

ARGOS

REPOSITORIO INSTITUCIONAL DE LA SECRETARÍA
DE INVESTIGACIÓN Y POSTGRADO DE LA FHyCS - UNaM


Universidad Nacional de Misiones



**Universidad Nacional de Misiones. Facultad de Humanidades y Ciencias
Sociales. Secretaría de Investigación y Postgrado. Especialización en
Docencia Universitaria**

***Especializando: Ing. Qco. Fabricio Osvaldo
Barrionuevo Fleitas***

**La implementación de simuladores virtuales
de laboratorios de física y química para
mejorar el aprendizaje en la signatura
físicoquímica aplicada del 1º año de la
carrera Profesorado universitario en
ciencias agrarias – Facultad de Ciencias
Forestales (UNaM) localización San Vicente.**

**Trabajo final de Especialización en Docencia universitaria
presentado para obtener el título de “Especialista en Docencia
Universitaria”**

Tutora: Mgter. Kornel, Julieta

Posadas, 2016



Esta obra está licenciado bajo Licencia CreativeCommons (CC) Atribución-NoComercial-CompartirIgual 4.0 Internacional. <https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/>



Universidad Nacional de
Misiones



Universidad Nacional del
Nordeste



Universidad Nacional de
Formosa



Universidad Nacional de
Santiago del Estero

Grupo de Universidades Nacionales del Norte Grande

**Carrera de Posgrado Cooperativo
Especialización en Docencia Universitaria**

**UNIVERSIDAD NACIONAL DE MISIONES – FACULTAD DE
HUMANIDADES Y CIENCIAS SOCIALES**

**TÍTULO:LA IMPLEMENTACIÓN DE SIMULADORES VIRTUALES DE
LABORATORIOS DE FÍSICA Y QUÍMICA PARA MEJORAR EL
APRENDIZAJE EN LA ASIGNATURA FISICOQUÍMICA APLICADA DEL 1º
AÑO DE LA CARRERA PROFESORADO UNIVERSITARIO EN CIENCIAS
AGRARIAS - FACULTAD DE CIENCIAS FORESTALES (UNaM)
LOCALIZACIÓN SAN VICENTE).**

**ESPECIALIZANDO:ING. QCO. BARRIONUEVO FLEITAS, FABRICIO
OSVALDO**

TUTORA:PROF(MGTER)KORNEL, JULIETA

TRABAJO FINAL DE ESPECIALIZACIÓN EN DOCENCIA UNIVERSITARIA

AÑO: 2016

Índice

1. Resumen	4
2. Resumen	5
3. Diagnóstico	7
3.1. Breve reseña histórica de la UNaM	7
3.2. Las Políticas de Expansión de la Educación Superior a nivel Nacional	8
3.3. La Política de Expansión Territorial de la UNaM	9
3.4. La Físicoquímica como parte de las currículas de las carreras presentadas por la Facultad de Ciencias Forestales en su expansión territorial	11
3.5. Las dificultades encontradas en el desarrollo de la asignatura Físicoquímica Aplicada	11
4. Propuesta de Acción	12
5. Justificación	16
5.1 Los procesos de enseñanza y aprendizaje	16
5.2. La enseñanza de las ciencias en la actualidad	18
5.3. Las TICs en el aula, los laboratorios virtuales	20
6. Objetivos del Proyecto	22
6.1. Objetivo General	22
6.2. Objetivos Específicos.....	22
7. Actividades	23
7.1. Práctica virtual I - Preparación de soluciones a partir de solutos sólidos	23
7.2. Práctica virtual II - Soluciones Valoradas I - Titulación Ácido-Base	24
7.3. Práctica virtual III - Curvas de titulaciones Ácido – Base	24
8. Cronograma de implementación de las actividades prácticas	25
9. Evaluación	26
9.1. Componentes de la Evaluación de los Trabajos Prácticos.....	26

9.2. Componentes de la evaluación del Proyecto	27
10. Bibliografía.....	28
Anexo I - Práctica virtual I.....	30
Anexo II - Práctica virtual II.....	34
Anexo III - Práctica virtual III.....	39
Anexo IV - Trabajo práctico N° 3 de Química	44
Anexo V - Trabajo práctico N° 4 de Química	54
Anexo VI - Trabajo práctico N° 7 de Química	61
Anexo VII - Encuesta sobre los Trabajos Prácticos Virtuales	71

LA IMPLEMENTACIÓN DE SIMULADORES VIRTUALES DE LABORATORIOS DE FÍSICA Y QUÍMICA PARA MEJORAR EL APRENDIZAJE EN LA ASIGNATURA FISICOQUÍMICA APLICADA DEL 1º AÑO DE LA CARRERA DE PROFESORADO EN CIENCIAS AGRARIAS - FACULTAD DE CIENCIAS FORESTALES (UNaM) LOCALIZACIÓN SAN VICENTE.

1. Resumen

El presente proyecto de intervención está orientado a la implementación de laboratorios virtuales de Física y Química en la asignatura Físicoquímica Aplicada, perteneciente al primer año de la carrera Profesorado Universitario en Ciencias Agrarias (PUCA), dependiente de la Facultad de Ciencias Forestales (F.C.F.), Universidad Nacional de Misiones (U.Na.M.) con localización en la ciudad de San Vicente de la Provincia de Misiones.

La propuesta de carreras de la U.Na.M. en San Vicente surge como parte de las políticas de expansión territorial de la U.Na.M, el PUCA es una carrera permanente que presenta la F.C.F. en el marco del programa de expansión. El edificio en el cual se encuentra situada la sede es alquilado y cuenta con una sala de informática pero no cuenta con laboratorios de Física o de Química, esto dificulta el desarrollo de clases prácticas. Más aun considerando otras dificultades presentes en el cursado de la asignatura como ser, la conformación de la cátedra (sin Jefe de Trabajos Prácticos) y la dedicación de sus docentes (ambos con dedicación simple), la procedencia de los estudiantes (la gran mayoría proviene de zonas rurales), el trayecto formativo recorrido en el nivel secundario, el cual relegó la formación en ciencias, la influencia negativa de la lengua portuguesa. Esta situación compleja Socio Cultural influye en el desarrollo de las clases de la asignatura y por consiguiente en las bajas tasas de promoción en el cursado correspondiente al ciclo lectivo 2015 y en la dificultad de interpretación de los fenómenos naturales con las miradas científicas que presentan la Física y la Química.

La presente propuesta utiliza a las Tecnologías de la Información y Comunicación (TIC's), más precisamente a los laboratorios virtuales, como una valiosa herramienta

didáctica para el desarrollo de experiencias en entornos virtuales, más aún si consideramos el carácter empírico de la Físicoquímica. Con la implementación de experiencias en laboratorios virtuales con software específico de simulación se pretende que los estudiantes puedan replicar en dichos laboratorios las prácticas desarrolladas en el laboratorio real permitiendo mejorar la comprensión de los procesos fisicoquímicos y de la realidad.

Se propone introducir tres experiencias en laboratorios virtuales, la primera de ellas está orientada a la preparación de disoluciones, la segunda a la titulación ácido–base, y la tercera a la confección de sus curvas. Estas prácticas fueron seleccionadas según criterios como ser valor conceptual de las experiencias, repetitividad en el laboratorio virtual, los reactivos y materiales utilizados.

El cronograma considera que son necesarias tres semanas, cada semana con dos clases, para implementarlas.

Como estrategias de evaluación se proponen dos etapas, cada una con sus criterios, los criterios de la etapa de evaluación de los alumnos están orientados a determinar cómo se cumplieron los objetivos específicos del proyecto y los criterios de la etapa de evaluación del proyecto están orientados a determinar el grado de cumplimiento del objetivo general, proceso que permitirá además contemplar las ventajas de la implementación del proyecto, las dificultades encontradas en dicha implementación.

2. Resumen

Este proyecto de intervenção tem como objetivo a implementação de laboratórios virtuais de Física e Química no participaram do ano escolar 2016 de Físicoquímica Aplicada tema pertence ao primeiro ano da carreira de professor universitário em Ciências Agrárias Faculdade de Engenharia Florestal (FCF), Universidade Nacional de Misiones (U.Na.M.), implementado na cidade de San Vicente da Província de Misiones.

A implementação das carreiras da U.Na.M. em San Vicente vem como parte da política de expansão territorial da U.Na.M, a carreira permanente proposto apresentando pela F.C.F. no âmbito do programa de expansão é o Profesorado de Ciencias Agrarias.

O edifício em que está localizada a sede é alugada e tem uma sala de computador, mas não tem laboratórios de Física ou Química, isso dificulta o desenvolvimento de aulas práticas. Mas, mesmo considerando as dificuldades presentes na estudou o assunto como sendo a criação da cadeira (sem Chefe do trabalhos práticos) e a dedicação dos seus professores (ambos com dedicação simples), a origem dos estudantes (a grande maioria vem das áreas rurais), o percurso de formação tomadas ao nível secundário, que relegou a formação científica, a influência negativa do idioma Português. Esta situação complexa sócio-culturais influência o desenvolvimento das aulas e, portanto, em baixas taxas de promoção na aula concluído o ano letivo de 2015 e a dificuldade de interpretação dos fenómenos naturais com olhos científicos apresentando Física e Química.

Esta proposta utiliza a Tecnologia da Informação e Comunicação (TIC), mais precisamente aos laboratórios virtuais, como uma valiosa ferramenta de ensino para o desenvolvimento de experiências em ambientes virtuais, mas mesmo se considerarmos a natureza empírica da físico-Química. Com a implementação de experiências em laboratórios virtuais com software de simulação específica pretende-se que os alunos podem replicar nesses laboratórios as práticas desenvolvidas no laboratório real, permitindo melhor compreensão dos processos físico-químicos e realidade

Propõe-se a introdução de três experiências em laboratórios virtuais, o primeiro dos quais visa a preparação de soluções, o segundo à titulação ácido-base, eo terceiro para fazer suas curvas. Essas práticas foram selecionados de acordo com critérios como valor conceitual das experiências, repetibilidade no laboratório virtuais, reagentes e materiais utilizados.

A programação considera que três semanas são necessários, com duas aulas por semana, para implementá-las.

Como estratégias de avaliação duas fases são propostas, cada um com seus próprios critérios, os criterios do estágio de avaliação dos alunos são projetados para determinar como os objetivos específicos foram cumpridas e critérios para a fase de avaliação do projecto foram cumpridos visam determinar o grau de cumprimento do

objetivo global, um processo que também permitem contemplar as vantagens da implementação do projecto, as dificuldades encontradas na sua implementação.

3. Diagnóstico

El diagnóstico enmarca la situación problema que confluyó en el presente proyecto de intervención, avanzando desde una situación macro, partiendo de una breve reseña de la Universidad Nacional de Misiones y las políticas de Expansión Territorial tanto a nivel Nacional como a nivel de la Universidad Nacional de Misiones, arribando a una situación micro, enmarcando a la asignatura Fisicoquímica Aplicada como parte de la currícula del Profesorado Universitario en Ciencias Agrarias, como así también a las dificultades encontradas en el desarrollo de la misma en el ciclo lectivo 2015.

3.1. Breve reseña histórica de la UNaM

En 1956 se crea la Universidad Nacional del Nordeste (UNNE) con un carácter regional y con unidades en Chaco, Corrientes y Misiones (anteriormente las únicas propuestas de educación universitaria fueron las que provenían de las Universidades Nacionales del Litoral y de Tucumán a través de Facultades, Carreras e Institutos creados en el Nordeste por ellas), Desde 1953 hasta 1967 se crean en la Provincia de Misiones una serie de Institutos de formación superior que sentarían la bases para la posterior fundación de la Universidad Nacional de Misiones el 16 de Abril de 1973 por la Ley 20.286. En 1980 por Decreto Nacional N° 2.425, se reestructuran las Unidades Académicas de la UNaM dando lugar a la forma organizativa que posee en la actualidad. Recién en 1996 la UNaM dicta su propio Estatuto¹, el cual fue modificado en 2012 por la X Asamblea Universitaria, en este se establece formalmente -tal como lo solicita la ley de Educación Superior- la sede principal de la UNaM en el Campus Universitario y la constitución de la UNaM en sus tres regionales y seis facultades, entre otras modificaciones. Por resolución 1386/12, del Ministerio de Educación de la Nación, se ordenó la publicación del Estatuto de la Universidad Nacional de Misiones en el Boletín Oficial de la Nación.

Regional Posadas

¹ Hasta 1996 la UNaM se regía por el estatuto de la Universidad de Buenos Aires (UBA)

- ✓ Facultad de Humanidades y Ciencias Sociales (FHyCS).
- ✓ Facultad de Ciencias Económicas (FCE - Campus Universitario de Posadas).
- ✓ Facultad de Ciencias Exactas, Químicas y Naturales (FCEQyN - Posadas y Apóstoles).
- ✓ Rectorado

Regional Oberá

- ✓ Facultad de Ingeniería (FIO - Campus Universitario de Oberá)
- ✓ Facultad de Artes y Diseño (FAyD Campus Universitario de Oberá)

Regional Eldorado

- ✓ Facultad de Ciencias Forestales (FCF)

Además de las seis facultades la UNaM posee dos escuelas, la Escuela de Enfermería (de nivel superior) dependiente de la FCEQyN y la Escuela Agrotécnica Eldorado de nivel medio dependiente de Rectorado.

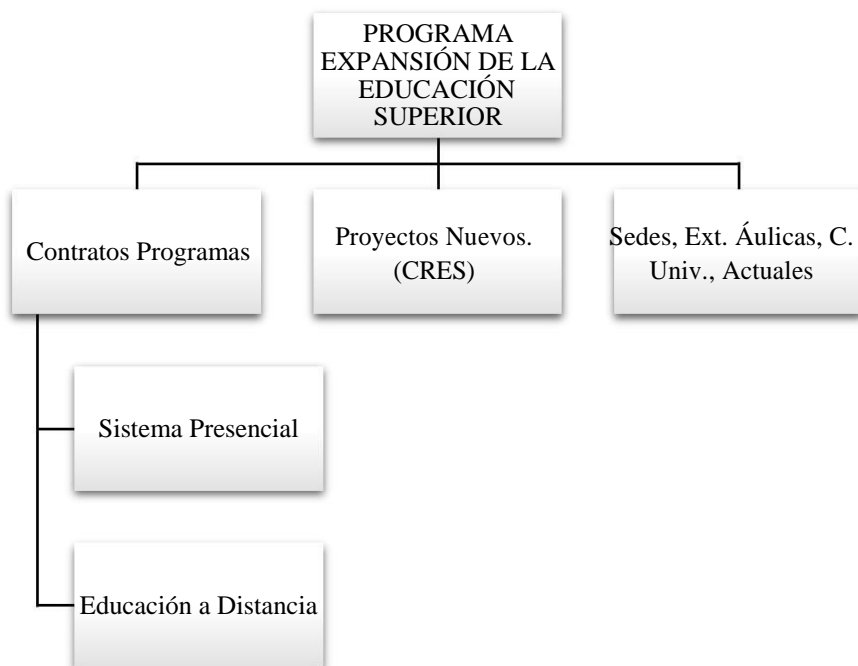
3.2.Las Políticas de Expansión de la Educación Superior a nivel Nacional

Por medio del Acuerdo Plenario 802/11 del Concejo Interuniversitario Nacional (CIN) los Rectores de Universidades Nacionales expresan la importancia y necesidad de un Programa de Expansión de la Educación Superior (ES), a través de este acuerdo se fundamenta la necesidad y se proponen los lineamientos para la concreción de dicho programa. En el 2012 la Secretaría de Políticas Universitarias (SPU) pone en marcha el Programa de Expansión Territorial de la Educación Superior, el cual es aprobado por el Poder Ejecutivo a través de la Resolución 1368/2012 y publicado en el boletín oficial el 27 de Agosto del 2012 bajo los nombres “Programa de Expansión de la Educación Superior” y “Criterios y Estándares para las Actividades Académicas de los Centros Regionales de Educación Superior”. La finalidad del programa es *“Incrementar las oportunidades de acceso a la educación superior extendiendo la cobertura territorial”* con ello pretende incrementar el acceso, la permanencia y el egreso a la educación superior, como así también mejorar la cobertura territorial atendiendo a las necesidades

y demandas orientadas al desarrollo integral de las distintas regiones y localidades del país.

En una primera etapa se analizó en cada uno de los Consejos de Planificación Regional de la Educación Superior (CPRES²) la situación de la oferta de carreras universitarias y su distribución territorial. En una segunda etapa, se encaró la creación de Centros Regionales de Educación Superior (CRES), tendientes a lograr el desarrollo integral de la zona (la radicación de los mismos queda determinada de acuerdo a las prioridades de cada región atendiendo a las demandas surgidas). En total se pudieron viabilizar, financiar y poner en marcha 80 proyectos en todo el país.

El proceso de implementación del Programa de Expansión de la Educación Superior se puede esquematizar de la siguiente forma:



3.3.La Política de Expansión Territorial de la UNaM

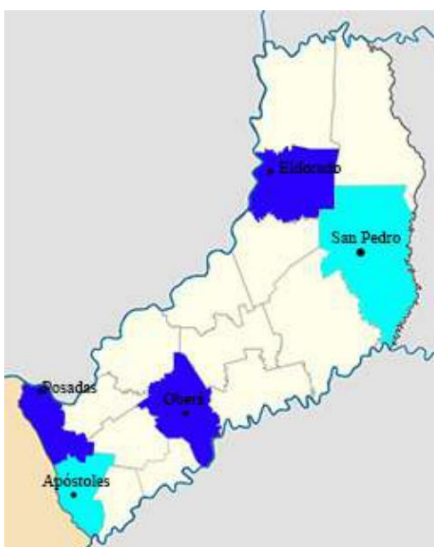
Si bien la Universidad Nacional de Misiones, además de sus sedes regionales de Posadas, Oberá y Eldorado, está presente en el departamento de Apóstoles desde 1985

²Los Consejos de Planificación Regional de la Educación Superior (CPRES) fueron creados por el artículo 10 de la Ley N° 24.521, conocida como Ley de Educación Superior. Constituyen una institución peculiar, dado que reúnen a todos los actores de la educación superior argentina: universidades nacionales y privadas, gobierno nacional y gobiernos provinciales.

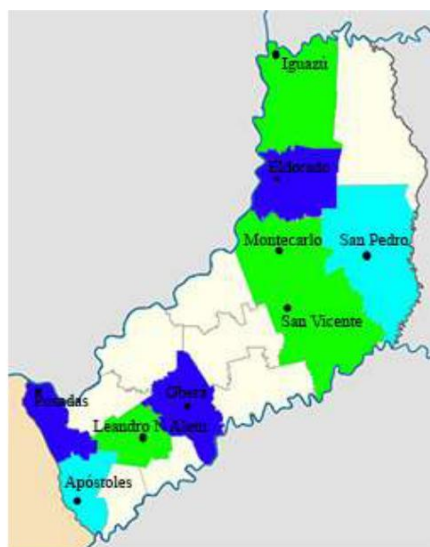
con la carrera de Analista de Sistemas (FCEQyN) y en el departamento de San Pedro desde 1999 con la Tecnicatura Universitaria en Guardaparques (FCF), las demás propuestas educativas desarrolladas por la UNaM en los otros departamentos de la Provincia se dieron en forma discontinua. Recién con la implementación del Programa de Expansión de la Educación Superior adquiere importancia la presencia de la misma en núcleos poblacionales de la Provincia que fueron dejados de lado durante mucho tiempo y que con su crecimiento sostenido hicieron cada vez más fuerte el reclamo social de una Educación Superior accesible territorialmente.

A partir de 2013 la UNaM implementa en la ciudad de Puerto Iguazú, tres carreras nuevas, Analista en Sistemas de Computación (FCEQyN), Licenciatura en Turismo (ciclo de articulación - FHyCS) y Técnico en Comunicación Social (FHyCS). En la ciudad de Leandro N Alem se constituye una extensión áulica de la FCE.

En el año 2014 se abren las carreras de Enfermería (FCEQyN), Técnico Universitario en Producción Agropecuaria (FCF) y Técnico en Comunicación Sociocomunitaria (FHyCS), todas con tres años de duración, y en el 2015 se incorporó el Profesorado en Ciencias Agrarias (cuatro años de duración - FCF) y la Tecnicatura en Mantenimiento Industrial (con duración de cinco cuatrimestres. FI). También en 2015 comienza a funcionar una nueva extensión áulica de la Escuela de Enfermería (FCEQyN – UNaM) en la sede de la Facultad de Ciencias Forestales iniciándose el cursado de la Licenciatura en Enfermería.



Mapa de la Presencia de la UNaM antes de 2012



Mapa de la Presencia de la UNaM desde 2013 en adelante

3.4.La Fisicoquímica como parte de las currículas de las carreras presentadas por la Facultad de Ciencias Forestales en su expansión territorial

La Fisicoquímica forma parte de la currícula de la Tecnicatura Universitaria en Producción Agropecuaria y del Profesorado Universitario en Ciencias Agrarias, ambas carreras dictadas en extensión áulica de San Vicente, perteneciente a la Facultad de Ciencias Forestales (FCF). Como se detalla anteriormente dicha extensión áulica surge del proceso de expansión territorial que desarrolla la Universidad Nacional de Misiones (UNaM) desde el año 2012 a la actualidad enmarcándolo en la puesta en práctica del “Programa de Expansión de la Educación Superior” y “Criterios y Estándares para las Actividades Académicas de los Centros Regionales de Educación Superior”, en la cual cada unidad académica de la UNaM propuso una carrera de tecnicatura. La FCF en primera instancia propone el dictado de la carrera Técnico Universitario en Producción Agropecuaria y posteriormente la carrera Profesorado Universitario en Ciencias Agrarias(PUCA) como carrera permanente.

3.5.Las dificultades encontradas en el desarrollo de la asignatura Fisicoquímica Aplicada

La Localización San Vicente se encuentra ubicada en un edificio alquilado, que si bien cuenta con una sala de informática, no posee laboratorios, esto dificulta el desarrollo de clases prácticas. Si se considera que la Fisicoquímica tiene un carácter fuertemente científico, muy influenciado por la experimentación y la producción del conocimiento a través de ésta, sin perder de vista ciertas técnicas que solamente se pueden aprender desde la praxis en el laboratorio. Las prácticas encarradas a través de estudio de experiencias en el laboratorio introducen al estudiante al pensamiento científico y al trabajo empírico como productor de conocimiento; por tanto la carencia de un laboratorio impide que el estudiante aprenda el correcto uso de los instrumentos de laboratorio e incorpore estas técnicas propias de las disciplinas a la cual pertenece la asignatura, como por ejemplo, las mediciones con instrumentos de precisión, la determinación de la constante elástica de un resorte, la determinación de densidades de

sólidos y líquidos, la preparación de soluciones, la titulación volumétrica, la titulación potenciométrica, entre otras.

Otra dificultad presente en el cursado de la asignatura Fisicoquímica Aplicada, es la conformación de la Cátedra, la cual está compuesta por una Profesora Adjunta con dedicación simple (10hs) y un Ayudante de Primera con dedicación simple (10hs), no se cuenta con un Jefe de Trabajos Prácticos (JTP), relegando institucionalmente la importancia de los trabajos prácticos a un segundo plano.

Esto se agrava aún más considerando que los estudiantes, en su gran mayoría provienen de zonas rurales de San Vicente y localidades limítrofes. El departamento Guaraní, del cual forma parte la localidad de San Vicente, es una de las más relegadas en cuanto a educación se refiere y una de las que posee el mayor índice de analfabetismo de la provincia de Misiones mayor a 8,6 muy superior a la media Nacional de 1,9. Además la zona cuenta con una fuerte influencia de la lengua portuguesa, lo cual dificulta en ocasiones la comunicación entre docentes y alumnos.

Hay que considerar además que casi la totalidad de los estudiantes que cursan la carrera de Profesorado Universitario de Ciencias Agrarias realizaron sus trayectos formativos de nivel secundarios sin haber realizado actividades prácticas en laboratorios, transformándose el paso por las asignaturas Física y Química en un mero intercambio de conceptos con sus docentes.

Esta situación compleja Socio Cultural influye en el desarrollo de las clases de la asignatura y por consiguiente en las bajas tasas de promoción en el cursado correspondiente al ciclo lectivo 2015 y en la dificultad de interpretación de los fenómenos naturales con las miradas científicas que presentan la Física y la Química.

4. Propuesta de Acción

El presente proyecto busca dar respuesta a la inquietud que se planteó luego del dictado del curso de Fisicoquímica Aplicada en el ciclo 2015, del informe final al finalizar el cuatrimestre, de la asignatura surge que de un total de 78 estudiantes que la cursaron, solamente 38 promocionaron la asignatura lo que representa aproximadamente

el 49% (28 de ellos con nota mayor que seis pero inferior a siete) y los 40 restantes quedaron libres lo que representa el 50%. Estos datos se representan en el Gráfico 1.



Gráfico 1: Porcentajes de estudiantes libres, regulares y promocionales en la asignatura Físicoquímica Aplicada - cursada 2015.

Más allá de estos números, que si bien brindan información, lo que más preocupa es la falta de comprensión que se evidenció de los fenómenos naturales utilizando la Física y la Química como herramientas para interpretarlos, lo cual mejoraría sustancialmente con la implementación de trabajos prácticos de laboratorio ya sean reales o virtuales.

Como se puede observar en el Gráfico 2 algunas de las consignas que se incluyeron en las evaluaciones parciales (como las que se detallan a continuación) fueron las que más obstaculizaron el trayecto formativo de los estudiantes de la asignatura en el ciclo lectivo 2015:

- ☑ **Consigna 1:** Objetos de estudio que pueden ser analizados desde la Física.
- ☑ **Consigna 2:** Magnitudes que pueden estudiarse de esos objetos de estudio, indicando que tipo de magnitud es desde el punto de vista de su naturaleza y su determinación, como así también las unidades de medición en el SI para cada magnitud identificada.

- ☑ **Consigna 3:** Al disolver sal en agua, llega un momento en que no es posible disolver más. A este tipo de disoluciones se les denomina: concentradas. Saturadas o sobresaturadas
- ☑ **Consigna 4:** Para separar dos líquidos miscibles podemos utilizar una: destilación, decantación o filtración.



Gráfico 2: Porcentaje de alumnos que tuvieron dificultades con la interpretación de las consignas que se detallan anteriormente

Como expresa Aureli Caamaño en Enseñar Ciencias(Aureli Caamaño - Jiménez Aleixander María Pilar coord. Enseñar Ciencias. Editorial GRAO, de IRIF, S.L. pp 96)"...Los trabajos prácticos experimentales son considerados una de las actividades más importantes en la enseñanza de las ciencias por diferentes razones:

- ☑ Motivan al alumnado.
- ☑ Permiten un conocimiento vivencial de muchos fenómenos.
- ☑ Permiten ilustrar la relación entre variables significativas en la interpretación de un fenómeno.
- ☑ Pueden ayudar a la comprensión de conceptos.

- Permiten realizar experimentos para contrastar hipótesis emitidas en la elaboración de un modelo.
- Proporcionan experiencia en el manejo de instrumentos de medida y en el uso de técnicas de laboratorio y de campo.
- Permiten acercarse a la metodología y los procedimientos propios de la indagación científica.
- Constituyen una oportunidad para el trabajo en equipo y el desarrollo de actitudes y la aplicación de normas propias del trabajo experimental: planificación, orden, limpieza, seguridad, etc.

A pesar de su valor formativo, algunas son actividades costosas, porque es preciso disponer de materiales, instrumentos de medida y productos adecuados; exigen tiempo para su preparación y requieren cierto conocimiento y experiencia por parte del profesorado para su realización. Por todo ello, no siempre son utilizadas con la frecuencia que sería deseable."

La formación integral del futuro profesional no puede perder de vista la praxis (transformándose en una reproducción teórica de lo que está escrito en libros) y debe poner en tensión la Teoría con la Práctica y la Práctica con la Teoría, sin que una esté por encima de la otra y que ambas contribuyan a la formación de ese corpus de conocimiento que el estudiante necesitará para, en un futuro, desempeñarse como profesional. Esto está muy ligado a la concepción de enseñar que tenga el docente que está al frente de la cátedra, en el presente proyecto se adhiere a lo que expresa Pérez Gómez, A. (1992): "...La enseñanza puede considerarse como un proceso que facilita la transformación permanente del pensamiento, las actitudes y los comportamientos de los alumnos, provocando el contraste de sus adquisiciones más o menos espontáneas en la vida cotidiana con las proposiciones de las disciplinas científicas, artísticas y especulativas y también estimulando su experimentación en la realidad"

Haciendo hincapién en el carácter empírico de la Físicoquímica, enfocándose en la experimentación de la realidad y considerando que la Extensión Áulica de San Vicente no posee laboratorio de Físicoquímica pero sí aula de informática, se propone la implementación de laboratorios virtuales, como por ejemplo el Virtual Chemistry Laboratory 2.1.0 (VLab), el Yenka o laboratorios virtuales en internet, en los cuales los

estudiantes puedan realizar prácticas similares a las desarrolladas en el laboratorio real. Si bien inicialmente se pretende suplir la falta de laboratorios con software informático esta solución es solamente temporal, ya que la práctica de laboratorio se torna indispensable; siendo el software informático solamente una herramienta más que mejora el proceso de aprendizaje de los estudiantes.

5. Justificación

5.1 Los procesos de enseñanza y aprendizaje

Inicialmente se puede definir qué se entiende por “enseñar” y “aprender”, el presente proyecto pretende alejarse de la visión simplista en la cual enseñar es transmitir conocimientos a los estudiantes, considerando esta transmisión como unidireccional en la cual el docente expone a sus estudiantes contenidos elaborados para que éstos los aprendan y posteriormente los repliquen en el examen. Esta idea proviene del sentido común, es sólida y muy difícil de cambiar, no tiene en cuenta las dificultades reales asociadas a los procesos de enseñanza y aprendizaje, estableciendo una frontera entre el saber cotidiano y el saber profesional del docente, posicionándose como un obstáculo de la práctica docente. Según Pedro Cañal (2011), todo docente deberá “...reelaborar sus conocimientos cotidianos sobre la enseñanza para aproximarse progresivamente a las concepciones, los procedimientos y las actitudes que forman parte del saber actual elaborado por las ciencias de la educación y, en particular, por la investigación en didáctica de las Ciencias.”

Enseñar es, entonces, una tarea compleja que demanda del docente un conjunto de habilidades, conceptos, aptitudes y capacidades que le permitan fundamentar y organizar sus conocimientos científicos de tal manera que pueda acceder a ellos paulatinamente y en forma progresiva, decidiendo en forma criteriosa qué enseñar y qué tipo de conocimiento científico priorizar, decidir el “cómo enseñar” lo cual implica planificar actividades coherentes y seleccionar el ámbito adecuado a los objetivos planteados y a los fines perseguidos, como así también los objetos de estudio más adecuados, evaluando tanto el proceso de enseñanza como también los resultados de los aprendizajes obtenidos, introduciendo los cambios necesarios para una mejora continua de la enseñanza de los objetos de estudio seleccionados.

Más concretamente, considerando la enseñanza de la Física y la Química, los objetivos apuntan a que el estudiante pueda desarrollar y aplicar ideas importantes tanto principios como leyes, que puedan explicar un amplio campo de fenómenos dentro del dominio de estas disciplinas. Además se pretende que se apropien de técnicas, y adquieran hábitos o modos de pensar y razonar. La enseñanza de las ciencias promoverá que los estudiantes sean responsables de su propio proceso de aprendizaje, teniendo una actitud positiva hacia esta.

En concordancia se puede decir que aprender es un proceso por medio del cual adquirimos o modificamos habilidades, destrezas, conocimientos, conductas o valores como resultado del estudio, la experiencia, la instrucción, el razonamiento y la observación. Dicho proceso se analiza desde distintas perspectivas, de las cuales surgen distintas teorías del aprendizaje.

Una de las teorías desarrolladas hace más de 40 años, pero todavía vigente, es la teoría del aprendizaje significativo de Ausubel; quien "desarrolla una teoría sobre la interiorización o asimilación, a través de la instrucción, de los conceptos verdaderos, que se construyen a partir de conceptos previamente formados o «descubiertos» por el niño en su entorno. Además, al igual que otras teorías organicistas -o verdaderamente constructivistas- AUSUBEL pone el acento de su teoría en la organización del conocimiento en estructuras y en las reestructuraciones que se producen debido a la interacción entre esas estructuras presentes en el sujeto y la nueva información"(Pozo J.I., 1989)

AUSUBEL considera que toda situación de aprendizaje, puede analizarse conforme a dos dimensiones, por un lado el aprendizaje del estudiante, que va desde el aprendizaje puramente memorístico al aprendizaje plenamente significativo. La otra dimensión hace referencia a las estrategias planificadas por parte del docente tendientes a promover el aprendizaje, esta dimensión arrancarían en la enseñanza puramente receptiva, en la que el docente expone de modo explícito lo que el alumno debe aprender (lección magistral, la lectura comprensiva de un texto, etc.) a la enseñanza basada exclusivamente en el descubrimiento espontáneo por parte del estudiante ya sea en forma de investigación en el laboratorio o, más frecuentemente, de solución de problemas.

Los dos límites superiores de estas dimensiones, aprendizaje significativo y la enseñanza basada en el descubrimiento espontáneo por parte del estudiante son particularmente interesantes para el presente trabajo, ya que éste pretende presentar estrategias a través de las cuales los estudiantes puedan investigar en laboratorios virtuales produciendo nuevas estructuras que enriquezcan el proceso de aprendizaje iniciado en el aula, tornándolo un aprendizaje significativo por el cual puedan relacionar los nuevos conocimientos con la estructura cognitiva que poseen de forma no arbitraria y sustantiva.

5.2. La enseñanza de las ciencias en la actualidad

"...El desarrollo de la didáctica de las Ciencias se ha logrado con aportes de profesores e investigadores que forman la amplia comunidad científica internacional interesada en la investigación y la mejora de la enseñanza de las ciencias (Cañal, 1990; Porlán 1998; Mellado, 1999; Gil, Carrascosa y Martínez, 2000; etc.) " Pedro Cañal (2011).

La enseñanza de las ciencias en el aula siempre ha presentado aspectos problemáticos, relacionados a los modelos didácticos de los docentes, el diseño de unidades didácticas, los objetivos y los fines, las estrategias de enseñanza y las actividades planteadas en ellas, a como se construye el conocimiento científico en el aula y la dinámica propia de ésta, a los recursos necesarios para desarrollar las actividades planificadas, a las concepciones y representaciones previas de los estudiantes, a los tipos de aprendizaje que se quieren promover y privilegiar, a cómo se evaluarán los procesos y los resultados de aprendizaje, entre otros.

Las acciones tendientes a contemplar y mejorar lo expresado en el párrafo anterior toma un enfoque de enseñanza de las ciencias orientada a la competencia científica y pretende que el alumnado se capacite conceptual y metodológicamente para afrontar con éxito problemas en el ámbito áulico y también en su entorno sionatural.

Entre las capacidades científicas que se persiguen están las conceptuales, por ejemplo, "utilizar el conocimiento científico personal para describir, explicar y predecir fenómenos naturales, utilizar los conceptos y modelos científicos para analizar y resolver problemas, diferenciar la ciencia de otras interpretaciones no científicas", las

metodológicas, como "identificar problemas científicos y diseñar estrategias para su investigación, obtener información relevante para la investigación, procesar la información obtenida, formular conclusiones fundamentales", las actitudinales, "valorar la calidad de la información en función de su procedencia y de los procedimientos utilizados para generarla, interesarse por los conocimientos, indagación y resolución de problemas científicos y problemáticas socioambientales, adoptar decisiones autónomas y críticas en contextos personales y sociales", como así también la capacidad de utilizar las anteriores en forma integrada para dar respuestas y premisas de acción ante problemas científicos, tecnológicos o socioambientales correspondientes al entorno vivenciado por el estudiante.

Por lo general, la enseñanza habitual de las ciencias no atiende de forma acorde a algunos de estos aspectos, debido a las limitaciones del enfoque transmisivopredominante en muchas instituciones. Se destaca, por ejemplo, el déficit de comprensión de muchos de los aprendizajes propuestos en las aulas. Se considera que las condiciones necesarias para el crecimiento y el desarrollo de la competencia científica de los estudiantes no se satisfacen sólo con el requisito de lograr la significatividad de los aprendizajes. Es necesario considerar otros dos aspectos igual de importantes, por un lado se debe promover la construcción de saberes integrados que permitan superar las limitaciones de la fragmentación del conocimiento que suele derivarse de los enfoques aditivos, y por otro se debe lograr la extensión de la funcionalidad de los aprendizajes científicos privilegiando a la funcionalidad del saber para el desenvolvimiento personal y social del ciudadano, por sobre la funcionalidad académica imperante, dirigida a la superación de exámenes y la obtención de títulos.

En una enseñanza de las ciencias orientada a la alfabetización científica (Fourez, 1997; Bybee, 1997) y el logro de la competencia científica del alumnado, los profesores han de disponer de un conocimiento profesional específico en tres dominios principales:

- La materia científica que enseñará.
- Los fundamentos epistemológicos, psicológicos e históricos de la educación científica en estas materias.
- Los fundamentos proporcionados por la didáctica de las Ciencias.

Según Pedro Cañal (2011)"(...) en el caso de la enseñanza, el profesor de ciencias ha de poseer, no un conocimiento en profundidad sobre una parcela del saber muy concreta, sino un conocimiento general e integrado de todas las disciplinas científicas que debe enseñar. Un conocimiento sólido de los principales conceptos, modelos y teorías de las ciencias (en particular de la Física y la Química, en nuestro caso) y un conocimiento actualizado sobre la propia naturaleza de las ciencias y el trabajo de los científicos. "

Un conocimiento que sea además significativo, pues para ayudar a comprender a sus estudiantes, al docente no le basta con un conocimiento más o menos literal del contenido, sino que tiene que dominar el saber necesario para asumir, en su conjunto, tareas difíciles y específicas. Debe saber indagar en los conocimientos de éstos y ayudarles a avanzar hacia los significados, las relaciones cognitivas y los procedimientos que les permitan comprender el mundo real y desenvolverse racionalmente en él. Necesita para ello, avanzar en el conocimiento didáctico del contenido (CDC) (Shulman, 1999), contemplándolo como un conocimiento profesional que se genera progresivamente en el proceso de interacción entre el conocimiento científico del docente y la práctica de la enseñanza, que ocasiona cambios en el mismo (Gess-Newsome y Lederman, 1995). Cuando el docente intenta ayudar a sus estudiantes a comprender unos determinados contenidos, e indaga y reflexiona activamente al respecto, se va desarrollando, por una parte, su capacidad para detectar los obstáculos y las dificultades de todo tipo que encuentran los estudiantes en el proceso de asimilación y construcción personal y colectiva de los significados científicos de referencia; y, por otra, su capacidad para seleccionar con acierto las estrategias y las intervenciones concretas que sean útiles para facilitar ese proceso.

5.3. Las TICs en el aula, los laboratorios virtuales

Las Tecnologías de la Información y la Comunicación (TICs) son herramientas muy versátiles y potentes que pueden utilizarse en la enseñanza de las ciencias. Presentan un costo bajo, son versátiles, accesibles y poseen una interfaz intuitiva, proporcionando un gran beneficio en la educación. Es destacable el creciente impacto en la sociedad y el interés que despiertan en los estudiantes. En la enseñanza de las

ciencias, se pueden emplear para brindar al estudiante entornos interactivos con diferentes instrumentos que ayuden en su aprendizaje. Entornos tales como los laboratorios virtuales de Química y los laboratorios virtuales de Física.

La enseñanza de la Química y la Física se desarrolla en muchas ocasiones desde el punto de vista teórico, impactando en forma negativa por ejemplo, la gran extensión de la currícula, la falta de laboratorios bien equipados, la dificultad de formar agrupamientos de alumnos para trabajar con seguridad y otros factores que determinan el dictado de clases usando básicamente con el pizarrón. Esto introduce dificultades de comprensión en los estudiantes en muchos de los conceptos básicos de la Química o la Física, teniendo que asimilar o tratar de explicar fenómenos naturales como ser transformaciones Químicas o Físicas sin haberlas realizado en el laboratorio.

La utilización de laboratorios virtuales de Física y de Química permite que el estudiante se familiarice con materiales y procesos de estas disciplinas que llevan asociados situaciones problemáticas que resolverá en el aula. Ya sea en la computadora o con pizarras interactivas, la utilización de laboratorios virtuales permiten resolver situaciones problemáticas y experiencias prácticas como si se estuviera en un laboratorio real. En la actualidad hay una gran cantidad de recursos informáticos dentro del ámbito de la Química y la Física. Es precisamente esta variedad, unida a las diferentes posibilidades de uso de las herramientas informáticas, uno de los factores principales que seduce en el uso de laboratorios virtuales.

Los laboratorios virtuales son una poderosa herramienta informática que pretende simular, en mayor o menor medida, el ambiente de un laboratorio real. En este espacio virtual se pueden realizar prácticas de laboratorio de forma segura, reforzando la formación y evitando accidentes. Las experiencias se realizan paso a paso, siguiendo el mismo procedimiento que en un laboratorio real, se observan instrumentos y fenómenos mediante objetos virtuales y estos permiten obtener resultados numéricos y gráficos que se pueden utilizar para interpretar la realidad del suceso simulado, se pueden realizar actividades programadas o bien diseñar los trabajos prácticos con una guía asociada. Una de las mayores ventajas es poder repetir las experiencias las veces que se necesite sin adicionar costo alguno, como así también el poder cambiar las condiciones del experimento, lo cual permite una mayor comprensión del suceso y una mayor

autonomía de trabajo y estudio. Esto también estimula a los estudiantes en el uso de las nuevas tecnologías. Todo esto sin los riesgos de seguridad de un laboratorio real.

Como desventaja de los laboratorios virtuales podemos observar la deficiencia en algunos aspectos tales como la sensación al tacto, las reacciones del cuerpo humano a la toxicidad de algunos materiales, el olor característico de algunas sustancias y mezclas, la gestión de los factores que afectan a la calidad del producto obtenido o la prevención de accidentes provocados por quemaduras (en un laboratorio virtual el vidrio o el metal calientes presentan el mismo aspecto que fríos) o cortes (rotura de materiales de vidrio al manipularlos).

6. Objetivos del Proyecto

6.1. Objetivo General

Con la implementación de las Tecnologías de la Información y la Comunicación (TIC's) y software específico de simulación se pretende que los estudiantes puedan:

- ✓ Replicar en laboratorios virtuales prácticas desarrolladas en el laboratorio que permitan mejorar la comprensión de los procesos fisicoquímicos y de la realidad.

6.2. Objetivos Específicos

Con la implementación de las Tecnologías de la Información y la Comunicación (TIC's) y software específico de simulación se pretende que los estudiantes puedan:

- Identificar el material de laboratorio para realizar las prácticas virtuales.
- Preparar las prácticas virtuales de laboratorio.
- Interpretar los resultados obtenidos en las prácticas virtuales.
- Relacionar las prácticas virtuales con las prácticas de laboratorio desarrolladas en clase.
- Operar correctamente el software de laboratorio virtual
- Modificar los parámetros de las prácticas de laboratorio virtual.
- Interpretar los resultados obtenidos a causa de dichas modificaciones.

- Contrastar los resultados obtenidos en las prácticas virtuales con las prácticas reales.
- Preparar y presentar informes de las actividades desarrolladas en el laboratorio virtual.

7. Actividades

En el presente proyecto de intervención se propone introducir tres prácticas de laboratorio virtual. Los criterios de selección de estas prácticas son:

- El valor conceptual de las experiencias seleccionadas.
- La repetitividad en un laboratorio virtual de la experiencia real.
- Los reactivos utilizados en las experiencias reales, que suelen ser muy costosos y a veces difíciles de conseguir.

Las prácticas seleccionadas son:

- ✓ Práctica virtual I - Preparación de soluciones a partir de solutos sólidos (Trabajo práctico N° 3 de Química – *Anexo IV*)
- ✓ Práctica virtual II - Soluciones Valoradas I - Titulación ácido-base (Trabajo práctico N° 4 de Química – *Anexo V*)
- ✓ Práctica virtual III - Curvas de titulaciones Ácido – Base (Trabajo práctico N° 7 de Química – *Anexo VI*)

7.1. Práctica virtual I - Preparación de soluciones a partir de solutos sólidos

El software seleccionado para realizar esta práctica es Virtual Chemistry Laboratory 2.1.0 (VLab), este software puede ser descargado e instalado para su uso en una computadora sin interneto usado en línea en la web <http://chemcollective.org/activities/vlab/67>. En este entorno virtual se cuenta con todo el material necesario para la preparación de soluciones a partir de solutos sólidos. El trabajo práctico se detalla en el *Anexo I*.

Con este trabajo práctico se pretende que los estudiantes, trabajando en un entorno virtual, puedan familiarizarse con el material de laboratorio utilizado en preparación de soluciones a partir de solutos sólidos. Además permite la preparación de soluciones de

concentración determinada sin el gasto de reactivos, lo cual es de considerable importancia ya que por lo general estos son costosos y difíciles de conseguir. Otra ventaja de realizar la preparación de las soluciones en un entorno virtual es la variedad de reactivos presentes en el laboratorio virtual, esta variedad permite la preparación de una gran cantidad de solución con distintas concentraciones permitiendo además la ejercitación en el cálculo de las cantidades de reactivos necesarias, como así también en la técnica operatoria.

7.2. Práctica virtual II - Soluciones Valoradas I - Titulación Ácido-Base

El software seleccionado para realizar esta práctica es Virtual Chemistry Laboratory 2.1.0 (VLab), este software puede ser descargado e instalado para su uso en una computadora sin internet o usado en línea en la web <http://chemcollective.org/activities/vlab/67>. En este entorno virtual se cuenta con todo el material necesario para la valoración Ácido-Base. El trabajo práctico se detalla en el *Anexo II*.

Con este trabajo práctico se pretende que los estudiantes, trabajando en un entorno virtual, puedan familiarizarse con el material de laboratorio utilizado Ácido-Base, permitiéndole además la valoración de soluciones ácidas o básicas, a partir de otra solución de concentración conocida o una sustancia tipo patrón primario. Entre las principales ventajas de realizar la experiencia en un entorno virtual se puede citar que la misma se realiza sin el gasto de reactivos, lo cual es de considerable importancia ya que por lo general estos son costosos y difíciles de conseguir. Otra ventaja de realizar la experiencia en un entorno virtual es la variedad de ácidos y bases con las que se puede contar en el laboratorio virtual, esta variedad permite realizar una gran variedad de titulaciones, permitiendo además la ejercitación en el cálculo de las cantidades de reactivos involucrados, como así también en la técnica operatoria.

7.3. Práctica virtual III - Curvas de titulaciones Ácido – Base

Para realizar esta práctica se seleccionó un laboratorio virtual alojado en la web <http://labovirtual.blogspot.com.ar/search/label/Curvas%20de%20valoraci%C3%B3n%20%C3%A1cido-base>. Este entorno virtual es el adecuado ya que a medida que se

realiza la titulación se va generando automáticamente la curva de titulación Ácido – Base. El trabajo práctico se detalla en el *Anexo III*.

Con este trabajo práctico se pretende que los estudiantes, trabajando en un entorno virtual, puedan realizar las titulaciones, de un Ácido fuerte con una Base fuerte, de un Ácido débil con una Base fuerte y de un Ácido fuerte con una Base débil y que estas le faciliten las interpretaciones de las gráficas de titulación obtenidas. Entre las principales ventajas de realizar la experiencia en un entorno virtual se puede citar que la misma se realiza sin el gasto de reactivos, lo cual es de considerable importancia ya que por lo general estos son costosos y difíciles de conseguir. Otra ventaja de realizar la experiencia en un entorno virtual es la posibilidad de realizar todas las titulaciones y obtener todas las curvas de titulación, algo que muchas veces en el laboratorio se torna imposible por el tiempo y los costos. Esto permite observar el comportamiento, en cuanto a pH se refiere, de las especies Químicas involucradas en las titulaciones, facilitando la interpretación de los gráficos obtenidos, ayudando en la ejercitación en el cálculo de las cantidades de reactivos involucrados y los valores de pH, como así también en la técnica operatoria.

8. Cronograma de implementación de las actividades prácticas

	SEMANA 1		SEMANA 2		SEMANA 3	
	07/11/201	08/11/201	14/11/201	15/11/201	24/11/201	25/11/201
	6	6	6	6	6	6
PRÁCTICA VIRTUAL 1						
PRÁCTICAVIRTUA L 2						
PRÁCTICAVIRTUA L 3						
ENCUESTA						

9. Evaluación

9.1. Componentes de la Evaluación de los Trabajos Prácticos

Aspecto	Criterios	Instrumento
Asistencia y Participación	<ul style="list-style-type: none"> ✓ Asistencia y Participación en clase ✓ Participación grupal ✓ Explicación de los procedimientos ✓ Realización de las experiencias 	Observación y registro del docente
Objetivos relacionados	<ul style="list-style-type: none"> ☑ Identificar el material de laboratorio para realizar las prácticas virtuales. ☑ Preparar las prácticas virtuales de laboratorio. ☑ Operar correctamente el software de laboratorio virtual ☑ Modificar los parámetros de las prácticas de laboratorio virtual. 	
Conceptos de la Asignatura	<ul style="list-style-type: none"> ✓ Conocimientos teóricos ✓ Claridad conceptual 	Observación y registro del docente Informe de los Trabajos Prácticos
Objetivos relacionados	<ul style="list-style-type: none"> ☑ Interpretar los resultados obtenidos en las prácticas virtuales. ☑ Interpretar los resultados obtenidos a causa de dichas modificaciones. ☑ Contrastar los resultados obtenidos en las prácticas virtuales con las prácticas reales. 	
Desarrollo y presentación de los informes de las	<ul style="list-style-type: none"> ✓ Trabajos correctamente estructurados ✓ Relación entre la teoría con la práctica ✓ Interpretación de resultados experimentales 	Trabajo de laboratorio virtual con su correspondiente

experiencias en laboratorio virtual	<ul style="list-style-type: none"> ✓ Calidad de la presentación ✓ Presentación en tiempo y forma 	informe
Objetivos relacionados	<ul style="list-style-type: none"> ☑ Relacionar las prácticas virtuales con las prácticas de laboratorio desarrolladas en clase. ☑ Preparar y presentar informes de las actividades desarrolladas en el laboratorio virtual. ☑ Contrastar los resultados obtenidos en las prácticas virtuales con las prácticas reales. 	

9.2. Componentes de la evaluación del Proyecto

Aspecto	Criterios	Instrumento
Pertinencia o relevancia	<ul style="list-style-type: none"> ✓ Congruencia entre los objetivos del proyecto y las necesidades identificadas. ✓ Congruencia entre los objetivos del proyecto y los intereses de los estudiantes. ✓ Congruencia entre los objetivos del proyecto y los intereses de la institución. 	Plan Institucional Plan de Carrera Plan de Clases
Eficacia	<ul style="list-style-type: none"> ✓ Medida en que se lograron los objetivos específicos de la intervención. ✓ Medida en que se logró el objetivo general de la intervención. 	Observación y notas del docente. Informes de Trabajos Prácticos. Informe de cursada de la asignatura.
Eficiencia	<ul style="list-style-type: none"> ✓ Medida en que los recursos se han convertido en los resultados del proyecto. 	Observación y notas del docente. Informes de Trabajos

Impacto		Prácticos. Informe de cursada de la asignatura.
	✓ Efectos de largo plazo positivos y negativos, primarios y secundarios, producidos por la intervención.	Informe de cursada de la asignatura. Encuesta. Anexo VII
Sostenibilidad	✓ Medida en que los cambios logrados por el proyecto continúen y permanezcan en el tiempo a favor de los estudiantes y de la institución, una vez que la intervención ha finalizado	Informe de cursada de la asignatura.
Todos los aspectos están relacionados al Objetivo General	☑ Replicar en laboratorios virtuales prácticas desarrolladas en el laboratorio que permitan mejorar la comprensión de los procesos fisicoquímicos y de la realidad.	

10. Bibliografía

-
- AURELI CAAMAÑO COORD. JAUME AMETLLER, AURELI CAAMAÑO, PEDRO CAÑAL, DIGNA COUSO, JUAN RAMÓN GALLÁSTEGUI, MARÍA PILAR JIMÉNEZ-ALEIXANDRE, ROSÁRIA JUSTI, ROSER PINTÓ, ANTONIO DE PRO, NEUS SANMARTÍ (2011) DIDÁCTICA DE LA FÍSICA Y LA QUÍMICA. Ed. GRAÓ, de IRIF, S.L. Barcelona.
- AUSUBEL, D. P. (2002). ADQUISICIÓN Y RETENCIÓN DEL CONOCIMIENTO. UNA PERSPECTIVA COGNITIVA. Ed. Paidós. Barcelona.
- BYBEE, R. (1997). TOWARDS AN UNDERSTANDING OF SCIENTIFIC LITERACY. EN GRAEBER, W. Y BOLTE, E. (EDS.), SCIENTIFIC LITERACY. Kiel: IPN.
- CELMAN, S. (1994) LA TENSIÓN TEORÍA - PRÁCTICA EN LA EDUCACIÓN SUPERIOR. Revista del IICE. Año III N° 5. Buenos Aires. (Pp 55-62)

- EDWARDS, V.(1993)LA RELACIÓN DE LOS SUJETOS CON EL CONOCIMIENTO. Revista Colombiana de Educación. Nº 27. Bogotá. (Pp 23-68)
- FOUREZ, G. (1997). ALFABETIZACIÓN CIENTÍFICA Y TECNOLÓGICA. ACERCA DE LAS FINALIDADES DE LA ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS. Ed. Colihue.Buenos Aires.
- GESS-NEWSOME, J. & LEDERMAN, N. G. (1995). BIOLOGY TEACHERS, PERCEPTIONS OF SUBJECT MATTERSTRUCTURE AND ITS RELATIONSHIP TO CLASSROOM PRACTICE. Journal Of Research In ScienceTeaching, 32(3), 301–325.
- GIMENO SACRISTÁN, J. y PÉREZ GÓMEZ, A.(1989) LA ENSEÑANZA. SU TEORÍA Y SU PRÁCTICA. Ed. Akal-Universitaria. Madrid.
- GONZÁLEZ, M. T. y ESCUDERO, J.M. (1987). INNOVACIÓN EDUCATIVA: TEORÍAS Y PROCESOS DE DESARROLLO. Ed. Humanitas.Barcelona.
- JIMÉNEZ ALEIXANDER MARÍA PILAR COORD.AURELI CAAMAÑO, ANA OÑORBE, EMILIO PEDRINACI,ANTONIO DE PRO (2003). ENSEÑAR CIENCIAS. Ed. GRAO, de IRIF, S.L.Barcelona.
- MARCELO GARCÍA, C. (1996) INNOVACIÓN EDUCATIVA, ASESORAMIENTO Y DESARROLLO PROFESIONAL. Ed. CIDE. Madrid.
- PÉREZ GÓMEZ Y GIMENO SACRISTÁN (1992). COMPRENDER Y TRANSFORMAR LA ENSEÑANZA. Ed. Morata. Madrid.
- POZO, J. I. (1989). TEORÍAS COGNITIVAS DEL APRENDIZAJE. Ed. Morata. Madrid.
- RIVAS NAVARRO, M. (2000). INNOVACION EDUCATIVA. TEORÍA, PROCESO Y ESTRATEGIA. Madrid: Síntesis.
- SCHÖN, D. (1992).LA FORMACIÓN DE PROFESIONALES REFLEXIVOS. Ed. Paidós. Madrid

Anexo I - Práctica virtual I

Preparación de soluciones a partir de solutos sólidos

Práctica virtual I

Preparación de soluciones a partir de solutos sólidos

Objetivos:

- Reconocer y utilizar correctamente el material de laboratorio utilizado en preparación de soluciones a partir de solutos sólidos en el VLab.
- Preparar una solución de concentración determinada en el VLab.

Consigna

Preparar en el VLab las soluciones que se detallan a continuación partiendo de solutos sólidos. Presentar un informe detallando cada paso con su respectivas capturas de pantalla y los cálculos realizados.

- ✓ Solución 1: 100mL de solución 20%(P/V) STO/SN de $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
- ✓ Solución 2: 250mL de solución 30%(P/V) STO/SN de NaCl
- ✓ Solución 3: 500mL de solución 0,5M de MgCl_2
- ✓ Solución 4: 1000mL de solución 1,5N de MgCl_2

Ejemplo

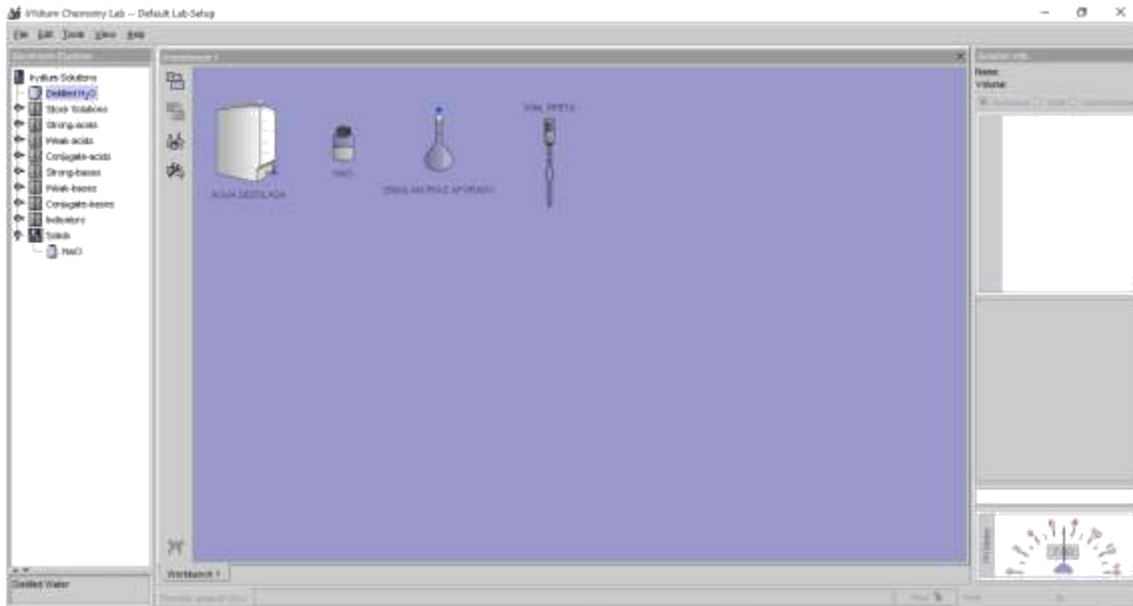
Preparar 250ml de una solución 6%(P/V) STO/SN de NaCl.

100ml de SN _____ 6 g de NaCl (STO)

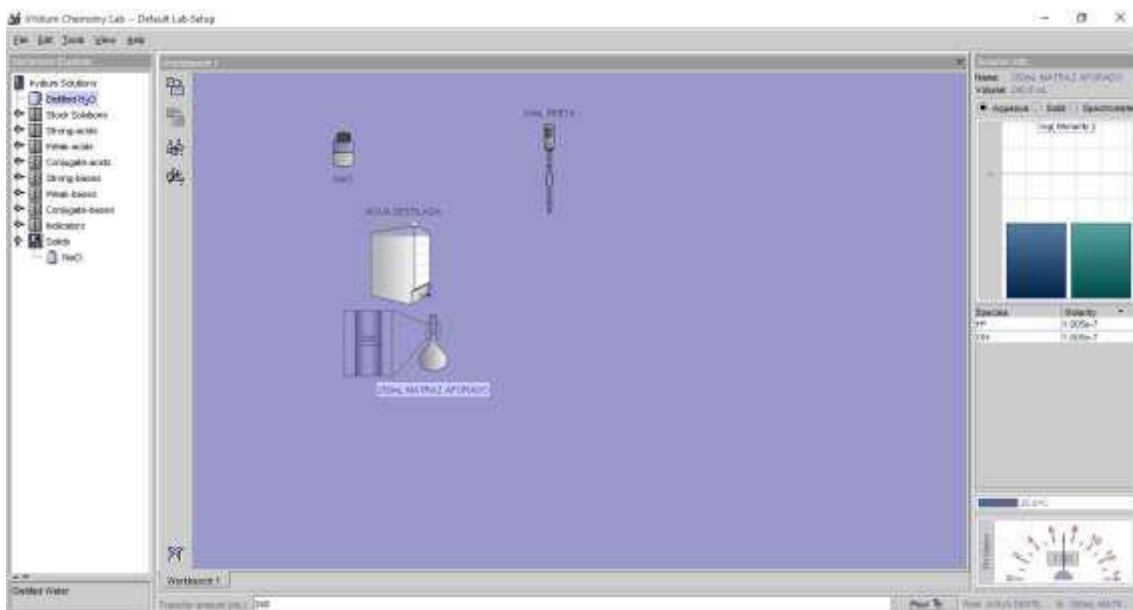
$$250\text{ml de SN} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad x = \frac{250\text{ml(SN)} \cdot 6\text{g(STO)}}{100\text{ml(SN)}} = 15\text{g de NaCl (STO)}$$

Se necesitan 15g de NaCl para preparar los 250 ml de solución.

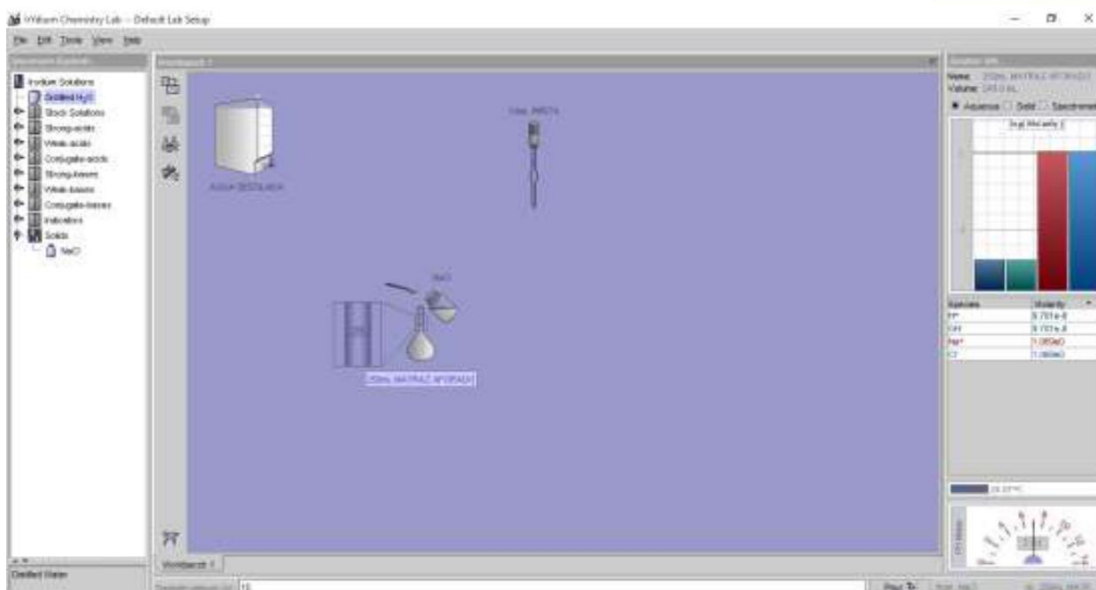
A continuación en el Vlab preparamos el material necesario para realizar la experiencia, como se puede ver en la siguiente imagen:



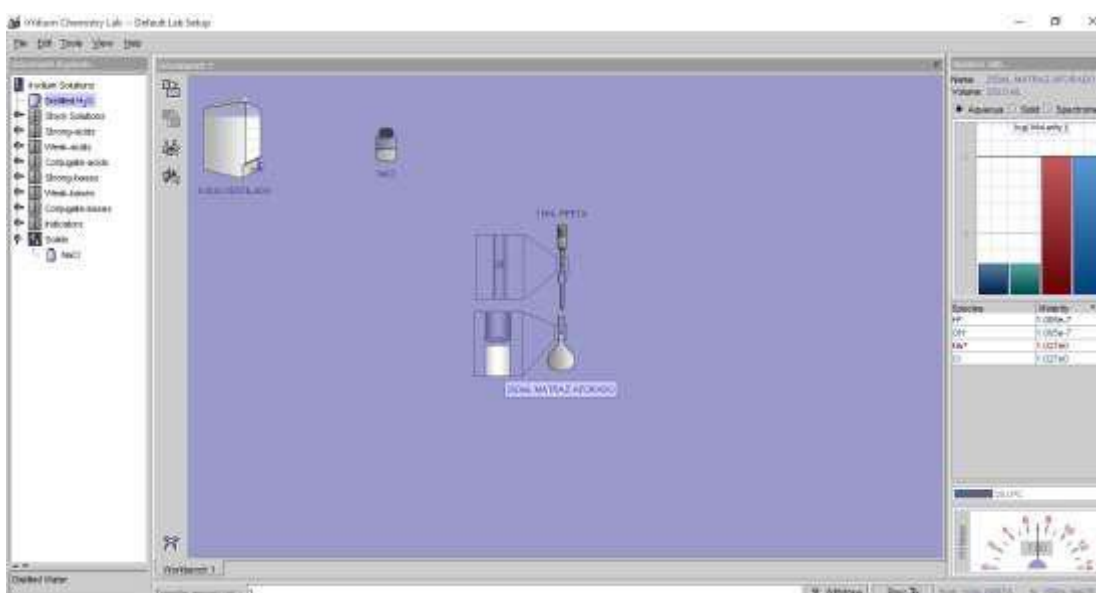
Se agregan 240ml de agua destilada en el Matraz aforado de 250 ml



A continuación agregamos los 15g de NaCl al Matraz aforado de 250 ml. En la experiencia de laboratorio real se utiliza la balanza para pesar los 15g y luego de agregar el NaCl al Matraz aforado, este se tapa y se agita, invirtiéndolo dos o tres veces para homogeneizar la mezcla.



Por último se agrega agua destilada de a 1ml con la pipeta hasta llegar al aforo del Matraz.



De esta forma se obtienen los 250ml de la solución deseada.

Anexo II - Práctica virtual II

Soluciones Valoradas I - Titulación Ácido-Base

Práctica virtual II

Soluciones Valoradas I - Titulación Ácido-Base

Objetivos

- Reconocer y utilizar correctamente el material de laboratorio utilizado en titulaciones ácido-base en el VLab.
- Valorar soluciones ácidas o básicas, a partir de otra solución de concentración conocida o una sustancia tipo patrón primario en el VLab

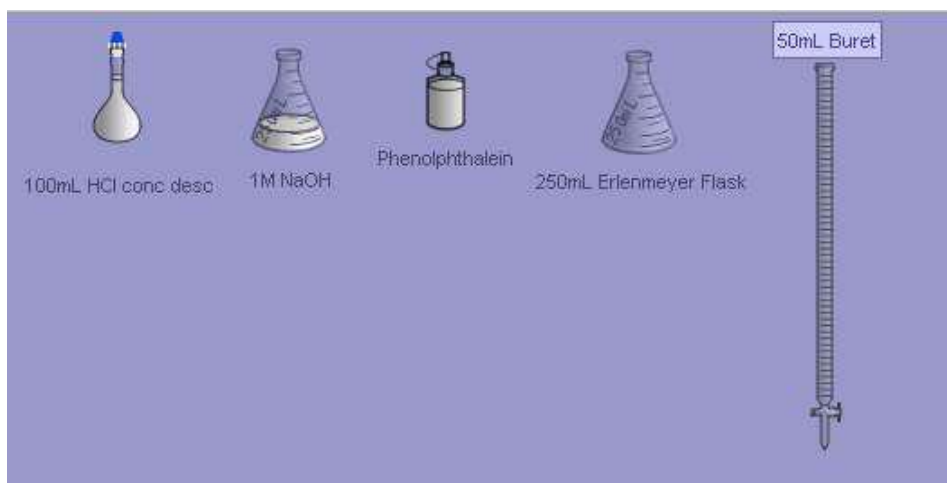
Consigna

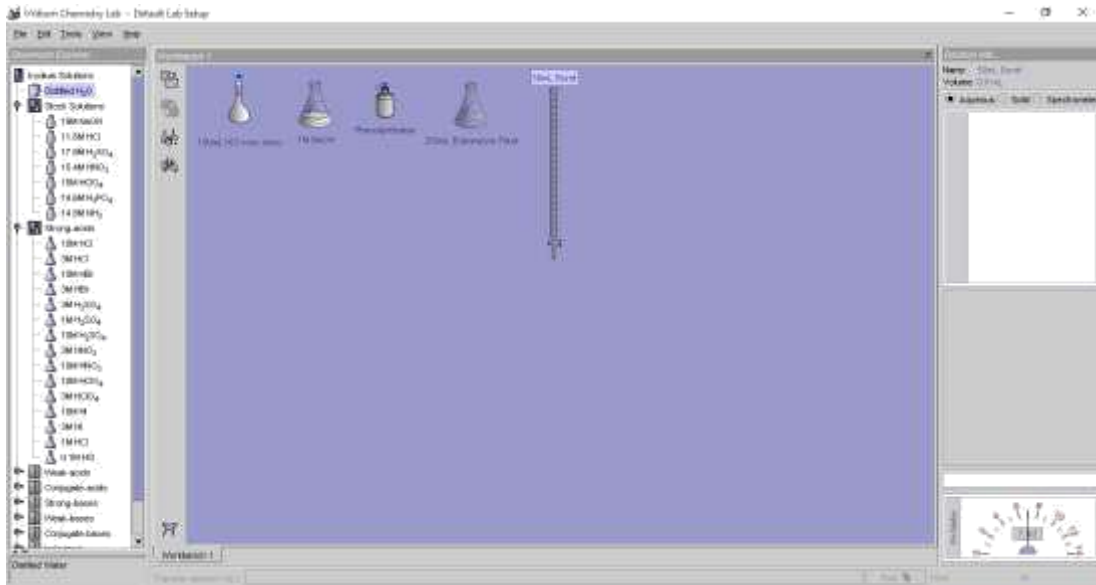
Valorar en el VLab una solución de HCl de concentración desconocida, utilizando una solución 0,1M de NaOH y Fenolftaleina como indicador. Presentar un informe detallando cada paso con su respectivas capturas de pantalla y los cálculos realizados.

Ejemplo

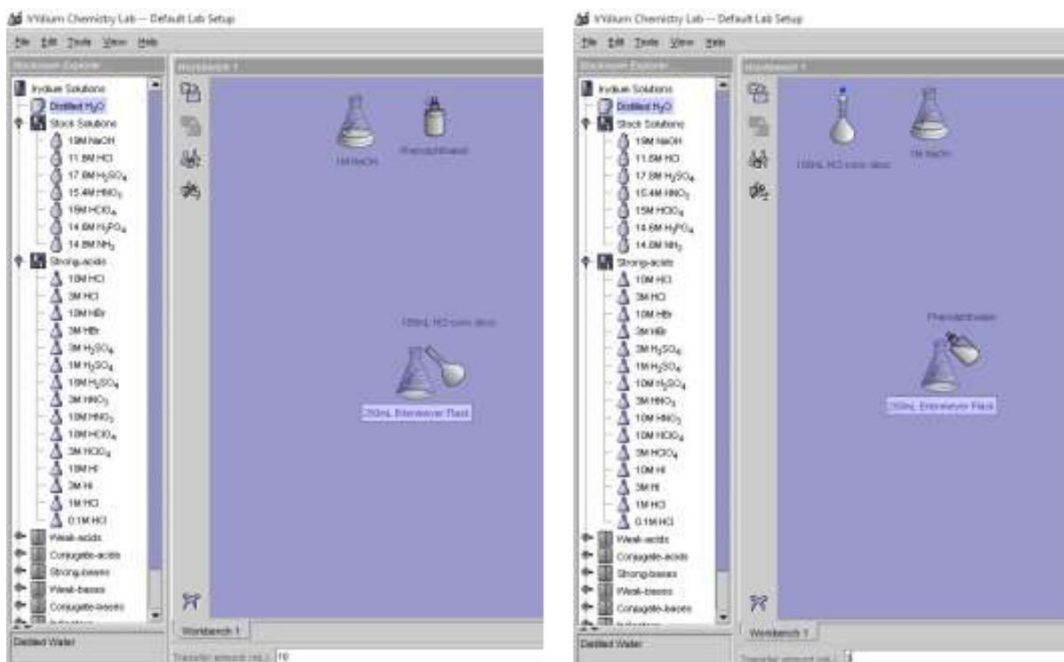
Valorar en el VLab una solución de HCl de concentración desconocida, utilizando una solución 1M de NaOH y Fenolftaleina como indicador.

A continuación en el Vlab preparamos el material necesario para realizar la experiencia, como se puede ver en la siguiente imagen:





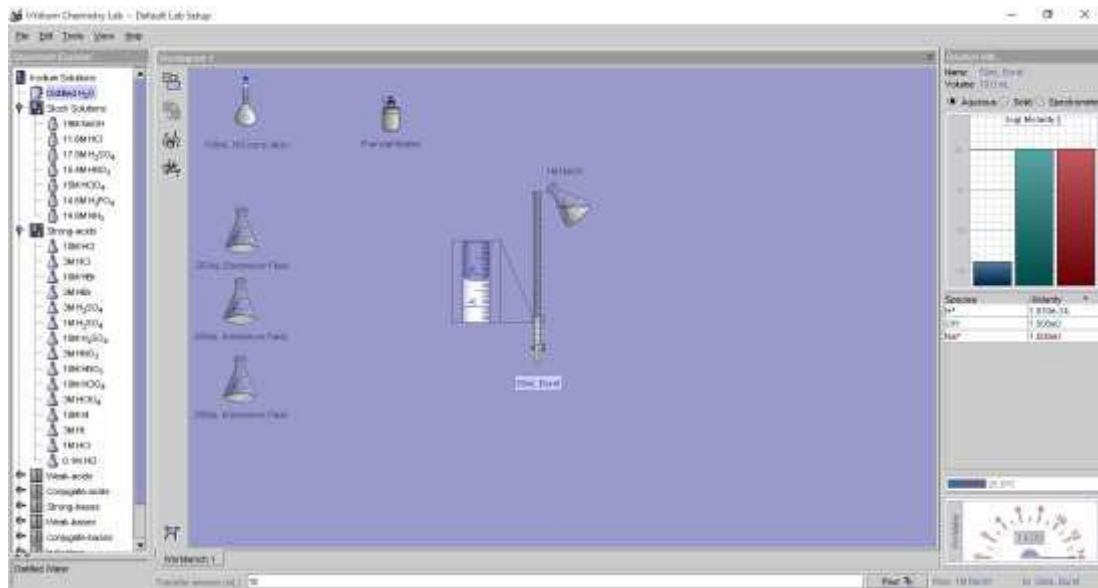
Se agregan 10ml de la solución de HCl de concentración desconocida en un Erlenmeyer de 250ml y luego se adicionan 3ml de Fenolftaleína.



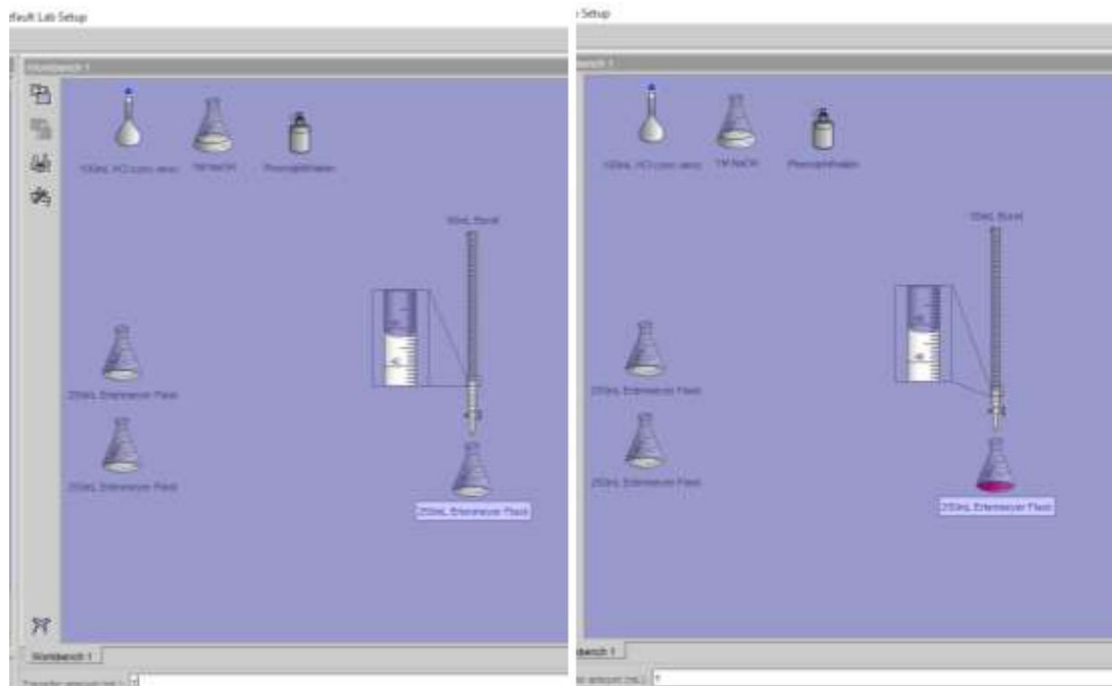
A continuación realizamos 3 copias del Erlenmeyer con la solución de HCl de concentración desconocida.



El paso siguiente es agregar 10ml de la solución 1M de NaCl a la bureta

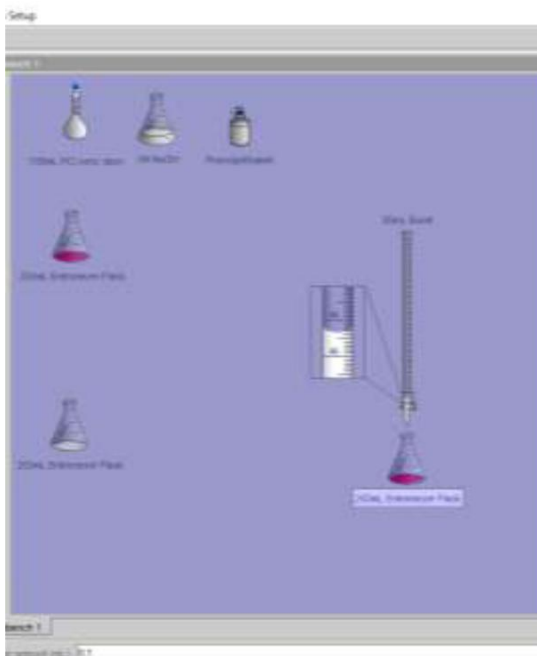


Se procede a titular el HCl agregando de a 1ml hasta cambio de coloración y aparición del color rosa suave que presenta la fenolftaleína en medio básico.

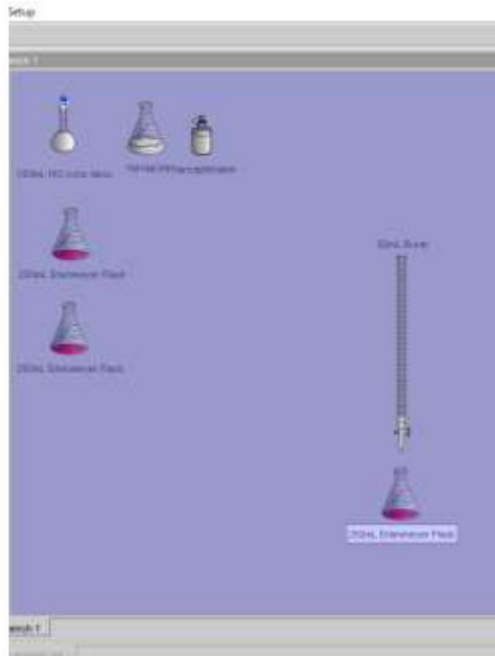


Luego de agregar 4ml

A continuación titulamos las soluciones de los dos Erlenmeyers restantes pero en uno agregamos de a 0,1ml hasta cambio de coloración y en el otro agregamos 2,5ml y luego de a 0,01ml hasta el cambio de coloración



Luego de agregar 3,1



Luego de agregar 3,01

De acuerdo a los volúmenes consumidos en las tres titulaciones, se puede considerar que se necesitan 3ml de solución 1M de NaOH para neutralizar los 10ml de la solución de HCl de concentración desconocida.

El número de moles de NaOH utilizados son:

$$1000\text{ml de SN} \quad \text{_____} \quad 1 \text{ mol de NaOH}$$

$$3\text{ml de SN} \quad \text{_____} \quad x = \frac{3\text{ml(SN)} \cdot 1\text{mol(STO)}}{1000\text{ml(SN)}} = 0,003\text{mol de NaOH}$$

Como la reacción entre el NaOH y el HCl es 1 a 1 el número de moles de HCl presente en los 10ml de la solución incógnita es 0,003moles, entonces:

$$10\text{ml de SN de HCl} \quad \text{_____} \quad 0,003 \text{ mol de HCl}$$

$$1000\text{ml de SN de HCl} \quad \text{_____} \quad x = \frac{1000\text{ml} \cdot 0,003\text{mol}}{10\text{ml}} = 0,3\text{mol de HCl}$$

Por lo tanto la concentración de la solución de HCl es 0,3M.

Anexo III - Práctica virtual III

Curvas de titulaciones Ácido – Base

Práctica virtual III

Curvas de titulaciones Ácido – Base

Objetivos

Que el estudiante pueda :

- Realizar en el laboratorio virtual las titulaciones que se detallan a continuación
 - Ácido fuerte con Base fuerte.
 - Ácido débil con Base fuerte.
 - Ácido fuerte con Base débil.
- Interpretar las gráficas de titulación obtenidas en el laboratorio virtual.
- Explicar la diferencia en el punto de equivalencia de las tres titulaciones.

Consigna

Utilizar el laboratorio virtual que se encuentra alojado en el sitio web

["http://labovirtual.blogspot.com.ar/search/label/Curvas%20de%20valoraci%C3%B3n%20%C3%A1cido-base"](http://labovirtual.blogspot.com.ar/search/label/Curvas%20de%20valoraci%C3%B3n%20%C3%A1cido-base) para confeccionar las curvas de titulación que se detallan a continuación:

- Ácido fuerte con Base fuerte.
- Ácido débil con Base fuerte.
- Ácido fuerte con Base débil.

Presentar un informe detallando cada paso con su respectivas capturas de pantalla y los cálculos realizados.

Ejemplo

Utilizar el laboratorio virtual para hallar la curva de valoración una de un Ácido fuerte con Base fuerte.

salvadorhurtadofernandez.com Web: www.salvadorhurtadofernandez.com

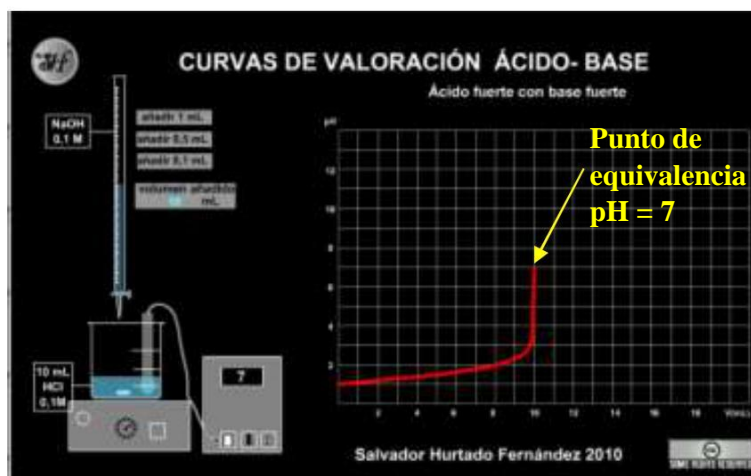
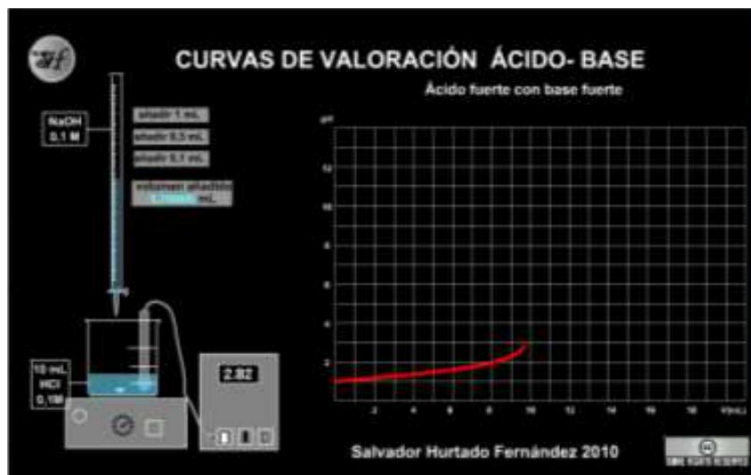
OUTSIDE - MEXICO © Reciclado - Educación © Ciencia Argentina © Sergio Marín © Teoría Química © Facebook © Twitter © Tecnología Digital © NORTEVIDEOS

CURVAS DE VALORACIÓN ÁCIDO- BASE

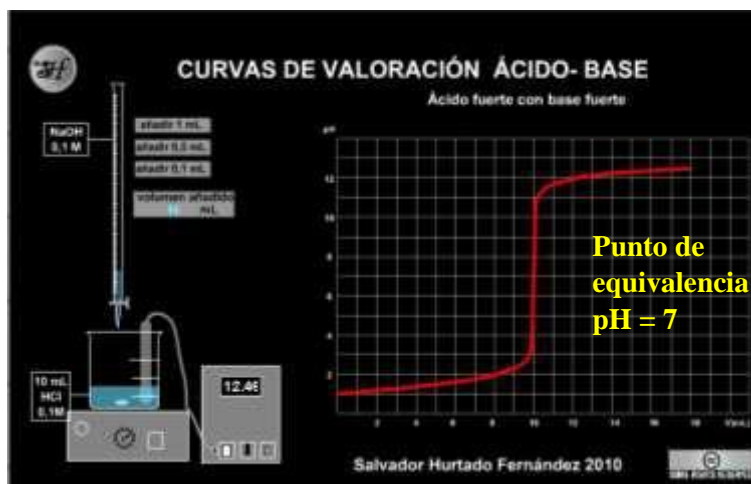
- Ácido fuerte con base fuerte
- Base fuerte con ácido fuerte
- Ácido débil con base fuerte
- Base débil con ácido fuerte

Salvador Hurtado Fernández 2010

Se agrega la base fuerte, en este caso el NaOH de concentración 0,1M hasta llegar a los 9ml, y de ahí en más se continúa agregando de a 0,1ml.



Se continua agregando el NaOH 0,1M de a 0,1ml hasta llegar a los 12ml aproximadamente, y a continuación se vuelve a agregar de a 1ml hasta completar la curva llegando a los 18ml.



Interpretación de los resultados:

Una **curva de titulación** es una gráfica de pH contra cantidad de ácido o base añadida (por lo general, en volumen). Indica de manera gráfica el cambio de pH al añadir ácido o base a la solución y muestra con claridad cómo cambia el pH cerca del punto de equivalencia.

Considérese la titulación de 10ml de solución 0,1 M de HCl con solución 0,1 M de Na(OH). Como se sabe el Na(OH) y el HCl reaccionan en proporción 1 : 1. Si calculamos el pH para diversas etapas al añadir Na(OH).

En 10 ml de solución de HCl 0,1 M tenemos 0,001 moles de HCl (o 1 mmoles de HCl)

- 1- Antes de añadir Na(OH) a la solución 0,1 M de HCl



- 2- Después de añadir 2 ml de Na(OH), lo que es lo mismo que añadir 0,0002 moles de Na(OH) (o 0,2 mmoles de Na(OH)).



Quedan 0,8 mmoles de HCl en 12 ml de solución, lo que da una concentración molar de H^+ , de 0,067 M (0,8 mmoles/12 ml), y un pH de 1,17.

- 3- Después de añadir 5 ml de Na(OH), lo que es lo mismo que añadir 0,0005 moles de Na(OH) (o 0,5 mmoles de Na(OH)). Quedan 0,5 mmoles de HCl en 15 ml de solución, lo que da una concentración molar de H^+ de 0,033 M (0.5 mmoles/15ml), y un pH de 1,48.
- 4- Después de añadir 10 ml de Na(OH), lo que es lo mismo que añadir 0,0010 moles de Na(OH) (o 1 mmoles de Na(OH)). No queda nada de HCl en la solución, el pH es de 7, esto quiere decir que se alcanzó el punto de equivalencia y la solución se ha neutralizado.
- 5- Después de añadir 11 ml de Na(OH), se tiene un exceso de 0,001 moles (o 1 mmol) de iones OH^- en 21 ml de la solución, y la concentración molar de OH^- es de 0,048 M (1mmoles /21 ml), lo cual da un pOH de 1,32 y un pH de 12,68.

Anexo IV - Trabajo práctico N° 3 de Química

Preparación de soluciones a partir de solutos sólidos

Trabajo Práctico N° 3 – Preparación de soluciones a partir de solutos sólidos

Objetivos:

- Reconocer y utilizar correctamente el material de laboratorio utilizado en preparación de soluciones a partir de solutos sólidos.
- Preparar una solución de concentración determinada.
- Medir su densidad de la solución preparada utilizando un densímetro.
- Verificar la concentración utilizando las tablas de densidad – concentración.

Algunas definiciones:

Se llama **SOLUCIÓN** o **DISOLUCIÓN** al conjunto **HOMOGÉNEO** que resulta de la dispersión de una sustancia en el seno de otra. Una solución constituye una sola fase.

Las soluciones más comunes son líquidas, pero también existen disoluciones gaseosas (Aire), y sólidas (Hierro con carbono disuelto). La sustancia dispersa se llama **SOLUTO** o **SUSTANCIA DISUELTA** y puede ser gaseosa, líquida o sólida. El medio donde se efectúa la dispersión se denomina **SOLVENTE O DISOLVENTE**, en los trabajos prácticos de laboratorio, las disoluciones que utilizaremos serán disoluciones líquidas (el medio de dispersión es un líquido, generalmente agua). La masa de soluto que puede disolver una determinada masa de solvente a una determinada temperatura es generalmente limitada.

Cuando una solución contiene la máxima cantidad de soluto se llama **SOLUCIÓN SATURADA**.

Se denomina **SOLUBILIDAD** de una sustancia en un solvente (STE) dado a una temperatura determinada a la cantidad de soluto (STO) que el solvente es capaz de admitir hasta alcanzar la saturación. Generalmente se expresa en gramos de soluto por 100 gramos de solvente y se llama **COEFICIENTE DE SOLUBILIDAD**.

Se denomina **CONCENTRACIÓN** de la disolución (SN) a la cantidad de soluto disuelto por volumen o masa de solución o de solvente y algunas de las formas en que se la puede expresar son las siguientes:

Las denominadas unidades Físicas:

❖ gramos de soluto por cada 100 gramos de solución	%(P/P) STO/SN
❖ gramos de soluto por cada 100 ml de solución	%(P/V) STO/SN
❖ gramos de soluto por cada 100 gramos de solvente	%(P/P) STO/STE
❖ gramos de soluto por cada 100 ml de solvente	%(P/V) STO/STE
❖ ml de soluto por cada 100 ml de solución	%(V/V) STO/SN
❖ ml de soluto por cada 100 ml de solvente	%(V/V) STO/STE

Las denominadas unidades Químicas:

❖ gramos por litro	g/l (STO/SN)
❖ Molaridad o Moles por litro	M (STO/SN)
❖ Normalidad o Equivalentes por litro	N (STO/SN)
❖ Molalidad o Moles por Kg de solvente	m (STO/STE)

También existen otras unidades para la medición de la concentración, pero para el desarrollo de los trabajos prácticos solamente utilizaremos las mencionadas anteriormente.

Peso específico y Densidad:

Peso específico es el peso de la unidad de volumen $P_e = \frac{P}{V}$, por lo general está expresado en gramos fuerza por mililitro (\vec{g}/ml).

Densidad es la masa de la unidad de volumen $d = \frac{m}{V}$, por lo general está expresada en gramos por mililitro (g/ml).

Los valores que se utilizan en la práctica son valores relativos, es decir, Peso específico relativo que es igual al Pe de una sustancia A, respecto al Pe de la otra sustancia B que

se toma como unidad, $Pr = \frac{Pe_A}{Pe_B}$.

Considerando volúmenes iguales, que $Pe_A = \frac{P_A}{V}$ y $Pe_B = \frac{P_B}{V}$ obtenemos:

$Pr = \frac{P_A/V}{P_B/V}$ o sea que $Pr = \frac{P_A}{P_B}$, y sabiendo que $P_A = m_A \cdot g$ y $P_B = m_B \cdot g$ (donde g es

la aceleración de la gravedad, que es la misma para las dos masas), obtenemos

$Pr = \frac{m_A \cdot g}{m_B \cdot g} = \frac{m_A}{m_B}$ del mismo modo $dr = \frac{m_A/V}{m_B/V} = \frac{m_A}{m_B}$, con lo que se demuestra que

el Peso específico relativo y la densidad relativa son términos equivalentes. Para líquidos y sólidos se toma como unidad de referencia, la densidad del agua a 4 °C y para gases la densidad del aire en condiciones normales (0 °C y 760mmHg).

Densímetros :

Son flotadores de vidrio lastrados en su parte inferior con mercurio o perdigones. Sumergiendo uno de estos instrumentos en un líquido se llega a un equilibrio entre el peso del mismo y el peso del líquido que desaloja. Por consiguiente el instrumento se hundirá en menor medida cuando el líquido sea más denso. La densidad se lee directamente en la varilla graduada del aparato en el punto de enrase con el nivel del líquido. Los densímetros dan directamente la densidad de los líquidos o soluciones respecto al agua. La graduación 1,000 de estos aparatos corresponde al agua destilada.

Materiales necesarios:

• Balanza	• Mortero	• Erlenmeyer de 250ml
• Matraz aforado	• Densímetro	• Embudo
• Varilla de vidrio	• Termómetro	• Hidróxido de sodio
• Cloruro de sodio	• Probeta graduada de 250ml	

Técnica operatoria:

Se pesa la cantidad necesaria de acuerdo con la concentración y el volumen de solución a preparar. Se pasa a un erlenmeyer, se le agrega una cantidad de agua destilada menor que el volumen total de la disolución a preparar, se agita y se calienta si es necesario para acelerar la disolución. Se deja enfriar a temperatura ambiente, se filtra por filtro plegado, recogiendo el filtrado en un matraz aforado de capacidad igual al volumen de solución a preparar. Se lava el filtro con agua destilada utilizando una pipeta y recogiendo el agua de lavado en el matraz aforado.

Se completa el volumen hasta el enrase con agua destilada. Se tapa el matraz y se invierte 2 o 3 veces para homogeneizar. Se traspasa la solución a la probeta y se mide la temperatura y la densidad.

Consigna:

Preparar 250 ml de solución de Hidróxido de sodio 1 M, y 250 ml de solución de Cloruro de sodio 0,5 N. Expresar las concentraciones en unidades Físicas y Químicas

Cálculos y resultados:

- 1) Calcular los gramos de soluto necesario de acuerdo al volumen y concentración de la solución a preparar.
- 2) Determinar:
 - Campo de medida del densímetro

- Apreciación del densímetro
 - Lectura de la densidad de la solución
 - Apreciación del termómetro
 - Temperatura de la solución
- 3) Calcular la concentración de las soluciones en todas las unidades Físicas y Químicas, con la ayuda de la tabla de densidad – concentración.
 - 4) Calcular el error relativo porcentual respecto a la concentración de tabla, y expresar sus posibles causas.

Ejemplo de cálculo:

Prepara 500 ml de una solución de KI al 7,78% en volumen.

- 1) Cálculo de los gramos necesarios:

100 ml de SN _____ 7,8g de KI (STO)

$$500 \text{ ml de SN } \underline{\hspace{2cm}} \times = \frac{500\text{ml(SN)} \cdot 7.8\text{g(STO)}}{100\text{ml(SN)}} = 39\text{g de KI}$$

(STO)

- 2) Lectura de la densidad con el densímetro = 1,058 g/ml, y lectura del termómetro 20 °C
- 3) Cálculo de la concentración utilizando las tablas de densidad – concentración:

Densidad (g/ml)	C	C
20/4 °C	(gr/l)	%(P/P)
1,0437	62,62	6
1,0597	84,78	8

1,0547 →

→ ?

Para el cálculo se realiza una interpolación, si para una diferencia de 0,0160 (1,0597 – 1,0437) en la densidad expresada en g/ml, existe una diferencia de 2 (8 – 6) en la concentración expresada en %(P/P), para una diferencia de 0,0017 (1,0597 – 1,0547) en la densidad habrá una cantidad “x”, expresándolo en forma de una regla de tres simple obtenemos:

$$0,0160 \text{ g/ml} \quad \text{_____} \quad 2 \text{ \% (P/P)}$$

$$0,0050 \text{ g/ml} \quad \text{_____} \quad x = \frac{0,0050 \text{ g/ml} \cdot 2 \text{ \% (P/P)}}{0,0160 \text{ g/ml}} \approx 0,63 \text{ \% (P/P)}$$

Para calcular la concentración de la solución se le resta a 8 %(P/P) la cantidad 0,63 %(P/P), el resultado es **C = 7,37 %(P/P) STO/SN**.

Una vez que se tiene la concentración expresada en %(P/P) y con la ayuda de la densidad, los demás cálculos son sencillos:

La concentración expresada en %(P/V) STO/SN, se calcula con la ayuda de la densidad, como debo saber cuántos gramos de STO hay en 100 ml de SN, debo encontrar la masa que representa a esos 100 ml de solución:

$$d = \frac{m}{V} \quad \Rightarrow \quad m = d \cdot V \quad 1,058 \frac{\text{g}}{\text{ml}} \cdot 100 \text{ ml} = 105,8 \text{ g}$$

con una regla de tres simple obtenemos:

$$100 \text{ g de SN} \quad \text{_____} \quad 7,37 \text{ g de STO}$$

$$105,8 \text{ g de SN} \quad \text{_____} \quad x = \frac{105,8 \text{ g(SN)} \cdot 7,37 \text{ g(STO)}}{100 \text{ g(SN)}} \approx 7,80 \text{ g de STO}$$

La concentración queda expresada como **C = 7,80 %(P/V) STO/SN**. Con este valor puedo calcular el error relativo porcentual cometido

$$E\% = \left| \frac{\text{ValorTeórico} - \text{ValorPráctico}}{\text{ValorTeórico}} \right| \cdot 100\%$$

en este caso sería

$$E\% = \left| \frac{7,78 - 7,80}{7,78} \right| \cdot 100\% = 0,26\%$$

Para calcular la concentración expresada en %(P/P) STO/STE, hay que tener en cuenta que la solución está formada por soluto y solvente, y que la suma de la masa del soluto y la del solvente nos da la masa de la solución, con la ayuda de la concentración expresada en %(P/P) STO/SN, podemos ver que tenemos 7,37 g de soluto por cada 100 g de solución, por consiguiente la cantidad de masa del solvente será de $100 \text{ g} - 7,37 \text{ g} = 92,63 \text{ g}$, y con una regla de tres simple podemos obtener la cantidad de gramos de soluto que habrá en 100 g de solvente:

$$\begin{array}{l} 92,63 \text{ g de STE} \text{ _____ } 7,37 \text{ g de STO} \\ 100 \text{ g de STE} \text{ _____ } \times = \frac{100\text{g(STE)} \cdot 7,37\text{g(STO)}}{92,63\text{g(STE)}} \approx 7,96 \text{ g de} \\ \text{STO} \end{array}$$

La concentración quedaría expresada como **C = 7,96 %(P/P) STO/STE**.

Para calcular la concentración expresada en %(P/V) STO/STE, se debe utilizar la densidad del solvente, y calcular la masa que me representarían 100 ml de solvente, pero como la densidad del agua (para nuestros fines prácticos) se tomará como 1,000 g/ml, 100 ml de agua pesan 100 g. Por lo tanto cuando el solvente es agua la concentración expresada en %(P/P) STO/STE es numéricamente igual a la expresada en %(P/V) STO/STE.

Quedando la concentración expresada como **C = 7,96 %(P/V) STO/STE**.

Para calcular la concentración en gramos por litro (g/l), hay que tener en cuenta la concentración expresada en %(P/V) STO/SN, y como 1 l son 1000 ml se tiene:

$$100 \text{ ml de SN} \text{ _____ } 7,80 \text{ g de STO}$$

$$1000 \text{ ml de SN} \times \frac{1000\text{ml(SN)} \cdot 7,80\text{g(STO)}}{100\text{ml(SN)}} = 78,0 \text{ g de STO}$$

STO

La concentración queda expresada como **C = 78,0 g/l**

Para calcular la molaridad, hay que saber cuántos moles de soluto hay en un litro de solución, pero como sabemos que masa de soluto hay en un litro de solución lo único que debemos hacer es calcular cuántos moles nos representa esa masa de soluto

El peso molar (P_M) o masa molar (M_M), del KI es de 166 g/mol, con esto obtenemos:

$$166 \text{ g de KI} \quad \text{1 mol de KI}$$

$$78,0 \text{ g de KI} \times \frac{78,0\text{g} \cdot 1\text{mol}}{166\text{g}} \approx 0,47 \text{ mol de KI}$$

La molaridad queda expresada como **C = 0,47 M**.

Para calcular la normalidad de la solución primero debemos calcular el peso equivalente (P_{eq}), que es el peso molar dividido el número de hidrógenos puestos en juego en la reacción si el soluto es un ácido, en número de oxidrilos puestos en juego en la reacción si el soluto es un hidróxido, o el número de electrones puestos en juego en la reacción si el soluto es una sal. Se dice que 1 equivalente (1 eq) pesa el peso equivalente.

En nuestro caso el KI es una sal, y hay puesto en juego un solo electrón por lo que el peso equivalente y el molar son iguales:

$$P_{eq} = \frac{P_M}{n_{\text{H,OH,e-}}} \Rightarrow P_{eq} = \frac{166 \text{ g}}{1} = 166\text{g}$$

$$166 \text{ g de KI} \quad \text{1 eq de KI}$$

$$78,0 \text{ g de KI} \times \frac{78,0 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol}}{166 \text{ g}} \approx 0,47 \text{ eq de KI}$$

La normalidad queda expresada como **C = 0,47 N**.

Para calcular la molalidad se tiene en cuenta la concentración expresada en % (P/P) STO/STE, y se calcula que masa de soluto hay en 1000 g de solvente (1 Kg), y luego con la ayuda del peso molar se calcula el número de moles que representan esos gramos de soluto, se procede de la siguiente forma:

$$100 \text{ g de STE} \times \frac{7,96 \text{ g de STO}}{100 \text{ g de STE}} = 7,96 \text{ g de STO}$$

$$1000 \text{ g de STE} \times \frac{1000 \text{ g(STE)} \cdot 7,96 \text{ g(STO)}}{100 \text{ g(STE)}} = 79,6 \text{ g de STO}$$

$$166 \text{ g de KI} \times \frac{1 \text{ mol de KI}}{166 \text{ g}} = 1 \text{ mol de KI}$$

$$79,6 \text{ g de KI} \times \frac{79,6 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol}}{166 \text{ g}} \approx 0,48 \text{ mol de KI}$$

La molalidad queda expresada como **C = 0,48 m**.

En resumen las concentraciones expresadas en las distintas unidades son:

Unidades Físicas	Unidades Químicas
7,37 % (P/P) STO/SN	78,0 g/l
7,80 % (P/P) STO/SN	0,47 M
7,96 % (P/P) STO/STE	0,47 N
7,96 % (P/V) STO/STE	0,48 m

Anexo V - Trabajo práctico N° 4 de Química

Soluciones Valoradas I - Titulación ácido-base

Trabajo Práctico N° 4 – Soluciones Valoradas I

Titulaciones Ácido - Base

Objetivos:

- Reconocer y utilizar correctamente el material de laboratorio utilizado en titulaciones ácido-base.
- Valorar soluciones ácidas o básicas que prepara o recibe, a partir de otra solución de concentración conocida o una sustancia tipo patrón primario
- Medir su densidad de la solución preparada utilizando un densímetro.
- Verificar la concentración utilizando las tablas de densidad – concentración.
- Familiarizarse con el uso adecuado de la bureta, los indicadores ácido-base, y la correcta técnica operatoria de la titulación.

Algunas definiciones:

Las soluciones de concentración exactamente conocida, se denominan **SOLUCIONES ESTÁNDAR**. Se pueden preparar soluciones estándar de algunas sustancias disolviendo una muestra cuidadosamente pesada de sólido en suficiente agua para obtener un volumen conocido de solución. Cuando las sustancias no pueden pesarse con exactitud y convenientemente porque reaccionan con la atmósfera, se preparan soluciones de concentración aproximadas de las mismas y se procede a determinar su concentración real por titulación con una solución estándar.

La **TITULACIÓN** es el proceso en el cual un reactivo de la solución, el **TITULANTE**, se añade cuidadosamente a la solución de otro reactivo (el **ANALITO**) y se determina el volumen del titulante necesario para que la reacción se complete.

ESTANDARIZACIÓN es el proceso por el cual se determina la concentración de una solución midiendo con exactitud el volumen necesario de la misma para reaccionar con

una cantidad perfectamente conocida de un **ESTÁNDAR PRIMARIO** (sustancia patrón primario). La solución estandarizada recibe el nombre de **ESTÁNDAR SECUNDARIO** y se emplea para analizar problemas.

Las propiedades de los estándares primarios ideales incluyen:

- No deben reaccionar con o absorber componentes de la atmósfera, como vapor de agua, oxígeno o dióxido de carbono.
- Deben reaccionar siguiendo una reacción invariable.
- Deben tener alto porcentaje de pureza.
- Deben tener peso fórmula alto para minimizar el efecto de errores al pesar.
- Deben ser solubles en disolventes inertes.
- No deben ser tóxicos

Las primeras cinco características reducen al mínimo los errores del análisis. El factor adicional de costo bajo es deseable aunque no imprescindible. Como los estándares primarios suelen ser costosos y difíciles de preparar, suelen emplearse estándares secundarios en el trabajo común de laboratorio.

¿Cómo se sabe cuándo detener la titulación? Es decir, ¿Cuándo ha terminado la reacción del producto químico?

Para esto se agregan unas cuantas gotas de solución de indicador a la solución que se va a titular. Un **INDICADOR**, es una sustancia que puede existir en distintas formas, y adoptar colores diferentes dependiendo de la concentración de H^+ en la solución. Es preciso que por lo menos una de estas formas tenga color intenso para que puedan observarse cantidades muy pequeñas de la misma.

Supóngase que se titula una solución ácida de concentración desconocida añadiendo solución estandarizada de $Na(OH)$ gota a gota mediante una bureta. Las buretas comunes están graduadas a intervalos grandes de 1 ml, e intervalos menores de 0,1 ml de manera que permiten estimar el volumen de solución empleado con precisión de \pm

0,02ml. El analista debe elegir un indicador que cambie claramente de color en el punto en que reaccionan cantidades estequiométricamente equivalentes de ácido y base, es decir el **PUNTO DE EQUIVALENCIA**, esto por lo general no se puede hacer ya que el indicador necesita una concentración mínima de H^+ u OH^- para cambiar de coloración, el punto en el cual el indicador cambia de color y se detiene la titulación se llama **PUNTO FINAL**. Lo ideal es que el punto final coincida con el punto de equivalencia. La **fenolftaleína** es incolora en solución ácida y color rojo violáceo en solución básica, si en la titulación se añade una base a un ácido suele emplearse fenolftaleína. El punto final se observa cuando aparece una coloración rosa débil que persiste por lo menos 15 segundos al agitar la solución.

Materiales necesarios:

- Erlenmeyer de 50 ml
- Vaso de precipitado de 250ml
- Pipetas
- Bureta y embudo
- Indicador (fenolftaleína)
- Soporte universal
- Solución de hidróxido de sodio $Na(OH)$ 1M estandarizada
- Solución de Carbonato de sodio Na_2CO_3 0,1N (estándar primario)
- Solución de Ácido clorhídrico HCl 1M.

Técnica operatoria:

Titulación 1: Se toman 10 ml de la solución de Ácido clorhídrico de concentración desconocida, y se lo colocan en un erlenmeyer de 50 ml, se agregan 2 o 3 gotitas de fenolftaleína; en una bureta se carga $Na(OH)$ de concentración 1 M estandarizado, y se procede a la titulación (agitando la solución que se encuentra en el erlenmeyer continuamente) hasta que se observe un color rosa pálido en la solución contenida en el erlenmeyer, y además este color permanezca por lo menos 15 segundos. Se lee y se

anota el volumen de Na(OH) gastado. Todo este proceso hay que realizarlo por triplicado, y una vez que se obtienen los tres valores de volúmenes de Na(OH) gastado se saca un promedio y con este valor se realizan los cálculos. Los primeros 5 ml de la titulación se pueden agregar más rápidamente que los últimos ml, estos se deben agregar gota a gota.

Titulación 2: Se toman 2 ml de la solución de Ácido clorhídrico preparada en el Trabajo práctico N° 4, y se lo colocan en erlenmeyer de 50 ml, se agregan 2 o 3 gotitas de fenolftaleína; en una bureta se carga una solución de Na₂CO₃ de concentración 0,1 N (estándar primario), y se procede a la titulación (agitando la solución que se encuentra en el erlenmeyer continuamente) hasta que se observe un color rosa pálido en la solución contenida en el erlenmeyer, y además este color permanezca por lo menos 15 segundos. Se lee y se anota el volumen de Na₂CO₃ gastado. Todo este proceso hay que realizarlo por triplicado, y una vez que se obtienen los tres valores de volúmenes de Na₂CO₃ gastado se saca un promedio y con este valor se realizan los cálculos. Los primeros 15 ml de la titulación se pueden agregar más rápidamente que los últimos ml, estos se deben agregar gota a gota.

Consigna:

Estandarizar la solución de HCl que se realizó en el Trabajo práctico N° 4, con una solución estándar secundaria de Na(OH) y con una solución estándar primaria de Na₂CO₃.

Cálculos y resultados:

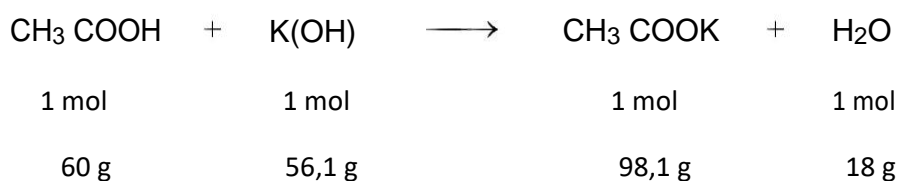
- 1) Plantear la reacción Química de neutralización y equilibrarla.
- 2) Con la ayuda de la estequiometría calcular la cantidad aproximada de solución titulante que necesitaremos para la titulación, teniendo en cuenta que la solución de HCl preparada en el Trabajo práctico N° 4, posee una concentración aproximada.
- 3) Anotar los 3 volúmenes de solución titulante gastada (para cada caso), y calcular el promedio de estos valores (\bar{V})

- 4) Con ayuda de la estequiometría de la reacción de neutralización calcular la concentración real de la solución de HCl preparada en el Trabajo práctico N° 4.

Ejemplo de cálculo:

Si al estandarizar 10 ml de una solución de Ácido acético CH₃COOH, que se supone tiene una concentración 3 M, se gastaron en tres titulaciones sucesivas 15,6 ml, 15,4 ml y 15,5 ml de Hidróxido de potasio K(OH) de concentración 2 M (estándar secundario). Calcular su concentración real.

La reacción de neutralización es la siguiente:



Como primera medida calculamos el volumen promedio gastado:

$$\bar{V} = \frac{15,4\text{ml} + 15,5\text{ml} + 15,6\text{ml}}{3} = 15,5\text{ml}$$

Ya que la concentración nos indica que tenemos 2 mol de K(OH) por cada 1000 ml de solución, en un volumen de 15,5 ml tendremos:

1000 ml _____ 2 mol K(OH)

15,5 ml _____ x = $\frac{15,5\text{ml} \cdot 2\text{mol}}{1000\text{ml}} = 0,031 \text{ mol de K(OH)}$

Como se puede observar de la reacción de neutralización el K(OH) y el CH₃COOH reaccionan 1 mol a 1 mol (lo que se conoce como mol a mol), entonces 0,031 moles de K(OH) reaccionarán con 0,031 moles de CH₃COOH.

Lo que indica que en los 10 ml de solución de CH₃COOH, hay 0,031 moles de CH₃COOH, con los que solamente nos resta calcular el número de moles que habrá en 1000 ml para tener la concentración expresada en molaridad.

$$10 \text{ ml} \text{ _____ } 0,031 \text{ mol CH}_3\text{COOH}$$
$$1000 \text{ ml} \text{ _____ } x = \frac{1000\text{ml} \cdot 0,031\text{mol}}{10\text{ml}} = 3,1 \text{ mol de CH}_3\text{COOH}$$

La concentración de la solución de ácido acético es de 3,1 M.

Anexo VI - Trabajo práctico N° 7 de Química

Curvas de titulaciones Ácido – Base

Trabajo Práctico N^o 7 – Curvas de titulaciones Ácido - Base

Objetivos:

Que el estudiante logre:

- Realizar los cálculos necesarios para las titulaciones que se detallan a continuación
 - Ácido fuerte con Base fuerte
 - Ácido débil con Base fuerte
 - Ácido fuerte con Base débil

- Confeccionar tablas y gráficas de titulación, donde indique la variación del pH con el agregado del titulante, para los casos arriba citados.

Algunas definiciones:

Titulación de un Ácido fuerte con una Base fuerte (o viceversa):

Una **curva de titulación** es una gráfica de pH contra cantidad de ácido o base añadida (por lo general, en volumen). Indica de manera gráfica el cambio de pH al añadir ácido o base a la solución y muestra con claridad cómo cambia el pH cerca del punto de equivalencia.

Considérese la titulación de 100 ml de solución 0,1 M de HCl con solución 0,1 M de Na(OH). Como se sabe el Na(OH) y el HCl reaccionan en proporción 1 : 1. Si calculamos el pH para diversas etapas al añadir Na(OH).

En 100 ml de solución de HCl 0,1 M tenemos 0,01 moles de HCl (o 10 mmoles de HCl)

1- Antes de añadir Na(OH) a la solución 0,1 M de HCl



- 2- Después de añadir 20 ml de Na(OH), lo que es lo mismo que añadir 0,002 moles de Na(OH) (o 2 mmoles de Na(OH)).



Quedan 8 mmoles de HCl en 120 ml de solución, lo que da una concentración molar de H^+ , de 0,067 M (8 mmoles / 120 ml), y un pH de 1,17.

- 3- Después de añadir 50 ml de Na(OH), lo que es lo mismo que añadir 0,005 moles de Na(OH) (o 5 mmoles de Na(OH)). Quedan 5 mmoles de HCl en 150 ml de solución, lo que da una concentración molar de H^+ de 0,033 M (5 mmoles / 150 ml), y un pH de 1,48.

- 4- Después de añadir 100 ml de Na(OH), lo que es lo mismo que añadir 0,010 moles de Na(OH) (o 10 mmoles de Na(OH)). No queda nada de HCl en la solución, el pH es de 7, esto quiere decir que la solución se ha neutralizado.

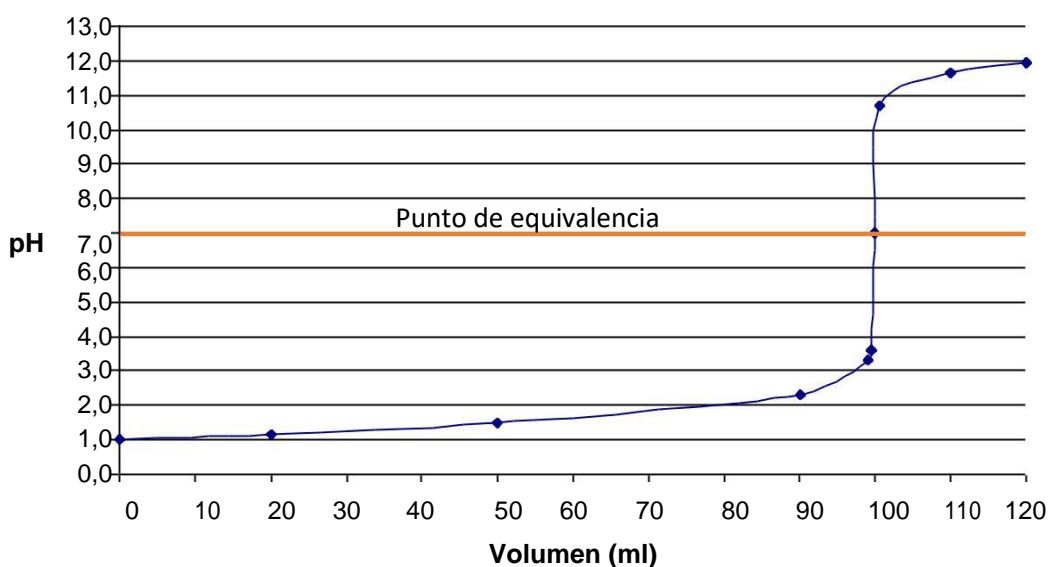
- 5- Después de añadir 110 ml de Na(OH), se tiene un exceso de 0,001 moles (o 1 mmol) de iones OH^- en 210 ml de la solución, y la concentración molar de OH^- es de 0,0048 M (1 mmoles / 210 ml), lo cual da un pOH de 2,32 y un pH de 11,68.

A continuación se muestra una tabla y una curva de titulación de 100 ml de HCl 0,1 M con Na(OH) 0,1 M.

ml de Na(OH) 0,1 M añadidos	mmoles de Na(OH) añadidos	mmoles en exceso de Ácido o Base	pH
0,0	0,00	10,00 HCl	1,00
20,0	2,00	8,00	1,17
50,0	5,00	5,00	1,48
90,0	9,00	1,00	2,28

99,0	9,90	0,10	3,30
99,5	9,95	0,05	3,60
100,0	10,00	0,00 pto. de equiv	7,00
100,5	10,05	0,05	10,70
110,0	11,00	1,00	11,68
120,0	12,00	2,00	11,96

Curva de titulación



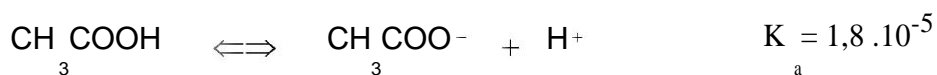
La curva de titulación tiene una “sección vertical” larga en la cual el pH cambia con gran rapidez al añadir cantidades muy pequeñas de base.

Titulación de un Ácido débil con una Base fuerte (o viceversa):

Al titular un ácido débil con una base fuerte la curva es muy distinta que la vista anteriormente para la titulación de un ácido fuerte con una base fuerte. La solución se encuentra amortiguada antes del punto de equivalencia. Es básica en el punto de equivalencia porque las sales de ácidos débiles y bases fuertes se hidrolizan produciendo soluciones básicas.

Si consideramos la titulación de 100 ml de CH₃COOH 0,1 M con una solución 0,1 M de Na(OH). (El electrolito fuerte se añade al electrolito débil)

Antes de añadir base se tiene:

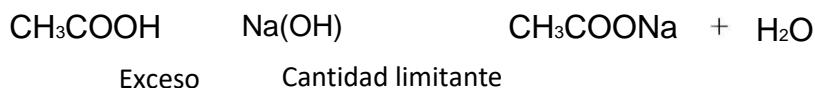


$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log[\text{CH}_3\text{COOH}])$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (-\log 1,8 \cdot 10^{-5} - \log 0,1) = \frac{1}{2} (4,75 - (-1)) = \frac{1}{2} (4,75 + 1) = \frac{5,75}{2} = 2,88$$

El pH es de 2,88.

Tan pronto como se añade un poco de Na(OH) y antes del punto de equivalencia, la solución se encuentra amortiguada porque contiene tanto CH₃COONa como CH₃COOH.



Por ejemplo añadir 20 ml de Na(OH), lo que es lo mismo que añadir 0,002 moles de Na(OH) (o 2 mmoles de Na(OH)), tenemos 8 mmoles restantes de CH₃COOH y 2 mmoles de CH₃COONa en 120 ml los que nos da las siguientes concentraciones:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{8\text{mmoles}}{120\text{ml}} = 0,0667\text{M} \quad \text{y}$$

$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = \frac{2\text{mmoles}}{120\text{ml}} = 0,0167\text{M}$$

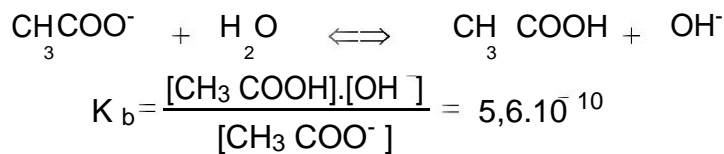
Con estos datos podemos calcular el pH de la siguiente forma:

$$\text{pH} = 4,75 + \log \frac{[\text{SAL}]}{[\text{ÁCIDO}]} = 4,75 + \log \frac{0,0167}{0,0667} = 4,75 - 0,60 = 4,15$$

El pH es de 4,15

Todos los puntos antes del punto de equivalencia se calculan de la misma manera. Después de añadir algo de Na(OH) la solución se encuentra amortiguada hasta alcanzar el punto de equivalencia. En el punto de equivalencia la solución es 0,05 M en CH₃COONa (10 mmoles de CH₃COONa en 200 ml de solución).

El pH de una solución 0,05 M de una solución de CH₃COONa es:



Como [CH₃COOH] = [OH⁻], y mucho menor que [CH₃COO⁻] tenemos:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]} \quad \text{o}$$
$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2}(\text{p}K_b - \log[\text{CH}_3\text{COO}^-])$$
$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2}(9,25 - 1,3) = 14 - 5,28 = 8,72$$

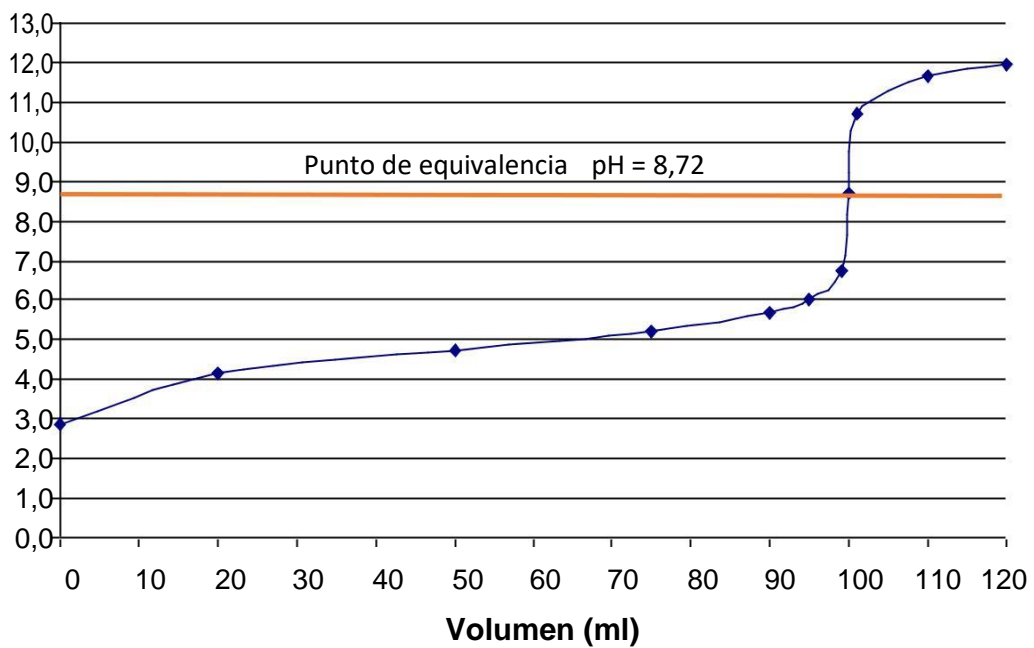
El pH de la solución es 8,72, que es una solución de carácter decididamente básico en el punto de equivalencia debido a la hidrólisis del ión acetato.

Más allá del punto de equivalencia, la concentración del exceso de Na(OH) determina el pH de la solución, al igual que en una titulación de un ácido fuerte.

A continuación se muestra una tabla y una curva de titulación de 100 ml de CH₃COOH 0,1 M con Na(OH) 0,1 M.

	ml de Na(OH) 0,1 M añadidos	mmoles de Na(OH) añadidos	mmoles en exeso de Ácido o Base	pH
	0,0	0,00	10,00 CH ₃ COOH	2,89
Región amortiguada	20,0	2,00	8,00	4,14
	50,0	5,00	5,00	4,74
	75,0	7,50	2,50	5,22
	90,0	9,00	1,00	5,70
	95,0	9,50	0,50	6,02
	99,0	9,90	0,10	6,74
	100,0	10,00	0,00 pto. de equiv.	8,72
	101,0	10,10	0,10 OH ⁻	10,70
	110,0	11,00	1,00	11,68
	120,0	12,00	2,00	11,96

Curva de titulación



Las curvas de titulación para bases débiles y ácidos fuertes son similares a las de ácidos débiles y bases fuertes, con excepción de que se encuentran invertidas (hay que recordar que se añade la solución fuerte a la débil).

Materiales necesarios:

- Erlenmeyer de 250 ml y 100 ml
- Vaso de precipitado de 250 ml y 100 ml
- Pipetas
- Bureta y embudo
- Papel de pH
- Peachímetro
- Soporte universal
- Solución de hidróxido de sodio Na(OH) 0,1M
- Solución de Ácido clorhídrico HCl, 0,1 M
- Solución de Ácido acético CH₃COOH, 0,1 M
- Solución de Hidróxido de amonio NH₄(OH) 0,1 M

Técnica operatoria:

Se dividen en tres comisiones:

- A la Comisión 1 le tocará titular 50 ml de solución de HCl 0,1 M con solución de Na(OH) 0,1 M.
- A la Comisión 2 le tocará titular 50 ml de solución de CH₃COOH 0,1 M con solución de Na(OH) 0,1 M.
- A la Comisión 3 le tocará titular 50 ml de solución de NH₄(OH) 0,1 M con solución de HCl 0,1 M.

Se proponen dos posibles experiencias:

Experiencia 1

Si hay disponibles peachímetros, se realizará un titulación potenciométrica, observando la variación del pH con la cantidad de reactivo agregado.

Se agrega a la bureta la solución de ácido o base fuerte (titulante), según corresponda, y se titula con la ayuda del peachímetro, anotando la variación del pH con el volumen agregado.

Experiencia 2

Si no se dispone de peachímetro, se preparan 8 vasos de precipitado conteniendo 50 ml de la solución a titular, y se sigue la siguiente metodología:

Comisión 1:

Paso 1: Se mide el pH de la solución a titular

Paso 2: Agregar en el Vaso N^o 1,25 ml Na(OH), agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Paso 3: Agregar en el Vaso N^o 2,40 ml Na(OH), agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Paso 4: Agregar en el Vaso N^o 3,47 ml Na(OH), agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Paso 5: Agregar en el Vaso N^o 4,49 ml Na(OH), agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Paso 6: Agregar en el Vaso N^o 5,50 ml Na(OH), agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Paso 7: Agregar en el Vaso N^o 6,55 ml Na(OH), agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Paso 8: Agregar en el Vaso N^o 7,60 ml Na(OH), agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Comisión 2:

Paso 1: Se mide el pH de la solución a titular

Paso 2: Agregar en el Vaso N^o 1,80 ml Na(OH), agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Paso 3: Agregar en el Vaso N^o 2,18 ml Na(OH), agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Paso 4: Agregar en el Vaso N^o 3,43 ml Na(OH), agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Paso 5: Agregar en el Vaso N^o 4,49 ml Na(OH), agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Paso 6: Agregar en el Vaso N^o 5,50 ml Na(OH), agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Paso 7: Agregar en el Vaso N^o 6,55 ml Na(OH), agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Paso 8: Agregar en el Vaso N^o 7,60 ml Na(OH), agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Comisión 3:

Paso 1: Se mide el pH de la solución a titular

Paso 2: Agregar en el Vaso N^o 1,80 ml HCl, agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Paso 3: Agregar en el Vaso N^o 2,18 ml HCl, agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Paso 4: Agregar en el Vaso N^o 3,43 ml HCl, agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Paso 5: Agregar en el Vaso N^o 4,49 ml HCl, agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Paso 6: Agregar en el Vaso N^o 5,50 ml HCl, agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Paso 7: Agregar en el Vaso N^o 6,55 ml HCl, agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Paso 8: Agregar en el Vaso N^o 7,60 ml HCl, agitar bien y medir el pH con cinta de pH.

Una vez finalizadas las mediciones los estudiantes intercambiarán los datos y todas las comisiones tendrán que realizar todas las curvas de titulación (variación del pH con respecto al volumen de solución agregada).

Anexo VII - Encuesta sobre los Trabajos Prácticos Virtuales

CÁTEDRA DE FISICOQUÍMICA APLICADA
ENCUESTA SOBRE LOS TRABAJOS PRÁCTICOS VIRTUALES

Encierre en un círculo la respuesta a las siguientes preguntas:

- 1) ¿Te parecieron entretenidas las prácticas virtuales?
Si / No
- 2) ¿Qué grado de dificultad les presentaron las prácticas virtuales desarrolladas? Alta / Media / Baja
- 3) ¿Te ayudaron las prácticas virtuales?
Si / No
- 4) ¿Cuántote ayudaron las prácticas virtuales a desarrollar las prácticas reales?
Mucho / Poco / Nada
- 5) ¿Te ayudaron las prácticas virtuales a relacionar la teoría con la práctica?
Si / No
- 6) ¿En que grado te ayudaron las prácticas virtuales en la realización de las evaluaciones parciales?
Mucho / Poco / Nada
- 7) ¿Te ayudaron las prácticas virtuales a interpretar consignas? Si / No
- 8) ¿A que problemas (no técnicos) se ha enfrentado en la utilización de los laboratorios virtuales?
Desconocimiento en el manejo / Apatía y aburrimiento / Adecuación de la herramienta / Otros (especificar)_____
- 9) ¿Qué sugerencias aportarías para mejorar estas prácticas?

