

**Tema 69. Clasificación de los elementos químicos. Sistema periódico. Enlace químico. Justificación de las propiedades de las sustancias en función de su enlace. Reconocimiento de sustancias de uso común como ácidos, bases, metales, etc.**

3º ESO. Bloque I  
4º ESO. Bloque III

### **69.1. Clasificación de los elementos químicos**

### **69.2. El sistema periódico y las propiedades de los elementos**

### **69.3. El enlace químico**

#### **69.3.1. Enlace iónico**

#### **69.3.2. Enlace covalente**

#### **69.3.3. Enlace covalente dativo**

#### **9.3.4. Enlace metálico**

#### **69.3.5. Enlaces intermoleculares**

### **69.4. Reconocimiento de sustancias de uso común como ácidos, bases, metales, etc.**

## 69.1. Clasificación de los elementos químicos

Desde los más remotos tiempos de la Alquimia, el trabajo realizado por los investigadores de la Química ha consistido en el descubrimiento de unos productos, de sus propiedades y en el intento de relacionar éstas últimas con las propiedades de otras sustancias conocidas, a fin de clasificar, organizar y sistematizar el conocimiento.

Fruto de estos esfuerzos, se descubrieron ciertas regularidades, similitudes entre las conductas químicas de los elementos conocidos. Estas regularidades llevaron a intentos de clasificación, fallidos, como las Triadas de Döbereiner o la ley de las octavas de Newlands. Döbereiner señaló que las propiedades de algunos elementos eran intermedias entre las de otros dos de propiedades semejantes, el Sr entre el Ca y el Ba; el Cr entre el Cl y el I, etc. Newlands señaló que si los elementos se ordenaban en serie por sus masas atómicas, aparecían periódicamente propiedades similares a intervalos de ocho (**Ley de las octavas**). Newlands relacionó este hecho con la música, donde cada ocho notas vuelve a repetirse la escala musical, ésta fue la razón de que se ridiculizara su trabajo y que la Chemical Society de Londres se opusiera a su publicación.

Hubo otros intentos de clasificación, más o menos ambiciosos, pero en todos ellos se establecería una relación periódica entre los elementos químicos conocidos, indicando que entre los miembros de cada grupo, las secuencias de sus propiedades y de sus masas atómicas son estrictamente paralelas. En 1864, Lothar Meyer publicó la primera edición de su Moderna Teoría de la Química, en la que tenía una tabla de 16 columnas que contienen numerosas características de la que, posteriormente, publicara Mendeleiev. En ella se identifican claramente los conocidos grupos encabezados por Li, Be, C y F.

En 1868, **D. I. Mendeleiev** envió sus trabajos a la Sociedad Rusa de Química. En ellos se contenía una tabla periódica, con 66 elementos, ordenados según la masa atómica que se les atribuía entonces, mostrando que los elementos químicamente afines formaban ocho grupos.

La Tabla mostraba ciertos vacíos, a fin de que los elementos conocidos con propiedades semejantes cayesen dentro del mismo grupo. Su intuición genial le llevó a predecir que en esos huecos debían estar situados elementos todavía no descubiertos, incluso se atrevió a predecir algunas de las propiedades de dichos elementos y de algunos de sus compuestos hipotéticos. Por otra parte, Mendeleiev alteró el orden en que debían colocarse algunos elementos, si se atendía solamente al criterio de la masa atómica creciente, el pensó que sus masas atómicas estaban mal determinadas.

Al poco tiempo de sus publicaciones se probaron sus afirmaciones: en 1875, Lecoq de Boistandran identificó el eka-aluminio como Galio. Cuatro años después, Nilson identificó el eka-boro como Escandio. Quince años después, Winkler aisló el Germanio o eka-silicio de Mendeleiev. En la siguiente tabla se comparan los datos previstos para el eka-silicio, por Mendeleiev, y las del Germanio.

PROPIEDADES DEL ELEMENTO	EKA-SILICIO	GERMANIO (Datos actuales)
Masa atómica relativa	72	72,59
Densidad relativa	5'5	5'32
Color	Gris oscuro	Blanco grisáceo
Calor específico	0'073	0'073
Volumen atómico	13	13'6

Aunque la tabla se ha modificado cientos de veces, ha resistido los embates de todas las novedades: La existencia de isótopos, la aparición de los gases nobles, el concepto de número atómico, las configuraciones electrónicas, etc., son hechos que han fortalecido la idea de periodicidad de las propiedades de los elementos. Una de las piedras angulares de la Química actual la constituye la **Ley de periodicidad**: Todas las propiedades químicas de los elementos y la mayoría de sus propiedades físicas varían con el número atómico de forma sistemática y predecible.

El sistema periódico que se utiliza actualmente no es el que propuso Mendeleiev. Se le llama, para distinguirlo de aquél, forma larga. En esta tabla aparecen los elementos ordenados según su **número**

**atómico** o número de protones que contienen el núcleo del elemento, formando filas horizontales, o **períodos**, y columnas, o **grupos**. En él hay siete períodos y 18 grupos. Se adjunta una fotocopia del SISTEMA PERIÓDICO.

Si representamos la estructura electrónica de cualquier elemento, ésta difiere de la anterior en un solo electrón, llamado **electrón diferencial**. Según el tipo de orbital en que se sitúe el electrón diferencial, los elementos se clasifican en:

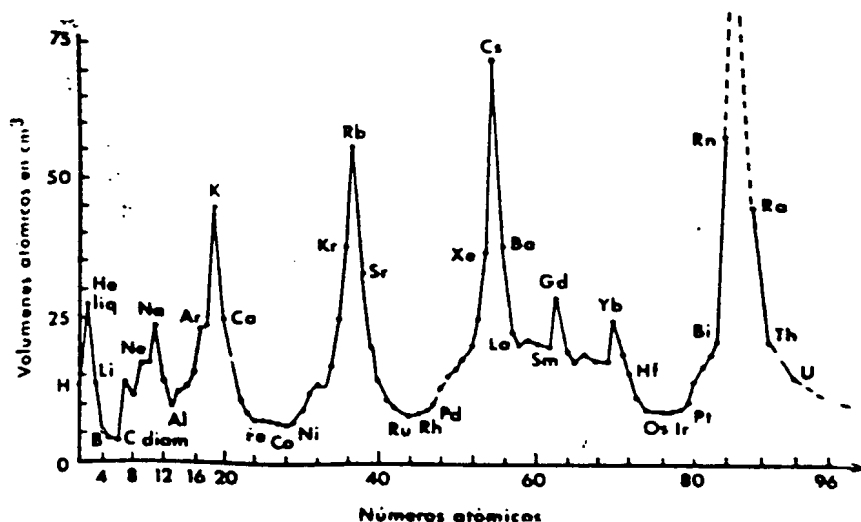
- Representativos**, si el electrón diferencial es s o p y se corresponde con los grupos: I A, II A, III A, IV A, V A, VI A, VII A y 0, o gases nobles. Presentan propiedades definidas e invariables.
- Elementos de transición**. El electrón diferencial ocupa un orbital d, corresponde a los 10 elementos que van desde el grupo III B al II B, colocados en el centro del sistema periódico. Se caracterizan por presentar valencia electroquímica variable.
- Elementos de transición interna**. También llamados de supertransición, se caracterizan por tener el electrón diferencial en un orbital f. Son dos series de 14 elementos que se sitúan: junto al Lantano (Z = 59) (**Lantánidos o tierras raras**) y otros 14 que se sitúan junto al Actinio (Z = 89) (**Actínidos o transuránidos**).

## 69.2. El sistema periódico y las propiedades de los elementos

Entre las propiedades periódicas más importantes destacan:

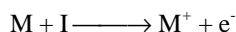
### a) VOLUMEN ATÓMICO.

Representa el volumen de los átomos y se halla dividiendo la masa atómica por la densidad. El volumen máximo corresponde a los metales alcalinos y el mínimo a los elementos del centro de la tabla periódica. La apreciación de la variación periódica se aprecia en la figura siguiente



### b) POTENCIAL DE IONIZACIÓN (I).

Definido como la energía que debe proporcionarse para separar del átomo el electrón más débilmente unido de un átomo gaseoso.



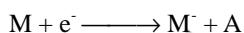
Se conoce como el primer potencial de ionización. Para cada elemento, cada valor sucesivo del potencial de ionización tiene un valor mayor que el anterior. Ello es debido a que la carga nuclear efectiva se hace mayor a medida que el elemento se ioniza en mayor grado. Se mide en electrón-voltios,  $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}$  Julios. Corresponde a la cantidad de energía que adquiere un electrón al ser acelerado por una diferencia de potencial de un voltio, o en kilojulios/mol, cuando se denomina energía de ionización.

En términos generales, el potencial de ionización disminuye en los grupos al aumentar el número atómico (Z) y aumenta en los periodos de forma proporcional a dicho Z. Existen, sin embargo, ciertas irregularidades con respecto a este comportamiento en algunos átomos con subniveles llenos total o parcialmente (Be, N).

El potencial de ionización ofrece una medida de la mayor o menor capacidad de los átomos para formar iones positivos; a menor valor de I dicha capacidad será mayor. Así pues, los valores máximos de potencial de ionización los presentan los no metales de los grupos VI A y VII A. En concreto el valor máximo de I lo tiene el Flúor.

#### c) ELECTROAFINIDAD (A).

Definida como la energía liberada al añadir un  $e^-$  a un átomo gaseoso. Puede considerarse como inversa al potencial de ionización



Aunque es difícil generalizar de los pocos datos disponibles, parece que las electroafinidades tienden a aumentar a lo largo de un periodo a medida que aumenta el número atómico. Las tendencias a lo largo de un grupo no son claras. No obstante parece que A aumenta en los grupos de abajo arriba y en los periodos de izquierda a derecha.

Cuando un átomo acepta un  $e^-$  en su orbital más externo, el ión que se forma presenta siempre un volumen mayor que el átomo en su estado neutro, debido a que el  $e^-$  introducido se encuentra sometido a fuerzas de repulsión frente al resto de  $e^-$ , lo que induce un aumento de radio y, por consiguiente, del volumen atómico.

#### d) ELECTRONEGATIVIDAD.

Introducido por Pauling en 1932, se define como una medida numérica del poder de atracción de un átomo sobre los  $e^-$  del enlace con otros átomos. Hay varias escalas para medir la electronegatividad, pero en todas ellas, el Flúor es el más electronegativo y el Francio y el Cesio los menos electronegativos.

La **escala de Pauling** se basa en la diferencia existente entre la energía de enlace de un compuesto AB y la medida de los valores de las energías de los enlaces A-A y B-B.

La **escala de Mulliken**, por su parte, establece valores absolutos de electronegatividad a partir del cálculo de la media aritmética entre el potencial de ionización y la afinidad electrónica del correspondiente elemento.

La electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en el Sistema Periódico y disminuye al descender dentro de un mismo grupo. Los elementos con baja electronegatividad se consideran **metales** y los que tienen alta electronegatividad se consideran **no-metales**.

**e) PUNTOS de FUSIÓN y de EBULLICIÓN.** Alcanzan valores máximos para los elementos del centro de los periodos, disminuyendo hacia los extremos.

**f) DENSIDAD.** Aumenta de arriba a abajo en los grupos (hay alguna excepción). Los valores máximos están en el centro de los periodos, los mínimos en los extremos.

#### g) RADIOS ATÓMICOS e IÓNICOS.

Son magnitudes definidas convencionalmente, ya que no son rigurosamente reales. La naturaleza difusa de los orbitales hace imposible definir el tamaño de un átomo. Ni los átomos ni los iones son esferas en

contacto unas con otras. De todas maneras, estas magnitudes, calculadas a partir de la distancia entre átomos, son de gran utilidad para el estudio de la materia.

El **radio atómico** se define como la mitad de la distancia que existe entre los núcleos de los átomos contiguos, tanto si se trata de un sólido metálico o de un compuesto covalente. Su longitud se suele medir mediante técnicas de difracción de rayos X

El radio atómico aumenta con el número atómico, como consecuencia del aumento del nº de orbitales. Dentro de un periodo disminuye el radio conforme nos desplazamos a la derecha, debido a que los  $e^-$ , muy próximos entre sí sus estados energéticos, son atraídos con mayor fuerza conforme aumenta la carga nuclear, lo que hace menor el tamaño del átomo.

De estas premisas se deduce que el elemento de mayor radio es el Cesio, situado en la última posición del grupo I A, ya que el Francio no presenta el mismo comportamiento por ser una mezcla de isótopos radiactivos.

El **radio iónico** se define a partir de la estructura de los compuestos iónicos. La suma de los radios de dos iones es la distancia entre sus núcleos. El radio del catión es menor que el radio del átomo correspondiente. Por el contrario, el radio de un anión es mayor que el del átomo del que procede. Como ya hemos dicho la razón está en el diferente número de  $e^-$  en la corteza del ión y de protones en el núcleo, siendo en su caso, los cationes, atraídos con más fuerza, y en otro los aniones, con menor, que lo son en los correspondientes átomos neutros.

Cuando dos iones tienen la misma carga y pertenecen a elementos del mismo grupo, el radio iónico es mayor cuanto mayor es el nº atómico. Cuando dos iones tienen el mismo número de  $e^-$ , el radio iónico menor corresponde al ión cuya carga nuclear es menor.

Hoy sabemos que las variaciones periódicas de las propiedades de los elementos se deben a las diferentes estructuras electrónicas. Dentro de un periodo, cada elemento se diferencia del anterior por tener un  $e^-$  más en su corteza electrónica y del siguiente por tener un  $e^-$  menos. Las diferentes propiedades de los elementos de diferentes grupos del sistema periódico radican en tener, pues, diferente nº de  $e^-$  en la última capa o **capa de valencia**.

La similitud de propiedades de los elementos de un mismo grupo radica en que todos los elementos de un mismo grupo tienen igual nº de  $e^-$  en la última capa. La graduación de esas propiedades comunes se debe a que, conforme bajamos un escalón en el grupo, pasamos al periodo siguiente, en el elemento hay una capa electrónica más, que atenúa los efectos atractivos de las cargas positivas del núcleo sobre los  $e^-$  de valencia que son los de la última capa, cada vez más lejanos, conforme descendemos dentro de un grupo.

### 69.3. El enlace químico

Las propiedades que pueda tener un compuesto quedan determinadas fundamentalmente por su estructura, es decir, por la disposición de los núcleos y  $e^-$  de sus átomos.

#### OPCIONAL

*Para Bohr, las partículas subatómicas tienen carácter exclusivamente material; mientras que, para De Broglie, las partículas subatómicas tienen un doble comportamiento: el de onda y el de partícula. Según el principio de la incertidumbre o de la indeterminación de Heisenberg, no es posible precisar la posición o trayectoria de un  $e^-$  en el átomo.*

*Se llama orbital atómico a la región del espacio en la que existe una probabilidad máxima de hallar un  $e^-$ . Hay 4 tipos de orbitales: s, p, d y f. El s es de simetría esférica y los demás son lóbulos que se disponen, cada uno de ellos, según los tres ejes espaciales. Ejemplo los orbitales del subnivel p serían :  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$ , cada uno de ellos con un máximo de 2  $e^-$ .*

*El nº de  $e^-$  presentes en cada nivel es de: 2 en el 1º (en el orbital s), 8 en el 2º (2 en el s y 6 en el p), 18 en el 3º (2 en el s, 6 en el p y 10 en el d) y 32 en el 4º (2 en el s, 6 en el p, 10 en el d y 14 en el f).*

*Según el principio de la máxima multiplicidad (Hund): si en un mismo subnivel (por ejemplo el p) hay distintos orbitales vacíos, por presentar menos de 6  $e^-$ , éstos se disponen ocupando el mayor nº posible*

de ellos. Por ejemplo en el Oxígeno;  $Z = 8$ , la configuración electrónica sería  $1s^2, 2s^2 2p^4$  ( $2p_x^2, 2p_y^1, 2p_z^1$ ).

Cuando representamos un compuesto por su fórmula, estamos aceptando que los átomos constituyentes se mantienen juntos, formando el compuesto, y las fuerzas que contribuyen a ello las llamamos enlaces químicos.

Si consideramos dos átomos A y B que se aproximan el uno al otro, pueden suceder dos cosas:

1. Que formen una **combinación estable**, lo que supone que al aproximarse los átomos hay, para una distancia determinada, llamada distancia internuclear de equilibrio o **distancia de enlace**, un equilibrio entre las fuerzas atractivas y las repulsivas que son consecuencia de la naturaleza eléctrica de los átomos.
2. Las fuerzas repulsivas predominan y los átomos tienden a alejarse entre sí, no habiendo combinación.

Lo que consiguen los átomos al formar enlaces es conseguir una situación energética más estable, estando juntos a una determinada distancia de equilibrio, que si estuviesen separados. Lo consiguen, normalmente, redistribuyendo sus  $e^-$  de valencia.

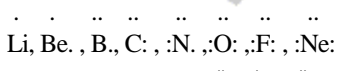
En primera aproximación se distinguen dos tipos de enlaces: fuertes y débiles. Los primeros resultan de un mecanismo electrónico que hace intervenir una transferencia, o al menos un desplazamiento, de  $e^-$ . En los segundos, formados por la puesta en común de dos  $e^-$  desapareados, apenas hay desplazamientos notables de  $e^-$ . Paradójicamente, algunas sustancias que presentan este último tipo de enlace poseen estructuras tridimensionales que forman una macromolécula, donde los átomos están unidos entre sí con enlaces que se extienden de forma continua por toda la red cristalina, confiriéndole a estas estructuras gran dureza y puntos de fusión elevados.

La teoría de los enlaces fuertes no metálicos constituye lo que se denomina "**TEORÍA ELECTRÓNICA DE VALENCIA**", que tuvo su origen en los trabajos de Kossel, seguidos de los de Lewis, dándole carácter cuantitativo a la mecánica ondulatoria.

La **teoría de Lewis** puede explicarse de la forma siguiente: Entre los  $e^-$  orbitales únicamente intervienen en las reacciones químicas los más alejados del núcleo, de forma especial los de la capa más externa, llamados  $e^-$  de valencia, buscando formar una estructura electrónica estable. La estructura electrónica más estable es la de los gases nobles, por eso no reaccionan para formar compuestos. Los gases nobles tienen ocho  $e^-$  en su capa más externa. Se considera que esa estructura es estable y no tienen tendencia a salir de ella.

La capacidad de reacción de los átomos, lo que llamamos **afinidad**, no es otra cosa que la tendencia de los átomos a conseguir una estructura más estable. Podemos decir por ello, que los átomos reaccionarán en el sentido de rodearse de una capa de ocho  $e^-$ , que los átomos reaccionarán en el sentido de rodearse de una capa de ocho  $e^-$ , tipo gas noble, y concretamente del gas noble más próximo a él en cuanto al número de protones de su núcleo (**Regla del octeto**).

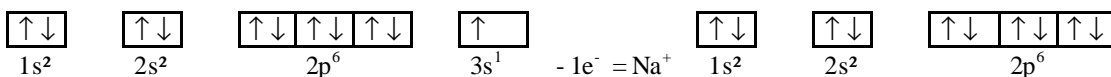
Lewis y Laugmuir propusieron, a este respecto, representar gráficamente un átomo por su símbolo y a su alrededor tantos puntos como  $e^-$  haya en la capa más externa. Ejemplo, para el segundo periodo sería:



Bajo esta forma simplista, la teoría de Lewis sólo se aplica a los elementos representativos. La tendencia a adquirir estructura de gas noble se consigue:

#### a) Perdiendo $e^-$ de la capa de valencia

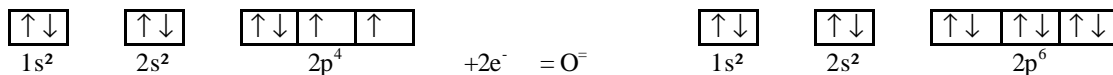
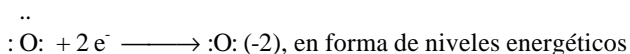
Na -  $1e^-$   $\longrightarrow$   $Na^+$ , que escrito en forma de niveles energéticos:





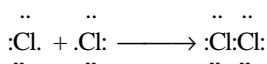
con igual configuración que el Neón.

**b) Ganando e<sup>-</sup> en su capa de valencia**



igual que el Neón.

**c) Compartiendo electrones**

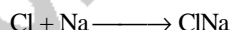


La hipótesis de la regla del octeto se expresa diciendo que: "en un compuesto, los e<sup>-</sup> se agrupan de modo que logren, en la medida de lo posible, conferir al átomo la estructura electrónica del gas noble más próximo al sistema periódico. El agrupamiento puede realizarse de tres formas, por electrovalencia, o enlace iónico, por covalencia normal, o enlace covalente y por covalencia dativa, enlace covalente dativo.

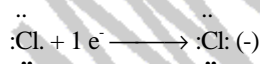
### 69.3.1. Enlace iónico

El enlace iónico se verifica mediante la transferencia, parcial o completa, de los e<sup>-</sup> de valencia de un átomo a otro, siendo dichas partículas de electronegatividad muy diferentes. El átomo de electronegatividad baja cede uno o varios e<sup>-</sup> al de electronegatividad alta y de esta forma se constituyen los iones de cada uno de los elementos: el catión, ión de carga positiva, y el anión, ión de carga negativa, quedan unidos entre sí debido a fuerzas de atracción electrostática.

Si en un tubo de ensayo, lleno de Cloro, dejamos caer un pedacito de sodio, del tamaño de medio grano de arroz, se produce una reacción química violenta con desprendimiento de calor. En las paredes del tubo, que a veces se rompe, aparecen unos cristallitos blancos que, convenientemente analizados, resultan ser de sal común (ClNa). La reacción podemos expresarla por:

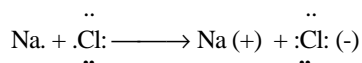


en la reacción el Cl gana un e<sup>-</sup>, y pasa a ión cloruro:

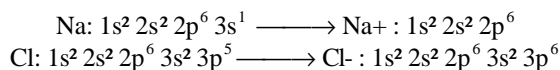


con lo que consigue la estructura electrónica del Argón. El Sodio, por su parte, ha perdido un e<sup>-</sup>, pasando a catión sodio Na<sup>+</sup>, con igual configuración que el Neón.

De acuerdo con la notación de Lewis, la reacción sería:



En esta unión de tipo electrostático no importa la posición en la que se encuentren los iones. El enlace no es dirigido. Al formarse el sólido, los iones toman una posición tal que confieren al conjunto una energía mínima y, por tanto, una estabilidad máxima. También lo podemos representar así:



La electrovalencia o valencia iónica de un determinado elemento es el número de  $e^-$  que se ceden o aceptan para formar el correspondiente ión y en este caso es, para ambos elementos, igual a uno.

Se demuestra teóricamente que esta distribución es regular en una red cristalina, donde un ión de un signo se rodea de un cierto número de iones de signo contrario, ese número se llama **índice de coordinación**. En el caso del  $\text{ClNa}$  este índice vale 6.

Los cristales que presentan este tipo de enlace son duros y quebradizos, buenos conductores cuando están fundidos y son solubles en agua y disolventes polares, siendo conductoras las disoluciones por la presencia de iones libres.

Los compuestos iónicos, a  $t^\circ$  ambiente, son cuerpos sólidos que forman redes cristalinas. Al no existir moléculas de este tipo de sustancias, su fórmula es la expresión de la proporción que existe entre iones de uno y otro elemento.

En enlace iónico presenta una notable intensidad debido a su elevada energía de enlace, a la que se denomina energía de red,  $U_o$ . La expresión matemática de dicha magnitud es:

$$U_o = \frac{z_1 \cdot z_2 \cdot e^2 \cdot A \cdot N}{r_o} \left(1 - \frac{1}{c}\right)$$

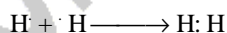
$U_o$  = energía de la red;  $z_1$  y  $z_2$  n° de cargas iónicas;  $e$  = valor de la carga unitaria;  $A$  = constante de Madelung;  $N$  = n° de Avogadro;  $r_o$  = suma de los respectivos radios iónicos, y  $c$  = factor de compresibilidad.

Las dos magnitudes que influyen de forma fundamental en la variación de los valores de la energía reticular, que aún en los casos más desfavorables es considerablemente elevada, son las cargas y los radios de los iones que conforman la red.

### 69.3.2. Enlace covalente

En este tipo de enlace, llamado homopolar, no hay transferencia de  $e^-$  de un átomo a otro, sino compartición de uno o más pares de  $e^-$ . En un enlace covalente normal cada átomo contribuye con su  $e^-$  a la formación del enlace.

Así el átomo de Hidrógeno, con un solo  $e^-$  de valencia, se une con otro átomo para conseguir la configuración de gas noble Helio:



La regla del octeto continúa cumpliéndose, aunque hay excepciones, así, en el  $\text{PCl}_5$ , el P está rodeado por 10  $e^-$  en su capa más externa, etc. Esto se debe a que los elementos, a partir del tercer periodo, disponen de orbitales d. De hecho se sabe actualmente que la única condición para que un doblete asegure una unión covalente entre dos átomos es que esté constituido por dos  $e^-$  apareados y que estos dos átomos que se unen dispongan de un orbital para recibir los  $e^-$ .

El enlace se forma por el solapamiento entre dos orbitales atómicos dando lugar a la formación de un orbital molecular que contiene los dos  $e^-$ . Si hay un solo doblete, la covalencia es simple, pero pueden haber dos o tres dobletes.

Para que el solapamiento entre dos orbitales sea máximo, es necesario que se dé una cierta dirección, lo que implica que el enlace covalente es dirigido, no pudiendo ser las posiciones de los orbitales cualesquiera.

Los compuestos con enlaces covalentes, al no poseer ni  $e^-$  libres ni iones que transporten la corriente, no son conductores. Son insolubles en disolventes polares y sus puntos de fusión y ebullición son bajos.

Cuando los dos átomos que comparten  $e^-$  en un enlace covalente son iguales, caso de la molécula de Hidrógeno, los  $e^-$  del enlace están equicompartidos, a igual distancia de ambos átomos. Si los átomos son



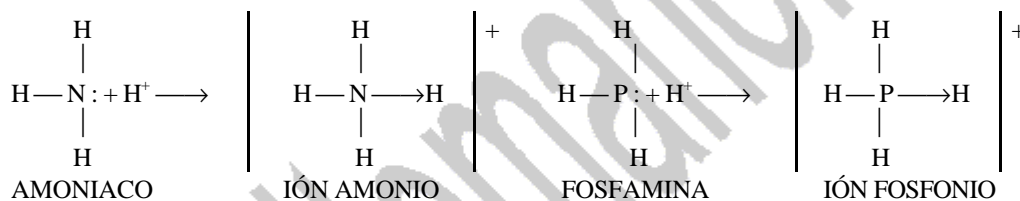
diferentes, lo normal es que la electronegatividad de ambos sea diferente, por lo que el elemento más electronegativo "tirará" de los  $e^-$  del enlace hacia él, creando una cierta polaridad en la molécula, al no estar igualmente distribuidas las capas positivas y negativas. Se dice entonces que el enlace es **covalente polar**. El centro de carga se desplaza hacia el átomo del elemento más electronegativo, dando lugar a la formación de un **dipolo eléctrico**.

El comportamiento de los compuestos con enlace covalente polar es intermedio entre los compuestos con enlace covalente homopolar y los compuestos iónicos. Estos últimos podrían considerarse como originados, cuando las electronegatividades de los compuestos covalentes son muy diferentes, ya que el más electronegativo, al tirar del par de  $e^-$  podría arrancarlos completamente y dar lugar a iones. Es corriente medir la polaridad como un porcentaje de carácter iónico, lo que no significa que haya en realidad un cierto porcentaje de iones y el resto a 100 de enlace covalente. Una medida más rigurosa del carácter polar viene dada por el **momento dipolar** ( $\mu$ ) el producto de la densidad de carga creada por la distancia entre los dos centros de carga. Su unidad de medida es el debye D ( $1D = 3.3 \cdot 10^{-30}$  culombio.metro).

Algunos valores de  $\mu$  son : agua = 1.85; FH = 2; ClH = 1.03, etc.

### 69.3.3. Enlace covalente dativo

Llamado también de coordinación, se forma cuando los dos  $e^-$  del enlace covalente proceden de uno solo de los átomos enlazados, aunque ambos comparten el par. El átomo dador del par recibe el nombre de nucleófilo y el aceptor electrófilo. Un enlace de este tipo se representa por una flecha dirigida hacia el aceptor. Ejemplo:



Una vez formado el enlace dativo, el enlace es idéntico a un covalente normal. En el caso del ión amonio, no podríamos distinguir qué hidrógeno es el que forma el enlace coordinado.

### Comparación entre los compuestos iónicos y covalentes

Como resumen de lo dicho hasta ahora tenemos:

1. Hay enlace dirigido en los covalentes y no dirigido en los iónicos.
2. En los iónicos, la malla del cristal está constituida por iones distribuidos en todas direcciones no habiendo partes más débilmente unidas, como en los covalentes.
3. Por la presencia de iones, los compuestos iónicos conducen la electricidad fundidos y disueltos.
4. Los compuestos iónicos son solubles en disolventes polares (agua) y los covalentes no.
5. En disolución, las reacciones de los compuestos iónicos son prácticamente instantáneas.

### 9.3.4. Enlace metálico

Llamamos metales a un conjunto de elementos, los de la izquierda y centro del Sistema Periódico, que presentan toda una serie de propiedades como: brillo característico, ser buenos conductores del calor y de la electricidad, maleables, dúctiles, etc. La unión entre los átomos de estos elementos, es decir su enlace, debe ser el responsable de estas propiedades.

Se acepta que una estructura metálica está formada por una malla de iones positivos que se mantienen unidos por las fuerzas atractivas de los  $e^-$  de valencia que, formando un **gas electrónico**, invade toda la estructura. Un  $e^-$  de valencia no permanece junto a su núcleo, sino que fluctúa en torno a varios de ellos, hay deslocalización de  $e^-$ .

Los elementos metálicos presentan bajos potenciales de ionización, por lo que pueden ceder  $e^-$  con facilidad y, de esta forma, dar lugar a la producción de cationes, y poseen orbitales de valencia vacíos que favorecen la movilidad de las cargas negativas.

Las redes metálicas, por lo tanto, están integradas por cationes dispuestos en sus vértices, entre los cuales se mueven libremente los  $e^-$  responsables de su unión, por eso se dice que están deslocalizados.

El gas electrónico se pone fácilmente en movimiento bajo la influencia de un campo eléctrico, lo que explica fácilmente la buena conducción eléctrica. La agitación térmica del gas de  $e^-$  comunica a los  $e^-$  contiguos, por medio de choques, la energía cinética y, así, se explica la alta conducción térmica.

Por otra parte, la malla de iones positivos podemos considerarla un empaquetamiento compacto de esferas, lo que explica su alta densidad. Esta estructura, bajo fuerzas externas puede deformarse, pero conservando el empaquetamiento compacto, lo que explica que unas capas de esferas se desplacen fácilmente sobre otras y, con ello la maleabilidad y la ductilidad.

Nota: la **ductilidad** es la propiedad de algunos metales por la que pueden tomar forma de filamentos de diámetro más o menos reducido. La maleabilidad es la posibilidad de formar láminas delgadas.

### 69.3.5. Enlaces intermoleculares

Los tipos de enlaces vistos hasta aquí son enlaces intramoleculares, es decir, enlaces entre átomos para formar moléculas, caso de los compuestos covalentes, o de iones atómicos, caso de los compuestos iónicos, o por último de iones atómicos y  $e^-$  caso del enlace metálico. En los dos últimos casos, la estructura de la sustancia que los posee es un sólido cristalino cuya "molécula" es tan grande como el cristal, un enlace no saturado que se extiende a toda la estructura cristalina.

En el caso de los compuestos covalentes se obtienen moléculas directas, con pocos átomos, donde estos agotan su capacidad de combinación poniendo en juego sus  $e^-$  de valencia disponibles. Esto hace que los compuestos iónicos y los metales, a diferencia de los compuestos covalentes, tengan altos puntos de fusión y ebullición, ya que el estado de agregación de la sustancia (sólido, líquido o gas) dependerá del número y fuerza de las partículas entre sí, alto e intensas en los primeros bajo y débiles en los compuestos covalentes.

Las fuerzas entre moléculas de compuestos covalentes son generalmente débiles y caen dentro de lo que se denominan fuerzas intermoleculares, las más importantes son:

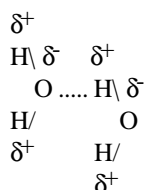
#### A) FUERZAS DE VAN DER WAALS

Se deben a la atracción de pequeños dipolos eléctricos entre sí. El extremo positivo de una molécula es atraído por los negativos de otras u otras. Los dipolos moleculares no son permanentes, sino inducidos. Al cambiar el dipolo de orientación muy rápidamente, el momento dipolar medio es nulo. Son fuerzas muy débiles y a ellas se debe el que los gases condensen en líquidos y los líquidos en sólidos. La viscosidad y otras propiedades semejantes se deben a este tipo de enlace.

Las sustancias que presentan este tipo de interacción son pues, gaseosas o líquidas y si son sólidos, éstos son blandos, de bajo punto de fusión y fácilmente deformables, normalmente solubles en disolventes no polares como el benceno, pero no en agua. Aunque las fuerzas de Van der Waals son propias de moléculas apolares, pueden también presentarse en agregados atómicos polares, en los que la acción de los dipolos permanentes formados por puentes de hidrógeno se ve aumentada por la de los dipolos instantáneos.

#### B) ENLACE DE PUENTE DE HIDRÓGENO

El hidrógeno es el elemento más simple, consta de un protón y un electrón. Cuando el hidrógeno se combina con elementos muy electronegativos como F, O, N, la pareja de  $e^-$  del enlace está muy desplazada hacia el átomo que se combina con el hidrógeno, quedando el protón del hidrógeno casi desnudo. Este protón tiene un alto poder polarizador y se crea un dipolo muy intenso, siendo capaz de atraer los  $e^-$  no enlazantes de átomos de moléculas próximas, que quedan parcialmente unidos por medio de un átomo de hidrógeno. A este enlace se le denomina puente de hidrógeno y explica propiedades anómalas de las sustancias que lo poseen, comparadas con otras análogas que carecen de él. Así, en el caso del agua, el gran número de enlaces puente de hidrógeno hace que sea un líquido con un punto de ebullición relativamente alto (100 °C), cuando debería ser un gas a  $t^a$  ordinaria, como lo son  $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2Te$ , compuestos análogos al agua con los elementos del grupo VI A.



El enlace puente de hidrógeno tiene una gran importancia, ya que muchos de los principios inmediatos orgánicos lo presentan: ácidos nucleicos, proteínas, glúcidos, etc., condicionando su estructura, actividad y funciones biológicas.

**De lo expuesto anteriormente, estamos en condiciones de afirmar que las propiedades de las sustancias dependen de su estructura interna, estructura que depende de cómo se unan los átomos para formar los compuestos y de cómo las moléculas de éstos interaccionan entre sí. En última instancia, del tipo de enlace químico que posean.**

## 69.4. Reconocimiento de sustancias de uso común como ácidos, bases, metales, etc.

A lo largo de la historia de la Química, se han ido desarrollando procedimientos y reacciones que permitían clasificar las sustancias y probar sus propiedades. Muchas de esas reacciones han quedado en el acervo de conocimientos de la Química como métodos para reconocer e identificar sustancias con unas determinadas características. veamos algunos ejemplos:

### ÁCIDOS

Se caracterizan las sustancias que llamamos ácidos por su sabor agrio, enrojecen las tinturas de tornasol, desplazan de sus sales a otros ácidos más débiles y disuelven a los metales activos, como el zinc. Todas estas propiedades desaparecen si un ácido se hace reaccionar con una base, por ello, a la reacción entre un ácido y una base se le llama neutralización.

Basándonos en estas propiedades podemos reconocer un ácido:

El procedimiento sería primero ver si enrojece el tornasol o el indicador universal (papel de pH).

Si sucede así, agregaríamos un poco del presunto ácido sobre carbonato de sodio, sal de un ácido muy débil. Si hay reacción, se observará inmediatamente por el burbujeo que produce la descomposición del carbonato, con desprendimiento de  $CO_2$ .

Otra prueba sería el ataque y disolución de granalla de zinc. El ataque al metal también transcurre con desprendimiento de gas, en este caso  $H_2$ , que será observable por el burbujeo.

No es recomendable recurrir a la prueba organoléptica de probar el sabor ácido, ya que podría ser la causa de quemaduras y/o envenenamientos.

Si una sustancia que presenta todas estas reacciones se hace reaccionar con una base, como la sosa ( $\text{OHNa}$ ), y como resultado de la reacción, ya no es capaz de llevarlas a cabo, podemos decir que la sustancia se trataba de un ácido.

### **BASES**

Se caracterizan las bases por devolver su color azul a las tinturas de tornasol enrojecidas por los ácidos, tener sabor a lejía, presentar propiedades detergentes, al tacto se muestran suaves como el jabón y acumulan sus propiedades cuando reaccionan con los ácidos. Las bases fuertes son capaces de disolver a los metales más activos, como al aluminio.

La principal prueba de reconocimiento de una base es su acción sobre el tornasol enrojecido o sobre los indicadores universales (papel de pH) que ponen azul.

También la reacción con un ácido, que les hace perder esa capacidad.

No es recomendable probarlas ni tocarlas, por razones idénticas a las expuestas con respecto a los ácidos.

### **METALES**

Las sustancias metálicas se reconocen fácilmente por su brillo característico. Son sólidos excepto el mercurio, a temperatura ambiente. Las propiedades mecánicas de maleabilidad y ductilidad, tenacidad, etc. también ayudan. El poder conductor de la corriente eléctrica y su alto poder conductor del calor completan el procedimiento para poder reconocerlos.

### **SALES**

Son generalmente solubles en agua. Cuando se disuelven en agua se disocian en sus iones haciendo conductoras las disoluciones.