

PROGRAMA DE QUIMICA I



Objetivos Generales:

- Relacionar la reacción química con la existencia de los seres vivos.
- Vincular los fenómenos químicos con la agronomía.
- Interpretar las reacciones químicas en sus aspectos cuantitativo, cinético y energético.
- Interpretar con ecuaciones químicas a reacciones con sustancias inorgánicas.

1.- SISTEMAS MATERIALES

- 1.1- Demostrar experimentalmente características de los distintos campos de estado.
- 1.2- Proponer experimentos para diferenciar sistemas homogéneos, heterogéneos e inhomogéneos.
- 1.3- Utilizar experimentalmente métodos de separación de fases y métodos de fraccionamiento.
- 1.4- Diferenciar conceptual y experimentalmente dispersiones coloidales, soluciones, cuerpos puros y sustancias.

2.- ESTRUCTURA ATOMICA Y UNIONES QUIMICAS

- 2.1- Describir el modelo atómico actual vinculándolo con propiedades de la materia.
- 2.2- Asociar las propiedades de las sustancias con sus fórmulas de Lewis y con los distintos tipos de uniones entre moléculas.
- 2.3- Explicar cómo pueden diferenciarse experimentalmente distintos tipos de sólidos cristalinos.
- 2.4- Aplicar el concepto de índice de coordinación al escribir fórmulas globales de iones complejos.
- 2.5- Nombrar iones complejos con la nomenclatura de Stock.

3.- SOLUCIONES Y PROPIEDADES COLIGATIVAS

- 3.1- Construir una curva de solubilidad a partir de datos experimentales.
- 3.2- Calcular la masa de sustancia que cristaliza en una situación experimental dada.
- 3.3- Demostrar experimentalmente el fenómeno de la sobresaturación.
- 3.4- Explicar conceptualmente la formación de una solución sobresaturada y la obtención de una solución saturada a partir de la misma.
- 3.5- Dibujar el diagrama de estado del agua, explicando el significado y características de las curvas y del punto triple que en él aparecen.
- 3.6- Explicar las variaciones que se producen en el diagrama de estado del agua al disolver en ella una sustancia no volátil.
- 3.7- Relacionar distintas propiedades coligativas utilizando el diagrama de estado del agua pura y soluciones acuosas diluidas.
- 3.8- Explicar el concepto de propiedades coligativas.
- 3.9- Explicar conceptual y gráficamente (Empleando el diagrama mencionado en 3.6) en qué consiste el descenso relativo de la presión de vapor.
- 3.10- Explicar conceptual y gráficamente la variación de la temperatura de congelación y de la temperatura de ebullición del disolvente de una solución, en función de la proporción de soluto y solvente.
- 3.11- Calcular el descenso crioscópico correspondiente a una solución dada.
- 3.12- Calcular el ascenso ebulloscópico correspondiente a una solución dada.
- 3.13- Explicar con hechos experimentales en qué consiste el fenómeno de ósmosis.



- 3.14 -Explicar el concepto de presión osmótica.
- 3.15 -Explicar cómo se mide y cómo se calcula la presión osmótica.
- 3.16 -Explicar qué se entiende por soluciones isotónicas.
- 3.17 -Explicar los postulados de la teoría iónica de Arrhenius y aplicarlos a electrolitos fuertes y débiles.
- 3.18 -Explicar el concepto de grado de disociación electrolítica, analizando los valores posibles del mismo.
- 3.19 -Explicar la diferencia en los valores de las propiedades coligativas de las soluciones cuando éstas contienen un soluto que sufre asociación o disociación.
- 3.20 -Explicar el concepto de factor i de van't Hoff.
- 3.21 -Relacionar el factor i de van't Hoff con el grado de disociación electrolítica. (Sin deducción)
- 3.22 -Vincular las propiedades coligativas de las soluciones con los vegetales, el suelo y la atmósfera.
- 3.23 -Calcular los valores del descenso crioscópico, el ascenso ebulloscópico y la presión osmótica para soluciones con distintos tipos de solutos.

4.- CINETICA QUIMICA

- 4.1- Explicar el concepto de velocidad de reacción.
- 4.2- Enumerar los factores que pueden influir sobre la velocidad de reacción.
- 4.3- Explicar cómo y por qué influyen los distintos factores sobre la velocidad de una reacción dada.
- 4.4- Explicar conceptual y gráficamente el concepto de energía de activación para reacciones endergónicas y exergónicas.
- 4.5- Explicar el concepto de catalizador.
- 4.6- Explicar las principales características de la acción catalítica.
- 4.7- Explicar la catálisis por fenómenos de adsorción y por formación de compuestos intermedios.
- 4.8- Vincular conceptual y gráficamente la acción catalítica y la energía de activación.
- 4.9- Relacionar a la velocidad de reacción con el equilibrio químico y sus características.

5. - EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE. (Transferencia de protones)

- 5.1- Clasificar reacciones químicas sobre la base del concepto dador-aceptor, partiendo de la... .
- 5.2- Explicar con ejemplos las teorías de ácido y bases de Arrhenius, Brønsted y Lewis.
- 5.3- Aplicar el concepto de par conjugado en distintas reacciones ácido-base.
- 5.4- Predecir el sentido del desplazamiento de un eq. ácido-base, aplicando el principio de Le Chatelier.
- 5.5- Interpretar mediante ecuaciones químicas el comportamiento del agua como especie anfiprótica.
- 5.6- Deducir la expresión de la constante del producto iónico del agua a partir de su equilibrio de disociación electrolítica.
- 5.7- Explicar los conceptos de pH, pHO (ó pOH) y pKw.
- 5.8- Deducir la relación entre los valores de pH, pHO (ó pOH) y pKw.
- 5.9- Aplicar el concepto de grado de disociación electrolítica (α) a electrolitos fuertes y débiles.
- 5.10- Vincular la variación del grado de disociación electrolítica para electrolitos débiles, con la dilución y con la solución del suelo.
- 5.11- Calcular los valores de pH y pOH para soluciones acuosas de ácidos y bases fuertes.
- 5.12- Deducir los posibles valores para escalas de pH y pOH.



Facultad de Agronomía
Universidad de Buenos Aires

FACULTAD DE AGRONOMIA
BIBLIOTECA

- 5.13 -Deducir la expresión de la constante de equilibrio para ácidos y bases débiles explicando de qué dependen sus valores y por qué.
- 5.14 -Vincular los valores de las respectivas constantes de disociación electrolítica con la fuerza de un ácido o base débil.
- 5.15 -Utilizar las ecuaciones de disociación electrolítica de ácidos polipróticos para deducir la expresión de las constantes correspondientes.
- 5.16 -Aplicar las reglas de Pauling para clasificar los oxoácidos según su fuerza.
- 5.17 -Deducir la fuerza de un hidróxido metálico de acuerdo con la ubicación del metal en la clasificación periódica.
- 5.18 -Explicar con ejemplos el concepto de neutralización según las teorías de Arrhenius y Brönsted.
- 5.19 -Clasificar ácidos-bases o sales en electrolitos fuertes y débiles.
- 5.20 -Clasificar sales según la fuerza de los ácidos y bases que la forman.
- 5.21 -Explicar con ecuaciones iónicas el concepto de hidrólisis para distintos tipos de sales.
- 5.22 -Deducir la relación entre la constante de hidrólisis para una sal de ácido débil y base fuerte con la constante de disociación del ácido correspondiente, analizando los equilibrios presentes en el sistema.
- 5.23 -Deducir la relación entre la constante de hidrólisis para una sal de ácido fuerte y base débil con la constante de disociación de la base correspondiente, analizando los equilibrios presentes en el sistema.
- 5.24 -Aplicar el principio de Le Chatelier en equilibrio de hidrólisis.

- 5.25 -Explicar el concepto de solución reguladora de pH.
- 5.26 -Explicar mediante ecuaciones químicas el mecanismo regulador de pH de un sistema de base débil y su ácido conjugado.
- 5.27 -Idem para ácido débil y su base conjugada.
- 5.28 -Deducir la expresión que permite calcular el pH de un sistema regulador, analizando los equilibrios presentes en el sistema.
- 5.29 -Calcular el pH de sistemas reguladores.
- 5.30 -Escribir las ecuaciones moleculares y iónicas correspondientes a las reacciones de carbonatos con ácidos fuertes.
- 5.31 -Graficar la curva de las reacciones del ión CO_3^{2-} con un ácido fuerte interpretando la causa de los puntos de inflexión (ptos. significativos) sobre la base de los pK_a correspondientes.
- 5.32 -Explicar los conceptos de capacidad reguladora (β) y poder regulador máximo aplicándolos a la curva y a los equilibrios mencionados en 5.31.
- 5.33 -Explicar conceptualmente el comportamiento de resinas de intercambio aniónico y catiónico planteando los equilibrios iónicos correspondientes.
- 5.34 -Vincular el concepto de resinas de intercambio iónico con el comportamiento de las arcillas en suelos.
- 5.35 -Explicar el concepto de punto de equivalencia.
- 5.36 -Explicar con los equilibrios correspondientes el concepto de indicador ácido-base.
- 5.37 -Vincular el pH de viraje de un indicador con su constante de equilibrio.
- 5.38 -Relacionar la selección de un indicador con el punto de equivalencia de la reacción ácido-base.

6.- EQUILIBRIO REDOX (transferencia de electrones)

- 6.1- Calcular el número de oxidación de un elemento en una especie química dada.
- 6.2- Explicar con ejemplos el concepto de reacción redox aplicando el modelo: dador, aceptor, partícula.
- 6.3- Generalizar el concepto de reacción redox aplicando números de oxidación.
- 6.4- Explicar con ejemplos los conceptos de agente oxidante y agente reductor.



6.5- Aplicar el método del ión-electrón para equilibrar ecuaciones redox en medio ácido o básico.

6.6- Esquematizar una pila planteando previamente las reacciones involucradas en cada uno de los electrodos.

6.7- Diferenciar conceptualmente pilas y celdas electrolíticas.

6.8- Explicar con ejemplos el concepto de fuerza electromotriz de una pila.

6.9- Explicar el concepto de potencial normal de electrodo.

6.10- Explicar el concepto de electrodo normal de hidrógeno efectuando el cálculo correspondiente.

6.11- Interpretar la tabla de potenciales normales de reducción.

6.12- Calcular el potencial de una hemirreacción dada mediante la ecuación de Nernst.

6.13- Calcular el potencial asociado a una reacción redox dada, en condiciones patrón, empleando la tabla de potenciales normales.

6.14- Vincular la espontaneidad de una reacción redox dada con el cálculo mencionado en 6.13.

6.15- Vincular la fuerza electromotriz de una pila con el cálculo mencionado en 6.13.

6.16- Vincular los equilibrios involucrados con la determinación de materia orgánica en suelos, por dicromatometría.

7.- EQUILIBRIO DE COMPLEJOS. (Transferencia de iones o moléculas)

7.1- Aplicar el concepto de dador, aceptor, partícula al equilibrio de complejos.

7.2- Explicar con ejemplos el concepto de constante de inestabilidad de un ión complejo.

7.3- Comparar la estabilidad de dos iones complejos dados en función de sus respectivas constantes de inestabilidad.

7.4- Aplicar el concepto de estabilidad de complejos y los otros equilibrios involucrados en la determinación de Ca^{2+} y Mg^{2+} , en muestras de agua utilizando EDTA.

8.- EQUILIBRIOS EN SISTEMAS HETERÓGENOS Y EQUILIBRIOS COMBINADOS Y/O MÚLTIPLES.

- 8.1- Deducir para un equilibrio de solubilidad dado la expresión de la constante del producto de solubilidad.
- 8.2- Analizar gráficamente la precipitación de distintas sustancias, conociendo su K_{ps} .
- 8.3- Explicar en función del principio de Le Chatelier los desplazamientos que se producen en distintos equilibrios combinados y/o múltiples, al modificar la composición del sistema.

9.- SISTEMAS COLOIDALES

- 9.1- Reconocer los sistemas dispersos de acuerdo al tamaño de las partículas.
- 9.2- Diferenciar conceptualmente los sistemas coloidales y las soluciones.
- 9.3- Explicar el por qué de los fenómenos de adsorción en los sistemas coloidales.
- 9.4- Relacionar el tamaño de partícula con los fenómenos de adsorción en los sistemas coloidales.
- 9.5- Explicar el concepto de sol.
- 9.6- Explicar con ejemplos las características de los soles liófilos.
- 9.7- Explicar con ejemplos las características de los soles liófilos.
- 9.8- Explicar el hecho de que compuestos insolubles puedan formar parte de sistemas coloidales.
- 9.9- Explicar las propiedades ópticas de sistemas coloidales.
- 9.10- Explicar el concepto de electroforesis.
- 9.11- Explicar el concepto de punto isoeléctrico.
- 9.12- Aplicar el concepto de punto isoeléctrico al comportamiento en un campo eléctrico, del ácido aminoetanoico.
- 9.13- Explicar con ejemplos las reglas de Hardy-Schulze referentes a la precipitación de sistemas coloidales por la acción de los electrolitos.
- 9.14- Explicar el concepto de coloide protector.
- 9.15- Explicar con ejemplos los conceptos de diálisis y electrodiálisis.



FACULTAD DE AGRONOMIA

BIBLIOTECA

10.- FOTOQUIMICA

- 10.1.- Explicar el concepto de reacción fotoquímica.
- 10.2.- Clasificar las radiaciones electromagnéticas de acuerdo a sus longitudes de onda, frecuencias y energías.
- 10.3.- Identificar cuáles son las radiaciones con efecto fotoquímico
- 10.4.- Explicar con ejemplos el concepto de efecto fotoeléctrico.
- 10.5.- Explicar en qué consisten las reacciones fotoquímicas de descomposición.
- 10.6.- Escribir las ecuaciones representativas del mecanismo de una reacción fotoquímica de descomposición.
- 10.7.- Explicar en qué consisten las reacciones fotoquímicas de síntesis.
- 10.8.- Escribir las ecuaciones representativas del mecanismo de una reacción fotoquímica de síntesis.
- 10.9.- Explicar las transformaciones fotoquímicas que se producen entre oxígeno y ozono.
- 10.10.- Explicar el concepto de rendimiento cuántico aplicándolo para calcular su valor en una reacción fotoquímica dada.
- 10.11.- Explicar el concepto de fotosensibilización.

11.- TERMODINAMICA QUIMICA

- 11.1.- Explicar los conceptos de sistema y universo.
- 11.2.- Explicar los conceptos de sistema abierto, sistema cerrado y sistema aislado.
- 11.3.- Explicar el concepto de función de estado.
- 11.4.- Explicar el primer principio de la termodinámica.
- 11.5.- Explicar la interconversión de materia y energía utilizando la ecuación de Einstein.
- 11.6.- Explicar el concepto de energía interna.
- 11.7.- Vincular el calor intercambiado en un proceso que se realiza a volumen constante con la correspondiente variación de energía interna.
- 11.8.- Explicar el concepto de entalpía.
- 11.9.- Vincular el calor intercambiado en un proceso que se realiza a presión constante con la correspondiente variación de entalpía.
- 11.10.- Explicar cuál es el objeto del estudio de la termoquímica.
- 11.11.- Ejemplificar los conceptos de sistema abierto y sistema cerrado con relación a procesos químicos.
- 11.12.- Explicar con un ejemplo en qué consiste una ecuación termoquímica

- 11.13.-Explicar el concepto de estado tipo o de referencia.
- 11.14.-Explicar los conceptos de reacción exotérmica y de reacción endotérmica.
- 11.15.-Explicar el concepto de entalpía de reacción.
- 11.16.-Explicar el concepto de entalpía molar de formación.
- 11.17.-Explicar el concepto de entalpía molar de combustión.
- 11.18.-Explicar el concepto de entalpía molar de neutralización.
- 11.19.-Ejemplificar la ley de Lavoisier-Laplace.
- 11.20.-Ejemplificar la ley de Hess.
- 11.21.-Explicar el segundo principio de la termodinámica.
- 11.22.-Explicar el concepto de entropía.
- 11.23.-Explicar el significado de los términos en la ecuación representativa del segundo principio de la termodinámica.
- 11.24.-Discutir el criterio de espontaneidad de una reacción química a base al primero y segundo principio de la termodinámica.
- 11.25.-Explicar el concepto de energía libre de Gibbs.
- 11.26.-Explicar mediante la ecuación de Gibbs-Helmholtz el criterio de espontaneidad de una reacción química.
- 11.27.-Explicar el concepto de reacciones endergónicas y reacciones exergónicas.
- 11.28.-Explicar termodinámicamente la razón por la cual algunas reacciones químicas se producen a temperaturas elevadas y no a bajas temperaturas.



Facultad de Agronomía
Universidad de Buenos Aires

12.- RADIOACTIVIDAD Y RADIOISÓTOPOS

- 12.1.- Explicar con ejemplos el concepto de radioactividad natural.
- 12.2.- Explicar las características de las emisiones α , β y γ sobre la base de su constitución.
- 12.3.- Explicar con ejemplos las leyes del desplazamiento radioactivo sobre la base de la constitución de las partículas que intervienen.
- 12.4.- Explicar con ejemplos el concepto de período de semidesintegración.
- 12.5.- Explicar los conceptos de reacciones de fisión y fusión nuclear.
- 12.6.- Explicar la ecuación de Einstein vinculándola con las reacciones de fisión y fusión nuclear.
- 12.7.- Explicar las aplicaciones agronómicas de los radioisótopos.

13.- ELEMENTOS QUÍMICOS DE IMPORTANCIA AGRONÓMICA

- 13.1.- Deducir a partir de la clasificación periódica las variaciones de las siguientes propiedades de los elementos: radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica, radio iónico, radio cristalino, radio covalente.
- 13.2.- Explicar con ejemplos el concepto de potencial iónico.
- 13.3.- Vincular el potencial iónico con la hidratación iónica, formación de iones complejos y comportamiento ácido de los cationes.
- 13.4.- Deducir a partir de la clasificación periódica la notación cuántica de la estructura electrónica de los siguientes elementos de importancia agronómica, H, Na, K, Mg, Ca, Mo, Mn, Fe, Co, Cu, Zn, B, Al, C, Si, N, P, As, O, S, Se, Cl y I.
- 13.5.- Describir el ciclo natural del hidrógeno.
- 13.6.- Describir el ciclo natural del oxígeno.
- 13.7.- Vincular los distintos números de oxidación del oxígeno con la estructura de sus diferentes especies químicas.
- 13.8.- Diferenciar conceptualmente óxidos ácidos, básicos, neutros, anfóteros, peróxidos e hiperóxidos ("superóxidos").
- 13.9.- Vincular la unión hidrógeno ("puente hidrógeno") con los valores excepcionales de las siguientes propiedades físicas del agua: variación de la densidad con la temperatura, temperatura de fusión y de ebullición, calores latentes de fusión y vaporización, capacidad calorífica, tensión superficial, viscosidad y constante dieléctrica.

lós@triza.

- 3.10- Relacionar la estructura de la molécula del agua con sus propiedades como disolvente.
- 3.11- Ilustrar con ejemplos las propiedades del peróxido de hidrógeno como agente oxidante en medios ácido y básico.
- 3.12- Explicar la propiedad de los átomos de carbono de formar cadenas vinculándola con compuestos biológicos.
- 3.13- Vincular la estructura de la molécula de dióxido de carbono con sus propiedades físicas y químicas y su distribución en la naturaleza.
- 3.14- Relacionar el ciclo del carbono en la naturaleza incluyendo los intercambios energéticos con la actividad de los seres vivos.
- 3.15- Explicar con esquemas las estructuras de silicatos (cadenas, láminas y redes tridimensionales), vinculándolas con los silicatos naturales.
- 3.16- Vincular los números de oxidación del nitrógeno con las especies químicas más comunes que forma.
- 3.17- Relacionar el ciclo del nitrógeno en la naturaleza, incluyendo los intercambios energéticos, con la actividad de los seres vivos.
- 3.18- Vincular la estructura de la molécula de amoníaco con sus propiedades como base de Brønsted y de Lewis.
- 3.19- Escribir la fórmula de Lewis del ácido ortofosfórico.
- 3.20- Interpretar con ecuaciones los equilibrios de los fosfatos en función del pH y de la presencia de iones calcio.
- 3.21- Representar la estructura de polifosfatos lineales interpretando la ubicación espacial de los átomos.
- 3.22- Explicar las diferencias entre los elementos azufre y oxígeno en cuanto a electronegatividad y disponibilidad de orbitales d.



TRABAJOS PRACTICOS

- 1.- Sistemas materiales
- 2.- Soluciones y propiedades coligativas
- 3.- Cinética química
- 4.- Equilibrio ácido-base (con aplicación analítica)
- 5.- Continuación del anterior
- 6.- Equilibrio redox (con aplicación analítica)
- 7.- Continuación del anterior
- 8.- Equilibrio de complejos
- 9.- Equilibrio de sistemas heterogéneos y combinados (aplicación analítica)
- 10.- Sistemas coloidales
- 11.- Elementos químicos de importancia agronómica (aplicación analítica)

FACULTAD DE AGRONOMIA
- BIBLIOTECA



BIBLIOGRAFIA

- BRESCIA, F., ARENTS, J., MEISLICH, H. y TURK, A., Fundamentos de Química, Compañía Editorial Continental, S.A., México.
- CHEM., Química, una Ciencia Experimental, Editorial Reverté, Barcelona.
- GLASSTONE, S. y LEWIS, D., Elementos de Química-Física, Editorial Médico Quirúrgica, Bs.As.
- GRAY, H. y TAIGHT, G., Principios básicos de Química. Editorial Reverté, Buenos Aires.
- HILLER, L.A. y HERBER, R.H., Principios de Química, Editorial Universitaria de Buenos Aires.
- KEENAN, Ch.W., KLEINFELTER, D.C. y WOOD, J.H., Química General Universitaria, CECSA, México.
- LEE, G. y VAN ORDEN, H.O., Química General, Editorial Interamericana, México.
- MAHAN, B.H. Química. Curso Universitario, Wilmington.
- MASTERTON, J.L. y SLOWINSKI, E.J., Química General Superior, Editorial Interamericana, México.
- MOELLER, T., Química Inorgánica, Editorial Reverté.
- MURCILLO, J. Temas Básicos de Química, Editorial Alhambra, Madrid.
- MORTIMER, Ch.E., Química, Grupo Editorial Iberoamericano, México.
- RUSSELL, J.B. y LARENA, A., Química, Mc. Graw Hill, México.
- SIENKU, M.J. y PLANE, R.A., Química Teórica Y Descriptiva, Editorial Aguilar, Madrid.
- SIENKO, M.J. y PLANE, R.A., Química. Principios y aplicaciones, Mc Graw Hill, México.
- SLABAUGH, W.H. y PARSONS, T.D. Química General, Editorial Limusa Wiley, México.
- WOOD, J., KEENAN, Ch.W., BULL, W.E., Química General, Ediciones del Castillo, Madrid.
- BURRIEL MARTI, Química Analítica Cualitativa, Paraninfo, 1985, Madrid.
- CHARLOT, Gastón, Sc. Acuosas y No Acuosas. Toray-Masson (1980), Barcelona.
- SKODD-Weist, Introducción a la Química Analítica. Ed. Reverté.
- KOLTHOFF, I.M. y SANDELL, Tratado de Química Analítica Cuantitativa, Editorial Nigar.