



I.E.D. ESCUELA NORMAL SÚPERIOR

SEGUNDO PERIODO ACADÉMICO 2021

GUÍA PEDAGÓGICA

ASIGNATURA/AS: <u>QUÍMICA GRADO DECIMO</u>			
NOMBRE DEL DOCENTE(S) IVÁN TÉLLEZ LÓPEZ	GRADO: DÉCIMO	FECHA INICIO: 5 ABRIL 2021	FECHAS DE ENTREGA DE TRABAJOS Y FINALIZACIÓN DE PERIODO 1 AVANCE SEMANA DEL 26 AL 30 DE ABRIL 2 AVANCE SEMANA DEL 24 AL 28 DE MAYO ENTREGAS FINALES SEMANA DEL 7 AL 11 DE JUNIO 2021
ESTANDAR BÁSICO DE COMPETENCIA •USO DE LA TABLA PERIÓDICA PARA DETERMINAR PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS DE LOS ELEMENTOS.		NÚCLEO PROBLÉMICO ¿CÓMO IDENTIFICO Y NOMBRO LOS COMPUESTOS QUÍMICOS INORGÁNICOS EN LA VIDA COTIDIANA?	
HABILIDADES ESPECÍFICAS QUE VA A DESARROLLAR EL ESTUDIANTE: Exploro hechos y fenómenos del entorno, para evidenciar la estructura de la materia. Observo y formulo preguntas específicas sobre aplicaciones de teorías científicas. Formulo hipótesis con base en el conocimiento cotidiano, teorías y modelos científicos. Hago uso responsable de las TIC y de los elementos de bioseguridad durante el estudio en casa y/o posible alternancia.		INTEGRALIDAD, ACORDE AL MODELO PEDAGÓGICO INTEGRADOR CON ENFOQUE SOCIO CRÍTICO Debido a la especificidad del tema no se diseña la guía integrada con ninguna otra asignatura.	
NÚCLEOS TEMÁTICOS			
NOMENCLATURA QUÍMICA A. Símbolos de los elementos químicos y fórmulas de compuestos Químicos B. Valencia, número de oxidación. C. Función química y grupos funcionales de la química inorgánica (óxidos, ácidos, bases, sales e hidruros)			
RECURSOS			
<ul style="list-style-type: none"> Lápices, Libros, Videos, Internet, Esferos, Marcadores, cuaderno de Química. YouTube, WhatApp. Documentos de Apoyo (reglas de nomenclatura) 			

- Para **Tabla periódica de los elementos**, siga el enlace: <https://www.lenntech.es/periodica/historia/historia-de-la-tabla-periodica.htm>
 - Artículo científico HISTORIA DE LA TABLA PERIODICA
- Documento de apoyo “Reglas de Nomenclatura”**

RUTA METODOLÓGICA

1. DIALOGO DE SABERES (Saberes previos).

1.1 Con base al artículo científico HISTORIA DE LA TABLA PERIODICA (VER ANEXO), elabore un mapa conceptual de los diferentes modelos de tabla periódica hechos por el hombre. **“1 AVANCE SEMANA DEL 26 AL 30 DE ABRIL”**

1.2 Hacer Resumen y cuadro sinóptico en su cuaderno de la tabla periódica teniendo en cuenta los siguientes subtemas:

- Primeras clasificaciones de la tabla periódica moderna.
- Ventajas de la tabla periódica moderna.
- Algunas propiedades físicas y químicas de los elementos de la tabla periódica moderna.
- Características y propiedades de los grupos y periodos dentro de la tabla periódica.
- Clasificación de los elementos Químicos
- Periodicidad dentro de la Tabla.

“1 AVANCE SEMANA DEL 26 AL 30 DE ABRIL”

2. ESTRUCTURACIÓN DEL CONOCIMIENTO: (Conocimientos orientados por el maestro y desarrollados por el estudiante desde la habilidad propuesta). Se recomienda utilizar diferentes tipos de representación, rutinas de pensamiento, entre otras.

2.1. Hacer mapas conceptuales de: ¿qué son?, ¿cuáles son sus propiedades? y ¿cómo se nombran los: ¿Óxidos, Ácidos, Bases, Sales e Hidruros? (Un mapa para cada función química)

Elaborar un cuadro donde se expliquen cuáles son las reglas que se deben tener para nombrar los óxidos, ácidos, bases, sales e hidruros de acuerdo con las normas IUPAC vigentes (2 **AVANCE DEL 24 al 28 DE MAYO**)

Documento de apoyo “Reglas de Nomenclatura”

2.2 Del documento Anexo (Taller de Nomenclatura Inorgánica) Actividad permanente durante todo el segundo periodo académico.

Semanalmente se debe realizar un paquete de ejercicios iniciando con el paquete número 1. Estos a su vez, cada semana serán trabajados en clase por el maestro y retroalimentados de acuerdo con el avance de los estudiantes.

(FECHA DE ENTREGA DEL TALLER COMPLETO ENTREGAS FINALES SEMANA DEL 7 AL 11 DE JUNIO DE 2021).

3. CONTEXTUALIZACIÓN Y APLICACIÓN DE SABERES. (Saberes aplicados en el contexto de estudio en casa).

Con elementos de su casa muestre 3 óxidos, 3 ácidos, 3 sales, 3 bases y 3 hidruros, clasifíquelos sobre su mesa del comedor colóqueles un rotulo indicando cada uno que es y a que grupo funcional pertenecen y luego fotografíe la experiencia. (2 **AVANCE DEL 24 al 28 DE MAYO**)

NIVELES DE DESEMPEÑO

BAJO:

- Se me dificultad reconocer y comprender los elementos de la tabla periódica.
- No puedo reconocer las fórmulas químicas de cada grupo funcional
- No logro comprender la importancia de buscar información en diferentes fuentes, para escoger la más pertinente y dar el crédito correspondiente.

BÁSICO:

- En ocasiones comprendo la relación de la tabla periódica con los compuestos que se pueden formar.
- Me es difícil construir fórmulas químicas e identificar a que grupo funcional corresponde cada una de ellas.
- Baso mi trabajo solo en una o dos fuentes de información, lo que me impide lograr decantar cual es la de mejor calidad y a veces no referencio de donde saque esta información.

ALTO:

- Identifico los elementos de la tabla periódica, reconozco algunas fórmulas químicas y con ellas establezco algunas diferencias entre un óxido, un ácido, una base, una sal y un hidruro.
- Busco información en diferentes fuentes, escojo la pertinente y doy el crédito correspondiente.

SUPERIOR:

- Identifico los elementos de la tabla periódica, reconozco las fórmulas químicas y con ellas diferencio entre un óxido, un ácido, una base, una sal y un hidruro.
- Busco información en diferentes fuentes, escojo la pertinente y doy el crédito correspondiente.

AJUSTES RAZONABLES PARA ESTUDIANTES ATENDIDOS POR INCLUSIÓN:

En general la guía contiene toda la información para poder ser desarrollada sin ningún tipo de ayuda adicional, sin embargo, para el caso de los ejercicios nomenclatura química, el estudiante recibirá ayuda por parte del maestro para el desarrollo de este tipo de ejercicios, ya que ellos contienen aspectos numéricos de la matemática básica.

MODALIDAD DE PRESENTACIÓN Y ENTREGA DE TRABAJOS:

1. Los trabajos se realizan en el cuaderno a mano, de manera organizada, letra legible, correcta ortografía, marcando con su nombre cada hoja del cuaderno, se fotografía con correcto enfoque cada hoja del cuaderno y envía como documento en PDF al correo electrónico institucional kenier.tellez@ensubate.edu.co
2. Para los casos que por fuerza mayor no puedan ser enviados por correo electrónico (Previo acuerdo con el maestro) se enviarán las imágenes por WhatsApp previamente organizadas, y con un adecuado enfoque para que puedan ser leídas. (Preferiblemente en formato Pdf)
3. Los avances de la guía se revisarán en las clases correspondientes conforme a las fechas, es necesario aclarar que se tendrá toda la semana asignada para la entrega de avances y constituirá un aspecto muy importante para evaluar su puntualidad y entrega.
4. En caso de **modelo de alternancia** se entregarán los trabajos en el cuaderno físico bien presentados, con letra legible y correcta ortografía.
5. Recuerde que los canales oficiales de comunicación con el maestro son:

correo electrónico kenier.tellez@ensubate.edu.co
WhatsApp: 3102135743

Nota: En ningún caso es pertinente la comunicación por WhatsApp o de manera telefónica después de las 6:00 p.m. de la tarde hasta las 7:00 a.m., Ni los fines de semana o festivos.

HETEROEVALUACIÓN: 60%

Los siguientes parámetros serán valorados y evaluados al interior de la asignatura durante todo el segundo período académico:

1. Asistencia a las sesiones de clase de manera virtual (WhatsApp) o Zoom en algunas sesiones
2. Participación activa dentro de las sesiones de clase.
3. comunicación asertiva y respetuosa.
4. Seguimiento adecuado de indicaciones
5. Puntualidad en la entrega de trabajos
6. Calidad en el desarrollo de las actividades
7. Uso adecuado y asertivo de los canales de comunicación
8. cumplimiento de los acuerdos y normas, aprendizaje autónomo, pensamiento crítico, creatividad, interés y responsabilidad.

AUTOEVALUACIÓN: 20% Rubrica de autoevaluación según los criterios del SIE

Rubrica de evaluación concertada entre los maestros que integran (A manera de auto reflexión)

¿Seguí las indicaciones dadas por mi maestro de manera correcta? Si _____ No _____

¿Fui respetuoso al comunicarme con mi maestro y compañeros? Si _____ No _____

¿Entregué mis trabajos en las fechas establecidas? Si _____ No _____

¿Elaboré mis trabajos con calidad y exigencia? Si _____ No _____

¿Utilicé adecuadamente la herramienta de WhatsApp cumpliendo los acuerdos de respeto y horarios pactados desde su creación? Si _____ No _____

¿Estuve pendiente de la información, instrucciones y explicaciones dadas por mi maestro a través de los grupos de WhatsApp? Si _____ No _____

¿Conté con el apoyo de mi familia para el desarrollo de las actividades? Si _____ No _____

¿Me apoyé con mis compañeros frente a las dudas o inquietudes que pueda llegar a tener? Si _____ No _____

¿Qué dificultades se me presentaron durante este PRIMER período?

¿Cómo las superé?

¿Qué nuevos aprendizajes adquirí? Menciona mínimo tres.

Considero que mi valoración es _____ Menciona tres argumentos que justifiquen tu valoración

COEVALUACIÓN: 20%

¿El o La estudiante siguió las indicaciones dadas por su maestro de manera correcta? Si _____ No _____

¿El o La estudiante fue respetuoso/a al comunicarse con su maestro y compañeros? Si _____ No _____

¿El o La estudiante entregó sus trabajos en las fechas establecidas? Si _____ No _____

¿El o La estudiante elaboró sus trabajos con calidad y exigencia? Si _____ No _____

¿El o La estudiante utilizó adecuadamente la herramienta de WhatsApp cumpliendo los acuerdos de respeto y horarios pactados desde su creación? Si _____ No _____

¿El o La estudiante estuvo pendiente de la información, instrucciones y explicaciones dadas por su maestra a través de los grupos de WhatsApp? Si _____ No _____
¿El o La estudiante contó con el apoyo de su familia para el desarrollo de las actividades? Si _____ No _____
¿El o La estudiante se apoyó con sus compañeros frente a las dudas o inquietudes que pueda llegar a tener?
¿Qué dificultades presentó el o la estudiante durante este tercer período? ¿Cómo las superó?
¿Qué nuevos aprendizajes adquirió el / la estudiante? Menciona mínimo tres.
La persona que acompañó mi proceso de aprendizaje considera que mi valoración debe ser _____
Ella o él debe mencionar tres argumentos que justifiquen su respuesta. _____

Vo.Bo DEL COORDINADOR ACADÉMICO Y OBSERVACIONES:

Lyla Yasmín Hernández F.
Coordinadora
Escuela Normal Superior Ubaté

El pasado y el futuro de la tabla periódica

Este fiel símbolo del campo de la química siempre encara el escrutinio y el debate

Eric Scerri*

Adorna las paredes de las salas de conferencia y los laboratorios de todo tipo, desde las universidades hasta la industria. Es uno de los más poderosos íconos de la ciencia. Captura la esencia de la química en un diseño elegante. La tabla periódica proporciona una forma concisa de entender cómo reaccionan entre sí todos los elementos conocidos y se enlazan químicamente, y ayuda a explicar las propiedades de cada elemento que lo hacen reaccionar de tal manera.

Pero el sistema periódico es tan básico, dominante y familiar en el estudio de la química que a menudo se da por hecho. Un siglo después de la muerte del descubridor líder del sistema periódico, el químico ruso Dimitri Mendeleev, parece el momento de revisar los orígenes y el estatus moderno de esta clasificación química, estándar hoy día. Hubo varios precursores históricos del sistema periódico de Mendeleev, pero también hay debates en curso con relación a la mejor forma de exponer el sistema periódico y sobre si existe realmente la 'mejor forma' de hacerlo.

El sistema periódico de los elementos recibe ese nombre debido a que muestra en forma gráfica cómo ciertas propiedades de las sustancias químicas se repiten después de intervalos regulares. En la tabla moderna de 117 elementos, cada uno está colocado a lo largo de filas o hileras ordenadas de acuerdo con su número atómico creciente —el número de protones en el núcleo de un átomo de cada elemento. Existen siete filas, cada una conforma un periodo. La longitud de los periodos

varía: el primero tiene dos elementos, los siguientes dos tienen ocho cada uno, luego 18 y 32, respectivamente, en los siguientes pares de periodos. Las columnas verticales forman grupos, de los cuales hay 18, basados en propiedades químicas similares, relativas al número de electrones en la capa exterior de los átomos, también llamada capa de valencia. Por ejemplo, en el grupo 17, los halógenos, todos carecen de un electrón para llenar sus capas de valencia, todos tienden a adquirir electrones durante las reacciones, y todos forman ácidos con el hidrógeno.

Los clásicos

Ha habido muchos cambios a la tabla desde que se publicó en 1869 la primera de Mendeleev, la cual mostraba ocho grupos, 12 filas y 66 elementos, pero la tabla de Mendeleev tampoco surgió del vacío. Los historiadores de la química han reconocido desde hace tiempo dos ideas que contribuyeron a la evolución del sistema periódico: la noción de triadas de elementos y la hipótesis de Prout, según la cual los pesos atómicos de los elementos son múltiplos enteros del peso atómico del hidrógeno, el más ligero de los elementos.

“Los historiadores han reconocido que dos ideas contribuyeron sustancialmente a la evolución del sistema periódico: las triadas de Döbereiner y la hipótesis de Prout”

En 1817 el químico alemán Johann Döbereiner notó que varios grupos de tres elementos formaban triadas con dos características interesantes. El elemento de en medio de una triada no sólo tenía reactividad química intermedia, sino que también tenía un peso atómico intermedio. Distinguiéndose del número atómico, un valor que todavía no había sido determinado, el peso atómico ha sido medido desde principios de 1800. La idea era determinar el peso de cada unidad indivisible de materia relativa al hidrógeno, cuyo peso era considerado como 1.00. Ya que las fórmulas de muchos compuestos eran desconocidas, los pesos atómicos permanecieron medidos imprecisamente por algún tiempo. Pero en las triadas de elementos, Döbereiner encontró que el peso del elemento intermedio —tal como el selenio en la triada formada por azufre, selenio y telurio— tenía un peso atómico que era el promedio aproximado de los pesos de los otros dos elementos. El peso atómico del azufre, en época de Döbereiner, era 32.239, mientras que el del telurio era 129.243; el promedio

* Department of Chemistry & Biochemistry, UCLA, Los Angeles, CA 90095-1569, USA.

Correo electrónico: scerri@chem.ucla.edu

Tel.: (310) 206 7443

UCLA faculty web page: <http://www.chem.ucla.edu/dept/Faculty/scerri/>

Eric R. Scerri es un catedrático en química e historia y filosofía de la ciencia en la Universidad de California, en Los Ángeles. Es fundador y editor en jefe de la revista *Foundations of Chemistry* y autor de *The Periodic Table: Its Story and its Significance* (Oxford University Press, 2007). Obtuvo su doctorado en historia y filosofía de la ciencia en el King's College London.

Traducido por Elia Arjonilla y Andoni Garritz. Tomado con la autorización de la revista y del autor de *American Scientist*, Vol. 96. pp. 52-58.

de ambos es 80.741, cercano al valor medido entonces del selenio, 79.264.

La importancia de ese descubrimiento radica en la asociación de propiedades químicas cualitativas, tales como el grado de reactividad, con datos numéricos de los elementos. Ello sugería que podía haber algún orden numérico subyacente que podría servir para relacionar los elementos entre sí en una forma sistemática.

Döbereiner también descubrió otras triadas, tales como el calcio, estroncio y bario, así como litio, sodio y potasio. Otros químicos descubrieron todavía más triadas y empezaron a hacer tablas que también pretendían relacionar las triadas entre sí. Pero algunas de estas contribuciones degeneraron en mera numerología, especialmente cuando descuidaron las relaciones químicas entre los elementos. Por ejemplo, en su artículo de 1857, el químico alemán Ernst Lenssen sugirió la existencia de una triada formada por silicio, boro y flúor, aún cuando no había ninguna conexión química concebible entre estos elementos. No obstante, el atractivo de la búsqueda de triadas estimuló a los químicos a determinar los pesos atómicos más precisamente, una búsqueda que benefició a la química de muchas otras formas.

Un poco antes, en 1815, el físico radicado en Londres William Prout, propuso otro principio general. En unos pocos artículos, que él publicó en forma anónima, Prout escribió que el hecho de que los pesos atómicos de muchos elementos parecieran ser múltiplos enteros del peso del hidrógeno, sugería que todos los elementos estaban compuestos por múltiples hidrógenos. Él incluso proclamó que esto implicaría la unidad esencial de toda la materia. Pero algunos elementos tales como el nitrógeno, que entonces tenía un valor de 12.6 con relación al hidrógeno, parecían ir contra la hipótesis de Prout. Los seguidores de Prout veían esos hechos como anomalías que eventualmente desaparecerían con la determinación más precisa de los pesos atómicos.

Como en el caso de las triadas, los intentos de confirmar o refutar la hipótesis de Prout contribuyeron a renovar esfuerzos de parte de los químicos para medir los pesos atómicos. Sin embargo, aun cuando estas ideas fueron fructíferas de alguna forma, también se vio que eran deficientes conforme se empezó a acumular información más precisa sobre el peso atómico. La noción de triadas se encontró que era muy aproximada y, aún así, sólo aplicable a grupos selectos de tres elementos. Mientras tanto, la hipótesis de Prout mostraba demasiadas excepciones de pesos atómicos no enteros. En el lenguaje del filósofo de la ciencia Karl Popper, ambas ideas habían sido falsadas para la segunda mitad del siglo XIX.

Al principio del siglo XX, se encontró que el número atómico, más que el peso atómico, sirve como un criterio más correcto para ordenar los elementos en una secuencia lineal. Los investigadores, tales como el físico británico Henry Moseley, encontraron que podían usar difracción de rayos X para relacionar el número atómico con la carga positiva, o el número de protones en el núcleo de cualquier átomo. Al volver a examinar las nociones de triadas y la hipótesis de Prout a la



Figura 1. Con su forma compacta que exhibe una gran cantidad de información acerca de los elementos, la tabla periódica ha sido por mucho tiempo un tema de referencia en el campo de la química. Theodore Gray (ver referencia) creó esta exhibición de museo para aumentar el atractivo de la tabla agregándole muestras de cada elemento detrás de su nombre (Este acercamiento muestra, a la izquierda, la triada azufre, selenio y telurio, cuyo estudio fue un precursor del sistema periódico). La historia de la tabla periódica es una de mejoras graduales, desde las primeras medidas del peso atómico hasta las actuales propuestas de nuevas representaciones de los elementos que en nada parecen un gráfico bidimensional.

luz del número atómico, uno encuentra un notable sentido en que ambas nociones han hecho lo que otro famoso filósofo de la ciencia, Imre Lakatos, ha llamado una recuperación teórica.¹ En términos del número atómico, los elementos tienen múltiplos exactos del número de protones del átomo de hidrógeno —ya que el hidrógeno tiene sólo un protón, todo otro átomo es un múltiplo de él. Y, tal vez en un sentido más profundo, la moderna astrofísica ha mostrado que casi todos los elementos están literalmente formados a partir de átomos de hidrógeno y de helio, que se combinaron durante el Big Bang, al inicio del universo, así como al interior de las estrellas y las supernovas.

Además, si consideramos los números atómicos en vez de los pesos atómicos para las triadas descubiertas en el siglo XIX, resulta que el número atómico del elemento medio es exactamente el promedio de los otros dos elementos. De hecho, aproximadamente la mitad de las triadas posibles en la tabla periódica moderna son exactas en este sentido. Sin embargo, muchas otras triadas potenciales ni siquiera lo cumplen aproximadamente, en cuanto que el número del elemento medio no está cerca del promedio de los otros dos.

La razón de este comportamiento es que la tabla periódica muestra una repetición a lo largo de todos los periodos (con

¹ N. del T.: 'Theoretical comeback' en el original.

la excepción del primer y muy corto periodo que consiste solamente de los elementos hidrógeno y helio). El segundo periodo consiste de ocho elementos (de litio a neón) seguidos por otro periodo de ocho elementos (de sodio a argón), seguido por dos periodos de 18 elementos, supuestamente seguidos por dos periodos de 32 elementos y así sucesivamente. Como resultado de estas repeticiones, las triadas de número atómico son exactas en la mitad de todos los casos posibles. Tómese el elemento cloro como un ejemplo. Con el propósito de encontrar otro elemento con propiedades químicas similares necesitamos avanzar 18 lugares para llegar al elemento bromo. Para llegar inclusive a otro elemento que comparta esas mismas propiedades químicas es necesario avanzar otros 18 lugares más hasta el elemento yodo. El bromo se encuentra exactamente entre el cloro y el yodo en términos del número atómico, precisamente porque la extensión de los dos perio-

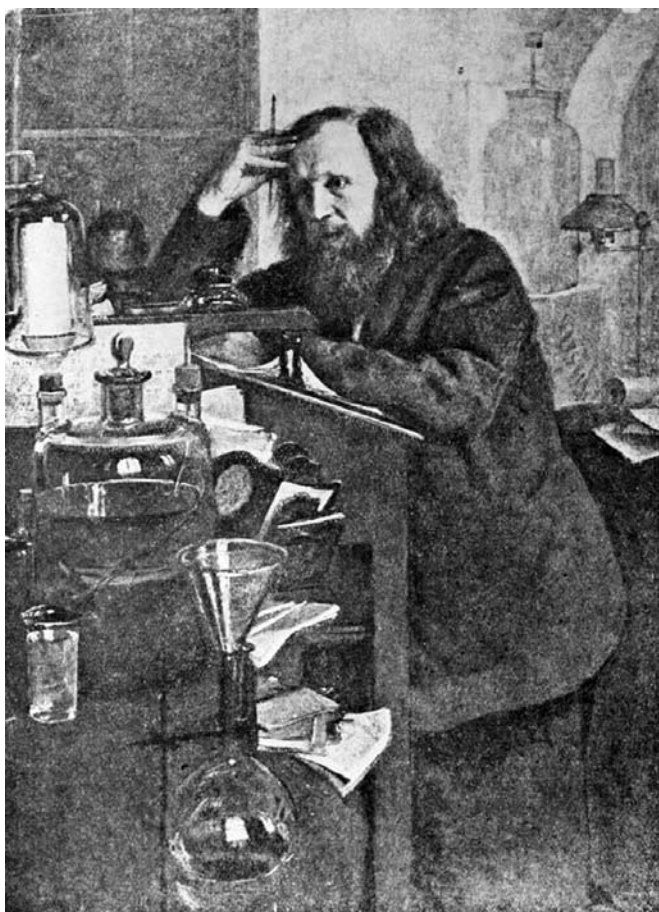


Figura 2. Dimitri Ivanovich Mendeleev nació en 1834 en Tobolsk, Siberia, el más joven de 14 hijos. Estudió en St. Petersburg, Rusia, donde llegó a ser profesor de Química de la universidad en 1863. Publicó su tabla periódica inicial en 1869. Aunque su tabla no fue la primera, su versión es la que tuvo el impacto más grande en la comunidad científica. También abogó por el sistema, defendiendo su validez y dedicándole tiempo a su elaboración. Mendeleev murió hace 100 años, en 1907. Una estatua suya con su tabla se alza en St. Petersburgo.

dos entre estos elementos es exactamente la misma —18 elementos. Pero en otros casos de triadas potenciales el segundo y tercer elemento no se encuentran en periodos de la misma extensión, así que las triadas no funcionan.

Salvando las brechas

A pesar de esta moderna exoneración y explicación, a mediados del siglo XIX, Mendeleev —el campeón indiscutible de la tabla periódica— era un crítico del uso de triadas y especialmente de la hipótesis de Prout relativa a la existencia de materia primaria. Mendeleev estaba firmemente convencido de la individualidad y existencia distintiva de los elementos. Él es con toda razón famoso por haber dejado brechas en su tabla periódica para elementos que no habían sido aislados y por predecir exitosamente muchas de sus propiedades, especialmente en el caso del galio, germanio y escandio.

Existen aspectos del sistema de Mendeleev que no son bien conocidos pero que, no obstante, fueron bastante funda-

“Mendeleev hacía énfasis en un sentido dual de la concepción de elemento: una, la misma que Lavoisier, como algo que puede ser aislado y no puede ser simplificado ulteriormente, y la otra, en la que carece de propiedades y representa la forma que toman los elementos cuando se presentan incorporados en los compuestos”

mentales para su aproximación. Mendeleev repetidamente hacía énfasis en que existe un sentido dual del concepto de elemento. En el primer caso, los elementos son la etapa final del análisis químico, o algo que puede ser aislado y que no puede ser simplificado todavía más. Ésta es la noción de elemento en la que por primera vez puso énfasis Antoine Lavoisier en el siglo XVIII, cuando los llamó ‘sustancias simples’.

Pero existe una segunda noción, que a veces Mendeleev llamaba ‘elementos reales’, con el propósito de indicar su estatus más fundamental. En este sentido, los elementos representan sustancias abstractas que carecen de lo que normalmente consideramos como propiedades y que representan la forma que los elementos toman cuando se presentan en forma de compuestos. Por ejemplo, el sodio y el cloro como sustancias simples —un metal gris y un gas verdoso respectivamente— no están literalmente presentes en el compuesto cloruro de sodio (sal de mesa). Mendeleev habría dicho que el sodio y el cloro están presentes en el compuesto como los “elementos reales” o elementos abstractos.

Permítanme hacer énfasis en que estos elementos abstractos son de todas formas reales, y por supuesto deberían ser vistos, de algún modo, como más fundamentales que los elementos como sustancias simples que pueden de hecho ser aisladas. Mendeleev dio sólo un atributo al elemento abstracto, concretamente el peso atómico. Es el peso atómico del sodio, por ejemplo, el que preserva su identidad cuando el

Elemento	Peso atómico	Reactividad química con el agua
litio Li	6.94	Poca reactividad, sin llama, ni explosión
sodio Na	22.99	Reactividad intermedia, produce llama amarilla y explosión leve
potasio K	39.10	La mayor reactividad, produce llama lila y explosión considerable



Figura 3. Los elementos litio, sodio y potasio forman una triada del tipo estudiado por el químico Johann Döbereiner en 1817. Los elementos formaban una triada cuando el promedio de los pesos atómicos de entonces del primero y el tercero se aproximaban cercanamente al del miembro central. La reactividad del elemento medio también se sabía que era intermedia entre la del primero y el último. En la tabla periódica moderna, esta triada particular forma parte del grupo de los metales alcalinos. Ejemplos reales de estos elementos (a la derecha) se almacenan en aceite porque son altamente reactivos con el agua y el aire.

sodio entra en combinación química. Así como Mendeleev daba a entender que la versión abstracta del concepto de elemento era más real, también ponía énfasis en que su clasificación periódica tenía que ver en principio con los elementos abstractos.

Como han argumentado algunos autores, esta visión más filosófica de los elementos puede haber sido el sentido crucial en el que Mendeleev fue más adelante que sus competidores, quienes restringieron su atención a los elementos como sus-

tancias simples. También parece proporcionar un medio para comprender cómo Mendeleev fue capaz de cuestionar los valores de los pesos atómicos de muchos elementos y la manera en la cual han sido acomodados varios elementos dentro del sistema pe-

“Mendeleev tomó fama porque predijo elementos que no habían sido descubiertos en su época. Sin embargo, sólo acertó en nueve de sus dieciocho predicciones”

riódico. Esto pudo lograrse al ignorar, hasta cierto punto, las más obvias y más superficiales propiedades de los elementos como sustancias simples.

A Mendeleev se le da a menudo el mayor crédito por su fama como ‘el padre de la tabla periódica’ porque él predijo los elementos que no estaban descubiertos en su época. Pero ¿qué tan impresionantes fueron estas predicciones? Por lo que respecta a los elementos galio, germanio y escandio, fueron bastante sobresalientes —tanto así que Mendeleev pudo incluso corregir algunos de los hallazgos experimentales iniciales acerca de esos nuevos elementos.

Por otra parte, si uno considera en conjunto las numerosas predicciones de nuevos elementos de Mendeleev, sus poderes proféticos parecen algo menos impresionantes, hasta el punto de ser un poco preocupantes. En total, Mendeleev predijo un total de 18 elementos, de los cuales sólo nueve fueron subsecuentemente aislados. Como un historiador de la química se ha preguntado, ¿cómo es que estamos preparados para disculpar a Mendeleev de tantas fallas?

Además, no queda claro que las predicciones exitosas fueran de hecho tan decisivas en la aceptación de la tabla periódica por parte de la comunidad científica en la época de Mendeleev. Por ejemplo, la medalla Davy, que antecede al Premio Nobel como el galardón más alto en química, fue otorgada en forma conjunta a Mendeleev y a Julius Lothar Meyer, su competidor principal, quien no hizo ninguna predicción. De hecho, no hay siquiera una mención a las predicciones de

Elemento	Peso atómico
hidrógeno (H)	1.0
berilio (Be)	10.9
boro (B)	11.7
carbón (C)	12.0
nitrógeno (N)	12.6
oxígeno (O)	16.0
flúor (F)	9.6
sodio (Na)	93.3
magnesio (Mg)	50.0
aluminio (Al)	55.0
silicio (Si)	49.0
fósforo (P)	27.0
azufre (S)	32.0
cloro (Cl)	70.0
potasio (K)	156.0
calcio (Ca)	82.0
titanio (Ti)	28.8
cromo (Cr)	113.0
manganeso (Mn)	113.0
hierro (Fe)	111.0
cobalto (Co)	117.0
níquel (Ni)	117.0
cobre (Cu)	128.0
zinc (Zn)	128.0
arsénico (As)	134.0
estroncio (Sr)	178.0

Figura 4.

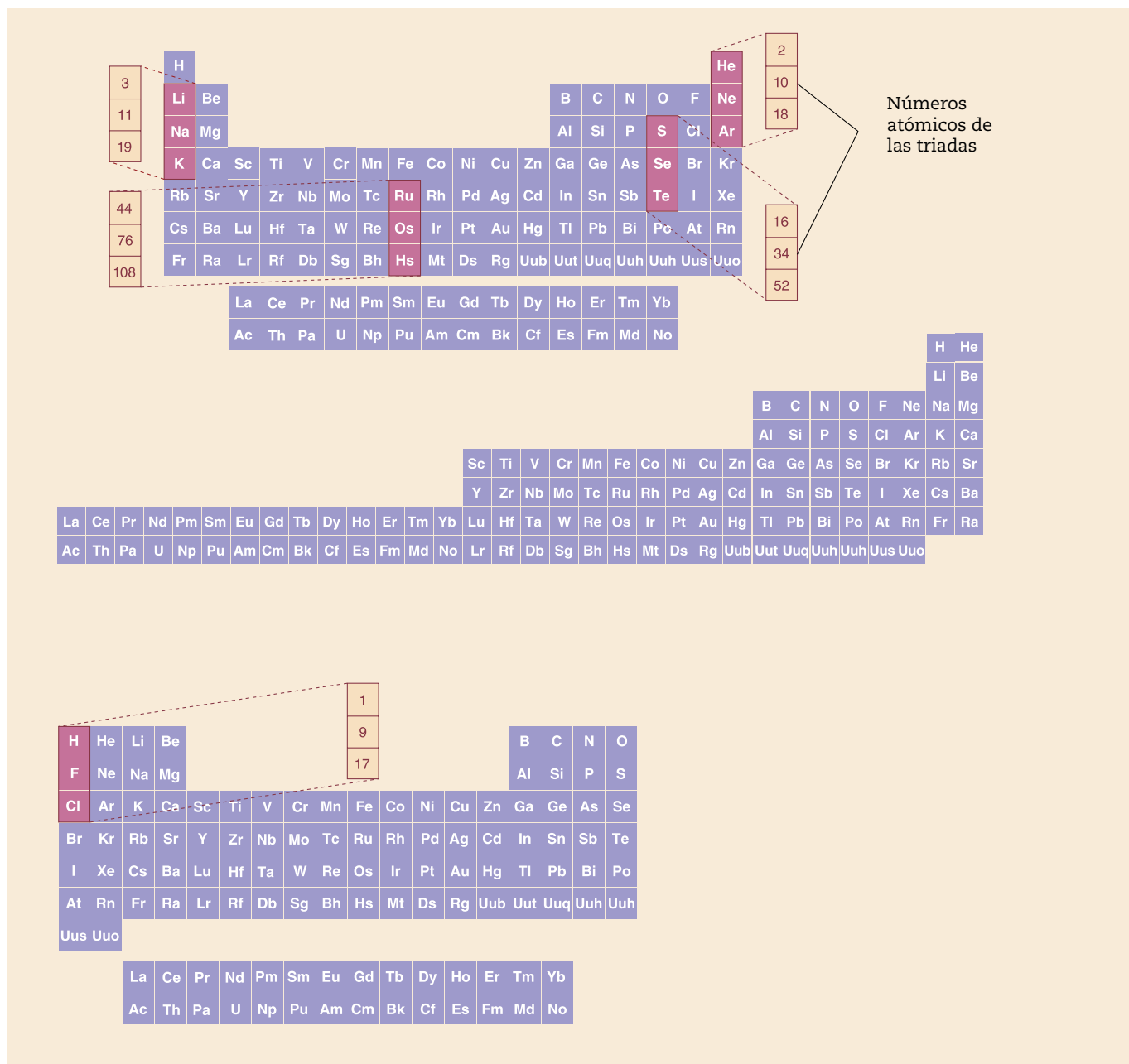


Figura 5. La tabla periódica moderna estándar, en su forma llamada de longitud media (arriba), muestra los elementos en filas ordenadas según se incrementa el número atómico, o el número de protones en el núcleo de un átomo de cada elemento. Cada fila forma un periodo, cuya longitud es variable. Cada columna representa un grupo en el que los elementos tienen propiedades químicas similares, relacionado con el número de electrones en la capa exterior de sus átomos o de valencia. Los lantánidos y los actínidos en las dos filas separadas inferiores, son extraídos después de los elementos bario (Ba) y radio (Ra), con el propósito de compactación. Las triadas están destacadas en esta tabla (en rosa*), originalmente relacionadas por sus pesos atómicos, pero que operan en función de sus números atómicos (beige*). Una tabla alternativa es la de la forma de escalón izquierdo (centro), que ubica al helio en el grupo de los alcalino-térreos ya que todos ellos tienen dos electrones en sus capas de valencia. Ésta también sigue más naturalmente el orden de llenado de la capa de electrones. El autor ha propuesto otra forma (abajo) que pone al hidrógeno en el grupo de los halógenos y coloca este grupo a la orilla extrema izquierda de la tabla. Esta forma prescinde del aparentemente anómalo periodo de dos elementos de la tabla de longitud media y se basa en la optimización de las triadas de números atómicos, tal como la nueva formada por hidrógeno (H), flúor (F) y cloro (Cl) (rosa*).

* **Nota del Director:** Aprovechamos que el formato electrónico de la revista conservará los colores de las figuras para dejar las notas relacionadas con los colores beige y rosa. Nos disculpamos con los lectores de la revista en papel por no poder identificar en la impresión blanco y negro dichos colores.

Mendeleev en el discurso publicado que acompañó el otorgamiento conjunto del premio Davy. Parece, pues, que este premio fue otorgado por la forma en la que los dos químicos acomodaron exitosamente los elementos entonces conocidos dentro de sus respectivos sistemas periódicos más que por cualquier predicción.

La física teórica ha proporcionado una explicación parcial de la forma y existencia de la tabla de Mendeleev y sus descendientes modernas. Desde el punto de vista de los físicos, los electrones que orbitan el núcleo de un átomo son responsables de sus propiedades químicas. Los átomos de los elementos que se encuentran en el mismo grupo o columna vertical de la tabla, lo hacen así porque comparten el mismo número de electrones de la capa externa. La idea misma de electrones en capas es un concepto de la mecánica cuántica. La energía de los electrones se dice que está cuantizada en el sentido de que los electrones ocupan un conjunto de niveles de energía u orbitales, cada uno con su valor específico y discreto de energía.

Adicionalmente, las soluciones a la famosa ecuación del austriaco Erwin Schrödinger para el electrón pueden ser caracterizadas mediante un conjunto de números cuánticos. Cuando este conjunto es complementado con un número cuántico adicional para el espín, es posible predecir que las capas subsecuentes del átomo pueden contener un máximo de 2, 8, 18 o 32 electrones. Esto está en perfecta concordancia con las longitudes de los periodos en la tabla periódica del químico. Sin embargo, la simple teoría de la mecánica cuántica no justifica la repetición de todas las longitudes del periodo excepto por la primera. De hecho, este problema ha continuado evadiendo a los físicos teóricos hasta muy recientemente. Fue otro ruso, el difunto físico Valentín Ostrovsky (2001), quien hace poco publicó una teoría para explicar esta característica, aunque todavía no es generalmente aceptada. Aunque la teoría es muy complicada matemáticamente para ser explicada aquí, el trabajo de Ostrovsky y otras contribuciones competitivas demuestran que la tabla periódica continúa siendo un área de investigación activa para los físicos así como para los químicos aún cuando ha existido por casi 140 años.

Terreno fértil

Químicos, físicos y filósofos de la ciencia continúan debatiendo las virtudes relativas de las diferentes formas de presentar la tabla periódica misma. Algunos inclusive se cuestionan si una tabla bidimensional es la mejor forma de arreglar los elementos. Los químicos frecuentemente expresan la perspectiva de que no existe la mejor presentación y que la cuestión de representación es un asunto de comodidad y de convención. Muy recientemente esta perspectiva ha sido cuestionada por filósofos de la ciencia, algunos de los cuales creen que puede haber una manera óptima de ordenar los elementos en grupos de columnas. Ellos argumentan que las discusiones relativas a la colocación de ciertos elementos problemáticos en el sistema periódico, tales como hidrógeno y helio, tienen una solución correcta, aún cuando ello no sea todavía evidente para la ciencia actual.

Consecuentemente, sostienen que algunas presentaciones del sistema periódico pueden, en verdad, ser superiores a otras. Mientras que la tabla presentada convencionalmente, la llamada de longitud media, tiene muchas virtudes, coloca al helio entre los elementos llamados gases nobles. Algunos han argumentado que a pesar de las apariencias, el helio de hecho debería ser colocado a la cabeza del grupo 2, el grupo alcalino-térreo, que incluye berilio, magnesio y calcio. El helio tiene dos electrones en la capa externa al igual que los elementos del grupo de los alcalino-térreos.

Además, el llenado de las capas de electrones sigue un orden particular que es presentado más naturalmente con el agrupamiento de la llamada tabla periódica de escalón izquierdo. Esta forma del sistema periódico fue propuesta por primera vez por el francés Charles Janet alrededor de 1920 y ha sido recientemente revivida por el educador químico estadounidense Gary Katz (2001), entre otros. Apoyo adicional para esta representación también radica en el hecho de que ofrece el sistema periódico más ordenadamente que la representación convencional. En la tabla de escalón izquierdo hay dos periodos muy cortos de dos elementos, en vez de uno, con el resultado de que todas las longitudes periódicas, sin fallar, son repetidas.

En un artículo recientemente aceptado, he propuesto otra tabla periódica en la cual el hidrógeno está colocado a la cabeza del grupo de los halógenos. Además, esta tabla ha sido re-arreglada de modo que el grupo que ahora está encabezado

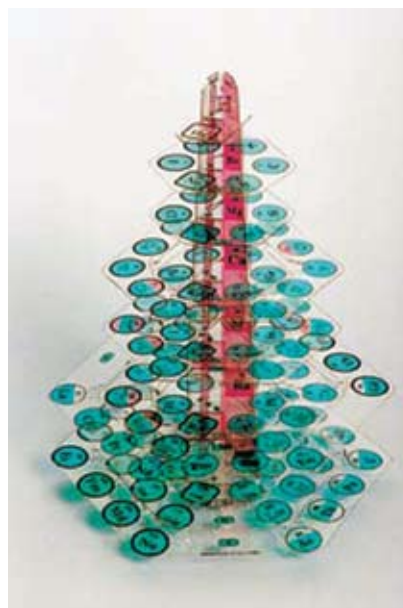
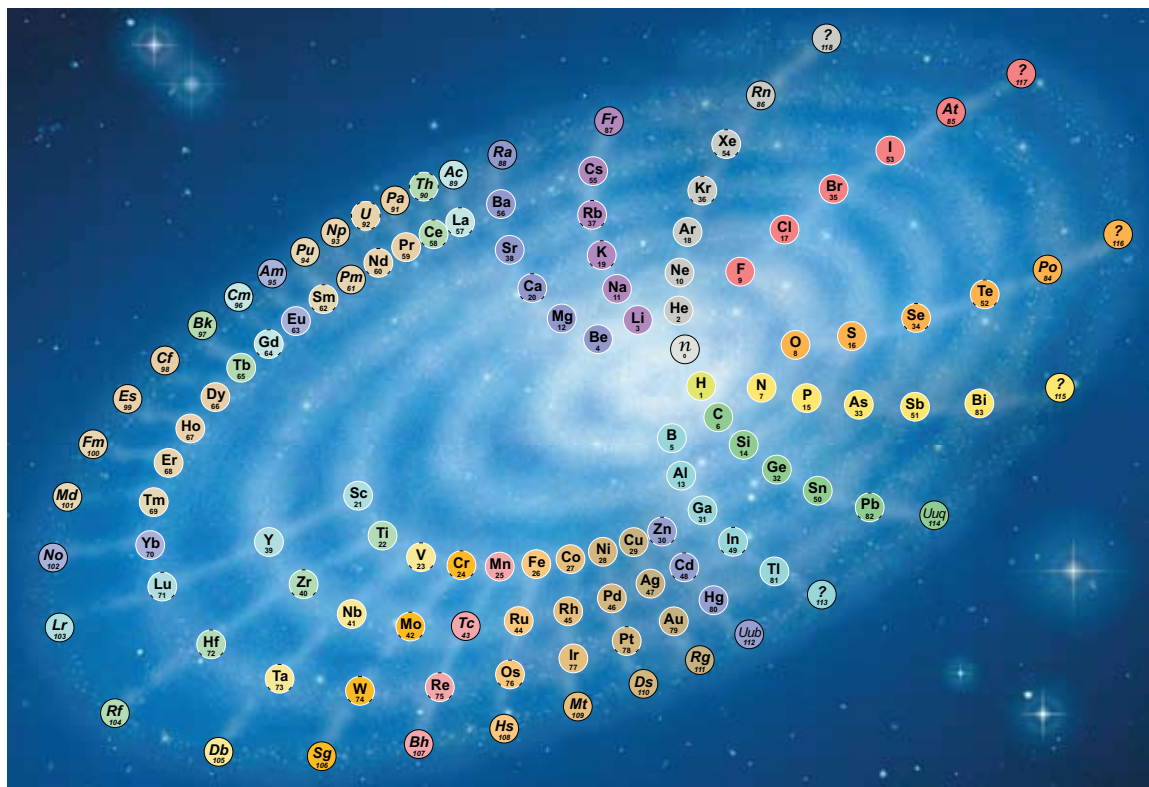


Figura 6. El químico canadiense Fernando Dufour ha llevado el sistema periódico de dos a tres dimensiones, prescindiendo definitivamente de la idea de una tabla. Su sistema, creado en 1990 y llamado el ElementTree, pone énfasis en las similitudes químicas que abarcan diferentes grupos en la tabla estándar. (Foto: cortesía del autor).

CHEMICAL GALAXY II

A NEW VISION OF THE PERIODIC SYSTEM OF THE ELEMENTS



ELECTRONIC CONFIGURATION IN GROUND STATE; EXCEPTIONS TO THE REGULAR BUILD UP OF SUBSHELLS
From He to Zr: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1-10 4p^1-6$; From Y to Rn: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1-10 4p^1-6 5s^2 4d^1-10 5p^1-6 6s^2 4f^1-14 5d^1-10 6p^1-6$; From Ac to Uub: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1-10 4p^1-6 5s^2 4d^1-10 5p^1-6 6s^2 4f^1-14 5d^1-10 6p^1-6 7s^2 5f^1-14 6d^1-10 7p^1-6$

Figura 7. Philip Stewart de la Universidad de Oxford ha defendido un formato espiral del sistema periódico. Tal forma continua elimina las rupturas entre periodos en la tabla convencional. Las formas espirales han sido consideradas por más de 100 años, pero este cartel muestra la adaptación de Stewart, que él llama una “galaxia química”, ya que la longitud creciente de los periodos puede acomodarse mediante un formato similar a los brazos radiales de una galaxia espiral. (Imagen cortesía de Philip Stewart y Carl Wenczek de Born Digital Ltd.)

por el hidrógeno aparezca a la orilla izquierda de la tabla (ver la parte baja de la figura 5). El principal producto de este rearrreglo es introducir mayor regularidad en la presentación del sistema periódico, lo cual puede reflejar más fielmente la regularidad de la ley periódica. Esta tabla periódica modificada presenta dos periodos de ocho elementos al principio del sistema periódico y elimina los periodos muy cortos aparentemente anómalos de dos elementos.

La principal motivación para esta presentación es que la nueva maqueta conduce a la formación de una nueva triada perfecta que involucra al hidrógeno. Adicionalmente, la triada perfecta que involucra al helio se conserva, a diferencia de la tabla del escalón izquierdo, donde se pierde. Pero, ¿por qué uno no debería siquiera tratar de crear una nueva triada perfecta? Esta característica es más bien importante, ya que está basada solamente en el número atómico, el único criterio de los elementos considerado como sustancias básicas más que como sustancias simples. Ya se mencionó que Mendeleev se

esforzó en poner énfasis en que el sistema periódico era primordialmente una clasificación de los elementos como sustancias básicas (“elementos reales”).

En más de una ocasión, esta perspectiva más filosófica de los elementos ha llegado al rescate de la química sentando su propio campo, en vez de simplemente como una parte de la física. Ella sugiere que la química posee un fundamento filosófico esencial aun cuando popularmente se supone reducida a la física cuántica y, de ese modo, despojada de un carácter filosófico. En los primeros años del siglo XX, cuando los isótopos de muchos elementos fueron descubiertos, repentinamente pareció como si se hubiera multiplicado el número de “elementos”, en el sentido de las más simples sustancias que pueden ser aisladas. Algunos químicos creían que esta proliferación señalaría la desaparición de la tabla periódica, que daría lugar a una tabla de los isótopos.

Sin embargo, algunos químicos tales como el austriaco Friedrich Paneth volvieron a conceptualizar la noción de elemen-

tos de modo que se evitara el abandono de la tabla periódica de los químicos. Paneth llamó la atención sobre la distinción de Mendeleev entre “elementos reales” y elementos como sustancias simples. Concentrándose en los “elementos reales” como lo hizo Mendeleev, pero caracterizándolos ahora por sus números atómicos, el químico podía ignorar el hecho de que los “elementos” suceden como muchos cientos de isótopos. Los isótopos podían ser vistos como meras sustancias simples. Aún más, los isótopos del mismo elemento, con pocas excepciones tales como la del hidrógeno, tienden a mostrar propiedades químicas idénticas, lo que justifica esta aproximación.

Tal vez el desarrollo más radical sucedido en la investigación contemporánea sobre la tabla periódica ha sido una voluntad de retar la tradición al cuestionar si el sistema periódico debería representarse en una forma bidimensional y si debería siquiera presentarse como tabla. Al menos tres sistemas periódicos tridimensionales diferenciados han sido desarrollados y exitosamente comercializados como herramientas educativas. En algunos casos, tal como el del “ElementTree”² del químico canadiense Fernando Dufour, también sirven para poner énfasis en las similitudes químicas que no están comprendidas en la tabla bidimensional.

Por ejemplo, los elementos en el grupo 13 de la tabla con el formato convencional, tales como boro, aluminio y galio, todos muestran un poder de combinación o valencia de tres. Sin embargo, existen otros elementos que también muestran esta propiedad, tales como los elementos en el grupo 3 de la tabla convencional, incluyendo a escandio, ytrio y lutecio. En el sistema de Dufour todos estos elementos caen dentro del mismo plano bidimensional que puede ser visualizado como una rebanada a través de la clasificación del sistema tridimensional.

Otro diseño que Philip Stewart (2004) de la Universidad de Oxford ha revivido y defendido es el sistema periódico de forma espiral, el que ha recibido una buena cantidad de atención recientemente. Como Stewart debate, la tabla convencional falla en poner énfasis en la continuidad en la secuencia de los elementos. Los sistemas espirales acentúan la continuidad más que implicar rupturas entre los gases nobles a la orilla derecha y los metales alcalinos a la orilla izquierda.

En retrospectiva

¿Podría ser que nuestra confianza en las formas bidimensionales de la tabla periódica se deban a la predominancia, hasta hace poco, de la superficie bidimensional de la hoja del libro y la naturaleza bidimensional de las paredes de las salas de conferencia? Después de todo, un sistema tridimensional no puede ser fácilmente exhibido en un libro de texto ni por

supuesto en la pared de un auditorio. Pero, ¿podría también ser que con el surgimiento de nuevas tecnologías en el siglo XXI, el famoso ícono de Mendeleev podría ser transformado en algo que él mismo no reconocería si todavía anduviera por aquí para verlo?

De hecho en lo concerniente a las formas espirales, Mendeleev sí consideró tales arreglos pero no concibió una versión exitosa. Como ha escrito Stewart, si Mendeleev hubiera prestado más atención a las formas espirales, podría haber agregado la predicción de toda la familia de los gases nobles a sus otras famosas predicciones de elementos aislados. Si se utiliza una exhibición espiral de los elementos, la posible existencia de los gases nobles se vuelve más bien obvia, tal como fue notada por el químico inglés William Crookes hace más de 100 años.

La tabla periódica empezó con el reconocimiento de las tríadas de elementos y generó en la época de la hipótesis de Prout la unidad de toda la materia. Desde estos orígenes numéricos y filosóficos se ha convertido en una herramienta enormemente práctica utilizada no sólo por químicos, sino también por todos los científicos e ingenieros. Pero sus aspectos filosóficos no se han eclipsado completamente, y, como yo argumento aquí, continúan subrayando el sistema periódico y en ocasiones salen a la superficie para ayudar en la solución de asuntos prácticos relativos a su identidad y su representación gráfica.

Referencias

- Gray, T. *Periodic table arrangement promoted by Eric Scerri*. <http://www.periodictable.com/index.scerri.html>
- Katz, G. The periodic table: An eight period table for the 21st century, *The Chemical Educator*, 6:324–332, 2001.
- Leach, M. R. Periodic Table Formulations. In *The Chemogenesis Web Book*. http://metasynthesis.com/webbook/35_pt/pt.html
- Ostrovsky, V. What and how physics contributes to understanding the periodic law, *Foundations of Chemistry*, 3:145–182, 2001.
- Scerri, E. R. *The Periodic Table: Its Story and Its Significance*. New York: Oxford University Press, 2007.
- Scerri, E. R. Some aspects of the metaphysics of chemistry and the nature of the elements, *Hyle* 11:127–145, 2005. <http://www.hyle.org/journal/issues/11-2/scerri.htm>
- Stewart, P. The spiral periodic system, *Education in Chemistry* 41:165, 2004.
- van Spronsen, J. W. *The Periodic System of Chemical Elements: A History of the First Hundred Years*. New York: Elsevier, 1969.

² N. del T.: “ElementTree”, es probablemente un juego de palabras que puede significar algo así como ‘árbol de elementos’ (lo que puede apreciarse por su forma en la figura 6) y que sonaría en inglés parecido a la contracción de ‘elementary’, que significa elemental en español.

REGLAS DE NOMENCLATURA INORGÁNICA

Se denomina Química Inorgánica a la parte de la Química que estudia los compuestos que no contienen carbono (a excepción de CO, CO₂ y unos pocos compuestos sencillos más). Los compuestos que contienen átomos de carbono son estudiados por la Química Orgánica o química del carbono, y sus reglas de nomenclatura son distintas.

La nomenclatura se encarga de asignar nombres a los distintos compuestos químicos, de forma que podamos dar un nombre a un compuesto químico si conocemos su fórmula y, al revés, podamos indicar la fórmula del compuesto si conocemos su nombre.

Vamos a aprender a nombrar algunos compuestos inorgánicos partiendo de los más sencillos hasta llegar a los más complejos, pero antes de eso vamos a ver como se calculan los números de oxidación de los elementos de un compuesto.

1. Números de oxidación.

Los números de oxidación son unos números, positivos o negativos, que se asignan a cada uno de los átomos de un compuesto. Cada elemento solo puede adoptar ciertos números de oxidación en un compuesto inorgánico, que coinciden numéricamente con las denominadas valencias indicadas en la tabla que se te entregó ¹. Así el único número de oxidación del sodio es +1 mientras que el cloro tiene cinco posibles números de oxidación: -1, +1, +3, +5 y +7.

Para determinar el número de oxidación de un elemento en un compuesto cuya fórmula conocemos se siguen una serie de reglas. Las más importantes son:

- La suma de los números de oxidación de los átomos de una molécula neutra ha de ser 0.
- La suma de los números de oxidación de los átomos de un ion ha de ser igual a la carga de dicho ion, incluido el signo.²
- En un ión o compuesto con solo dos elementos aquel que se escribe a la derecha actúa con número de oxidación negativo. Así en el HCl, el Cl actúa con número de oxidación -1 y el hidrógeno con número de oxidación +1.
- Los metales actúan siempre con números de oxidación positivos mientras que los no metales tienen un número de oxidación negativo y (salvo el flúor) uno o más números de oxidación positivos.

Con estas reglas y teniendo en cuenta que muchos elementos no poseen más que un único número de oxidación no suele ser difícil determinar los números de oxidación de un compuesto.

Ejemplos:

- Cl⁻ : la carga del ion es -1 luego el número de oxidación del cloro es -1.

¹ Se pueden explicar las normas de nomenclatura bien utilizando el concepto de número de oxidación o bien utilizando el de valencia, es una cuestión de preferencia personal. Existen algunas diferencias entre ambos tanto en como se definen (no vamos a definir con precisión ninguno de los dos) como en los valores que pueden tomar (una valencia por ejemplo no podría ser negativa de acuerdo con su acepción corriente) pero ambos se pueden utilizar para asignar nombres a los compuestos químicos que es lo que ahora nos interesa.

² Las reglas a y b se pueden resumir en una diciendo que en una especie química cualquiera la suma de los números de oxidación de los átomos que la forman es igual a su carga eléctrica.

b) NaBr: el número de oxidación del bromo, negativo, ha de ser -1 y el único número de oxidación posible para el sodio es $+1$. Así el número de oxidación total es 0 .

c) NO_2 : el número de oxidación del oxígeno ha de ser -2 y como la suma de los números de oxidación ha de ser 0 , se tiene que $0 = 1 \times n^\circ \text{ oxidación del N} + 2 \times (-2)$, por lo que el número de oxidación del nitrógeno ha de ser $+4$.

Ejercicio 1. Calcula los números de oxidación de los átomos que intervienen en los siguientes iones o compuestos.

- a) CH_4 .
- b) MgS .
- c) SO_3 .
- d) MnO_4^- .
- e) SnO_2 .

2. Iones monoatómicos.

2.1. Cationes.

Se nombran indicando el nombre del elemento seguido del número de oxidación, sin signo, en números romanos y entre paréntesis. Si el elemento solo tiene un número de oxidación generalmente no se indica.

Ejemplos:

- a) Fe^{2+} : catión hierro (II)
- b) Na^+ : catión sodio (I) o, más frecuentemente, catión sodio.

2.2. Aniones.

El anión O^{2-} se denomina anión óxido y el anión O_2^{2-} anión peróxido.

Los aniones del resto de los no metales se nombran con el nombre del elemento terminado en $-\text{uro}$. En algunos casos el nombre del elemento se modifica algo antes de añadir la terminación.

Ejemplos: F^- = anión fluoruro ; S^{2-} = anión sulfuro; N^{3-} = anión nitruro.

Ejercicio 2:

Nombra los siguientes iones: Ag^+ , Au^{3+} , B^{3-} , Co^{2+} , I^- .

3. Compuestos binarios.

En este apartado se incluyen aquellos compuestos en cuya fórmula química solo aparecen dos elementos distintos, por ejemplo: NaCl, NO₂, Sb₂O₃, NH₃, etc.

Se escribe a la derecha el elemento que actúa con número de oxidación negativo y a la izquierda el que actúa con número de oxidación positivo. Por tanto el elemento de la derecha es siempre un no metal.

3.1. Nomenclatura de Stock.

Tras averiguar los números de oxidación de los elementos del compuesto, se nombra el compuesto comenzando por la palabra óxido si el elemento situado más a la derecha es el oxígeno, o por el nombre del elemento acabado en -uro si se trata de cualquier otro elemento³; después se añade la preposición de y el nombre del elemento situado más a la izquierda seguido por su número de oxidación escrito entre paréntesis y en números romanos (se este número de oxidación es el único de ese elemento no es necesario indicarlo y generalmente se omite; por ejemplo se puede decir bromuro de sodio (I), pero prácticamente siempre se dice simplemente bromuro de sodio).

Es como si el compuesto estuviese formado por iones cuya carga viniese indicada por el número de oxidación del elemento, y se nombrase indicando primero el nombre del anión y luego el del catión⁴.

Ejemplos.

NaCl: cloruro de sodio.

Fe₂O₃: óxido de hierro (III).

H₂S: sulfuro de hidrógeno.

NaH: hidruro de sodio.

Ejercicio 3. Nombra los siguientes compuestos:

a) BrF₃.

b) SnO₂.

c) MgCl₂.

d) NH₃.

e) CO.

f) Na₂S.

Para escribir la fórmula de un compuesto cuyo nombre de Stock conocemos basta con combinar los números de oxidación de los dos elementos (ambos son conocidos, el negativo por ser único y el positivo se puede calcular a partir de este) de la manera más sencilla posible para que el número de oxidación total sea 0. Hay que recordar siempre que el elemento que se nombra primero se escribe al final de la fórmula.

Ejemplos.

a) Óxido de cobre (I). El oxígeno actúa con su número de oxidación negativo, por tanto -2, y el cobre con el número de oxidación +1. La manera más sencilla de combinar estos

³ En algunos casos se produce alguna otra modificación del nombre además de añadir la terminación -uro: así se dice sulfuro en vez de azufuro, hidruro en lugar de hidrogenuro, fosfuro en lugar de fosforuro, etc. Estas excepciones se aprenden rápidamente con el uso.

⁴ En realidad esta es la forma en que se nombran prácticamente todos los compuestos que vamos a estudiar este curso, con excepción de los casos en los que utilizemos la nomenclatura sistemática.

elementos para que el número de oxidación total sea 0 es tomar dos átomos de cobre y uno de oxígeno. Por tanto la fórmula será: Cu₂O.

b) Nitruro de potasio. El nitrógeno tendrá número de oxidación -3 y el potasio +1. Por tanto hemos de combinar tres átomos de potasio con uno de nitrógeno y la fórmula es K₃N.

Ejercicio 4. Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos:

- | | |
|--------------------------|---------------------------|
| a) Óxido de litio. | e) Sulfuro de plata. |
| b) Fluoruro de magnesio. | f) Yoduro de cromo (II). |
| c) Arseniuro de oro (I). | g) Óxido de nitrógeno (V) |
| d) Óxido de berilio. | h) Fosfuro de plomo (II). |

3.2. Nomenclatura sistemática.

Se nombran los compuestos de acuerdo con el siguiente esquema:

Nombre del elemento de la derecha (nombrado como en la nomenclatura de Stock: óxido si es oxígeno o terminado en -uro) precedido de un prefijo que indica el número de átomos de dicho elemento + de + nombre el elemento de la izquierda precedido de un prefijo que indica el número de átomos de dicho elemento.

Los prefijos son:

Número de átomos	Prefijo
1	Mono
2	Di
3	Tri
4	Tetra
5	Penta
6	Hexa
7	Hepta

Si el elemento de la izquierda (el que se nombra en último lugar) solo tiene un átomo, el prefijo mono se suele eliminar, y así el CO se nombra como monóxido de carbono, no como monóxido de monocarbono. Nunca se elimina el sufijo mono del elemento nombrado en primer lugar.

Ejemplos:

- a) CO₂: dióxido de carbono.
- b) BH₃: trihidruro de boro.
- c) NaCl: monocloruro de sodio.
- d) Fe₂O₃: trióxido de dihierro.
- e) BrF₅: pentafluoruro de bromo.

Ejercicio 5. Nombra los siguientes compuestos:

- | | |
|-------------------------------------|------------------------|
| a) Sb ₂ O ₃ . | c) BeI ₂ . |
| b) H ₂ S. | d) SnCl ₄ . |

- e) CoH_3 .
f) N_2O_5 .

- g) SF_2 .
h) CuBr_2 .

Ejercicio 6. Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos.

- a) Dióxido de carbono.
b) Trióxido de diarsénico.
c) Dihidruro de calcio.
d) Monosulfuro de cobre.
e) Tetracloruro de carbono.
f) Monóxido de disodio.
g) Tricloruro de bromo.
h) Pentóxido de difósforo.

3.3. Compuestos binarios con nombres comunes admitidos.

Existen algunos compuesto binarios que, aparte de los nombres que se obtienen aplicando las nomenclaturas de Stock o sistemática, poseen nombres comunes que por tener un uso muy extendido se admiten también como correctos en las publicaciones científicas.

Los compuestos más importantes de este grupo son los que forma el hidrógeno con otros no metales y se recogen en la siguiente tabla:

Fórmula	Nombre común
H_2O	Agua
NH_3	Amoniaco
N_2H_4	Hidrazina
PH_3	Fosfina
AsH_3	Arsina
SbH_3	Estibina
CH_4	Metano
SiH_4	Silano
BH_3	Borano
HF	Ácido fluorhídrico *
HCl	Ácido clorhídrico *
HBr	Ácido bromhídrico *
HI	Ácido yodhídrico *
H_2S	Ácido sulfhídrico *

* Solo si se encuentran en disolución acuosa. Es decir, si hablamos de ácido clorhídrico se supone que nos referimos al cloruro de hidrógeno (HCl) disuelto en agua.

3.4. Peróxidos.

Los peróxidos son un grupo especial de compuestos binarios en los que interviene el oxígeno con un número de oxidación aparente de -1 . Estos compuestos contienen el grupo peróxido: O_2^{2-} . Este grupo está constituido siempre por dos átomos de oxígeno y por tanto no se puede "simplificar" para dar O^- .

El grupo peróxido se combina con metales que posean número de oxidación $+1$ o $+2$. Según la nomenclatura de Stock los peróxidos se nombran así:

peróxido + de + nombre del metal seguido de su número de oxidación entre paréntesis.

Con un metal X de número de oxidación +1 el peróxido que se forma tiene como fórmula X_2O_2 . Así el peróxido de litio es Li_2O_2 , y el peróxido de cobre (I) sería el Cu_2O_2 .

Si el metal X tiene como número de oxidación +2 basta un átomo del mismo para compensar el -2 del grupo peróxido y la fórmula será XO_2 . Por ejemplo el peróxido de cobre (II) es CuO_2 y el peróxido de bario BaO_2 .

El peróxido más importante es el de hidrógeno, H_2O_2 , más conocido, cuando está disuelto en agua, como agua oxigenada.

Se puede utilizar también la nomenclatura sistemática para los peróxidos ($H_2O_2 =$ dióxido de dihidrógeno), pero se emplea muy poco.

Ejercicio 7. Nombra los siguientes compuestos por la nomenclatura de Stock:

- a) Na_2O_2 .
- b) CdO_2 .
- c) Hg_2O_2 .

Ejercicio 8. Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos:

- a) Peróxido de litio.
- b) Peróxido de hidrógeno.
- c) Peróxido de calcio.

4. Compuesto ternarios.

Son compuestos en cuya composición intervienen tres elementos distintos. Los principales grupos son:

4.1. Hidróxidos o bases.

Compuestos en los que el grupo hidróxido (OH^-) se combina con un metal. Se nombran de la misma forma en que se nombraban los compuestos binarios de acuerdo con la nomenclatura de Stock⁵, teniendo en cuenta que ahora el número de oxidación del grupo hidróxido es -1 .

Si en la molécula existen varios grupos hidróxido se escriben entre paréntesis y el subíndice correspondiente se adjudica al paréntesis, no a cada uno de los átomos del grupo. Así escribiremos $Ca(OH)_2$ y no CaO_2H_2 .

Ejemplos:

- a) $NaOH$: hidróxido de sodio.
- b) $Fe(OH)_3$: hidróxido de hierro (III).
- c) $Zn(OH)_2$: hidróxido de zinc.
- d) $AuOH$: hidróxido de oro (I).

Ejercicio 9. Nombra los siguientes compuestos:

⁵ También está admitida la forma sistemática: $Ca(OH)_2 =$ dihidróxido de calcio. Sin embargo se emplea poco y no la usaremos en los ejemplos.

- a) Cr(OH)₃.
- b) Sr(OH)₂.
- c) KOH.
- d) NH₄OH.
- e) Ir(OH)₂.

Ejercicio 10. Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos:

- a) Hidróxido de cadmio.
- b) Hidróxido de estaño (II).
- c) Hidróxido de aluminio.
- d) Hidróxido de cobre (I).
- e) Hidróxido de magnesio.

4.2. Ácidos oxácidos.

Son compuestos que responden a la fórmula general H_xX_yO_z, donde H y O representan átomos de hidrógeno y oxígeno y X representa un elemento en general no metálico (existen dos excepciones: X puede ser un átomo de manganeso o de cromo).

Existen un gran número de oxácidos pero los más frecuentes son los que se indican en la tabla que acompaña a estos apuntes y que te has de aprender de memoria.

El número de oxidación del no metal, X, que siempre ha de ser positivo en estos compuestos, se calcula sin más que tener en cuenta que el número de oxidación total ha de ser 0 y que los números de oxidación del hidrógeno y del oxígeno han de ser respectivamente +1 y -2.

Ejemplos:

a) ¿Cuál es el número de oxidación del nitrógeno en el ácido nítrico, HNO₃? Basta con resolver la ecuación: $1x(+1) + 1x(\text{n}^\circ \text{ oxidación del nitrógeno}) + 3x(-2) = 0$, con lo que se ve que el número de oxidación del nitrógeno ha de ser +5.

b) ¿Cuál es el número de oxidación del cromo en el H₂CrO₄?

$2x(+1) + 1x(\text{n}^\circ \text{ oxidación del cromo}) + 4x(-2) = 0$, con lo que el número de oxidación del cromo resulta ser +6.

Ejercicio 11. Calcula el número de oxidación del no metal en los siguientes ácidos:

- | | |
|--|-------------------------------------|
| a) HNO. | e) HIO ₃ . |
| b) H ₃ PO ₄ . | f) HMnO ₄ . |
| c) H ₂ CO ₃ . | g) H ₂ SO ₄ . |
| d) H ₂ Cr ₂ O ₇ . | |

De cada uno de esos ácidos se deriva un anión que se obtiene al eliminar todos los átomos de hidrógeno del ácido. La carga de este anión es igual al número de átomos de hidrógeno eliminados.

Dichos aniones se comportan como una unidad en los compuestos químicos de los que forman parte y, en conjunto, se considera que tienen un número de oxidación igual a su carga.

El nombre de este anión se obtiene modificando la terminación del ácido del que procede, de acuerdo con la siguiente regla:

- La terminación –oso del ácido se sustituye por la terminación –ito.
- La terminación –ico del ácido se sustituye por la terminación –ato.

Ejemplos.

a) Del ácido sulfúrico, H_2SO_4 , se obtiene, al eliminar los dos átomos de hidrógeno, el anión SO_4^{2-} (dos cargas negativas por que se han eliminado dos átomos de hidrógeno), y dicho anión se denomina anión sulfato. El número de oxidación de el anión, en conjunto, es igual a -2 .

b) Del ácido hipocloroso, HClO , se obtiene el anión ClO^- , denominado anión hipoclorito. El número de oxidación total del anión es -1 .

4.3. Oxisales.

Son compuesto que se obtienen al combinar un anión procedente de un oxácido con un metal. Se nombran igual que se nombraría, de acuerdo con la nomenclatura de Stock, un compuesto formado por el anión procedente del ácido y el catión del metal correspondiente.

Ejemplos:

a) Na_2SO_4 . El compuesto está formado por un metal, el sodio, y el anión SO_4^{2-} , procedente del ácido sulfúrico y denominado sulfato. El compuesto se denomina sulfato de sodio.

b) FeCO_3 . Está formado por un metal, el hierro, y el anión CO_3^{2-} , proveniente del ácido carbónico y denominado carbonato. Antes de nombrar el compuesto se ha de averiguar el número de oxidación del hierro, que puede ser $+2$ o $+3$. Como el número de oxidación del carbonato es -2 , para que el número de oxidación total sea 0 es necesario que el número de oxidación del hierro sea $+2$. Así pues el nombre del compuesto es carbonato de hierro (II).

c) $\text{Au}(\text{BrO}_2)_3$. El metal es ahora el oro y el anión el BrO_2^- , proveniente del ácido bromoso y denominado por tanto bromito. El número de oxidación del oro es $+3$ por lo que el compuesto es el bromito de oro (III).

Ejercicio 12. Nombra las siguientes oxisales.

a) K_2CO_3 .

b) AlPO_4 .

c) $\text{Ca}(\text{MnO}_4)_2$.

d) BeSO_3 .

e) $\text{Pb}(\text{ClO}_3)_4$.

f) $\text{Pt}(\text{NO}_3)_2$.

g) Mg_2SiO_4 .

h) NaNO_2 .

Ejercicio 13. Escribe las fórmulas de las siguientes oxisales.

a) Carbonato sódico.

b) Dicromato de estaño (II).

c) Peryodato de cobre (I).

d) Nitrito de aluminio.

- e) Sulfito de níquel (III).
- f) Arsenito de hierro (II).

- g) Borato de plata.
- h) Telurato de potasio.

5. Sales ácidas de los oxácidos.

Las sales ácidas son compuestos procedentes de un ácido (aquí nos limitaremos a los oxácidos) que ha perdido alguno (pero no todos) sus hidrógenos sustituyéndolos por cationes generalmente metálicos. Son similares a las oxisales salvo por el hecho de que conservan todavía algún hidrógeno y retienen por tanto cierto carácter ácido. El o los hidrógenos conservados por el anión se escriben en el extremo izquierdo de este. Ejemplos: NaHSO_4 , K_2HPO_3 , etc.

Solo pueden obtenerse sales ácidas de aquellos ácidos que tengan más de un hidrógeno.

Como sucedía en las oxisales la carga (negativa) y número de oxidación del anión coinciden con el número de hidrógenos perdidos por el ácido:

- a) HSO_4^- : la carga y el número de oxidación es - 1 pues procede del H_2SO_4 .
- b) HPO_3^{2-} : la carga y el número de oxidación son -2 pues procede el H_3PO_3 .

Estos aniones se pueden nombrar de dos formas distintas:

1. Anteponiendo al nombre del anión que se obtendría por la eliminación de todos los hidrógenos la palabra hidrógeno con un prefijo (di, tri, etc) si el anión conserva más de un hidrógeno. Esta es la forma recomendada por la IUPAC y la que utilizaremos preferentemente en el curso.

2. Colocando tras el nombre del anión la palabra ácido (separada de él) con un prefijo (di, tri, etc) si el anión conserva más de un hidrógeno

Ahora para nombrar estos compuestos seguiremos el procedimiento habitual: se nombrará primero el anión y a continuación el anión.

Por ejemplo, el NaHCO_3 , puede nombrarse como carbonato ácido de sodio o como hidrógenocarbonato de sodio ⁶.

El AgH_2PO_3 es el dihidrógenofosfito de plata o fosfito diácido de plata.

El $\text{Cu}(\text{HSO}_4)_2$ es el hidrógenosulfato de cobre (II) o sulfato ácido de cobre (II).

Ejercicio 14. Nombra los siguientes compuestos por las dos nomenclaturas tradicionales:

- a) K_2HPO_4 .
- b) $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.
- c) NaHSO_4 .
- d) AuH_2AsO_3 .
- e) $\text{Fe}(\text{HTeO}_3)_3$.
- f) $\text{Hg}(\text{HCO}_3)_2$.

Ejercicio 15. Escribe la fórmula de los siguientes compuestos:

⁶ Durante mucho tiempo se utilizó también para indicar la presencia de un hidrógeno en el anión el prefijo bi- y este compuesto se denominaba (y todavía se hace así comercialmente) bicarbonato sódico. Esta nomenclatura ya no está permitida y debe evitarse.

- a) Carbonato ácido de plomo (II).
- b) Hidrógenosulfito de litio.
- c) Dihidrógenofosfato de cromo (III).

- d) Hidrógenosulfato de calcio.
- e) Seleniato ácido de cobre (I).
- f) Antimonito diácido de zinc.

SOLUCIONES DE LOS EJERCICIOS

Ejercicio 1.

- a) C: +4; H: -1.
- b) Mg: +2; S: -2.
- c) S: +6; O: -2.
- d) Mn: +7; O: -2.
- e) Sn: +4; O: -2.

Ejercicio 2.

Catión plata (I) o catión plata.
Catión oro (III).
Anión boruro.
Catión cobalto (II).
Anión yoduro.

Ejercicio 3.

- a) Fluoruro de bromo (III).
- b) Óxido de estaño (IV).
- c) Cloruro de magnesio (II) o cloruro de magnesio.
- d) Hidruro de nitrógeno (III).
- e) Óxido de carbono (II).
- f) Sulfuro de sodio (I) o sulfuro de sodio.

Ejercicio 4.

- a) Li_2O .
- b) MgF_2 .
- c) Au_3As .
- d) BeO .
- e) Ag_2S .
- f) CrI_2 .
- g) N_2O_5 .
- h) Pb_3P_2 .

Ejercicio 5.

- a) Trióxido de diantimonio.
- b) Monosulfuro de dihidrógeno.
- c) Diyoduro de (mono)berilio.
- d) Tetracloruro de (mono)estaño.
- e) Trihidruro de (mono)cobalto.
- f) Pentaóxido de dinitrógeno.
- g) Difluoruro de (mono)azufre.
- h) Dibromuro de (mono)cobre.

Ejercicio 6.

- a) CO_2 .
- b) As_2O_3 .
- c) CaH_2 .
- d) CuS .
- h) P_2O_5 .
- e) CCl_4 .
- f) Na_2O .
- g) BrCl_3 .

Ejercicio 7.

- a) Peróxido de sodio.
- b) Peróxido de cadmio.
- c) Peróxido de mercurio (I).

Ejercicio 8.

- a) Li_2O_2 .
- b) H_2O_2 .
- c) CaO_2 .

Ejercicio 9.

- a) Hidróxido de cromo (III).
- b) Hidróxido de estroncio.
- c) Hidróxido de potasio.
- d) Hidróxido de amonio.
- e) Hidróxido de iridio (II).

Ejercicio 10.

- a) $\text{Cd}(\text{OH})_2$.
- b) $\text{Sn}(\text{OH})_2$.
- c) $\text{Al}(\text{OH})_3$.
- d) CuOH .
- e) $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Ejercicio 11.

- a) +1.
- b) +5.
- c) +4.
- d) +6.
- e) +5.
- f) +7.
- g) +6.

Ejercicio 12.

- a) Carbonato de potasio.
- b) Fosfato de aluminio.
- c) Permanganato de calcio.
- d) Sulfito de berilio.
- e) Clorato de plomo (IV).
- f) Nitrato de platino (II).
- g) Ortosilicato de magnesio.
- h) Nitrito de sodio.

Ejercicio 13.

- a) Na_2CO_3 .
- b) SnCr_2O_7 .
- c) CuIO_4 .
- d) $\text{Al}(\text{NO}_2)_3$.
- e) $\text{Ni}_2(\text{SO}_3)_3$.
- f) $\text{Fe}_3(\text{AsO}_3)_2$.
- g) Ag_3BO_3 .
- h) K_2TeO_4 .

Ejercicio 14.

- a) Hidrogenofosfato de potasio o fosfato ácido de potasio.
- b) Hidrogenocarbonato de magnesio o carbonato ácido de magnesio.
- c) Hidrogenosulfato de sodio o sulfato ácido de sodio.
- d) Dihidrógenoarsenito de oro (I) o arsenito diácido de oro (I).
- e) Hidrogenotelurito de hierro (III) o telurito ácido de hierro (III).
- f) Hidrogenocarbonato de mercurio (II) o carbonato ácido de mercurio (II).

Ejercicio 15.

- a) $\text{Pb}(\text{HCO}_3)_2$.
- b) LiHSO_3 .
- c) $\text{Cr}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$.
- d) $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$.
- e) CuHSeO_4 .
- f) $\text{Zn}(\text{H}_2\text{SbO}_3)_2$.

ÁCIDOS OXÁCIDOS Y SUS ANIONES

ÁCIDO	FÓRMULA	ANIÓN	NOMBRE ANIÓN
Hipocloroso	HClO	ClO ⁻	Hipoclorito
Cloroso	HClO ₂	ClO ₂ ⁻	Clorito
Clórico	HClO ₃	ClO ₃ ⁻	Clorato
Perclórico	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	Perclorato
Hipobromoso	HBrO	BrO ⁻	Hipobromito
Bromoso	HBrO ₂	BrO ₂ ⁻	Bromito
Brómico	HBrO ₃	BrO ₃ ⁻	Bromato
Perbrómico	HBrO ₄	BrO ₄ ⁻	Perbromato
Hipoyodoso	HIO	IO ⁻	Hipoyodito
Yodoso	HIO ₂	IO ₂ ⁻	Yodito
Yódico	HIO ₃	IO ₃ ⁻	Yodato
Peryódico	HIO ₄	IO ₄ ⁻	Peryodato
Sulfuroso	H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻	Sulfito
Sulfúrico	H ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻	Sulfato
Selenioso	H ₂ SeO ₃	SeO ₃ ²⁻	Selenito
Selénico	H ₂ SeO ₄	SeO ₄ ²⁻	Seléniato
Teluroso	H ₂ TeO ₃	TeO ₃ ²⁻	Telurito
Telúrico	H ₂ TeO ₄	TeO ₄ ²⁻	Telurato
Hiponitroso	HNO	NO ⁻	Hiponitrito
Nitroso	HNO ₂	NO ₂ ⁻	Nitrito
Nítrico	HNO ₃	NO ₃ ⁻	Nitrato
Fosforoso	H ₃ PO ₃	PO ₃ ³⁻	Fosfito
Fosfórico	H ₃ PO ₄	PO ₄ ³⁻	Fosfato
Arsenioso	H ₃ AsO ₃	AsO ₃ ³⁻	Arsenito
Arsénico	H ₃ AsO ₄	AsO ₄ ³⁻	Arseniato
Antimonioso	H ₃ SbO ₃	SbO ₃ ³⁻	Antimonito
Antimónico	H ₃ SbO ₄	SbO ₄ ³⁻	Antimoniato
Carbónico	H ₂ CO ₃	CO ₃ ²⁻	Carbonato
Ortosilícico	H ₄ SiO ₄	SiO ₄ ⁴⁻	Ortosilicato
Bórico	H ₃ BO ₃	BO ₃ ³⁻	Borato
Permangánico	HMnO ₄	MnO ₄ ⁻	Permanganato
Crómico	H ₂ CrO ₄	CrO ₄ ²⁻	Cromato
Dicrómico	H ₂ Cr ₂ O ₇	Cr ₂ O ₇ ²⁻	Dicromato

NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS MÁS FRECUENTES

METALES

Elemento	Símbolo	Valencias
Litio	Li	+1
Sodio	Na	+1
Potasio	K	+1
Rubidio	Rb	+1
Cesio	Cs	+1
Francio	Fr	+1
Plata	Ag	+1
Amonio	NH ₄ ⁺	+1
Berilio	Be	+2
Magnesio	Mg	+2
Calcio	Ca	+2
Estroncio	Sr	+2
Bario	Ba	+2
Radio	Ra	+2
Cinc	Zn	+2
Cadmio	Cd	+2
Cobre	Cu	+1, +2
Mercurio	Hg	+1, +2
Aluminio	Al	+3
Oro	Au	+1, +3
Hierro	Fe	+2, +3
Cobalto	Co	+2, +3
Niquel	Ni	+2, +3
Estaño	Sn	+2, +4
Plomo	Pb	+2, +4
Platino	Pt	+2, +4
Iridio	Ir	+2, +4
Cromo	Cr	+2, +3, +6
Manganeso	Mn	+2, +3, +4, +6, +7

NO METALES

Elemento	Símbolo	Valencias
Hidrógeno	H	-1, +1
Flúor	F	-1
Cloro	Cl	-1, +1, +3, +5, +7
Bromo	Br	-1, +1, +3, +5, +7
Yodo	I	-1, +1, +3, +5, +7
Oxígeno	O	-2,
Azufre	S	-2, +2, +4, +6
Selenio	Se	-2, +2, +4, +6
Telurio	Te	-2, +2, +4, +6
Nitrógeno	N	-3, +1, +2, +3, +4, +5
Fósforo	P	-3, +1, +3, +5
Arsénico	As	-3, +3, +5
Antimonio	Sb	-3, +3, +5
Boro	B	-3, +3
Bismuto	Bi	-3, +3, +5
Carbono	C	-4, +2, +4
Silicio	Si	-4, +4

**ESCUELA NORMAL SUPERIOR DE UBATE
TALLER DE NOMENCLATURA INORGANICA**

Apellidos y Nombres: _____ **Curso:** _____

FORMULACIÓN DE QUÍMICA INORGÁNICA.

En estas mismas hojas llene los cuadros y coloque los nombres según corresponda

Valencia	Fórmula	N. sistemática *	N. stock *	N. tradicional
2	NO			Óxido nitroso
4	NO ₂			Óxido nítrico

3	N ₂ O ₃			Anhídrido nitroso
5	N ₂ O ₅			Anhídrido nítrico

*Escribe los nombres que faltan en la tabla.

EJERCICIO 1. COMPLETA LA TABLA DE OXIDOS

Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
F ₂ O			
I ₂ O ₇			
As ₂ O ₅			
CaO			
Fe ₂ O ₃			
PbO ₂			
Al ₂ O ₃			
SnO			
N ₂ O ₅			
Au ₂ O			
TeO ₂			
			Óxido aúrico
			Óxido cuproso
		Óxido de selenio (II)	
			Óxido crómico

EJERCICIO 2. COMPLETA LA TABLA DE HIDRUROS

Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
AuH ₃			
LiH			
		Hidruro de plomo (II)	
		Hidruro de plata	
			Fosfina
			Metano
	Trihidruro de arsénico		
N ₂ O ₃			
NO			
	Pentaóxido de dinitrógeno		
	Trióxido de azufre		
			Óxido ferroso
			Hidruro níquelico
PbO ₂			
		Óxido de bromo (VII)	
		Hidruro de calcio	

EJERCICIO 3. COMPLETA LA TABLA DE HIDROXIDOS

Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
Fe(OH) ₃			
Au(OH)			
Cr(OH) ₂			
		Hidróxido de talio (I)	
		Hidróxido de mercurio (II)	
	Dihidróxido de cadmio		
			Hidróxido estannoso
K(OH)			
			Hidróxido estánnico
		Óxido de plomo (II)	
			Anhídrido carbónico
		Óxido de platino (IV)	
			Metano
NiH ₃			
			Óxido ferroso
Ag(OH)			
H ₂ Se			
			Ácido bromhídrico

Completa la tabla de ácidos

Valencia	Fórmula	N. tradicional
3		Ácido nitroso
5		Ácido nítrico

EJERCICIO 4. COMPLETA LA TABLA.

Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
		Hidruro de calcio	
		Hidruro de estroncio	
		Hidruro de aluminio	
		Hidruro de cobalto (II)	
			Estibina
	-----	-----	Ácido clorhídrico
	-----	-----	Ácido sulfhídrico
	-----	-----	Ácido lodhídrico
	-----	-----	Ácido hipocloroso
	-----	-----	Ácido lodoso
	-----	-----	Ácido periódico
	-----	-----	Ácido hipofluoroso
	-----	-----	Ácido selenioso
	-----	-----	Ácido telúrico
N ₂ O ₃			
MgO			
Cl ₂ O			
			Borano
	-----	-----	Ácido permangánico
	-----	-----	Ácido metafosforoso
	-----	-----	Ácido metaantimónico
	-----	-----	Ácido pirofosfórico
	-----	-----	Ácido piroantimonioso
	-----	-----	Ácido ortofosforoso
	-----	-----	Ácido fosfórico

EJERCICIO 5. COMPLETA LA TABLA.

Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
	-----	-----	Ácido crómico
	-----	-----	Ácido dicrómico
	-----	-----	Ácido carbónico
HPO ₂	-----	-----	
H ₂ SO ₄	-----	-----	
HClO ₄	-----	-----	
HBrO ₃	-----	-----	
HIO	-----	-----	
HBr	-----	-----	
PH ₃	-----	-----	
SbH ₃	-----	-----	
HBrO ₂	-----	-----	
H ₂ SeO ₂	-----	-----	
HI	-----	-----	
H ₂ SeO ₃	-----	-----	
		Hidróxido de berilio	
		Hidróxido de níquel (III)	
		Hidróxido de plomo (II)	

EJERCICIO 6. COMPLETA LA TABLA.

Formula	N. stock	N. tradicional
	Cloruro de estaño (IV)	
		Cloruro sódico
	Yoduro de plata	
	Bromuro de cobalto (III)	
	Sulfuro de plomo (IV)	
	Seleniuro de cobre (II)	
	Telururo de mercurio (I)	

EJERCICIO 7. COMPLETA LA TABLA.

Fórmula	Nomenclatura
	Clorato de potasio
	Hipobromito de calcio
	Bromato de estaño (IV)
	Perclorato de mercurio (II)
	Sulfato de calcio
	Hiposelenito de cobre (II)
	Telurito de cobre (I)
	Metarseniato de hierro (III)
	Metantimonito de estaño (IV)
	Pirofosfato de calcio
	Piroarsenito de sodio
	Ortoantimoniato de níquel (III)
	Carbonato de sodio
	Silicato de potasio

Haga la formula de las siguientes sustancias:

- Óxido de bario
- Óxido de sodio
- Anhídrido sulfuroso
- Óxido de plata
- Óxido de aluminio
- Óxido de níquel (III)
- Óxido de cloro (VII)
- Óxido nitroso
- Anhídrido nitroso
- Hidruro de litio
- Cloruro de cobalto (III)
- Hidruro de plata
- Ácido bromhídrico
- Ácido sulfhídrico
- Amoniaco
- Ácido clorhídrico
- Peróxido de bario
- Hidruro de calcio
- Peróxido de sodio
- Óxido de estroncio
- Ácido clorhídrico
- Cloruro de sodio
- Fluoruro de calcio
- Yoduro de plomo (II)
- Bromuro potásico
- Arsenammina
- Sulfuro de bario
- tricloriguro de arsénico
- Peróxido de litio
- Sulfuro de hierro (II)
- Ácido nítrico
- Ácido carbónico
- Ácido perclórico
- Ácido fosfórico
- Ácido metafosfórico
- Ácido sulfhídrico
- Ácido sulfúrico
- Ácido hipoiodoso
- Hidruro de magnesio
- Ácido silícico
- Hidróxido de calcio
- Hidróxido de hierro (III)
- Ácido nitroso
- Hidróxido de aluminio
- Bromuro de cobalto (II)
- Hidróxido de potasio
- Sulfato de calcio
- Cloruro de cobalto (III)
- Nitrito de litio
- Carbonato sódico
- Cloruro potásico
- Sulfuro de zinc
- Hipiodito potásico
- Fosfato cálcico
- Hidrógeno carbonato potásico
- Hidrógeno sulfato de litio
- Peróxido de plata
- Hidrógeno ortoarseniato de potasio

Del nombre a los siguientes compuestos:

1. BaO
2. Na₂O
3. SO₂
4. CaO
5. Ag₂O
6. NiO
7. Cl₂O₇
8. P₂O₅
9. LiH
10. CaO
11. AgH
12. HBr
13. H₂S
14. NH₃
15. HCl
16. BaO
17. CaH₂
18. Na₂O₂
19. PH₃
20. Cs₂O
21. Pbl₂
22. KBr
23. AsH₃
24. BaS
25. AlCl₃
26. Al₂S₃
27. Li₂O
28. FeS
29. HNO₃
30. H₂CO₃
31. HClO₄
32. H₃PO₄
33. H₄P₂O₅
34. HIO
35. H₂S
36. MgH₂
37. H₂SiO₃
38. Ca(OH)₂
39. Fe(OH)₃
40. HNO₂
41. Al(OH)₃
42. KOH
43. CaSO₄
44. Al₂(SiO₃)₃
45. CoCl₂
46. LiNO₂
47. Na₂CO₃
48. Ca₃(PO₄)₂
49. KHCO₃
50. ZnCl₂
51. Na₂CO₃
52. HgO
53. NaOH
54. CH₄
55. KIO