.18 \text{ J/g.}^\circ\text{C}$)

3. Calcular la entalpía molar de disolución

$$\Delta H_{sn} = \frac{Q_{sn}}{n_{NaOH}}$$

4. Calcular la molaridad de la disolución estudiada
5. Evaluar el valor obtenido de la entalpía molar de disolución en agua con el reportado en la literatura, estableciendo su porcentaje de error y analizando la causa de este.
6. Determinar la entropía de la muestra así:

$$\Delta S_m = 2,303 * n_{NaOH} * C_{sn} * \log \frac{T_{eq}}{T_0}$$

7. Realizar los cálculos para determinar el calor cedido en la disolución de la muestra del suelo evaluada.

Para el desarrollo y análisis de estos cálculos apóyese del capítulo 6: termodinámica, del libro Chang R (2004). Disponible en el entorno de conocimiento del curso.

Para el desarrollo de la actividad tenga en cuenta que:

En el entorno de Información inicial debe:

Revisar la sección titulada Componente práctico – Práctica de laboratorio

En el entorno de Aprendizaje debe:

Descargar y leer la guía de componente práctico

En el entorno de Evaluación debe:

Para esta actividad el estudiante no debe realizar nada en el entorno de evaluación

Evidencias de trabajo independiente:

Las evidencias de trabajo independiente para entregar son:

Informe de laboratorio de acuerdo con lo solicitado por el tutor de práctica.

Evidencias de trabajo grupal:

En esta actividad no se requieren evidencias de trabajo grupal son:

En esta actividad no se requieren evidencias de trabajo grupal

Escenarios de componente práctico: In situ (Laboratorio)	
Tipo de actividad: Independiente	
Número de actividad: 3	
Puntaje máximo de la actividad: 35 puntos	
La actividad inicia el: lunes, 17 de febrero de 2025	La actividad finaliza el: domingo, 11 de mayo de 2025
Los recursos con los que debe contar para el desarrollo de la actividad son los siguientes: Elementos de protección personal Guía de laboratorio Implementos para escribir y realizar cálculos Materiales y reactivos ✓ Agua destilada ✓ Tubo de ensayo con salida lateral ✓ Probeta ✓ Recipiente de plástico ✓ Manguera ✓ Metro ✓ Cinta de enmascarar ✓ Tapón para tubo de ensayo ✓ Termómetro ✓ CaCO_3 ✓ $\text{HCl } 2\text{N}$	
La actividad consiste en: Antes de asistir al laboratorio cada estudiante debe realizar una consulta de la teoría acerca de la constante de gases ideales dando respuesta a los siguientes interrogantes: 1. ¿Qué son los gases ideales y cómo se diferencian de los gases reales? 2. ¿Cómo se determina la constante de los gases ideales? 3. ¿Cuáles son algunas aplicaciones reales de la ecuación de gases ideales? El tutor de práctica podrá realizar una evaluación acerca de estas preguntas antes de dar inicio al laboratorio. Procedimiento 2: Determinación de la constante universal de los gases	

Montaje

- a) Lavar y secar adecuadamente el tubo de ensayo con desprendimiento lateral y probeta de 500ml
- b) Tapar el tubo de ensayo con el tapón y conectar la manguera de tal forma que un extremo quede conectado al tubo de ensayo y el otro en el interior de la probeta

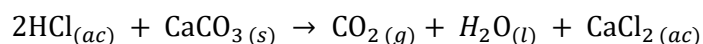
Determinación de la constante universal

- a) Llenar la probeta de 500ml de agua
- b) Adicionar 2/4 partes del volumen de un beaker o recipiente plástico con agua
- c) Invertir la probeta en el recipiente, teniendo en cuenta que no queden burbujas dentro de la probeta y que esta continúe llena.
- d) Pesar 0.1g de CaCO_3
- e) Adicionar 10ml de HCl 2N en el tubo de ensayo
- f) Adicionar el CaCO_3 y tape rápidamente con el tapón el tubo de ensayo
- g) Verificar el volumen de agua desplazado en la probeta
- h) Desocupar y lavar los materiales empleados para el siguiente ensayo.
- i) Repetir el procedimiento empleando muestras de CaCO_3 de 0.3g, 0.8g y 1.2g.
- l) Calcular la constante universal de los gases y el error obtenido de acuerdo con lo indicado en la sección de cálculos de este documento

Procedimiento 2: Determinación de la constante universal de los gases

Determinación de la constante universal de los gases

La reacción química empleada en este procedimiento es:



1. Calcular los moles de CO_2 producidos por cada masa de CaCO_3 empleados.
2. Averiguar la presión atmosférica de la zona en donde se llevó a cabo el ensayo y la presión de vapor del agua a la temperatura trabajada. Con estos datos, calcular la presión del dióxido de carbono.
3. Graficar el volumen de dióxido de carbono vs. el número de moles obtenidas. Realizar la respectiva línea de tendencia a la gráfica obtenida estableciendo y a partir de la ecuación linealizada, calcular la constante universal de los gases.

Para estos cálculos, tengan en cuenta que 1mol de oxígeno pesa 32 g, contiene $6,02 \times 10^{23}$ moléculas y ocupa un volumen de 22,414L en condiciones normales, luego 2

moles de oxígeno pesarán 64g, poseerán $12,04 \times 10^{23}$ moléculas y ocuparán un volumen de 44,828 L en condiciones normales.

De lo anterior se puede deducir que el volumen de un gas varía directamente proporcional al número de moles de este, es decir, $V \propto n$, o también:

$$\frac{V}{n} = k$$

La ley combinada de gases nos indica que a la relación volumen vs. Moles está representada por:

$$V \propto \frac{nT}{P} \text{ o también } V = K \frac{nT}{P}$$

Despejando k:

$$k = \frac{PV}{nT}$$

Si se analiza el valor de K en condiciones estándar para $n=1$ mol de gas, se obtiene:

$$K = \left[P * \frac{V}{nT} \right] = R = \frac{1 \text{ atm} * 22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol} * 273 \text{ K}} = 0.082 \frac{\text{atm} * \text{l}}{\text{mol} * \text{K}}$$

A partir de esto es posible definir la constante universal de los gases ideales como $PV=nRT$

La ecuación de los gases ideales establece la relación directa entre presión, volumen, número de moles y temperatura de un gas. Reordenando la ecuación de los gases en función de la relación volumen y número de moles, es posible obtener:

$$\frac{V}{n} = \frac{RT}{P}$$

Es decir, que de la gráfica de volumen contra moles al ser linealizada por el método estadístico de los mínimos cuadrados, permite hallar la pendiente que equivale a:

$$m = \frac{RT}{P} \gg R = \frac{mP}{T}$$

A partir de la cual es posible determinar el valor de la constante universal de los gases, donde T y P son la temperatura y la presión del gas.

Para efectos de los datos obtenidos en el laboratorio, los moles requeridos para generar la gráfica se determinan a partir de los gramos de CaCO_3 adicionados y

teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción para calcular las moles de CO_2 producidas.

De igual forma, una vez obtenida la pendiente de la ecuación, es posible determinar la constante universal de los gases, considerando la temperatura de trabajo y la presión del dióxido de carbono, como:

$$P_{\text{CO}_2} = P_{\text{atmosférica}} - P_{\text{vapor de agua}}$$

Por último, es posible determinar el error porcentual de los datos experimentales con el valor de la constante universal de los gases teórica de la siguiente forma:

$$\%Error = \frac{\text{Valor experimental} - \text{valor teórico}}{\text{valor teórico}} * 100$$

Para el desarrollo de la actividad tenga en cuenta que:

En el entorno de Información inicial debe:

Revisar la sección titulada Componente práctico – Práctica de laboratorio

En el entorno de Aprendizaje debe:

Descargar y leer la guía de componente práctico

En el entorno de Evaluación debe:

Para esta actividad el estudiante no debe realizar nada en el entorno de evaluación

Evidencias de trabajo independiente:

Las evidencias de trabajo independiente para entregar son:

Informe de laboratorio de acuerdo con lo solicitado por el tutor de práctica.

Evidencias de trabajo grupal:

En esta actividad no se requieren evidencias de trabajo grupal son:

En esta actividad no se requieren evidencias de trabajo grupal

Escenarios de componente práctico: In situ (Laboratorio)

Tipo de actividad: Independiente

Número de actividad: 4

Puntaje máximo de la actividad: 45 puntos	
La actividad inicia el: lunes, 17 de febrero de 2025	La actividad finaliza el: domingo, 11 de mayo de 2025
Los recursos con los que debe contar para el desarrollo de la actividad son los siguientes: Elementos de protección personal Guía de laboratorio Implementos para escribir y realizar cálculos	
Materiales y reactivos ✓ Agua destilada ✓ Beakers ✓ Ácido clorhídrico 1N ✓ Tiosulfato sódico ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) 0.1N ✓ Hielo ✓ Recipiente de plástico ✓ Cronometro	
La actividad consiste en: Antes de asistir al laboratorio cada estudiante debe realizar una consulta de la teoría acerca de la calorimetría dando respuesta a los siguientes interrogantes: 1. ¿Qué es la cinética química? 2. ¿Cuáles son los diferentes tipos de cinéticas? 3. ¿Cuáles son algunas aplicaciones reales de la cinética química? El tutor de práctica podrá realizar una evaluación acerca de estas preguntas antes de dar inicio al laboratorio.	
Procedimiento 3: Cinética de la descomposición del tiosulfato de sodio, por medio de HCl concentrado a) Alistar las soluciones de tiosulfato sódico ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) 0.1N y ácido clorhídrico 1N b) Alistar las soluciones de tiosulfato sódico al 0.1M, 0.05M, 0.025M y 0.0125M c) Agregar en un beaker 1, 10 mL de Tiosulfato de sodio y 10 mL de HCl 1N. Cronometrar el tiempo que tarda la solución en tornarse opaco por completo. Continúe el procedimiento con Tiosulfato sódico a 0.05M, 0.025M y 0.0125M.	

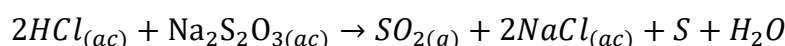
d) Repetir el procedimiento anterior empleando un baño de hielo y cronometrar el tiempo que cada solución tarda en tornarse opaco.

Calcular las constantes de velocidad, energía de activación y tiempo de vida media de acuerdo con lo indicado en el

Procedimiento 3: Cinética de la descomposición del tiosulfato de sodio, por medio de HCl concentrado

Cinética de la descomposición del tiosulfato de sodio, por medio de HCl concentrado

La reacción química empleada en este procedimiento es:



El ácido clorhídrico reacciona con el tiosulfato liberando ácido de tiosulfato, que se descompone instantáneamente en dióxido de azufre, agua y azufre, el cual se precipita en la solución que se manifiesta con un opacamiento de la misma ($2S^{+2} + 4e^- \rightarrow 2S^0$).

1. Complete la siguiente tabla para cada temperatura trabajada:

T(K)	[Na ₂ S ₂ O ₃]	t(min)	V=[Na ₂ S ₂ O ₃]/t	Ln[Na ₂ S ₂ O ₃]	Ln V

Descripción de la tabla: Consta de 6 columnas, la primera columna lista las temperaturas trabajadas en Kelvin, la segunda columna lista la concentración de Na₂S₂O₃, la tercera columna lista el tiempo en minutos, la cuarta columna lista la relación entre la concentración y el tiempo, la quinta columna lista el logaritmo natural de la concentración y la última columna lista el logaritmo natural de la relación entre la concentración y el tiempo.

2. Realice las gráficas de Ln V vs. Ln [Na₂S₂O₃] para cada temperatura.

Realizar la respectiva línea de tendencia a la gráfica obtenida estableciendo y a partir de la ecuación linealizada determine el orden de la reacción y las constantes específicas de velocidad (k_1 , k_2), considerando que:

$$\ln V = n * \log[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3] + \ln k * [\text{HCl}]$$

La ecuación queda por lo tanto como la de una línea recta:

$$Y = mX + b$$

3. A partir de los datos obtenidos a las dos temperaturas empleadas determine la energía de activación y el factor de frecuencia de la reacción a partir de la ecuación de Arrhenius y su relación de constantes a diferentes temperaturas.

Con la constante específica hallada calcule la vida media de la reacción.

Para el desarrollo y análisis de estos cálculos apóyese del capítulo 13, Cinética química, pp. 532 del libro Chang R(2004). Disponible en el entorno de conocimiento del curso

Para el desarrollo de la actividad tenga en cuenta que:

En el entorno de Información inicial debe:

Revisar la sección titulada Componente práctico – Práctica de laboratorio

En el entorno de Aprendizaje debe:

Descargar y leer la guía de componente práctico

En el entorno de Evaluación debe:

Para esta actividad el estudiante no debe realizar nada en el entorno de evaluación

Evidencias de trabajo independiente:

Las evidencias de trabajo independiente para entregar son:

Informe de laboratorio de acuerdo con lo solicitado por el tutor de práctica.

Evidencias de trabajo grupal:

En esta actividad no se requieren evidencias de trabajo grupal son:

En esta actividad no se requieren evidencias de trabajo grupal

3. Lineamientos generales para la elaboración de las evidencias

Para evidencias elaboradas **de forma Independiente**, tenga en cuenta las siguientes orientaciones

- Se debe hacer entrega de un informe de laboratorio teniendo en cuenta lo desarrollado de manera presencial, el tutor de práctica dará los lineamientos específicos de lo que se debe entregar, el formato, plazos, y demás directrices.

Tenga en cuenta que todos los productos escritos individuales o grupales deben cumplir con las normas de ortografía y con las condiciones de presentación que se hayan definido.

En cuanto al uso de referencias considere que el producto de esta actividad debe cumplir con las normas **APA**

En cualquier caso, cumpla con las normas de referenciación y evite el plagio académico, para ello puede apoyarse revisando sus productos escritos mediante la herramienta Turnitin que encuentra en el campus virtual.

Considere que En el acuerdo 029 del 13 de diciembre de 2013, artículo 99, se considera como faltas que atentan contra el orden académico, entre otras, las siguientes: literal e) "El plagiar, es decir, presentar como de su propia autoría la totalidad o parte de una obra, trabajo, documento o invención realizado por otra persona. Implica también el uso de citas o referencias faltas, o proponer citad donde no haya coincidencia entre ella y la referencia" y liberal f) "El reproducir, o copiar con fines de lucro, materiales educativos o resultados de productos de investigación, que cuentan con derechos intelectuales reservados para la Universidad."

Las sanciones académicas a las que se enfrentará el estudiante son las siguientes:

- a) En los casos de fraude académico demostrado en el trabajo académico o evaluación respectiva, la calificación que se impondrá será de cero puntos sin perjuicio de la sanción disciplinaria correspondiente.
- b) En los casos relacionados con plagio demostrado en el trabajo académico cualquiera sea su naturaleza, la calificación que se impondrá será de cero puntos, sin perjuicio de la sanción disciplinaria correspondiente.

4. Formato de Rúbrica de evaluación

Tipo de actividad: Independiente	
Número de actividad: 1 , 2 y 3	
Momento de la evaluación: Intermedio	
La máxima puntuación posible es de 150 puntos	
Criterios	Desempeños
Primer criterio de evaluación: Desarrollo del simulador Este criterio representa 40 puntos del total de 150 puntos de la actividad.	Nivel alto: Desarrolla completamente la práctica simulada. Si su trabajo se encuentra en este nivel puede obtener entre 35 puntos y 40 puntos Nivel medio: Desarrolla parcialmente la práctica simulada. Si su trabajo se encuentra en este nivel puede obtener entre 1 puntos y 34 puntos Nivel bajo: No desarrolla la práctica simulada Si su trabajo se encuentra en este nivel puede obtener entre 0 puntos y 0 puntos
Primer criterio de evaluación: Informe de laboratorio Este criterio representa 110 puntos del total de 150 puntos de la actividad.	Nivel alto: El informe presentado cumple con todos los requerimientos solicitados por el tutor de práctica. Si su trabajo se encuentra en este nivel puede obtener entre 100 puntos y 110 puntos Nivel medio: El informe presentado cumple parcialmente con los requerimientos solicitados por el tutor de práctica. Si su trabajo se encuentra en este nivel puede obtener entre 1 puntos y 99 puntos Nivel bajo: No se presenta informe de laboratorio Si su trabajo se encuentra en este nivel puede obtener entre 0 puntos y 0 puntos