

00524
47



**UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA
DE MEXICO**

FACULTAD DE QUIMICA

**ESTRATEGIAS PARA EL APRENDIZAJE DEL CONCEPTO DE
MOL PARA ALUMNOS DE EDUCACION MEDIA.**

(TRABAJO ESCRITO VIA CURSOS DE EDUCACION CONTINUA)

QUE PARA OBTENER EL TITULO DE:

QUIMICA FARMACEUTICA BILOGA

P R E S E N T A :

EFIGENIA ELVIRA ESTRADA MATEOS



MEXICO, D.F.



**EXAMENES PROFESIONALES
FACULTAD DE QUIMICA**

2003

1



Universidad Nacional
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

Biblioteca Central



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

Jurado asignado:

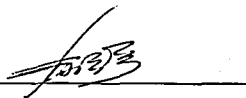
Presidente	Profra. GRACIELA MÜLLER CARRERA
Vocal	Profra. ADELA CASTILLEJOS SALAZAR
Secretario	Profra. ELIZABETH NIETO CALLEJAS
1er Suplente	Profra. NORMA MÓNICA LÓPEZ VILLA
2º Suplente	Prof. LUIS GERARDO MARTÍNEZ JARDINES

Sitio donde se realizó el tema: Colegio Columbia A.C.
Bondoquito # 290, Col. Edo. de Hidalgo
Delegación Álvaro Obregón.
c.p. 01120

Asesor del tema: M. en C. GRACIELA MÜLLER CARRERA



Sustentante: EFIGENIA ELVIRA ESTRADA MATEOS.



Eres como el roble que afronta tempestades:
Gracias Mamá por tu entrega, tu dedicación y tu amor.

Con profunda admiración y respeto
para mi padre Dr. Alfonso Estrada.

Con gratitud:
A mis maestros y asesores.

Con cariño:
A todos mis amigos y compañeros.

Con profundo amor a Jorge, Mónica y Carmen Ma.

INDICE

INTRODUCCIÓN.....	5
MARCO TEÓRICO DEL DOCENTE.....	6
MARCOS TEÓRICOS.....	9
I. DE LA DISCIPLINA.....	9
DESARROLLO HISTÓRICO.....	10
A. ANTECEDENTES.....	10
B. LEYES DE LA COMBINACIÓN QUÍMICA.....	11
CONSERVACIÓN DE LA MASA.....	11
COMPOSICIÓN DEFINIDA.....	11
PROPORCIONES MÚLTIPLES.....	11
ESCALA DE PESOS ATÓMICOS DE DALTON.....	12
ENUNCIADOS DE LAS LEYES DE DALTON.....	12
HIPÓTESIS DE AVOGADRO.....	13
C. REPERCUSIONES.....	14
LA ESCALA DE LOS PESOS ATÓMICOS DE CANNIZARO.....	14
LEY DE DULONG Y PETIT.....	15
ESCALA MEJORADA DE LOS PESOS ATÓMICOS DE CANNIZARO.....	15
D. ¿ CÓMO SE LLEGÓ A DETERMINAR N_A?.....	15
CÁLCULO DE N_A.....	15
DETERMINACIÓN DE N_A POR MEDIO DE RAYOS X.....	16
DIFERENTES TÉCNICAS EXPERIMENTALES PARA LA DETERMINACIÓN DE N_A.....	20
FACTIBLES DE LLEVARSE A CABO EN EL AULA.....	20
VALORES MODERNOS ACEPTADOS DE LOS PESOS ATÓMICOS.....	23
DESARROLLO DEL ESPECTRÓGRAFO DE MASAS.....	23
MASA ATÓMICA ESTANDAR OFICIAL.....	24
UNIDAD DE MASA ATÓMICA Y N_A.....	24
MASA ATÓMICA.....	24
EL MOL.....	26
INTRODUCCIÓN DE LA UNIDAD CANTIDAD DE SUSTANCIA.....	28
SIGNIFICADO Y DEFINICIONES FRECUENTES DE "CANTIDAD DE SUSTANCIA Y DE MOL".....	28
II. DE LA DIDÁCTICA.....	33
JUSTIFICACIÓN DIDÁCTICA.....	36
DESARROLLO DE LA PROPUESTA.....	42
OBJETIVOS.....	42
METODOLOGÍA.....	42
IDEAS PREVIAS DE LOS ALUMNOS DE 2º DE SECUNDARIA Y 2º PREPARATORIA.....	42
EXAMEN DIAGNÓSTICO PARA ALUMNOS DE 2º DE SECUNDARIA.....	43
ACTIVIDADES.....	45
PROCESO DE VALIDACIÓN DE LAS ESTRATEGIAS.....	55
PROCESO DE EVALUACIÓN DEL APRENDIZAJE.....	56
RESULTADOS DE LA EVALUACIÓN DEL APRENDIZAJE.....	57
COMENTARIOS Y CONCLUSIONES.....	58
REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS.....	60
ANEXOS.....	62
RESUMEN HISTÓRICO DEL CONCEPTO DE MOL.....	63
HOJAS DE TRABAJO.....	65

ESTRATEGIAS PARA EL APRENDIZAJE DEL CONCEPTO DE MOL PARA LOS ALUMNOS DE EDUCACIÓN MEDIA.

INTRODUCCIÓN

La experiencia en la docencia nos ha permitido observar que hay conceptos difíciles de comprender por parte de los alumnos por el carácter abstracto de los mismos o porque no se han encontrado las técnicas y estrategias adecuadas para impartirlo. Uno de esos conceptos es el de "mol". Ha sido la intención de este trabajo el tratar de establecer algunas estrategias para que los alumnos de secundaria lo aprendan adecuadamente y al llegar a la preparatoria lo apliquen correctamente en los cálculos estequiométricos, en el entendimiento de reacciones química y su cuantificación.

Al revisar la bibliografía, nos percatamos de que este concepto de "mol" ha causado controversias entre científicos, y problemas de entendimiento en estudiantes de carreras de ingeniería y de química. Al buscar las razones de estas confusiones se ha encontrado que muchos profesores no tienen una idea clara del significado de "mol"; que muchos libros analizados no incluyen una definición clara del concepto; se "desconoce la evolución de este concepto y que ni en los libros, ni en la preparación de maestros se incluye el contexto socio histórico de la ciencia" (Furió et. al. 2000). Las ideas previas que se encontraron en la bibliografía coinciden con las ideas encontradas en los dos grupos de alumnos con los que se trabajó. Los alumnos a los cuales se les aplica esta serie de estrategias conocen por primera vez este término en el segundo de secundaria cuando se les habla de Unidades Internacionales y después cuando se les introduce al estudio de la naturaleza discontinua de la materia.

Para tener una referencia del éxito al aplicar estas técnicas, se realizó un examen diagnóstico a los alumnos de 2º de preparatoria y a los de 2º de secundaria. Los primeros ya han estudiado este concepto en años anteriores y aplican el concepto a la resolución de ejercicios estequiométricos y a las leyes del estado gaseoso. Las estrategias se aplicaron a los alumnos de 2º de secundaria y se hizo una evaluación final. A los de preparatoria también se les evaluó, después de haber estudiado el tema en la forma tradicional.

MARCO DE REFERENCIA DE TRABAJO DOCENTE

La elección de una profesión está relacionada con el entorno socioeconómico, con la influencia directa o indirecta de los padres de familia y las aspiraciones y anhelos forjados a través de la preparación de un estudiante. A veces también influye aquél maestro o maestra que de alguna manera despertaron el interés del alumno en la materia que le impartió y la habilidad adquirida para la resolución de problemas o el deseo de profundizar e investigar alguno de los temas. Con pocos elementos e Incertidumbre, llega el estudiante a la Universidad a enfrentarse al reto de concluir una carrera universitaria, pues también desconoce la extensión del campo de trabajo así como la competencia que encontrará en el mismo.

La carrera de Química Farmacéutica Biológica ofrece un panorama muy atractivo para las personas que tengan gusto por la química, la biología y la investigación. Ofrece un campo llamativo para el desempeño en desarrollo, elaboración y control de medicamentos, en la especialidad de Farmacia, y por el lado de la Bioquímica, el conocimiento de los índices y parámetros para la buena conservación de la salud. Es una carrera que al estar tan relacionada con la medicina, en ambas especialidades, también es atractiva para aquellos estudiantes que gusten del aspecto médico y las Investigaciones biomédicas.

Al término de la licenciatura, el recién egresado toma el primer trabajo en el cual ha sido aceptado, iniciando así su camino profesional. En lo personal, mi desempeño se realizó en la Industria farmacéutica, en Glaxo de México en el Departamento de Control de Calidad, y después en Laboratorios Best, primero en el Departamento de Control e Calidad y después en el de Desarrollo de Nuevos Medicamentos. La experiencia de 13 años en este campo permitió la adquisición de habilidades en el campo analítico, en el manejo de aparatos de precisión, en la búsqueda de información relacionada a los parámetros evaluativos, tanto de la materia prima como de los productos terminados, y en la elaboración de las formas farmacéuticas más adecuadas a cada medicamento.

Las responsabilidades adquiridas, algunas veces, presentan la disyuntiva de continuar en el ejercicio profesional. Conjuntar el ejercicio laboral y otras responsabilidades, a veces es difícil, ya que las jornadas en la Industria requieren de tiempo completo. El tratar de combinar la profesión con las responsabilidades de una familia nos han llevado a muchas profesionistas al ejercicio de la docencia, que es un campo a veces no previsto o visualizado, pero que es una pieza muy importante para fomentar el estudio de las ciencias en los jóvenes. Los criterios y habilidades adquiridas, ayudan muchísimo en las estrategias de enseñanza, sobre todo en los laboratorios escolares en los cuales es fácil implementar prácticas y experiencias de cátedra. Los años ejercidos como docente, me han permitido constatar la importancia de una buena enseñanza de la química; sólo las estrategias de enseñanza innovadoras y adecuadas a la edad de los educandos les permite adquirir gusto por ella. Buscar técnicas y nuevas metodologías es una empresa que desafía

día a día la creatividad del maestro de química, por lo cual este proyecto ha sido elaborado como una aportación a la enseñanza de jóvenes de segundo de secundaria.

El Colegio Columbia es una Institución que fue fundada en el año de 1938 con el propósito de dar una formación bilingüe hasta el cuarto año, a sus alumnos que después pasarían al Colegio Americano a terminar su primaria. Posteriormente el Colegio Columbia se independiza y se establece la primaria de seis años.

En el año de 1956, se funda la secundaria que se incorpora a la Secretaría de Educación Pública, un año después deja la SEP y se incorpora a la UNAM para quedar como Bachillerato Único de cinco años y después de seis cuando el ciclo de la preparatoria se hace de tres años. Continúa de esta manera hasta el año 2000 cuando por decreto presidencial, se federalizan las secundarias, quedando nuevamente incorporada a SEP y la Preparatoria a la UNAM.

Los objetivos del Colegio Columbia son:

- Enseñar tanto el castellano como el inglés a los alumnos para que puedan expresar sus pensamientos en forma clara y precisa, oralmente y por escrito en uno y otro idioma, encauzándolos al conocimiento de la literatura de acuerdo a su propia edad.
- La enseñanza de aquellas materias consideradas como fundamentales y que capaciten a la niñez para llegar a realizar estudios avanzados, así como para la resolución de los problemas del mundo que los rodea.
- Encauzar al niño para que puedan valorizar tales normas como la disciplina, la cooperación, la honradez y sobre todo, la dignidad que brinda el trabajo o esfuerzo creador, para que con mayor facilidad logre incorporarse a la sociedad en que vivimos que tiene como meta la democracia.

Los alumnos que asisten al Colegio reciben esta formación desde el Kindergarten hasta salir de Preparatoria ya que gran proporción de los mismos permanece en el Colegio hasta esta etapa. El nivel socioeconómico de los alumnos va desde clase media hasta media superior, en donde por lo general los padres y madres son profesionistas, o empresarios. La tendencia del Colegio es conservadora y de gran disciplina aunque a los niños y jóvenes se les da libertad de expresión dentro del respeto a sus ideas religiosas o políticas.

Generalmente se observa apoyo de padres y madres de familia en la resolución de los problemas académicos de sus hijos, aunque en algunos casos hay separaciones familiares o divorcios.

En general, la población del Colegio es alegre, segura y demandante de educación de calidad. Viven en un ambiente cordial tanto por parte de directivos y profesores así como de sus mismos compañeros. Tanto en secundaria y preparatoria a los alumnos les gustan los retos, les gusta trabajar en los laboratorios de ciencias,

siendo el preferido el de Química, les gusta elaborar trabajos en equipo, les agradan los concursos, son cooperativos y también tienen iniciativa.

Los grupos están formados de 25 a 30 alumnos, lo cual permite una atención más personalizada. Cuentan con laboratorios de Biología, Física, Química e Informática y son atendidos por dos o tres maestros simultáneamente. Se prepara su material de trabajo con antelación e informan individualmente sus prácticas en manuales para cada materia.

Los problemas que se presentan son de índole personal, las causas son diversas: el hogar, enfermedades o bien el mismo desarrollo biológico y psicológico de acuerdo a la edad de los alumnos.

El hecho de tener los mismos alumnos que ingresan a secundaria y después a preparatoria, permite constatar cualitativamente su evolución conceptual al observar los cambios en la estructura de sus frases u oraciones al laborar las conclusiones de sus prácticas, en la limpieza y orden en el trabajo, en la elaboración de sus informes o trabajos de exposición de temas: desde el uso de cartulinas hasta exposiciones con acetatos, y uso de cañón.

A partir de 1998 se produjo el cambio de programas de estudio del bachillerato, y se introducen en secundaria las materias de Introducción a la Física y la Química, Química I y Química II (de segundo y tercero), lo cual permite desarrollar adecuadamente en los alumnos conceptos diversos de química.

Sin embargo, tanto en segundo y tercero de secundaria, y en segundo y tercero de preparatoria, se detectó dificultad en entender el concepto de "mol" y sus aplicaciones en problemas estequiométricos, lo cual también dificulta el entender otros conceptos relacionados.

El reto es transmitir adecuadamente el concepto de "mol" en los alumnos de 2° de secundaria, quienes lo conocen por primera vez en el primer bloque cuando se mencionan las Unidades de Medida del SI y en el tercer bloque del programa de estudios, implementando las estrategias necesarias para ayudar a que los alumnos lo entiendan claramente y eliminar posteriormente el error conceptual.

MARCOS TEÓRICOS

I. DE LA DISCIPLINA:

Para poder entender y construir el concepto de "mol" es necesario conocer cómo ha evolucionado, cómo surgió este término. Es un concepto de difícil comprensión por parte de los alumnos, y se considera que algunos profesores tampoco tienen bien definido el mismo. La hipótesis planteada debe contestar las siguientes preguntas:

- ¿Cuáles son las ideas que los profesores de química tienen acerca del concepto de "cantidad de sustancia" y su unidad el "mol"?
- ¿A qué grado los profesores en las escuelas de nivel medio superior y superior están de acuerdo con el significado asignado por la IUPAC?
- ¿Hay relación entre la dificultad de entender estos conceptos por los profesores y su ciencia de información de los problemas que surgieron en la construcción histórica de ellos?

Para entender el concepto científico se requiere más que conocer una definición precisa (Furió y Gmassoc 1998), saber en que contexto, el porqué de él, en que condiciones sociales e históricas se construyó y que cambios ha sufrido. Algunos epistemólogos están de acuerdo en considerar que las leyes y conceptos sufren cambios históricos que algunas veces pueden ser graduales (Toulman 1972) y algunas veces son más radicales y que en el último de los casos es imposible comparar el nuevo concepto con el viejo (Kuhn 1962). Hay que resaltar que el concepto de "mol" fue introducido por Ostwald en 1900, antes de la introducción del concepto de " cantidad de sustancia", en 1961, por lo que es preciso regresar al s. XIX para recordar las teorías y condiciones socio-históricas en las cuales fueron introducidos estos conceptos, y para examinar cualquier cambio en el marco histórico del siglo XX.

José Luis Córdova Frunz (1984) menciona que:

$$N_A = 6.023 \times 10^{23} \text{ partículas / mol}$$

Es una igualdad relacionada con pesos atómicos, la constante de Planck, la constante de Boltzman, la constante R de los gases y otras cantidades. Sin embargo, pocos estudiantes y profesores tienen una idea clara de su origen y su significado, y también de algunas curiosidades históricas:

- La hipótesis de Avogadro no la enunció Avogadro.
- El número de Avogadro (conocido como número de Loschmidt en algunos países europeos), no lo calculó Avogadro.

- Tampoco Loschmidt calculó el número de Loschmidt.
- El juego de palabras "Avogadro - abogado" tiene que ver con el apellido del ilustre turinense, llamado Amadeo, quien pertenecía a una familia de abogados, siendo él mismo un abogado en Derecho Canónico.
- $N_0 = 6.023 \times 10^{23}$ part/mol es resultado de una convención.
- El concepto de "mol" se introdujo antes que el concepto de "cantidad de masa"

DESARROLLO HISTÓRICO

Para entender el concepto de mol es necesario tener muy clara la idea discontinuidad de la materia por lo que se hizo una revisión de sus antecedentes y evolución histórica

A. Antecedentes

Algunos filósofos griegos contemplaron la idea de que la materia está compuesta por átomos desde el siglo V AC. Anaxágoras, Leucipo y especialmente Demócrito lanzaron la teoría de que todo está hecho por "átomos", (del griego *a tome* que significa indivisible) pequeñísimos e indestructibles.

Epicuro abundó sobre esta filosofía atomista y varios cientos de años después Lucrecio le dio una expresión elocuente a esas ideas en su poema De Rerump Natura (Sobre la Naturaleza de las Cosas), escrito hace más de 2000 años:

*Atiende ahora, habiéndote demostrado que las cosas no pueden nacer de la nada ni, una vez nacidas, ser devueltas de nuevo a la nada, (...)
Déjame citarte otros cuerpos cuya existencia material deberías admitir aun siendo invisibles, (...)*

...la Naturaleza entera, en cuanto existe por sí misma, consiste en dos sustancias: los cuerpos y el vacío en que estos están situados y se mueven de un lado a otro. Qué el cuerpo existe de por sí, lo declara el testimonio de los sentidos, a todos común; (...) Por otra parte, si no existiera el lugar y el espacio que llamamos vacío, los cuerpos no podrían asentarse en ningún sitio, ni moverse en direcciones distintas...

Pues doquiera se extiende el espacio vacío, no hay materia; y donde se mantiene la materia, no puede haber espacio hueco. (...)

"Los átomos son pues, sólidos y simples, formando un todo coherente de partes mínimas (...)"

...es indudable que ningún reposo se ha concedido a los átomos a través del profundo vacío, sino que agitados en continuo y vario movimiento, unos rebotan, después de chocar, hasta grandes distancias, mientras otros sufren los golpes dentro de un breve espacio. Los que, más densamente asociados, chocan y rebotan dentro de exiguos intervalos, trabados como están por la maraña de sus formas, constituyen las tenaces raíces de las peñas, la indómita sustancia del hierro y los demás cuerpos de este género.

Platón y Aristóteles rechazaron la idea de los átomos, y durante siglos la creencia aristotélica de que cada sustancia es completamente homogénea y continua fue la filosofía generalmente aceptada.

En el siglo XV se empezaron a acumular las evidencias experimentales de la existencia de los átomos, y finalmente en 1803 John Dalton, un maestro de escuela de Manchester le dio una expresión formal a la teoría atómica.

B. Leyes de la Combinación Química:

Conservación de la masa

Antoine Lavoisier, llamado el "padre de la química", estaba concluyendo el trabajo experimental de muchos químicos cuidadosos cuando formuló la ley de la Conservación de la masa en 1783 al afirmar que nunca hay una pérdida o ganancia de masa cuando ocurre una reacción química. De hecho el químico ruso Lomonosov había publicado ideas similares 23 años antes, pero aparentemente su trabajo no había alcanzado Europa occidental quizá debido a la barrera del idioma.

La Ley de la Conservación de la masa es difícil de explicar si no se emplea la teoría atómica. Los productos de las reacciones químicas deben contener exactamente los mismos átomos que los reactivos, ya que los átomos simplemente se transponen o se agrupan durante la reacción, concluyendo que la suma de los reactivos y la suma de los productos tienen la misma masa.

Composición definida

De acuerdo con la Ley de la Composición Definida, un compuesto puro, siempre está formado por los mismos elementos, combinados en una proporción definida en peso. Probablemente el primero en expresar este principio fue Hieronimus Richter en 1792 (regla de Richter), pero el trabajo de Joseph Proust publicado en 1799 resultó más convincente. Proust tomó muestras de algunos minerales naturales y otras sintetizadas por diversos métodos en el laboratorio y demostró mediante una purificación seguida de un análisis cuidadoso que todas tenían exactamente la misma composición.

La ley de la composición definida proporciona un excelente apoyo para la teoría atómica.

Proporciones múltiples

Mientras llevaba a cabo centenares de análisis, en parte para confirmar la Ley de la Composición Definida, un químico sueco de nombre Jöns Jakob Berzelius notó algunos casos en los cuales los átomos se pueden combinar con diferentes números de átomos de otro elemento. Había descubierto la Ley de las Proporciones Múltiples, que puede establecerse como: "si varios compuestos están formados de los mismos elementos, los diferentes pesos de un elemento que se combinara con un peso fijo del otro están en proporciones de números pequeños".

La escala de pesos atómicos relativos de Dalton

La sencillez matemática de la combinación de los elementos químicos, así como se expresa en las leyes antes mencionadas, no solo convenció a Dalton de que la materia estaba compuesta por átomos sino que también los distintos tipos de átomos tenían pesos diferentes.

Cuando Dalton presentó su teoría ante la Manchester Literary and Philosophical Society en 1830 presentó también la primera tabla de pesos atómicos de los elementos. Su tabla sólo contenía 14 elementos y no era muy exacta basada como estaba en algunos cálculos erróneos y en suposiciones falsas, sin embargo la idea era importante. Los análisis que hizo Dalton del agua indicaban que estaba compuesta por 1/8 de hidrógeno y de 7/8 de oxígeno en peso, a partir de la suposición incorrecta de que los átomos de hidrógeno y oxígeno se combinan en una proporción de 1:1 en el agua, supuesto que el átomo de oxígeno era siete veces más pesado que el de hidrógeno. Ya que el hidrógeno parecía ser el elemento más ligero. Dalton asignó un valor de 7 al oxígeno, al nitrógeno 5, al fósforo 9 y al azufre varios valores entre 13 y 22. Sus números estaban errados, pero había comenzado con algo significativo.

Enunciados de las leyes de Dalton

En cualquier compuesto químico los elementos se combinan siempre en la misma proporción, sin importar el origen o modo de preparación. La afirmación anterior. Hecha por Dalton en 1801, ya había sido hecha por J.L. Proust y es fundamental para la formulación de la hipótesis de Avogadro. La afirmación implica:

- a) Los compuestos están formados por pequeñas unidades características: las moléculas.
- b) Las moléculas están formadas por números definidos de átomos de elementos específicos.

Si dos elementos forman más de un compuesto, los diferentes pesos de uno en combinación con el mismo peso del otro están en relación de pequeños números enteros.

No es raro que la anterior afirmación conocida como Ley de las Proporciones Múltiples haya sido ignorada hasta 1804. Los primeros análisis de Lavoisier (1780) para el "aire fijado" (CO_2), indican 28% en peso de carbono y 72% de oxígeno. Los de Clemente y Desormes para el aire inflamable (CO) fueron 44% en peso de

carbono y 56 % de oxígeno. La relación de proporciones múltiples, como puede verse, no es evidente. Sin embargo los químicos de 1830 desconocían ambas cosas las fórmulas y los pesos atómicos.

La solución a la contradicción se encontró en el estudio de los gases, en particular en las relaciones de los volúmenes con que los gases reaccionan entre sí. Estos estudios fueron hechos por A.Von Humboldt y J.L. Gay-Lussac con una precisión asombrosa ya que sus resultados difieren en 0.13 % de los valores actuales.

Los estudios de Humboldt y Gay-Lussac se refieren a la formación de vapor de agua a partir de mezclas de hidrógeno y oxígeno. Observaron que el volumen de hidrógeno consumido era el doble del volumen requerido de oxígeno. Había una ley de las proporciones definidas en volumen que implicaba relaciones de pequeños enteros. Lo anterior sugería que volúmenes iguales de gases (a las mismas condiciones de temperatura y presión) contenían el mismo número de partículas o relaciones de pequeños números enteros entre sí.

Dalton fue uno de los principales objetores a la propuesta de Gay-Lussac, consistente en que volúmenes de gases en condiciones iguales implican números iguales de partículas o múltiplos enteros de éstas. Tanto Dalton como Franklin y Reamur estaban cautivados por el poder explicativo de la "esponjosidad de la materia"; la esponjosidad permitía explicar fenómenos como la conducción del calor, el calentamiento, la electricidad estática, la fosforescencia y otros.

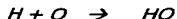
De esta manera, el volumen de un gas no podía depender exclusivamente del número de partículas, dependería también del volumen de éstos. y en consecuencia, el volumen de un gas compuesto sería mayor que el de uno formado por átomos de un solo elemento.

La hipótesis de Avogadro

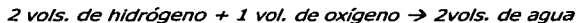
La conciliación de los resultados de Dalton y Gay-Lussac la presentó un físico y abogado en 1811, Amadeo Avogadro (1776-1856), en un ensayo que pasó desapercibido durante casi 50 años.

La característica principal del modelo propuesto por Avogadro es no que implica partículas esponjosas en contacto, sino que el gas está formado por partículas individuales cuyos volúmenes son insignificantes en comparación con el volumen total del gas. De aquí se desprende la hipótesis de Avogadro quien en su ensayo presenta modestamente como una simple extensión de los resultados de Gay-Lussac.

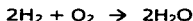
Con las fórmulas de Dalton de máxima simplicidad, se podría escribir la ecuación:



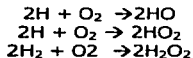
Y por la hipótesis de Avogadro, el volumen de agua formado sería igual al inicial de hidrógeno e igual al de oxígeno. Pero los resultados experimentales indicaban que



Para sortear esta dificultad, Avogadro propuso que las partículas que constituían los gases, no eran átomos individuales, sino grupos de dos o más átomos. Esta es la segunda y más importante parte del artículo de Avogadro. Puede considerarse como una segunda hipótesis, y a diferencia de la primera, es completamente original. De esta manera se podía escribir:



Con lo que se elimina la inconsistencia con los resultados experimentales. Pero ¿por qué no escribir algunas de las siguientes posibilidades?



La solución la encontró Avogadro, en la regla de máxima simplicidad que fuera consistente con todos los experimentos.

Avogadro fue suficientemente cuidadoso como para señalar que las partículas no eran necesariamente átomos aislados sino que podían ser cúmulos de átomos o moléculas, demostró que estas relaciones de volumen se podían explicar si se suponía que el hidrógeno y el oxígeno existen en forma de moléculas diatómicas.

C. Repercusiones

La escala de pesos atómicos de Berzelius

Considerado como el químico analista más exacto de su época, Jöns Jakob Berzelius (1776-1848), determinó los pesos atómicos de 50 elementos diferentes. Descubrió los elementos selenio y torio y fue el arquitecto de una importante teoría sobre la combinación química. Algunos de estos aspectos de esta teoría electroquímica son parte de las teorías modernas.

Siendo que el hidrógeno no se combina con varios elementos, algunos químicos pensaron que el oxígeno sería un mejor patrón de referencia de pesos atómicos. El peso que le asignaron al oxígeno varió de 1 (Dulong y Petit) a 10 (Wollaston) y hasta 100 (Berzelius). Fue Berzelius el que tuvo la aportación más importante para el desarrollo de la escala de los pesos atómicos. En 1826 publicó una extensa tabla de pesos atómicos que concuerda notablemente con la que usamos hoy en día. También introdujo el uso de abreviaturas sencillas como símbolos de los elementos, un sistema que los químicos han usado desde entonces.

Berzelius trató a los elementos que se combinan con oxígeno en una proporción 1:1 de la misma manera que Dalton. Por ejemplo, 1 g de oxígeno se combina con 2 ½ g de calcio, si los átomos de calcio que se combinan con oxígeno se combinan 1:1, entonces el átomo de calcio es 2 ½ veces más pesado que el oxígeno. En una escala que coloca al oxígeno = 100, el calcio debe ser 250 (el trabajo de Berzelius fue de mucha precisión, el valor que le asignó al calcio fue de 256.019).

Berzelius fue uno de los primeros científicos en adoptar la ley de Gay-Lussac de los Volúmenes de Combinación, lo cual le permitió llegar a la relación correcta entre el oxígeno, el hidrógeno y algunos otros elementos, consideró al agua H_2O . Ya que la escala original de Dalton se basaba en $H=1$, Berzelius volvió a calcular sus valores para adecuarlos a la escala de Dalton.

Para determinar las proporciones de combinación entre átomos, Berzelius aplicó varios principios científicos como la ley del isomorfismo. Por lo general, Berzelius demostró una gran intuición para hacer uso de la información de la que disponía. Desdichadamente, al igual que muchos otros, prefirió ignorar la valiosa hipótesis de Avogadro.

> Ley de Dulong y Petit:

En 1819, Pierre Dulong y Alexis Petit informaron en la Academia Francesa de la interesante relación que existía entre calor específico y el peso atómico. Si se multiplica el calor específico de un elemento por su peso atómico, el producto es una constante (que equivale aproximadamente a 6, si se usa una escala moderna de pesos atómicos). Esto quiere decir que se puede calcular el peso atómico de un elemento si se divide su calor específico entre 6.

Los pesos atómicos que se obtienen de esta manera son totalmente aproximados y el método no funciona para ciertos no metales como el carbono.

> La escala mejorada de pesos atómicos de Cannizzaro

La persona que finalmente convenció al mundo de la importancia de la hipótesis de Avogadro y de la escala de pesos atómicos relativos de Berzelius fue Stanislao Cannizzaro, un químico siciliano que ayudó a aclarar algunos de los sorprendentes problemas químicos del siglo XIX. La década de 1850 estuvo marcada por la confusión química, con químicos orgánicos e inorgánicos que empleaban sistemas diferentes de pesos atómicos, muchos de los cuales eran equivalentes, pero muchos de ellos eran erróneos.

Sucedió en el primer Congreso Internacional de Química, que se reunió en Karlsruhe (Alemania) en 1860. Cannizzaro le demostró a la asamblea que en la hipótesis de Avogadro se encontraba la clave del acuerdo entre los químicos orgánicos e inorgánicos. Explicó la importancia de distinguir entre átomos y moléculas, entre pesos atómicos y pesos moleculares, y además presentó una versión

mejorada de la escala de pesos atómicos relativos de Berzelius, (en la nueva escala el oxígeno tenía un peso definido de 16.0000), el del hidrógeno 1 y los de la mayoría de los elementos eran cercanos a algún entero. Muchos de los valores de los pesos atómicos de Cannizzaro acababan de ser vueltos a determinar y él pudo convencer a sus colegas químicos de la importancia fundamental de tener una tabla confiable y estandarizada de pesos atómicos. Posteriormente, Stanislaw Cannizzaro, según Langford-Beebe (1969), aplicó sistemáticamente la hipótesis de Avogadro para determinar las fórmulas moleculares de diversos compuestos gaseosos y los pesos atómicos relativos de sus elementos.

D. ¿Cómo se llegó a determinar el N_A

Cálculo de N_A

En la segunda mitad del siglo XIX se hicieron las primeras estimaciones del Número de Avogadro a partir de la teoría Cinética de los Gases (Ehl 1954). En 1738 **Daniel Bernoulli**, relacionó la presión de un gas con el movimiento molecular, pero no avanzó en sus investigaciones debido a las limitaciones experimentales de la época en el manejo de gases. Según Hawthorne (1970) Josef Loschmidt presentó el primer método de cálculo para el Número de Avogadro en 1865, 9 años después de la muerte de Avogadro.

El número de **Loschmidt** se define como el número de partículas en 1 cc de gas a 0°C y 1 atmósfera. El primer artículo donde se da un valor numérico es en un resumen del trabajo que presentó Loschmidt para calcular el diámetro molecular y reporta $N_L = 8.66 \times 10^{17}$ part/cm³. Sin embargo este número no se puede obtener a partir de las consideraciones y datos del supuesto resumen. Loschmidt lo planteó a partir de la expresión de trayectoria libre promedio derivada por Maxwell y modificada por Clausius.

En 1870 **William Thomson, lord Kelvin**, presentó en la revista "Nature" cuatro métodos para determinar diámetros moleculares. Uno de ellos es básicamente igual al de Loschmidt. Los demás métodos empleaban consideraciones muy ingeniosas para llegar a una estimación del diámetro molecular, por medio de sólidos y líquidos transparentes a la luz visible, Kelvin concluye que la distancia entre los centros de las moléculas debe ser de la misma magnitud que las longitudes onda de la luz visible, otro método se basó en la estimación del espesor mínimo de una película de un líquidos, por ejemplo las burbujas de jabón, etc.

En 1884, **Kelvin** presentó un nuevo método para la determinación de N , basado en el tratamiento cinético de la difusión molecular y de las viscosidades de los gases.

Trabajando independientemente en 1890, **J. William Rayleigh** y **William C. Röntgen**, estimaron las dimensiones moleculares a partir del espesor límite de una película aceite en agua. Encontraron que la tensión superficial del agua no se modifica para películas de aceite de menos de 6 hasta 10 Å. Concluyeron que este

valor es el espesor de una película monomolecular pues si se disminuye mas, ya no influye en la tensión superficial del agua. Este argumento les llevó a resultados muy exactos para las dimensiones de las moléculas, pero no calcularon N_A . A fines del s. XIX **Jean Perrin** empleó el factor de corrección "b" de la ecuación de Van der Waals y por correlación, encontró para el vapor de mercurio $N_A = 2.8 \times 10^{19}$ part / mol.

A principios del siglo XX, Perrin determinó el número de moléculas en un mol de sustancia, y sugirió que ese número se llamara Número de Avogadro. Posteriormente, en 1909 J. Perrin determino N_A a partir de consideraciones acerca del movimiento browniano de las partículas coloidales y del efecto de la gravedad en su distribución respecto a la altura.

Albert Einstein había demostrado que para una partícula moviéndose completamente al azar, la media cuadrática de su desplazamiento está relacionada con el coeficiente de difusión. Perrin midió los desplazamientos de las partículas con un microscopio dotado de un ocular reticular en el cual, la retícula servía como sistema de coordenadas. A partir de los desplazamientos y los tiempos empleados Perrin pudo calcular los desplazamientos cuadráticos promedio y conociendo el radio de la partícula, pudo calcular N_A .

Otro procedimiento también desarrollado por **J. Perrin**, considera la ley de Distribución de Boltzman, logrando producir partículas de tamaño uniforme por centrifugación y con un microscopio de muy pequeña profundidad de campo midió el número de partículas a diferentes alturas, obteniendo $N_A = 7.2 \times 10^{23}$ part./mol.

En 1910 **Thomas Royds** y **Ernest Rutherford** emplearon un aparato como el de la figura 1 para calcular N_A . Una muestra de Radio producía partículas α , las cuales producían átomos de helio, según la ecuación:



En 1908, **Hans Geiger** y el mismo **Rutherford** inventaron un contador para conocer el número de partículas α emitidas y por tanto, el número de átomos de He^0 formados: de acuerdo a la estequiometría se genera un átomo de He^0 por cada partícula.

Royds y Rutherford encontraron que en un año se formaban 0.0430 cm^3 de He^0 (a condiciones normales de temperatura y presión) y que el número de partículas α emitidas en este lapso era de 11.6×10^{16} , de aquí calcularon $N_A = 6.043 \times 10^{23}$.

En 1917, **Robert A. Millikan** determinó N_A a partir de la carga del electrón, mediante un experimento colocando unas gotas de aceite producidas por un "atomizador" en una cámara de observación. Estas gotas se cargaban eléctricamente al chocar con iones gaseosos obtenidos por la acción de rayos X sobre el aire, y por el comportamiento de la gota cargada eléctricamente en un campo eléctrico externo,

observaron su comportamiento con un microscopio. Millikan encontró $N_A = 6.67 \times 10^{23}$ part / mol

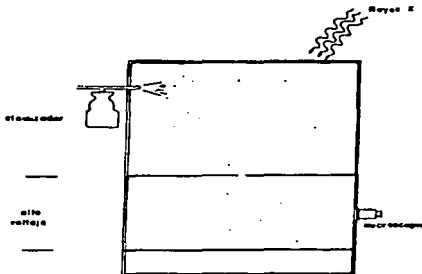


Figura 1.- Diagrama del aparato de Millikan

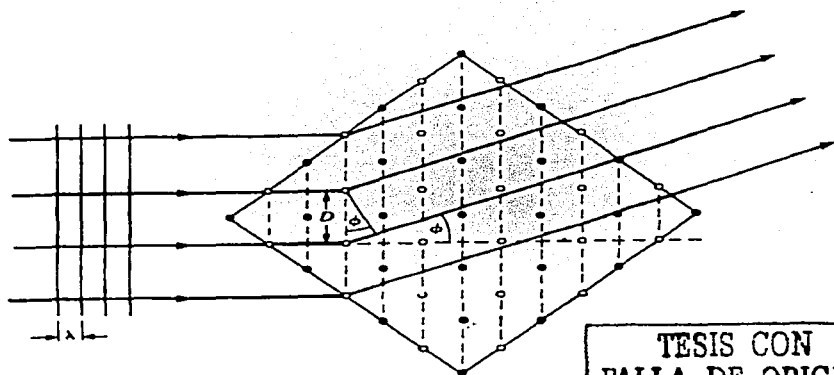
Determinación de N_A por mediciones con rayos X

El valor más exacto de N_A se obtiene con mediciones de rayos X y datos de la densidad de un cristal (Lapedes, 1971). La longitud de onda de los rayos X se mide con una rejilla de difracción graduada y el espaciamiento de retícula del cristal se determina por la ecuación de Bragg derivada en 1913. (fig 1).

$$2a \lambda = 2 D \text{ sen } \phi$$

donde λ = longitud de onda de los rayos X
 D = espaciamiento de retícula del cristal.
 a = número entero
 ϕ = ángulo de difracción

TESIS CON
FALLA DE ORIGEN



TESIS CON
FALLA DE ORIGEN

Figura 2

El volumen ocupado por una molécula se puede calcular mediante:

$$V = \phi \frac{d^3}{n}$$

donde ϕ factor geométrico

v = volumen ocupado por una molécula

n = número de moléculas en la celda unitaria

La densidad del cristal debe medirse con alta precisión y como N_A es igual a la relación entre el peso molecular (M) con respecto al peso de una molécula (m) se puede escribir:

$$N_A = \frac{M}{m} = \frac{M}{\rho v} = \frac{nM}{\rho \phi d^3}$$

R.T. Birge encontró el valor de $N_A = 6.02283 (\pm 0.00011) \times 10^{23}$ utilizando cristales de calcita (CaCO_3). **T. Batuecas** empleó como material diamante, para evitar la incertidumbre en el peso atómico del calcio debida a sus isótopos, obteniendo $N_A = (6.02336 \pm 0.00007) \times 10^{23}$.

Las mediciones más recientes del Número de Avogadro con rayos X indican que $N_A = 6.02316 \times 10^{23}$. Finalmente en 1963 una comisión de la Academia Nacional

de Ciencias y del Consejo de los Estados Unidos de Norteamérica recomendó adoptar el siguiente valor:

$$N_A = 6.02252 \pm 0.00028 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Diferentes técnicas experimentales factibles de llevar a cabo en el aula.

Siendo el concepto de mol de tan difícil comprensión, se han buscado técnicas que ayuden a construir el concepto correcto:

1.- El número de Avogadro.

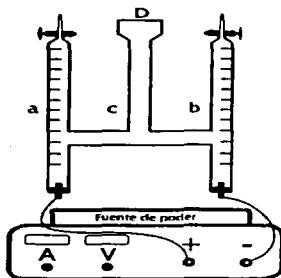
(García H.; Llano, M.); Müller, G.; Bolívar, M., 2001)

Este método tiene como objetivo buscar las condiciones experimentales de intensidad de corriente (A) y de tiempo (s) para generar las moles de electrones necesarias para obtener 20 mL de hidrógeno.

Deben efectuarse diversas operaciones para el ajuste de la intensidad de corriente, y de tiempos, considerando a su vez la presión (P_{mmHg}) y la temperatura ($T_{\text{°C}}$) del lugar. Se utiliza una solución de sulfato de sodio 1 M, indicador universal y agua destilada.

Se deben calcular el número de Coulombios que se necesitan para generar los volúmenes de hidrógeno solicitados. Los Amperes (A) puede relacionarse con el Coulombio (C) que es la unidad de carga eléctrica de la siguiente manera: $1A=1C/s$. Calcular la carga requerida para generar un mol de electrones para cada uno de los casos estudiados y el número de electrones para generar una mol de electrones, considerando que la carga del electrón es de $1.602 \times 10^{-19}C$.

Con base en las moles de electrones requeridos para obtener los volúmenes en condiciones normales se calcula el volumen que se obtendría al utilizar un mol de electrones.



TESIS CON
FALLA DE ORIGEN

Figura 4.- Aparato de electrólisis Hoffman

2.- Número de Avogadro y Concepto de Mol.

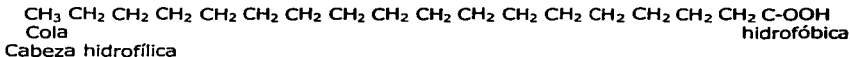
Zvi Szafran, Ronald M. Pike, Judith C. Foster (1993)

En este experimento el Número de Avogadro se calcula de la manera siguiente:

Gota a gota se vierte una solución de ácido esteárico en un volumen determinado de agua. El ácido esteárico se expande a través de la superficie del agua, formando una delgada capa del espesor de una molécula (llamada monocapa). Cuando se han agregado gotas suficientes, una gota adicional formará una cama, viéndose como un lente de contacto.

Esto sucede ya que el ácido esteárico se parece a una molécula de jabón, con una cola hidrofóbica que no se disuelve en agua y una cabeza hidrofílica la cual se disuelve en agua.

La parte hidrofóbica de las moléculas cubren la superficie del agua, formando una capa del espesor de una molécula. Una gota adicional, no se disolverá, ya que la superficie del agua está totalmente cubierta, y formará una segunda capa que se verá como lentes.



Midiendo la superficie del área del agua y conociendo la masa molecular y tamaño del ácido esteárico. Puede calcularse cuántas moléculas de ácido esteárico están presentes en una mol, y por lo tanto, el número de Avogadro.

En este experimento es muy importante que todo el material de vidrio sea escrupulosamente lavado antes de usarse. La presencia de materiales extraños (tal como huellas dactilares) puede afectar fácilmente los resultados experimentales.

Con una pipeta Pasteur y una probeta graduada se determinan el número de gotas que forman un mL de la disolución.

Colocar un vidrio de reloj, perfectamente limpio y enjuagado con agua destilada, sobre una toalla con la parte cóncava hacia arriba y llenarlo con agua destilada. Medir el diámetro del agua destilada (no el del vidrio de reloj), con una regla. Usando la misma pipeta, agregar una gota de la disolución del ácido esteárico en el centro del vidrio de reloj, esperando que desaparezca conforme se evapora el hexano.

Continuar el goteo hasta que se observe claramente la formación de pequeñas lentes. Esto indica que se ha formado la monocapa. Repetir las operaciones 2 o tres veces más para tener el promedio de gotas utilizadas para formar la monocapa.

Datos:

1. Promedio de gotas de ácido esteárico en 1mL.
2. Concentración de la solución de ácido esteárico _____ g/mL
3. Promedio de las gotas necesarias para formar la monocapa.

3.- El volumen de las Moléculas y el Número de Avogadro. (Montes J., 2001)

Algunas superficies de gases o de líquidos tienden a reunir sobre ellas capas de otras moléculas. Si estas moléculas están colocadas muy juntas, tocándose lateralmente, y la capa tiene una sola molécula de espesor, se trata de una capa monomolecular o monocapa. Algunas sustancias como los ácidos grasos de pesos moleculares altos, tienen la propiedad de extenderse sobre el agua, en películas delgadas, pero solo si la superficie sobre la que se extienden es lo bastante extensa y la cantidad de sustancia lo bastante pequeña, formarán así capas monomoleculares.

En un recipiente de 30 x 40 cm se vierte agua hasta aproximadamente 1 cm del borde. Se esparce polvo fino de gis sobre la superficie del agua, formando una fina capa. Se vierte una gota ácido esteárico en éter en una concentración de 2.5×10^{-3} g/ ml, en el centro del recipiente desde una altura aproximada de 5 cm. Dejar que se evapore el solvente permitiendo que se forme la capa monomolecular. Se cubre el recipiente con un vidrio, con un plumón se dibuja el contorno de la mancha que se forma. Se pasa el contorno de la mancha a una hoja de papel milimétrico, se recorta y se pesa con una precisión de 0.001g. Se recorta en el mismo papel milimétrico una superficie de área conocida. Considerando que la superficie es

proporcional a su masa, se determina el área de la capa monomolecular. El experimento se repite tres veces y se determina el valor promedio.

Con la pipeta que se usó para colocar el ácido esteárico, se cuenta el número de gotas que se hayan en un mL. Repetir la operación varias veces. A partir de la concentración de la disolución y el número de gotas/ mL, calcular cuántos g de ácido esteárico hay en cada gota de disolución.

Utilizando la densidad del ácido esteárico se calcula el volumen que ocupa, que será el volumen de la capa monomolecular.

- Calcular el espesor (h) de la capa utilizando: $V = Ah$ en cm y en Amstrongs.
- Con el número de Avogadro calcular el número de moléculas de ácido esteárico que forman la capa monomolecular.

Con estos datos: el área de la monocapa y el número de moléculas que forman la monocapa, se calcula el área de cada molécula. Con el área de cada molécula se puede determinar la forma geométrica de la misma.

Para simplificar el problema va a suponer que el área corresponde:

a) A un cuadrado

Calcule cuántos cm y Amstrongs tendría por lado. ($A = l^2$)

¿Qué relación (R) hay entre la altura (h) y el ancho (l) de la molécula? ($R = h/l$).

¿Qué volumen ocupa cada molécula? ($V = l^2h$).

¿A qué forma geométrica corresponde el volumen calculado?

b) A un círculo:

Calcule cuántos cm y Amstrongs tendrá de diámetro. ($A = \square D^2/4$).

¿Qué relación (R) hay entre la altura (h) y el ancho de la molécula? ($R = h/D$).

¿Qué volumen ocupa cada molécula? ($V = \square r^2h$).

¿A qué forma geométrica corresponde el volumen calculado?

NOTA: El método de electrólisis da mejores resultados que el de la monocapa de ácido esteárico, ya que tiene diversas fuentes de error.

> Valores modernos aceptados de los pesos atómicos

Los valores de pesos atómicos mejorados que presentó Cannizaro eran principalmente el trabajo de Jean Stas, un habilidoso químico analítico belga. Stas pudo determinar los pesos atómicos con una exactitud que nunca había sido lograda. También fue Stas quien recomendó al O^{16} como estándar de peso atómico. Parte del trabajo sobre pesos atómicos fue estimulado por la hipótesis de Prout (1815) de que los pesos atómicos eran todos múltiplos enteros del peso del hidrógeno. Stas demostró de manera indudable que algunos pesos atómicos enteros estaban muy lejos de ser números enteros, y eso hizo que se hicieran a un lado las ideas de Prout, de que todos los átomos eran simples conglomerados de átomos de hidrógeno. El descubrimiento de isótopos resucitó la hipótesis de Prout pero en una forma nueva y más sofisticada.

Después de Stas, otros químicos siguieron buscando pesos atómicos con más precisión. En lo que se refiere a métodos químicos la mayor exactitud la alcanzó en los laboratorios Harvard de T.W. Richards, quien recibió el premio Nobel en 1914. El desarrollo de la espectrometría de masas en 1919 convirtió en obsoleta cualquier mejora posterior en los métodos químicos.

> Desarrollo del espectrógrafo de masas

En un espectrógrafo de masas la muestra se transforma en gas, se ioniza y los átomos cargados (iones) se envían a través de un poderoso campo magnético. Si dos partículas de la misma carga y que viajan a la misma a velocidad son ligeramente diferentes en masa, el recorrido de la partícula más ligera se desvía más que la de la pesada cuando pasan a través de un campo magnético, de manera que los dos iones terminan en diferentes puntos al final del tubo. Como colector se puede utilizar una placa fotográfica. Los números relativos de los dos tipos de iones puede estimarse si se examina la intensidad de los dos puntos.

El principio del espectrógrafo de masa lo descubrió J.J.Thomson, quien equipó un tubo de rayos catódicos con un imán para determinar convincente carga entre radio e/m del electrón. Durante un experimento con neón en 1913, Thomson encontró dos líneas en la placa fotográfica, lo cual indicaba dos iones positivos muy similares con masas ligeramente diferentes. El descubrimiento parecía indicar que no todos los átomos de neón son exactamente iguales. Algunos son poco más pesados que otros. Thomson había confirmado la existencia de isótopos, un fenómeno que Soddy había propuesto recientemente con base en algunas transformaciones radioactivas.

El aparato de Thomson fue mejorado y vuelto a diseñar por uno de sus estudiantes, Francis W. Aston. El lo llama espectrógrafo de masa y demostró que el neón contiene 91% de neón 20 y 9% de neón 22. Las versiones modernas de los espectrógrafos de masa se llaman espectrómetros de masas y son esencialmente el mismo instrumento que usó Aston a excepción de que han sido refinados para tener una precisión mayor y la placa fotográfica al final del tubo ha sido reemplazada por un colector electrónico de iones.

> Masa atómica estándar oficial

Durante varias décadas antes de 1961 existían dos escalas de pesos atómicos ligeramente diferentes- la escala química que era la normal para cálculos químicos comunes y la escala física, que se empleaba para las masas atómicas de núclidos individuales. Ambas escalas se basaban en el oxígeno con un valor de 16.0000, pero en la escala química este era el peso atómico del oxígeno natural (que contiene un poco de ^{18}O y vestigios de ^{17}O), mientras que en la escala física era la masa atómica del ^{16}O el isótopo puro. El problema de las dos escalas se resolvió en 1961, cuando la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada escogió un nuevo patrón de peso atómico. Se abandonaron las dos escalas antiguas y se escogió el carbono 12 como

nuevo estándar de referencia, principalmente porque es más conveniente para usarlo en el espectrómetro de masas. Mediante un acuerdo internacional, actualmente se le asigna al ^{12}C un peso atómico de 12.0000.

> La unidad de masa atómica y el N_A de Avogadro

Es una unidad de masa muy pequeña igual a 1 gramo dividido entre el número de Avogadro (6.023×10^{23}), o 1.66×10^{-24} gramos. De acuerdo con el estándar de peso atómico adoptado en 1961, la unidad de masa atómica se define oficialmente en la actualidad con $1/12.000$ de la masa de un átomo de ^{12}C , un átomo que contiene 6 protones y 6 neutrones.

> Masa atómica gramo

Cuando el peso atómico de un elemento se expresa en gramos, la cantidad se llama peso atómico gramo o un átomo gramo. Se ha demostrado que el peso atómico de un elemento expresado en gramos contiene 6.023×10^{23} (el número de Avogadro) átomos del elemento, o 1 mol de átomos. El peso atómico gramo es una cantidad práctica de un elemento.

Los pesos atómicos también se pueden expresar en otras unidades cuando las muestras de material son muy grandes o muy pequeñas (por ejemplo, libras, toneladas, microgramos, etc.) un peso atómico libra contiene 454 veces el número de Avogadro de átomos ya que en una libra hay 454 gramos.

El " mol ".

El concepto de "mol" fue introducido por Ostwald (1900) debido a su escepticismo con respecto a la hipótesis atómica-molecular, aunque la aceptó más tarde en 1908. (Thuillier 1990). Esta actitud escéptica está reflejada en su trabajo original (*Grundlinien der Anorganischen Chemie*):

La hipótesis atómica se ha vuelto un recurso muy efectivo para aprender e investigar, ya que hace la concepción y uso de las leyes generales mucho más sencillos. Sin embargo, uno no debe dejarse seducir por la correspondencia entre la imagen y la realidad hasta el punto de confundirlas (...). Desde el punto de vista en el cual las relaciones de los procesos químicos han sido tratadas hasta ahora, parecería que las sustancias están hechas, en el sentido indicado, de átomos. De esto tenemos, a lo más, la posibilidad, pero no la certeza, de que así es. No puede ser demostrado que las leyes de la unión química no pueden ser inferidas desde una suposición completamente diferente. No hay necesidad de renunciar al uso de la hipótesis atómica, si tenemos en mente que ésta es una ilustración de las relaciones verdaderas bajo una imagen funcional y fácil de manejar, pero en ningún caso pueden ser sobreentendidas como las verdaderas. Debemos siempre estar listos para cuando la realidad, tarde o temprano, se comporte de una manera diferente a la que esperaríamos a partir de éste modelo. (Ostwald 1900:155). La terminología usada por Ostwald confirma lo que se dijo acerca de la hipótesis molecular:

"La hipótesis molecular concuerda con el concepto de peso normal presentado antiguamente en la ley de Gay-Lussac en la misma relación como en la hipótesis atómica con el concepto de peso, de unión y peso normal mostrado, a la luz de la hipótesis como el peso relativo de una molécula o como el peso molecular."

El nombre peso molecular es usado generalmente para el concepto de peso normal. También puede ser usado independientemente de la hipótesis sobre la cual se basa, si tenemos en mente que se expresa una proporción real, que es la densidad de los gases. La misma hipótesis desarrollada fue establecida casi al mismo tiempo en 1811 por Avogadro y en 1812 por Ampere. La suposición de que en volúmenes iguales de gas habrá igual número de moléculas se conoce generalmente como Ley de Avogadro. Esto es engañoso, ya que una hipótesis nunca puede ser una ley. Puede ser llamado postulado de Avogadro. La ley que sería como una base para estas consideraciones es aquella de las relaciones de volumen de reacción entre gases, descubierta por Gay-Lussac" (Ostwald 1900:156-157).

Uno de los problemas principales que enfrentó la Química cuando se convirtió en una ciencia a fines del siglo XVIII, fue el de fijar la composición de los compuestos por medio de las proporciones cuantitativas de la masa de las sustancias que se combinan en una reacción química. Una expresión del paradigma de equivalentes de química en el siglo XIX es la Ley de las Proporciones Definidas de Proust en 1799: *los elementos combinándose para formar un compuesto lo hacen en una relación específica a sus masas respectivas*. Por lo tanto, las masas equivalentes de los elementos y aquellas de los compuestos pueden ser calculadas como la suma de las masas equivalentes de los elementos que forman parte en la composición. Por lo tanto, las interpretaciones atomísticas serían innecesarias para resolver los problemas relacionados con la estequiometría y así era posible ajustar la Química al rigor matemático al igual que la Física. A principios del siglo XX, Ostwald aun se cuestionaba la hipótesis atómica en la conferencia de Faraday realizada el 19 de abril de 1904. Estos son los que él dijo, los logros más importantes de la química en su tiempo:

(...) Es posible deducir todas las leyes estequiométricas (Ley de las Proporciones Constantes, Ley de las Proporciones Múltiples y Ley de los Pesos de Combinación) de los principios de la química dinámica, lo cual hace innecesaria para este propósito la hipótesis atómica, estableciendo la teoría de leyes estequiométricas sobre bases más seguras que las que provee una simple hipótesis (Knight, 1968:508-509)

Al introducir el concepto de "mol" Ostwald buscaba la fórmula química del agua oxigenada, y buscaba determinar el "peso normal" de esta sustancia a través de la proporcionalidad entre descendimiento del punto de congelación y la concentración de la solución de tal compuesto. repetidamente Ostwald utiliza el término "cantidad de sustancia" y lo identifica como masa, y define el "mol" como sigue:

Se ha observado que si diluimos un "mol" (el peso molecular normal de una sustancia expresado en gramos debe llamarse "mol" de aquí en adelante) de cualquier sustancia en 1 litro o 1000 g de agua, la solución resultante congelará a -1.850° (Ostwald 1900:163).

Despreciando la hipótesis atómico-molecular introduce el concepto de "mol", como el peso normal o molecular expresado en gramos, identificándolo como cantidad de masa.. Nelson (1991), apunta que la terminología utilizada por Ostwald favorece su propósito, ya que el término "mol" se refiere a una gran masa, mientras que molécula se refiere a una masa pequeña.

> La 14a Conference Générale des Poids et Mesures (CGPM) establece:

El mol es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos están en 0.012 kilogramos de carbono-12. Cuando el término "mol" sea usado, las entidades elementales deben ser especificadas como átomos, moléculas, iones, electrones, otras partículas, o grupos especificados de tales partículas (Miles et al, 1993:70).

Introducción de la unidad "Cantidad de Sustancia"

Se ha demostrado que Ostwald identificó "cantidad de sustancia" con peso (masa) dentro del paradigma equivalentista que él adoptó. La solución dada por la teoría atómica-molecular al problema de relaciones cuantitativas en las reacciones químicas está basada en el significado de lo que una reacción es, simbolizada en una ecuación que contiene las fórmulas químicas del átomo y moléculas de las sustancias que interactúan. De acuerdo a esto, hay proporciones de combinación entre las partículas de los reactivos y los productos de reacción indicados por los coeficientes que preceden a las fórmulas químicas. Conociendo las masas de las partículas involucradas en una reacción es posible deducir el peso y relaciones volumétricas de la combinación. La traslación a masa (expresada en gramos) de estas cantidades da paso a la introducción de los conceptos de átomo-gramo, molécula gramo, equivalente-gramo y masa-fórmula-gramo. La idea era hacer converger el "paradigma de equivalentes" y la visión atomística de las reacciones. La relación entre el peso atómico y peso equivalente fue definida como valencia o la capacidad de un elemento para combinarse.

Fue hasta la introducción de la unidad " cantidad de sustancia " que el problema de las relaciones cuantitativas pudo explicarse completamente por medio de la teoría atómica molecular. El punto de vista atomístico fue determinante al establecer la relación entre cantidades de partículas involucradas en la reacción. De la misma forma, de esta relación submicroscópica de entidades elementales que se combinan podemos obtener, a un nivel macroscópico, la relación de masas y volúmenes de combinación de las sustancias reaccionantes. La introducción de la unidad " cantidad de sustancia " haría más fácil el contar las partículas elementales. Cómo es imposible contar las partículas directamente esto debe hacerse de manera indirecta estableciendo masas y volúmenes.

De acuerdo a Guggenheim (1986) en el libro de texto Termodinámica, un Tratado Avanzado para Químicos y Físicos, fue en el año de 1961 cuando "cantidad de sustancia" adquirió el rango de cantidad fundamental:

En 1961 la Unión Internacional de Física Pura y Aplicada hizo las siguientes recomendaciones: "En el campo de la química y la física molecular, en adición a las cantidades básicas definidas anteriormente se ha definido por la Conférence Générale de Poids et Mesures, cantidad de sustancia como una cantidad básica. La unidad básica recomendada es el mol. El "mol" se define como la cantidad de sustancia, la cual contiene el mismo número de moléculas (o iones, o átomos, o electrones, conforme sea el caso, como hay átomos exactamente en 12 gramos del núcleo puro ^{12}C (Guggenheim 1986:2).

Seguidamente la IUPAC adoptó en 1965, las recomendaciones idénticas en todo:

Una mol es una cantidad de sustancia de fórmula química especificada, conteniendo el mismo número de unidades fórmula (átomos, moléculas, iones electrones quanta u otras entidades) como hay en 12 gramos (exactamente) del núclido puro ^{12}C (Guggenheim 1986:3).

Esto acepta la recomendación de que "cantidad de sustancia" es una diferente unidad a la masa. De acuerdo con Dierkes (1981), las definiciones de "mol" han evolucionado y ahora se refieren a la "cantidad de sustancia" de la cual es la unidad. Por lo tanto, la definición de 1971, de la 14 Conferencia General de Pesos y Medidas (CGPM) establece con mayor precisión las entidades fundamentales:

El mol es la cantidad de sustancia de un sistema el cual contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0.012 kilogramos de Carbono-12. Cuando el mol se use, las cantidades elementales deben ser especificadas y pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, otras partículas, o grupos especificados de tales partículas, (14th CGPM, 1971) (Mills et.al.1993: 70)

Actualmente, la IUPAC (Mills et.al.1993) recomienda llamar "cantidad de sustancia" ó "cantidad química", a una unidad la cual ha sido usada sin un nombre apropiado, simplemente como "número de moles". Esta "cantidad de sustancia" es una de las unidades físicas fundamentales, evidentemente diferente de masa, volumen y número de partículas.

En suma: debido a que Ostwald introdujo el concepto de mol en los principios del siglo XX, con un significado de peso (masa), en el contexto de un escepticismo a la teoría atómica de Dalton y que históricamente el concepto de "mol" fue introducido antes que el de "cantidad de sustancia" para el cual es la unidad, junto con la evolución sufrida por sus significados, resulta en la controversia de estos conceptos. No es de sorprender que la unidad "cantidad de sustancia" fue considerada como una medida de masa, como se demuestra en el análisis de los textos de química. Sin embargo, actualmente, la comunidad científica a través de la IUPAC, le atribuye un diferente significado: es la magnitud de cantidad que sirve para contar partículas.

Significados y definiciones frecuentes de "cantidad de sustancia" de mol.

Hablando acerca del significado, actualmente aceptado por la comunidad científica sobre la unidad "cantidad de sustancia", tal como está expresado a través de la publicación de la IUPAC, Guggenheim (1961) dijo que:

Todos hemos sido aleccionados desde edad temprana de que masa y peso son diferentes cantidades aunque en determinado lugar su relación es constante. Durante el pasado promedio de años el punto de vista ha sido aceptado por un número creciente de físicos y químicos y hay una tercera unidad de masa y peso, pero proporcional a ambos. Esta unidad fue primero llamada "Stoffmenge" en alemán y en su traducción al inglés "cantidad de sustancia".

La cantidad de sustancia (simbolizada n) es también llamada cantidad química en la publicación de la IUPAC Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry (Mills et. al. 1993).

La unidad del SI cantidad de sustancia es el "mol". La cantidad física "cantidad de sustancia" ya no deberá llamarse más "número de moles", junto con la cantidad física "masa" no debe llamarse "número de kilogramos". El nombre "cantidad de sustancia" y "cantidad química" deberá abreviar a la palabra simple "cantidad" particularmente en frases como "cantidad de concentración" y "cantidad de N_2 ". Con respecto al uso de la palabra molar, se dice en esa misma publicación que:

El adjetivo molar antes del nombre de una unidad extensiva generalmente significa dividida entre cantidad de sustancia: (Mills. et. al.. 1993.)

Por lo tanto, las unidades del S.I. $Kg.$, mol^{-1} y m^3mol^{-1} corresponden a la masa molar simbolizada como M por la IUPAC, y el volumen molar (V_m) respectivamente. La IUPAC establece que la cantidad que expresa la proporción entre la "cantidad de sustancia" del soluto y el volumen de una solución puede ser llamada concentración o concentración de "cantidad de sustancia" aunque admite todavía, es llamada molaridad.

Finalmente, en la sección dedicada a cantidad de sustancia y la especificación de entidades expresan la necesidad de señalar claramente el tipo de entidades elementales.

La cantidad de sustancia es proporcional al número de entidades elementales de esa sustancia. El factor de proporcionalidad es el mismo para todas las sustancias y es el recíproco de la constante de Avogadro. Las entidades elementales pueden ser escogidas convenientemente, no necesariamente como partículas individuales físicamente reales. Ya que la cantidad de sustancia y toda cantidad física que derive de ella depende de

su elección, hacen esencial especificar las entidades para evitar ambigüedades (Mills y col. 1999:46).

Siguiendo estas recomendaciones inferimos la necesidad de distinguir claramente entre "cantidad de sustancia" (n), masa (m), volumen (V) y número de entidades elementales (N).

En la siguiente figura están indicadas las expresiones operativas correspondientes que relacionan m , V y N (en donde M es la masa molar, V_m el volumen molar y N_A la constante de Avogadro). La unidad "cantidad de sustancia" está definida con relación a la masa, al volumen o al número de entidades elementales contenidas en una sustancia particular, pero no puede ser identificada con cualquiera de estos términos, esto es: $n \neq m$, $n \neq V$ y $n \neq N$.

Siguiendo las diferentes categorías usadas por Doménech et.al. (1993) en las definiciones del concepto de masa, podemos establecer un paralelismo para "cantidad de sustancia" y "mol". La definición inicial de Ostwald (1900), en la cual identifica "mol" con peso normal o molecular de una sustancia expresado en gramos, puede recordarse como una definición ontológica enraizada en el equivalentismo en la cual "cantidad de sustancia" es identificada como masa. Las expresiones modernas de "cantidad de sustancia", se refieren a las nuevas definiciones de un tipo funcional y relacional.

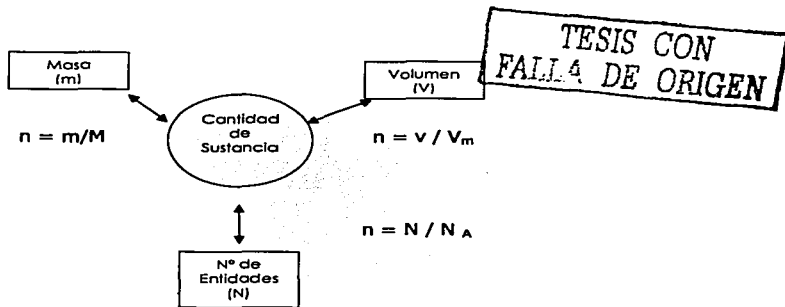


Figura 3

De hecho, cuando se refiere a la unidad "cantidad de sustancia" y sirve para contar (de una manera macroscópica) entidades elementales, estamos indicando para

lo que se está usando. Las definiciones operativas están expresadas a través de la relación a la masa, al volumen o con el número de entidades elementales:

$$n = m / M ; n = V / M_m ; n = N / N_A$$

en donde las conexiones de "n" con "m", "V" o "N" están establecidas y deben corresponder a las definiciones relacionadas. En este caso no es posible establecer una definición operacional igual (a través de un instrumento de medición directa de "cantidades de sustancia"), aunque es posible medirlas en una manera indirecta con una balanza o contando partículas (por ejemplo con una "trampa de heliones").

Actualmente, la comunidad científica, a través de las publicaciones de la IUPAC, considera anacrónico el uso de los conceptos "equivalente" y "normalidad" como una forma de expresar la concentración de la solución como puede advertirse de la carencia de referencia a ellas en las publicaciones recientes. Esto demuestra que los conceptos pueden surgir en un contexto histórico o teórico, evolucionar y finalmente, pueden "desaparecer". Este es el caso del concepto de peso equivalente, el cual en un contexto teórico atomístico ya no se usa para resolver el problema de la determinación de las proporciones de masa en el cual las sustancias se combinan en reacciones químicas y que ha sido reemplazado por los conceptos de "cantidad de sustancia" y "mol". Esta es una consecuencia de la total aceptación por parte de la comunidad científica de la teoría molecular en la interpretación de las reacciones químicas, esto es coherente con el cambio del marco teórico.

Habiendo considerado el origen y la evolución histórica de los conceptos "cantidad de sustancia" y "mol", el papel se vuelve ahora a los puntos de vista de los maestros, basándose sobre la consideración inicial de que algunos profesores tienen un conocimiento insuficiente del desarrollo histórico de estos conceptos.

II. MARCO TEÓRICO DE LA DIDÁCTICA.

En una investigación realizada por Furió *et. al.*(2000) para conocer las ideas que los profesores tienen acerca de estos conceptos se revisaron las definiciones epistemológicas que pueden condicionar la práctica de la enseñanza. En la carrera universitaria a los profesores no se les enseña acerca de la historia de la química por lo tanto desconocen el origen y la evolución de esos conceptos. En un estudio previo Furió *et.al.* (1993) encontraron que la introducción operativa del concepto "mol" lo priva de un significado químico y lo hace difícil de entender para los alumnos que no tengan ideas previas acerca de este concepto. Esta forma operacional de enseñarlo puede resultar de una visión no-problemática de la ciencia que da a los estudiantes un significado fuera de contexto de mol con la definición de Ostwald como la única referencia. La primera hipótesis sería la de que los profesores tienen serias dificultades con los significados actuales de "cantidad de sustancia" y de "mol".

En la práctica de la enseñanza el número de moles es igualmente usado en lugar de la unidad "cantidad de sustancia" o está asociado con las expresiones generales "cantidad de materia" principalmente aceptado como masa. Esta parte de la hipótesis asume que "cantidad de sustancia" es prácticamente desconocida para la mayoría de los profesores.

De acuerdo con lo anterior, se supone que los profesores tienen la noción de que la unidad "mol " fue introducida como una unidad de "masa química" que sirve para contar las entidades elementales de las diferentes sustancias. Si los profesores no tienen una idea clara de que " mol" es la unidad de "cantidad de sustancia" el "número de moles" será identificado con el de una cantidad de entidades elementales. Esto es, la relación entre "cantidad de sustancia" y número de entidades elementales será transformado erróneamente dentro de una entidad. Los maestros entrevistados tenían grado de Licenciatura en Ciencias Químicas. El primer estudio empezó con una muestra de profesores entrenados para educación secundaria (n = 36) ya que estos profesores mostrarían los conceptos adquiridos durante su adiestramiento universitario de manera más clara. Posteriormente se entrevistaron 47 profesores de nivel secundaria y 6 profesores universitarios.

También se revisaron libros de texto para revisar si en ellos se aborda el concepto actual de "mol" y de cantidad de sustancia. *La muestra de libros usada en los estudios 2 gel se realizó en 87 libros de los cuales 62 eran de educación secundaria (edades de 16 a 17) y 25 de Química General en preparatoria (18 años) y de primer año de universidad, todos ellos publicados entre 1976-1996.* Estos libros fueron considerados caso general para la enseñanza de química en educación secundaria y universidad. Muchos de estos libros fueron sugeridos por los mismo profesores y algunos otros son libros internacionales prestigiosos usados en nivel universitario.

En todos los estudios tres investigadores externos validaron la dificultad de las preguntas a los objetivos propuestos a cada libro y el análisis de resultados.

Los resultados de dicho estudio revelan que los profesores entrenados tienen una idea confusa de la unidad "cantidad de sustancia":

Significado de "n"	%
Como número de átomos	44.4
Como masa	38.9
Como volumen	5.5
Sin respuesta	5.5
Incoherente	5.5

Los 87 libros de Química revisados de 1976 a 1996, demuestran que la unidad "cantidad de sustancia" no es objeto de su estudio, tampoco presentan soporte histórico de la construcción científica.

Contenido	%	%	%
	1976-1985 N = 41	1986-1996 N = 46	1976-1996 N = 87
El concepto de mol es referido al significado de masa.	75.6	32.6	50.6
El concepto de mol es referido al significado de entidades elementales.	19.5	23.9	21.8

Estos análisis nos revelan que las ideas erróneas que se han encontrado tienen un fondo debido a la confusión que ha causado la introducción del concepto de "cantidad de sustancia", que también hay confusiones lingüísticas y desconocimiento de la evolución del concepto.

Las ideas previas que con mayor frecuencia se han encontrado son las siguientes:

- El mol ha sido considerado como masa y no como cantidad (Novick and Menis.1976) Cervellati *et.al* (1982), Vincent 1981 también encontró que en general, los estudiantes experimentan dificultades con el concepto de "cantidad de sustancia".
- El mol se define en términos del número de Avogadro, pero no en términos de ¹²C (Staver and Lumpe, 1995). De hecho los estudiantes se conforman con el número de Avogadro.(Cervellati *et al.* 1982).
- Las propiedades de los gases relacionados con el mol (volúmenes iguales de cantidades iguales) se extienden a líquidos y sólidos y hay confusión sobre cuándo el volumen 22.4 L se aplica y no se aplica (Novick and Menis 1976, Cervellati *et al.* 1982).

**TESIS CON
FALLA DE ORIGEN**

- Es una forma de expresar cifras muy grandes y que se aplica para pequeñas cosas como calcular el peso de una molécula, átomos, masa, cuya constante es 6.02×10^{23} .
- Unidad de medida del S.I. de unidades para cantidad de sustancia que equivale al número de cantidades elementales o partículas que hay en 12 g de carbono 12, (correcta).
- Peso molecular medido en gramos.
- Número de moléculas de 32 g de oxígeno molecular.

JUSTIFICACIÓN DIDÁCTICA

El concepto de mol dentro de la Química es tan importante que la mayoría de los cálculos cuantitativos están basados en este concepto, y entenderlo bien, es esencial. La finalidad de este proyecto es también entender como se relaciona con la masa, número de entidades y volumen de un gas.

La definición de mol en el Sistema Internacional es: " La cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos en 0.012 Kg de carbono 12. Cuando se usa el mol las entidades elementales deben ser especificadas y pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, otras partículas o grupos especificados de dichas partículas".

Encontramos en Pozo et al. (1991) *que son tres grandes problemas en la comprensión de la química: la discontinuidad de la materia, la conservación y las relaciones cuantitativas. En química, las primeras medidas de masa y volumen, dieron lugar al establecimiento de leyes que permitieron el desarrollo de esta ciencia. Al introducirse la teoría atómico molecular, los fenómenos químicos empiezan a interpretarse a nivel microscópico en función de átomos y moléculas que intervienen, siendo necesario conocer entonces el número de partículas que intervienen en determinado proceso. Entonces químico necesita establecer la relación entre las medidas a nivel macroscópico, masa y volumen, y el nivel microscópico número de partículas, en el que interpreta los procesos. Para relacionar masas y volúmenes y el número de partículas tan pequeñas que no pueden medirse en pequeñas cantidades, es necesario medir un número muy grande de ellas. Por eso se introduce el concepto de mol, un concepto tan fundamental como las ideas de átomo y molécula.*

El mol es un concepto integrador en la historia de la química, conduce a una simplificación de cálculos y permite el abandono de conceptos como normalidad y peso equivalente.

Es uno de los conceptos que mas problemas plantea en la enseñanza de la química, es un concepto imprescindible para el desarrollo de relaciones cuantitativas en la mayoría de los temas de química.

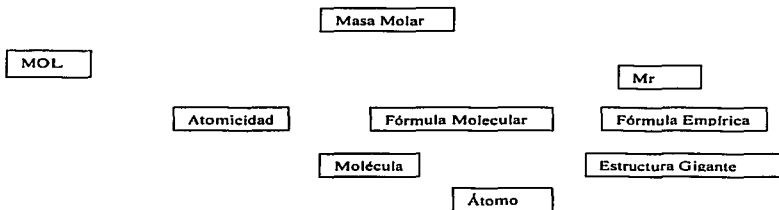
En el siguiente cuadro se muestra la relación del concepto de mol con otros conceptos y áreas de la química:

Partículas- MOL {

- N° de átomos, moléculas, e⁻
- Medidas de los gases
- Concentración de disoluciones
- Cálculos estequiométricos
- Cálculos de equilibrios

TESIS CON FALLA DE ORIGEN

Para poder entender el concepto de mol, es preciso entender los conceptos establecidos en un nivel jerárquico inferior (extraída de Gowers, Daniels y Lloyd (1977):



Las primeras dificultades aparecen en la definición, que resulta tan abstracta, que los estudiantes la aprenden de memoria sin entender su significado. La experiencia demuestra que incluso estudiantes de los últimos cursos de Ciencias Químicas, utilizan definiciones que muy poco tienen que ver con la definición oficial. Desde que se empezó a usar el concepto de mol, se ha definido en tres formas diferentes: como porción de sustancia, como unidad de masa y en el sentido de número. Se observa que persiste la definición de mol como unidad de masa, ya que muchos cálculos en química están basados en la utilización de masa. Al utilizar esta definición, los alumnos prescinden de la naturaleza discontinua de la materia y no ven la masa molar como una medida de un número fijo de partículas. Se limitan a establecer una proporción entre la masa y los moles, siendo una constante de proporcionalidad la masa atómica y la masa molecular. Realizan los cálculos mecánicamente sin establecer ninguna conexión entre los resultados que obtienen y su significado químico.

Generalmente los químicos al efectuar reacciones usan el término de moles relacionado a la masa de la sustancia más que a número de átomos o moléculas ya que es más fácil pesar que contar partículas .

El número de Avogadro (6.02×10^{23}) es el número de entidades en un mol de sustancia, la masa molar (masa de un mol) es la suma de las masas atómicas relativas (de los elementos) en la fórmula de una sustancia. Los cálculos en porcentaje de composición en un compuesto y de fórmula empírica también involucran el concepto de mol.

Siendo el mol, la base de los cálculos estequiométricos, se introduce en el estudio de la química en el programa de segundo de secundaria y siendo que

requiere un razonamiento abstracto, es un reto difícil para los estudiantes. Requieren de bases matemáticas, como el manejo de exponentes, y de conocimientos básicos de la química relacionados como son masa, volumen, átomos, fórmulas y comportamiento de los gases.

De acuerdo a Pozo et al (1991), al interpretar las causas por las que este concepto resulta tan complicado para nuestros alumnos hay que tener en cuenta, que es un término nuevo, que para su definición, interpretación y utilización, requiere la introducción del Número de Avogadro, un número tan grande que está mas allá de la imaginación de los estudiantes. Un número tan grande y abstracto que resulta ininteligible para los estudiantes de educación elemental, imposible de ser representado. Estas dificultades podrían disminuirse haciendo analogías a la hora de introducir este concepto. Se han hecho diversos trabajos en este sentido, utilizando frutas, con monedas. Desde el punto de vista operativo, otra de las dificultades es la utilización del cálculo proporcional. Dificultades de esta naturaleza serían, la incapacidad de coordinar las relaciones de moles con los subíndices de las fórmulas o con los coeficientes de las reacciones; las dificultades que implican el paso de cantidad de sustancia a concentración y los numerosos errores que se detectan en la aplicación del concepto a los problemas de estequiometría (Cervellati et. al, 1982). Tener habilidades como el manejo de la balanza, mediciones de volúmenes y manejo de números exponenciales.

Al término de la aplicación de estas estrategias, los estudiantes deberán no sólo definir mol en términos de entidades sino explicar la diferencia entre mol y molécula, calcular masa molar de una sustancia y calcular número de átomos y moléculas. Con respecto a los gases tener claro que un mol de un gas a 0°C y al nivel del mar (1 atmósfera) ocupa 22.4 L.

El reto para el profesor es implementar las estrategias que sean atractivas para los estudiantes de esta edad, que sean objetivas y que les ayuden al desarrollo del concepto

Un aspecto fundamental del aprendizaje constructivista del educando es su conocimiento previo. A veces el conocimiento comprende ideas que no están de acuerdo con la teoría científica generalmente aceptada pero que les conducen a buenos resultados. Estos conceptos son llamados "conceptos alternativos, o "ideas alternativas" o en su caso "erróneas".

Especialmente en la década de 1980 se hizo una considerable investigación constructivista para identificar las ideas erróneas en gran variedad de materias de áreas diferentes. La tarea para identificar maneras de enseñanza que incorporan este conocimiento y promover el cambio conceptual ha resultado de mayor dificultad.

El principal problema de la comprensión de la ciencia por parte de los alumnos se debe a las ideas que tienen y que influyen en su aprendizaje. El tener ideas

previas es un rasgo que define el funcionamiento cognitivo del ser humano. Desde el bebé dando sentido a la conducta de las personas que lo rodean hasta explicar nuestras depresiones como maestros, está impregnada por ideas previas.

Para lograr un cambio conceptual es necesario que haya un cambio metodológico, que los alumnos comprendan mejor los hechos científicos hay que acudir al origen de esas percepciones para poderlas modificar.

Estas ideas previas se adquieren espontáneamente por el lenguaje, por la vida cotidiana y la socialización, ya que se adquieren creencias sobre numerosos hechos y fenómenos.

Sin embargo hay algunas áreas del conocimiento con respecto a las cuales los alumnos carecen de ideas específicas espontáneas o inducidas, entonces para comprenderlas deberán activarse por analogías, una concepción útil para dar significado a ese dominio. Cuanto menor sea la conexión a la vida cotidiana mayor será la probabilidad de que el alumno carezca de ideas específicas al respecto. De esta forma, la formación debe basarse en la utilización de analogías, ya sea generadas por los mismos alumnos o sugeridas a través de la enseñanza. Las analogías deben elaborarse a partir de concepciones existentes, normalmente formadas a través de otras vías.

Todas nuestras ideas y conocimientos provienen de las impresiones que los estímulos dejan en nuestros sentidos y requiere una serie de reglas que asocian unas ideas con otras y unos hechos con otros. Estas reglas se adquieren entre los 4 y los 5 años y forman parte de la psicología de sentido común de adolescentes y adultos. Por lo tanto el cambio metodológico como complemento del cambio conceptual deberá superar o restringir dichas reglas de influencia causal.

El hecho de entender las ideas de los alumnos como constructos personales no debe hacernos olvidar que su construcción tiene lugar en un contexto social que induce o favorece cierto tipo de ideas. Entre las fuentes socioculturales del alumno no solo se encuentra la familia y el sistema educativo, sino la influencia de los medios de comunicación en la formación de concepciones a través de la divulgación científica.

Estas concepciones inducidas por el sistema educativo son, sin embargo asimiladas por los alumnos a sus concepciones preestablecidas, produciéndose diversos tipos de interacción entre el nuevo conocimiento y las concepciones previas. Una de las vías más útiles para establecer esa conexión entre lo que se sabe y lo nuevo, es la formación de analogías. Lo que solemos hacer ante el dominio nuevo es activar por analogía o similitud un esquema o una idea correspondiente a otro dominio que nos sirve para comprender una nueva situación.

Se han identificado varias causas para explicar la dificultad en el aprendizaje

del concepto de mol. Staver y Lumpe (1995) señalan una demanda cognitiva de este concepto teórico abstracto. También dificultad para realizar operaciones secuenciales que son necesarias en los cálculos de mol (Lazenbag y col.1982) Gabel y Sterwood (1984) sugirieron que el término mol por sí mismo es confuso. Novick y Menis (1976) señalan la dificultad causada por las similitudes fonéticas: molécula, molar, qué son términos introducidos a los estudiantes en un corto plazo.

Otro aspecto que es importante en el desarrollo de los conceptos es el desconocimiento de su evolución histórica y el contexto social e histórico.

Pozo, Jul. Et al. (1992) indican que la forma de reducir la distancia en la enseñanza a los estudiantes de edades entre 13-15 años es decidir los contenidos, organización y la forma en que van a ser enseñados y evaluados, las capacidades y dificultades del aprendizaje y adecuarlos a los alumnos a los que va dirigido.

Un aprendizaje eficaz es aquél que produce cambios duraderos y transferibles en quien aprende, es decir que lo que aprende es bastante estable y resistente al olvido.

El principal problema de los alumnos es que no están interesados en la ciencia, no quieren esforzarse en estudiar y por consiguiente, comprender ciencia es una tarea intelectual, y fracasan, o simplemente se esfuerzan para aprobar el año escolar. Los alumnos debido a su desarrollo personal comienzan a fijarse sus propias metas, a establecer sus preferencias y adoptar actitudes que no siempre favorecen el aprendizaje escolar.

La verdadera motivación es descubrir el interés, el valor de acercarse al mundo, indagando sobre su estructura y naturaleza, descubrir el interés de hacerse preguntas y buscar sus propias respuestas, partiendo de sus gustos y preferencias para generar otras nuevas. El punto de partida son los intereses de los alumnos, buscar las conexiones a su mundo con el fin de trascenderlo.

En especial para los alumnos de 2º de secundaria al introducir el concepto es recomendable usar ejemplos de la vida diaria en las que es necesario contar cantidades muy grandes de determinados objetos, por ejemplo: la venta de frutas o semillas a gran escala.

Permitir que los alumnos discutan cómo simplificar esta cuenta y van planteando preguntas para que se llegue a la conclusión de que la medición de la masa puede resolver el problema. El concepto de mol se aclara cuando los alumnos deducen la necesidad de contar con él para efectuar cálculos químicos. Esto mismo puede ser llevado al nivel de átomos y moléculas que, pese a no poder ser vistos ni contados, pueden ser medidos con la masa de la sustancia. El concepto de mol se presenta cuando los alumnos deducen la necesidad de contar con el, para efectuar cálculos químicos (<http://pronap.ilce.edu.mx>)

Con lo anterior se planearon una serie de estrategias que incluyen los siguientes aspectos:

- Actividad para detectar ideas previas: un cuestionario directo del concepto de mol y una hoja con palabras relacionadas para que los alumnos marcaran la secuencia con flechas.
- Motivación a través de un relato, en el cual se selecciona el nombre de un alumno o alumnos que sean importantes en el grupo y análisis a través de un cuestionario encaminado a la reflexión de los temas abordados.
- Experiencia de cátedra utilizando naranjas, limones, arroz, frijoles para reforzar la actividad anterior y para que ellos deduzcan la necesidad de utilizar una unidad que facilite el conteo.
- Crear la necesidad en los alumnos de contar y después medir masa de las semillas.
- Mejorar la actividad anterior al utilizar tornillos, tuercas o rondanas, ya que son piezas troqueladas con errores de masa mínimos (mcg).
- Introducción del término y concepto de mol como una unidad de conteo de partículas.
- Motivación a través del relato de cómo Dalton usando el Hidrógeno como elemento más ligero calculó las masas relativas de los elementos conocidos en su época.
- Trabajo práctico en el laboratorio para determinar masas relativas de semillas o tornillos de diversos tamaños, induciendo al alumno a establecer el número de ellos en una masa relativa. Cuestionario de análisis
- Presentación de la evolución del concepto de mol desde los griegos hasta la CGPM en 1971, en Power Point.
- Experiencia de cátedra en la cual los alumnos comparan el volumen de diversos elementos y compuestos, con su masa. Se les presenta también un recipiente cilíndrico en el cual se establece por cálculo el volumen de un gas en condiciones STP.
- Actividad a casa de refuerzo, en la cual tienen que calcular masas relativas con respecto al hidrógeno.
- Trabajo práctico con diferentes cantidades de cloruro de sodio para establecer que el mol sirve para medir múltiplos y submúltiplos comparando con la masa y calculando número de partículas.

Cada actividad planeada incluye un cuestionario de refuerzo y de actividades de reflexión para establecer la validez de la estrategia.

DESARROLLO DE LA PROPUESTA.

OBJETIVOS:

- A. Que los alumnos entiendan el concepto de mol como una unidad de cantidad de sustancia del Sistema Internacional de Unidades de medida.
- B. Que relacionen teoría de los gases y establezcan sus diferencias.
- C. Mediante el uso de diversas analogías y experimentos sencillos puedan deducir masas relativas de elementos, entender qué es el número de Avogadro y visualizar esta magnitud.
- D. Mediante un modelo visualizarán el volumen de un gas en condiciones STP.
- E. Serán capaces de aplicar estos diversos conceptos en la resolución de ejercicios de masa, mol de moléculas, mol de elementos y mol de compuestos.

METODOLOGÍA

Aplicación de Exámenes Diagnóstico:

1. Ideas Previas de los Alumnos de 2° de Secundaria.
2. Ideas Previas de los alumnos de 2° de Preparatoria.

Aplicación de Estrategias

1. Motivación.
2. Cálculo de masas relativas.
3. Presentación de la Evolución del Concepto de Mol.
4. Volúmenes y masas de 1 mol de diferentes elementos y sustancias.
5. El mol como unidad de medida.
6. Evaluación del Aprendizaje

> Ideas Previas de los alumnos de 2° de secundaria y de 2° de preparatoria.

Para conocer los conceptos previos de los alumnos, se realizó un cuestionario tanto a los alumnos de 2° de Secundaria y a los alumnos de 2° de Preparatoria con objeto de comparar el conocimiento del concepto de mol así como la asimilación del mismo. En el primer caso, los alumnos tuvieron un breve acercamiento al concepto de mol al estudiar las Unidades del SI, tanto en Física I como en Química I. Sin embargo, es hasta el tercer bloque " La Naturaleza Discontinua de la Materia", en donde después de analizar con mas detalle las Leyes Ponderales, se aborda el concepto de mol y se le da aplicación con la resolución de problemas sencillos en los cuales se calcula la masa y se relaciona con la cantidad de partículas en elementos y compuestos.

Los alumnos de 2° de Preparatoria han profundizado un poco más, en el estudio de dicho concepto en la primera unidad de Química II del tercero de Secundaria y resulta interesante conocer la forma en que lo han asimilado. En este grado se aplica el concepto en problemas de masas molares y en problemas de estequiometría y en el estudio de los gases ideales.

Examen diagnóstico para alumnos de preparatoria:

El primer examen diagnóstico se realizó con los alumnos de 2º de preparatoria en donde únicamente se les preguntó que sabían acerca del "mol". el total de alumnos fue de 66 siendo las ideas previas más comunes las siguientes:

CONCEPTOS	PORCENTAJE
Conjunto de átomos o moléculas que sirve para decirnos cuantos tiene la materia y equivale a 6×10^{23}	37.78%
Una unidad que se usa para contar números muy grande de objetos muy pequeños	25.30%
Para determinar el número de átomos que se encuentran en una solución	7.5%
Unidad de medida de materia o sustancia	10.40%
Es la masa de un átomo	19.02%

Examen diagnóstico para alumnos de secundaria:

Se instrumentaron 2 formas de realizar el diagnóstico para los alumnos de 2º de secundaria. La primera consiste de un cuestionario con 4 preguntas y la segunda, es una hoja con palabras relacionadas al concepto de mol, escritas en desorden y separadas, para que los alumnos las unan mediante flechas.

Primera forma de diagnóstico:

- ¿Cuál es el Principio de Avogadro?
- ¿Cuál es el número de Avogadro?
- ¿Qué es el mol?
- ¿Para que se usa el mol?

Resultados:

El total de alumnos a los que se les preguntó fue de 74. Sólo 34 alumnos respondieron la encuesta (que corresponde a un 45 % de la población).

En la tabla se muestra el porcentaje de respuesta a cada pregunta.

TESIS CON
FALLA DE ORIGEN

PREGUNTA	a) ¿Cuál es el principio de Avogadro?	b) ¿Cuál es el número de Avogadro?	c) ¿Qué es el mol?	d) ¿Para que se usa el mol?
No respuestas	2	-	34	31
Porcentaje	2.70%	0%	45.30%	41.89%

En el siguiente cuadro se analizan los porcentajes y el carácter de las respuestas obtenidas del punto c.

¿Qué es el mol?	%	Carácter
Unidad de medida de cantidad de sustancia, se puede expresar por una potencia, es el aumentativo de molécula	1.35	Correcta
Unidad para medir cantidad de sustancia	28.1	Correcta
Una unidad de medida	12.1	correcta
Unidad de medida para medir fuerza	1.35	Incorrecta
Unidad para medir materia	1.35	Incorrecta
Unidad del Sistema Internacional	1.35	Correcta
Una medida como kilómetro, metro o litro	1.35	Incorrecta
Una medida para algo muy grande	1.35	Incorrecta
Un sistema de medición	1.35	Incorrecta
La cantidad de sustancia que contiene un cuerpo	1.35	Incorrecta
Una partícula de energía	1.35	Incorrecta
Unidad que mide Intensidad Luminosa	1.35	Incorrecta
La medida que usamos para los átomos.	1.35	Incorrecta
Medida Universal para medir la masa que tiene un cuerpo	1.35	Incorrecta
Unidad para medir el volumen de la materia.	1.35	Incorrecta
Un diminutivo de molécula	1.35	Incorrecta

De la pregunta d) se obtuvieron sólo 31 respuestas:

¿Para que se usa el mol?	%	Carácter
Para medir cantidad de sustancia	20.27	Correcta
Para medir Intensidad Luminosa	5.4	Incorrecta
Para medir cantidad de energía	2.7	Incorrecta
Para medir fuerza eléctrica	1.35	Incorrecta
Para medir la masa de algo	1.35	Incorrecta
Para medir fuerza radioactiva	2.7	Incorrecta
Para medir volumen de la materia	1.35	Incorrecta
Para ayudarnos a hacer experimentos con líquidos	1.35	Incorrecta
Para medir	1.35	Incorrecta

Segunda forma de diagnóstico:

**TESIS CON
FALLA DE ORIGEN**

La segunda forma de detectar sus ideas previas consiste en una hoja, en la cual se anotan las siguientes palabras en desorden: masa, molécula, átomo, fórmula, unidad, mol, símbolos, reacciones químicas, 6.023×10^{23} .

Se les pidió a los alumnos, que hicieran una secuencia uniendo con flechas y que utilizaran las palabras que pudieran conectar dichos conceptos.

Pocos alumnos utilizan palabras conectoras y unen mediante flechas átomos, moléculas, reacción química, fórmula, 6.023×10^{23} . Unidad lo unen con masa. Este análisis demuestra que el Número de Avogadro lo relacionan con una fórmula matemática para calcular masa. la mayoría desconocen el término mol, ya que no lo incluyen en sus secuencia.

Se incluye una hoja de trabajo, como ejemplo del desempeño de los alumnos al inicio del ciclo escolar.

> ACTIVIDADES

1ª parte (45 min).

Motivación para la Introducción del tema

Se ha encontrado en la literatura consultada, que es mejor para los alumnos de 2º de Secundaria, usar una introducción basada en aspectos cotidianos como la siguiente:

"Mari Jose va de compras al mercado de su colonia, y su mamá le ha encargado una docena de huevos, una gruesa de naranjas, un kilo de frijól Veracruzano y un kilo de arroz. Ya de salida ve las flores y compra 2 docenas de rosas. Al pasar por la papelería recordó que tenía que realizar un trabajo y compró un ciento de hojas y una caja que contenía una decena de lápices de colores"

Evaluación:

A través de un diálogo abierto se formulan las siguientes preguntas

- ¿Cuántos huevos compró?
- ¿Cuántas naranjas?
- ¿ Por qué no compró una docena de frijoles o una gruesa de arroz?
- ¿Cuántas rosas le llevará a su mamá?
- ¿Cuántas hojas compró?
- ¿Cuántos lápices contenía su caja de colores?
- ¿Cuáles son las unidades cotidianas para contar algunos objetos o frutas?

Experiencia de Cátedra.

Después de la narración se comparan docenas de frijoles, arroz, limones y naranjas, de tal manera que ellos visualicen el monton y el volumen que forman cada uno de ellos.

El Mol como unidad de Medición

Los científicos han creado una terminología propia para contar las cosas. Este es el caso de la unidad llamada **Mol, la cuál sirve para contar átomos, moléculas, iones y otras partículas.**

Esta unidad de medida se aceptó en el SI de Unidades de Pesas y Medidas y se define como "**la cantidad de partículas que hay en 0.012 kg de carbono 12**".

Para reafirmar este concepto se coloca un cartel que ellos elaboran con este concepto.

2ª parte (2 sesiones de 45 min.)

Desarrollo del concepto de mol y de masas molares de elementos a través de una analogía con un modelo con leguminosas de tres diferentes tamaños.

Objetivo: Los alumnos entenderán como calcular la masa relativa de los elementos usando una analogía con frijoles.

Se les da a los alumnos bolsas conteniendo leguminosas de diferentes tamaños: alubias pequeñas, frijól rosa y alubias grandes. deben pesar de uno en uno hasta 25 y realizar una tabla de resultados con los siguientes datos:

	Alubia pequeña	Frijól rosa	alubia grande
Masa de 25 semillas			
Masa promedio de una semilla			
Masa relativa de una semilla			
No. calculado de semillas en una masa relativa			

Número de semillas medidos en una masa relativa			
---	--	--	--

La evaluación se hará a través de la obtención correcta de su tabla de valores y a través de un cuestionario con las siguientes observaciones:

1. ¿Cuántas semillas hay en una masa relativa?
2. ¿Cuántas veces es mayor la alubia grande que la pequeña?
3. ¿Explica por qué hay el mismo número de semillas en una masa relativa?
4. ¿Cómo es el volumen de cada montón de semillas? ¿Son iguales?
5. ¿Por qué sí o por qué no?
6. ¿Cuál es la masa promedio de la alubia más pequeña?
7. ¿Cuál es la masa relativa de la alubia más pequeña?

Se anexa una hoja resuelta, como ejemplo del trabajo realizado por los alumnos:

Ejemplo de una hoja resuelta:

Práctica No. 24.- LAS MASAS RELATIVAS DE LOS ELEMENTOS:

Objetivo: Los alumnos entenderán como calcular la masa relativa de los elementos usando una analogía con leguminosas.

Introducción:

Dalton fue uno de los primeros hombres en trabajar con las masa de los átomos, te preguntará ¿cómo lo hizo? Se le ocurrió un truco. Tomó como referencia el átomo mas ligero que conoció, el hidrógeno, y le asigno arbitrariamente la masa de 1 y a los demás elementos les asignó masa relativas dependiendo de su combinación con hidrógeno.

A pesar de que sus ideas son fundamentales para el desarrollo de la Química, tuvo algunos errores. Después en 1807 Berzelius (químico sueco), quien también propuso la actual simbología obtuvo datos más precisos que los de Dalton. Pero en 1860, Cannizzaro propuso en la primera reunión internacional el Congreso de Karlsruhe en Alemania propone una escala corregida de valores de masas atómicas reconociendo los trabajos de varios colegas, especialmente los de Avogadro, a partir de los cuales determinó las masas relativas de todos los elementos conocidos hasta entonces.

Bibliografía:

- Sílvia Jara, Mónica López Villa. *"Acércate a la Química"*. Ed. Larousse 2002

Material

- 3 vasos de plástico
- 3 cajas de Petri
- 1 balanza granataria
- Alubias pequeñas
- Frijol rosa
- Alubias grandes
- Bolsas Ziploc

Procedimiento:

1. Marca tus vasos como 1, 2 y 3. Determina la masa de un vaso de plástico y anótala.
2. Escoge 25 alubias pequeñas, pesa una por una colocándolas en el primer vaso.
3. Pesa el vaso con las 25 semillas y anota los resultados como **masa total**.
4. Repite lo mismo con los otros 2 tipos de leguminosas y realiza cada una de las actividades del cuadro de resultados.

	Alubia pequeña	Fríjol rosa	Alubia grande
Masa de 25 semillas	4.9 g	8.1 g	17.6 g
Masa promedio de una semilla	0.196 g	0.300g	0.900 g
Masa relativa de una semilla	1.0 g	1.53 g	4.59 g
No. calculado de semillas en una masa relativa	5.1 g	5.1 g	5.1 g
Número de semillas medidos en una masa relativa	5 g	5 g	5 g

La evaluación se hará a través de la obtención correcta de su tabla de valores y a través de un cuestiona con las siguientes observaciones:

1. ¿Cuántas semillas hay en una masa relativa?
5.1 semillas
2. ¿Cuántas veces es mayor la alubia grande que la pequeña?
4.6 veces
3. ¿Explica por qué hay el mismo número de semillas en una masa relativa?
Porque se toma la semilla de alubia más pequeña como la unidad y los datos del frijol y la alubia grande en relación a la alubia pequeña.
4. ¿Cómo es el volumen de cada montón de semillas? ¿ Son iguales?
El volumen de cada montón es de diferente tamaño. No son iguales.
5. ¿Por qué sí o porqué no?
Es porque tamaño de las semillas es diferente
6. ¿Cuál es la masa promedio de la alubia más pequeña?
0.196 g
7. ¿Cuál es la masa relativa de la alubia más pequeña?
1

3ª parte (20 min.).

Evolución del Concepto de Mol

Presentación en Power Point de cómo evolucionó el concepto de Mol, con algunos de los aspectos más importantes hasta llegar a la determinación del número de Avogadro y de la introducción del Mol en el SI.

Visualización de que tan grande es el número de Avogadro

En la misma presentación, se incluyen algunas diapositivas con analogías del gran monto que significa el Número de Avogadro.

Reafirmación y comentarios

Para reafirmar el concepto de mol se presentan algunas curiosidades como las siguientes:

- La hipótesis de Avogadro no la enunció Avogadro.
- El número de Avogadro (número de Loschmidt en algunos países europeos) no lo calculó Avogadro.
- tampoco Loschmidt calculó el número de Loschmidt.
- Avogadro "abogado", tiene que ver con el apellido del ilustre turinense, quien pertenecía a una familia de abogados.
- $N_A = 6.023 \times 10^{23}$ part/mol es un resultado de una convención.
- El concepto de "mol" se introdujo antes que el concepto de cantidad de "sustancia"

4ª parte (25 min.)

Comparación del volumen de un mol de sustancias

Se colocan en la mesa del profesor probetas con un mol de las siguientes sustancias en polvo: carbono, aluminio, cobre, azufre, azúcar, sal de mesa, agua y un cilindro de cartón de 29 cm de diámetro x 33 cm de altura (representando 22.4L de un gas en condiciones STP.

Se anota el volumen y se determina la masa de cada uno de ellas anotando los resultados en una tabla con los datos siguientes:

Sustancia	Volumen de un mol	Masa de un mol	Unidad más pequeña (átomo o molécula)
Carbono			
Aluminio			
Cobre			
Azufre			
Azúcar			
Sal de mesa			
Agua			

Se les presenta a los alumnos el cilindro de cartón, para que ellos visualicen el volumen de un mol de cualquier gas.

EVALUACIÓN MEDIANTE PREGUNTAS ABIERTAS.

- ¿Cuál sustancia ocupa el mayor volumen?
- ¿Cuál sustancia ocupa el menor volumen?
- ¿Una mol de cual sustancia tiene la mayor masa?
- ¿Cuál sustancia tiene las partículas individuales de mayor masa?
- ¿Por qué cantidades iguales (en moles) de diferentes elementos o compuestos tienen diferentes masas aunque tengan el mismo número de partículas?
- ¿Por qué cantidades iguales en moles de elementos o compuestos ocupan diferentes volúmenes?
- Describe el método más rápido para medir una masa relativa de frijoles.
- Describe la manera más rápida para medir un mol de frijoles.

Actividad complementaria

En la siguiente tabla se encuentran las masas promedio de átomos individuales. Calcular la masa relativa al hidrógeno de cada elemento, y regístrala en la tabla. Después busca en la Tabla Periódica la masa molar (masa atómica) y anótala en la tabla.

Átomo	Masa de un átomo	Masa relativa al hidrógeno	Masa Atómica	# de átomos en una masa relativa (g)
Hidrógeno	1.66×10^{-24}			
Carbono	2.00×10^{-23}			
Hierro	9.30×10^{-23}			
Aluminio	4.49×10^{-23}			
Zinc	1.08×10^{-22}			
Cobre	1.05×10^{-22}			
Plomo	3.44×10^{-22}			

EVALUACION: PREGUNTAS ABIERTAS.

- ¿Cómo son las masa atómicas de la Tabla Periódica con respecto a las masa relativas que calculaste?
- ¿Qué son las masas atómicas y cómo se determinan?
- ¿Qué contraste acerca del número de átomos de cada elemento en la masa relativa?
- ¿Cuál es el nombre dado al número de átomos en la masa relativa?
- Una unidad de masa atómica (uma) es la masa aproximada de un protón o un neutrón. Esta masa es igual a 1.66×10^{-24} g ¿Cuántas unidades de masas atómicas están en un gramo?
- Si un átomo tiene una masa de 108 uma, encuentra la masa (en g) de una mol de estos átomos.

5ª Parte (45 minutos).

Demostración de que "mol" es una unidad de medida".

Objetivo: manejar múltiplos y submúltiplos de cantidad de masa con sal de mesa (NaCl).

Método:

En una mesa se colocan desordenadamente bolsas conteniendo diferentes cantidades de la sal de mesa, representando diferentes números de moles. A los alumnos se les invita para que adivinen el número de moles de cada bolsa, y que anoten el

resultado en una hoja de papel y que los acomoden en orden ascendente. Después se les proporciona la hoja con los resultados correctos, para que ellos comparen sus resultados con los reales.

Los alumnos pueden verificar la masa de los paquetes y con ella calcular el número de partículas.

EVALUACIÓN:

	Correcto- Incorrecto	No Partículas
NaCl (0.100 mol) -	5.85 g	
NaCl (0.500 mol) -	29.20 g	
NaCl (1.000 mol) -	58.50 g	
NaCl (2.000 mol) -	117.00 g	
NaCl (5.000 mol) -	292.00 g	
NaCl (10.000 mol)-	558.50 g	

Reafirmación mediante Presentación de Analogías

1. El mol es un número para contar objetos como una docena (12), una gruesa (144), una centena (100), etc.
2. Los astrónomos consideran que hay un mol de estrellas en el Universo.
3. Un mol de libros de texto en USA cubriría el territorio en 320 Km de altura.
4. El número de Avogadro es el número de mL de agua en el Océano Pacífico (analogía de M. Dale Alexander, Girón J Eines and Floydd e 1984)

6ª parte: Evaluación Final: Evaluación del aprendizaje.

Evaluación mediante un cuestionario:

Este cuestionario se realizó una vez que se terminaron de aplicar las estrategias planeadas.

El alumno contestará las siguientes preguntas correspondientes a la primera evaluación:

¿Cuál es el principio de Avogadro? _____

¿Cuál es el número de Avogadro? _____

¿Qué es el MOL? _____

¿Para que se usa el MOL? _____

Anota las masas atómicas de los siguientes elementos y contesta las siguientes preguntas:

Elemento	Masa de un mol
Helio	
Carbono	
Plata	

1. ¿Cuántas veces es mayor la masa de un átomo de plata que un átomo de helio?
2. ¿Cuál es la masa promedio de un átomo de helio en gramos?
3. ¿Cuál es la masa promedio de un átomo de carbono?
4. ¿Y en unidades de masa atómica?
5. ¿Si tienes 0.5 g de átomos de helio, cuántos gramos de plata debes obtener para tener el mismo número de átomos de cada uno?
6. ¿Cuántas moles de átomos de carbono están en 3.01×10^{24} átomos de carbono?
7. ¿Cuántos gramos de carbono representan?
8. Si tienes 25 g de plata, ¿cuántos átomos de plata tienes?
9. ¿Cuántos gramos de plata tendrías para tener 3.01×10^{19} átomos de plata?

Evaluación con la hoja de palabras:

Después de cinco meses de aplicadas las estrategias y estando ya los alumnos en tercero de secundaria se aplicó la misma hoja con palabras relacionadas al concepto de mol, para que ellos las unieran con flechas y agregaran palabras que pudieran conectar los conceptos.

La tendencia de las respuestas en general relaciona: átomos, molécula, símbolo masa, unidad, mol, 6.02×10^{23} reacciones químicas.

A continuación se muestra una hoja resuelta como ejemplo de los datos obtenidos.

Instrucciones:

Utilizando flechas, establece una secuencia entre los siguientes términos:

MOLÉCULA ②
las cuales tienen

la UNIDAD 7
de medida es el
REACCIONES QUÍMICAS 6

MOL 8
que vale

MASA 5
y las usas
para hacer

SÍMBOLO ③
con los que
se forman

$6.02 \times 10^{23} \text{ g}$

FÓRMULA ④
que miden
la masa

①
ÁTOMOS
forman

Puedes complementar, o usar palabras conectoras que creas hagan falta.

COLEGIO COLUMBIA	
NOMBRE DEL ALUMNO	Liz Mariana Becerra Zambrano
GRUPO	300
FECHA	20/08/03

TESIS CON
FALTA DE ORIGEN

54A

PROCESO DE VALIDACIÓN DE LAS ESTRATEGIAS.

Las estrategias fueron planteadas a dos maestros de la Facultad de Química quienes hicieron sugerencias acerca del cambio de la forma de redacción y de la forma de realización de los cuestionarios.

Se contó con la asistencia del asesor del proyecto y de una profesora del mismo Colegio, a la presentación en Power Point de la "Evolución del concepto de Mol" y al trabajo práctico de la comparación de volúmenes y masa de un mol de diversas substancias.

Cada uno de los trabajos prácticos fue acompañado de material escrito en hojas, para que cada alumno contara con los recursos necesarios y pudiera analizar después sus resultados y contestar las preguntas indicadas. Las hojas de trabajo fueron revisadas y analizadas, haciendo los comentarios acerca de la finalidad de cada uno de ellos.

También se realizó el diagnóstico final a los alumnos de preparatoria quienes no llevaron la secuencia de las estrategias y se compararon con los resultados obtenidos con los estudiantes de segundo de secundaria.

PROCESO DE EVALUACIÓN DEL APRENDIZAJE

El cuestionario propuesto para evaluar el aprendizaje comprende dos partes:

- a) La primera parte consta de 4 preguntas referentes al mol, y que son las mismas que se aplicaron a 2º de Secundaria para detectar sus ideas previas.
- b) La segunda parte consta de una serie de 8 ejercicios en los cuales los alumnos aplican los conceptos de masas relativas y número de Avogadro.

La primera parte del cuestionario se aplicó también a los alumnos de preparatoria para observar algún cambio conceptual y poder comparar con los resultados obtenidos con los estudiantes de secundaria.

Se analizaron las respuestas y se calcularon los porcentajes de aciertos para ambos niveles académicos

Se vigiló el desempeño de los estudiantes, tanto en el desarrollo de las actividades, como en la actitud y cooperación con su equipo.

Se vigiló y se les ayudó con el manejo adecuado de sus instrumentos de trabajo.

c) Después de cinco meses, a los alumnos de Secundaria se les aplicó el examen diagnóstico para evaluar la construcción del concepto, al relacionar palabras por medio de flechas (2ª forma de detección de Ideas previas), dejándoles libertad para incluir términos que ellos consideraran necesarios para conectarlas entre sí.

RESULTADOS DE LA EVALUACIÓN DEL APRENDIZAJE.

Cuadro comparativo entre alumnos de segundo de secundaria y 2° de Preparatoria:

PREGUNTA	ACIERTOS 2° Secundaria 62 alumnos	ACIERTOS 2° Preparatoria 59 alumnos
¿Cuál es el principio de Avogadro?	17.74 %	1.7%
¿Cuál es el número de Avogadro?	56.45 %	91.6%
¿Qué es el mol? Unidad de cantidad de sustancia.	51.6%	23.7%
¿Para qué se usa el mol? Para contar átomos o moléculas.	50 %	28.8%

Resultados de los ejercicios resueltos por los alumnos de segundo de secundaria.

PREGUNTA	% ACIERTOS
1. ¿Cuántas veces es mayor la masa de un átomo de plata que un átomo de helio?	66.0%
2. ¿Cuál es la masa promedio de un átomo de helio en gramos?	33.0%
3. ¿Cuál es la masa promedio de un átomo de carbono?	45.0%
4. ¿Si tienes 0.5 g de átomos de helio, cuántos átomos de plata debes obtener para tener el mismo número de átomos de cada uno?	3.2%
5. ¿Cuántas moles de átomos de carbono están en 3.01×10^{24} átomos de carbono?	14.5%
6. ¿Cuántos gramos de carbono representan?	6.4%
7. Si tienes 25 g de plata, ¿cuántos átomos de plata tienes?	8.0%
8. ¿Cuántos gramos de plata tendrías para tener 3.01×10^{19} átomos de plata?	9.6%

TESIS CON
FALLA DE ORIGEN

COMENTARIOS Y CONCLUSIONES

- Y En la tabla de resultados comparativa de los conceptos de los estudiantes de secundaria y de preparatoria se puede concluir que hay una diferencia del 16.04 % con respecto al conocimiento e identificación del principio de Avogadro en los alumnos de secundaria,
- Y En la pregunta acerca del Número de Avogadro, el porcentaje de conocimiento es mayor en los alumnos de preparatoria en un 35.15 %.
- Y Con respecto a la definición de mol como cantidad de sustancia el porcentaje de respuesta correcta es de 27.9 % superior en secundaria que en preparatoria.
- Y En la respuesta de para que se usa el mol también el porcentaje de alumnos que contestaron correctamente en secundaria es superior en un 21.2%
- Y Con respecto al resultado obtenido en el examen diagnóstico de Ideas previas iniciales también se observa un cambio conceptual considerable:
 1. De ¿cuál es el principio de Avogadro? Del 2.7% inicial al 17.74%.
 2. ¿Cuál es el número de Avogadro? Del 0 al 56.45 %
 3. ¿Qué es el mol? del 40.1% al 51.6%
 4. ¿Para que se usa el mol? Del 20.27% al 50 %.
- Y Aunque hubo elevación en las respuestas correctas, el índice no rebasa al 50% lo cual se atribuye a diferentes circunstancias:
 1. Falta de interés de muchos alumnos en la resolución de los ejercicios prácticos.
 2. Falta de interés en la resolución de los ejercicios y cuestionarios a casa (análisis y refuerzo).
 3. Muchos alumnos sólo copian los resultados para obtener una buena nota.
- Y En cuanto a la resolución de ejercicios en la evaluación final, es de notarse que hubo pocas respuestas acertadas, ya que hubo necesidad de mayor explicación, sin embargo se debe hacer notar que hubo 4 alumnos cuya evaluación se encontró entre el 75 y 80% de respuesta correcta lo cual indica en ellos una gran capacidad analítica.
- Y En el ejercicio práctico para determinar masas relativas, es conveniente seleccionar de antemano las semillas que se les van a proporcionar a los alumnos, para que la variación de masa sea mínima en obvio de tiempo.
- Y Este ejercicio es el más tardado y es el más importante para analizarlo, por lo que se deben ocupar por lo menos dos sesiones de 45 minutos.
- Y Muchos alumnos presentaron dificultad en el manejo de números potenciales.
- Y Les agradó la presentación de la evolución del concepto de mol y las analogías de refuerzo acerca de lo grande que es el número de Avogadro.
- Y Con respecto a la presentación de un cilindro conteniendo 22.4 L de un gas, no se elaboró ningún reactivo ni comentario en la Evaluación del Aprendizaje.
- Y Los alumnos de preparatoria siguen presentando ideas erróneas similares a las iniciales con respecto al concepto de mol y su uso, aun a pesar de encontrarse en un nivel académico más alto, y de aplicarlo correctamente en la resolución de problemas estequiométricos y de preparación de disoluciones.

- Se puede concluir que la aplicación de estas estrategias fue favorable en cuanto a las definiciones textuales del concepto de mol, pero es necesario trabajar con ellos en las actividades de refuerzo para asegurar que un mayor porcentaje de alumnos las entiendan y resuelvan correctamente.
- De acuerdo a la evaluación después de 5 meses de haber aplicado las estrategias, se percibe que los alumnos tienen dificultad para recordar el concepto textual de mol, sin embargo enlazan satisfactoriamente los términos: átomos, moléculas, fórmulas que intervienen en reacciones químicas.
- Identifican el número de Avogadro como unidad de gran cantidad de partículas y finalmente lo relacionan con masa.
- Esta evaluación nos permite establecer que ya perciben la materia conformada por pequeñísimas partículas, que estas partículas intervienen en reacciones químicas y que para lo que ellos perciben en forma macroscópica, el mol es la unidad que permite un manejo de ellas en reacciones químicas.
- Se ha tenido la oportunidad de seguir la evolución conceptual de éstos alumnos, y se ha notado que al estar ya en el tercer grado de secundaria al revisar el tema de preparación de soluciones molares, el grupo en forma general ha respondido satisfactoriamente al calcular la molaridad de sustancias, partiendo de una masas y volúmenes determinados.
- En forma personal, cabe señalar, que ha sido de gran utilidad la realización de este trabajo, ya que me ha enseñado la gran importancia del contexto en el cual se van desarrollando los conceptos.
- También la importancia de entender la forma en que los alumnos adquieren sus conocimientos, la aplicación de técnicas de aprendizaje adecuadas para la transformación de su pensamiento, como es el caso del presente trabajo: de las analogías.
- El conocer profundamente los objetivos y el programa de Química del 2º de secundaria que relaciona los fenómenos de la vida cotidiana con la estructura de la materia, es fundamental para sentar bases duraderas que harán que los alumnos adquieran el gusto por esta ciencia.
- El logro mas profundo, es el haber entendido que como profesores de esta bella ciencia, la preparación constante, la lectura de los estudiosos del pensamiento y de la historia de la Química son ingredientes indispensables para lograr que los alumnos construyan sus conceptos de forma duradera.
- No es tan importante el que ellos nos repitan textualmente las definiciones, sino el haber entendido el fundamento del concepto y que lo apliquen satisfactoriamente.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS.

LIBROS

- Azcona, R. (1997) *Análisis crítico de la enseñanza - aprendizaje de los conceptos de cantidad de sustancia y de mol. Una alternativa basada en el aprendizaje por investigación.* Tesis Doctoral, San Sebastián. Universidad del País Vasco.
- Carrillo Miran, Rosa Ma. González M, Pilar Montagut B., Elizabeth Nieto C., Carmen Sansón (2001). *Microescala I. Laboratorio.* Serie Química General. Pp 71-77.
- Chang R., (1992). *Química*, Mc Graw-Hill, México, pp. 71
- Chang R., (1997), *Química, Edición Breve*, McGraw-Hill, México, pp 12-16
- Garritz, A, y Chamizo, J.A., (2000) *Química*, Addison Wesley Iberoamericana, México., pp. 75,291-292.
- Llano M. y G. Müller. (2001) *Reforma de la Enseñanza Experimental. Guiones para el curso de Laboratorio de Química General.* Depto. de Química Inorgánica y Nuclear. UNAM. Facultad de Química. pp. 61-76.
- Hill, John W., D. K. Kolb. (1999) *Química para un Nuevo Milenio.* Pearson. 8ª Edición. México. pp. 155-159
- Irazoque G. y J.A. López-Tercero. (2002), *Sustancia Química.* SM Editores, México. pp.130-140.
- Jara S, y N.M. López Villa (2002) *Acércate a la Química.* Larousse pp. 167-173.
- Masterton and Slowinski. () *Laboratory Manual accompanying Chemical Principles.* Modifications by Mackenzie N. Charlotte, North Carolina. pp 4-55
- Mosqueira, S. (2000) *El Hombre y la Química.* Patria. México. pp 118-121
- Pozo J. I. et al (1990) *La Enseñanza y el Aprendizaje de las Ciencias de la naturaleza en la Educación Secundaria.* Orsori. Barcelona, pp 74-75.
- Pozo J.I., Gómez Crespo, M. Limón y A. Sanz (1991). *Procesos Cognitivos en la Comprensión de las Ciencias. Las ideas de los Adolescentes sobre la Química.* C.I.D.E. pp 57-101; 117-164.
- Valdés et al (1994) *La Aventura con la Ciencia.* Ediciones Pedagógicas S.A. pp 50-52.
- Zvi Szafran, Ronald M. Pike, Judith C. Foster. (1993) *Microescale general Chemistry Laboratory. With Selected Microescale Experiments.* pp. 165-171

REVISTAS

- Case J.M., Fraser D:M., (1999) "An investigation into chemical engineering students' understanding of the mole and the use of concrete activities to promote conceptual change". Int. J.Sci.Educ 21(12)1237-1249

- Cervellati, R., et al (1982) "Investigation of secondary school students understanding of mole concept in Italy". Journal of Chemical Education, 59 (10), 852-856.
- Córdoba J.L. (1984). "No = 6.023×10^{23} partículas/mol. I. Antecedentes", Contactos, 1(3) 47-53
- Córdoba J.L. (1984) "No = 6.023×10^{23} partículas/mol. Cálculos Recientes". Contactos 1 (3) 61-68
- De Jong, O. (1996) "La investigación activa como herramienta para mejorar la enseñanza de la Química: nuevos enfoques", Enseñanza de las Ciencias, 14(3), 279-288.
- Dierks, W (1981) "Teaching the Mole", European Journal of Science Education. 3,145-159.
- Doménech, A., et al (1993) "The classical concept of mass: theoretical difficulties and students definitions", International Journal of Science Education, 15(2), 163-173.
- Fraser, D.M. (1993) "Collaboratory study groups a learning and in chemical engineering", Chemical Engineering Education, 27(1), 38-41.64
- Furió C. (2000) "Difficulties in teaching the concepts of "amount of substance and "mole" International", Journal in Science Education 22 (12), 1285-1304.
- Gabel, D. R. Sterwood, Enochs, I. (1984) "Analysing difficulties with mole-concept tasks by using chemistry students", Journal of Research in Science teaching, 21(2), 221-233.
- Garritz Andóni, Laura Gasque, Gisela Hernández y Ana Martínez (2002) "El mol: un concepto evasivo. Una estrategia para enseñarlo". Alambique Didáctico de las Ciencias Experimentales, 35, 99-109.
- Guggenheim, E.A. (1961) "The mole and related quantities". Journal of Chemical Education, 30, 86-87.
- Novick, S., J. Menis (1976) "A study of student perceptions of the mole concept". Journal of Chemical Education. 53, 720-722.
- Staver, J.R. A.T. Lumpe (1993) "A CONTENT ANALYSIS OF THE PRESENTATION OF THE MOLE CONCEPTION IN CHEMISTRY TEXTBOOKS", Journal of Research of Science Teaching, 30(4), 321-337
- Staver, J.R., A.T. Lumpe (1995) "Two Investigations of Students' Understanding of the Mole Concept and the use in Problem Solving. Journal of Research in Science Teaching, 32(1), 177-193.
- Vincent, A. (1981) "Volumetric concepts students difficulties", Education in Chemistry, 18, 114-115.

ANEXOS

RESUMEN HISTÓRICO DEL CONCEPTO DE "MOL"

EPOCA	AUTORES	APORTACIONES
SIGLO VI-V a.C.	ANAXÁGORAS	LAS COSAS ESTAN FORMADAS POR MEZCLAS DE DIVERSAS SUBSTANCIAS
SIGLO V-IV a.C.	LEUCIPO DEMÓCRITO	TODO ESTÁ HECHO POR ÁTOMOS.
342-270 a.C.	EPICURO	ABUNDA SOBRE LA FILOSOFÍA ATOMISTA.
384-322	ARISTÓTELES PLATÓN	RECHAZAN LA TEORÍA DE LOS ÁTOMOS. LAS IDEAS DE QUE LAS SUBSTANCIAS SON HOMOGÉNEAS PREVALECEEN.
SIGLO I a.C.	LUCRECIO CARO	ESCRIBE EL POEMA "DE RERUM NATURA "SOBRE LA NATURALEZA DE LAS COSAS", DA A CONOCER LA TEORÍA EPICÚREA.
SIGLO XV D.C.		EMPIEZAN A APARECER EVIDENCIAS EXPERIMENTALES SOBRE LA EXISTENCIA DE LOS ÁTOMOS.
1738	DANIEL BERNOULLI	RELACIONA PRESIÓN DE UN GAS CON MOVIMIENTO MOLECULAR
1760	LOMONOSOV	EN RUSIA: LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA PERO NO SE DA A CONOCER POR EL LENGUAJE.
1783	LAVOISIER	LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA
1792	HIERONIMUS RICHTER	REGLA DE RICHTER, QUIZA EL PRIMERO EN DETERMINAR LA LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS.
1799	JOSEPH PROUST	PRESENTÓ UN TRABAJO MÁS CONVINCENTE SOBRE LA LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS
1801	JOHN DALTON	LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES.
1804		SE ACEPTA LA LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS
	A.VON HUMBOLDT J.L. GAY LUSSAC	VOLUMENES DE GASES A LAS MISMAS CONDICIONES DE TEMPERATURA Y PRESIÓN CONTIENEN EL MISMO NÚMERO DE PARTÍCULAS.
1811	AMADEO AVOGADRO	EN UN ENSAYO QUE PASÓ DESAPERCIBIDO 50 AÑOS: 1. UN GAS ESTÁ FORMADO POR PARTÍCULAS INDIVIDUALES INSIGNIFICANTES PARA EL VOLUMEN OCUPADO. 2. LOS GASES NO SON PARTÍCULAS INDIVIDUALES SINI GRUPOS DE 2 O MÁS ÁTOMOS
1819	PIERRE DULONG Y ALEXIS PETIT	RELACIÓN DE CALOR ESPECÍFICO CON PESO ATÓMICO
1826	JÖNS JAKOB BERZELIUS	DETERMINÓ PESOS ATÓMICOS DE 50 ELEMENTOS.
1830	JOHN DALTON	1ª ESCALA DE PESOS ATÓMICOS
1850		DECADA DE CONFUSIÓN ENTRE QUÍMICOS ORGÁNICOS E INORGÁNICOS.

**TESIS CON
FALLA DE ORIGEN**

1860	CANNIZARO	1. RECONOCE LA HIPÓTESIS DE AVOGADRO 2. PRESENTA LA HIPÓTESIS DE AVOGADRO 3. APLICA SISTEMÁTICAMENTE LA HIPÓTESIS DE AVOGADRO
1865	JOSEPH LOSCHMIDT	4. REALIZA UNA ESCALA MEJORADA DE PESOS ATÓMICOS. PRESENTA PRIMER MÉTODO DEL CALCULO DEL NÚMERO DE AVOGADRO. SE DEFINE EL NÚMERO DE LOSCHMIDT COMO EL NÚMERO DE PRÍCULAS EN 1 CC DE UN GAS A 0°C Y 1 ATMÓFERA..
1870	WILLIAM THOMPSON (LORD KELVIN)	PRESENTA CUATRO MÉTODOS PARA DETERMINAR EL NÚMERO DE MOLÉCULAS EN LA REVISTA "NATURE".
1884	KELVIN	NUEVO MÉTODO PARA DETERMINAR EL NÚMERO DE AVOGADRO BASADO EN EL TRATAMIENTO CINÉTICO DE LA DIFUSIÓN MOLECULAR O VISCOSIDADES DE LOS GASES.
1890	WILLIAM RALEIGH Y WILLIAM RÖENTGEN	DIMENSIONES DE MOLÉCULAS EN EL ESPESOR DE UNA PELÍCULA DE ACETTE.
FINES S.XIX	JEAN PERRIN	$N_0 = 2.8 \times 10^{19}$
1900	OSTWALD	INTRODUCE EL CONCEPTO DE MOL.
INICIO S.XIX	JEAN PERRIN	DETERMINA EL NÚMERO DE MOLÉCULAS EN UN MOL DE SUBSTANCIA Y SUGIERE SE LE LLAME EL NÚMERO DE AVOGADRO.
1908	HANS GEIGER Y RUTHERFORD	CONTADOR DE PARTÍCULAS RADIOACTIVAS.
1909	JEAN PERRIN	MOVIMIENTO BROWNIANO, EFECTO DE LA GRAVEDAD.
1910	THOMAS ROYDS, ERNEST RUTHERFORD	MUESTRAS DE RADIO, PARTÍCULAS X
1913	BRAGG	DERIVADA
1913	THOMPSON	DESCUBRE LOS ISÓTOPOS/ ESPECTRÓGRAFO DE MASAS
1917	ROBERT MILLIKAN	CARGA DEL ELECTRON $N_A = 6.67 \times 10^{23}$
1919	LABS. HARVARD DE T.W. RICHARDS	ESPECTRÓMETRO DE MASAS
1961	IUPAC	DESIGNA UN ÁTOMO DE $^{12}\text{C} = 12.0000 \text{ g}$
1961	IUPAC	$\text{UMA} = 1\text{g} / 6.023 \times 10^{23}$
1961		SE DEFINE MOL COMO CANTIDAD DE SUBSTANCIA
1963	ACADEMIA DE CIENCIAS	DETERMINA EL NÚMERO DDE AVOGADRO: $6.02252 \pm 0.00028 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
1971	LAPEDES	DETERMINACIÓN DE N_0 CON LA LONGITUD DE ONDA DE RAYOS X
1971	C.G.P.M CONCEPTO ACTUAL	UN MOL CONTIENE TANTAS ENTIDADES ELEMENTALES COMO ÁTOMOS HAY EN 0.012kg de ^{12}C
ACTUAL		$\text{UMA} = 1/12.0000 \text{ MASA DE UN ÁTOMO DE } ^{12}\text{C}$

**TESIS CON
FALLA DE ORIGEN**

HOJAS DE TRABAJO

LAS MASAS RELATIVAS DE LOS ELEMENTOS.

Objetivo: Los alumnos entenderán como calcular la masa relativa de los elementos usando una analogía con leguminosas

Introducción:

Dalton fue uno de los primeros hombres en trabajar con las masa de los átomos, te preguntarás ¿cómo lo hizo? Se le ocurrió un truco. Tomó como referencia el átomo mas ligero que conoció el hidrógeno y le asigno arbitrariamente la masa de 1 y a los demás elementos l es asignó masa relativas dependiendo de su combinación con hidrógeno.

A pesar de que sus ideas son fundamentales para el desarrollo de la Química, tuvo algunos errores. Después en 1807 Berzelius (químico sueco), quien también propuso la actual simbología obtuvo datos más precisos que los de Dalton. Pero en 1860, Cannizzaro propuso en la primera reunión internacional el Congreso de Karlsruhe en Alemania propone una escala corregida de valores de masas atómicas reconociendo los trabajos de varios colegas, especialmente los de Avogadro, a partir de los cuales determinó las masas relativas de todos los elementos conocidos hasta entonces.

Bibliografía. Silvia Jara, Mónica López Villa. *"Acércate a la Química"*. Ed. Larousse 2002

Material

- 3 vasos de plástico
- 3 cajas de Petri
- Balanza granataria
- Alubias pequeñas
- Frijol rosa
- Alubias grandes
- Bolsas Ziploc

Procedimiento:

1. Marca tus vasos como 1, 2 y 3. Determina la masa de un vaso de plástico y anótala.
2. Escoge 25 alubias pequeñas, pesa una por una colocándolas en el primer vaso.
3. Pesa el vaso con las 25 semillas y anota los resultados como **masa total**.

4. Repite lo mismo con los otros 2 tipos de leguminosas y realiza cada una de las actividades del cuadro de resultados.

CUADRO DE RESULTADOS

	Alubia pequeña	Fríjol rosa	Alubia grande
Masa total (vaso + 25 semillas)			
Masa de 25 semillas = masa total - masa del vaso			
Masa promedio = masa 25 semillas / 25			
Masa relativa = masa promedio de la semilla / masa de la alubia pequeña.			
Número calculado de semillas en una masa relativa = masa relativa / masa promedio			
* Número medido de semillas en una masa relativa			

* Número medido de semillas en una masa relativa.

- a. Vacía cada montón de semillas en una caja de Petri y compáralos.

TESIS CON
FALLA DE ORIGEN

- b. Determina la masa del vaso 1 + la masa relativa de la alubia pequeña.. Coloca el vaso vacío en la balanza y marca la masa que calculaste en la balanza
- c. Agrega una a una las alubias pequeñas hasta completar la masa que marcaste en la balanza. Cuenta las alubias y anota el resultado en el espacio correspondiente. Repite lo mismo con el frijol rosa y con la alubia grande.

EVALUACIÓN

La evaluación se hará a través de la obtención correcta de tu tabla de valores de la cual responde el siguiente cuestionario:

1. ¿Cuántas semillas hay en una masa relativa?

2. ¿Son iguales el Número de Semillas **calculado** al número **medido**?

3. ¿Cuántas veces es mayor la masa relativa de la alubia más grande a la masa relativa de la alubia más pequeña?

4. Explica por qué hay el mismo número de semillas en una masa relativa:

5. ¿Cómo son volúmenes de cada montón de semillas?
¿ Son iguales?

6. ¿Por qué sí o porqué no?

7. ¿Cuál es la masa promedio de la alubia más pequeña?

8. ¿Cuál es la masa relativa de la semilla más pequeña?

- 9.. El hidrógeno es el elemento más ligero- un átomo de hidrógeno tiene una masa de 1.66×10^{-24} g. ¿Cuál es la masa relativa del hidrógeno sí es el elemento más ligero?

COMPARACIÓN DEL VOLUMEN UN MOL DE DIVERSAS SUSTANCIAS.

Objetivo: Observar y comparar el volumen de un mol de algunos elementos y compuestos.

Procedimiento:

Se colocan en la mesa del profesor probetas graduadas conteniendo un mol de las siguientes sustancias en polvo: carbono, aluminio, cobre, azufre azúcar, sal de mesa y agua.

Se anota el volumen y se determina la masa de cada uno de ellos anotando los resultados en una tabla con los datos siguientes:

Sustancia	Volumen de un mol	Masa de un mol	Unidad más pequeña (átomo o molécula)
Carbono			
Aluminio			
Cobre			
Azufre			
Azúcar			
Sal de mesa			
Agua			

Evaluación:

1. ¿Cuál sustancia ocupa el mayor volumen?
2. ¿Cuál sustancia ocupa el menor volumen?
3. ¿Una mol de cual sustancia tiene la mayor masa?
4. ¿Cuál sustancia tiene las partículas individuales de mayor masa?
5. ¿Por qué cantidades iguales (en moles) de diferentes elementos o compuestos tienen diferentes masas aunque tengan el mismo número de partículas?
6. ¿Por qué cantidades iguales en moles de elementos o compuestos ocupan diferentes volúmenes?
7. Describe el método más rápido para medir una masa relativa de semillas.
8. Describe la método más rápida para medir un mol de semillas.

Actividad complementaria

En la siguiente tabla se encuentran las masas promedio de átomos individuales. Calcula la masa relativa al hidrógeno de cada elemento, y regístrala en la tabla. Después busca en la Tabla Periódica la masa molar (masa atómica) y anótala en la tabla.

Átomo	Masa de un átomo	Masa relativa al hidrógeno	Masa Atómica	# de átomos en una masa relativa (g)
Hidrógeno	1.66×10^{-24}			
Carbono	2.00×10^{-23}			
Hierro	9.30×10^{-23}			
Aluminio	4.49×10^{-23}			
Zinc	1.08×10^{-22}			
Cobre	1.05×10^{-22}			
Plomo	3.44×10^{-22}			

Evaluacion:

- ¿Cómo son las masas atómicas de la Tabla periódica con respecto a las masas relativas que calculaste?
- ¿Qué son las masas atómicas y cómo se determinan?
- ¿Qué contraste acerca del número de átomos de cada elemento en la masa relativa?
- ¿Cuál es el nombre dado al número de átomos en la masa relativa?
- Una unidad de masa atómica (uma) es la masa aproximada de un protón o un neutrón, y es igual a 1.66×10^{-24} g ¿Cuántas unidades de masas atómicas están en un gramo?
- Si un átomo tiene una masa de 197 uma, encuentra la masa (en g) de una mol de estos átomos

**TESIS CON
FALLA DE ORIGEN**

EVALUACIÓN FINAL DE ACTIVIDADES PRÁCTICAS

ALUMNO _____

GPO. _____

CALIF _____

PROFRA. EFIGENIA E. ESTRADA MATEOS. FECHA. 3-III-2003.

1. Contesta las siguientes preguntas:

a. ¿Cuál es el Principio de Avogadro?

b. ¿Cuál es el Número de Avogadro?

c. ¿Qué es el MOL?

d. ¿Para que se usa el MOL?

2. Anota las masas atómicas de los siguientes elementos y contesta las siguientes preguntas:

Elemento	Masa de un mol
Helio	4 g
Carbono	12 g
Plata	107 g

- ¿Cuántas veces es mayor la masa de un átomo de plata que un átomo de helio?
- ¿Cuál es la masa promedio de un átomo de helio en gramos?
- ¿Cuál es la masa promedio de un átomo de carbono?
- ¿Si tienes 0.5 g de átomos de helio, cuántos gramos de plata debes obtener para tener el mismo número de átomos de cada uno?
- ¿Cuántas moles de átomos de carbono están en 3.01×10^{24} átomos de carbono?
- ¿Cuántos gramos de carbono representan?
- Si tienes 25 g de plata, cuántos átomos de plata tienes?
- ¿Cuántos gramos de plata tendrías para tener 3.01×10^{19} átomos de plata?

**TESIS
FALLA DE ORIGEN**

Instrucciones:

Utilizando flechas, establece una secuencia entre los siguientes términos:

MOLÉCULA

MOL

UNIDAD

REACCIONES QUÍMICAS

MASA

SÍMBOLO

FÓRMULA

6.02×10^{23}

ÁTOMOS

Puedes complementar, o usar palabras conectoras que creas hagan falta.

COLEGIO COLUMBIA	
NOMBRE DEL ALUMNO	_____
GRUPO	_____
FECHA	

TESIS CON
FALLA DE ORIGEN

71