



UNIVERSIDAD DE JAÉN
Centro de Estudios de Postgrado

Trabajo Fin de Máster

ENSEÑANZA DE LA PREPARACIÓN Y DETERMINACIÓN DE DISOLUCIONES AL TÉCNICO SUPERIOR DE LABORATORIO

Alumno/a: Rodríguez Galán, María Ángeles

Tutor/a: Prof. D. Alejo López, Dionisio
Prof. Dr. Gutiérrez Gascón, José

Dpto: Enfermería

Junio, 2019

ÍNDICE

RESUMEN Y PALABRAS CLAVE	8
1. INTRODUCCIÓN	8
2. FUNDAMENTACIÓN EPISTEMOLÓGICA.....	10
2.1. ESTABLECIMIENTO DE OBJETIVOS.....	10
2.2. ANTECEDENTES Y ESTADO DE LA CUESTIÓN	11
2.3. ENFOQUE DIDÁCTICO DEL TEMA PROPUESTO.....	14
2.3.1. FUNDAMENTO TEÓRICO EN QUE SE BASA LA PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES Y DILUCIONES ..	14
Reacción Química	14
Equilibrio de la Reacción. Estequiometría	14
Clasificación de las Reacciones Químicas	15
Reactivos Puros e Impuros	17
Mezclas de Compuestos.....	17
2.3.2. SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES	18
2.3.3. MEDIDAS DE LA MASA	21
Métodos de Pesada.....	21
Las Medidas y sus Errores	22
2.3.4. MEDIDAS DE VOLUMEN MEDIANTE MATERIAL VOLUMÉTRICO	23
Características del Material Volumétrico.....	23
Descripción del Material Volumétrico	24
2.3.5. DISOLUCIONES. CÁLCULO Y PREPARACIÓN	27
Consideraciones Generales	27
Mecanismo De Disolución.....	29
Solubilidad	30
Concentración de las Disoluciones.....	31
Preparación de una Disolución.....	34
2.3.6. DILUCIÓN DE UNA DISOLUCIÓN	35
2.3.7. NATURALEZA DE LAS DISOLUCIONES ACUOSAS	37
2.3.8. REACCIONES ÁCIDO-BASE. TEORÍAS DE ÁCIDOS Y BASES	38
2.3.9. CONCEPTO DE PH	41
2.3.10. VALORACIONES ÁCIDO-BASE. VOLUMETRÍAS.....	43

2.3.11. PREPARACIÓN DE SOLUCIONES AMORTIGUADORAS	45
3. PROYECCIÓN DIDÁCTICA	47
3.1. LEGISLACIÓN EDUCATIVA DE REFERENCIA DE APLICACIÓN EN ESTA PROGRAMACIÓN DIDÁCTICA.....	47
3.2. CONTEXTUALIZACIÓN DEL CENTRO EDUCATIVO, DE LA MATERIA Y DEL TEMA ELEGIDO	49
3.2.1. CONTEXTUALIZACIÓN DEL CENTRO EDUCATIVO	49
Instalaciones.....	51
Profesorado	53
La Relación con las Familias y con Otras Instituciones del Entorno.....	54
3.2.2. CONTEXTUALIZACIÓN DEL AULA: ASPECTOS PSICOLÓGICOS Y PEDAGÓGICOS DEL ALUMNADO Y DE LA ENSEÑANZA.....	54
El Aula	54
Perfil de los Estudiantes	56
3.3. ADSCRIPCIÓN A UNA ETAPA, CICLO Y NIVEL EDUCATIVOS	58
3.3.1. IDENTIFICACIÓN DEL TÍTULO	58
3.3.2. PERFIL PROFESIONAL DEL TÍTULO	58
3.3.3. COMPETENCIA GENERAL DEL TÍTULO	58
3.3.4. CUALIFICACIONES Y UNIDADES DE COMPETENCIA	60
3.3.5. ENTORNO PROFESIONAL	62
3.3.6. PROSPECTIVA DEL TÍTULO EN EL SECTOR O SECTORES	62
3.3.7. OBJETIVOS GENERALES DEL CICLO FORMATIVO.....	63
3.3.8. MÓDULOS PROFESIONALES.....	65
3.4. ELEMENTOS CURRICULARES BÁSICOS	65
3.4.1. CONCRECIÓN DEL MÓDULO PROFESIONAL	65
Identificación Del Módulo Profesional.....	65
Objetivos Generales del Módulo Profesional	66
Competencias Profesionales, Personales y Sociales	66
Resultados de Aprendizaje y Criterios de Evaluación	66
Contenidos Básicos del Módulo Técnicas Generales de Laboratorio y Temporalización.	70
Metodología Didáctica	72

Evaluación General del Módulo	74
Elementos Curriculares Complementarios	78
3.4.2. PLANIFICACIÓN DE LA UNIDAD DIDÁCTICA	79
4. BIBLIOGRAFÍA	89
4.1. REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS DE LA REVISIÓN	89
4.2. BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA	89
5. ANEXOS.....	91
ANEXO I: Planos del edificio del I.E.S. San Juan Bosco de Jaén	91
ANEXO II. Cuestionario realizado a los alumnos del módulo TGL, en el turno de tarde, del CFGS de Laboratorio Clínico y Biomédico, en el I.E.S. San Juan Bosco de Jaén. .	92
ANEXO III. RÚBRICA EXAMEN PRÁCTICO. Criterios de calificación y valores asignados.	93
ANEXO IV. RÚBRICA CUADERNO PRÁCTICAS. Criterios de calificación y valores asignados.	94
ANEXO V. PROTOCOLO DE PRÁCTICAS.	95
ANEXO VI. MODELO DE EXAMEN	98

Índice de Tablas

Tabla 1. Unidades básicas del SI.	19
Tabla 2. Algunas unidades derivadas.	19
Tabla 3. Múltiplos y submúltiplos de las unidades.	20
Tabla 4. Tipos de disoluciones según el estado de sus componentes.	28
Tabla 5. Factor de dilución en una batería de tubos al realizar diluciones decimales... 37	
Tabla 6. Oferta educativa en el I.E.S. San Juan Bosco durante el curso 2018-19	51
Tabla 7. Recomendaciones mínimas de espacios formativos.....	55
Tabla 8. Superficie destinada durante el curso 2018-19, en I.E.S San Juan Bosco, al CFGS de Laboratorio.	55
Tabla 9. Elementos que integran el título de TSLCB.....	58
Tabla 10. Cualificaciones profesionales y unidades de competencia asociadas del título TSLCB.	61
Tabla 11. Módulos del ciclo formativo de LCB.	65
Tabla 12. Identificación del módulo TGL.	66
Tabla 13. Resultados de aprendizaje y criterios de evaluación asociados al módulo TGL70	
Tabla 14. Bloques de contenidos del módulo TGL y relación con resultados de aprendizaje.	71
Tabla 15. Distribución de unidades y carga horaria del módulo TGL a lo largo del curso.72	
Tabla 16. Ponderación de la calificación por unidad didáctica y evaluación en el módulo TGL.	75
Tabla 17. Criterios de observación sistemática en el aula.	76
Tabla 18. Mapa de sesiones para la unidad 5	88

Índice de Imágenes

Imagen 1. Balanza analítica	22
Imagen 2. Representación del error de paralaje.....	24
Imagen 3. Posibles posiciones del émbolo en una pipeta de pistón.	26
Imagen 4: Ilustración del proceso de disolución.....	30
Imagen 5. Representación de la preparación de disoluciones decimales.	36
Imagen 6: Ácidos y bases.....	40
Imagen 7: Indicadores ácido-base, con rango de pH óptimo para su uso y coloración que presentan en su forma ácida y básica.	43
Imagen 8: Fachada del I.E.S. San Juan Bosco	50
Imagen 9: Organigrama del I.E.S. San Juan Bosco.....	53

ABREVIATURAS

BPL	Buenas Prácticas de Laboratorio
CDP	Centro Docente Privado
CE	Criterio de Evaluación
C.E.I.P.	Colegio de Educación Infantil y Primaria
CFGS	Ciclo Formativo de Grado Superior
ESO	Enseñanza Secundaria Obligatoria
FP	Formación Profesional
FPB	Formación Profesional Básica
I.E.S.	Instituto de Enseñanza Secundaria
LCB	Laboratorio Clínico y Biomédico
LOE	Ley Orgánica de Educación
PNT	Procedimientos Normalizados de Trabajo
RA	Resultado de Aprendizaje
RD	Real Decreto
TGL	Técnicas Generales de Laboratorio
TIC	Tecnologías de la Información y la Comunicación
TSLCB	Técnico Superior de Laboratorio Clínico y Biomédico
UC	Unidades de Competencia
UD	Unidad Didáctica

RESUMEN Y PALABRAS CLAVE

Resumen. La preparación de disoluciones de reactivos y la dilución de muestras siguiendo protocolos normalizados de trabajo, como paso previo a realización de una determinación analítica, son esenciales para la obtención de resultados óptimos y fiables en el campo de la gestión de muestras biológicas, así como para la correcta aplicación de procedimientos de análisis bioquímico, microbiológico, inmunológico y hematológico en el laboratorio.

Considerando la importancia de estas operaciones básicas, se desarrolla una unidad didáctica sobre la elaboración y determinación de disoluciones, dentro del módulo de Técnicas Generales de Laboratorio, que se imparte en el primer curso del Ciclo Formativo de Grado Superior de Laboratorio Clínico y Biomédico.

Palabras clave: Disolución, operación básica, laboratorio clínico, unidad didáctica.

Abstract: The preparation of reagent dissolutions and the dilution of samples following standardized work protocols are essential to perform an analytical determination for two main reasons. First, they are crucial for obtaining optimal and reliable results in the field of biological sample management. Secondly, they are necessary for the correct application of biochemical, microbiological, immunological and hematological analyses in the laboratory.

Considering the importance of these basic operations, a didactic unit on the elaboration and determination of dissolutions has been developed. It can be included within the module of General Laboratory Techniques, which is taught in the first course of the Higher-Level Training Cycle of Clinical and Biomedical Laboratory.

Key words: Dissolution, basic operation, clinical laboratory, didactic unit

1. INTRODUCCIÓN

En el siguiente trabajo se presenta una unidad didáctica sobre la preparación de disoluciones y diluciones. Está destinada a impartirse dentro del Ciclo Formativo de Grado Superior (CFGS) de Laboratorio Clínico y Biomédico (LCB), y representa concretamente una parte de las enseñanzas que se abordan en el módulo denominado Técnicas Generales de Laboratorio (TGL). El contexto para su desarrollo se ha situado en el I.E.S. San Juan Bosco de Jaén.

La labor del técnico superior de laboratorio clínico y biomédico, cuya figura se recoge en el Real Decreto 771/2014, de 12 de septiembre, se desarrolla alrededor del análisis de los diferentes compuestos biológicos que están presentes en el organismo, con el fin de ayudar a proporcionar un diagnóstico o realizar el seguimiento de diferentes patologías.

Para poder analizar una muestra, en primer lugar, es necesario procesarla convenientemente para después ponerla en contacto con reactivos que, utilizados en proporciones y condiciones adecuadas, permiten la determinación de diferentes analitos. En el contacto entre la muestra y los reactivos se desencadenan reacciones que dan lugar a una señal apreciable y medible por el equipo instrumental y ello permite obtener información sobre la sustancia y su relación con el estado de salud del individuo cuya muestra se ha analizado (D'Ocon, García, & Vicente, 2006).

El abordaje del trabajo en un laboratorio de análisis requiere la adquisición previa de múltiples conocimientos, pues son varias las disciplinas que aquí se solapan. El uso de las matemáticas, la física o la química se hace en muchas ocasiones imprescindible en las distintas áreas del laboratorio clínico.

En las últimas décadas, los avances tecnológicos han llegado a este campo generando un profundo cambio. Así, el desarrollo progresivo de la instrumentación analítica, la aplicación de medios informáticos a los procesos y la automatización, han conducido a la mecanización de diferentes etapas de las técnicas de análisis. Y, consecuentemente, los procedimientos manuales han disminuido.

No obstante, ello no exime de la necesidad de conocer los fundamentos teóricos y principios sobre los que se sustentan las técnicas y los instrumentos que el técnico de laboratorio utilizará en su desempeño diario, lo que constituye el eje del módulo profesional llamado Técnicas Generales de Laboratorio, al que el presente trabajo se remite.

El correcto aprendizaje y adquisición de conocimientos a este nivel resulta esencial para llegar a manipular con seguridad reactivos, instrumentos y dispositivos de aplicación en el laboratorio, obteniendo resultados óptimos y fiables en los procesos analíticos y permitiendo a la par, interpretar los datos que se obtienen.

Por tanto, el dominio de las Técnicas Generales de Laboratorio deviene imprescindible para poder trabajar correctamente en el campo de la Gestión de Muestras Biológicas y para aplicar procedimientos de análisis bioquímico, microbiológico, inmunológico y hematológico, en la realización de determinaciones.

El texto que se ofrece a continuación se presenta estructurado en dos partes:

La primera es un desarrollo de contenidos, concretamente de algunos conceptos sobre los que se sostienen los principios de los análisis realizados en el laboratorio, centrados en el reconocimiento de material y la puesta en marcha y mantenimiento de algunos equipos, así como el manejo de disoluciones y diluciones, ya que con mucha frecuencia deben prepararse reactivos o hay que diluir las muestras antes de realizar una determinación analítica. También se abordan las reacciones ácido-base, que

fundamentan múltiples técnicas y permiten la comprensión de ciertos procesos fisiológicos, cuya alteración tiene repercusiones sobre la salud de las personas.

La segunda parte comprende la proyección didáctica del tema. Esta se materializa con la elaboración de una unidad didáctica, para cuya construcción ha sido necesario revisar el marco legal regulador, analizar el contexto de aplicación y estudiar finalmente los elementos curriculares necesarios a tal propósito.

2. FUNDAMENTACIÓN EPISTEMOLÓGICA

2.1. ESTABLECIMIENTO DE OBJETIVOS

Los objetivos que se han planteado a lo largo de este trabajo son:

1. Describir y analizar algunos conceptos básicos sobre los que se asientan los principios de los análisis realizados en el laboratorio clínico, centrados en el reconocimiento de material y equipos básicos, así como en el manejo de los procesos de disolución y dilución de sustancias.
2. Elaborar una unidad didáctica sobre la preparación de disoluciones y diluciones dentro del módulo de Técnicas Generales de Laboratorio, del Ciclo Formativo de Grado Superior de Laboratorio Clínico y Biomédico.

Considerando estos dos objetivos generales, el trabajo se divide en dos apartados fundamentalmente. En la primera parte y con relación al primer objetivo general planteado se establecen una serie de objetivos específicos:

- ✓ Identificar las reacciones que ocurren en el seno de una disolución.
- ✓ Determinar las masas, volúmenes y concentraciones de los reactivos implicados en la reacción, aplicando las leyes químicas.
- ✓ Elegir los materiales volumétricos y los reactivos adecuados para la preparación de disoluciones y diluciones.
- ✓ Expresar las disoluciones en distintas unidades de concentración.
- ✓ Definir los métodos de cálculo y la medida de electroquímica del pH.
- ✓ Conocer y aplicar el fundamento de las reacciones ácido-base a las determinaciones volumétricas.

Para su consecución, se considera hacer un recorrido temático que avance desde los contenidos más simples hacia otros de mayor complejidad, sustentados sobre los primeros.

Se hace una revisión bibliográfica para definir conceptos, teorías y evidencias sobre el proceso de disolución y las reacciones que tienen lugar en medio acuoso.

La búsqueda de material se hace fundamentalmente en el Catálogo de la Biblioteca de la Universidad de Jaén, utilizando como descriptor en primer lugar “Disoluciones” y en segundo término “Química”. Se utiliza fundamentalmente formato papel. No se restringe la fecha de publicación de las fuentes, pero se utilizan algunas de las últimas ediciones disponibles.

Para seleccionar la bibliografía se realiza en primer lugar una lectura detallada del índice del libro, para revisar después los capítulos que hacen referencia al tema de interés, considerando útiles solo aquellos cuyo contenido aporta información relativa a los objetivos marcados.

En la segunda parte del trabajo se fijan también objetivos específicos:

- ✓ Determinar la legislación educativa de referencia aplicable a la programación didáctica planteada.
- ✓ Asociar la programación didáctica a una etapa, ciclo y nivel educativo.
- ✓ Contextualizar el centro y el aula donde será de aplicación la programación didáctica ofrecida.
- ✓ Detallar los elementos curriculares básicos que guían la programación didáctica.
- ✓ Reconocer los elementos curriculares suplementarios contenidos en la programación didáctica.

2.2. ANTECEDENTES Y ESTADO DE LA CUESTIÓN

Desde sus orígenes, el ser humano siempre ha mostrado interés por conocer todo lo que le rodea. Al principio se servía de los elementos que la naturaleza le ofrecía tal y como los encontraba a su alcance, el hueso de un animal, la rama de un árbol, una piedra. Sin embargo, pronto pudo apreciar que había ocasiones en que la esencia de las cosas cambiaba y por ejemplo un rayo podía incendiar un bosque y reducirlo a un montón de cenizas, que nada tenía que ver con los árboles que había antes en el mismo lugar. O la carne podía estropearse y oler mal. Fue constatando que la materia del mundo en que vivía podía sufrir transformaciones de dos tipos, en las primeras se producían variaciones en alguna propiedad de la sustancia, pero sin que esta se convirtiera en otra diferente, una piedra se podía pulir pero no dejaba de ser una piedra, el cobre se podía manipular pero seguía siendo cobre, se trataba de cambios físicos. Sin embargo, había otro tipo de transformaciones en las que las sustancias cambiaban drásticamente. Sin saberlo, se estaban presenciando cambios químicos. La posibilidad de beneficiarse intencionadamente de algunos fenómenos químicos se hizo posible, quizás por primera vez, cuando el hombre fue capaz de producir y mantener el fuego, lo

que le permitió realizar nuevas alteraciones químicas, al cocinar los alimentos por ejemplo (Asimov, 2017).

A lo largo de la Historia han sido muchos los eruditos que han meditado sobre la composición y el significado de los cambios en la naturaleza de la materia. Y ya aproximadamente en el 400 a. de C., Demócrito, un filósofo griego, defendía la llamada "*teoría atomista*". Él supuso, sin utilizar para nada la experimentación, que las sustancias reales que se veían y tocaban estaban compuestas de mezclas de átomos de diferentes elementos, donde un átomo sería la partícula indivisible de menor tamaño a la que podría reducirse la materia. De modo que una sustancia podía transformarse en otra alterando la naturaleza de la mezcla (Asimov, 2017).

Durante cientos de años el empeño en conseguir la transmutación de los metales en oro guio los pasos de muchos estudiosos y en el camino se fueron haciendo hallazgos que iban abriendo el camino a nuevos descubrimientos, evolucionando la alquimia hacia la Química.

Más antigua aún, que el interés del hombre por conocer, es la historia de las disoluciones, que se remonta a los orígenes de la Tierra. No en vano, el agua ocupa más del 70% de la superficie del planeta.

Nuestro mundo está fundamentado en el agua y por ello no es sorprendente que esté presente en muchos fenómenos tan aparentemente distintos como la corrosión de los metales, la formación de sedimentos rocosos, el crecimiento de las plantas o el adecuado funcionamiento de los órganos vitales de los animales. Una multitud de procesos, imposibles de cuantificar, que ocurren en la naturaleza tienen lugar en agua, o lo que es lo mismo en disolución acuosa y se deben en gran medida a la especial capacidad que tiene este líquido para disolver sustancias de la más variada composición.

Por ello, las disoluciones han estado presentes en los laboratorios desde los albores de la Historia y hablar de trabajo en un laboratorio implica necesariamente hacerlo de disoluciones.

Los ácidos y las bases son también productos que se han conocido y utilizado desde muy antiguo. Se sabe que los egipcios lavaban sus cabellos con agua y zumo de limón, ácido cítrico, para limpiarlos. Y que griegos y romanos curtían las pieles usando una sustancia ácida obtenida de las hormigas, ácido fórmico. De la misma forma, bases como la sosa y la potasa, obtenidas mediante la quema de plantas leñosas, eran utilizadas disueltas en agua, formando lejías, para el lavado de la ropa, la preparación de tintes, y otros procesos. Al principio, ácidos y bases se identificaban únicamente por sus propiedades sensoriales. Los ácidos eran diferenciados por su sabor agrio, por atacar al mármol y otros metales y las bases por su tacto jabonoso y su sabor a lejía (Asimov, 2017).

A través del tiempo, los químicos han intentado relacionar científicamente las propiedades de los ácidos y bases con su composición. Robert Boyle, en el siglo XVII, observó que daban distinto color al contactar con papel tornasol, los ácidos lo enrojecían y las bases lo volvían azul. También comprobó que los ácidos y las bases, al mezclarse, perdían sus propiedades por completo (Brown, LeMay, Bursten, & Murphy, 2009).

El conocimiento de cómo se producían las reacciones químicas estuvo limitado durante muchos siglos a lo que permitía la observación. En algún momento se trató de identificar cómo y en qué medida se producían las transformaciones y empezaron a formularse hipótesis que trataban de verificarse mediante pruebas experimentales. A partir de los datos obtenidos en esa experimentación se extraían conclusiones que permitían a su vez enunciar teorías y leyes. Poco a poco se fue desarrollando el método científico tal y como hoy lo conocemos (Petrucci, Herring, Madura, & Bissonnette, 2011).

Así, hasta finales del siglo XVIII el estudio de la Química había sido cualitativo, por lo que a menudo se podía predecir el desarrollo de una reacción, pero no era posible calcular qué cantidad de cada reactivo se necesitaba para llevarla a cabo. El empleo de la balanza fue un acontecimiento decisivo en el avance de la Química, ya que facilitó la medida exacta de las cantidades de sustancias que intervenían en una reacción y por tanto cuantificar el estudio estas. Ello permitió comprobar que en las reacciones químicas no se producía ningún cambio de masa, lo que llevó a enunciar el principio de conservación de la materia o *Ley de Lavoisier* (Gallego, 2018).

Y a finales del siglo XIX, con la *Teoría atómica de Dalton*, se produjo una aproximación fundamental a la composición íntima de la materia.

Fue el químico sueco Svante August Arrhenius, también en el siglo XIX, quien concibió muchas de las primeras ideas sobre la disociación iónica en las disoluciones acuosas diciendo que hay sustancias, a las que llamó electrolitos, cuyas moléculas se disocian en una parte con carga positiva, catión, y una parte con carga negativa, anión, en solución y justifican la conductividad eléctrica de esas disoluciones (Gallego, 2018).

La adquisición paulatina y el engranaje de todos estos conocimientos han permitido su aprovechamiento con muy diversos fines y el desarrollo de aplicaciones prácticas en variados ámbitos como la Bioquímica, la Ingeniería, la Farmacia o la Medicina, pues la Química está presente en todos los aspectos de la vida (Gallego, 2018).

2.3. ENFOQUE DIDÁCTICO DEL TEMA PROPUESTO

2.3.1. FUNDAMENTO TEÓRICO EN QUE SE BASA LA PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES Y DILUCIONES

Reacción Química

Una reacción química se define como el proceso mediante el cual un sistema formado por uno o varios componentes evolucionan desde un estado inicial a otro final experimentando una transformación química. La evidencia experimental de que ha ocurrido una reacción se pone de manifiesto a veces mediante un cambio en las propiedades físicas del sistema, como puede ser la formación de un sólido en el seno de una disolución transparente, un cambio de color o el desprendimiento o la absorción de calor. En ese proceso la materia reacciona cambiando su composición. Las sustancias iniciales llamadas **reactivos** desaparecen para dar lugar a otras diferentes llamadas **productos**, conforme avanza la reacción, que tienen unas propiedades y características propias y diferentes a las sustancias de origen. Se considera que en toda reacción química hay destrucción de moléculas, pero no de átomos, los cuales se reorganizan para originar sustancias distintas de las de partida (Fidalgo & Fernández, 2008).

A veces no puede apreciarse ningún signo y entonces se hace necesaria una evidencia de tipo químico, esto es, haría falta un análisis químico de la mezcla de la reacción para ver si han aparecido nuevas sustancias (Petrucci, Herring, Madura, & Bissonnette, 2011).

Equilibrio de la Reacción. Estequiometría (Fidalgo & Fernández, 2008)

Conociendo las posibles transformaciones químicas que experimentan las sustancias y haciendo uso de medios matemáticos es posible deducir en cada momento las cantidades de reactivos o productos que intervienen en el proceso. Para ello es necesario tener presente una serie de consideraciones sobre las reacciones químicas:

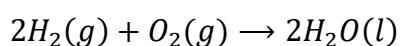
- ✓ Igual que los elementos químicos se representan mediante un símbolo y los compuestos se representan mediante fórmulas, se utiliza una forma simbólica y abreviada para representar una transformación química mediante ecuaciones químicas, donde los términos a la izquierda corresponden con las fórmulas químicas de los reactivos y los que se encuentran a la derecha son los productos de la reacción.

Para indicar el sentido en que se produce el proceso se utiliza una flecha. De modo que si la reacción fuera reversible (los productos pueden reaccionar entre sí para regenerar los reactivos), se indicaría mediante una doble flecha.

- ✓ Hay que hacer un ajuste de la ecuación teniendo en cuenta que *“la suma de la masa de los reactivos que intervienen en una transformación química es igual a la suma de la masa de los productos de la reacción”*, como enuncia la *Ley de Lavoisier* o *Ley de*

Conservación de la masa. Es decir, que la masa total de las sustancias que participan se mantiene constante, ya que los átomos ni se crean ni se destruyen en una reacción química, sólo se redistribuyen. Así que han de ponerse delante de cada uno de los elementos de la ecuación los coeficientes necesarios para conseguir ese ajuste. Estos se denominan coeficientes estequiométricos y relacionan las cantidades de sustancias que intervienen en la reacción, de modo que van a ser imprescindibles para determinar cuantitativamente los reactivos utilizados y los productos formados. El ajuste se realiza por tanteo, probando valores para los coeficientes estequiométricos hasta que se consigue tener el mismo número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos (Fidalgo & Fernández, 2008).

Así la ecuación:



significa que dos moléculas de H_2 reaccionan con una molécula O_2 para generar 2 moléculas H_2O .

- ✓ En cuanto a la interpretación de las ecuaciones químicas, hay que considerar que van a proporcionar información cuantitativa y cualitativa sobre el proceso químico que tienen lugar:
 - Sobre la naturaleza de las sustancias que intervienen (reactivos y productos), pudiendo indicarse su estado físico mediante el uso, a la derecha de la fórmula, de algunas letras entre paréntesis a modo de subíndice, para indicar que la sustancia es sólida (*s*), líquida (*l*), gaseosa (*g*) o que se encuentra en disolución acuosa (*aq*).
 - Sobre el número de moléculas de cada sustancia que intervienen en la reacción.

Clasificación de las Reacciones Químicas (Fidalgo & Fernández, 2008)

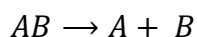
Son posibles una gran variedad de reacciones químicas en la naturaleza y en el laboratorio derivadas de la multitud de sustancias que existen y de los distintos comportamientos químicos que presentan unas frente a otras, así como de las condiciones externas en que se efectúa el proceso, que condicionan la obtención de diferentes productos.

Las reacciones químicas pueden clasificarse en base a diferentes parámetros:

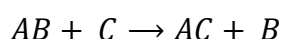
- ✓ Si se observa la **velocidad de la reacción**, que relaciona la cantidad de reactivo que se transforma por unidad de tiempo para dar lugar a un producto, se comprueba

que no todas las reacciones ocurren con la misma rapidez, algunas son muy lentas y otras son muy rápidas. En ello pueden influir diferentes factores como son la temperatura, la naturaleza de los reactivos y su concentración, el grado de división de los mismos (superficie de contacto), o la presencia de **catalizadores**, que son sustancias cuya presencia en una reacción modifica la velocidad de esta aumentándola (catálisis positiva) o disminuyéndola (catálisis negativa), pero permaneciendo ajenas a la transformación, pues su composición química no se altera en la reacción donde intervienen.

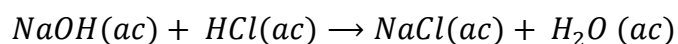
- ✓ Si se considera la **energía que interviene en el proceso** es posible deducir la espontaneidad de una transformación. Permite distinguir entre una reacción **exotérmica**, que es aquella en la que se libera energía, generalmente en forma de calor, y **endotérmica** que requiere de un aporte de energía para su realización, suministrado generalmente en forma de calor.
- ✓ Atendiendo a la **estabilidad de los productos**, encontramos reacciones donde estos son tan estables que prácticamente son incapaces de volver a reaccionar entre sí para regenerar las sustancias iniciales, hablamos entonces de reacción total o **irreversible**. Si por el contrario los productos son capaces de reaccionar entre sí para regenerar las sustancias reaccionantes la reacción será **reversible**.
- ✓ Atendiendo a la **forma de combinarse de los reactivos**, es posible distinguir entre:
 - Reacción de descomposición, en las que una molécula se separa en otras más sencillas:



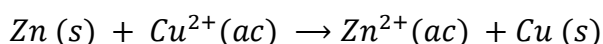
- Reacción de sustitución, donde un elemento es desplazado por otro:



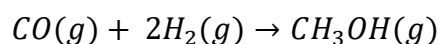
- Reacción ácido-base o reacción de neutralización, que se produce entre una sustancia ácida y una básica. Los iones H^+ del ácido y los OH^- de la base se combinan para formar H_2O (agua). Se genera además otro producto en la reacción, un compuesto iónico llamado sal. De modo que ambas sustancias, agua y sal, son neutras:



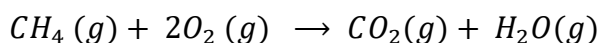
- Reacción de oxidación-reducción o redox, es aquella donde hay una pérdida de electrones por parte de uno o de varios de los reactivos (agente reductor) para que otro u otros ganen los electrones (agente oxidante):



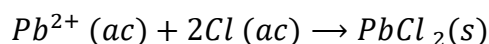
- Reacción de síntesis, que da lugar a un nuevo compuesto a partir de la reacción de dos o más sustancias más simples:



- Reacción de combustión, donde un reactivo reacciona con oxígeno para generar dióxido de carbono y agua.



- Reacción de precipitación, es un tipo de reacción en disolución acuosa donde los iones se combinan para dar sólidos insolubles en agua, llamados precipitados.



Reactivos Puros e Impuros

Una cuestión importante a considerar en el laboratorio es que los reactivos que se utilizan, normalmente, no son sustancias puras, sino que contienen un cierto número de impurezas. Hay que tener en cuenta este hecho a la hora de realizar los cálculos, considerando la parte que corresponde a reactivo puro y no la cantidad total de la muestra de la que se parte, excepto que su pureza sea del 100% (Fidalgo & Fernández, 2008).

Mezclas de Compuestos

Se recogen a continuación una serie de conceptos acerca de la constitución de la materia que se considera necesario recordar antes de aproximarse al proceso de disolución (Petrucci, Herring, Madura, & Bissonnette, 2011):

- ✓ **Átomo** es la unidad más pequeña que forma la materia.
- ✓ **Elemento químico** es una sustancia que no puede descomponerse en otras más simples mediante procedimientos químicos ordinarios y está compuesta por un solo tipo de átomo, como el azufre.
- ✓ **Compuesto químico** es una sustancia que contiene dos o más elementos que se combinan entre sí en proporciones fijas. Por ejemplo, el agua es un compuesto constituido de dos elementos, hidrógeno y oxígeno.
- ✓ Una **molécula** es la unidad más pequeña posible en la que se mantienen las mismas proporciones de los átomos constituyentes del compuesto químico.
- ✓ El término **sustancia** incluye a los elementos y compuestos.

Cualquier porción de materia va a estar constituida bien por una sustancia pura (elemento o compuesto) o por una mezcla de sustancias (Domínguez, 2006):

- ✓ Una **sustancia pura** presenta una composición definida o constante, tiene unas propiedades físicas y químicas características y es uniforme en cualquier parte de

una muestra. El agua (H_2O) es una sustancia pura, la sal ($NaCl$) también es una sustancia pura.

- ✓ Las **mezclas** son combinaciones de dos o más sustancias, llamadas componentes, donde se mantiene la identidad química y las propiedades de cada uno de ellos. Una mezcla puede variar en composición y propiedades de una muestra otra, de modo que es posible preparar una solución de sal en agua con poca o mucha sal.

La mayoría de los materiales que encontramos en la naturaleza y que nos rodean son mezclas, es decir, están formadas por la interposición de partículas de dos o más sustancias diferentes que se combinan en diferentes proporciones y cada una de ellas mantiene su identidad química. Sin embargo, no siempre es fácil distinguir los componentes que están presentes (Domínguez, 2006):

- Algunas mezclas no tienen la misma composición, propiedades y apariencia en todos sus puntos, sus componentes presentan propiedades diferenciables a simple vista, como se aprecia en una mezcla de azúcar y partículas de hierro o en las rocas, que tienen un aspecto no uniforme. Se habla entonces de una **mezcla heterogénea**, donde los componentes se podrían separar mediante procedimientos físicos.
- Por otra parte, encontramos las **mezclas homogéneas**, también llamadas **disoluciones** cuyos componentes están uniformemente dispersos unos en otros y no se pueden diferenciar entre sí. Se caracterizan por:
 - Ser uniformes en composición y propiedades en todos los puntos de la muestra.
 - La ausencia de cambio químico de los componentes en el transcurso del proceso de disolución.
 - Las propiedades físicas de la disolución, como densidad, punto de solidificación y ebullición, etc., son diferentes de las de cada uno de los componentes.

2.3.2. SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES (Domínguez, 2006)

La mayoría de las propiedades de la materia son cuantitativas, es decir, pueden representarse mediante un número. Este número se acompaña de una unidad, de modo que la unidad es un patrón de valor conocido con el que se compara la cantidad medida.

Así que cuando nos pesamos en una báscula calibrada en kilogramos, realmente estamos comparando nuestro peso con la unidad estándar kilogramo. La balanza nos muestra la magnitud de nuestro peso con relación a 1 *Kg*.

Existe un sistema científico de medida llamado Sistema Internacional de Unidades (SI) que tiene siete **unidades fundamentales** o **básicas** de las que se derivan todas las demás unidades.

En la tabla número 1 se muestran las siete unidades fundamentales del sistema internacional:

Propiedad	Nombre de la unidad	Símbolo
Longitud	Metro	<i>m</i>
Masa	Kilogramo	<i>Kg</i>
Tiempo	Segundo	<i>s</i>
Intensidad de corriente eléctrica	Amperio	<i>A</i>
Temperatura	Kelvin	<i>K</i>
Cantidad de sustancia	Mol	<i>mol</i>
Intensidad luminosa	Candela	<i>cd</i>

Tabla 1: Unidades básicas del SI. Adaptado de Domínguez (2006: 9).

Cualquier otra magnitud puede expresarse mediante **unidades derivadas** de estas siete, como puede comprobarse en la tabla número 2:

Magnitud		Unidad
Superficie		m^2
Volumen		m^3
Densidad		kg/m^3

Tabla 2: Algunas unidades derivadas. Elaboración propia.

Por ejemplo, la unidad de longitud (*m*) sirve para definir el área (longitud al cuadrado) o el volumen (longitud al cubo). El volumen, que es una magnitud importante para medir cantidades de líquidos y gases tiene como unidad en el SI el m^3 . Pero esta es una unidad muy grande, para las muestras que se manejan en el laboratorio, por lo que a menudo se utilizan submúltiplos del m^3 , como el decímetro cúbico (dm^3) o el centímetro cúbico (cm^3).

Aunque el litro es una unidad de volumen que resulta muy familiar, no es unidad del SI:

$$1L = 1 dm^3$$

En ocasiones, como en el caso del volumen, hay que expresar cantidades muy grandes o muy pequeñas con respecto a la unidad. Por ello, se establecen múltiplos y submúltiplos que se indican mediante prefijos dispuestos antes de la unidad básica.

Como el prefijo *kilo* que significa mil veces la unidad básica y se representa por *K*. Así, un *km* son 1000 metros.

Los prefijos más comúnmente utilizados en su valor numérico se indican en la tabla 3:

	Prefijo	Símbolo	Factor
Múltiplos	<i>Kilo</i>	<i>K</i>	10^3
	<i>Mega</i>	<i>M</i>	10^6
	<i>Giga</i>	<i>G</i>	10^9
Submúltiplos	<i>deci</i>	<i>d</i>	10^{-1}
	<i>centi</i>	<i>c</i>	10^{-2}
	<i>mili</i>	<i>m</i>	10^{-3}
	<i>micro</i>	μ	10^{-6}
	<i>nano</i>	<i>n</i>	10^{-9}
	<i>pico</i>	<i>p</i>	10^{-12}

Tabla 3: Múltiplos y submúltiplos de las unidades. Adaptado de Domínguez (2006: 9).

A veces se hace necesario realizar cambios de unidades. Una forma sencilla de hacerlo es utilizando **factores de conversión** que son una fracción que tiene en su numerador y en su denominador la misma cantidad, pero con distintas unidades.

Ejemplo: $1h = 60 \text{ min}$

$$1h/60 \text{ min} = 1$$

$$60 \text{ min}/1h = 1$$

Hay que recordar también que en el laboratorio se utiliza la **notación científica**, que consiste en escribir las cantidades con una cifra entera, seguida o no de decimales, y la potencia de 10 adecuada. Así, un peso de 0,00008 g se expresaría como $8 \times 10^{-6} \text{ g}$.

❖ DENSIDAD

Una magnitud que se requiere conocer con frecuencia para resolver problemas en el laboratorio es la densidad. Se trata de una propiedad intensiva de la materia (es independiente de la cantidad de materia de la muestra), que permite caracterizar a una sustancia y se define como la razón entre masa y volumen (estas dos, masa y volumen, son propiedades extensivas y dependen de la cantidad de materia de la muestra) (Petrucci, Herring, Madura, & Bissonnette, 2011).

$$d = \frac{m}{V}$$

Las unidades básicas en SI de masa y volumen son *kg* y m^3 , pero la unidad de densidad se expresa más frecuentemente como unidades de g/cm^3 o la unidad idéntica a esta, g/mL

Como la mayoría de las sustancias varían de volumen cuando se calientan o se enfrían, las densidades dependen de la temperatura. Por ello, cuando se miden densidades la temperatura debe especificarse. Si no se indica la temperatura, se supone que esta es de 25 grados centígrados, próxima a la temperatura ambiente (Brown, LeMay, Bursten, & Murphy, 2009).

2.3.3. MEDIDAS DE LA MASA (Domínguez, 2006)

La **masa** es una medida de la cantidad de materia que posee un objeto, es una propiedad intrínseca del mismo y no varía. La unidad de masa en SI es el kilogramo, que es una unidad bastante grande, por ello se utiliza más la unidad de gramo.

Hay que distinguirla del término **peso** que es la fuerza con que la gravedad actúa sobre un objeto y es directamente proporcional a su masa, además puede variar dependiendo de en qué parte de la Tierra se mida y en consecuencia no es constante. El peso de un objeto en la cima de una montaña es ligeramente inferior al que posee al nivel del mar y mucho mayor que el que tendría sobre la luna.

$$peso = masa \times gravedad$$

A veces se utilizan de forma intercambiable las palabras peso y masa para designar la cantidad de materia que posee un objeto, pero es importante saber que la forma correcta de hacerlo es refiriéndose a su masa. Aunque finalmente, como todas las actividades se realizan cerca de la superficie terrestre las variaciones sobre los efectos de la gravedad son insignificantes, de modo que en la práctica los términos masa y peso se usan de forma sinónima.

Métodos de Pesada

El dispositivo que se utiliza en el laboratorio para medir la masa de un cuerpo es la balanza. El principio de su funcionamiento es el de contrarrestar la fuerza con que actúa la gravedad sobre una masa desconocida ejerciendo una fuerza de igual magnitud que puede medirse con precisión.

En los modelos antiguos de balanzas esto se consigue mediante la utilización de pesas cuya masa se conoce exactamente y se comparan con la masa de un objeto desconocido. A esta comparación se denomina pesada.

En las balanzas electrónicas (imagen 1) la fuerza que contrarresta la gravedad es una fuerza magnética producida por el paso de una corriente eléctrica a través de un electroimán. Primero se equilibra la balanza cuando no hay ningún objeto encima y después, cuando el material a pesar se coloca sobre ella se desequilibra. Para recuperar el equilibrio se debe hacer pasar por el electroimán una corriente eléctrica adicional. La magnitud de esta corriente adicional es proporcional a la masa del objeto que se está pesando y se establece una equivalencia con una lectura de masa que aparece en la escala de la balanza (Petrucci, Herring, Madura, & Bissonnette, 2011).



Imagen 1. Balanza analítica. Fuente:

<https://balanzaanalitica.com/>

Las Medidas y sus Errores (Petrucci, Herring, Madura, & Bissonnette, 2011)

A la hora de realizar una medida siempre se emplea un instrumento que ayuda a determinar el parámetro buscado. Pero hay que considerar que todas las medidas están sujetas a errores porque:

Los instrumentos de medida siempre tienen limitaciones, están contruidos de modo que se producen errores inherentes llamados **errores sistemáticos** o errores de equipo.

Hay diferencias en la forma en que dos operarios hacen una misma medición, que conducen a **errores** denominados **accidentales**.

Los errores accidentales se observan por la dispersión de los datos y se reducen considerando el valor medio de muchas medidas, sin embargo los errores sistemáticos son un problema porque no se aprecian facilmente y solo pueden evitarse mediante la calibración cuidadosa con patrones conocidos. Por tanto, siempre existe incertidumbre en las cantidades medidas.

Los términos precisión y exactitud se utilizan a menudo para explicar la incertidumbre de los valores medidos y se definen:

Exactitud es una indicación de lo próximo que está una cantidad medida experimentalmente a su valor verdadero.

Precisión se refiere al grado de coincidencia al repetir mediciones.

Los errores sistemáticos repercuten en la exactitud de la medida mientras que los errores accidentales están vinculados con la precisión de las medidas.

2.3.4. MEDIDAS DE VOLUMEN MEDIANTE MATERIAL VOLUMÉTRICO

Características del Material Volumétrico (Prieto, Amich, & Salve, 1993)

Para realizar una correcta cuantificación de volúmenes es necesario previamente conocer las características del material volumétrico, que es de vidrio y se utiliza para mediciones y transferencias exactas de volumen. Son utensilios que están diseñados de modo que un pequeño incremento del volumen del líquido que contienen provoca una gran variación en el nivel de líquido.

Se distingue entre:

- ✓ **Material volumétrico aforado.** Destinado a contener o verter un volumen concreto de líquido. Presenta una marca horizontal que indica el aforo, es decir, hasta dónde deben llenarse para contener la cantidad establecida. Algunos tienen dos líneas (doble aforo), en este caso el volumen que se mide es el comprendido entre las dos líneas.
- ✓ **Material volumétrico graduado.** Permite medir un rango graduado de volumen. Presenta una serie de marcas que indican el volumen contenido cuando el líquido alcanza una altura determinada.

También puede diferenciarse entre:

- ✓ **Instrumentos calibrados para verter,** que sirven para medir el volumen que se va a verter. Suelen llevar la indicación *Ex* o *TD* (como las pipetas y las buretas). En este material la cantidad de líquido vertido corresponde exactamente al volumen indicado, ya que la cantidad de líquido residual que permanece adherido a la pared del vidrio se ha tenido en cuenta al realizar la calibración.
- ✓ **Instrumentos calibrados para contener.** Suelen llevar la indicación *Cont, In* o *TC* (como los matraces aforados o las probetas graduadas).

Otras consideraciones que hay que tener en cuenta al medir volúmenes son:

- Este tipo de material volumétrico está calibrado y no debe ser calentado, porque puede dilatarse y cambiar su contenido.

- Debe utilizarse a una temperatura estándar que se indica en el recipiente, normalmente 20°C, a la que se garantiza su exactitud, ya que el volumen que ocupa una determinada masa de un líquido varía con la temperatura.
- Como ya se ha indicado anteriormente en los instrumentos destinados a verter, la cantidad de líquido residual que queda dentro se ha tenido en cuenta al realizar la calibración y por tanto no debe forzarse el vertido del residuo, que sería un volumen adicional al medido.
- **Error de paralaje.** Es una lectura errónea debido a un defecto de posición del operario. Consiste en que hay un desplazamiento aparente de un objeto cuando se observa desde diferentes puntos. Ha de tenerse en cuenta que la superficie de un líquido contenido en un tubo estrecho (pipeta, bureta) presenta una marcada curvatura o menisco. El fondo de esta curvatura marca el límite del enrase y se utiliza como punto de referencia en la calibración. Al leer el volumen, el ojo debe estar al mismo nivel que el menisco. Si el menisco se observa por encima se leerá un volumen menor, y si se observa por debajo el volumen será mayor, como se indica en la imagen 2:

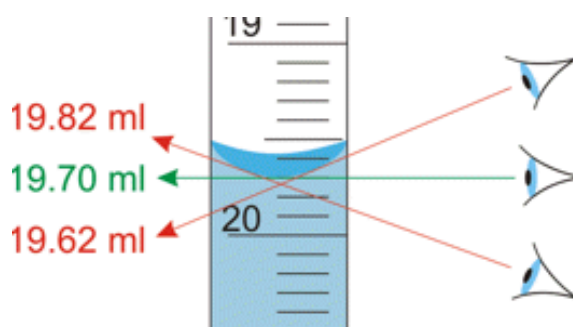


Imagen 2. Representación del error de paralaje. Fuente: Imágenes en línea de Microsoft. <http://www.chem1.com/acad/webtext/pre/mm-imageDups/meniscusEr.gif>

- La **limpieza** de los aparatos es muy importante. Todos los materiales que se emplean en la preparación de disoluciones deben estar perfectamente limpios, secos, exentos de grasa, ya que esta deforma el menisco de la solución y dificulta la lectura correcta de volumen.

Descripción del Material Volumétrico

El material volumétrico más utilizado en el laboratorio se describe a continuación (Prieto, Amich, & Salve, 1993):

- ✓ **Probeta.** Es un recipiente graduado, de forma cilíndrica, más largo que ancho, con una base para poder apoyarlo y darle estabilidad. Con ella se miden volúmenes que requieran poca precisión para posteriormente verterlos, gracias a su terminación en forma de pico en la parte superior.
- ✓ **Matraz aforado.** Tiene forma de pera con el fondo plano y un cuello largo y estrecho donde lleva marcada una línea (línea aforo) que indica la capacidad del mismo. Cuando está lleno hasta la marca indicadora, contienen a la temperatura indicada un volumen exacto. Se utiliza para preparar disoluciones de una concentración dada, o diluir disoluciones hasta un volumen fijo al llenarlo hasta la señal.
- ✓ **Pipeta.** Es un tubo de vidrio de sección uniforme que termina en una punta fina, está preparado para transferir un volumen de líquido pequeño de forma precisa y exacta. Las hay de distinta capacidad, que aparece grabada sobre sus paredes, así como la temperatura a la que deben utilizarse. Se llenan aspirando el líquido con un auxiliar de pipeteo como una pera succionadora o un pipeteador automático, que se acopla a la pipeta. Nunca debe utilizarse la boca para aspirar el líquido.

Las hay de vaciado parcial, con el cero en la parte superior, que se deben llenar hasta el 0 y vaciar hasta la cantidad deseada. Y de vaciado total, con el cero en la parte inferior que se llenan hasta el volumen deseado y se vacían en su totalidad.

Hay diferentes tipos de pipetas:

- **Pipeta aforada.** Diseñada para medir un único volumen de líquido, es un tubo largo de vidrio con un ensanchamiento en su parte central. Encima del ensanchamiento se encuentra la línea de aforo que indica el nivel que tiene que alcanzar el líquido, de modo que al vaciarla el volumen de líquido que salga es igual al de la capacidad de la pipeta.

Existen también las llamadas pipetas de **doble aforo**, que además del aforo en la parte superior tienen otra línea de aforo en la parte inferior. En este caso la capacidad de la pipeta coincide con el volumen del líquido contenido entre las dos líneas.

- **Pipeta graduada.** Permite medir un volumen cualquiera hasta su capacidad máxima. Tiene grabada una graduación que divide su volumen total en mililitros y décimas o centésimas de mililitro, según su capacidad. Es menos exacta que la aforada.
- **Micropipetas.** Se utilizan mucho en el laboratorio de análisis clínico para transferir cantidades muy pequeñas de líquido, comprendidas entre 0,5 y 5000 microlitros ($1000 \text{ microlitros} = 1 \text{ ml}$). Cada una mide un intervalo de volumen diferente. Existen manuales y automáticas que permiten seleccionar el volumen deseado girando una rueda o digitalmente según el caso, aunque también las hay de volumen fijo. Se cargan y descargan por la acción del dedo pulgar sobre un pistón, así se evita

la succión de líquidos y el consiguiente riesgo. Llevan puntas desechables, generalmente de plástico, que no se tocan con la mano. Se coloca la pipeta sobre ellas, que están en un soporte y se enganchan. Para sustancias que reaccionan con el plástico existen en el mercado micropipetas con capilares de vidrio. El émbolo puede adoptar tres posiciones diferentes: La normal de reposo, intermedia de aspiración y la de presión a fondo de dispensación. Se cargan apretando el émbolo hasta la posición intermedia y luego se afloja la presión para llenar la punta. Para descargarlas, se aprieta el émbolo hasta el fondo. Tienen acoplado un dispositivo para expulsar la punta de plástico una vez utilizado (González de Buitrago, 2005).

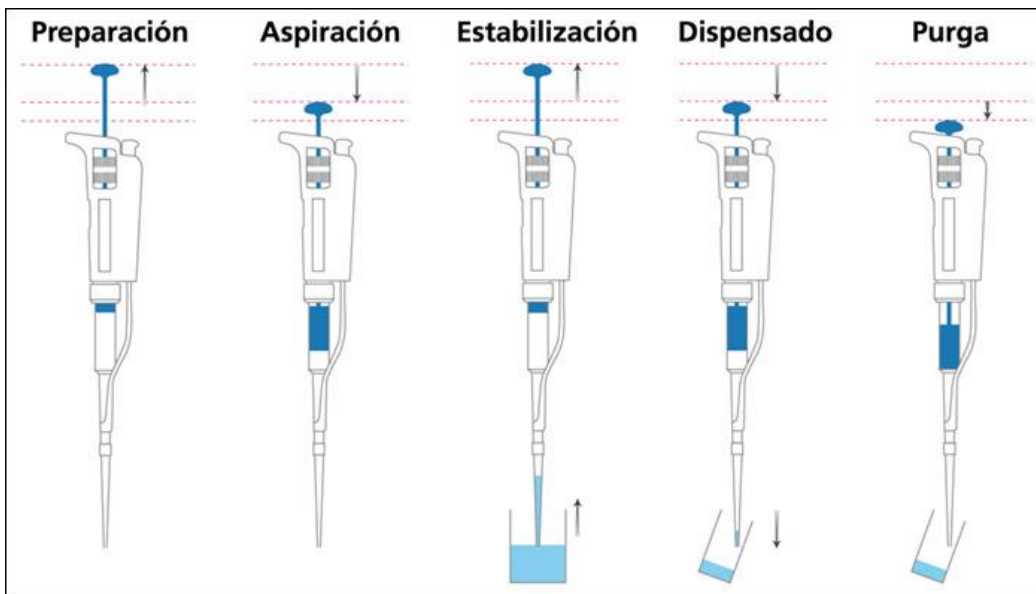


Imagen 3. Posibles posiciones del émbolo en una pipeta de pistón. Fuente: Imágenes en línea de Microsoft. http://3.bp.blogspot.com/-RfLUnu1q0Aw/TlgNempeJCI/AAAAAAAAEUw/XW0kvQhXr0o/s1600/29061109_xl.jpg

Se debe elegir la micropipeta de modo que el volumen a dispensar sea lo más cercano posible al volumen máximo de la micropipeta. Las puntas deben sumergirse sólo unos milímetros en el líquido a pipetear y hay que humedecer las puntas dos o tres veces antes de dispensar para aumentar la exactitud.

- ✓ **Bureta.** Es un tubo de vidrio alargado, graduado, de mayor diámetro que las pipetas, que sirve para medir el volumen de líquido que vierte a través de una punta capilar. La salida del líquido se regula con una llave de paso que tiene al final y que permite abrir y cerrar el flujo de líquido que contiene según la necesidad. Se utiliza principalmente en la valoración de disoluciones de concentración desconocida (Alonso, 1996).

No todo el material volumétrico aporta la misma exactitud en la medida, pipetas aforadas y matraces aforados son los más exactos, seguidos de las pipetas graduadas y buretas, quedando en último lugar las probetas calibradas.

Sobre la utilización de estos materiales se ofrece a continuación una breve reseña:

- **Uso del matraz aforado para la preparación de disoluciones** (Prieto, Amich, & Salve, 1993).
- A partir de un producto sólido. Se pesa primero la cantidad necesaria de producto y se traslada a un vaso de precipitado donde se disuelve con un pequeño volumen del disolvente. Una vez disuelto, se trasvasa al matraz aforado con ayuda de un embudo, lavando varias veces el vaso con el disolvente para asegurar de que se ha traspasado toda la disolución. Se llena el matraz con el disolvente hasta llegar a la línea del aforo añadiendo con cuidado los últimos mililitros con una pipeta pasteur hasta la línea del enrase. Una vez completado debe invertirse varias veces para finalizar el proceso de mezclado.
- Preparar una disolución a partir de un líquido. Se mide el volumen de este con ayuda de una pipeta o de una probeta y se deja caer dentro del matraz de forma que el líquido resbale por las paredes del mismo, luego se añade el disolvente de la misma forma que en el apartado anterior.
- **Utilización de la bureta**: Se toma una bureta limpia y seca, que se dispone verticalmente con ayuda de un soporte. Se coloca debajo un recipiente para desechar los primeros mililitros. Manteniendo la llave cerrada, se echa la disolución por el extremo superior con la ayuda de un embudo, después se abre la llave y se deja salir el líquido para expulsar el aire contenido en el tubo de salida. Se cierra ahora la llave y se enrasa la bureta hasta 0 o hasta la cantidad deseada. Después se retira el recipiente que había debajo y se sitúa el matraz donde se va a realizar la valoración. La llave se abre despacio con la mano izquierda, mientras con la derecha se agita suavemente el erlenmeyer que contiene la solución problema. La lectura del volumen vertido se realiza situando los ojos a la altura del menisco (Alonso, 1996).

2.3.5. DISOLUCIONES. CÁLCULO Y PREPARACIÓN

Consideraciones Generales (Fidalgo & Fernández, 2008)

Como ya se ha dicho anteriormente, las disoluciones son mezclas homogéneas, dispersiones moleculares formadas por dos o más componentes donde una sustancia se distribuye como pequeñas partículas en el seno de otra.

A pesar de su aspecto uniforme se sabe que se trata de una mezcla y no de una sustancia pura porque sus componentes pueden separarse utilizando métodos físicos.

Por ejemplo, puede comprobarse que, si se toma agua de mar y el agua se evapora, la sal y el resto de sustancias que la componen quedarán formando un residuo sólido.

En este sistema se identifica por una parte la sustancia que se distribuye, que normalmente se encuentra en menor proporción, llamada **soluto** y el medio donde se distribuye que representa la mayor proporción y recibe el nombre de **disolvente**. Ambos, soluto y disolvente puede ser sólidos, líquidos o gases.

Se advierte que, aunque el término disolución hace pensar en un líquido, realmente las disoluciones pueden ser sólidas, líquidas o gaseosas en función del estado físico del soluto y el disolvente, como puede apreciarse en la siguiente tabla:

Algunas disoluciones comunes	
Gaseosas	
Aire	formado por N_2 , O_2 , y otros
Líquidas	
Agua de mar	formada por H_2O , $NaCl$ y otros
Sólidas (aleación)	
Latón	formado por Cu y Zn

Tabla 4. Tipos de disoluciones según el estado de sus componentes. Elaboración propia.

Para diferenciar los conceptos de soluto y disolvente no hay un criterio exacto, pero se establecen algunas premisas:

- Disolvente es la sustancia que presenta el mismo estado físico antes y después de realizar la dispersión.
- Es el componente líquido que exista entre las sustancias presentes.
- Es la sustancia que se encuentra en mayor proporción.

También se distingue entre:

- **Disolución molecular.** Si las partículas de soluto corresponden a moléculas. Como en el caso del azúcar en agua.
- **Disolución iónica.** Si las partículas de soluto son iones. Como en el caso de una disolución de cloruro sódico en agua.

El objeto del presente texto serán las disoluciones líquidas, limitándose a las llamadas disoluciones acuosas que son aquellas donde el disolvente es el agua, ya que el agua es el disolvente más común en la naturaleza, y es el medio en el que transcurren

las reacciones químicas responsables de la supervivencia, tanto del mundo animal como del reino vegetal (Domínguez, 2006).

Se considerarán las disoluciones sólido-líquido y líquido-líquido por ser las más comunes en el laboratorio de análisis clínico.

Las disoluciones se forman cuando el valor de las fuerzas de atracción entre las partículas de soluto y disolvente son comparables o mayores que las que existen entre las partículas de soluto mismo o entre las partículas del disolvente mismo. Un ejemplo es la sustancia iónica $NaCl$ (cloruro sódico) que se disuelve con rapidez en agua porque las interacciones de atracción entre los iones Cl^- y Na^+ y las moléculas polares de agua (interacciones soluto-disolvente), superan la atracción entre los iones en el sólido $NaCl$, (interacciones soluto-soluto) y entre las moléculas de H_2O en el disolvente (interacciones disolvente-disolvente). Al conjunto de interacciones entre moléculas de soluto y disolvente se le llama “**solvatación**”. Cuando el disolvente es agua, las interacciones también se conocen como “**hidratación**” (Brown, LeMay, Bursten, & Murphy, 2009).

Mecanismo de Disolución (Petrucci Herring, Madura, & Bissonnette, 2011)

En el proceso de mezcla de un soluto sólido con el disolvente se pueden identificar varias etapas:

Primero las moléculas de disolvente deben separarse suficientemente para crear espacios donde se acomoden las moléculas de soluto. Esto requiere alguna energía para vencer las fuerzas de atracción entre las moléculas del disolvente.

Las moléculas de soluto deben separarse también entre sí y vencer las fuerzas atractivas que las mantienen unidas. Esto también requiere energía. En el caso de un soluto sólido, este debe vencer las fuerzas atractivas del cristal. Por tanto, es necesario la previa fusión del sólido y la posterior mezcla con el disolvente.

Por último, las moléculas de soluto se disponen en los espacios creados en el disolvente, y se produce la solvatación del soluto, es decir, la interacción entre el soluto y el disolvente mediante fuerzas de Van der Waals y/o enlaces de hidrógeno.

Las fuerzas de atracción entre las moléculas del soluto y el disolvente son las responsables de la formación de la disolución, de modo que si las fuerzas de atracción entre moléculas diferentes son mucho más débiles que entre moléculas semejantes los componentes permanecen separados en una mezcla heterogénea y no se produce la disolución.

Puede concluirse que lo semejante disuelve a lo semejante, sustancias con estructuras moleculares semejantes tienen más probabilidad de ser solubles entre sí. Y sustancias con estructuras diferentes no tienen muchas posibilidades de formar una disolución.

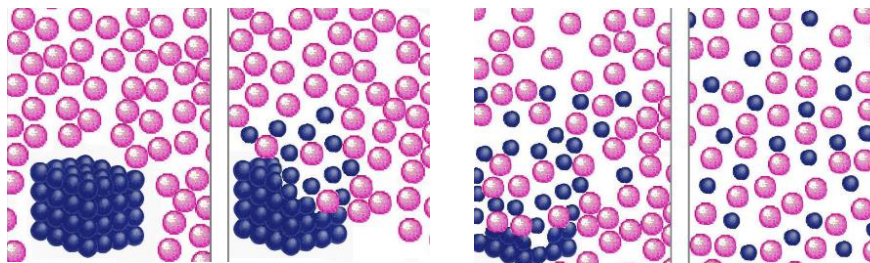


Imagen 4: Ilustración del proceso de disolución.

Fuente: Yahoo imágenes.
<https://blogdequimica4.blogspot.com/2011/05/proceso-de-disolucion.html>

Solubilidad (Fidalgo & Fernández, 2008)

Según la proporción de soluto que hay respecto a la de disolvente, las disoluciones se clasifican en:

- ✓ **Diluida.** La proporción de soluto respecto al disolvente es pequeña.
- ✓ **Concentrada.** La proporción de soluto respecto a la del disolvente es grande.
- ✓ **Saturada.** Una disolución está saturada a una determinada temperatura cuando contiene la máxima cantidad posible de soluto disuelto.
- ✓ **Sobresaturada.** Contiene más cantidad de soluto de la que admite el disolvente. Se trata de una solución metaestable y cualquier pequeña alteración en los factores externos como la temperatura, agitación, etc., facilitan la precipitación del exceso de soluto si este fuera sólido.

Se llama **solubilidad** del soluto en un disolvente dado a la concentración de la disolución saturada. Es la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en una determinada cantidad de disolvente.

La solubilidad de una sustancia depende de diferentes factores como son:

- La naturaleza y cantidad del disolvente.
- La naturaleza del soluto y la afinidad del producto por el disolvente.
- La temperatura a la que se realiza el proceso. En la mayoría de las sustancias iónicas la solubilidad aumenta al aumentar la temperatura.
- Agitación mecánica

Concentración de las Disoluciones

Para poder describir completamente una disolución es necesario conocer su concentración, que se define como la proporción de soluto que hay en una determinada cantidad de disolvente o de disolución.

La concentración de una disolución puede expresarse cuantitativa y cualitativamente: Los términos diluida y concentrada permiten describirla de manera cualitativa. Mientras que para expresar la concentración en términos cuantitativos se utilizan diversas formas que incluyen:

❖ **EXPRESIÓN EN UNIDADES FÍSICAS** (Brown, LeMay, Bursten, & Murphy, 2009)

- **Porcentaje en peso** de un componente en la disolución equivale a:

$$\% \frac{p}{p} = \frac{\text{masa (g) del componente en la disolución}}{\text{masa total (g) de la disolución}} \times 100$$

Como la disolución está compuesta por soluto y disolvente, la masa total de la disolución corresponderá con la suma de las masas de ambos componentes.

Ejemplo. Una disolución de ácido clorhídrico que tiene 15% de ácido clorhídrico en masa contiene 15 g de *HCl* por cada 100 g de disolución.

Ejemplo. Si se disuelven 12 g de *NaCl* en 88 g de agua se obtienen 100 gramos de una disolución que es 12 % en masa de *NaCl*.

- **Porcentaje peso/volumen.** Expresa los gramos de soluto que están contenidos en 100 mililitros de disolución.

$$\% p/v = \frac{\text{masa soluto (g)}}{\text{volumen de disolución (ml)}} \times 100$$

Ejemplo. Una disolución acuosa que contiene 0,7 g de *NaCl* en 100 mL de disolución se dice que es del 0,7 % masa/ volumen de *NaCl*.

- **Porcentaje volumen/volumen.** Debido a la facilidad con que se miden los volúmenes de líquidos, algunas disoluciones se preparan en base a porcentaje en volumen. Expresa los mililitros de soluto que están disueltos en 100 mililitros de disolución.

$$\% \frac{v}{v} = \frac{\text{volumen de soluto (ml)}}{\text{volumen de disolución (ml)}} \times 100$$

Ejemplo. Una disolución al 25% de metanol en agua, se prepara disolviendo 25 ml de metanol (l) por cada 100 mL de disolución acuosa.

- **p. p. m. Partes por millón.** Indica los gramos de soluto que están disueltos en un millón de gramos de disolución.

$$p.p.m. = \frac{\text{masa del soluto (g)}}{\text{masa total de la disolución (g)}} \times 10^6$$

Se utiliza para expresar la concentración de disoluciones muy diluidas. Estas cantidades son similares al porcentaje en masa pero se utiliza 10^6 , en lugar de 100, como multiplicador para la relación de la masa de soluto con respecto a la masa de la disolución.

Ejemplo. Una disolución cuya concentración de soluto es 2 p.p.m. contiene 2 g de soluto por cada millón de gramos de disolución, o de forma equivalente, 2 mg de soluto por kilogramo de disolución.

❖ **EXPRESIÓN EN UNIDADES QUÍMICAS** (Fidalgo & Fernández, 2008)

Tienen en consideración la composición de la sustancia disuelta

- **Molaridad (M).** Número de moles de soluto que hay en un litro de disolución.

$$M = \frac{n}{V}$$

Donde:

- M es la molaridad en moles por litro
- n es la cantidad de soluto en moles (mol)
- V es el volumen de la disolución en litros (L)

Mol es la unidad de cantidad de sustancia en el SI y también el símbolo de esa unidad.

La cantidad de sustancia (n) es la cantidad de partículas (átomos, moléculas, iones, etc.) que contiene esa sustancia. En el caso de las sustancias simples, un mol equivale a su masa atómica en gramos, dato que se puede consultar en la tabla periódica.

$$\text{mol de sustancia (n)} = \frac{\text{g de sustancia}}{\text{masa atómica de la sustancia}}$$

Ejemplo. Si la masa atómica del carbono es 12,011 u (donde u: Unidad de masa atómica) se puede afirmar que 12,011 g de C equivalen a 1 mol de C.

Por tanto, para saber el número de moles que corresponde a un determinado peso de sustancia solo hemos de dividir el peso por su masa atómica.

Ejemplo. Considerando el ejemplo anterior. ¿A cuántos moles corresponden 50 g de carbono?

$$50/12,011 = 4,1628 \text{ mol}$$

En el caso de los compuestos, un mol equivale a la masa molecular en gramos.

Ejemplo. ¿Cuántos gramos de agua hay en un mol de agua?

Si la masa atómica del hidrógeno es 1,0079 u y la masa atómica del oxígeno es 15,9999 u, la masa molecular del agua (H_2O) = (1,0079 x 2) + 15,9999 = 18,0157 g de H_2O equivalen a un mol de H_2O .

- **Normalidad (N).** Se define como el número de equivalentes-gramo de soluto existentes en un litro de disolución.

$$N = \frac{\text{equivalentes} - \text{gramo de soluto}}{\text{volumen de disolución (L)}}$$

Donde:

$$\text{equivalentes} - \text{gramo de soluto} = n^{\circ} \text{ moles de soluto} \cdot \text{valencia}$$

Por tanto: $N = M \cdot \text{Valencia}$

La valencia es el número de hidrógenos que contiene un ácido. En el caso de las bases sería el número de iones OH^- . Si la valencia del soluto es 1, la normalidad coincide con la molaridad.

El número de equivalentes gramo de un compuesto se obtiene:

$$\text{equivalentes gramo de soluto} = \frac{(\text{g}) \text{ de soluto}}{Pe (\text{Peso equivalente})}$$

Donde

$$Pe = \frac{\text{peso molecular}}{\text{valencia}}$$

y $\text{peso molecular} = \text{suma de los pesos atómicos}$

Esta forma de expresar la concentración se utiliza sobre todo en las disoluciones iónicas y en las reacciones de neutralización de ácidos y bases.

- **Molalidad (m).** Es el número de moles de soluto que hay en 1Kg de disolvente.

$$m = \frac{\text{número de moles de soluto (mol)}}{\text{masa de disolvente (Kg)}}$$

Preparación de una Disolución (Alonso, 1996)

Para preparar una disolución, lo primero que se necesita es determinar la concentración de la disolución que se desea elaborar, es decir, la cantidad de soluto que habrá por volumen de disolvente.

La mayoría de los productos químicos de los que se dispone en el laboratorio se encuentran como sólidos o son líquidos cuya concentración no permite casi nunca su empleo directo en los experimentos. Por ello, hay que diluir los reactivos líquidos a concentraciones adecuadas o hay que dispersar los productos sólidos en un líquido en la cantidad conveniente.

- ✓ Para hacer una disolución de líquido en líquido:
 - Se realizará como se indica a continuación solo en el caso de que los líquidos implicados sean miscibles entre sí en todas las proporciones.
 - Hay que recordar que lo semejante disuelve a lo semejante. Ya que puede ocurrir que de la mezcla de dos sustancias líquidas que no son apropiadas para ser mezcladas se obtenga un sólido por precipitación, por ejemplo.
 - Se considerará como disolvente el que se encuentre en mayor cantidad.
 - Se requiere material volumétrico y conocer la densidad de los líquidos que componen la disolución.
 - Primero se calcula la cantidad de líquido soluto numéricamente y se mide, después se vierte en un matraz con ayuda de un embudo y por último se añade poco a poco disolvente. Es necesario agitar para que ambos se mezclen bien. Una vez mezclada la primera parte, se añade el resto del disolvente hasta la marca de aforo del matraz.
 - Únicamente se requiere tomar precauciones en casos especiales como en la dilución de un ácido, donde este se añadirá sobre el agua muy poco a poco y agitando para evitar elevaciones excesivas de temperatura, nunca al contrario.
- ✓ Preparación de disoluciones a partir de productos sólidos.
 - El sólido se pesa en un vidrio de reloj, se lleva a un vaso de precipitado y se le adiciona una pequeña cantidad de agua agitando. Si es preciso puede calentarse ligeramente para favorecer la disolución. Después se deja enfriar, antes de verter en el matraz aforado con ayuda de un embudo. El matraz nunca debe calentarse. Se lava el vaso repetidas veces con agua que se vierte también en el matraz aforado, hasta asegurarse de que toda la disolución se ha recogido. Se llena el matraz con agua hasta el comienzo del cuello y se homogeniza su contenido dándole sucesivos giros. Por último, se deja reposar la disolución y se completa con disolvente, empleando una pipeta para añadir gota a gota el agua necesaria

hasta el enrase. Se tapa el matraz y se procede a una segunda homogeneización de la disolución invirtiéndolo varias veces.

2.3.6. DILUCIÓN DE UNA DISOLUCIÓN (Prieto, Amich, & Salve, 1993)

En el laboratorio de análisis, muchas veces es necesario diluir las muestras o los reactivos para obtener concentraciones adecuadas a las requeridas por las técnicas. Para obtener resultados correctos es imprescindible preparar bien esas diluciones.

El fundamento de la práctica se basa en que cuando una disolución se diluye y se pasa de la disolución de partida o inicial (*i*) a la disolución que se prepara o final (*f*) la cantidad de soluto se mantiene constante.

$$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$$

O lo que es igual $n_i = n_f$

Donde:

- C_i es concentración de la disolución inicial
- V_i es volumen de la disolución inicial
- C_f es concentración de la disolución final
- V_f es volumen de la disolución final
- n_f es el número de moles de soluto en la disolución final
- n_i es el número de moles de soluto en la disolución inicial

➤ El procedimiento sería el siguiente:

Con una pipeta se toma un volumen conocido de la disolución de concentración conocida y se vierte en un matraz aforado, cuya capacidad será igual al volumen que queremos preparar de la disolución diluida. Después se añade agua hasta el enrase del cuello del matraz. Solo queda despejar la concentración de la disolución diluida.

Para expresar el nivel de dilución, se indica cuántas veces se incrementa el volumen de la disolución original. Esto se expresa mediante un cociente llamado **factor de dilución**, donde el numerador indica la cantidad de disolución madre que hay que tomar y el denominador la cantidad total de disolución preparada:

$$\frac{1}{d} = \frac{V_i}{V_f}$$

Donde:

- $1/d$ es el factor de dilución
- V_f es volumen de la disolución final
- V_i es volumen de la disolución inicial

Ejemplo:

En una dilución 1:2 el volumen inicial es 1 y el volumen final es el doble. Se utiliza una parte de disolución madre y una parte de disolvente.

En una dilución 1:10 el volumen inicial es 1 y el volumen final es 10 veces mayor. Se utiliza una parte de disolución madre y 9 partes de disolvente.

En una dilución 1:100 el volumen inicial es 1 y el volumen final es 100 veces mayor. Se utiliza una parte de disolución madre y 99 partes de disolvente.

❖ **DILUCIONES SERIADAS** (Prieto, Amich, & Salve, 1993)

Son diluciones que se preparan a partir de una disolución madre diluyendo esta a concentraciones cada vez más pequeñas.

Un ejemplo es la preparación de diluciones decimales, es decir, diluciones 1:10. Para elaborarlas:

- Se preparan tantos tubos como diluciones se desee con 9 mililitros de agua y se disponen uno a continuación del otro.
- Después se toma un mililitro de la disolución madre de concentración conocida y se lleva al tubo colocado en primer lugar, que quedará diluido 1:10.
- Tras agitar, se toma un mililitro de ese primer tubo y se lleva al segundo tubo, que quedará diluido 1/100 con respecto a la disolución madre. Y así sucesivamente.

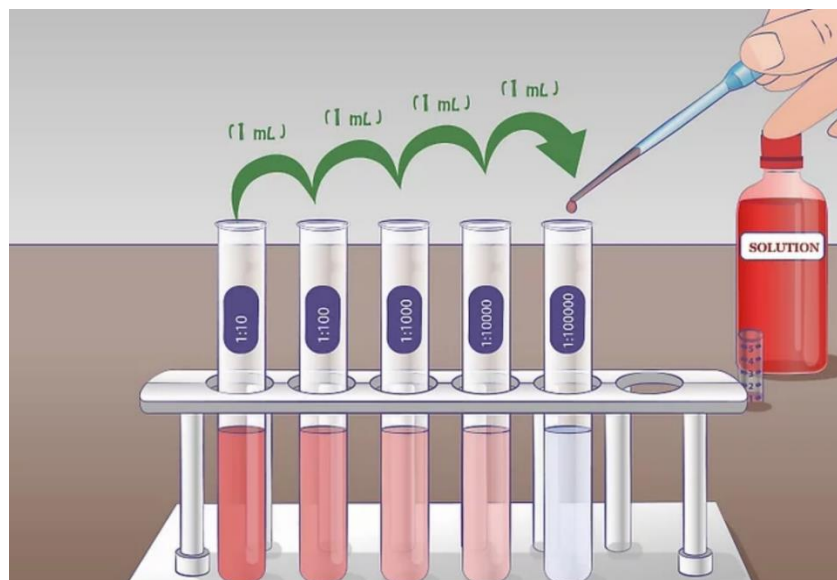


Imagen 5. Representación de la preparación de disoluciones decimales.

Fuente: Yahoo imágenes. <https://es.wikihow.com/hacer-diluciones-seriadas>

Número de tubo	Volumen inicial	Volumen añadido de disolvente	Factor de dilución respecto a la disolución madre
1	1	9	1:10
2	1	9	1:100
3	1	9	1:1000
4	1	9	1:10000
5	1	9	1:100000

Tabla 5. Factor de dilución en una batería de tubos al realizar diluciones decimales, adaptado a la imagen 5. Elaboración propia.

2.3.7. NATURALEZA DE LAS DISOLUCIONES ACUOSAS (Petrucci, Herring, Madura, & Bissonnette, 2011)

Es evidente que las reacciones en disolución acuosa son importantes porque el agua es el disolvente mayoritariamente presente en la naturaleza, porque es capaz de disolver a un gran número de sustancias y además es el medio donde transcurren todas las reacciones en el organismo.

Muchas sustancias en disolución acuosa están dissociadas en iones que pueden participar en reacciones químicas. Los **iones** son átomos individuales o agrupaciones de átomos que presentan una carga eléctrica debido a la pérdida o ganancia de electrones.

Un ejemplo es el Na^+ que es un ion cargado positivamente, un catión, que se forma cuando un átomo de sodio pierde un electrón. O el I^- que es un ion cargado negativamente, un anión, que se forma cuando un átomo de yodo gana un electrón.

La capacidad de una disolución de conducir la corriente eléctrica dependerá de la existencia de iones en la disolución. Esos iones procederán del soluto, ya que el agua por sí misma no es conductora.

Los solutos en disolución acuosa, dependiendo de su capacidad para generar iones pueden ser electrolitos fuertes, electrolitos débiles o no electrolitos:

- ✓ **No electrolito** es una sustancia que no está ionizada. En la disolución que lo contiene no hay iones presentes o muy pocos y en consecuencia no conduce la corriente eléctrica.
- ✓ Un **electrolito fuerte** está completamente dissociado en iones en disolución acuosa, por tanto, la disolución donde se encuentra es un buen conductor eléctrico. La concentración de la disolución podrá expresarse en función de esos iones.
- ✓ **Electrolito débil** es una sustancia parcialmente ionizada en disolución acuosa, la concentración de iones en la disolución es baja y la disolución es un conductor eléctrico no muy bueno.

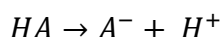
El grado de disociación o ionización (α) da idea de la cantidad de moléculas que se encuentran disociadas:

$$\alpha = \frac{(\text{concentración del ión disociado})}{(\text{concentración inicial})}$$

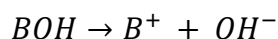
2.3.8. REACCIONES ÁCIDO-BASE. TEORÍAS DE ÁCIDOS Y BASES (Prieto, Amich, & Salve, 1993)

A lo largo del tiempo han sido varias las definiciones que se han otorgado a ácidos y bases:

- ✓ Arrhenius llamó ácidos a las sustancias que al ionizarse en agua se disocian cediendo protones (H^+) al agua:

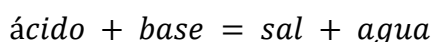


y base a la sustancia capaz de ceder iones hidroxilo (OH^-) en disolución acuosa:



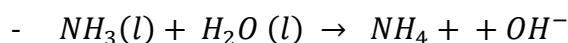
Él dio la primera definición útil, aunque tenía limitaciones porque se restringe a las disoluciones acuosas.

Según la teoría de Arrhenius, cuando un ácido reacciona con una base ambas se neutralizan formando una sal y agua:

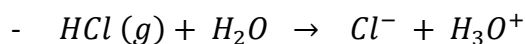


Ejemplo. $HCl + NaOH \rightleftharpoons NaCl + H_2O$

- ✓ Brönsted y Lowry mejoraron la teoría de Arrhenius y la ampliaron a más disolventes al decir que: **Ácido** es toda sustancia capaz de ceder protones y **base** es toda sustancia capaz de captar protones:

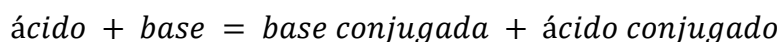


base + ácido ácido + base



ácido + base base + ácido

Las reacciones anteriores corresponden con el siguiente esquema:



Mirando los ejemplos anteriores se ve que el agua en unas ocasiones se comporta como ácido y en otras como base.

También puede observarse que cuando un ácido cede protones, se convierte en un compuesto capaz de aceptarlos, una base, a la que se la llama **base conjugada**.

Y cuando una base acepta protones, se convierte en una sustancia capaz de cederlos, en un ácido, que se llama **ácido conjugado**.

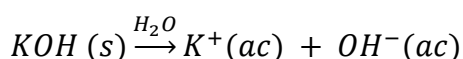
- ✓ Más tarde, Lewis propuso una nueva definición de ácido y dice que es aquella sustancia capaz de aceptar un par de electrones. La definición ácido-base de Lewis se basa en la formación de un enlace covalente coordinado, de modo que llama ácido al aceptor del par de protones que forman el enlace y base al dador del par de electrones.
- ❖ **FUERZA DE ÁCIDOS Y BASES. CONSTANTE DE EQUILIBRIO** (Petrucci, Herring, Madura, & Bissonnette, 2011)

La fortaleza de un ácido o de una base se determina en base a la tendencia que tiene a ceder o captar protones y va a depender de la especie con la que se combine ese ácido o base para aceptarlos o cederlos.

Cuanto más fuerte es el ácido mayor es su facilidad para ceder protones y más débil será su base conjugada, que más difícilmente acepta el protón.

Así es posible diferenciar entre:

- ✓ **Ácidos fuertes.** Son compuestos moleculares que están completamente ionizados en disolución acuosa como el HCl y el NH_4^+ .
- ✓ **Ácidos débiles.** Son los que no están completamente ionizados en disolución acuosa y representan la mayoría, como el ácido acético.
- ✓ En cuanto a las bases, si se disocian completamente, como en el siguiente ejemplo, son **bases fuertes**. Realmente existen muy pocas, reduciéndose a los hidróxidos de los metales del grupo 1a y algunos de los del grupo 2.



- ✓ Hay otras sustancias básicas que se comportan como el amoníaco (NH_3). El NH_3 es un electrolito débil y no reacciona completamente con el agua, no se ioniza completamente en disolución acuosa y por ello se dice que es una **base débil**. La mayoría de las bases son débiles.



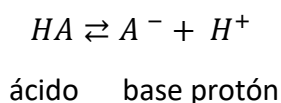
Se muestran algunos ejemplos de ácidos y bases en la imagen número 6:

Fuertes		Débiles	
Acido	Base (Hidróxido de)	Acido	Base
Perclórico HClO ₄	Potasio KOH	Acético	Anilina
Iodhídrico HI	Bario Ba(OH) ₂	Bórico H ₃ BO ₃	Amoniaco NH ₃
Bromhídrico HBr	Cesio CsOH	Carbónico H ₂ CO ₃	Metilamina
Clorhídrico HCl	Sodio NaOH	Fosfónico H ₃ PO ₄	Piridina C ₅ H ₅ N
Sulfúrico H ₂ SO ₄	Estroncio Sr(OH) ₂	Hipobromoso HBrO	Acetilacetona
Nítrico HNO ₃	Calcio Ca(OH) ₂	Sulfhídrico H ₂ S	Hipoclorito de sodio
Brómico HClO ₃	Rubidio RbOH	Oxálico H ₂ C ₂ O ₄	
Perbórico HBrO ₃	Magnesio Mg(OH) ₂		
Perbrómico HBrO ₄	Hidruro de sodio NaH		
Periódico HIO ₄			

Imagen 6: Ácidos y bases.

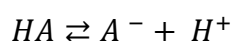
Fuente: Yahoo imágenes. <https://quimicamaykol.wordpress.com/fuerza-de-acidos-y-bases/>

La fuerza de un ácido o una base puede cuantificarse midiendo su ionización en disolución acuosa:



La determinación puede hacerse mediante la llamada **constante de equilibrio** de la reacción, que a su vez se denominará **constante de acidez** o basicidad dependiendo de si se considera la ionización de un ácido o una base:

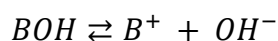
- Para un ácido HA :



La constante de acidez será:

$$K_a = \frac{[A^-][H^+]}{[AH]}$$

- Para una base BOH :



La constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]}$$

donde [] se refiere a concentraciones en .

A partir de esas constantes se puede definir que:

- $pKa = -\log Ka$
- $pKb = -\log Kb$

Puede observarse que a mayor valor de Ka , menor valor de pKa y más fuerte es el ácido. De la misma forma se puede definir la fortaleza de una base.

2.3.9. CONCEPTO DE PH (Brown, LeMay, Bursten, & Murphy, 2009)

Los términos de pH y pOH se utilizan con frecuencia para indicar respectivamente las concentraciones de H^+ y OH^- que existen en disolución acuosa. Es decir, el grado de acidez o alcalinidad de una solución acuosa.

Sörensen introdujo el concepto de pH que se define mediante la siguiente ecuación:

$$pH = -\log [H^+]$$

De ella se extrae que a menor valor de pH más ácida es la solución y a más alto valor de pH más básica será la solución.

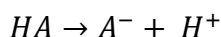
De la misma forma puede definirse el pOH :

$$pOH = -\log [OH^-]$$

El pH de una disolución está relacionado directamente con las concentraciones de ácidos y bases presentes.

El caso más sencillo es aquel donde están involucrados ácidos y bases fuertes, ya que ambos (ácidos y bases fuertes) son electrolitos fuertes a su vez, que en disolución acuosa están completamente ionizados.

- Entre los ácidos fuertes se encuentran algunos ácidos monopróticos (tienen un único protón) como HCl , HBr , HI , HNO_3 , $HClO_3$ y $HClO_4$ y un ácido diprótico H_2SO_4 . La ecuación que describe la reacción en estos casos no utiliza flechas de equilibrio porque la reacción está completamente desplazada hacia la derecha, el lado con los iones:



En una disolución acuosa de un ácido monoprótico fuerte, el ácido normalmente es la única fuente importante de iones H^+ y por tanto es fácil calcular el pH , ya que $[H^+]$ es igual a la concentración original del ácido en la disolución.

Ejemplo. En una disolución 0.2 M de HCl :

$$[H^+] = [Cl^-] = 0.2 M$$

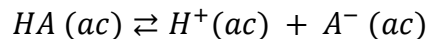
- Existen pocas bases fuertes. Las más comunes son los hidróxidos iónicos de los metales alcalinos (grupo 1a) y de los metales alcalinotérreos más pesados (grupo 2) como el $NaOH$, KOH y $Ca(OH)_2$. Estos también se ionizan completamente en

disolución acuosa. Y por ello, una disolución de $NaOH$ $0.30 M$, genera $0.30 M$ de Na^+ (ac) y $0.30 M$ de OH^- (ac) porque no queda $NaOH$ sin disociar.



- La mayoría de las sustancias ácidas son ácidos débiles y ello supone que se ionizan parcialmente en disoluciones acuosas. Para expresar el grado de ionización en este caso se utiliza la constante de equilibrio de la reacción de ionización.

La reacción de ionización de un ácido débil (HA) puede representarse como sigue:



La expresión de la constante de equilibrio, para la reacción sería:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

A partir de esta constante se puede llegar a:

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

En el caso de una base débil (B) la situación es semejante:



base agua ácido conjugado hidroxilo

La constante de equilibrio para la reacción de ionización es:

$$K_b = \frac{[OH^-][BH^+]}{[B]}$$

Y a partir de ella se llega a:

$$pOH = pK_b + \log \frac{[BH^+]}{[B]}$$

De este modo se hace posible determinar el valor del pH del medio, conociendo el resto de los datos. Y sabiendo que:

$$pH + pOH = 14$$

❖ **MEDICIÓN DEL PH. PEACHÍMETRO** (Brown, LeMay, Bursten, & Murphy, 2009)

La medida del pH puede realizarse también de forma experimental mediante el uso de:

✓ Métodos potenciométricos: Peachímetro

El pH de una disolución puede medirse de forma fácil y exacta con un peachímetro. Se trata de un instrumento formado por dos electrodos (electrodo de referencia y electrodo indicador) o bien un electrodo combinado, conectados a un voltímetro, que

mide pequeñas diferencias de potencial entre ellos o en el electrodo combinado (en este caso se mide la diferencia de potencial entre los dos lados de la membrana de vidrio que tiene). Cuando los electrodos se introducen una disolución se genera un voltaje, que varía con el pH. Ese voltaje es convertido electrónicamente en un valor de pH que aparece en la pantalla digital del instrumento.

✓ Indicadores ácido-base

Son menos precisos que un peachímetro pero también pueden utilizarse para medir el pH. Son sustancias que puede existir en forma de ácido o de base, de modo que cada forma tiene un color diferente. Si se conoce el pH en el que el indicador cambia de una forma a la otra puede determinarse si una disolución tiene un pH mayor o menor que este valor.

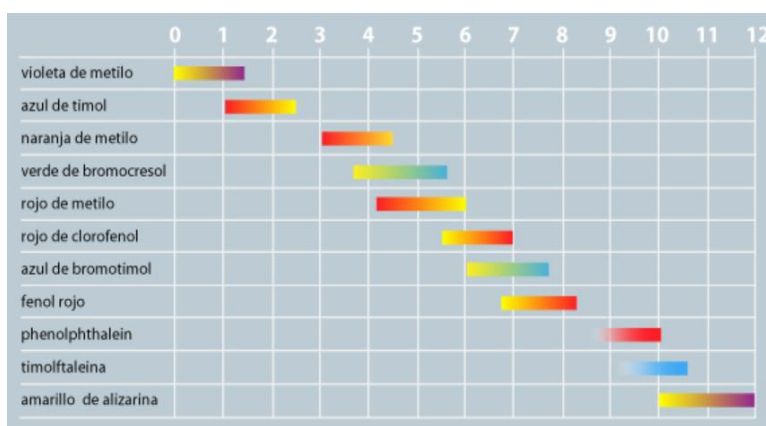
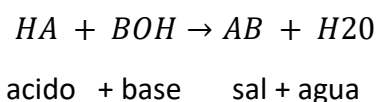


Imagen 7: Indicadores ácido-base, con rango de pH óptimo para su uso y coloración que presentan en su forma ácida y básica. Fuente: Yahoo imágenes. <http://apuntesquimica.weebly.com/equilibrio-aacutecido-base.html>

2.3.10. VALORACIONES ÁCIDO-BASE. VOLUMETRÍAS (Alonso, 1996)

Los ácidos y las bases tienen capacidad para reaccionar entre sí anulando una de las propiedades del otro. Es lo que se llama reacción de neutralización, en la que se combinan los iones H^+ y OH^- que proceden de la ionización del ácido y la base para generar agua, además de un compuesto iónico llamado sal



Considerando esta ecuación y observando la relación que existe entre los reactivos, se puede llegar a calcular la concentración de una disolución problema, utilizando un método que se llama valoración ácido-base.

La volumetría es una técnica de análisis cuantitativo de los componentes de una disolución, basado en la medida de volúmenes. Se parte de un volumen conocido de una

disolución de concentración también conocida (disolución valorada) que se hace reaccionar con el volumen conocido de otra cuya concentración se desconoce, que es la incógnita a despejar.

Para ello se utiliza una disolución de ácido o base de concentración conocida que se pone en una bureta. En un erlenmeyer, se dispone el volumen de disolución de base o ácido que queremos analizar junto con un indicador ácido-base. Se adiciona lentamente la primera disolución sobre la segunda, y de forma progresiva va teniendo lugar la reacción química en disolución.

Se trata de identificar el momento en que ambos reactivos han reaccionado completamente, cuando ambos se han consumido totalmente y no hay exceso de ninguno de ellos.

En ese momento se combinan en proporciones estequiométricas, es decir, se han mezclado cantidades equivalentes de reactivo y de la sustancia a determinar. Es lo que se llama **punto de equivalencia**, de neutralización o final.

Para poder apreciarlo es por lo que se añaden a la disolución problema dos o tres gotas de un reactivo auxiliar llamado indicador ácido-base, al que anteriormente ya se ha hecho referencia, que cambia de color al pasar de un medio ácido a alcalino e inversamente. Este pone de relieve el punto final mediante un cambio importante en el color de la disolución, lo que se conoce como viraje del indicador.

La valoración debe detenerse en ese punto.

Los cálculos del análisis volumétrico son sencillos, se basan en que en el punto final de la valoración el número de equivalentes de la disolución valorada es igual al número de equivalentes de la sustancia a valorar.

En ese momento

$$N_c \cdot V_c = N_d \cdot V_d$$

donde:

- N_c es la normalidad de la disolución conocida
- V_c es el volumen de la disolución conocida
- N_d es la normalidad de la disolución desconocida
- V_d es el volumen de la disolución desconocida

Anteriormente ya se presentaron los conceptos que ahora se utilizan para resolver el problema:

$$N \text{ (Normalidad)} = \frac{\text{equivalentes} - \text{gramo de soluto}}{\text{volumen de disolución (L)}}$$

$$\text{Equivalentes gramo de soluto} = \frac{(g) \text{ de soluto}}{Pe (\text{Peso equivalente})}$$

$$Pe = \frac{\text{peso molecular}}{\text{valencia}}$$

2.3.11. PREPARACIÓN DE SOLUCIONES AMORTIGUADORAS (Petrucci, Herring, Madura, & Bissonnette, 2011)

Las llamadas disoluciones reguladoras, amortiguadoras, disoluciones tampón o buffer son disoluciones acuosas cuyo valor de pH permanece invariable cuando se le adicionan pequeñas cantidades de un ácido o una base.

Están formadas por dos componentes, uno que es capaz de neutralizar ácidos, y otro capaz de neutralizar bases, pero de forma que no se neutralicen entre sí. Se descartan entonces las mezclas de un ácido fuerte y una base fuerte. Las disoluciones reguladoras consisten en una mezcla de un ácido débil y su base conjugada (tampón ácido) o una base débil y su ácido conjugado (tampón básico).

Como especies conjugadas se usan sales solubles del correspondiente ácido o base débil como, por ejemplo:

- Ácido acético/ acetato sódico
- Amoniaco/ cloruro amónico
- Ácido bórico/ borato sódico, etc.

Para prepararla:

- Se ha de seleccionar un ácido o una base débil con pH próximo al que queremos como pH final.
- Se toma una sal que contenga la base o ácido conjugado, según sea el caso, a una concentración óptima para mantener el pH.
- Se calculan las concentraciones óptimas (en el caso de un tampón ácido) despejando de la siguiente ecuación:

$$pH = pKa + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

donde:

- AH es un ácido débil
- A^- es su sal o base conjugada

- pK_a es un valor característico que viene dado por la constante de equilibrio y la de hidrólisis

Se observa que el pH depende exclusivamente de la relación de concentraciones de la sal y del ácido.

Para un tampón básico las consideraciones serían análogas.

❖ MECANISMO DE ACCIÓN AMORTIGUADORA

Para entenderlo se ofrece un ejemplo de forma esquematizada:

- En una disolución amortiguadora formada por la mezcla de ácido acético (ácido débil) y acetato sódico (base conjugada fuerte), $AcH/AcNa$, el ácido estará parcialmente disociado según la ecuación número 1:

1. $Ac \rightleftharpoons Ac^- + H^+$
2. $AcNa \rightarrow Ac^- + Na^+$

donde la constante de equilibrio es:

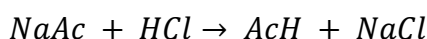
$$K_a = \frac{[H^+][Ac^-]}{[AcH]}$$

- Sin embargo, el acetato sódico es una sal que se encuentra totalmente ionizada, como se aprecia en la ecuación número 2, de modo que el acetato (Ac^-) procedente de la sal afecta al equilibrio de disociación del ácido desplazándolo hacia la izquierda, haciendo que disminuya la $[H^+]$.

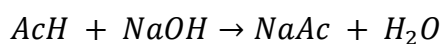
Por tanto, el ácido apenas se disocia y el acetato en el sistema será la igual a la concentración de sal

- Si se añade al sistema un ácido fuerte como HCl se produce un aumento inmediato de la $[H^+]$ y el equilibrio de disociación del ácido, se desplaza también hacia la izquierda, formándose AcH hasta recuperarse prácticamente la concentración inicial de este.

Además, los iones Ac^- procedentes de la sal se pueden combinar con los H^+ procedentes del HCl para formar más AcH :



- Si lo que se añade a la solución tampón es una base fuerte, como $NaOH$, los iones OH^- se van a combinar con los H^+ procedentes de la disociación del ácido acético presentes, para formar agua. Entonces el equilibrio de disociación del ácido se desplaza hacia la derecha intentando recuperar la concentración inicial de protones. O lo que es lo mismo, la adición de una base provoca la transformación de una parte del ácido acético en acetato.



Se ve que las disoluciones amortiguadoras actúan manteniendo la concentración de $[H^+]$ dentro de unos límites que prácticamente pueden considerarse invariables.

Este tipo de disoluciones son de interés, por ejemplo, en el estudio de proteínas que debe llevarse a cabo en medios con el pH controlado, porque las estructuras de las moléculas de proteínas y el tipo de carga eléctrica que llevan dependen del pH.

Se entiende entonces que la actividad de las enzimas, que son proteínas capaces de catalizar una reacción bioquímica, esté estrechamente unida a la estructura de las proteínas y por consiguiente al pH. La mayor parte de las enzimas del cuerpo tienen su máxima acción entre pH6 y pH8 y por ello el estudio de la función enzimática en el laboratorio requieren generalmente trabajar con sistemas tamponados en este intervalo de pH.

3. PROYECCIÓN DIDÁCTICA

3.1. LEGISLACIÓN EDUCATIVA DE REFERENCIA DE APLICACIÓN EN ESTA PROGRAMACIÓN DIDÁCTICA

La legislación educativa de referencia en esta programación didáctica se relaciona a continuación:

- LEYES ORGÁNICAS
 - ✓ La Ley Orgánica 5/2002, de 19 de junio, de las Cualificaciones y de la Formación Profesional.
 - ✓ La Ley Orgánica 2/2006, de 3 de mayo, de Educación (LOE).
 - ✓ Ley Orgánica 8/2013, de 9 de diciembre, para la mejora de la calidad educativa. (LOMCE).
 - ✓ Ley 17/2007, 10 de diciembre, de Educación de Andalucía, (LEA).
- DE LA ORDENACIÓN DE LA FORMACIÓN PROFESIONAL INICIAL
 - ✓ Real Decreto 1147/2011, de 29 de julio, por el que se establece la ordenación general de la formación profesional del sistema educativo.
 - ✓ Decreto 436/2008, de 2 de septiembre, por el que se establece la ordenación y las enseñanzas de la Formación Profesional inicial que forma parte del sistema educativo.
- DE CENTROS

- ✓ Decreto 327/2010, de 13 de julio, por el que se aprueba el Reglamento Orgánico de los Institutos de Educación Secundaria.
- ✓ ORDEN de 20 de agosto de 2010, por la que se regula la organización y el funcionamiento de los institutos de educación secundaria, así como el horario de los centros, del alumnado y del profesorado.
- DE LA EVALUACIÓN
 - ✓ ORDEN de 29 de septiembre de 2010, por la que se regula la evaluación, certificación, acreditación y titulación académica del alumnado que cursa enseñanzas de formación profesional inicial que forma parte del sistema educativo en la Comunidad Autónoma de Andalucía.
- DE CONVALIDACION DE MÓDULOS PROFESIONALES
 - ✓ ORDEN ECD/2159/2014, de 7 de noviembre, por la que se establecen convalidaciones entre módulos profesionales de formación profesional del Sistema Educativo Español y medidas para su aplicación y se modifica la Orden de 20 de diciembre de 2001, por la que se determinan convalidaciones de estudios de formación profesional específica derivada de la Ley Orgánica 1/1990, de 3 de octubre, de Ordenación General del Sistema Educativo (Texto consolidado, 2017).
- DE ADMISIÓN A CICLOS FORMATIVOS
 - ✓ ORDEN de 1 de junio de 2016, por la que se regulan los criterios y el procedimiento de admisión del alumnado en los centros docentes para cursar ciclos formativos de grado medio y de grado superior, sostenidos con fondos públicos, de formación profesional inicial del sistema educativo (Texto consolidado, 2017).
- DE ATENCIÓN A LA DIVERSIDAD
 - ✓ ORDEN de 25 de julio de 2008, por la que se regula la atención a la diversidad del alumnado que cursa la educación básica en los centros docentes públicos de Andalucía.
- DE LAS ENSEÑANZAS
 - ✓ Real Decreto 771/2014, de 12 de septiembre, por el que se establece el título de Técnico Superior en Laboratorio Clínico y Biomédico y se fijan sus enseñanzas mínimas,
 - ✓ Orden de 28 de octubre de 2015, por la que se desarrolla el currículo correspondiente al título de Técnico Superior en Laboratorio Clínico y Biomédico.

3.2. CONTEXTUALIZACIÓN DEL CENTRO EDUCATIVO, DE LA MATERIA Y DEL TEMA ELEGIDO

3.2.1. CONTEXTUALIZACIÓN DEL CENTRO EDUCATIVO (I.E.S. San Juan Bosco, 2017)

La programación que aquí se presenta se aplicará en el I.E.S. San Juan Bosco, que es un centro público de la Consejería de Educación de la Junta de Andalucía ubicado en Jaén. Se trata de un establecimiento localizado en la calle Millán de Priego, la cual aparece como elemento divisor entre el casco antiguo de la ciudad y el tradicional centro comercial y residencial.

En la zona se encuentran, además, otros centros educativos y múltiples oficinas y servicios de la Administración de diversa índole como la Consejería de Educación, algunos Juzgados o la comisaría de policía, lo cual repercute en un continuo trasiego de ciudadanos por las inmediaciones, especialmente durante los días laborables.

La estación de autobuses, que es un importante elemento comunicador de la ciudad con otras localidades, también se encuentra en las proximidades y facilita que muchos de los alumnos que cursan sus estudios en el I.E.S. San Juan Bosco se desplacen a diario para acceder al instituto.

Es un centro muy antiguo que se ubica un edificio que data de 1931. En aquel momento empezó albergando la llamada “Escuela Elemental de Trabajo” y siempre, desde su creación, ha estado ligado a enseñanzas de carácter profesional. En los 80, el centro se escindió en un Centro de Formación Profesional y otro de Enseñanzas Medias que hoy se conocen como “Instituto de Formación Profesional San Juan Bosco” e “I.E.S. Las Fuentezuelas” respectivamente. Fue a principios de los 90 cuando el centro pasó a tener la denominación genérica de “Instituto de Educación Secundaria San Juan Bosco”.

El entorno social de la institución es dispar ya que en él conviven diferentes clases sociales con variado nivel de recursos y capital cultural, existiendo una gran diferencia entre los habitantes de zonas próximas como son el Paseo de la Estación y la calle Arquitecto Berges, por ejemplo, y los del barrio de La Magdalena.

En la comunidad educativa está representado todo este abanico sociocultural, ya que la procedencia del alumnado es variada. El I.E.S. San Juan Bosco es centro de referencia de escolarización del Colegio de Educación Infantil y Primaria (C.E.I.P.) “Sta. Capilla de San Andrés” y del C.E.I.P. “Ruiz Jiménez”, de modo que el alumnado matriculado en la ESO procede mayoritariamente del barrio de La Magdalena, y una mínima parte del de Bachillerato también.

Otros centros ubicados en esta zona educativa y de los que suele proceder alumnado son el Centro Docente Privado (CDP) San Vicente de Paúl y el CDP La Purísima.

El entorno familiar de estos alumnos de la ESO carece en muchos casos de formación académica y de hábitos culturales fuera de lo que sería la cultura y las costumbres populares, pues proceden de un distrito problemático, que presenta indicadores socioeconómicos más desfavorables que la media de la ciudad en cuanto a nivel educativo, tasa de desempleo o calidad de la vivienda, entre otros. Todo ello converge alimentando la exclusión social y explica porqué este área metropolitana acoge a muchas familias desfavorecidas socialmente. Debido a esta problemática, se trabaja de forma individualizada con el alumnado, fundamentalmente en la etapa de ESO y Formación Profesional Básica (FPB), estableciéndose agrupamientos flexibles y desdoblamientos de grupo en otras aulas, para atender a las necesidades educativas especiales que derivan de su desventaja socioeducativa.



Imagen 8: Fachada del I.E.S. San Juan Bosco. Elaboración propia (2019).

Las enseñanzas que se imparten en el I.E.S. San Juan Bosco durante el curso académico 2018/2019 pueden observarse en la tabla 6.

Cabe destacar la amplia gama de ciclos formativos de formación profesional, de variadas familias profesionales, que se ofertan.

ESO	Tercer curso Cuarto curso
Educación Secundaria Obligatoria para Adultos (SEMIPRESENCIAL)	Tercer curso Cuarto curso
Bachillerato	Ciencias de la naturaleza y de la salud Humanidades y ciencias sociales

Bachillerato para Adultos (SEMIPRESENCIAL)	Ciencias de la naturaleza y de la salud Humanidades y ciencias sociales
Formación Profesional Básica	Peluquería y Estética
Formación Profesional Específica de Grado Medio	Estética y Belleza Peluquería y Cosmética Capilar Cuidados Auxiliares de Enfermería Farmacia y Parafarmacia
Formación Profesional Específica de grado medio para Adultos	Cuidados Auxiliares de Enfermería
Formación Profesional Específica de Grado Superior	Estética Integral y Bienestar Estilismo y Dirección de Peluquería Dietética Proyectos de Obra Civil Laboratorio Clínico y Biomédico Proyectos de Edificación

Tabla 6: Oferta educativa en el I.E.S. San Juan Bosco durante el curso 2018-19. Elaboración propia a partir del Plan de centro del IES San Juan Bosco (2017).

En lo que respecta a la organización de tiempos:

- El instituto permanece abierto de 8:15 h a 21:30 h, de lunes a viernes.
- El horario lectivo del centro está establecido entre las 8:15 y 14:45 horas, durante la mañana, y las 15:30 a 21:30 horas, para los cursos que se imparten por la tarde.
- En las enseñanzas de adultos, el horario es de 17:30 a 21:30 horas.
- Hay un recreo de 30 minutos de duración entre las 11:15 y las 11:45 horas. En el horario de tarde, sin embargo, no se contempla periodo de descanso.

Instalaciones

La antigüedad del edificio que acoge al instituto se aproxima a los 90 años e influye decisivamente en la organización y la actividad del centro, ya que hay manifiestos problemas de espacio que dificultan y condicionan la calidad de la enseñanza, considerando que el volumen anual de estudiantes que acoge supera ampliamente el millar.

A lo largo de los años, se han llevado a cabo algunas reformas para mejorar la apariencia y funcionalidad de las instalaciones, intentando crear zonas más agradables

y adecuadas para el trabajo. A pesar de ello, a día de hoy son muchos los espacios que, como el patio, la biblioteca o el gimnasio, no cumplen con las exigencias legales fijadas en el artículo 17 del RD 1537/2003, que determina los requisitos mínimos de los centros que impartan enseñanzas escolares de régimen general.

Tampoco las aulas escapan a este déficit y encontramos que más de la mitad de las salas de clase no cumple lo establecido, en cuanto a espacios.

Existe escasez de aulas ocasionado por ser este instituto un centro acogido a los “Planes de Compensación Educativa”, lo cual requiere muchas veces desdoblamiento de grupo en otras salas.

Y a su vez, la falta de espacios provoca dificultades para el desdoblamiento de grupos debido a la completa ocupación de las aulas en el horario de mañana, lo que hace que la asignación de un espacio para este fin sea muy difícil.

El edificio se distribuye en tres plantas que se organizan en aulas, laboratorios y talleres. Se dispone de algunos espacios comunes, que se relacionan a continuación:

- Biblioteca
- Gimnasio
- Patio
- Aseos y servicios para alumnado y profesorado
- Despacho de dirección, administración, jefatura de estudios y secretaría
- Dos salas de profesorado
- Una sala de trabajo telemático para profesores

Las instalaciones del centro destinadas a las enseñanzas de los ciclos formativos de la rama Sanitaria son:

- ✓ Dos talleres de Enfermería
- ✓ Un aula-taller de Farmacia
- ✓ Dos laboratorios de Química (destinados a los ciclos de Farmacia y Dietética)
- ✓ Dos talleres de Biología Molecular y Microbiología (destinados a los ciclos de Laboratorio y Dietética). Aulas 4 y 5a.
- ✓ Dos Laboratorio de Bioquímica y Hematología (destinados al ciclo de Laboratorio). Aulas 5b y 6.
- ✓ Un aula polivalente por ciclo formativo.

Las dependencias de las que dispone distribuidas por plantas se pueden visualizar en el anexo I.

Profesorado

Durante el curso 2018-19 el personal docente está formado por 103 profesores/as, de los cuales 62 son mujeres. El profesorado de FP representa más del 70% de la plantilla y dentro de él, el departamento más numeroso es el de la Familia de Sanidad con 33 educadores, casi un tercio del total.

El centro cuenta con la estructura organizativa que aparece en la imagen 7:

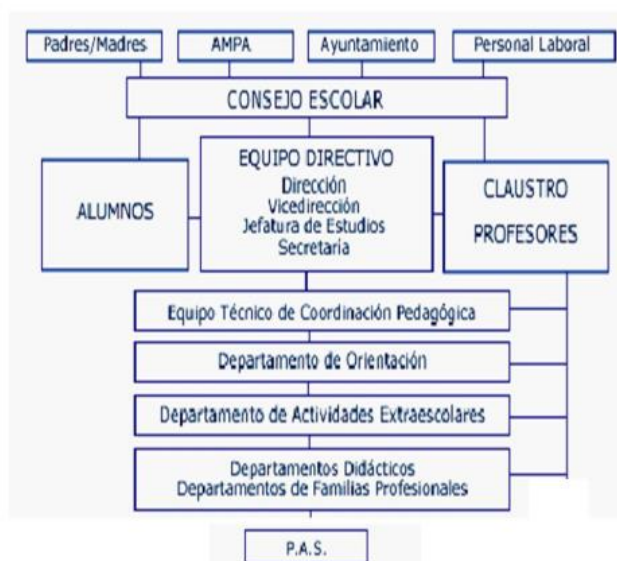


Imagen 9: Organigrama del I.E.S. San Juan Bosco.

Fuente: <http://sanjuanbosco.net/organizacion.htm>

Donde el equipo directivo se compone de:

- Director: Israel Mirabent Martín
- Vicedirector: Ildefonso Quesada Hervás
- Secretario/a: Francisco Cruz Cózar
- Jefe de Estudios: Ana María Martínez García
- Jefes de Estudios Adjuntos: Rafaela Martín García,
Enrique Armenteros Caballero
María Pilar Mesa Valle
- Jefe de Estudios de Adultos: Roberto Regidor Rojo

La Relación con las Familias y con Otras Instituciones del Entorno

Las familias se relacionan con el centro fundamentalmente a través de los tutores, quienes convocan a los padres, bien colectivamente, al menos una vez al año y a principios de curso, bien individualmente, a lo largo del mismo. Esto es así en el caso de los menores de edad.

Gracias al sistema PASEN el profesor comunica las faltas online de forma inmediata, una vez que se introducen en el sistema Séneca. Por tanto, la comunicación a las familias se realiza en tiempo real al comienzo de cada clase. Los padres y madres son informados inmediatamente por escrito, por teléfono o por PASEN de cualquier incidencia que tenga que ver con la conducta de sus hijos. Y la respuesta de las familias en general, es rápida y colaborativa.

Durante el curso 2017/18 comenzó a funcionar el AMPA del centro, como iniciativa de las madres que formaban parte del Consejo Escolar. También se cuenta con un tablón de anuncios destinado exclusivamente a las familias de los alumnos.

Además, la Jefatura de Estudios y el Departamento de Orientación elaboran de forma conjunta un programa de formación para los padres en forma de “Escuela de Padres”.

En los ciclos formativos de grado medio y superior el alumnado es por lo general mayor de edad, de modo que cualquier comunicación o intervención se realiza con ellos directamente, sin necesidad de la mediación parental.

Ya que el centro oferta gran variedad de ciclos formativos se hace necesario establecer relaciones, tanto dentro como fuera de la localidad, con múltiples empresas, como residencias, centros de día, balnearios, clínicas dentales, consultas médicas, centros de dietética, y con el Servicio Andaluz de Salud (SAS), pues se requieren numerosos lugares donde el alumnado que supera el segundo curso de los ciclos formativos pueda realizar el módulo de Formación en Centros de Trabajo (FCT).

3.2.2. CONTEXTUALIZACIÓN DEL AULA: ASPECTOS PSICOLÓGICOS Y PEDAGÓGICOS DEL ALUMNADO Y DE LA ENSEÑANZA

El Aula

El CFGS de Laboratorio Clínico y Biomédico requiere para la impartición de las enseñanzas de una serie de espacios y equipamientos mínimos que se detallan en el anexo IV del Real Decreto 771/2014, de 12 de septiembre.

En lo relativo a los espacios formativos, las recomendaciones pueden consultarse en la siguiente tabla:

Espacio Formativo	Superficie m² 30 Alumnas/os	Superficie m² 20 Alumnas/os
Aula polivalente	60	40
Laboratorio de Biología Molecular y Microbiología	100	80
Laboratorio de Bioquímica y Hematología	100	80

Tabla 7: Recomendaciones mínimas de espacios formativos. Fuente: Orden de 28 de octubre de 2015.

Sin embargo, la realidad del centro es diferente y los espacios que encontramos disponibles en la actualidad son:

Espacios formativos	Superficie m²/25 alumnos
Laboratorio 5b	24
Laboratorio 6	52
Superficie total	76 m²

Tabla 8: Superficie destinada durante el curso 2018-19, en I.E.S San Juan Bosco, al CFGS de Laboratorio. Elaboración propia.

En cuanto a los equipamientos, los materiales disponibles dedicados a las tareas docentes deberían experimentar una continua actualización ya que la evolución tecnológica de los laboratorios de análisis clínicos es constante y se hace necesario mantener un nivel académico acorde con la realidad. En la práctica esa renovación se hace imposible. En general se dispone de recursos adecuados, aunque no se cuenta con la totalidad de elementos recomendados por las autoridades educativas.

Los problemas de espacio que presenta el centro, ya mencionados en el epígrafe relativo a las instalaciones, y la completa ocupación de las aulas la mayor parte del tiempo determinan que el módulo de Técnicas Generales de Laboratorio se imparta íntegramente, tanto en su parte procedimental como teórica, dentro de las aulas 5b y 6, que son sendos laboratorios de Bioquímica y Hematología. Se trata de dos salas con acceso independiente situadas en la planta baja del centro, pero que se comunican en el interior a través de una gran mampara corredera de aluminio y cristal opaco, lo cual permite ampliar la zona de trabajo durante el desempeño práctico.

Al tratarse de un módulo que tiene una importante carga de trabajo y formación en el laboratorio, se hace difícil la docencia con un alumnado numeroso, hay 25 alumnos matriculados en el presente curso que asisten regularmente a clase, ya que se requiere atención y seguimiento más personalizado. Por ello, se ha solicitado por parte del departamento, a través del director, un desdoble a la Delegación Provincial de Educación. Ha sido autorizada una doble docencia conjunta, lo que implica que el alumnado permanecerá junto durante todas las horas y estará sometido a un mismo proceso compartido todo el tiempo, pero habrá dos profesores en el aula durante las horas establecidas como desdoble.

Como en este caso no se ha concedido el 100% de las horas de desdoble, sino el 66%, un profesor absorberá la totalidad de las horas y el otro solo las horas de desdoble, como apoyo, que se destinarán mayoritariamente a la realización de las actividades prácticas.

El módulo de TGL se imparte en bloques horarios de 3+3+3 horas a lo largo de la semana. De modo que en el bloque para el que no existe desdoble, se impartirán contenidos teóricos exclusivamente y en el resto, dependiendo de la necesidad que marque cada momento educativo, se desarrollarán contenidos teóricos dirigidos a un único grupo por parte de ambos docentes indistintamente, o bien se procederá a dividir el grupo clase en dos fracciones, que se distribuirán en cada una de las dos aulas asignadas bajo la supervisión de un único profesor.

Ambas aulas tienen ordenador fijo y acceso a internet pero, dado que realmente son laboratorios, no disponen de pupitres y se destinan a tal fin los propios puestos de laboratorio, que por otra parte no son muy numerosos, hay un puesto en el laboratorio 5b y dos en el laboratorio 6.

El desempeño teórico se realiza exclusivamente dentro del aula 6 que es de mayor tamaño y dispone de cañón fijo, pantalla y pizarra de tiza.

Debido a las reducidas dimensiones de las instalaciones y con el fin de dar cabida al grupo completo se dispone también de sillas de pala.

Perfil de los Estudiantes

Se describen a continuación las características del alumnado que durante el año escolar 2018-19 integra el primer curso del CFGS de Laboratorio Clínico y Biomédico en el turno de tarde, ya que los datos recabados representan sin grandes variaciones el perfil que los alumnos presentan desde hace algunos años al ingresar en el ciclo. Para la recogida de esta información se ha utilizado un cuestionario cuya plantilla se adjunta en el anexo II.

La clase está formada por 25 alumnos, siendo la mayoría de ellos mujeres, solo hay 5 chicos. Se trata de un grupo relativamente heterogéneo, tanto en edad como en otros aspectos.

Más de la mitad de la clase tiene edades comprendidas entre los 18 y los 19 años, tres alumnos tienen entre 20 y 21, dos son mayores de 33 y tres más superan los 40 años de edad. Este dato ya puede dar una pequeña idea de las diferentes etapas vitales, posibles situaciones personales y familiares, motivación o hábitos de trabajo dentro del grupo.

El origen geográfico es diverso, solo una pequeña proporción de alumno/as son de Jaén, el resto procede de diferentes localidades de la provincia, o de provincias limítrofes como Córdoba. De modo que los que viven en pueblos cercanos se desplazan a diario utilizando mayoritariamente autobuses interurbanos y algunos sus propios vehículos. Otros han trasladado su domicilio durante el curso a Jaén, con la pretensión de centrarse en sus estudios y evitar esos desplazamientos.

La vía de acceso al ciclo ha sido prácticamente en su totalidad merced a la titulación de Bachillerato en la modalidad de Ciencias, con la excepción de tres alumnos que lo han hecho, uno, vía el antiguo COU y vía Ciclo Formativo de Grado Medio en dos casos. Este hecho proporciona información acerca de la formación académica del alumnado, si bien no es completamente exacta, ya que dentro del grupo se encuentran dos tituladas universitarias en biología, procedentes de grado y licenciatura respectivamente, que se han servido de sus calificaciones en bachillerato para el acceso, al contar estas con prioridad frente a la titulación universitaria.

De modo que existe una cierta disparidad de niveles en los conocimientos previos dentro del grupo, así como en los ritmos de estudio, ya que algunos llegan después de muchos años sin estudiar habiendo perdido el hábito.

Entre los alumnos mayores hay tres que compatibilizan los estudios con el trabajo fuera de casa y el cuidado de su propia familia, lo cual aumenta las dificultades. Sin embargo, están muy comprometidos con sus estudios y muestran gran motivación, ya que buscan la estabilidad laboral o el ingreso en un nuevo trabajo que les permita mejorar su situación actual. Del resto, solo una muy pequeña proporción ha tenido algún contacto a día de hoy con el mercado laboral, por lo que no están independizados. Todos se muestran unánimes sobre la motivación que los impulsa a estudiar, esto es, aumentar su formación para mejorar las posibilidades de futuro.

Una buena parte de ellos pretende completar su currículum, después del ciclo, cursando otro de grado superior de la rama sanitaria. Pero la mayoría quiere utilizarlo como medio para el acceso a la Universidad, destacando de lejos el interés por el Grado de Enfermería.

3.3. ADSCRIPCIÓN A UNA ETAPA, CICLO Y NIVEL EDUCATIVOS

A nivel estatal, es el Real Decreto (RD) 771/2014, de 12 de septiembre, quien establece el título LOE de Técnico Superior en Laboratorio Clínico y Biomédico y fija sus enseñanzas mínimas. Esta normativa se concreta para la Comunidad Autónoma de Andalucía en la Orden de 28 de octubre de 2015 que, a su vez, desarrolla el currículo correspondiente al título. En estas fuentes se recogen los elementos curriculares básicos del título que se exponen a continuación:

3.3.1. IDENTIFICACIÓN DEL TÍTULO

El título de Técnico Superior en Laboratorio Clínico y Biomédicos se caracteriza por los siguientes elementos:

Denominación	Laboratorio Clínico y Biomédico
Nivel	Formación Profesional de Grado Superior
Duración	2000 horas
Familia Profesional	Sanidad
Referente en la Clasificación Internacional Normalizada de la Educación	CINE-5b
Nivel del Marco Español de Cualificaciones para la educación superior	Nivel 1 Técnico Superior

Tabla 9. Elementos que integran el título de TSLCB.

Elaboración propia a partir de RD 771/2014, de 12 de septiembre.

3.3.2. PERFIL PROFESIONAL DEL TÍTULO

El perfil profesional del título de Laboratorio Clínico y Biomédico se establece en base a su competencia general, así como a las competencias profesionales, personales y sociales y el conjunto de cualificaciones y unidades de competencia del Catálogo Nacional de Cualificaciones Profesionales, que se incluyen en el título y que se detallan en los siguientes epígrafes (RD 771/2014, de 12 de septiembre).

3.3.3. COMPETENCIA GENERAL DEL TÍTULO

El RD 1147/2011, de 29 de julio, que ordena la formación profesional del sistema educativo, define en su artículo 7 la competencia general diciendo que:

“Describe las funciones profesionales más significativas del perfil profesional. tomará como referente el conjunto de cualificaciones profesionales y las unidades de competencia incluidas.”

En concreto, para el título de Laboratorio Clínico y Biomédico el RD 771/2014, de 12 de septiembre, la competencia general se concreta en:

Realizar estudios analíticos de muestras biológicas, siguiendo los protocolos normalizados de trabajo, aplicando las normas de calidad, seguridad y medioambientales establecidas, y valorando los resultados técnicos, para que sirvan como soporte a la prevención, al diagnóstico, al control de la evolución y al tratamiento de la enfermedad, así como a la investigación, siguiendo los protocolos establecidos en la unidad asistencia (RD 771/2014, de 12 de septiembre).

En cuanto a las competencias profesionales, personales y sociales, el RD 1147/2011, de 29 de julio, se refiere a ellas en los siguientes términos:

“Describen el conjunto de conocimientos, destrezas y competencia, entendida ésta en términos de autonomía y responsabilidad, que permiten responder a los requerimientos del sector productivo, aumentar la empleabilidad y favorecer la cohesión social.”

Las competencias profesionales, personales y sociales del título de Laboratorio Clínico y Biomédico, que se recogen en RD 771/2014, de 12 de septiembre se relacionan a continuación:

- a) Organizar y gestionar a su nivel el área de trabajo, realizando el control de existencias según los procedimientos establecidos.
- b) Obtener las muestras biológicas, según protocolo específico de la unidad, y distribuir las en relación con las demandas clínicas y/o analíticas, asegurando su conservación a lo largo del proceso.
- c) Garantizar la calidad del proceso, asegurando la trazabilidad, según los protocolos establecidos.
- d) Verificar el funcionamiento de los equipos, aplicando procedimientos de calidad y seguridad.
- e) Acondicionar la muestra para su análisis, aplicando técnicas de procesamiento preanalítico y siguiendo los protocolos de calidad y seguridad establecidos.
- f) Evaluar la coherencia y fiabilidad de los resultados obtenidos en los análisis, utilizando las aplicaciones informáticas.
- g) Aplicar técnicas de análisis genético a muestras biológicas y cultivos celulares, según los protocolos establecidos.
- h) Realizar determinaciones analíticas de parámetros bioquímicos, siguiendo los protocolos normalizados de trabajo y cumpliendo las normas de calidad.
- i) Realizar análisis microbiológicos en muestras biológicas y cultivos, según los protocolos de seguridad y protección ambiental.

- j) Aplicar técnicas inmunológicas, seleccionando procedimientos en función de la determinación solicitada.
- k) Realizar técnicas de análisis hematológico, siguiendo los protocolos establecidos.
- l) Asegurar el cumplimiento de las normas y medidas de protección ambiental y personal, identificando la normativa aplicable.
- m) Adaptarse a las nuevas situaciones laborales, manteniendo actualizados los conocimientos científicos, técnicos y tecnológicos relativos a su entorno profesional, gestionando su formación y los recursos existentes en el aprendizaje a lo largo de la vida y utilizando las tecnologías de la información y la comunicación.
- n) Resolver situaciones, problemas o contingencias con iniciativa y autonomía en el ámbito de su competencia, con creatividad, innovación y espíritu de mejora en el trabajo personal y en el de los miembros del equipo.
- ñ) Organizar y coordinar equipos de trabajo y asegurar el uso eficiente de los recursos, con responsabilidad, supervisando el desarrollo del mismo, manteniendo relaciones fluidas y asumiendo el liderazgo, así como aportando soluciones a los conflictos grupales que se presenten.
- o) Comunicarse con sus iguales, superiores, clientes y personas bajo su responsabilidad, utilizando vías eficaces de comunicación, transmitiendo la información o conocimientos adecuados, y respetando la autonomía y competencia de las personas que intervienen en el ámbito de su trabajo o institución para la que se trabaje.
- p) Generar entornos seguros en el desarrollo de su trabajo y el de su equipo, supervisando y aplicando los procedimientos de prevención de riesgos laborales y ambientales, de acuerdo con lo establecido por la normativa y los objetivos de la empresa.
- q) Supervisar y aplicar procedimientos de gestión de calidad, de accesibilidad universal y de «diseño para todas las personas», en las actividades profesionales incluidas en los procesos de producción o prestación de servicios.
- r) Realizar la gestión básica para la creación y funcionamiento de una pequeña empresa y tener iniciativa en su actividad profesional con sentido de la responsabilidad social.
- s) Ejercer sus derechos y cumplir con las obligaciones derivadas de su actividad profesional, incluyendo las relacionadas con el soporte vital básico, con responsabilidad social aplicando principios éticos en los procesos de salud y los protocolos de género de acuerdo con lo establecido en la legislación vigente, participando activamente en la vida económica, social y cultural.

3.3.4. CUALIFICACIONES Y UNIDADES DE COMPETENCIA

La Ley Orgánica 5/2002, de 19 de junio, de las cualificaciones y la Formación Profesional define las cualificaciones profesionales como:

"el conjunto de competencias profesionales con significación para el empleo que pueden ser adquiridas mediante formación modular u otros tipos de formación, y a través de la experiencia laboral."

De manera que toda cualificación profesional se divide en diferentes unidades de competencia. La unidad de competencia es la porción mínima de competencias profesionales, susceptible de reconocimiento y acreditación parcial.

La relación de cualificaciones y unidades de competencia incluidas en el título de LCB y recogidas en el RD 771/2014, de 12 de septiembre se detallan en la siguiente tabla:

Cualificación Profesional	Ciclo	Unidades De Competencia (UC)
COMPLETA	Laboratorio de análisis clínicos SAN124_3	UC0369_3: Gestionar una unidad de un laboratorio de análisis clínicos
		UC0370_3: Realizar los procedimientos de las fases preanalítica y postanalítica en el laboratorio clínico
		UC0371_3: Realizar análisis de bioquímica clínica en muestras biológicas humanas
		UC0372_3: Realizar análisis microbiológicos e identificar parásitos en muestras biológicas humanas
		UC0373_3: Realizar análisis hematológicos y genéticos en muestras biológicas humanas y procedimientos para obtener hemoderivados
		UC0374_3: Realizar técnicas inmunológicas de aplicación en las distintas áreas del laboratorio de análisis clínicos
INCOMPLETAS	Anatomía patológica y citología SAN125_3	UC0375_3: Gestionar una unidad de un laboratorio de anatomía patológica y citología.
		UC0381_3: Aplicar técnicas de inmunohistoquímica, inmunofluorescencia y biología molecular, bajo la supervisión del facultativo
	Ensayos microbiológicos y biotecnológicos QUI020_3	UC0055_3: Realizar ensayos biotecnológicos, informando de los resultados

Tabla 10. Cualificaciones profesionales y unidades de competencia asociadas del título TSLCB. Elaboración propia a partir de RD 771/2014, de 12 de septiembre.

3.3.5. ENTORNO PROFESIONAL

Según refiere el RD 771/2014, de 12 de septiembre, la obtención del título permite al técnico superior de LCB el ejercicio de su actividad como trabajador dependiente en el sector sanitario, tanto en instituciones públicas como en empresas privadas de diferente envergadura, en el ámbito del laboratorio de análisis clínico y en el diagnóstico, tratamiento, investigación y gestión. De forma que esta actividad profesional está regulada por la administración sanitaria del Estado.

Los puestos de trabajo más relevantes a los que permite el acceso son:

- Técnico/a superior en laboratorio de diagnóstico clínico.
- Técnico/a especialista en laboratorio.
- Ayudante técnico en laboratorio de investigación y experimentación.
- Ayudante técnico en laboratorio de toxicología.
- Delegado/a comercial de productos hospitalarios y farmacéuticos.

3.3.6. PROSPECTIVA DEL TÍTULO EN EL SECTOR O SECTORES

El RD 771/2014, de 12 de septiembre, señala en su artículo 8 que las Administraciones educativas a la hora de desarrollar el currículo correspondiente, deben tener presentes las siguientes consideraciones:

- El técnico de laboratorio es un profesional polivalente que va a desarrollar técnicas de trabajo comunes, a veces, al terreno de los análisis clínicos y la anatomía patológica. Por ello, el título posee módulos profesionales iguales al título de Laboratorio de Patología y Citodiagnóstico.
- Los avances en biología molecular justifican la importancia que están adquiriendo las técnicas de biología molecular, citogenética y la bioinformática, pero también tienen repercusión en otros ámbitos del laboratorio, por lo que el técnico debe poder adaptarse a esos cambios y aplicar las nuevas técnicas que se imponen.
- En los módulos se pretende actualizar la formación del técnico, algo necesario debido a los continuos avances tecnológicos de los métodos de diagnóstico, implementándose especialmente en las técnicas de inmunodiagnóstico.
- La automatización cada vez mayor de los laboratorios, permite mejorar notoriamente el proceso de análisis, siendo muy importante en el campo del inmunoanálisis, por ejemplo.

- Las nuevas herramientas de gestión de los laboratorios y la digitalización de imágenes y documentos hacen necesario que el técnico sea capaz de manejar los programas con los que se trabaja.
- Es necesario que el técnico sea capaz de aplicar correctamente protocolos de calidad durante todo el proceso de análisis, que incluye desde la preparación del paciente hasta que se emite el informe de resultados.
- El tema de la prevención de riesgos laborales y la protección ambiental debe incluirse en forma de medidas en los contenidos del título.

3.3.7. OBJETIVOS GENERALES DEL CICLO FORMATIVO

Los objetivos generales de las enseñanzas conducentes a la obtención del título de Técnico Superior en Laboratorio Clínico y Biomédico, que aparecen regladas a nivel estatal en el artículo 9 del Real Decreto 771/2014, se relacionan seguidamente:

- a) Relacionar la patología básica con el proceso fisiopatológico, aplicando terminología científico-técnica.
- b) Reconocer la patología básica, asociándola con los patrones de alteración morfológica y analítica.
- c) Utilizar aplicaciones informáticas para cumplimentar la documentación de gestión.
- d) Aplicar técnicas de control de existencias para organizar y gestionar el área de trabajo.
- e) Reconocer las variables que influyen en la obtención, conservación y distribución de muestras aplicando procedimientos normalizados de trabajo y técnicas de soporte vital básico en la fase preanalítica,
- f) Aplicar protocolos para garantizar la calidad en todas las fases del proceso analítico.
- g) Cumplimentar la documentación relacionada con el procesamiento de las muestras, según los procedimientos de codificación y registro, para asegurar la trazabilidad.
- h) Preparar reactivos según las demandas del proceso, manteniéndolos en condiciones óptimas.
- i) Aplicar procedimientos de puesta en marcha y mantenimiento para verificar el funcionamiento del equipo.
- j) Realizar operaciones físico-químicas para acondicionar la muestra antes del análisis.
- k) Validar los datos obtenidos, según técnicas de tratamiento estadístico, para evaluar la coherencia y fiabilidad de los resultados.
- l) Seleccionar los métodos de análisis cromosómico, en función del tipo de muestra y determinación, para aplicar técnicas de análisis genético.
- m) Aplicar protocolos de detección de mutaciones y polimorfismos en el Adn de células o tejidos.

- n) Seleccionar técnicas estandarizadas en función de la determinación que hay que realizar.
- ñ) Aplicar procedimientos de análisis bioquímico, hematológico, microbiológico e inmunológico, para realizar determinaciones.
- o) Preparar y distribuir hemoderivados, aplicando protocolos de calidad.
- p) Reconocer programas informáticos de tratamiento de datos y de gestión, relacionándolos con el procesado de resultados analíticos y de organización, para realizar el control y registro de resultados en la fase post-analítica.
- q) Tomar decisiones de forma fundamentada, analizando las variables implicadas, integrando saberes de distinto ámbito y aceptando los riesgos y la posibilidad de equivocación en las mismas, para afrontar y resolver distintas situaciones, problemas o contingencias.
- r) Desarrollar técnicas de liderazgo, motivación, supervisión y comunicación en contextos de trabajo en grupo, para facilitar la organización y coordinación de equipos de trabajo y asegurar el uso eficiente de los recursos.
- s) Aplicar estrategias y técnicas de comunicación, adaptándose a los contenidos que se van a transmitir, a la finalidad y a las características de los receptores, para asegurar la eficacia en los procesos de comunicación.
- t) Evaluar situaciones de prevención de riesgos laborales y de protección ambiental, proponiendo y aplicando medidas de prevención personales y colectivas, de acuerdo con la normativa aplicable en los procesos de trabajo, para garantizar entornos seguros.
- u) Identificar y proponer las acciones profesionales necesarias, para dar respuesta a la accesibilidad universal y al «diseño para todas las personas».
- v) Identificar y aplicar parámetros de calidad en los trabajos y actividades realizados en el proceso de aprendizaje, para valorar la cultura de la evaluación y de la calidad y ser capaces de supervisar y mejorar procedimientos de gestión de calidad.
- w) Utilizar procedimientos relacionados con la cultura emprendedora, empresarial y de iniciativa profesional, para realizar la gestión básica de una pequeña empresa o emprender un trabajo.
- x) Reconocer sus derechos y deberes como agente activo en la sociedad, teniendo en cuenta el marco legal que regula las condiciones sociales y laborales, para participar como ciudadano democrático.
- y) Analizar y utilizar los recursos y oportunidades de aprendizaje relacionados con la evolución científica, tecnológica y organizativa del sector y las tecnologías de la información y la comunicación, para mantener el espíritu de actualización y adaptarse a nuevas situaciones laborales y personales.
- z) Desarrollar la creatividad y el espíritu de innovación para responder a los retos que se presentan en los procesos y en la organización del trabajo y de la vida personal.

3.3.8. MÓDULOS PROFESIONALES

Los módulos profesionales que integran el ciclo se describen en el anexo I del RD 771/2014, de 12 de septiembre y se muestran en la siguiente tabla:

CURSO DEL CICLO FORMATIVO	NOMBRE DEL MÓDULO
Primer curso	1367. Gestión de muestras biológicas ¹
	1368. Técnicas generales de laboratorio
	1369. Biología molecular y citogenética ¹
	1370. Fisiopatología general
	1376. Formación y orientación laboral
Segundo curso	1371. Análisis bioquímico ²
	1372. Técnicas de inmunodiagnóstico ²
	1373. Microbiología clínica ²
	1374. Técnicas de análisis hematológico ²
	1375. Proyecto de laboratorio clínico y biomédico
	1377. Empresa e iniciativa emprendedora
	1378. Formación en centros de trabajo

Tabla 11. Módulos del ciclo formativo de LCB. Elaboración propia a partir del RD 771/2014, de 12 de septiembre.

3.4. ELEMENTOS CURRICULARES BÁSICOS

3.4.1. CONCRECIÓN DEL MÓDULO PROFESIONAL

Identificación Del Módulo Profesional

La Orden de 28 de octubre de 2015 concreta a nivel autonómico de Andalucía los elementos identificativos del módulo TGL representados a continuación:

¹ El módulo TGL presenta formación complementaria con este módulo, por lo que se cursan de forma simultánea.

² El módulo TGL fundamenta la formación este módulo profesional, siendo formación básica o soporte para él.

Módulo Profesional	Técnicas generales de laboratorio
Familia Profesional	Sanidad
Código	1368
Equivalencia en créditos ECTS	12
Horas totales	288
Horas semanales	9
Bloques horarios	3+3+3 ³

Tabla 12. Identificación del módulo TGL. Elaboración propia a partir de la Orden de 28 de octubre de 2015.

Objetivos Generales del Módulo Profesional

En el epígrafe 4.3.8. ya se habían descrito los objetivos generales del ciclo. La Orden de 28 de octubre de 2015 refiere que la formación del módulo contribuye a alcanzar los siguientes de entre ellos: f), i), j), k), t), u), y), z).

Competencias Profesionales, Personales y Sociales

La formación del módulo ayuda a alcanzar las competencias profesionales, personales y sociales del título que se listan a continuación: c), d), e), f), l), m), n), p), q) Aparecen recogidas en la Orden de 28 de octubre de 2015.

Resultados de Aprendizaje y Criterios de Evaluación

Los resultados de aprendizaje son una declaración escrita de lo que el estudiante debe conocer o ser capaz de demostrar tras finalizar el proceso de aprendizaje. Se acompañan de criterios de evaluación que permiten valorar si los resultados del aprendizaje previstos se han alcanzado. De modo que cada criterio define un hecho a superar de la realización profesional que puede evaluarse por separado.

En la Orden de 28 de octubre de 2015, se indican de resultados de aprendizaje (RA) a los que está asociado el módulo TGL. Se han recogido en la tabla número 13, donde también se resaltan en negrita los RA y CE a los que está asociada la unidad didáctica que se va a presentar más adelante.

³ Este es un criterio pedagógico para la organización del currículo del módulo TGL, propuesto por el departamento de la familia profesional de Sanidad del I.E.S. San Juan Bosco, incluido en el proyecto curricular del ciclo formativo.

RA	Resultado de aprendizaje (RA)	Criterios de evaluación (CE)
RA1	Clasifica los materiales, los equipos básicos y los reactivos utilizados en laboratorio, describiendo su utilización y mantenimiento	<ul style="list-style-type: none"> a) Se ha identificado el tipo de material del laboratorio. b) Se han identificado las técnicas de limpieza, desinfección y esterilización que se van a emplear en el laboratorio. c) Se han identificado los diferentes tipos de agua y sus métodos de obtención. d) Se han identificado los equipos básicos y los instrumentos del laboratorio y sus aplicaciones. e) Se han identificado los reactivos atendiendo a su naturaleza química y a su pureza. f) Se han interpretado los procedimientos normalizados de trabajo (PnT) para la utilización y mantenimiento de los equipos básicos e instrumentos del laboratorio.
RA2	Aplica los protocolos de seguridad y prevención de riesgos en la manipulación de productos químicos y biológicos, interpretando la normativa vigente	<ul style="list-style-type: none"> a) Se han identificado los riesgos asociados a los reactivos químicos, radiactivos y biológicos. b) Se han seguido los protocolos de prevención de riesgos físicos, químicos y biológicos durante la manipulación de los mismos. c) Se ha definido el significado y el alcance de los distintos tipos de señalización de seguridad. d) Se han identificado los riesgos específicos de los equipos de laboratorio. e) Se han identificado los requisitos normativos referentes al tratamiento y a la eliminación de residuos químicos, radiactivos y biosanitarios generados en el laboratorio. f) Se ha organizado la eliminación de residuos en el trabajo, con orden, higiene y método. g) Se han seleccionado las técnicas y los equipos de prevención y protección individual y colectiva. h) Se ha determinado la aplicación y el registro de los protocolos de actuación en caso de

		emergencia. i) Se ha valorado la importancia del cumplimiento de las normas de seguridad.
RA3	Realiza disoluciones y diluciones de muestras y reactivos, justificando cálculos de masas, volúmenes y concentraciones	<p>a) Se han identificado las reacciones que tienen lugar en el proceso de preparación de una disolución.</p> <p>b) Se han calculado las masas, los volúmenes y las concentraciones de los reactivos implicados en una reacción dada, aplicando las leyes químicas.</p> <p>c) Se han seleccionado los materiales volumétricos y los reactivos necesarios en la preparación de disoluciones y diluciones.</p> <p>d) Se han expresado las disoluciones en distintas unidades de concentración.</p> <p>e) Se han definido los métodos de cálculo y medida electroquímica del pH.</p> <p>f) Se han identificado los componentes y el funcionamiento del pHmetro.</p> <p>g) Se ha preparado y calibrado el pHmetro en función de los procedimientos normalizados de trabajo.</p> <p>h) Se han realizado determinaciones de pH mediante el pHmetro.</p> <p>i) Se han realizado curvas de titulación mediante técnicas electroquímicas</p>
RA4	Aplica procedimientos de separación de sustancias, justificando la técnica seleccionada. Criterios de evaluación	<p>a) Se han efectuado separaciones mediante filtración, centrifugación, electroforesis y cromatografía.</p> <p>b) Se han identificado los componentes del equipo instrumental, relacionándolos con su funcionamiento. c) Se han identificado las técnicas y principios del análisis instrumental mediante procedimientos normalizados de trabajo (PnT).</p> <p>d) Se han seleccionado, preparado y calibrado los equipos y los instrumentos en función del método de separación.</p> <p>e) Se ha preparado el material y los reactivos necesarios para la separación.</p>

		<p>f) Se han recogido datos de los resultados de la separación.</p> <p>g) Se han aplicado las normas de calidad, prevención de riesgos laborales y protección ambiental en todo el proceso.</p> <p>h) Se han cumplimentado informes técnicos de análisis utilizando un soporte digital.</p>
RA5	Realiza la valoración técnica de la coherencia y la fiabilidad de los resultados obtenidos, utilizando herramientas estadísticas	<p>a) Se han identificado los parámetros estadísticos aplicables a los análisis.</p> <p>b) Se han valorado los datos obtenidos en relación con los criterios previamente definidos.</p> <p>c) Se han considerado acciones de rechazo o correctoras de los resultados fuera de control.</p> <p>d) Se han establecido los criterios de aceptación o rechazo de los resultados obtenidos en el análisis de un parámetro biológico.</p> <p>e) Se han establecido los criterios de aceptación o rechazo de los resultados obtenidos en el procesado de muestras anatomopatológicas.</p> <p>f) Se ha identificado el protocolo de reconstitución y conservación de controles para evitar problemas de validación, de calibración y de control de calidad.</p> <p>g) Se ha valorado la importancia del estudio de la calidad de los resultados.</p> <p>h) Se han representado en gráficos de control en soporte digital los datos obtenidos según las reglas de control adecuadas.</p> <p>i) Se han elaborado informes técnicos en soporte digital siguiendo las especificaciones y los criterios establecidos.</p>
RA6	Realiza técnicas de microscopía, aplicando herramientas de digitalización y envío de imágenes	<p>a) Se han descrito los tipos y las características ópticas de los microscopios.</p> <p>b) Se ha detallado el funcionamiento del microscopio óptico.</p> <p>c) Se han enfocado preparaciones utilizando los microscopios disponibles en el laboratorio.</p> <p>d) Se han descrito los distintos sistemas de captación de imágenes digitales.</p>

		<p>e) Se han capturado imágenes de preparaciones microscópicas.</p> <p>f) Se ha procesado la imagen digital para mejorar su calidad.</p> <p>g) Se ha elaborado un archivo de imágenes digitales. h) Se han transferido imágenes utilizando distintos métodos.</p> <p>i) Se ha aplicado la norma de calidad y confidencialidad para la transferencia de datos asociados a las imágenes.</p>
RA7	<p>Aplica sistemas de gestión de calidad en el laboratorio clínico y de anatomía patológica, analizando las normas de calidad</p>	<p>a) Se han identificado las distintas normas de calidad aplicables en el laboratorio clínico y en anatomía patológica.</p> <p>b) Se han explicado las ventajas de la normalización y certificación de calidad.</p> <p>c) Se han relacionado los elementos del sistema de calidad con la actividad del laboratorio.</p> <p>d) Se han aplicado las normas de calidad.</p> <p>e) Se han identificado los documentos empleados en un sistema de gestión de calidad.</p> <p>f) Se han documentado los procedimientos de la actividad del laboratorio.</p> <p>g) Se han identificado los tipos de auditoría relacionándolos con la evaluación de la calidad.</p> <p>h) Se ha valorado la importancia de la gestión de la calidad en el laboratorio.</p>

Tabla 13. Resultados de aprendizaje y criterios de evaluación asociados al módulo TGL. Elaboración propia a partir de la Orden de 28 de octubre de 2015.

Contenidos Básicos del Módulo Técnicas Generales de Laboratorio y Temporalización.

Los contenidos que integran el currículo del módulo TGL y que aparecen recogidos en la normativa que desarrolla el título, Orden de 28 de octubre de 2015, se ordenan en la siguiente tabla:

RA	Bloque	Denominación del bloque de contenidos
RA1	1	Clasificación de materiales, equipos básicos y reactivos
RA2	2	Aplicación de protocolos de seguridad y prevención de riesgos en el laboratorio
RA3	3	Realización de disoluciones y diluciones
RA4	4	Aplicación de procedimientos de separación de sustancias
RA5	5	Realización de la valoración técnica de la coherencia y la fiabilidad de los resultados
RA6	6	Realización de técnicas de microscopía y digitalización de imágenes
RA7	7	Aplicación de sistemas de gestión de la calidad en el laboratorio

Tabla 14. Bloques de contenidos del módulo TGL y relación con resultados de aprendizaje. Elaboración propia a partir de Orden de 28 de octubre de 2015.

En la misma normativa se establece la duración de este módulo profesional en 288 horas, que se impartirán a razón de 9 horas semanales en bloques horarios 3+3+3.

Los bloques de contenido anteriormente indicados se distribuirán en once unidades didácticas que se relacionan a continuación, mostrándose igualmente la carga horaria que se les ha asignado y el periodo de evaluación en que se incluyen:

Bloque de contenidos	Unidad	Denominación	Nº sesiones	Nº horas	Evaluación
0	0	Presentación del módulo profesional	1	3	
2	1	El trabajo en el laboratorio	5	15	1
1	2	El material de laboratorio	6	18	1
1,2	3	Limpieza y mantenimiento de los materiales de laboratorio	6	18	1
1,2	4	Los productos de laboratorio	9	27	1
1,2,3	5	Las disoluciones	15	45	1

1,2,3	6	Técnicas potenciométricas	9	27	2
1,2,3,4	7	Las técnicas de separación	9	27	2
6	8	Las técnicas de microscopía	9	27	2
6	9	Captación, proceso y archivo de imágenes	9	27	3
5	10	La valoración técnica	9	27	3
7	11	El sistema de gestión de calidad	9	27	3

Tabla 15. Distribución de unidades y carga horaria del módulo TGL a lo largo del curso.

Fuente: Elaboración propia.

Metodología Didáctica

Los contenidos se trabajarán con la intención de adquirir competencias, de modo que la formación deberá aproximarse en la medida de lo posible a la realidad laboral, permitiendo la adquisición, al mismo tiempo, de conocimientos tanto conceptuales como procedimentales y actitudinales.

Para favorecer el proceso de aprendizaje se avanzará desde contenidos básicos que, una vez asentados, servirán de soporte para la construcción de nuevos conocimientos.

La metodología se desarrollará teniendo en cuenta que el módulo TGL tienen un marcado carácter práctico. Con la práctica se pretende por una parte que el estudiante establezca relación con la teoría y que con la resolución de los problemas que se le vayan planteando avance hacia nuevos conocimientos. El segundo objetivo es que se familiarice con las técnicas aplicadas y que conozca las características y usos de los aparatos e instrumentos utilizados.

Al impartirse en bloques horarios de tres horas, generalmente las exposiciones teóricas irán ligadas al desarrollo de la práctica correspondiente.

La metodología de trabajo será mayormente de grupo, cuya composición se determinará en función del material disponible y número de alumnos. No pueden obviarse las características del aula y del alumnado, ni tampoco los recursos existentes a la hora de programar el método didáctico.

Sin embargo, en muchos momentos el trabajo será individual, para potenciar el desarrollo de destrezas y la adquisición de responsabilidades por parte del estudiante.

La educación en actitudes puede insertarse marcando la importancia del trabajo bien hecho, el aprovechamiento del tiempo, la realización de las tareas encomendadas, así como el valor de la organización, limpieza y orden en el laboratorio, que estará a cargo de los alumnos, y será supervisada por el profesor, quien establecerá los turnos

que sean necesarios según su criterio. Para el trabajo en el laboratorio deberán acatarse también unas normas básicas de seguridad e higiene que incluirán el uso de guantes y bata, la prohibición de comer y beber, el depósito de residuos en los contenedores habilitados para ello y la precaución en el uso de reactivos peligrosos y material, así como al manipular los distintos aparatos con los que se trabaja. Estas normas deberán ser observadas por todos los usuarios del laboratorio. Tras las clases prácticas, se invertirá el tiempo necesario para la limpieza y recogida del material.

Dado que se cuenta con tres puestos de laboratorio, cada uno de los cuales se divide en cuatro zonas de trabajo y que en la clase hay veinticinco alumnos, se fijarán once agrupaciones de dos alumnos y otra más de tres estudiantes para la parte procedimental.

En cuanto a los grupos encargados de controlar el orden y la limpieza, se establecen cinco agrupaciones de cinco alumnos, siguiendo el orden alfabético de sus apellidos, que rotarán cada dos semanas.

Se propone, como material básico para el alumnado, la utilización del libro de texto: Simón Luis, F; Lorenzo Luque, M. I.; Gómez Aguado, F; Hernández Giménez, B. (2015). *Técnicas generales de laboratorio*. Barcelona: Ed. Altamar.

Este se complementará con otros materiales de apoyo y ampliación, como apuntes elaborados por el profesor, que incluirán los protocolos para la realización de las prácticas, a modo de guion, que el docente proporcionará para la realización de la experiencia correspondiente y donde aparecerá toda la información que se estime necesaria para el desarrollo adecuado del aprendizaje.

Se sugiere iniciar la actividad explicando al alumnado qué se va a estudiar y con qué finalidad, proporcionando un guion de la unidad. A continuación, se explicarán los contenidos con la intención de que se asimilen los conceptos clave y para ello se utilizarán diferentes recursos como la visualización de videos, consejos prácticos basados en la experiencia, combinación de teoría y actividades, consulta bibliográfica especializada, etc. Otro tipo de recursos didácticos a emplear pueden ser la realización de trabajos de búsqueda de información.

Entre las actividades se considera interesante la corrección conjunta y la comparación de resultados, que dé la oportunidad de comentar las respuestas discordantes y reconocer las debilidades conceptuales y procedimentales. La elaboración de un cuaderno de laboratorio también será fundamental para afianzar el aprendizaje.

El uso de las TIC se hará presente no sólo en clase, sino que se utilizará para el envío de información complementaria sobre cada unidad didáctica a través de un email compartido por alumnos y profesor, así como para el envío de tareas realizadas por los

estudiantes. De modo que se permita una comunicación permanente entre profesorado y alumnado.

Evaluación General del Módulo

En la Orden de 29 de septiembre de 2010, que regula la evaluación, certificación, acreditación y titulación académica del alumnado que cursa enseñanzas de formación profesional inicial en la Comunidad Autónoma de Andalucía se recoge que:

La evaluación del alumnado será realizada por el profesorado que imparta cada módulo profesional del ciclo formativo, de acuerdo con los resultados de aprendizaje, los criterios de evaluación y contenidos de cada módulo profesional, así como las competencias y objetivos generales del ciclo formativo asociados a los mismos (Orden de 29 de septiembre de 2010).

Esta evaluación debe aplicarse tanto al aprendizaje de los alumnos como a la práctica docente, con la intención de mejorar ambos aspectos. Para ello se hace necesario recoger información de forma sistemática, a fin de poder reajustar la intervención educativa en función de los aprendizajes reales del alumnado.

En lo que respecta al estudiantado, el proceso de evaluación pretende valorar si se han conseguido los resultados de aprendizaje que el currículo recoge para el módulo. Para ello se consideran los logros del alumnado, los objetivos propuestos y el grado de adquisición de las competencias. Por tanto, se va a realizar una evaluación continua, al mismo tiempo que se va produciendo el aprendizaje, que tendrá en cuenta la asimilación progresiva de los contenidos tanto conceptuales, como procedimentales y actitudinales y el desarrollo de capacidades.

La calificación del módulo se realizará haciendo una ponderación, considerando las unidades didácticas en función de cómo contribuyen a alcanzar cada resultado de aprendizaje, tal y como se indica en la tabla número 16.

RA	Unidad	Denominación	Nº sesiones	Nº horas	Evaluación	Ponderación de la calificación final
	0	Presentación del módulo profesional	1	3		
2	1	El trabajo en el laboratorio	5	15	1	5 %
1	2	El material de laboratorio	6	18	1	6 %

RA	Unidad	Denominación	Nº sesiones	Nº horas	Evaluación	Ponderación de la calificación final
1,2,	3	Limpieza y mantenimiento de los materiales de laboratorio	6	18	1	6 %
1,2	4	Los productos de laboratorio	9	27	1	8 %
1,2,3,	5	Las disoluciones	15	45	1	15 %
Ponderación de calificación correspondiente a la 1ª evaluación						40 %
1,2,3,	6	Técnicas potenciométricas	9	27	2	10 %
1,2,3,4	7	Las técnicas de separación	9	27	2	10 %
6	8	Las técnicas de microscopía	9	27	2	10 %
Ponderación de calificación correspondiente a la 2ª evaluación						30%
6	9	Captación, proceso y archivo de imágenes	9	27	3	10 %
5	10	La valoración técnica	9	27	3	10 %
7	11	El sistema de gestión de calidad	9	27	3	10 %
Ponderación de calificación correspondiente a la 3ª evaluación						30%

Tabla 16. Ponderación de la calificación por unidad didáctica y evaluación en el módulo TGL. Elaboración propia.

La valoración se realizará por evaluaciones (1ª, 2ª y 3ª), que serán trimestrales. Y se considerarán diferentes instrumentos para tal fin:

- Asistencia diaria a clase
- Interés y actitud del alumno
- Actividades y trabajos, tanto individuales como en grupo
- Trabajo en el taller de prácticas
- Pruebas test/escritas y procedimentales

Los resultados obtenidos en la evaluación se calificarán mediante un número entero cuyos valores oscilarán entre 1 y 10, realizándose el redondeo hacia arriba a partir de 0,5 puntos decimales y hacia abajo cuando haya menos de 0,5. Esta equivalencia se hace posible mediante el establecimiento de unos criterios de calificación que para el módulo de TGL se han fijado de la siguiente manera:

- **OBSERVACIÓN SISTEMÁTICA EN EL AULA: 10%.** Se valorará actitud frente a la materia, la ejecución de las tareas, el trabajo en equipo y la participación activa en clase, que se registrarán puntualmente en el diario de clase mediante una tabla como esta:

Limpieza / Orden	SI / NO
Participación / Interés	SI / NO
Ejecución de actividades propuestas	SI / NO
Respeto / Trabajo en grupo	SI / NO

Tabla 17. Criterios de observación sistemática en el aula.

Elaboración propia.

Se evaluará mediante la observación diaria por parte del profesorado y en ella se marcarán solo los aspectos negativos destacados, por tanto, en caso de que no se realice ninguna anotación se establece que la valoración en los mismos habrá sido positiva.

- **EJECUCIÓN DE PRUEBA PRÁCTICAS: 20 %.** El alumnado tendrá que efectuar una o varias determinaciones analíticas o manejar diferentes instrumentos analíticos. Se valoran, la realización del proceso, la explicación del fundamento de la técnica, los cálculos necesarios y la interpretación de los resultados, así como el cumplimiento de normas de seguridad e higiene y de las pautas indicadas por el profesor en el laboratorio. Se hará una prueba práctica correspondiendo con cada unidad temática que así lo requiera. Se necesita alcanzar la mitad de la nota correspondiente a esta parte, en cada evaluación, para superar el módulo, en caso contrario deberá realizarse una recuperación de prácticas.

La calificación de los procedimientos de carácter práctico se realizará en base a una rúbrica que se incluye en el anexo III.

- **INFORMES DE PRÁCTICAS: 10%.** Se valora la adecuada y puntual presentación del cuaderno de prácticas, como complemento de las actividades procedimentales realizadas en el laboratorio durante cada sesión práctica. Se evaluará mediante una rúbrica que puede consultarse en el anexo IV.
- **PRUEBAS OBJETIVAS: 60 %.** Pueden incluir preguntas (cortas, de desarrollo, test) y la resolución de problemas, en cuyo caso la nota obtenida será la media ponderada de todas las partes del ejercicio. La ponderación habitual será: 50 % de las preguntas de tipo test, 30 % correspondiente a preguntas cortas o de desarrollo y 20 % la resolución de problemas y se realizará en función de los contenidos que se quieran evaluar. En cada prueba se indicará en el encabezamiento, el valor de cada ejercicio. En los cuestionarios tipo test cada pregunta tendrá cuatro respuestas posibles, de

las cuales solo una será correcta. Para obtener una calificación igual a 5, el alumno deberá responder correctamente al 50% de las preguntas planteadas, existiendo penalización por los errores, por cada tres respuestas incorrectas se restará una correcta.

La calificación final se obtendrá mediante la ponderación de las notas correspondientes a los cuatro instrumentos de evaluación citados previamente, aplicados en la evaluación de cada unidad didáctica.

El módulo se considerará aprobado cuando se obtenga evaluación positiva en todas y cada una de las unidades didácticas con una calificación igual o superior a 5.

❖ Sistema de recuperación

Los alumnos que hayan obtenido evaluación negativa en alguna de las unidades didácticas realizarán actividades de refuerzo que les permitan recuperar el ritmo de aprendizaje. Tales actividades podrán consistir en la realización y corrección de ejercicios complementarios, trabajos de revisión bibliográfica sobre temas relacionados con la materia o la realización de pruebas orales y/o escritas para verificar la recuperación.

Del mismo modo, y siguiendo las directrices marcadas por la Orden de 29 de septiembre de 2010, que regula la evaluación del alumnado de formación profesional inicial, si al finalizar el periodo lectivo del módulo, tras realizar la última evaluación parcial, no se han alcanzado los resultados del aprendizaje previstos, se plantean actividades de refuerzo para que el alumno estructure sus tareas de repaso. La asistencia a esas actividades lectivas será obligatoria hasta que termine el régimen ordinario de clases. Y estos ejercicios, junto a la realización de una prueba escrita, servirán para evaluar al alumno en la evaluación final.

El módulo profesional no se superará cuando la calificación obtenida en alguna de las pruebas de recuperación sea inferior a 5 puntos sobre 10.

❖ Mejora de la calificación

El alumnado que habiendo superado todas las evaluaciones parciales de un módulo esté interesado en mejorar su calificación puede hacerlo. Para ello, deberá acudir durante el mes de junio a diferentes seminarios, consistentes en la realización de actividades de ampliación, aclaración de dudas, exposición de trabajos y controles de conocimientos semejantes a los realizados a lo largo del curso, para valorar la adquisición de nuevos conocimientos, destrezas y el desarrollo de actitudes.

Para optar a la mejora de la calificación en la evaluación final, será imprescindible la realización de pruebas escritas específicas.

❖ Evaluación de la práctica docente

La evaluación de la labor docente se articula como mecanismo de mejora y ajuste de los procesos de enseñanza-aprendizaje. Para poder llevarse a cabo es necesario contar con las impresiones del alumnado, que deben sondearse de forma activa a fin de recabar información sobre la práctica docente, con la intención de promover la reflexión y conducir a la mejora del proceso.

Puede ser adecuado incluir en la programación una serie de elementos que actúen como indicadores de la idoneidad de esta práctica, como la cumplimentación tras finalizar cada unidad didáctica, de un breve cuestionario anónimo en el que el alumno debe responder a dos preguntas:

¿Qué parte de la unidad didáctica te ha gustado más y por qué?

¿Qué parte de la unidad didáctica cambiarías y por qué?

Se pretende con ello conocer sus opiniones para realizar ajustes, si fuera necesario, en la práctica de las demás unidades didácticas y de cara a próximos cursos.

Por otra parte, el profesorado se autoevaluará, habida cuenta de los resultados obtenidos por el alumnado en relación a la consecución de lo programado, para identificar puntos débiles en el proceso de enseñanza-aprendizaje.

Elementos Curriculares Complementarios

Aquí se consideran las medidas de respaldo al alumnado con necesidades especiales de apoyo educativo y la transversalidad en el aula.

❖ Alumnado con necesidades específicas de apoyo educativo

Se refiere a alumnos que requieren apoyos o atenciones más específicas que el resto para acceder a los aprendizajes del currículo.

Suele ser más frecuente en la Formación Profesional básica, algo menos en los ciclos formativos de grado medio y apenas es común en los ciclos formativos de grado superior.

En el caso de la Formación Profesional, dado su carácter posobligatorio, las adaptaciones curriculares a realizar serán por lo general de carácter no significativo y supondrán simples modificaciones en contenidos, métodos de trabajo o tiempos.

❖ Transversalidad

A fin de favorecer la formación integral del alumnado, se incluyen dentro del módulo temas de contenido transversal que se desarrollarán a lo largo de las distintas unidades didácticas. En esta unidad didáctica se trabajan los siguientes:

- Valores de convivencia, paz y educación: Fomentando el trabajo en equipo, asignación de responsabilidades, fomento de la tolerancia y el respeto, educación de las actitudes.
- TIC: Uso de recursos informáticos, correo electrónico, medios audiovisuales.
- Prevención de riesgos laborales.
- Educación medioambiental: Reciclado de residuos, valoración del uso responsable de los recursos.
- Educación para la igualdad entre sexos: Transmitiendo valores no sexistas en cuanto a los roles desempeñados en la realización tareas.

3.4.2. PLANIFICACIÓN DE LA UNIDAD DIDÁCTICA

1. UNIDAD DIDÁCTICA (UD) 5: Realización de disoluciones y diluciones

2. DURACIÓN: 45 horas

3. RA 3: Realiza disoluciones y diluciones de muestras y reactivos, justificando cálculos de masas, volúmenes y concentraciones

4. OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

1. Prepara y calibra los aparatos y materiales según normas estandarizadas y de calidad.
2. Selecciona los materiales volumétricos y los reactivos necesarios en la determinación de disoluciones de concentración requerida.
3. Identifica las reacciones que tienen lugar en el proceso de preparación de una disolución.
4. Calcula las masas y concentraciones de los reactivos implicados en una reacción dada aplicando las leyes químicas.
5. Expresa las disoluciones en distintas unidades de concentración.
6. Valora la disolución frente a un reactivo de referencia normalizado.
7. Aplica las normas de calidad, salud laboral y protección ambiental en todo el proceso de preparación de disoluciones.
8. Obtiene la concentración final del analito a partir de los cálculos correspondientes.
9. Define los métodos de cálculo y de la medida electroquímica del pH.

5. CONTENIDOS DE LA UNIDAD 5

A. CONCEPTUALES

1. Disolución: Concepto y propiedades.
2. Concentración de una disolución y formas de expresarla.
3. Diluciones seriadas.
4. Métodos electroquímicos: el pHmetro.
5. Valoraciones ácido-base. Métodos volumétricos de análisis: Neutralización ácido-base.
6. Preparación de soluciones amortiguadoras. Punto de equivalencia y punto final. Indicadores.

B. PROCEDIMENTALES

1. Manejo y limpieza del material volumétrico.
2. Medición de masas y volúmenes.
3. Calibración de aparatos volumétricos y balanzas según las normas estandarizadas y de calidad.
4. Selección de material volumétrico en función de la operación a realizar.
5. Preparación y normalización de reactivos y soluciones patrón.
6. Realización de cálculos de concentraciones.
7. Preparación y valoración de disoluciones.
8. Volumetrías de neutralización según los PNT y siguiendo las BPL.

7. METODOLOGÍA

ACTIVIDAD		METODOLOGÍA	RECURSOS
TIPO ACTIVIDAD	TEMPO-RALIZACIÓN		
SESIÓN 1			
Presentación de la UD	15 min	Se presentan los objetivos de aprendizaje. Se sitúa la unidad en el módulo y se relaciona con el resto de unidades que lo componen.	Mediante presentación en PowerPoint
Lluvia de ideas en torno a la observación de diferentes mezclas	30 min	El profesor utilizando mezclas y disoluciones cotidianas y realizando distintas preguntas induce a generar ideas sobre el tema de disoluciones	Laboratorio y su material Presentación PowerPoint

ACTIVIDAD		METODOLOGÍA	RECURSOS
TIPO ACTIVIDAD	TEMPO- RALIZA- CIÓN		
		(mezclas homogéneas y heterogéneas, disoluciones, concentración, etc.).	
Exposición de mapa conceptual con palabras clave surgidas de la lluvia de ideas	30 min	El profesor junto con los alumnos elabora un mapa ordenando las palabras clave surgidas.	
Explicación relativa a los tipos de mezclas, disoluciones, reacciones, ajuste de reacciones Conclusión del profesor	105 min	El profesor mediante un video explica los tipos de disoluciones y sus propiedades e introduce los conceptos de soluto, disolvente, reacción química y ajuste de reacciones. Se realiza una exposición conjunta entre el profesor y el alumnado que resume los contenidos.	Internet Pantalla Pizarra
SESIÓN 2 MEDIDAS DE MASA			
Presentación de la sesión del día	15 min	Explicación de contenidos y metodología a seguir.	PowerPoint Pizarra
Clase magistral participativa. Revisión del SI de unidades, unidades derivadas, factores de conversión, notación científica...	45 min	Actividad inicial de realización conjunta de actividades para recordar estos conceptos.	Presentación PowerPoint Pizarra
Práctica guiada relativa a la limpieza, calibración de balanzas y medición de masas	120 min	El profesor limpia y calibra una balanza en el laboratorio, según el procedimiento normalizado de trabajo, y muestra el modo de medir la masa de distintos reactivos.	Laboratorio y su material

ACTIVIDAD		METODOLOGÍA	RECURSOS
TIPO ACTIVIDAD	TEMPO- RALIZA- CIÓN		
		<p>Posteriormente anota el resultado de la medición.</p> <p>El alumno reproduce el procedimiento de calibrado y medida en todas las balanzas del laboratorio, registrando la calibración y elabora un informe con los resultados.</p>	
SESIÓN 3 MEDIDAS DE VOLÚMENES			
Presentación de la sesión del día	15 min	Explicación de contenidos y metodología a seguir.	Laboratorio y su material
<p>Práctica guiada relativa a la medición de volúmenes y calibración del material</p> <p>Y determinación de la exactitud del material volumétrico</p>	165 min	<p>El profesor muestra los diferentes instrumentos de medida de volúmenes en el laboratorio, indicando sus características, método de limpieza y calibración, según el procedimiento normalizado de trabajo. Muestra el modo de medir el volumen de un líquido según la precisión requerida.</p> <p>Posteriormente anota el resultado de la calibración en el registro del laboratorio y el resultado de la medición.</p> <p>El alumno reproduce el procedimiento de calibrado y medida de diferentes volúmenes, con los diferentes instrumentos (pipeta, bureta, matraz aforado...) registrando la calibración y elabora un informe con los resultados.</p> <p>Determina el grado de tolerancia de los distintos materiales volumétricos de vertido y contenido en relación al peso del agua que contienen o vierten.</p>	Laboratorio y su material
SESIÓN 4 DETERMINACIÓN DE LA CONCENTRACIÓN DE DISOLUCIONES			
Presentación de la sesión del día	15 min	Explicación de contenidos y metodología a seguir.	PowerPoint Pizarra

ACTIVIDAD		METODOLOGÍA	RECURSOS
TIPO ACTIVIDAD	TEMPO-RALIZACIÓN		
Exposición relativa a los modos de expresar la concentración de las disoluciones	45 min	El profesor expone los distintos modos de expresar la concentración de las disoluciones.	Pizarra Presentación PowerPoint.
Resolución de problemas relativos a concentración de disoluciones	120 min	A partir del planteamiento de los problemas, la resolución se hará individualmente, con una puesta en común de resultados, a medida que se van realizando.	Pizarra
SESIÓN 5 CÁLCULO Y PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES			
Envío previo de protocolo de la práctica por plataforma classroom			
Presentación de la sesión del día	15 min	Explicación de contenidos y metodología a seguir.	
Clase magistral sobre técnicas de preparación de disoluciones. y aclaración del protocolo de prácticas	20 min	Se introduce concepto de riqueza de un reactivo. Con ayuda de un vídeo, se explica el procedimiento para la mezcla de componentes.	Internet Pantalla
Práctica relativa a la obtención de disoluciones sólido/ líquido líquido/ líquido de concentración conocida	145 min	El alumnado prepara en el laboratorio, disolución de hidróxido sódico a partir de sosa cáustica comercial y disolución de ácido clorhídrico a partir de HCl comercial. Realiza informe de resultados.	Laboratorio y su material
SESIÓN 6 SOLUBILIDAD			
Envío previo de protocolo de la práctica por plataforma classroom			

ACTIVIDAD		METODOLOGÍA	RECURSOS
TIPO ACTIVIDAD	TEMPO- RALIZA- CIÓN		
Presentación de la sesión del día	15min	Explicación de contenidos y metodología a seguir.	
Clase magistral participativa: Solubilidad, coeficiente de solubilidad. Resolución de dudas sobre protocolo de prácticas	45 min	El profesor ayudándose de ejemplos cotidianos y realizando distintas preguntas induce a generar ideas sobre la solubilidad de las sustancias, su efecto sobre la concentración de la disolución y el significado de coeficiente de solubilidad.	Internet Pantalla
Práctica sobre curvas de solubilidad. Efecto de la temperatura sobre la solubilidad	120 min	Comprobar efecto de la temperatura sobre la solubilidad del nitrato potásico y el azúcar de mesa. Representar sus curvas de solubilidad. Realizar informe de resultados.	Laboratorio y su material
SESIÓN 7 CÁLCULO DE CONCENTRACIONES Y ELABORACIÓN DE DISOLUCIONES			
Envío previo de protocolo de la práctica por plataforma classroom			
Presentación de la sesión del día. Resolución de dudas sobre protocolo de prácticas	15 min	Explicación de contenidos y metodología a seguir.	PowerPoint Pizarra
Práctica: Elaborar disoluciones de NaCl de dos concentraciones diferentes.	165 min	Se elabora una disolución de NaCl de dos concentraciones diferentes. Realización de cálculos individual y cotejo de resultados con el compañero. Trabajo en parejas.	Laboratorio y su material
Modificar una disolución de sacarosa		Se elabora una disolución de sacarosa de concentración conocida, y a partir de ella se obtienen otras dos de diferente concentración, una más concentrada y otra más diluida. Realización de informe de resultados.	
SESION 8 DILUCIONES			

ACTIVIDAD		METODOLOGÍA	RECURSOS
TIPO ACTIVIDAD	TEMPO-RALIZACIÓN		
Envío previo de protocolo de la práctica por plataforma classroom			
Presentación de la sesión del día	15 min	Explicación de contenidos y metodología a seguir.	
Clase magistral relativa al modo de obtener diluciones a partir de disoluciones preparadas y el cálculo del factor de dilución. Diluciones seriadas	45 min	Visualización de un video explicativo. Realización de actividades, tipo problema, de forma individual y exposición de resultados de forma conjunta.	Internet Pantalla Pizarra
Práctica: Hacer banco de diluciones	120 min	Preparar un banco de diluciones de 5 tubos, con diferentes factores de dilución y diferentes volúmenes finales, partiendo de disoluciones realizadas en las sesiones 5 y 7. Realizar informe de resultados.	Laboratorio y su material
SESIÓN 9 EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE			
Presentación de la sesión del día	15 min	Explicación de contenidos y metodología a seguir.	
Lluvia de ideas en torno a los términos ácido y base Observación de sustancias ácidas y Básicas	60 min	Observar el comportamiento de los ácidos y las bases con los indicadores. El profesor, junto con el alumnado, elaboran un esquema ordenando los conceptos clave surgidos.	Presentación en Power-Point
Clase magistral el equilibrio ácido/base en agua (fuerza de los ácidos y las bases en disolución acuosa		Visualización de vídeo explicativo.	Internet

ACTIVIDAD		METODOLOGÍA	RECURSOS
TIPO ACTIVIDAD	TEMPO- RALIZA- CIÓN		
Realización de ejercicios y resolución de problemas relativos a los equilibrios ácido-base	105 min	El alumnado, resuelve cuestiones y problemas referentes a los contenidos desarrollados en las actividades iniciales y comparan resultados.	Pizarra
SESIÓN 10 pH			
Envío previo de protocolo de la práctica por plataforma classroom			
Presentación de la sesión del día	15 min	Explicación de contenidos y metodología a seguir.	
Clase magistral: Cálculo de pH, elección de indicadores	40 min	Exposición del método de cálculo numérico del pH.	Pizarra PowerPoint
phmetro		Visualización de un vídeo sobre componentes y calibrado de phmetro.	Internet
Práctica: Manejo del phmetro	125 min	Calibración del phmetro por los alumnos y medida del pH de diferentes sustancias en solución.	Laboratorio y su material
Práctica: Valoración para determinación del pH		Determinar la acidez de un vinagre mediante la valoración con una solución de NaOH.	Laboratorio y su material
SESIÓN 11 REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN			
Presentación de la sesión del día	15 min	Explicación de contenidos y metodología a seguir.	
Clase magistral participativa	30 min	Presentación PowerPoint sobre fortaleza de ácidos y bases. El profesor entrega fichas de ácidos y bases a los alumnos. El alumnado, por grupos, las analiza, las clasifica según corresponda (ácido o base	PowerPoint Fichas con el nombre de ácidos y bases

ACTIVIDAD		METODOLOGÍA	RECURSOS
TIPO ACTIVIDAD	TEMPO- RALIZA- CIÓN		
		fuerte y ácido o base débil) y representa mediante ecuaciones las posibles neutralizaciones entre ellas, sugiriendo el indicador adecuado.	
	20 min	El profesor presenta un ejemplo práctico en la pizarra sobre el procedimiento de valoración volumétrica frente a patrones primarios describiendo las características de éstos, y de los indicadores.	Pizarra Fichas del profesor sobre indicadores
Resolución de cuestiones y cálculos relativos a las volumetrías de neutralización.	115 min	El alumnado resuelve las cuestiones y los cálculos, planteados por el profesor.	Cuestionario elaborado por el profesor
SESIÓN 12 VALORACIÓN DE NEUTRALIZACIÓN			
Envío previo de protocolo de la práctica por plataforma classroom			
Presentación de la sesión del día	15 min	Explicación de contenidos y metodología a seguir.	
Práctica autónoma de la realización de una valoración de neutralización	165 min	Lectura del protocolo de prácticas y resolución de dudas. Por parejas, realizar valoración de un ácido fuerte con una base fuerte y representarla mediante una curva de titulación.	Laboratorio y su material
SESIÓN 13 SOLUCIONES AMORTIGUADORAS			
Envío previo de protocolo de la práctica por plataforma classroom			
Presentación de la sesión del día	15 min	Explicación de contenidos y metodología a seguir	
Lluvia de ideas sobre soluciones tampón	10 min	¿Qué es? ¿Cuáles conocemos? ¿Importancia?	PowerPoint Internet
Clase magistral	30 min	Haciendo uso de vídeo explicativo y presentación PowerPoint	Pantalla

ACTIVIDAD		METODOLOGÍA	RECURSOS
TIPO ACTIVIDAD	TEMPO- RALIZA- CIÓN		
Práctica: Preparación de solución tampón y estudio de su comportamiento	125 min	Por parejas, preparar solución tampón ácido acético/ acetato sódico. Comprobar capacidad reguladora al añadir ácido o base. Registro de resultados.	Laboratorio y su material
SESIÓN 14 EVALUACIÓN PRÁCTICA			
Actividad específica de evaluación consistente en la práctica autónoma de preparación y valoración de una disolución	180 min	A partir de un problema analítico propuesto, el alumno debe desarrollar la práctica, indicando: Fundamento, procedimiento que hay que seguir, material y reactivos necesarios, cálculos que hay que realizar para llegar a obtener los resultados y la interpretación de estos.	Laboratorio y su material
SESIÓN 15 EVALUACIÓN DE LA PARTE CONCEPTUAL			
Examen teórico	180 min		Plantilla de examen

Tabla 18. Mapa de sesiones para la unidad 5. Elaboración propia.

- El desarrollo práctico se realizará por parejas, a fin de adaptarse a los recursos materiales y espaciales disponibles.
- Asociado al desarrollo práctico se deberá emitir un informe de resultados y la cumplimentación de las actividades propuestas en los correspondientes protocolos de prácticas, elaborando un informe de prácticas que deberá entregarse al concluir la unidad de forma obligatoria y que se evaluará como ya se indicó en el epígrafe relativo al sistema de evaluación.

4. BIBLIOGRAFÍA

4.1. REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS DE LA REVISIÓN

- Alonso Rodrigo, M. (1996). *Técnicas Básicas en el laboratorio de química*. Valladolid: Universidad de Valladolid.
- Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., & Murphy, C. J. (2009). *Química, la ciencia central* (11.ª ed.). México: Pearson Educación.
- D'Ocon Navaza, C., García García-Saavedra, M. J., & Vicente García, J. C. (2006). *Fundamentos y técnicas de análisis bioquímico*. Madrid: Thomson Editores Spain Paraninfo, S.A.
- Domínguez Reboiras, M. Á. (2006). *Química. La ciencia básica*. Madrid: Thomson Editores Spain Paraninfo, S.A.
- Fidalgo Sánchez, J. A., & Fernández Pérez, M. R. (2008). *Química general*. León: Editorial Everest, S.A.
- González de Buitrago, J. M. (2005). *Técnicas y métodos de laboratorio clínico* (2.ª ed.). Barcelona: Masson, S.A.
- Petrucci, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., & Bissonnette, C. (2011). *Química general. Principios y aplicaciones modernas* (10.ª ed.). Madrid: Pearson Educación, S.A.
- Prieto Menchero, S., Amich Oliveras, S., & Salve Martínez, M. L. (1993). *Laboratorio clínico. Principios generales*. Madrid: McGraw-Hill - Interamericana.

4.2. BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA

- Asimov, I. (2017). *Breve historia de la química: introducción a las ideas y conceptos de la química* (3.ª ed.). Madrid: Alianza.
- Gallego Picó, A. (2018). *Química básica*. UNED. Recurso electrónico. Recuperado de <<https://libroselectronicos.ujaen.es/Record/Xebook1-5842>> (última consulta: 17/06/2019).
- Instituto de Enseñanza Secundaria San Juan Bosco. (2017). *Plan de centro*. Recuperado de <<http://www.sanjuanbosco.net/organizacion.htm>> (última consulta: 17/06/2019).

Orden de 29 de septiembre de 2010, por la que se regula la evaluación, certificación, acreditación y titulación académica del alumnado que cursa enseñanzas de formación profesional inicial que forma parte del sistema educativo en la Comunidad Autónoma de Andalucía. Boletín Oficial de la Junta de Andalucía, núm. 202 de 15 de octubre de 2010, 7-47. Recuperado de

<<https://www.adideandalucia.es/normas/ordenes/Orden29sept2010evaluacionformacionprofesional.pdf>> (última consulta: 17/06/2019).

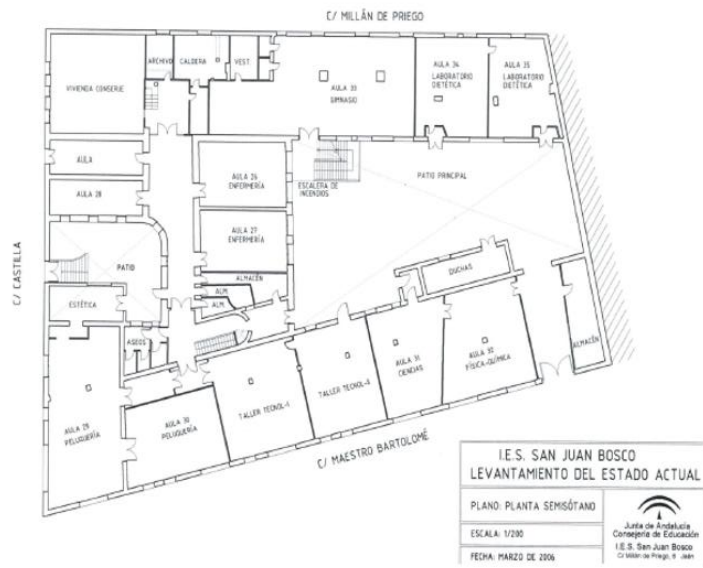
Orden de 28 de octubre de 2015, por la que se desarrolla el currículo correspondiente al título de Técnico Superior en Laboratorio Clínico y Biomédico. Boletín Oficial de la Junta de Andalucía, núm. 233, de 1 de diciembre de 2015, 114-183. Recuperado de <<http://www.todofp.es/dam/jcr:0ed51e4d-6129-4306-914d-0083f2694f12/andtslaboratorio-clinico-y-biomedico-pdf.pdf>> (última consulta: 17/06/2019).

Real Decreto 1147/2011, de 29 de julio, por el que se establece la ordenación general de la formación profesional del sistema educativo. Boletín Oficial del Estado, núm. 182, de 30 de julio de 2011, 86766-86800. Recuperado de <<http://www.adideandalucia.es/normas/RD/RD1147-2011OrdenacionGeneralFormacionProfesional.pdf>> (última consulta: 17/06/2019).

Real Decreto 771/2014, de 12 de septiembre, por el que se establece el título de Técnico Superior en Laboratorio Clínico y Biomédico y se fijan sus enseñanzas mínimas. Boletín Oficial del Estado, núm. 241, de 4 de octubre de 2014, 79331-79392. Recuperado de <<https://www.boe.es/buscar/doc.php?id=BOE-A-2014-10068>> (última consulta: 17/06/2019).

5. ANEXOS

ANEXO I: Planos del edificio del I.E.S. San Juan Bosco de Jaén.



ANEXO II. Cuestionario realizado a los alumnos del módulo TGL, en el turno de tarde, del CFGS de Laboratorio Clínico y Biomédico, en el I.E.S. San Juan Bosco de Jaén. Elaboración propia

1. Nombre
2. Edad
3. ¿Cuál es tu formación académica?
4. ¿Cuál ha sido tu vía de acceso al ciclo?
 - Bachillerato de ciencias
 - Bachillerato de humanidades
 - Prueba de acceso
 - Ciclo formativo grado medio ¿Cuál?
 - Otro ¿Cuál?
5. ¿Cursas este año por primera vez el módulo de Técnicas Generales de Laboratorio?
6. Lugar de procedencia. ¿En qué lugar está tu domicilio habitual?
7. ¿Cuál es tu principal motivación para estudiar?
8. ¿Estás independizado/a?
9. ¿Tienes familia propia?
10. ¿Compatibilizas actualmente estudios y trabajo?
11. ¿Has tenido ya contacto con el mundo laboral?
12. ¿Qué quieres hacer cuando termines el ciclo?

ANEXO III. RÚBRICA EXAMEN PRÁCTICO. Criterios de calificación y valores asignados. Elaboración propia

	Excelente 10 puntos	Bueno 7 puntos	Regular 5 puntos	Deficiente 2 puntos
Preparación del material 10%	Prepara todos los equipos, los materiales y la zona de trabajo	Prepara la mayoría de los equipos, los materiales y la zona de trabajo	Prepara por lo menos la mitad de los equipos, los materiales y la zona de trabajo	Prepara menos de la mitad de los equipos, los materiales y la zona de trabajo.
Cumplimiento de normas de seguridad e higiene 10%	Cumple con todas las normas de seguridad del laboratorio. Maneja con seguridad todos los materiales. Utiliza el equipo de seguridad necesario	Cumple con un mínimo del 80% de las normas de seguridad del laboratorio. Maneja con seguridad todos los materiales. Utiliza el equipo de seguridad necesario	Cumple con un mínimo del 80% de las normas de seguridad del laboratorio. Maneja con seguridad por lo menos el 80% de los materiales. Utiliza el equipo de seguridad necesario	Cumple con un mínimo del 60% de las normas de seguridad. Maneja con seguridad por lo menos el 60% de los materiales. Utiliza el equipo de seguridad necesario
Pautas 10%	Sigue todas las instrucciones dadas por el profesor. No desperdicia materiales y/o recursos	Sigue la mayoría de las instrucciones del profesor. No desperdicia materiales y/o recursos	Sigue gran parte de las instrucciones del profesor. Desperdicia algunos materiales y/o recursos	No sigue la mayor parte de las instrucciones del profesor. Desperdicia algunos materiales y/o recursos
Fundamento de la técnica 30%	Conoce perfectamente el fundamento de la técnica	Omite algún detalle al describir la técnica	Describe más del 60 % del fundamento de la técnica	Puede describir menos del 40% del fundamento de la técnica
Actividades e interpretación de resultados 40%	Realiza todas las actividades propuestas e interpreta correctamente los resultados	Realiza el 80% de todas las actividades propuestas e interpreta correctamente los resultados	Realiza menos del 70% de todas las actividades propuestas y no interpreta correctamente los resultados	Realiza menos del 50% de todas las actividades propuestas y no interpreta correctamente los resultados

ANEXO IV. RÚBRICA CUADERNO PRÁCTICAS. Criterios de calificación y valores asignados. Elaboración propia

	Excelente 10 puntos	Bueno 7 puntos	Regular 5 puntos	Deficiente 2 puntos
Organización y limpieza 30%	Clasifica y ordena todas las actividades con ayuda de índice, títulos, paginación. para organizar visualmente el material	La mayoría de las actividades están clasificadas, presentadas de forma adecuada, limpia y ordenada	Solo algunas actividades están presentadas de forma adecuada, limpia y ordenada	Ninguna de las actividades está presentada de forma adecuadamente. Carece de formato
Presentación 20%	Es original e incluye imágenes y/o esquemas para comprender la actividad o sus resultados, además se etiquetan de forma ordenada	Presentación normal y adecuada. Incluye imágenes para comprender las actividades o sus resultados, que están etiquetadas	La presentación es creativa pero no adecuada	La presentación no se ha elaborado
Contenidos 50%	Perfectamente elaborados con orden lógico, coherencia y cohesión. Incluye descripción de la práctica y metodología, desarrollo, datos, resultados y conclusiones. Se amplían usando otras fuentes	Contenidos expresados de forma satisfactoria, con orden y elaboración adecuada. Falta algún elemento correspondiente a descripción de la práctica, metodología, desarrollo, datos, resultados o conclusiones	Los contenidos no están suficientemente elaborados. Faltan o son incorrectos varios elementos correspondientes a descripción de la práctica, metodología, desarrollo, datos, resultados o conclusiones	Contenidos mal organizados, sin coherencia. Faltan la mitad de los elementos correspondientes a descripción de la práctica, metodología, desarrollo, datos, resultados o conclusiones

ANEXO V. PROTOCOLO DE PRÁCTICAS. EJEMPLO

TÉCNICAS GENERALES DE LABORATORIO		
U5	PRÁCTICA 7	ELABORAR UNA DISOLUCIÓN DE NaCl

1. OBJETIVOS

- Elaborar 100 ml de disolución de NaCl en agua al 0,9% (suero salino o fisiológico).
- Elaborar una disolución de 100 ml de NaCl con concentración de 2 moles/litro (2 M) en agua.

2. MATERIAL, EQUIPO Y PRODUCTOS

MATERIAL Y EQUIPOS	PRODUCTOS
<ul style="list-style-type: none">- Balanza- Vaso de precipitados de 100 ml- Pipeta graduada de vidrio- Pipeta Pasteur- Matraz aforado de 100 ml- Embudo- Varilla o agitador magnético- Cuchara y/o espátula- Parafilm- Frasco de cristal topacio- Termómetro- EPI: guantes y bata	<ul style="list-style-type: none">- NaCl (sal de mesa)- Agua destilada

3. CÁLCULO

- 1) Elaborar 100 ml de disolución de NaCl en agua al 0,9%. ¿Cuánta sal hay que pesar?

El coeficiente de solubilidad de la sal: 358g/L: 35,8g/100ml.

- 2) Elaborar una disolución de 100 ml de NaCl con concentración de 2 moles/litro (2M) en agua destilada. ¿Cuánta sal hay que pesar?

4. PROCEDIMIENTO

Para cada una de las valoraciones se procederá de la siguiente forma:

1) Elaborar 100 ml de disolución de NaCl en agua al 0,9%:

- Realizar los cálculos necesarios para saber qué cantidad de NaCl han de contener los 100 ml de disolución. Para hacerlo, hay que observar la información de la etiqueta del NaCl comercial o bien la que facilite el profesorado.
- Se toma la balanza y se coloca sobre una superficie lisa y nivelada, como la encimera del laboratorio, se nivelan las patas y se enciende. Se pesa la cantidad necesaria de NaCl comercial en un vidrio de reloj.
- Se pone un poco de agua destilada en el vaso de precipitados y se añade el NaCl, agitando con la varilla o llevamos al agitador magnético a pocas revoluciones. Se va incorporando más agua y agitando, sin llegar a los 100 ml. El soluto debe quedar totalmente disuelto.
- Se pasa la disolución a un matraz aforado de 100 ml con la ayuda del embudo. Hay que prestar atención a que no quede nada de soluto en el fondo del vaso.
- Con ayuda de una pipeta, se añade agua hasta enrasar los 100 ml, poco a poco, para conseguir el volumen justo.
- Una vez enrasado el matraz, se usará parafilm para tapar la apertura del matraz y poder agitar la disolución y mezclarla uniformemente, sin verterla.
- Al finalizar, se limpia y recoge el material y el espacio de trabajo.

2) Elaborar una disolución de 100 ml de NaCl con concentración de 2 moles/litro (2M) en agua destilada.

Se realizan los mismos pasos que en la disolución anterior.

5. RESULTADOS Y CONCLUSIONES

Expresa los resultados y conclusiones del siguiente modo.

Por ejemplo: - A 22°C 34,9g +100ml. Se diluye

- A 22°C 35,9g +100ml. No se diluye

6. PREGUNTAS

1. ¿Cómo harías para saber qué cantidad de sal corresponde a una disolución saturada?
2. ¿Cómo harías para realizar una dilución 1:10 de esta disolución?

3. ¿Cuál sería la normalidad de esta disolución?
4. ¿Se diluyen los 34,9g de NaCl a temperatura ambiente (20°C)?
5. Si se diluye, añade 1g de NaCl y responde: si o no y porqué.
6. ¿Cómo se comporta el tipo de sal gruesa respecto a la fina?
7. Y la temperatura, ¿Cómo afecta?

ANEXO VI. MODELO DE EXAMEN

A. PREGUNTAS TEST. Cada respuesta correcta vale 0,5 puntos (Domínguez, 2006)

- Para preparar 200 ml de una disolución 1 M de KNO_3 a partir de 200 ml de otra disolución 0.8 M KNO_3 , se puede:
 - Añadir 0.2 moles de KNO_3
 -Añadir 4.04 g KNO_3 sólido
 - Evaporar 20 ml de agua
 - Añadir 20 moles de agua

- De las reacciones que se indican a continuación, señalar cuál es reacción de sustitución:
 - $Cl_2 + 2FeCl_2 \rightarrow 2FeCl_3$
 - $2Ag_2O \rightarrow 4Ag + O_2$
 - $2Li + MgO \rightarrow Li_2O + Mg$
 - $Na_2O_2 + 2Na \rightarrow 2Na_2O$

- Indicar cuál de las siguientes afirmaciones es cierta.
 - Los errores sistemáticos no afectan a la exactitud de una medida
 -Los errores fortuitos pueden afectar a la exactitud y precisión de una medida
 - Una medida exacta siempre es precisa
 - Cuanto mayor es el número de cifras significativas con que se expresa una cantidad, mayor es su exactitud

- ¿Cuál de los siguientes ácidos neutraliza exactamente a 25 cm^3 de una disolución 1 M de $NaOH$?
 - 20 cm^3 de ácido clorhídrico 2 M
 - 30 cm^3 de ácido acético 1.5 M
 - 15 cm^3 de ácido nítrico 2.5 M
 -10 cm^3 de ácido sulfúrico 1.25 M

- En una reacción química en la cual se ha alcanzado el equilibrio químico se cumple que:
 - Los reactivos se han consumido totalmente
 - El orden de las reacciones directa e inversa se ha igualado

- c) ...La adición de productos a la mezcla de equilibrio producirá mayor cantidad de reactivos
- d) La relación entre las concentraciones de productos y reactivos es la unidad
6. Una disolución 0.1 M de un ácido monoprótico, HX , tiene un pH de 4,5 por lo que se puede asegurar que se trata de un ácido:
- Orgánico
 - Fuerte
 - Muy poco soluble
 - ...Poco disociado
7. ¿Cuál de las siguientes situaciones dará origen a una disolución con el valor de pH más bajo?
- Una concentración baja de un ácido con un valor bajo de K_a
 - ...Una concentración alta de un ácido con un valor alto de K_a
 - Una concentración baja de un ácido con un valor alto de K_a
 - Una concentración alta de un ácido con un valor bajo de K_a
8. En una disolución 0.1 M de amoníaco
- $$NH_3(ac) + H_2O(l) \rightarrow NH_4^+(ac) + OH^-(ac):$$
-la adición de hidróxido sódico reduce la concentración de iones amonio
 - La adición de una base fuerte aumenta la ionización del amoníaco
 - La adición de un ácido disminuye la disociación del amoníaco
 - La adición de un ácido aumenta el valor de la constante de disociación
9. Se prepara un 1L de disolución reguladora que contiene 0.100 moles de ácido acético, $HC_2H_3O_2$, $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$, y 0.100 moles de acetato sódico, $NaC_2H_3O_2$. Indicar cuál de las afirmaciones siguientes es cierta.
- Si se añade agua hasta que el volumen total de la disolución es 2 L, el valor del pH se reduce a la mitad
 - El pH de la disolución no varía cuando se añaden 1×10^{-3} moles de HCl
 - ...El pH de esta disolución es igual a $-\log K_a = 4.74$
 - La capacidad reguladora de esta disolución es muy baja porque contiene la misma cantidad de ácido y de su base conjugada
10. ¿Cuál de los siguientes pares de sustancias puedan utilizarse para preparar una disolución amortiguadora?
- HCl y $NaCl$

- b) $NaCN$ y $NaOH$
- c) ... NH_3 y NH_4Cl
- d) NH_4Cl y HCl

B. PREGUNTAS CORTAS. Cada ejercicio correcto vale 1 punto.

1. Se desea preparar 250 ml de una disolución 0.29 M de HCl , y para ello se dispone de agua destilada y de un reactivo comercial de dicho ácido, cuya etiqueta, entre otros, contiene los siguientes datos: Densidad 1.184 g/mL y 37.5 % en masa. ¿Cuántos mililitros del reactivo comercial se necesitarán para preparar la citada disolución?

Solución:

En primer lugar, necesitamos calcular los moles de HCl que habrá que tomar del frasco de ácido clorhídrico comercial, para diluirlos a continuación en el agua necesaria hasta completar el volumen de disolución requerido (250 ml).

$$0.29M = \frac{n \text{ moles } HCl}{0,25 \text{ l disolución}}$$

$$n \text{ moles de } HCl = 0,29 \cdot 0,25 = 0,0725 \text{ moles}$$

Pasamos los moles a gramos, haciendo uso de la masa molar del HCl (36,46 g/mol):

$$\text{gramos de } HCl = 0.0725 \text{ moles} \cdot 36,46 \text{ g/mol} = 2,64 \text{ g}$$

Sería el número de gramos que deberíamos obtener si se tratase de un HCl con una riqueza del 100%. Como el frasco comercial es del 37,5% debemos calcular cuántos gramos necesitamos obtener de dicho frasco.

$$\frac{37,5g \text{ de } HCl \text{ puros}}{100 \text{ g de } HCl \text{ comerciales}} = \frac{2,64 \text{ g de hcl puros}}{x \text{ g de } HCl \text{ comerciales}}$$

$$x \text{ g de } HCl \text{ comercial} = \frac{2,64 \cdot 100}{37,5} = 7.05 \text{ g}$$

Al tratarse de un líquido, es más práctico calcular, a partir de ese dato, el volumen de disolución comercial que tendremos que emplear. Para ello utilizamos finalmente la densidad, un dato proporcionado en el enunciado para este fin:

$$x \text{ ml de } HCl \text{ comercial} = \frac{7,05}{1,184} = 5,95 \text{ ml}$$

2. Prepara un banco de diluciones seriadas de cinco tubos, cuyo factor de dilución es 4, a partir de una disolución madre de violeta de genciana al 25%. Indica la cantidad de disolvente que emplearías en los cinco tubos y la concentración del quinto y último tubo expresada en porcentaje.

Solución:

Lo primero que debemos hacer es transformar los datos que nos han dado en datos utilizables para realizar los cálculos que necesitamos. El factor de dilución que nos dan es 4, lo que significa que la dilución de toda la serie es de 1/4. Además, la disolución madre nos la han dado expresada en porcentaje, al 25%, valor que trasladado a fracción resulta ser 1/4.

La cantidad de disolvente que colocaríamos en cada tubo sería de 3 ml. De este modo trasvasaríamos, haciendo uso de una pipeta, 1 ml desde la disolución madre al tubo 1, homogeneizaríamos y trasvasaríamos 1 ml del tubo 1 al tubo 2... y así hasta finalizar en el quinto y último tubo.

$$\text{Tubo 1} = \frac{1}{4} \cdot \frac{1}{4} = \frac{1}{16}$$

$$\text{Tubo 2} = \frac{1}{16} \cdot \frac{1}{4} = \frac{1}{64}$$

$$\text{Tubo 3} = \frac{1}{64} \cdot \frac{1}{4} = \frac{1}{256}$$

$$\text{Tubo 4} = \frac{1}{256} \cdot \frac{1}{4} = \frac{1}{1024}$$

$$\text{Tubo 5} = \frac{1}{1024} \cdot \frac{1}{4} = \frac{1}{4096}$$

La concentración del quinto tubo, expresada en porcentaje, es de 0.024%.

3. La gráfica de la derecha representa las curvas de solubilidad de diferentes sustancias, en base a ella responde:

a) Nombra una conclusión que puede obtenerse al observar la gráfica.

Cada sustancia presentará diferentes coeficientes de solubilidad a diferentes temperaturas, lo que nos dará diferentes curvas de solubilidad.

b) ¿Qué sustancia presenta menor solubilidad a 70°C?

$Ce_2(SO_4)_3$, disminuye al aumentar la temperatura.

c) ¿Qué sustancia presenta el mayor aumento de solubilidad al aumentar la temperatura?

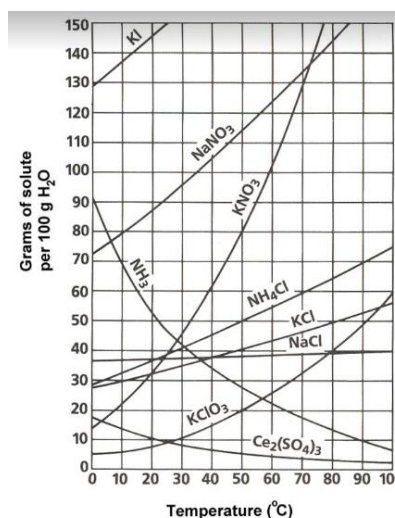
KNO_3 , su curva de solubilidad es logarítmica.

d) ¿Qué sustancia presenta la menor variación de su solubilidad al aumentar la temperatura?

$NaCl$, prácticamente no varía, su curva es casi horizontal.

e) ¿Qué sustancia disminuye su solubilidad al aumentar la temperatura?

NH_3 y $Ce_2(SO_4)_3$



f) ¿Cuántos gramos de KCl se pueden disolver en 200 gr de agua a una temperatura de 0°C?

27- 28 g KCl se disuelven en 100 g de agua

En 200 g: $(27-28 \text{ g}) \cdot 200 \text{ g} / 100 \text{ g} = 54 -56 \text{ g } KCl$

C. EJERCICIO TIPO PROBLEMA. Este ejercicio vale 2 puntos. Fuente: http://www.alonso-formula.com/inorganica/_private/PROBLEMA624.pdf

1. Una disolución es 0,30 M en NH_3 y 0,30M en NH_4Cl .

a) ¿Cuál es su pH?

b) ¿Qué cambio de pH se produce al añadir a 1L de esta disolución 0,050 moles de HCl

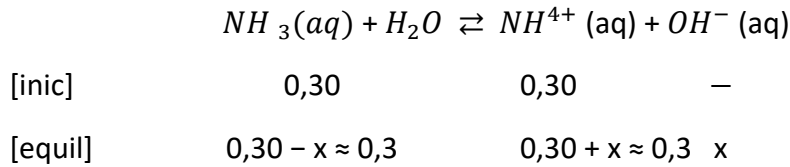
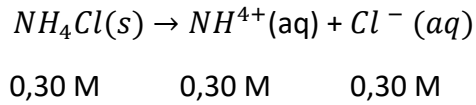
c) ¿Y si se añade 0,050 moles de $NaOH$?

(Ignórense los cambios de volumen)

d) ¿Cuál sería el pH de añadir estas cantidades a 1L de agua destilada? $Kb(NH_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Solución:

a)



El NH_4^+ que proviene de la sal hace que el equilibrio se desplace fuertemente hacia los reactivos, por lo tanto podemos despreciar el valor de x frente a 0,3 pues será mucho menor.

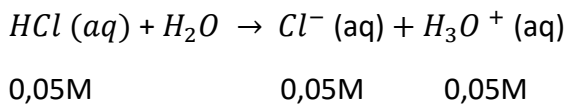
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{0,3}{0,3} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} = 4,74$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,74 = 9,26$$

b) El HCl al ser un ácido fuerte está totalmente disociado:



Estos iones hidronio H_3O^+ añadidos consumen iones OH^- del equilibrio para dar agua según el equilibrio:

$H_3O^+ (aq) + OH^- (aq) \rightleftharpoons 2H_2O$ que está muy desplazado a la derecha. Por tanto desaparecen del equilibrio tantos OH^- como H_3O^+ añadimos, además se formará el mismo número de iones NH_4^+ y se consumirán un número igual de moléculas de NH_3 por el desplazamiento del equilibrio.



$$[\text{inic}] \quad 0,30 - 0,05 \quad 0,30 + 0,05$$

$$[\text{equil}] \quad 0,25 - x \approx 0,2 \quad 0,35 + x \approx 0,35 \quad x$$

$$Kb = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

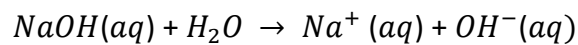
$$[OH^-] = Kb \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{0,25}{0,25} = 1,29 \cdot 10^{-5} M$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 1,29 \cdot 10^{-5} = 4,89$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 4,89 = \mathbf{9,11}$$

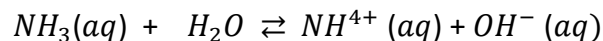
Se observa que la variación de pH es muy pequeña

c) El $NaOH$ al ser una base fuerte está totalmente disociada:



$$0,05M \quad 0,05M \quad 0,05M$$

Los OH^- que provienen de la base desplazan el equilibrio hacia los reactivos, consumiendo NH_4^+ y generando más NH_3 . Como tenemos muchos iones $NH_4^+ (aq)$ se podrán consumir muchos OH^- .



$$[\text{inic}] \quad 0,30 + 0,05 \quad 0,30 - 0,05$$

$$[\text{equil}] \quad 0,35 - x \approx 0,35 \quad 0,25 + x \approx 0,25 \quad x$$

$$Kb = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

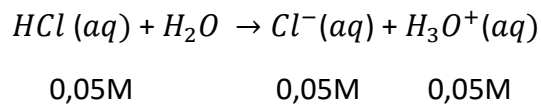
$$[OH^-] = Kb \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{0,35}{0,25} = 2,52 \cdot 10^{-5} M$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 2,52 \cdot 10^{-5} = 4,60$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,60 = \mathbf{9,40}$$

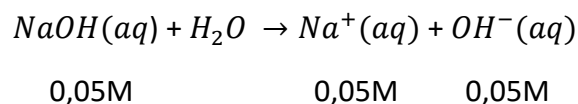
El pH aumenta al añadir una base, pero aumenta muy poco.

a) Al añadir el ácido o la base al agua destilada:



$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,05 = \mathbf{1,30}$$

Podemos comparar este pH tan ácido, pH=1,30 con el pH=9,11 conseguido al añadir el mismo ácido a la disolución reguladora.



$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,05 = 1,30$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,30 = \mathbf{12,70}$$

Podemos comparar este pH tan básico, pH=12,70 con el pH=9,40 conseguido al añadir la misma base a la disolución reguladora.

Por tanto, hemos comprobado que la disolución reguladora controla el pH en un intervalo estrecho cuando se añaden pequeñas cantidades de ácido o de base.