

Previo, recordando: ¿Cómo saber el tipo de enlace que forman dos elementos?

Sabemos que los tipos de enlace fundamentales son: covalente, iónico y metálico.

El metálico es evidente, lo forman los metales entre sí, ya se estudiará.

Pero a veces puede haber dudas entre el covalente y el iónico.

Hay que recurrir a la EN.

Aumento de electronegatividad →

| <u>Grupo</u> (vertical) | <u>1</u> | <u>2</u> | <u>3</u> | <u>4</u> | <u>5</u> | <u>6</u> | <u>7</u> | <u>8</u> | <u>9</u> | <u>10</u> | <u>11</u> | <u>12</u> | <u>13</u> | <u>14</u> | <u>15</u> | <u>16</u> | <u>17</u> | <u>18</u> |
|-----------------------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|
| <u>Período</u> (horizontal) | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| <u>1</u> | H 2.10 | | | | | | | | | | | | | | | | | He |
| <u>2</u> | Li 0.98 | Be 1.57 | | | | | | | | | | | B 2.04 | C 2.55 | N 3.04 | O 3.44 | F 4.0 | Ne |
| <u>3</u> | Na 0.93 | Mg 1.31 | | | | | | | | | | | Al 1.61 | Si 1.90 | P 2.19 | S 2.58 | Cl 3.16 | Ar |
| <u>4</u> | K 0.82 | Ca 1.00 | Sc 1.36 | Ti 1.54 | V 1.63 | Cr 1.66 | Mn 1.55 | Fe 1.83 | Co 1.88 | Ni 1.91 | Cu 1.90 | Zn 1.65 | Ga 1.81 | Ge 2.01 | As 2.18 | Se 2.55 | Br 2.96 | Kr 3.00 |
| <u>5</u> | Rb 0.82 | Sr 0.95 | Y 1.22 | Zr 1.33 | Nb 1.6 | Mo 2.16 | Tc 1.9 | Ru 2.2 | Rh 2.28 | Pd 2.20 | Ag 1.93 | Cd 1.69 | In 1.78 | Sn 1.96 | Sb 2.05 | Te 2.1 | I 2.66 | Xe 2.6 |
| <u>6</u> | Cs 0.79 | Ba 0.89 | * | Hf 1.3 | Ta 1.5 | W 2.36 | Re 1.9 | Os 2.2 | Ir 2.20 | Pt 2.28 | Au 2.54 | Hg 2.00 | Tl 1.62 | Pb 2.33 | Bi 2.02 | Po 2.0 | At 2.2 | Rn |
| <u>7</u> | Fr 0.7 | Ra 0.9 | ** | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Ds | Rg | Uub | Uut | Uuq | Uup | Uuh | Uus | Uuo |
| <u>Lantánidos</u> | * | La 1.1 | Ce 1.12 | Pr 1.13 | Nd 1.14 | Pm 1.13 | Sm 1.17 | Eu 1.2 | Gd 1.2 | Tb 1.1 | Dy 1.22 | Ho 1.23 | Er 1.24 | Tm 1.25 | Yb 1.1 | Lu 1.27 | | |
| <u>Actínidos</u> | ** | Ac 1.1 | Th 1.3 | Pa 1.5 | U 1.38 | Np 1.36 | Pu 1.28 | Am 1.13 | Cm 1.28 | Bk 1.3 | Cf 1.3 | Es 1.3 | Fm 1.3 | Md 1.3 | No 1.3 | Lr | | |

Los elementos con menos EN son los grupos 1 y 2 y los elementos con más EN son los grupos 16 y 17.

Digamos, redondeando, que los valores de EN oscilan entre 0 y 4, el valor medio sería 2.

Cuando la diferencia de EN entre los dos elementos que se enlazan es aproximadamente mayor que 2, el enlace se considera iónico (un elemento muy electronegativo con otro muy poco electronegativo).

Si la diferencia de EN entre los dos elementos que se enlazan es aproximadamente menor que 2, el enlace se considera covalente (entre elementos de parecida electronegatividad)

Esto no es tajante, hay casos muy evidentes, o covalentes o iónicos, pero también hay enlaces con transiciones de enlaces covalentes parcialmente iónicos.

Cuanto mayor sea la diferencia de EN, más iónico es, y por tanto más polar.

En la práctica, cuando se unen elementos de los grupos 1 y 2 con elementos de los grupos 16 y 17, el enlace es predominantemente iónico, en los demás casos, predominantemente covalente.

FUERZAS INTERMOLECULARES

Son fuerzas que actúan entre moléculas o entre iones y moléculas. Estas fuerzas son generalmente más débiles que las fuerzas intramoleculares (los enlaces internos de una molécula).

“intra”: dentro de la molécula

“inter”: entre moléculas

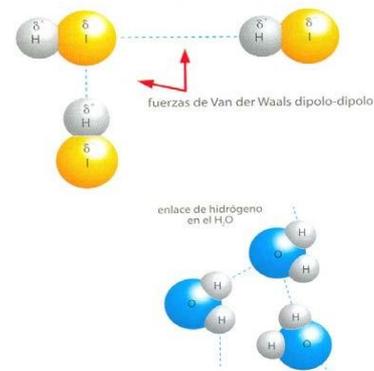
En una molécula el enlace covalente entre dos átomos es el más intenso que se conoce. Esto hace que sea necesaria mucha energía para separar los átomos de una molécula. Sin embargo, una vez formada la molécula, ya no comparte más electrones, y además es neutra.

Y unas moléculas se pueden unir con otras por fuerzas muy débiles, pero que tienen una importancia trascendental en sus propiedades.

La más importante es:

Fuerzas de puente de hidrógeno o también llamados enlaces de puente de hidrógeno.

Es el caso más importante. Es un caso particular de interacción dipolo-dipolo, que se da entre moléculas (que tienen H) en las que el H se une a elementos pequeños y muy electronegativos (F, O, N). Se produce un enlace polar, con porcentaje iónico superior al 20%. El H queda con δ^+ y puede atraer a la parte negativa δ^- de otras moléculas y el H hace de "puente" uniendo moléculas. Es una interacción más intensa que el resto de las interacciones dipolo-dipolo, y es responsable de que las sustancias NH_3 , H_2O , HF , tengan temperaturas de fusión y de ebullición más elevadas que compuestos similares. Después lo veremos con detalle.



Fuerzas de Van der Waals o debidas a dipolos

Interacciones dipolo-dipolo: Se dan entre las moléculas de las sustancias polares. La separación de cargas hace que el polo positivo de una molécula y el negativo de otra puedan atraerse. Esto hace que las temperaturas de fusión y de ebullición de estas sustancias sea algo más elevado que el de las sustancias apolares. Es mayor cuanto mayores son los momentos dipolares.

Teniendo en cuenta que la separación de cargas es sólo parcial, la intensidad de esta unión es mucho más débil que la existente entre iones (enlace iónico).

Interacciones dipolo-dipolo inducido:

Esta interacción se da entre moléculas de diferentes sustancias. Una de ellas polar, constituida por dipolos, y otra apolar, con moléculas sin separación de cargas. La parte de la molécula polar con carga parcial positiva atrae hacia sí a la nube electrónica de la molécula apolar, originando dipolos inducidos. Tendremos así una interacción entre dipolos (unos permanentes y otros inducidos). Esto explica el hecho de que moléculas apolares como O_2 o N_2 sean solubles en agua (aunque su solubilidad sea baja).

Fuerzas de dispersión de London: Se dan entre moléculas apolares, que no tienen separación de cargas. Hay que recurrir a la Mecánica Cuántica para explicar este hecho. Aunque los orbitales son simétricos, recordemos que un orbital indicaba la probabilidad de encontrar al electrón. Así, durante un instante muy pequeño, el electrón se encontrará en un extremo, quedando esa zona momentáneamente con carga parcial negativa δ^- , y la zona opuesta con carga parcial positiva δ^+ . Se forma de este modo un dipolo instantáneo, no permanente, pero suficiente para que pueda atraer a otras moléculas. La fuerza de esta interacción es muy débil, pero hace que a muy bajas temperaturas puedan condensarse gases como N_2 , O_2 , H_2 , He ...



IMPORTANTE

Las fuerzas de Van Der Waals aumentan con la masa molecular, ya que la nube electrónica también será mayor y será más deformable y será más fácil de polarizar. Si la molécula es muy grande, esto es muy relevante: por ejemplo el I_2 es sólido mientras que el Cl_2 es gas.

Las fuerzas no son excluyentes entre sí, lo que ocurre es que en general las fuerzas más intensas son las que prevalecen y se ignoran los otros tipos.

El orden decreciente en lo relativo a fuerzas de enlace intermoleculares es: enlaces hidrógeno > dipolo-dipolo > fuerzas de dispersión.

No es tan complicado como pueda parecer.

En general, a efectos prácticos, suponemos que hay dos tipos de fuerzas intermoleculares;

- Los enlaces por puentes de H (las más fuertes y significativas)
- Las fuerzas de Van der Waals (como sinónimo de todas las demás) de tipo dipolo-dipolo (más débiles)

Fuerzas de puente de hidrógeno o también llamados enlaces de puente de hidrógeno

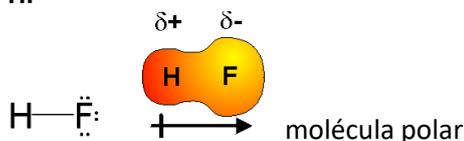
El puente de hidrógeno es un tipo especial de atracción intermolecular que existe entre el átomo de hidrógeno de un enlace polar (sobre todo un H-F, H-O, ó H-N) y un par de electrones no compartido en un átomo muy electronegativo (F, O, N) de una molécula vecina

Condiciones para que se produzcan:

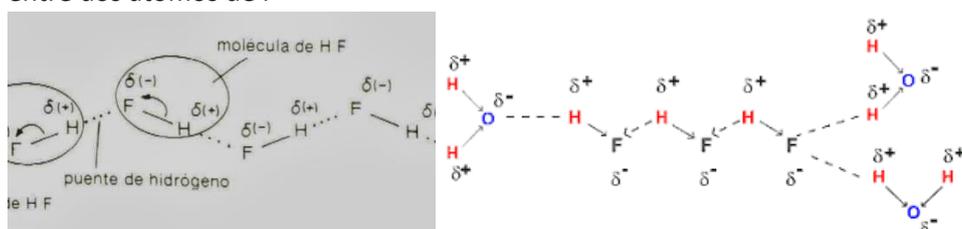
- Que la molécula tenga H
- Y que ese H esté unido directamente con alguno de los tres átomos más electronegativos (F, O, N)

Ejemplos: HF, H₂O, NH₃, ADN, CH₃OH, ...

HF



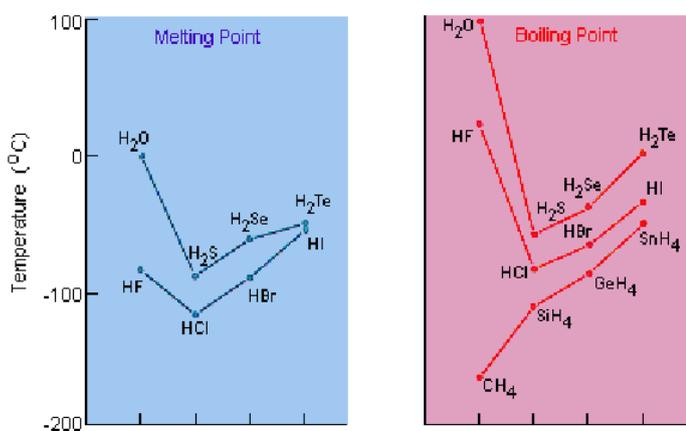
Cuando hay muchas moléculas de HF, los H(δ^+) atraen a los F(δ^-) de la molécula de al lado, haciendo el H de puente entre dos átomos de F



Así, el fluoruro de hidrógeno está formado por cadenas de átomos de flúor unidos por puentes de hidrógeno. Estas cadenas no son lineales, sino que forman ángulos medios de 135°.

MUY IMPORTANTE

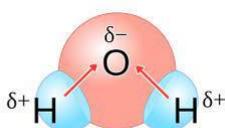
Las sustancias como el HF, H₂O, NH₃, etc., en las que existen enlaces de hidrógeno, **presentan puntos de fusión, puntos de ebullición y calores de vaporización anormalmente altos**, comparados con compuestos hidrogenados de sus respectivos elementos homólogos, y ello se debe a que en dichos procesos es preciso aportar una energía extra necesaria para romper los puentes de hidrógeno existentes entre las moléculas próximas.



| | HF | HCl | HBr | HI |
|----------|------|------|-----|-----|
| Teb (°C) | 19,5 | -115 | -67 | -35 |

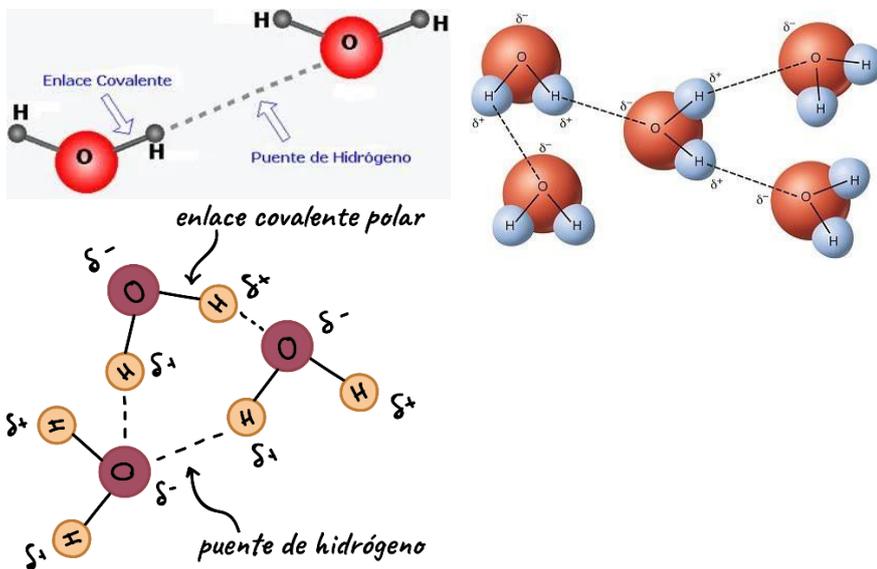
Como podemos observar, el HF tiene una temperatura de ebullición anormalmente alta respecto a los compuestos similares, lo que se debe a los puentes de H del HF que los demás no tienen. Ello se debe a que para llevarlo a ebullición debemos proporcionarle una energía extra para romper los puentes de H.

H₂O

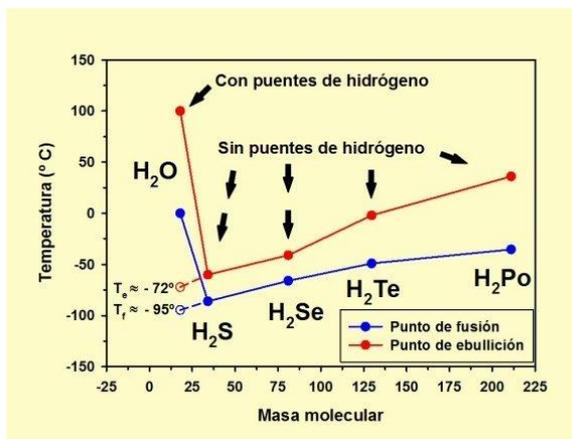


El agua tiene propiedades únicas debidas a la polaridad de sus moléculas y, específicamente, a su habilidad para formar puentes o enlaces de hidrógeno entre ellas y con otras moléculas.

Del mismo modo que en el HF, se forman los puentes de H:



Si vemos las gráficas de más arriba, vemos que también el H_2O tiene temperaturas de fusión y ebullición anormalmente altas respecto a las de sus homólogos.



H_2O H_2S H_2Se H_2Te

Teb ($^{\circ}C$) 100 -60 -41 -1

Vemos que el H_2O tiene una temperatura de ebullición muy superior a sus homólogos, cuando lo esperable es que, dada su M_r más pequeña que las demás, tuviera una T_{eb} inferior a la del H_2S , la mínima de la serie.

Los puentes de hidrógeno entre moléculas de agua tienen especial importancia para la vida en nuestro planeta. Sin puentes de hidrógeno, el agua se fundiría a unos $-100^{\circ}C$ y haría ebullición a cerca de $-90^{\circ}C$. Los puentes dan pie a otra propiedad muy poco común del agua: la fase líquida es más densa que la fase sólida. Las moléculas de la mayor parte de las sustancias están «apretadas» en

la fase sólida que en la líquida, por lo que el sólido es más denso que el líquido.

Dadas estas temperaturas el agua es un líquido a temperatura ambiente, mientras que los demás son gases.

Los puentes de H en el hielo son más o menos estables, mientras que en el agua líquida tienen un carácter transitorio, se forman y rompen constantemente, por eso el hielo es un sólido y el agua un líquido.

La presencia de enlaces de tipo puente hidrógeno entre las moléculas del agua pura (H_2O) es responsable de la dilatación particular [fenómeno cotidiano del flotamiento del agua sólida (hielo) en el agua líquida], a diferencia del resto de las sustancias en las mismas fases. La disminución de la densidad en el estado sólido se debe a la estructura cristalina que adoptan las moléculas del agua en el estado sólido, lo que se ve propiciado por la presencia de los enlaces de puente hidrógeno. Esta estructura determina una configuración espacial donde la distancia entre las moléculas determina una menor densidad que en el estado líquido.

Además la densidad aumenta entre 0 y $4^{\circ}C$ (para los que alcanza su máximo valor de $1\text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$) y disminuye a temperaturas superiores.

Otras propiedades del agua debidas a los puentes de H:

- Gran fuerza de cohesión entre sus moléculas. Los puentes de hidrógeno mantienen a las moléculas fuertemente unidas, formando una estructura compacta que la convierte en un líquido casi incompresible.
- Elevada fuerza de adhesión.
- Gran calor específico. El agua absorbe grandes cantidades de calor que utiliza en romper los puentes de hidrógeno. Su temperatura desciende más lentamente que la de otros líquidos a medida que va liberando energía al enfriarse. Por eso se usa en las calefacciones centralizadas.
- Elevado calor de vaporización. A $20^{\circ}C$ se precisan 540 calorías para evaporar un gramo de agua, lo que da idea de la energía necesaria para romper los puentes de hidrógeno establecidos entre las moléculas del agua líquida y, posteriormente, para dotar a estas moléculas de la energía cinética suficiente para abandonar la fase líquida y pasar al estado de vapor.

**Una pregunta muy interesante que siempre ponía en los exámenes:
¿Cómo sería nuestro mundo o nuestra vida si la molécula de agua fuese lineal?**

Sabemos que la molécula de H₂O es angular y como consecuencia es polar. Si fuera lineal H-O-H los momentos dipolares de los H hacia el O se anularían entre sí y la molécula de H₂O sería apolar.

Sabemos que por ser muy polar puede formar los puentes de H entre los O (una molécula con la de al lado) y éstos le confieren unas propiedades muy peculiares; el más llamativo es que a temperatura y presión ambiente es un líquido, cuando todos sus homólogos son gases.

Si fuese apolar no podría formar los puentes de H y, por tanto, como sus homólogos, sería un gas.

Y a partir de aquí, la imaginación.

Imagínate un mundo sin mares ni océanos, todo gas. No se podría haber desarrollado la vida en los mares y no estarías leyendo esto.

Y a nivel cocinitas, ¿cómo haríamos las lentejas?

En fin.....

Sobre las Fuerzas de Van der Waals o debidas a dipolos

Los lagartos gecko pueden adherirse a las paredes y techos, debido a las fuerzas de Van der Waals.



Gracias a ellas podemos explicar la adhesión, el rozamiento, la difusión, la tensión superficial y la viscosidad. Por ejemplo, sabemos porque la nafta es líquida, el metano es un gas y el polietileno (que es un polímero compuesto por C y por H únicamente) es un sólido.

Las fuerzas de Van der Waals son relativamente débiles comparadas con los enlaces químicos normales, pero desempeñan un papel fundamental en campos tan diversos como química supramolecular, biología estructural, ciencia de polímeros, nanotecnología, ciencia de superficies y física de la materia condensada.

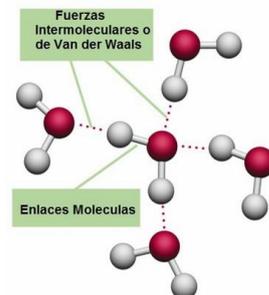
Estas fuerzas son las más débiles que se dan entre moléculas en la naturaleza: se requiere apenas 0,1 a 35 kJ/mol de energía para vencerlas. Sin embargo, son cruciales para la formación

de proteínas.

Son tan débiles que no se las puede considerar un enlace, como el enlace covalente o iónico, solo se las considera una atracción. Para tener una idea de la poca fuerza que tienen, si un enlace covalente tuviera una fuerza de 100, las de Van der Waals serían de valor 1 (100 veces menor).

Ya sabemos que se deben a pequeñas atracciones dipolo-dipolo, como en el H-Cl (el Cl no es tan electronegativo como el F y no puede formar puentes de H, se queda en F de Van der Waals).

Estas fuerzas de atracción entre dos dipolos son tanto más intensas cuanto mayor es la polarización de las moléculas polares.



En definitiva, las Fuerzas de Van der Waals

En compuestos covalentes, aumentan con la Mr

En compuestos orgánicos homólogos, aumentan con la longitud de la cadena, o sea el número de átomos de C, y a igualdad de números de C, con la superficie de acoplamiento, dado que las moléculas lineales pueden empaquetarse más estrechamente que las ramificadas

A mayores F de Van der Waals, mayores temperaturas de ebullición.

Por ejemplo

| | P. fusión | P. ebullición | Estado a T amb. |
|-----------------------|------------------|----------------------|------------------------|
| Cl₂ | -102 °C | -34 °C | Gas |
| Br₂ | -7 °C | 59 °C | Líquido |
| I₂ | 83 °C | 184 °C | Sólido |

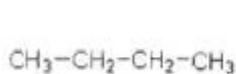
F de Van der Waals: I₂ > Br₂ > Cl₂ (debido a la Mr)
 Mr 254 159,8 71
 Teb (°C) 184 59 -34

Estado Sólido Líquido Gas (también debido a las F de Van der Waals)

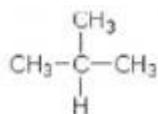
Temperaturas de ebullición en °C de hidrocarburos lineales

| | | | | | | |
|--------|-------|---------|--------|---------|--------|--------|
| Metano | Etano | Propano | Butano | Pentano | Hexano | Decano |
| -164 | -88,6 | -42,1 | -0,5 | 36,1 | 68,7 | 164 |

Al aumentar la longitud de la cadena, aumentan las F de Van der Waals y por tanto su T_{eb}



n-butano



2-metilpropano (el 2 sobra, sacado de internet)

Como tienen la misma fórmula empírica C_4H_{10} se llaman isómeros de cadena. Como tienen la misma Mr y el mismo número de C, se mira la superficie de acoplamiento que es mayor en el butano (lineal, cadena de 4 C) que el metilpropano (cadena principal de 3 C y una rama lateral). Las F de Van der Waals serán mayores en el butano y, por tanto, mayor T_{eb} .

Otro ejemplo global

a) Punto de fusión

Para que un sólido funda hay que romper una gran parte de sus enlaces intermoleculares (interiónicos, si se trata de un compuesto iónico). Cuanto mayores sean las fuerzas intermoleculares, mayor será su punto de fusión y habrá que proporcionar mayor energía para romper esas uniones. Así, los compuestos iónicos presentan puntos de fusión superiores a los de los compuestos covalentes y dentro de éstos, los compuestos polares poseen puntos de fusión superiores a los apolares.

b) Punto de ebullición

El paso de un líquido a gas supone la ruptura de todas las uniones intermoleculares. La energía necesaria para ello dependerá del tipo de unión. En moléculas enlazadas por fuerzas de Van der Waals el punto de ebullición aumenta al aumentar el tamaño de la molécula y al aumentar la superficie disponible para interaccionar. Así, en una serie homóloga el punto de ebullición aumenta a medida que aumenta el número de átomos de carbono.

Se aprecia que a medida que las moléculas se hacen más esféricas, el área superficial de contacto disminuye y las fuerzas intermoleculares también

Si comparamos el propanol y el etil metil éter, dos compuestos de fórmula $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$, de tamaño similar e igual masa molecular, observamos:



La presencia de grupos OH en el propanol hace que se formen enlaces de hidrógeno, lo que no sucede en la molécula del éter, que presenta fuerzas de Van der Waals.

c) Solubilidad

La mayoría de los compuestos iónicos son solubles en agua. Los iones son solvatados (hidratados, rodeados) por el agua. En los no iónicos la solubilidad viene determinada por la polaridad: los compuestos polares se disolverán en disolventes polares y los no polares en disolventes no polares. La solubilidad de los compuestos covalentes en agua es una propiedad directamente afectada por el enlace de hidrógeno. Un compuesto que pueda formar enlaces de hidrógeno con el agua es más soluble en ella que uno que no los forme.

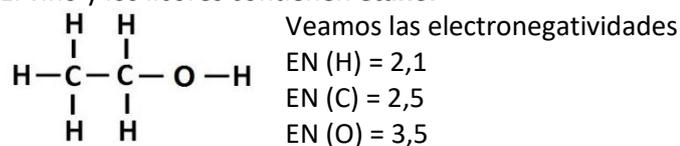
| Compuesto | Mr | solubilidad en agua |
|--------------|-----|---------------------|
| Etol | 46 | totalmente soluble |
| 1-butanol | 74 | 7,9 g en 100 ml |
| 1-hexanol | 102 | 0,59 g en 100 ml |
| Eter etílico | 74 | 7,8 g en 100 ml |
| Pentano | 72 | 0,036 g en 100 ml |
| Glucosa | 180 | soluble en agua |
| Ciclohexano | 84 | insoluble en agua |

Una curiosidad que se me olvidó en la polaridad de las moléculas:

Se suele decir que es “relativamente bueno” tomar vino en las comidas, o tomar un licor digestivo después, ¿Por qué?

Bueno, aunque sea un bulo, podría tener una explicación química.

El vino y los licores contienen **etanol**



Etanol (alcohol etílico)

Podemos decir que en cada extremo tiene:

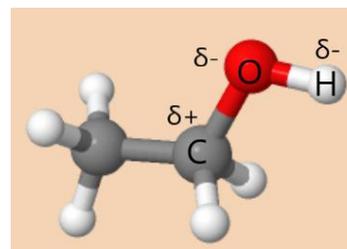
H₃C- El extremo del principio, entre el C (2,5) y el H (2,1) no hay apenas diferencia de EN y además le siguen otro -CH₂-, en formas de tetraedros que casi anulan los pequeños momentos dipolares, se puede decir que se acerca más a ser apolar que polar (ojo, ese extremo, no la molécula)

-C-OH En el extremo final de la molécula están el O (3,5) unido a H (2,1). Hay bastante diferencia de EN, por lo que es bastante polar.

En definitiva, tenemos una molécula que por el principio es más bien apolar y por el final es polar.

Recordemos que las sustancias polares se disuelven en disolventes polares y las sustancias apolares en disolventes apolares,

El etanol, por la dualidad apolar-polar, tendría la capacidad de disolver bien tanto a las sustancias apolares como las polares, lo que, supuestamente, facilitaría la digestión. Bueno, es un poco de ciencia ficción.



EJEMPLOS DE LAS PAU

Aunque las respuestas repitan una y otra vez lo mismo y sean un poco rollo, así es como se deben justificar en un examen.

Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: a) El punto de ebullición del butano es menor que el de butan-1-ol. b) La molécula CHCl₃ posee una geometría tetraédrica con el átomo de carbono ocupando la posición central. c) El etano es más soluble en agua que el etanol.

a) El butano es una molécula (covalente) apolar con geometría tetraédrica en cada carbono, CH₃-CH₂-CH₂-CH₃. Así, aunque los enlaces son pequeñamente polares, el momento dipolar total de la molécula de butano es nulo, por lo que se tratara de una molécula apolar. Entre dos moléculas de butano existirán fuerzas atractivas de Van der Waals que son muy débiles.

El butan-1-ol contiene el grupo hidroxilo, CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-OH del cual forma parte el átomo de oxígeno, que es muy electronegativo. Ello conlleva un desplazamiento electrónico hacia él, por lo que se tratara de una molécula polar. Entre dos moléculas de butan-1-ol existirán, por tanto, fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno, que es mucho más intenso.

Por tanto, el butan-1-ol tendrá un mayor punto de ebullición que el butano, pues para evaporarlo habrá que vencer o “romper” tanto las fuerzas de Van der Waals como los puentes de hidrógeno que mantienen unidas sus moléculas.

b) Es cierta. De acuerdo con el diagrama de Lewis, el átomo central (de C) está rodeado de 4 pares de electrones, todos enlazantes. De acuerdo con la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia, estos pares electrónicos se sitúan en el espacio lo más separadamente posible para que la repulsión entre ellos sea mínima, de manera que la geometría será tetraédrica (siendo el Angulo de enlace de 109'5°)

c) Etano, CH₃-CH₃, molécula apolar. Sin embargo, el etanol CH₃-CH₂-OH presenta un grupo hidroxilo, en el que hay un átomo de oxígeno de elevada electronegatividad; este átomo desplaza hacia si la nube electrónica, de modo que el etanol será una molécula polar. Finalmente, como el agua es una molécula polar, concluimos que el etanol si será soluble en agua, mientras que el etano, no. La afirmación, pues, es falsa.

Dados los siguientes compuestos: CaF₂, CO₂, H₂O. a) Indique el tipo de enlace predominante en cada uno de ellos. b) Ordene los compuestos anteriores de menor a mayor punto de ebullición. Justifique las respuestas.

a)

CaF₂, El Ca se trata de un elemento metálico, situado en el grupo 2 (alcalinotérreos) y en el 4º periodo, poco electronegativo y con baja energía de ionización, por lo que su tendencia es la de perder sus 2 electrones de valencia para adquirir mayor estabilidad; el F es un elemento no metálico, situado en el grupo 17 (halógenos) y en el 2º periodo, muy electronegativo, por lo que su tendencia es la de ganar un electrón para completar su último nivel de energía. Así pues, existe una transferencia electrónica total entre el átomo de Ca y los dos átomos de F; el Ca se transforma en el catión Ca²⁺, y cada átomo de F, en el anión F⁻. La atracción eléctrica entre ambos es a la que se llama enlace iónico, formándose en el espacio una estructura cristalina.

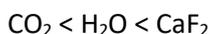
CO₂, Tanto el C como el O son elementos no metálicos, situados respectivamente en los grupos 14 (carbonoides) y 16 (anfígenos) de la tabla periódica. Por tanto, la tendencia de ambos elementos es la de compartir electrones de su nivel de valencia para así adquirir configuración electrónica externa de gas noble (transferencia electrónica parcial). Así, el enlace entre ambos átomos será covalente, formándose una molécula.

H₂O, Tanto el H como el O son elementos no metálicos, la tendencia de ambos elementos es la de compartir electrones de su nivel de valencia para así adquirir configuración electrónica externa de gas noble (transferencia electrónica parcial). Así, el enlace entre ambos átomos será covalente, formándose una molécula.

b) Para ordenarlos de menor a mayor punto de ebullición debemos saber que enlaces o fuerzas intermoleculares debemos romper para transformar las sustancias en gases:

- Para evaporar el fluoruro de calcio debemos romper los enlaces iónicos (fuerzas eléctricas muy intensas) que mantienen unidos entre si los cationes Ca²⁺ y los aniones F⁻.
- Para evaporar el dióxido de carbono debemos romper las fuerzas de Van der Waals, pues el CO₂ es una molécula apolar, existentes entre las moléculas de dicha sustancia. Estas fuerzas son muy débiles.
- Para evaporar el agua debemos romper tanto las fuerzas de Van der Waals como los puentes de H (pues el oxígeno es muy electronegativo, y al estar unido a un átomo muy pequeño – el H -, hace que la molécula tenga una elevada polaridad) existentes entre las moléculas de dicha sustancia. Ambas fuerzas son mucho más débiles que el enlace iónico, aunque los enlaces de H son de mayor intensidad que las fuerzas de Van der Waals.

Con todo lo dicho, de menor a mayor punto de ebullición tendremos:



En función del tipo de enlace explique por que: a) El NH₃ tiene un punto de ebullición más alto que el CH₄. b) El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl₂. c) El CH₄ es insoluble en agua y el KCl es soluble.

a) Tanto el amoníaco como el metano son moléculas covalentes, pues están formadas por átomos no metálicos. Ahora bien, para saber cual tiene mayor punto de ebullición debemos indicar que fuerzas hay que romper para evaporarlas:

- El N es un elemento muy electronegativo, por lo que al unirse al H (que es un átomo muy pequeño) atrae con mucha fuerza a los electrones que comparte con él, lo que hace muy polares las moléculas de amoníaco. Así, entre las moléculas de amoníaco existirán fuerzas atractivas de tipo eléctrico llamadas puentes de H. Asimismo, existirán fuerzas de Van der Waals, muy débiles en comparación con los puentes de H.
- En la molécula de metano el átomo central (C) está rodeado de 4 pares de electrones, todos enlazantes; geometría tetraédrica. El momento dipolar de la molécula es nulo, por lo que se trata de una molécula apolar. Las fuerzas atractivas existentes entre las moléculas de metano serán, pues, fuerzas de Van der Waals, muy débiles.

En definitiva, y de acuerdo con lo dicho, el NH₃ tendrá un mayor punto de ebullición que el CH₄ porque las fuerzas que hay que vencer para evaporarlo son de mayor intensidad que las existentes entre las moléculas de CH₄.

b) El cloruro de potasio es una sustancia formada por dos elementos de electronegatividades muy distintas, de manera que entre ambos se produce una transferencia electrónica total. El elemento metálico se transforma, para adquirir mayor estabilidad, en un catión, mientras que el no metálico gana un electrón transformándose en un anión. Ambos se atraen eléctricamente, dando lugar a una estructura cristalina, con una fuerza de tipo eléctrico a la que llamamos enlace iónico. Dicha fuerza es de una elevada intensidad. Así, si queremos derretir el KCl debemos romper dichas fuerzas, para lo que se requerirá una elevada energía.

El cloro (molecular Cl_2) es una molécula formada por dos átomos de cloro, que es un elemento no metálico de elevada electronegatividad; ambos átomos se unen mediante enlace covalente. Las fuerzas existentes entre las moléculas de cloro son fuerzas de Van der Waals, pues el Cl_2 es una molécula apolar, que son muy débiles. Dichas fuerzas son las que hay que vencer para evaporar al cloro.

En definitiva, el KCl tendrá un mayor punto de ebullición que el Cl_2 por ser de mucha más intensidad las fuerzas que hay que vencer para evaporarlo.

c) El agua es una molécula polar, pues el O es un elemento muy electronegativo. En ella se disolverán, por tanto, sustancias polares. Sabemos que el átomo de C del metano está rodeado de 4 pares de electrones, todos ellos enlazantes, por lo que su geometría es tetraédrica y su momento dipolar total, nulo (se trata de una molécula apolar, que no puede disolverse en agua). Sin embargo, el KCl es una sustancia iónica formada por cationes K^+ y aniones Cl^- que conforman una red cristalina; cuando se introduce en agua, dichos cationes y aniones son atraídos por los polos negativo y positivo de cada molécula de agua, lo que provoca el desmoronamiento de la estructura cristalina y su consiguiente disolución.