



Ministerio de Cultura y Educación  
Universidad Nacional de San Luis  
Facultad de Ingeniería y Ciencias Agropecuarias  
Departamento: Ciencias Básicas  
Area: Química

(Programa del año 2012)  
(Programa en trámite de aprobación)  
(Presentado el 14/06/2012 11:38:24)

### I - Oferta Académica

Materia	Carrera	Plan	Año	Período
Química General e Inorgánica	Brom.	C.D. N°00 8/11	2012	1° cuatrimestre

### II - Equipo Docente

Docente	Función	Cargo	Dedicación
PENNACCHIONI, JORGE RUBEN	Prof. Responsable	P.Adj Exc	40 Hs
ALMEIDA, NORMA VICTORIA	Auxiliar de Práctico	JTP Exc	40 Hs
COMELLI, OLGA ELISA	Auxiliar de Práctico	A.2da Simp	10 Hs

### III - Características del Curso

Credito Horario Semanal				
Teórico/Práctico	Teóricas	Prácticas de Aula	Práct. de lab/ camp/ Resid/ PIP, etc.	Total
Hs	3 Hs	4 Hs	1 Hs	8 Hs

Tipificación	Periodo
B - Teoría con prácticas de aula y laboratorio	1° Cuatrimestre

Duración			
Desde	Hasta	Cantidad de Semanas	Cantidad de Horas
14/03/2012	22/06/2012	15	120

### IV - Fundamentación

En el curso Química General se estudian procesos físicos y reacciones químicas, poniendo especial énfasis en el estudio de la estequiometría y en el estudio del estado líquido y de las soluciones.

Se pretende que el alumno pueda resolver problemas de estequiometría con participación de gases, sólidos y soluciones y que integre los conocimientos concernientes a la reacción química, logrando un adecuado uso de los principios de la termodinámica, cinética y del equilibrio químico.

### V - Objetivos / Resultados de Aprendizaje

El objetivo fundamental del curso es iniciar a los alumnos en los principios básicos de la química. Se desea despertar en los alumnos inquietudes y curiosidades. Además se busca relacionar un tema con otro y conservar el estrecho contacto con el mundo de las sustancias químicas reales y sus aplicaciones de todos los días.

### VI - Contenidos

#### Tema 1. Átomo, molécula e iones. Relaciones de masa en las reacciones químicas

Teoría atómica. Estructura del átomo: electrón, protón, neutrón. Número atómico, número de masa e isótopos. La tabla periódica. Moléculas e iones. Masa atómica. Masa molar de un elemento y número de Avogadro. Masa molecular.

Estequiometría. Reactivo limitante. Rendimiento de reacción.

### **Tema 2. Reacciones en disolución acuosa**

Propiedades generales de las disoluciones acuosas: propiedades electrolíticas. Reacciones de precipitación: solubilidad, ecuaciones moleculares y ecuaciones iónicas. Reacciones ácido base: propiedades generales de ácidos y bases, ácidos y bases de Brønsted, neutralización ácido-base. Reacciones de oxidación-reducción. Concentración de disoluciones: dilución de disoluciones.

### **Tema 3. Gases**

Sustancias que existen como gases. Presión de un gas: presión atmosférica. Las leyes de los gases. Ley de Boyle, ley de Charles y Gay Lussac, ley de Avogadro. La ecuación del gas ideal. La masa molar de una sustancia gaseosa. La estequiometría de los gases. Ley de Dalton de las presiones parciales. Desviación del comportamiento ideal.

### **Tema 4. Termoquímica**

Naturaleza y tipos de energía. Cambios energéticos en las reacciones químicas. Entalpía: ecuaciones termoquímicas. Calorimetría: calorimetría a volumen constante y a presión constante. Entalpía estándar de formación y de reacción.

### **Tema 5. Teoría cuántica y la estructura electrónica de los átomos**

Propiedades de las ondas, radiación electromagnética. El efecto fotoeléctrico. Teoría de Bohr del átomo de hidrógeno, espectros de emisión. Naturaleza dual del electrón. Mecánica cuántica. Los números cuánticos. Orbitales atómicos: orbitales s, p y otros orbitales de mayor energía. Configuración electrónica: el principio de exclusión de Pauli, la regla de Hund.

### **Tema 6. Relaciones periódicas entre elementos**

Desarrollo de la tabla periódica. Variación periódica de las propiedades físicas, radio atómico, radio iónico, variación de las propiedades periódicas a través de un periodo y en un grupo. Energía de ionización. Afinidad electrónica. Enlace químico: conceptos básicos. El enlace iónico. El enlace covalente. Comparación de las propiedades de los compuestos covalentes y los compuestos iónicos. Estructuras de Lewis. El concepto de resonancia. Excepciones a la regla del octeto. Geometría molecular. Hibridación de orbitales atómicos: sp, sp<sup>2</sup> y sp<sup>3</sup>. Teoría del orbital molecular.

### **Tema 7. Las fuerzas intermoleculares y los líquidos**

Fuerzas intermoleculares: fuerzas dipolo-dipolo, fuerzas ion-dipolo, el enlace de hidrógeno. Propiedades de los líquidos. Cambios de fase: equilibrio líquido-vapor, calor de vaporización y punto de ebullición. Diagrama de fases: agua.

### **Tema 8. Propiedades físicas de las disoluciones**

Tipos de disoluciones. Unidades de concentración. Efecto de la temperatura en la solubilidad. Propiedades coligativas de las disoluciones de no electrolitos: disminución de la presión de vapor, elevación del punto de ebullición, disminución del punto de congelación y presión osmótica.

### **Tema 9. Cinética química**

Nociones de cinética. Velocidad de reacción. Reacciones de primer y segundo orden. Constante de velocidad. Efecto de la temperatura. Energía de activación.

### **Tema 10. Equilibrio químico**

El concepto de equilibrio y la constante de equilibrio. Escritura de las expresiones de la constante de equilibrio. Relación entre cinética química y equilibrio químico. El concepto de equilibrio y la constante de equilibrio. Factores que afectan el equilibrio químico.

### **TEMA 11. Equilibrio Iónico**

Soluciones electrolíticas. Ácidos y bases Autoionización del agua. pH. Disociación de ácidos y bases. Efecto de ión común. Hidrólisis. Valoración ácido-base. Solubilidad y producto de solubilidad. Precipitación y precipitación fraccionada. Efecto del ión común.

### **TEMA 12. Los Elementos Representativos**

Metales alcalinos, Litio, Sodio y Potasio. Metales alcalinos térreos Berilio, magnesio, calcio, estroncio y bario. Aluminio, estaño, plomo. Zinc, cadmio y mercurio.

### **TEMA 13. Elementos No Metálicos**

Propiedades generales. El hidrógeno. Boro, carbono y silicio. Nitrógeno, fósforo y arsénico. Oxígeno y azufre. Los halógenos preparación y propiedades generales. Usos. Los gases nobles.

### **TEMA 14. Los Metales de Transición y nociones sobre compuestos de coordinación**

Propiedades generales de los metales de transición. Química del hierro y del cobre. Nociones sobre compuestos de coordinación. Aplicaciones de los compuestos de coordinación

## **VII - Plan de Trabajos Prácticos**

A.- Trabajos Teórico Prácticos de Aula:

resolución de problemas relacionados a los temas desarrollados en clases teóricas

B.- Trabajos Prácticos de Laboratorio:

LAB. N° 1: Higiene y seguridad en los laboratorios. Reconocimiento del material de laboratorio y normas de uso.

LAB. N° 2: Reacciones químicas en solución

LAB. N° 3: Preparación de soluciones de diferente concentración

LAB. N° 4: Reactivo limitante y cálculo de rendimiento

LAB. N° 5: Reacciones de oxidación-reducción

LAB. N° 6: Equilibrio iónico y cálculo de pH

## **VIII - Régimen de Aprobación**

### **REGIMEN DE ALUMNOS REGULARES**

El dictado de la asignatura será del tipo teórico y práctico:

I.- Trabajos Prácticos de Aula

- El alumno deberá asistir al un 80 % de los Trabajos Prácticos de Aula
- Se considerará ausente el alumno que incurra en una tardanza superior a los 10 minutos.
- El alumno deberá llevar al día un cuaderno o carpeta, con los problemas resueltos en clase.
- El alumno deberá proveerse del material necesario para las clases de problemas (papel milimetrado, sistema de cálculos, etc.). La cátedra los proveerá de la bibliografía, tablas, que estén dentro de sus posibilidades.

II.- Trabajos Prácticos de Laboratorio:

- El alumno deberá asistir al 100 % de los Trabajos Prácticos de Laboratorio.
- Antes de realizar el Trabajo Práctico de Laboratorio, se le podrá tomar un cuestionario sobre el tema del mismo, el que deberá ser respondido satisfactoriamente, para aprobarlo.
- Finalizado el trabajo de laboratorio el alumno deberá presentar al docente encargado, el informe de los resultados obtenidos.
- El informe debe ser individual

III.- Evaluaciones Parciales

Se tomarán tres parciales que incluirán problemas, cuyo puntaje de aprobación será de 50%, los mismos tendrán su correspondiente recuperación dentro de los 5 a 12 días posteriores, de acuerdo a la Res. D. N 265/85. El alumno que haya aprobado dos de los parciales ya sea de primera instancia o en su recuperación tiene derecho a recuperar por segunda vez el parcial no aprobado.

### **OBSERVACIONES**

Para aquellos alumnos que acrediten trabajar se tendrá en cuenta lo establecido en la Res. Rec. N° 52/85.

### **REGIMEN DE ALUMNOS LIBRES**

- El examen de los alumnos que no registren aprobación de los Trabajos Prácticos, constará de dos partes.

- evaluación sobre Trabajos Prácticos.

b) evaluación sobre Contenidos Teóricos.

Deberá aprobar una evaluación escrita, sobre los Trabajos Prácticos de Aula la que constara de problemas, similares a los desarrollados en clase, debiendo resolver el 70 % de los mismos. Luego, deberá proceder a la realización de un Trabajo Práctico de Laboratorio, el que se elegirá mediante sorteo, entre los trabajos prácticos de laboratorio programados. Una vez realizado el trabajo práctico deberá elevar el informe al tribunal de la mesa examinadora para que analice los resultados obtenidos, de ser estos satisfactorios, pasará a la evaluación sobre Contenidos Teóricos, sobre los temas desarrollados en las Clases Teóricas, con la misma modalidad empleada con los alumnos regulares.

#### EXAMEN FINAL

El examen final será tomado en forma oral.

### IX - Bibliografía Básica

[1] [1] RAYMOND CHANG, Química, Mc Graw Hill, 9na Edición - 2007.( En total 35 Tomos)

[2] [2] P. W. ATKINS, Química General. Ediciones Omega, S.A. 1992 (En total 2 Tomos).

[3] [3] Petrucci Harwood, Química General. Prentice Hall, 7ma. Edición. 1999

[4] [4] P. ATKINS, L. JONES, Química, molécula, materia, cambio. Ed. Omega. Barcelona. 3 ra edición. 1998.(En total 8 Tomos)

### X - Bibliografía Complementaria

[1] [1] SLABAUGH Y PARSONS, Química General. Ed. Limusa. México 1978.

[2] [2] BECKER Y WENTWORTH, Química General. Ed. Reverte, España 1977

[3] [3] BRUCE MAHAN, Química. Curso Universitario. Fondo educativo Interamericano 1968.

[4] [4] GLASSTONE Y LEWIS, Elementos de química física, 2da edición. Ed. Medico quirúrgico, Buenos Aires 1962.

### XI - Resumen de Objetivos

Proporcionar a los alumnos un amplio conocimiento de esta ciencia para que puedan:

- formular identificar y clasificar las sustancias inorgánicas.
- interpretar las transformaciones que experimentan las mismas.
- formular identificar y clasificar las sustancias inorgánicas.
- interpretar las transformaciones que experimentan las mismas.
- relacionar todo lo anterior con las distintas asignaturas de la currícula.
- Brindar herramientas sólidas y un conocimiento significativo que pueda ser aplicado en todas las asignaturas posteriores de la carrera.
- Que el alumno tome conciencia cuan importantes son las transformaciones químicas en el mundo que lo rodea.

### XII - Resumen del Programa

#### PROGRAMA SINTETICO

Tema 1. Átomo, molécula e iones. Relaciones de masa en las reacciones químicas

Tema 2. Reacciones en disolución acuosa

Tema 3. Gases

Tema 4. Termoquímica

Tema 5. Teoría cuántica y la estructura electrónica de los átomos

Tema 6. Relaciones periódicas entre elementos

Tema 7. Las fuerzas intermoleculares y los líquidos

Tema 8. Propiedades físicas de las disoluciones

Tema 9. Cinética química

Tema 10. Equilibrio químico

Tema 11. Equilibrio iónico

Tema 12. Los elementos representativos

Tema 13. Elementos no metálicos

Tema 14. Los metales de transición

**XIII - Imprevistos**

--

**XIV - Otros**

--

<b>ELEVACIÓN y APROBACIÓN DE ESTE PROGRAMA</b>	
	<b>Profesor Responsable</b>
Firma:	
Aclaración:	
Fecha:	