

Universidad de Puerto Rico en Arecibo  
Departamento de Física-Química  
Primer Semestre 2012-2013

Bosquejo de Química General I

I. Título del Curso:	Química General I	
II. Codificación:	QUIM 3001	
III. Número de Créditos:	Cuatro (4)	
IV. Requisito Previo:	Ninguno	
V. Co-Requisito:	QUIM 3003 (Laboratorio de Química General I)	
VI. Horas Contacto:	Tres horas semanales de conferencia	
VII. Texto:	Nivaldo J. Tro, <u>CHEMISTRY A Molecular Approach</u> , Second Edition, Prentice Hall, 2011	
VIII. Descripción del curso:	Estudio a los principios fundamentales de la química con énfasis en la materia y medidas; átomos, moléculas e iones; estequiometría en masa y soluciones; termoquímica; tabla periódica; enlaces químicos; geometría molecular y gases.	
IX. Evaluación	Tres (3) exámenes parciales, quizzes y asig.	55%
	Examen Final	20%
	Laboratorio	25%
X. Distribución del material		

**Capítulo 1: Materia, Medidas y Solución de Problemas.**

*Las secciones 1.2, 1.5 y 1.7 están omitidas. La sección 1.5 pasa al inicio del Cap. 6 (Termoquímica) y la sección 1.7 se discutirá en el laboratorio.*

Objetivos:

Al finalizar el estudio de este capítulo, el estudiante debe definir, comparar, distinguir o dar ejemplos de:

- a. química
- b. masa
- c. peso
- d. átomos
- e. moléculas
- f. ley de conservación de masa
- g. teoría atómica
- h. materia
- i. estado de la materia
- j. sólido amorfo
- k. sólido cristalino
- l. mezcla homogénea
- m. mezcla heterogénea
- n. sustancia pura
- o. elemento
- p. compuesto
- q. destilación
- r. filtración
- s. decantación
- t. volátil
- u. propiedad física
- v. propiedad química
- w. cambio físico
- x. cambio químico
- y. Sistema de Medidas: Sistema Inglés, Sistema Métrico y Sistema Internacional de Medidas (SI)
- z. temperatura
- mm. escalas de temperatura
- nn. densidad
- oo. prefijos

Comparar, diferenciar o dar ejemplo de propiedades físicas y propiedades químicas.  
Comparar, diferenciar o dar ejemplo de cambio físico y cambio químico.

Dada una medida en el sistema internacional (SI) o en el sistema inglés o el sistema métrico cambiarla a su equivalente usando factores de conversión o análisis dimensional.

Definir los prefijos del SI y utilizarlo en factores de conversión de unidades.

Dada una temperatura en grados Celsius cambiarla a grados Fahrenheit o Kelvin y viceversa.

Explicar la diferencia entre elementos y compuestos.

Determinar la densidad, la masa o el volumen dado ciertos datos.

Resolver problemas de conversión de unidades.

Explicar la diferencia entre:

- a. masa y peso
- b. elementos y compuestos
- b. sólido amorfo y sólido cristalino
- c. mezcla y sustancia pura
- d. cambio físico y cambio químico

## **Capítulo 2: Átomos y Elementos**

*Las secciones 2.4 y 2.5 no se discutirán en la clase. Se les dará un trabajo especial al estudiante al finalizar el semestre sobre los científicos estudiados en esta sección y en los capítulos que se incluyen en el curso.*

Objetivos:

Al finalizar el estudio de este capítulo, el estudiante debe definir, comparar, distinguir o dar ejemplos de:

- a. Ley de Conservación de Masa
- b. Ley de Proporciones Definidas
- c. Ley de Proporciones Múltiples
- d. electrón
- e. protón
- f. neutrón
- g. núcleo
- h. unidad de masa atómica (uma)
- i. masa atómica
- j. elementos
- k. número atómico
- l. número de masa
- m. isótopos
- n. símbolos químicos
- o. catión
- p. anión
- q. ley periódica
- r. tabla periódica
- s. metales
- t. no metales
- u. metaloides
- v. metales alcalinos
- w. metales alcalinotérreos
- x. halógenos
- y. gases nobles
- z. grupo o familia
- aa. periodo
- bb. elementos representativos
- cc. elementos de transición
- dd. elementos de transición interna
- ee. mol
- ff. masa molar
- gg. número de Avogadro

Comparar, diferenciar o dar ejemplo de:

- a. catión y anión
- b. átomos e iones

Explicar las leyes de:

- a. conservación de masa

- b. proporciones definidas
- c. proporciones múltiples

Demostrar si unos datos experimentales dados son consistentes con la Ley de Conservación de Masa, la Ley de Proporciones Definidas o la Ley de Proporciones Múltiples.

Explicar los postulados de la teoría atómica de Dalton y en qué se diferencian o se asemejan al conocimiento actual del átomo.

Identificar los elementos que componen cualquiera de los grupos IA, IIA, VIIA y VIIIA.

Saber identificar el grupo y el periodo a que pertenece un elemento representativo.

Identificar las regiones en la tabla periódica (metales, no metales, metaloides.

elementos representativos, elementos de transición, elementos de transición interna).

Reconocer si un elemento dado pertenece a los metales, no metales y metaloides.

Describir la estructura del átomo en términos de protones, neutrones y electrones y explicar las propiedades de las partículas fundamentales (protones, neutrones y electrones).

Escribir el símbolo dado del nombre del elemento y viceversa.

Escribir el símbolo dado el número atómico y el número másico de un átomo del elemento.

Determinar el número atómico ( $Z$ ) y el número de masa ( $A$ ) de un núcleo en específico, dado el número de protones, número de neutrones y el número de electrones y viceversa para un átomo neutral o un ion monoatómico.

Determinar el número atómico, número de masa, número de protones, número de neutrones, número de electrones y el símbolo del elemento o ion dado ciertos datos de éstos.

Saber si dos elementos dados son isótopos o no.

Predecir la carga de un ion monoatómico dada la posición en la tabla periódica.

Clasificar un elemento como metal, metaloide, no metal, elemento representativo, elemento de transición, transición interna dada la posición en la tabla periódica.

Clasificar un elemento como metal alcalino, alcalinotérreo, halógeno o gas noble dada la posición en la tabla periódica.

Calcular la masa atómica promedio de un elemento dadas las masas y los porcentajes de abundancia de los isótopos del elemento.

Calcular los porcentajes de abundancia dada la masa atómica del elemento y las masas de los isótopos que lo forman.

Calcular los gramos, los moles, los átomos o moléculas de un elemento dado ciertos datos.

### Capítulo 3: Moléculas, Compuestos y Ecuaciones Química

*La sección 3.11 está omitida.*

Objetivos:

Al finalizar el estudio de este capítulo, el estudiante debe definir, comparar, distinguir o dar ejemplos de:

- a. balanceo de ecuaciones químicas
- b. coeficiente
- c. suscrito
- d. enlace químico
- e. enlace iónico
- f. enlace covalente
- g. enlace covalente coordinado
- h. fórmula química
- i. fórmula empírica
- j. fórmula molecular
- k. fórmula estructural
- l. elementos atómicos
- m. elementos moleculares
- n. compuesto iónico
- o. compuesto covalente (molecular)
- p. unidad fórmula
- q. iones monoatómicos
- r. iones poliatómicos
- s. compuestos binarios

- t. oxianión
- u. hidrato
- v. ácido
- w. base
- x. masa molar
- y. porcentaje de composición por masa
- z. combustión
- aa. reacciones químicas
- bb. reaccionante
- cc. producto
- dd. ecuación química balanceada

Comparar, diferenciar o dar ejemplo de:

- a. compuesto iónico y compuesto covalente
- b. ion monoatómico y ion poliatómico

Saber la diferencia entre fórmula empírica, fórmula molecular y fórmula estructural.

Describir la manera en que los elementos forman enlaces por transferencia de electrones (enlace iónico).

Clasificar una sustancia química como elemento, compuesto iónico o compuesto molecular.

Escribir la fórmula de un compuesto dado el nombre y viceversa.

Escribir el nombre dada la fórmula de un compuesto binario o hidrato y viceversa.

Identificar la valencia de un elemento de acuerdo a su posición en la tabla periódica y determinar la fórmula del compuesto binario que forman.

Determinar la masa atómica o la masa molar dada la fórmula del elemento monoatómico, elemento molecular o compuesto.

Calcular el número de moléculas, átomos o iones de una muestra dada la fórmula y los gramos de la sustancia.

Calcular el porcentaje (%) por masa de cada elemento presente en el compuesto dada la fórmula del compuesto.

Calcular la masa en gramos de un átomo, molécula o unidad fórmula utilizando la masa molar y el número de Avogadro.

Calcular el número de moles dada la masa en gramos y la fórmula de la sustancia y viceversa.

Balancear una reacción química por tanteo.

Escribir una reacción química dado el nombre de los elementos o compuestos que reaccionan o se producen.

Determinar la fórmula empírica dada la fórmula molecular.

Determinar la fórmula molecular dada la fórmula empírica y la masa molar del compuesto.

Calcular la fórmula molecular de un compuesto dada la masa molar y el análisis de combustión.

Interpretar una reacción química en términos de moles o de gramos de la sustancia.

**EXAMEN #1: viernes, 14 de septiembre de 2012 de 5:00 p.m. – 7:00 p.m. (Cubre desde el Capítulo 1 hasta el Capítulo 3 - Sección 3.4)**

#### **Capítulo 4: Cantidades Químicas y Reacciones Acuosa**

*La sección 4.9 está omitida ya que se discute en Química General II (QUIM 3002).*

Objetivos:

Al finalizar el estudio de este capítulo, el estudiante debe definir, comparar, distinguir o dar ejemplos de:

- a. estequiometría
- b. reactivo limitante
- c. reactivo en exceso
- d. rendimiento experimental o rendimiento actual
- e. rendimiento teórico
- f. porcentaje de rendimiento
- g. solución
- h. soluto
- i. disolvente
- j. soluciones acuosas
- k. solución diluida

- l. solución concentrada
- m. solución sobresaturada
- n. concentración
- o. molaridad
- p. solubilidad
- q. electrolito
- r. electrolito fuerte y débil
- s. no electrolito
- t. ácido fuertes y débiles
- u. bases fuertes y débiles
- v. soluble
- w. insoluble
- x. precipitado
- y. ecuación molecular
- z. ecuación iónica
- aa. ecuación iónica neta
- bb. iones espectadores
- cc. reacción ácido-base
- dd. reacción de liberación de gases
- ee. definición de ácido y base según Arrhenius
- ff. ion hidronio
- gg. ion hidroxilo
- hh. ácido monoprótico, diprótico o ácido poliprótico
- ii. sales
- jj. titulación
- kk. indicador
- ll. punto de equivalencia

Dada una ecuación química y la cantidad de una sustancia, determinar la cantidad de otra sustancia que reacciona o se produce.

Determinar los gramos o los moles de un reactivo o un producto.

Determinar reactivo en exceso, reactivo limitante, rendimiento teórico y porcentaje de rendimiento.

Saber preparar una solución de una concentración en particular.

Saber determinar la concentración al diluir una solución.

Saber determinar el volumen o la molaridad de una sustancia dada la molaridad, el volumen de otra sustancia que reacciona y la reacción envuelta.

Dada la fórmula de un compuesto base de su comportamiento en agua, identificar como:

- a. electrolito fuerte
- b. electrolito débil
- c. no electrolito

Dada la fórmula de un compuesto base de su comportamiento en agua, identificar como:

- a. ácido o base fuerte
- b. ácido o base débil

Saber clasificar una sustancia química como electrolito fuerte, electrolito débil o no electrolito.

Saber las reglas de solubilidad.

Saber si una sustancia química es soluble o insoluble.

Escribir la reacción molecular, reacción iónica y reacción iónica neta.

Identificar los iones espectadores.

Saber si un ácido dado es monoprótico, diprótico o poliprótico.

Identificar una reacción como neutralización, precipitación o formación de gases.

Identificar el gas que se libera al llevar a cabo ciertas reacciones químicas.

## **Capítulo 5: Gases**

*Se discutirán las secciones 5.1 – 5.8 hasta la página 207. Los estudiantes harán un trabajo especial del material que se incluye en la sección 5.11.*

Objetivos:

Al finalizar el estudio de este capítulo, el estudiante debe definir, comparar, distinguir o dar ejemplos de:

- a. presión
  - b. unidades de presión
  - c. manómetro
  - d. barómetro
  - e. leyes de los gases: Boyle, Charles, Gay-Lussac, combinada, Avogadro, gas ideal, presiones parciales
  - f. STP
  - g. volumen molal
  - h. fracción molar
  - i. teoría cinética molecular
- Resolver problemas de gases.

**EXAMEN #2: viernes, 19 de octubre de 2012 de 6:00 p.m. – 8:00 p.m. (Cubre desde el Capítulo 3 - Sección 3.5 hasta el Capítulo 5)**

### **Capítulo 6: Termoquímica**

*Este Capítulo comienza a partir de la sección 1.5 del Capítulo 1. Se discutirán además las secciones 6.4, 6.5 y 6.6.*

Objetivos:

Al finalizar el estudio de este capítulo, el estudiante debe definir, comparar, distinguir o dar ejemplos de:

- a. termoquímica
- b. calor
- c. energía
- d. Primera Ley de Termodinámica
- e. Ley de Conservación de Energía
- f. joule
- g. caloría
- h. calor específico
- i. capacidad calorífica
- j. calorímetro de bomba
- k. entalpía
- l. reacción exotérmica
- m. reacción endotérmica

Distinguir entre:

- a. calor y temperatura
- b. reacción exotérmica y reacción endotérmica

Determinar el calor específico de un metal, dado ciertos datos.

Determinar la cantidad de calor liberado o absorbido por una muestra dado ciertos datos.

Calcular el calor de reacción para una masa dada de un reactivo o un producto dada la ecuación termoquímica.

Dada cuatro de las cinco variables para un proceso donde ocurre transferencia de calor: masa, temperatura inicial, temperatura final, calor específico o capacidad calorífica y/o calor transferido, determinar la restante.

Determinar el calor liberado o absorbido para una reacción que ocurre en un calorímetro, conociendo el calor específico, la capacidad calorífica, los cambios en temperatura y las cantidades de reactivos que intervienen.

### **Capítulo 7: Mecánica Cuántica: Modelo del Átomo**

*Se discutirán las secciones 7.1 y 7.2 (hasta la página 283), página 284 – 287 (hasta el ejemplo 7.3, y las secciones 7.3 hasta la 7.6.*

Objetivos:

Al finalizar el estudio de este capítulo, el estudiante debe definir, comparar, distinguir o dar ejemplos de:

- a. radiación electromagnética
- b. amplitud
- c. longitud de onda ( $\lambda$ )
- d. frecuencia ( $\nu$ )
- e. hertz
- f. espectro electromagnético

- g. regiones del espectro electromagnético
- h. luz visible
- i. espectro continuo
- j. espectro de líneas
- k. velocidad de la luz en el vacío
- l. fotón
- m. cuanto
- n. modelo atómico de Bohr
- o. ecuación de De Broglie
- p. principio de incertidumbre de Heisenberg
- q. ecuación de Schrödinger
- r. orbital
- s. números cuánticos
- t. número cuántico principal ( $n$ )
- u. número cuántico del momentum angular ( $l$ )
- v. número cuántico magnético ( $m_l$ )
- w. número cuántico del espín ( $m_s$ )
- x. nodo
- y. subnivel
- z. función de onda

Establecer la relación que existe entre la frecuencia, largo de onda y la energía.

Describir las propiedades de la radiación electromagnética.

Distinguir entre los diversos tipos de radiación electromagnética.

Distinguir entre espectro continuo y espectro de línea.

Determinar la frecuencia dada la energía o el largo de onda y viceversa.

Determinar la energía por mol de fotones dado el largo de onda o la frecuencia de una radiación electromagnética y viceversa.

Determinar el largo de onda dada la masa y la rapidez usando la ecuación de De Broglie.

Describir el modelo atómico de Bohr para el átomo de hidrógeno.

Relacionar el número cuántico  $l$  a los orbitales s, p, d y f.

Determinar el número de orbitales que tiene los subniveles s, p, d y f.

Determinar los posibles valores de  $l$ ,  $m_l$  y  $m_s$  dado cierto valor de  $n$ .

Determinar si cierto conjunto de números cuánticos está permitido o no.

Dado el valor de  $n$  de un nivel, calcular:

- a. el número máximo de electrones
- b. los posibles subniveles de energía
- c. los números cuánticos
- d. el número de orbitales

Determinar  $\Delta E$  o la longitud de onda para una transición electrónica.

## Capítulo 8: Propiedades Periódicas de los Elementos

*La sección 8.9 está omitida..*

Objetivos:

Al finalizar el estudio de este capítulo, el estudiante debe definir, comparar, distinguir o dar ejemplos de:

- a. tabla periódica
- b. ley periódica
- c. configuración electrónica
- d. estado fundamental o estado raso
- e. principio de Aufbau
- f. orbitales degenerados
- g. diagrama de orbitales
- h. principio de exclusión de Pauli
- i. regla de Hund
- j. carga nuclear efectiva
- k. electrones de valencia
- l. "core electrons"
- m. elementos del bloque s
- n. elementos del bloque p
- o. elementos del bloque d

- p. elementos del bloque f
- q. elemento representativo
- r. elemento de transición
- s. elemento de transición interna
- t. metal alcalino
- u. metal alcalinotérreo
- v. halógeno
- w. gases nobles
- x. radio atómico
- y. paramagnético
- z. diamagnético
- aa. radio iónico
- bb. energía de ionización
- cc. afinidad electrónica
- dd. carácter metálico
- ee. carácter no metálico

Distinguir entre radio iónico y radio atómico.

Comparar el tamaño de un ion y su átomo neutral.

Ordenar una serie de cationes y aniones en orden ascendente o descendente de tamaño.

Reconocer si un diagrama de orbitales o configuración electrónica está permitida de acuerdo al principio de Pauli, principio de máxima multiplicidad de Hund o el principio de Aufbau.

Dado el número atómico ( $Z$ ) de un elemento, escribir la configuración electrónica y el diagrama de orbitales del estado raso de acuerdo al principio de Aufbau.

Determinar el conjunto de números cuánticos para un electrón particular cuyo número atómico se conoce.

Identificar la valencia de un elemento de acuerdo a su posición en la tabla periódica.

Escribir la configuración electrónica del nivel de valencia para un elemento, dada la familia y el periodo a que pertenece en la tabla periódica.

Identificar si un elemento dado pertenece a los elementos representativo, de transición o de transición interna dada la configuración electrónica.

Organizar una serie de elementos en orden ascendente o descendente de acuerdo al radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica, carga nuclear efectiva, carácter metálico y carácter no metálico.

Comparar y explicar la diferencia en las energías de ionización sucesivas de un elemento dado.

Determinar si un elemento dado es diamagnético o paramagnético.

### **EXAMEN #3: viernes, 16 de noviembre de 2012 de 5:00 p.m. – 7:00 p.m. (Cubre los Capítulos 6-8)**

#### **Capítulo 9: Enlace Químico I: Teoría de Lewis**

*En la sección 9.10 no se estima el cambio en entalpía, solamente el largo de enlace y la energía de un enlace sencillo, doble o triple.*

Objetivos:

Al finalizar el estudio de este capítulo, el estudiante debe definir, comparar, distinguir o dar ejemplos de:

- a. estructura de Lewis
- b. enlace químico
- c. enlace iónico
- d. enlace covalente
- e. enlace covalente coordinado
- f. enlace metálico
- g. enlace sencillo
- h. enlace doble
- i. enlace triple
- j. regla del octeto
- k. octeto incompleto
- l. octeto expandido
- m. energía reticular
- n. ciclo de Born-Haber

- o. par de electrones enlazantes
- p. par de electrones solitarios
- q. enlace covalente polar
- r. enlace covalente no polar
- s. electronegatividad
- t. momento dipolar
- u. porcentaje de carácter iónico
- v. resonancia
- w. híbrido de resonancia
- x. carga formal
- y. energía de enlace
- z. largo de enlace

Comparar los compuestos iónicos y los compuestos covalentes.

Escribir las estructuras de Lewis de elementos, compuestos iónicos, compuestos covalentes o de iones poliatómicos.

Demostrar la estructura de Lewis y con ésta:

- a. indicar cual es el número de enlaces de cada átomo presente
- b. identificar, de estar presentes, los enlaces covalentes coordinados
- c. calcular la carga formal de los átomos presentes
- d. indicar en cuales de ellas el átomo central no cumple la regla del octeto

Dada una serie de compuestos iónicos, predecir la magnitud de la energía reticular en orden ascendente o descendente.

Saber como varía la electronegatividad en un grupo y en un periodo de la tabla periódica.

Ordenar una serie de átomos en orden descendente o ascendente de electronegatividad.

Clasificar los enlaces como iónico, covalente polar, covalente no polar o covalente puro dada la electronegatividad de los átomos que forman el enlace.

Determinar el porcentaje de carácter iónico.

Determinar carga formal.

Escribir las formas resonantes y el híbrido de resonancia de un compuesto o ion poliatómico.

Determinar cuál es la estructura de Lewis más apropiada usando el concepto de carga formal.

Distinguir las excepciones de la regla del octeto.

Describir la formación de un compuesto iónico en términos energéticos (ciclo de Born-Haber).

Establecer el orden entre una serie de enlaces sencillo, doble o triple en cuanto al largo de enlace y la energía de enlace.

## **Capítulo 10: Enlace Químico II: Forma Molecular, Teoría de Enlace Valencia y Teoría de Orbitales Moleculares**

*Se discutirán las secciones 10.1 hasta la 10.3.*

Objetivos:

Al finalizar el estudio de este capítulo, el estudiante debe definir, comparar, distinguir o dar ejemplos de:

- a. teoría de repulsión de electrones en la capa de valencia (VSEPR)
- b. teoría del enlace de valencia
- c. geometría de los electrones
- d. geometría molecular
- e. ángulo de enlace

Dado un compuesto o ion y utilizando el modelo de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia (VSEPR, por sus siglas en inglés):

- a. clasificar los pares de electrones alrededor del átomo central como pares compartidos o enlazante o pares solitarios
- b. predecir la geometría de la molécula y de los electrones
- c. predecir el ángulo de enlace

Determinar la geometría de los electrones, la geometría molecular, etc. (ver tabla 10.1).

### XI. Reglas:

1. Los exámenes parciales de las secciones de las profesoras Ivonne Fernández, Maiella Ramos y Sylka Torres se ofrecerán en el Teatro de la Universidad de Puerto Rico en Arecibo. Los exámenes parciales de las secciones de los

profesores Ángel Montes y Rafael García se ofrecerán en los salones asignados por los respectivos profesores.

2. **NO** se elimina ningún examen parcial. **NO hay reposiciones de exámenes.** Si el/la estudiante presenta una excusa razonable por haber faltado a **un solo** examen parcial, se le contará el porcentaje del examen final por dos y se le contará el porcentaje obtenido en el examen final como la nota del examen a que se ausentó.
3. **La asistencia al examen final es obligatoria para todos los estudiantes matriculados en el curso** y el promedio final de la clase será en base a los cuatro exámenes parciales, el examen final y el porcentaje obtenido en el laboratorio.
4. Si a usted se le encuentra copiándose en un examen, se le removerá el examen y obtendrá una nota de cero (0) como la nota de ese examen parcial y será referido a la Junta de Disciplina de la Universidad de Puerto Rico en Arecibo.
5. El examen corregido se le entregará en el salón de clase y usted tiene una semana para hacer cualquier reclamación respecto a la corrección del mismo. Todos los cálculos de los problemas resueltos deberán aparecer en el examen, de lo contrario tendrá cero en el problema.
6. **El prontuario del curso está disponible en la oficina del profesor o de la profesora o por Internet en la siguiente dirección: [www.upra.edu](http://www.upra.edu).**
7. La asistencia al salón de clases es compulsoria y se pasará lista cada vez que se reúna la clase.
8. **No se permite el uso de teléfonos celulares en el salón de clases.**
9. **No se permitirá el uso de calculadoras programables ni celulares durante el periodo de exámenes.**
10. Tanto el material de la clase como las fechas para los exámenes parciales pueden estar sujetas a cambios. Cualquier cambio se les notificará con anticipación.
11. Cualquier ausencia del profesor se puede reponer ofreciendo los exámenes u otra actividad académica fuera del horario de clase. Esta reposición puede ser en cualquier horario incluyendo vespertino o sabatino por consenso del grupo y con el endoso del acuerdo y firma de asistencia a la reposición.
12. **Los estudiantes que por alguna condición necesitan acomodo razonable, deben notificarlo al profesor o a la profesora de la conferencia al comienzo del semestre académico para hacer los arreglos necesarios. Esto incluye a los estudiantes que reciben servicios de Rehabilitación Vocacional. El estudiante será referido a la Oficina de Procuraduría Estudiantil o Ley 51 de la Universidad de Puerto Rico en Arecibo para que certifique la necesidad especial del estudiante y ofrezca recomendaciones de acomodo razonable.**