

CENTRO UNIVERSITARIO DE OCCIDENTE  
DIVISION GRECIA

PROGRAMA DEL CURSO DE QUIMICA ANALITICA CUANTITATIVA GENERAL Q-0208

OBJETIVOS

El estudiante que ingresa en este curso debe ser capaz de:

- a) Equilibrar ecuaciones de Redox, ácido-base y de precipitación.
- b) Escribir las fórmulas de las sustancias químicas más comunes que se utilizan frecuentemente en el Laboratorio de Química Analítica Cuantitativa.
- c) Emplear los logaritmos en la conversión de un número en potencia y viceversa.
- d) Emplear los logaritmos en la obtención del resultado de raíces cuadradas, cúbicas, cuartas, quintas, etc..
- e) Explicar pH y la obtención de su valor a partir de una concentración de ión hidrógeno y también hacer la operación contraria.
- f) Explicar la Ley de Equilibrio Químico.
- g) Explicar y aplicar los diferentes tipos de unidades de concentración como parte por millón, formularidad, molaridad, porcentajes; peso en peso, peso en volumen, y volumen en volumen.
- h) Resolver ejemplos prácticos de relaciones estequiométricas de ácido-base, redox y precipitación de los siguientes casos:
  - 1.- Un reactivo en presencia de exceso de los demás reactivos y calcular la cantidad de peso de un producto formado.
  - 2.- Mezcla de reactivos, calcular el peso del producto formado o su volumen a TPN.

CAPITULO 1

1. Hacer el esquema de un análisis químico en general, o esquemas de análisis volumétricos, gravimétricos o instrumentales.
2. Definir peso fórmula-gramo, peso molécula-gramo, mol, peso milifórmula y peso milímo.
3. Relacionar las unidades de concentración en la resolución de ejemplos prácticos tales como, preparar una solución diluida a partir de una concentrada o de un producto sólido puro.

CAPITULO II

1. Demostrar que el número de milimoles es igual al peso de la sustancia entre el peso de un milímol o al producto del número de mililitros por la molaridad.

CAPITULO III

1. Definir los métodos gravimétricos y los tipos de métodos gravimétricos: Métodos de precipitación y de volatilización.
2. Establecer y explicar las características que debe reunir un precipitado para poder utilizarse en un análisis gravimétrico.
3. Explicar el factor gravimétrico y como se utiliza en la resolución de ejemplos prácticos de análisis gravimétricos: Análisis de mezclas de dos componentes.

## CAPITULO IV

1. Determinar la Kps de precipitados tipo AB, AB<sub>2</sub>, A<sub>2</sub>B, a partir de la solubilidad de un precipitado.
2. Determinar la solubilidad de precipitados AB, AB<sub>2</sub>, A<sub>2</sub>B, conociendo la Kps.
3. Establecer y explicar los factores que afectan la solubilidad de un precipitado.
4. Determinar la solubilidad de precipitados AB, AB<sub>2</sub>, A<sub>2</sub>B, en presencia de un ión común y mencionar cual precipitado es más insoluble entre la siguiente lista: AgCl, Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, BaSO<sub>4</sub>, siempre que se conozcan sus Kps.

## CAPITULO V

1. Explicar y diferenciar incertidumbre y desviación, media aritmética y mediana, desviación absoluta y relativa, precisión y exactitud, error absoluto y error relativo-errores determinados e indeterminados. Citar los tipos de errores determinados.
2. Explicar el concepto de cifras significativas y su aplicación en los datos obtenidos de los métodos de análisis, en las operaciones de suma, resta, multiplicación y división que se deben realizar para obtener los resultados finales en las determinaciones analíticas.

## CAPITULO VI

1. Definir los términos: volumetría, valoración, solución tipo y tipos primarios.
2. Definir las condiciones que una reacción química debe reunir para utilizarla en análisis volumétrico, citar los tipos de reacciones en volumetría.
3. Explicar como se obtiene el peso equivalente de ácidos y bases, oxidantes y reductores y de sustancias que participan en reacciones de precipitación.
4. Definir el concepto de punto de equivalencia.
5. Hacer el cálculo de la normalidad de una solución:  
$$g = ml \times N \times \text{peso de un miliequivalente}; ml \times N = N^{\circ}m.e.$$
$$g/\text{peso de un miliequivalente} = N^{\circ}m.e.,$$
$$\% = \frac{ml \times N \times \text{peso de un miliequivalente} \times 100}{\text{peso muestra}}$$
6. Resolver problemas

## CAPITULO VII

1. Obtener las constantes de equilibrio de diferentes reacciones.
2. Explicar el efecto de la temperatura sobre las constantes.
3. Definir el producto iónico del agua.
4. Calcular el pH de soluciones de concentración de ion hidrógeno conocida y a la inversa.
5. Realizar operaciones con logaritmos.
6. Calcular el pH de las soluciones resultantes al mezclar, soluciones de ácidos fuertes (HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>) de pH o concentración de ion hidrógeno conocido con soluciones de bases fuertes (NaOH, KOH, Ba(OH)<sub>2</sub>) de pH, o concentración de ion OH<sup>-</sup> conocidas.
7. Calcular los diferentes puntos de las curvas de titulación de ácidos fuertes con bases fuertes.
8. Escoger los indicadores que se pueden usar en dichas titulaciones.
9. Calcular el pH o la concentración de ion hidrógeno de soluciones de ácidos débiles, ácidos débiles y sus sales (bases conjugadas), sales de ácidos débiles y de soluciones de sales de ácidos débiles con exceso de base fuerte.
10. Dibujar la curva de titulación y elegir los indicadores adecuados.
11. Explicar el efecto de las constantes K<sub>a</sub> de ácidos débiles y concentración en las curvas de titulación.
12. Calcular el pH, o pOH, o concentración de ion OH<sup>-</sup> de soluciones de bases débiles, bases débiles y sus sales (ácidos conjugados), sales de bases débiles, soluciones de sales de bases débiles con exceso de ácido fuerte.

13. Dibujar la curva de titulación y seleccionar los indicadores adecuados.
14. Calcular el % de error en una titulación cuando se usa un indicador que no es el adecuado.
15. Explicar lo que es una solución reguladora.
16. Explicar como preparar soluciones reguladoras.
17. Definir capacidad reguladora y los factores que la afectan.
18. Poder elegir las sustancias que se pueden usar en la preparación de una solución reguladora conociendo el pH de esa solución.

### CAPITULO VIII

1. Obtener la curva de titulación del  $H_2PO_4$  con NaOH y saber cuales indicadores se pueden usar en el primero y segundo puntos de equivalencia.
2. Calcular el pH de soluciones que contienen:  $H_3PO_4$  —  $NaH_2PO_4, NaH_2PO_4^- Na_2HPO_4$ ,  $Na_2HPO_4 - Na_3PO_4$ ,  $H_3PO_4$ ,  $NaH_2PO_4$ ,  $NaOH - Na_3PO_4$ .
3. Calcular el pH de mezclas que contienen inicialmente:  $HCl - Na_3PO_4$ ,  $HCl - Na_2HPO_4$ ,  $HCl - NaH_2PO_4$ ,  $NaOH - H_3PO_4$ .
4. Calcular el % de los componentes de las siguientes mezclas:  $HCl - H_3PO_4$ ,  $H_3PO_4 - NaH_2PO_4$ ,  $NaH_2PO_4 - Na_2HPO_4$ ,  $NaOH - Na_3PO_4$ ,  $Na_2HPO_4 - Na_3PO_4$ .

### CAPITULO IX

#### OXIDACION REDUCCION

1. Mediante un diagrama que represente una celda galvánica:
  - a) Explicar los conceptos de oxidante y reductor.
  - b) Explicar una reacción de oxidación-reducción.
  - c) Identificar y explicar cuál electrodo es el positivo y cuál el negativo, cuál el ánodo y cuál el cátodo.
  - d) Explicar la función del puente salino.
  - e) Asignar, de acuerdo a la convención utilizada en el libro de Skoog y West, la polaridad correspondiente a cada uno de los electrodos integrantes de la celda galvánica
2. Describir, utilizando dos ejemplos, una reacción anódica y otra catódica.
3. Representar una reacción química mediante un diagrama de una celda galvánica e indicar, cuando existe la información pertinente, la concentración de las especies químicas que constituyen dicha celda, utilizando la convención establecida en el libro de Skoog y West.
4. Explicar, utilizando como referencia el electrodo normal de hidrógeno ( $H_2$ ):
  - a) El procedimiento por el cual se obtiene el valor numérico del potencial normal de reducción de un sistema (semi-reacción) así como la presencia de signo positivo (+) o negativo (-) de los valores que presenta la Tabla de Fuerza Electromotriz.
  - b) Representar gráficamente las respuestas mediante la utilización de un diagrama.

5. Resolver correctamente ejemplos numéricos utilizando la ecuación de NERNST con el fin de:
  - a) Determinar el potencial de una celda galvánica en la cual las concentraciones de las especies químicas no son unitarias.
  - b) Determinar el signo que corresponde a cada uno de los electrodos indicando la reacción de la celda galvánica y con base al signo del potencial de la celda, definir si la reacción ocurre de izquierda a derecha o viceversa.
6. Representar gráficamente:
  - a) La curva de titulación de un reductor con un oxidante o viceversa, explicando la función del electrodo de referencia y del electrodo indicador.
  - b) Determinar el valor del potencial en cualesquiera de los puntos de la curva de titulación y obtener la ecuación para calcular el potencial en el punto de equivalencia.
  - c) Explicar el funcionamiento de los indicadores utilizados en las titulaciones de Redox.

## CAPITULO X

1. Explicar el proceso de absorción de la luz por una solución
2. Definir el % de T y absorbancia.
3. Explicar la Ley de Beer.
4. Definir y diferenciar coeficiente de extinción molar (Absortividad Molar) y absorbancia y enumerar los factores que lo afectan.
5. Explicar y justificar la obtención del espectro de una sustancia y la curva de calibración antes de realizar un análisis espectrofotométrico.
6. Describir las partes más importantes que integran un espectrofotómetro y explicar la función que cumplen en el aparato.
7. Definir el término "Partes por Millón" (ppm), y explicar como se preparan las soluciones patrón a partir de:
  - a) sustancia pura sólida
  - b) de una solución más concentrada
8. Calcular el porcentaje de una sustancia en una muestra utilizando un método espectrofotométrico.