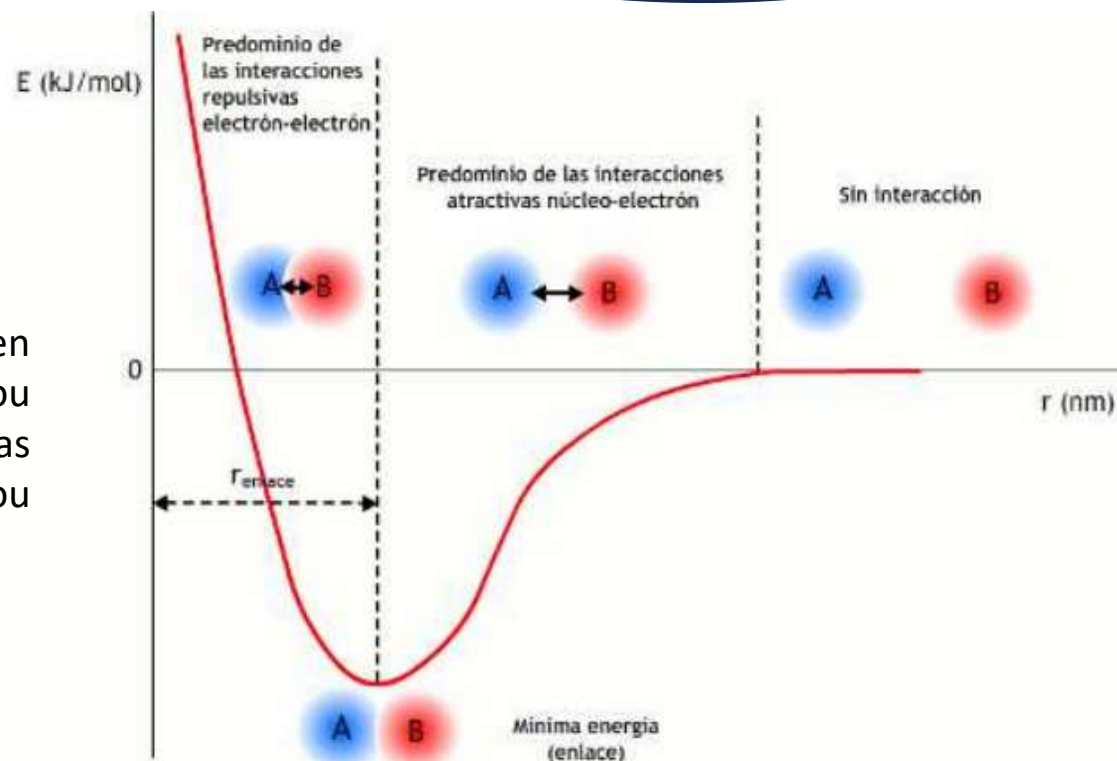


TEMA 2. O ENLACE QUÍMICO

- Por que os átomos tenden a unirse e non permanecen illados como tales átomos?
- Por que un átomo de cloro se une a un de hidróxeno e, sen embargo, un átomo de osíxeno combínase con dous de hidróxeno, ou un de nitróxeno con tres de hidróxeno?

Os átomos únense para formar agrupacións máis estables, polo que teñen menos enerxía que estando illados.

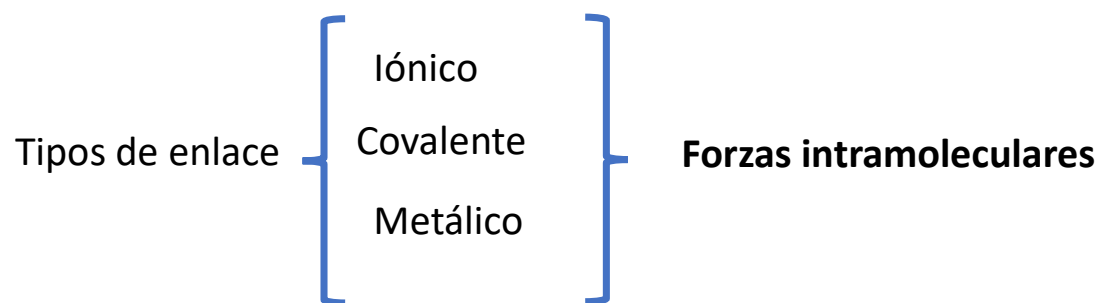
Un **enlace químico** son as forzas que manteñen unidos os átomos cando forman moléculas ou cristais, así como as forzas que manteñen unidas as moléculas cando se presentan en estado sólido ou líquido.



A unión entre átomos e a formación dun enlace é un proceso químico que vai acompañado dunha diminución de enerxía que implica un aumento da estabilidade.

A causa determinante de que os átomos traten de unirse uns con outros é a tendencia de todos eles a adquirir a configuración de gas nobre ($ns^2 np^6$) na súa capa de valencia. Esta é unha configuración especialmente estable á que tenden todos os elementos.

Regra do octeto: os átomos forman enlaces gañando, perdendo ou compartindo electróns das capas externas co fin de conseguir a configuración de gas nobre, é dicir, 8 electróns na última capa. Moitas veces non se cumpre esta regra, presentando un octeto incompleto ou octeto expandido.



Forzas intermoleculares, son interaccións máis débiles, prodúcense entre distintas moléculas.

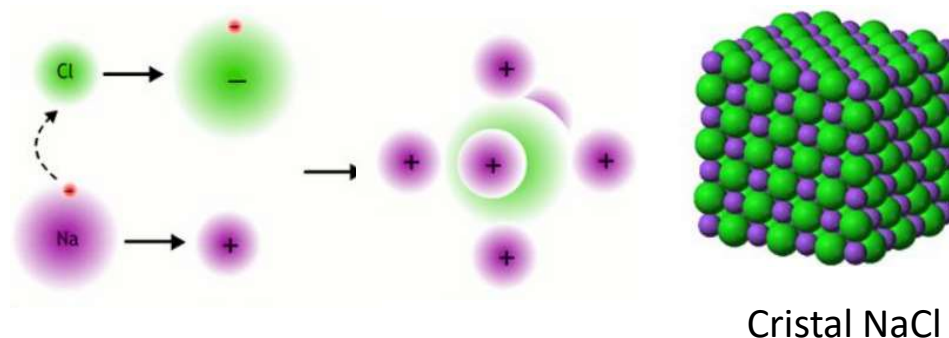
O ENLACE IÓNICO

Fórmase por **transferencia de electróns entre átomos**, que lle permite adquirir configuracións electrónicas máis estables.

Se enfrontamos un non metal, átomo ao que lle falten poucos electróns na súa capa de valencia para adquirir a configuración de gas nobre (**moi electronegativo, tendencia a coller electróns**), como o cloro, con un metal, cuxa **electronegatividade sexa baixa (tendencia a ceder electróns)**, como o sodio, este cederá un electrón ao cloro. Como consecuencia, o cloro converterase nun anión mentres que o sodio convértese nun catión. Ambos únense debido á atracción entre cargas de distinto signo (atracción electrostática). Este proceso realízase simultaneamente nun número enorme de átomos co resultado de que se formarán gran número de ións positivos e negativos que se atraen mutuamente formando unha estrutura de ións dispostos de forma moi ordenada. Isto coñécese como de rede iónica ou cristal

Este tipo de enlace dáse entre átomos de electronegatividade moi diferente: entre metais e non metais.

Nos compostos iónicos non se pode falar de moléculas individuais, senón de grandes agregados. Polo tanto, a fórmula indica a proporción na que os ións se atopan combinados. Exemplo: NaCl. a relación de ións Na^+ e ións Cl^- é 1:1 (hai o mesmo número de ambos). No CaCl_2 hai dobre número de ións Cl^- que de ións Ca^{2+} . O número de ións de determinado signo que rodean a outro de signo contrario recibe o nome de **índice de coordinación**.

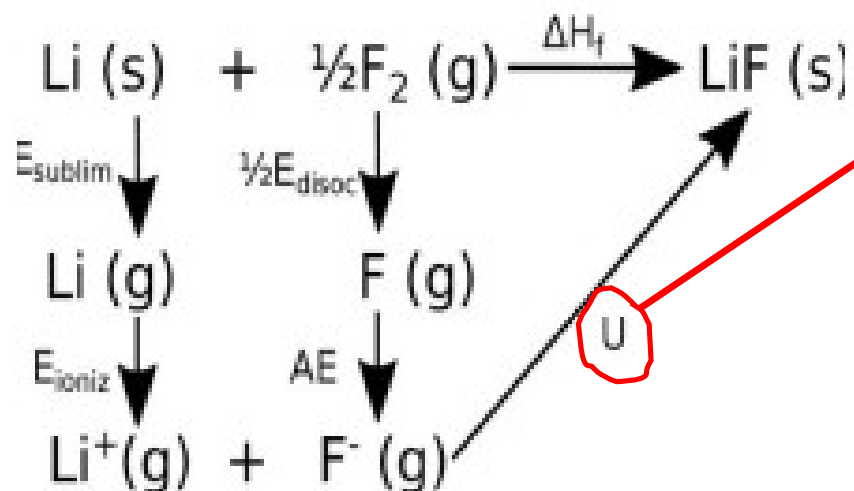


O ENLACE IÓNICO

ASPECTOS ENERXÉTICOS DO ENLACE IÓNICO. CICLO DE BORN-HABER

A formación dun composto iónico a partir dos seus elementos é, en xeral, un proceso exotérmico.

Ciclo de Born-Haber: permite coñecer a entalpía que se pon en xogo na formación dun composto iónico.



Enerxía de rede, pódese calcular empregando a fórmula de Born-Landé

$$U = - \frac{N_A A \cdot z_1 z_2 e^2}{r} \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

N_A número de Avogadro

A constante de Madelung, depende do tipo de rede cristalina.

z_1 e z_2 son as cargas dos ións que forman o cristal

e carga do electrón

n factor de compresibilidade, constante que se calcula experimentalmente

d distancia internuclear

O ENLACE IÓNICO

A **enerxía de rede** é a medida da estabilidade do cristal iónico, canto maior sexa máis difícil será romper o cristal.

$$U_r \propto \frac{Z_1 \cdot Z_2}{d_o}$$

A **enerxía de rede** é directamente proporcional á carga dos ións (**aumenta ao aumentar as cargas**) e inversamente proporcional a distancia entre eles (**aumenta ao diminuír a distancia**).

- Comentar a variación observada nos valores da enerxía reticular para os haluros de sodio: -908 kJ/mol para o fluoruro de sodio, -774 kJ/mol para o cloruro de sodio e -736 kJ/mol para o bromuro de sodio, e relaciónaos cos seus respectivos puntos de fusión: 998 °C, 800 °C e 740 °C.

O ENLACE IÓNICO

PROPIEDADES DOS COMPOSTOS IÓNICOS

- Son **sólidos cristalinos**, formados por ións que se unen tridimensionalmente, formando redes cristalinas, que son **estruturas moi ordenadas e compactas**. Non forman moléculas.
- Posúen **puntos de fusión e ebulición elevados**, xa que o enlace iónico é de gran fortaleza, debido ás intensas atraccións electrostáticas entre os ións de cargas opostas, e para que o composto se converta en líquido ou en gas é necesario romper eses enlaces, para o cal hai que subministrar unha gran cantidade de enerxía. Por iso, estes compostos son sólidos a temperatura ambiente. **A maior enerxía de rede maior serán os puntos de fusión e ebulición.**
- Son **duros**, mide a resistencia a ser raiado, xa que é necesario romper certo número de enlaces e o enlace é moi forte. **A dureza aumentará coa enerxía de rede.**
- Son **fráxiles**, rómpense con facilidade ao ser golpeados, xa que ao esvarar unha capa de cristal sobre a outra, quedan ións da mesma carga moi próximos e o cristal rómpese debido á repulsión electrostática.
- **Solubles en disolventes polares**, como a auga, cada ión atrae as moléculas do disolvente polo extremo que ten a carga oposta á súa e establece enlaces débiles con elas. Se a enerxía liberada na formación destes enlaces é maior que a enerxía de rede do composto, este remata por desfacerse. Os compostos iónicos non se disolven ou fano mal en compostos apolares, porque as moléculas do disolvente non son capaces de establecer interaccións con ións e estes permanecen na súa posición. **A solubilidade será maior canto menor sexa a enerxía de rede.**
- En **estado sólido non conducen a electricidade**, xa que os ións están fortemente unidos e non hai cargas libres que poidan circular.
- **Fundidos ou en disolución acuosa son bos condutores** da corrente eléctrica debido á existencia de ións que se dirixen aos eléctrodos de polaridade contraria.

O ENLACE IÓNICO

Comentar as seguintes afirmacións:

- a) A enerxía de rede dun composto iónico aumenta coa distancia interiónica.
- b) A enerxía de rede dun composto iónico non depende da carga dos ións.
- c) O número de anións e de catións que hai nun cristal de cloruro de calcio é sempre o mesmo.
- d) O índice de coordinación é sempre igual para o anión que para o catión da rede.
- e) O cloruro de cesio conduce ben a electricidade en estado sólido.
- f) O enlace iónico fórmase por transferencia de pares de electróns.
- g) O cloruro de cesio ten maior enerxía de rede que o cloruro de sodio.

Exercicios 6; 8 páxina 148

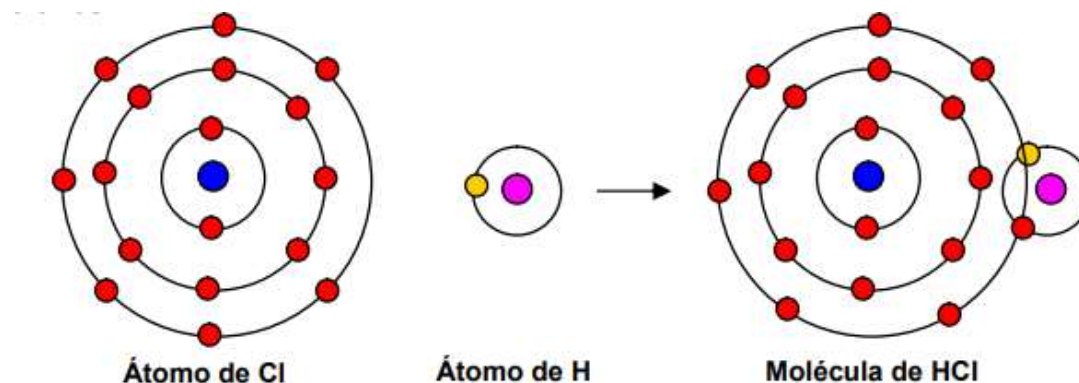
Exercicios 6; 7 páxina 118

O ENLACE COVALENTE

Fórmase compartindo os electróns entre dous átomos, de forma que unha vez formado o enlace, estes pertencen aos dous átomos que se unen. Isto sucede con **átomos electronegativos (non metais)**, xa que non teñen tendencia a ceder electróns, de forma que para adquirir a configuración de gas nobre comparten electróns.

Este tipo de enlace dáse entre átomos con electronegatividades altas, é dicir, entre non metais.

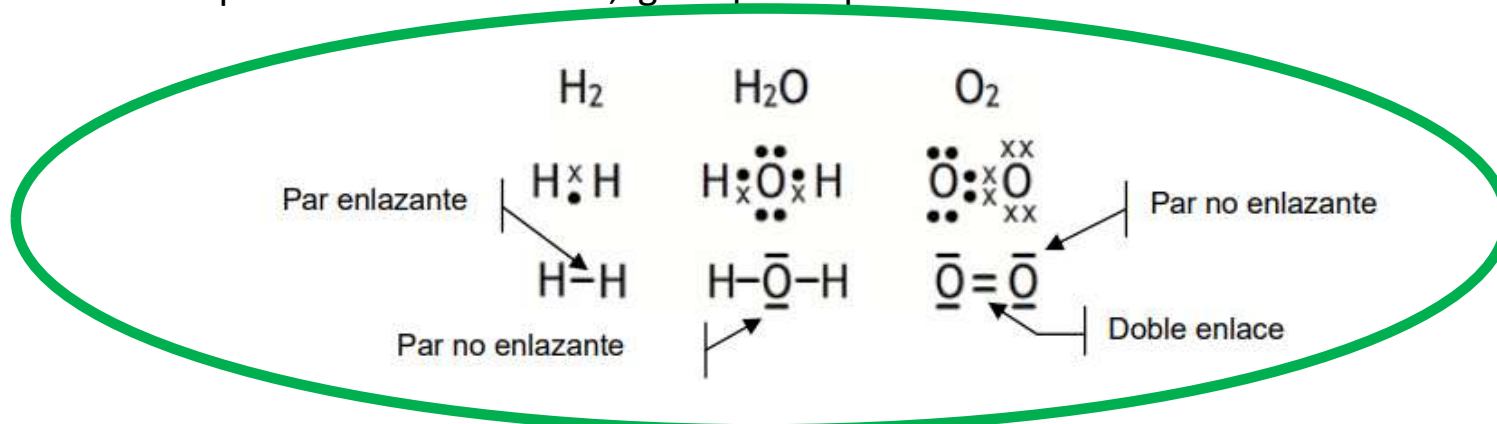
Cando os átomos se unen mediante este tipo de enlace fórmanse unhas novas entidade: as **moléculas**, entidades formadas por dous ou máis átomos; ou **rede cristalina atómica** ou **rede covalente** que son estruturas tridimensionais formadas por átomos unidos por enlace covalente.



O ENLACE COVALENTE

ESTRUTURAS DE LEWIS

Para representar as moléculas resultantes da unión mediante enlace covalente poden empregarse as estruturas de Lewis. Nelas represéntanse por puntos ou aspas os electróns da capa de valencia do átomo e os electróns compartidos sitúanse entre os átomos. Desta forma poden visualizarse os electróns compartidos e como os átomos quedan con oito electróns (estrutura de gas nobre), o que se coñece como **regra do octeto**. Para simplificar a escritura os electróns de enlace represéntanse por unha raia que une ambos átomos, igual que os pares non enlazantes.



Non todos os compostos cumpren a regra do octeto como o PCl_3 ou SF_6 , onde o átomo central excede de 8 electróns, debido a que teñen orbitais de tipo d de enerxía similar aos s e p do mesmo nivel. Moléculas como o BF_3 ou BeF_2 , tampouco alcanzan a configuración de gas nobre, porque ao formar a molécula os electróns da capa de valencia non lle permiten realizar máis enlaces.

O número de enlaces covalentes que pode formar un átomo denomínase **covalencia**.

En ocasións poden formarse enlaces múltiples (dobres ou triples)

O ENLACE COVALENTE

ESTRUTURAS DE LEWIS

Enlace covalente dativo ou coordinado prodúcese cando o par que se comparte non está integrado por un electrón de cada un dos átomos, senón que o par de electróns achégao un só dos dous átomos, mentres que o outro acéptao. Representase por una frecha que apunta do átomo que aporta o par cara o que o recibe. Unha vez formado, o enlace covalente dativo non se diferencia dos outros enlaces covalentes.



O triple enlace carbono - osíxeno do monóxido de carbono, un dos enlaces é dativo.

Representar as estruturas dos ions oxonio (H_3O^+), amonio (NH_4^+) e a molécula de dióxido de carbono (SO_2).

O ENLACE COVALENTE

ESTRUCTURAS DE LEWIS

1º Contar o número total de electróns de valencia dos átomos, tendo en conta a carga da especie química, calculando o número de pares de electróns:

SO₄²⁻	Átomo	Número	e ⁻ de valencia	Total
	S	1	6	6
	O	4	6	24
	carga	2	1	2
				32 e ⁻
	32/2 = 16 pares			

2º Distribuír os átomos en torno ao átomo central (menos electronegativo), engadir un par de electróns ó átomo central e os átomos que se une a el entre cada átomo, colocar pares de electróns nos átomos ata cumprir a regra do octeto (no hidróxeno só un par de e⁻). Si sobran pares de electróns colócanse no átomo central (octeto ampliado).



O ENLACE COVALENTE

ESTRUCTURAS DE LEWIS

3º Avaliar as cargas formais de cada átomo e etiquetalos (se a carga formal é cero non se soe etiquetar). A carga formal é a diferencia entre los e- de valencia do átomo illado e o nº de e- asignado a ese átomo na estrutura de Lewis. En xeral, **CF = V – 2·PP – PC**, onde **CF=carga formal del átomo**, **PP pares de electróns propios** (non compartidos), **PC pares de electróns compartidos**.

En xeral se a carga formal do átomo central é igual a cero, a estrutura é correcta. Pódense reducir as cargas formais por formación de enlaces múltiples (ata a máxima covalencia do elemento central) mediante a ampliación do octeto do átomo central (se dispón de orbitais “d” baleiros, elementos do terceiro período e seguintes), compartindo pares de electróns cos ligandos con CF negativa.

- Nunha molécula neutra a suma das CF será 0.
- Nunha especie iónica la suma das CF será igual á carga do ión.
- As CF deben ser tan pequenas como sexa posible.
- Las CF negativas deben estar sobre os elementos máis electronegativos a ser posible.
- Estructuras de Lewis con CF do mesmo signo sobre átomos adxacentes son pouco probables.

Excesivas cargas formales	Estructura de Lewis correcta

O ENLACE COVALENTE

XEOMETRÍA DAS MOLÉCULAS. TRPECV.

Para predicir a xeometría dunha molécula non chega con realizar as estruturas de Lewis, para isto debe de empregarse a **teoría de repulsión dos pares de electróns da capa de valencia**, que se basea en que os electróns da capa de valencia dun átomo sitúanse na forma xeométrica na que se atopen o máis lonxe posible, para que a repulsión entre eles sexa mínima.

Para aplicala debese ter en conta:

- Considerar todos os electróns de valencia do átomo central, os compartidos (pares enlazantes) e os que non forman parte de ningún enlace (pares non enlazantes)
- A repulsión entre pares libres é maior que a repulsión entre pares enlazantes.
- Os pares de electróns que forman os enlaces múltiples considéranse como un único pare de electróns.

Táboa 2.1 (páx 126) (páx 96)

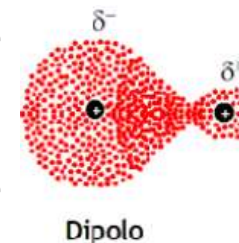
Páxina 148 exercicios 9, 10, Páxina 118 exercicios 8, 9

Para as seguintes moléculas: H_2O ; BeCl_2 ; BCl_3 . Indicar razoadamente: a) Número de pares electrónicos no contorno do átomo central. B) Número de pares enlazantes e non enlazantes. Xeometría da molécula.

O ENLACE COVALENTE

POLARIDADE DO ENLACE E POLARIDADE DA MOLÉCULA

Polaridade de enlace/momento dipolar de enlace: son parámetros que miden a distribución da nube electrónica no enlace. Se existe diferenza de electronegatividade, un dos dous átomos atraerá máis a nube electrónica cara el, o que crea unha densidade de carga negativa nun extremo do enlace (representábase con δ^-) e de carga positiva no outro (representábase con δ^+), o que crea un dipolo electrostático e fálase de enlace polar.



O momento dipolar (μ) é unha magnitude vectorial de módulo igual ao produto da carga pola distancia entre os núcleos e dirección a liña que une os núcleos e sentido dirixido cada á carga negativa.

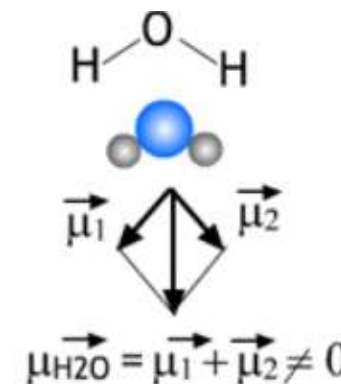
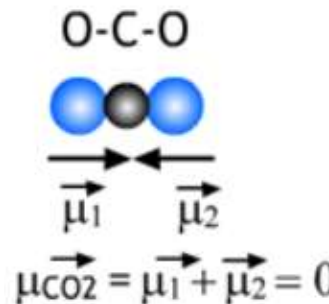
Polaridad molecular/momento dipolar molecular: é o resultado da suma vectorial de todas as polaridades dos enlaces da molécula. Pode ser nulo e a molécula ser apolar aínda que os enlaces da molécula sexan polares.

De forma xeral pódense distinguir dúas situacións:

Moléculas diatómicas: coincide a polaridade do enlace coa da molécula.

Moléculas poliatómicas: a polaridade da molécula depende da polaridade dos enlaces e da xeometría da molécula.

Páxina 148 exercicios 13; 14; [Páxina 118 exercicios 13; 14;](#)



- Indicar a polaridade das seguintes moléculas: dióxido de carbono, diclorometano, trifluoruro de boro, etino e amoníaco.

O ENLACE COVALENTE

TEORÍA DO ENLACE DE VALENCIA

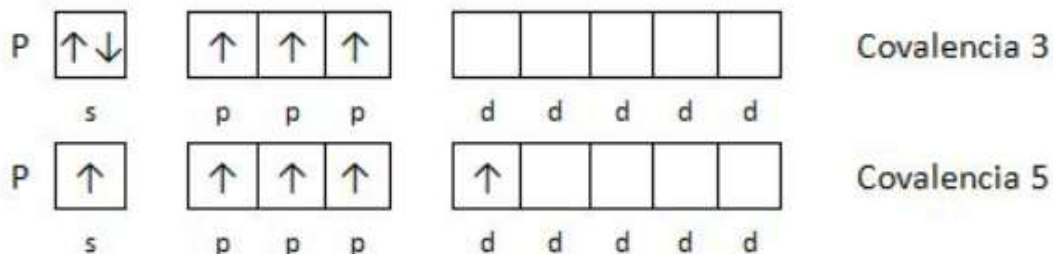
Baséase en considerar que cando dous átomos se achegan para formar un enlace, ten lugar un solapamento de orbitais atómicos semioocupados, ou dun cheo e outro baleiro, no caso dun enlace covalente dativo.

Segundo esta teoría para que se produza un enlace é preciso que os átomos teñan: **orbitais con electróns desapareados, orbitais de tamaño comparable e aproximación con orientación adecuada.**

Esta teoría explica as covalencias e as excepcións á regra do octeto, un átomo poderá formar tantos enlaces covalentes como electróns poida compartir, é dicir, como electróns desapareados teña.

CAPA DE VALENCIA

P ($Z = 15$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

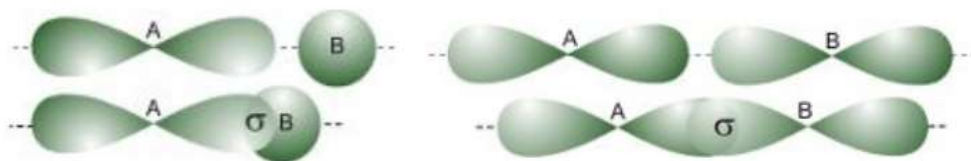


- Razoar porque se o nitróxeno e o fósforo se atopan no mesmo grupo do sistema periódico se coñecen os compostos PCl_3 e PCl_5 e do nitróxeno só o NCl_3 .

O ENLACE COVALENTE

ENLACES SIGMA (σ) E ENLACES PI (π)

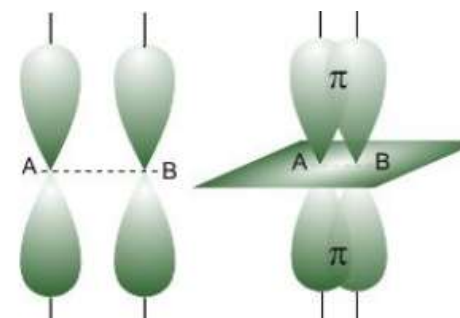
O enlace σ prodúcese cando o **solapamento entre orbitais é frontal**.



Nos enlaces sigma a probabilidade atopar o electrón é máxima na rexión do plano molecular situada entre os núcleos dos átomos enlazados.

O enlace π prodúcese cando o **solapamento entre orbitais lateral**.

Nos enlaces pi a probabilidade de atopar o electrón é nula no plano molecular e máxima nas zonas situadas por encima e por debaixo do plano molecular



O enlace sigma é máis forte que o enlace pi, polo tanto é máis difícil de romper, isto débese a que a distancia de enlace na superposición frontal das nubes electrónicas é máis efectiva que na superposición lateral.

Enlace sinxelo: un enlace σ

Enlace dobre: un enlace σ e un enlace π

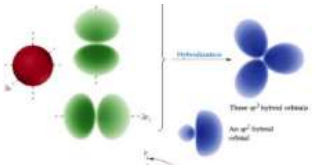
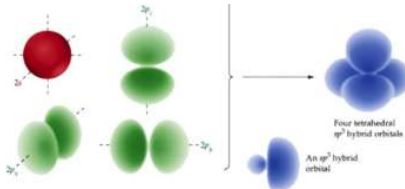
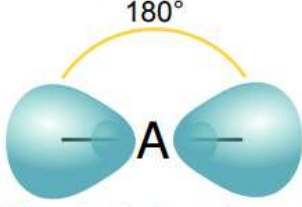
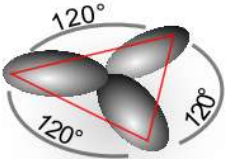
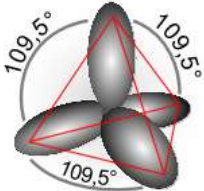
Enlace triplo: un enlace σ e dous enlaces π

O enlace dobre non é a suma de dous enlaces sinxelos.

O ENLACE COVALENTE

HIBRIDACIÓN DE ORBITAIS

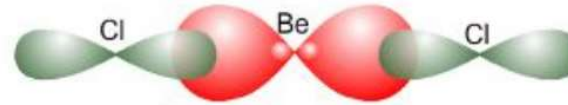
- Os orbitais híbridos aparecen da combinación orbitais atómicos.
- O número de orbitais híbridos é igual ao número de orbitais atómicos combinados.
- Todos os orbitais híbridos obtidos a partir dunha combinación determinada son iguais.
- Sitúanse no espazo de forma que a repulsión entre eles sexa o mínima posible, polo que a xeometría da molécula ven determinada pola hibridación do átomo central.

Orbitais atómicos de inicio	1 orbital s + 1 orbital p	1 orbital s + 2 orbitais p	1 orbital s + 3 orbitais p
Orbitais híbridos obtidos	2 orbitais sp 	3 orbitais sp² 	4 orbitais sp³ 
Xeometría	Lineal, 180° 	Triangular plana, 120° 	Tetraedro, 109,5° 

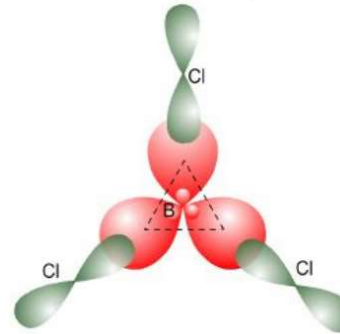
O ENLACE COVALENTE

DESCRIPCIÓN DE MOLÉCULAS SINXELAS

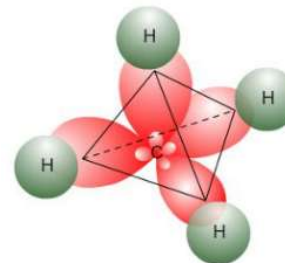
Molécula de BeCl_2 . Hibridación sp .



Molécula de BeCl_3 . Hibridación sp^2 .



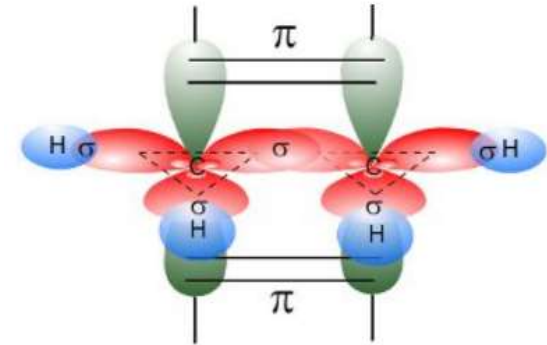
Molécula de CH_4 . Hibridación sp^3 .



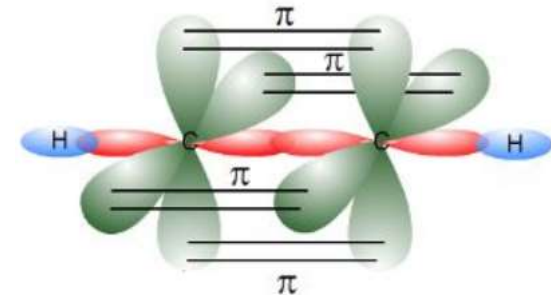
O ENLACE COVALENTE

DESCRIPCIÓN DE MOLÉCULAS SINXELAS

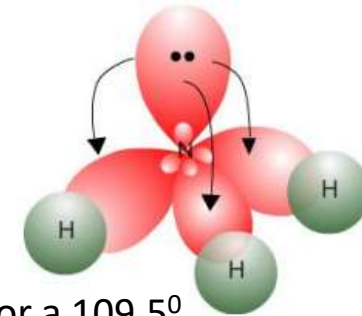
Molécula de C_2H_4 . Molécula con enlaces dobles, hibridación sp^2 .



Molécula de C_2H_2 . Molécula con enlaces triples, hibridación sp .



Molécula de NH_3 . Molécula distorsionada debido a pares de electróns desapareados.



Ángulo de enlace inferior a $109,5^\circ$.

O ENLACE COVALENTE

Exercicios

1. Predí a forma xeométrica e posible polaridade das moléculas de cloroformo, CHCl_3 e formaldehído, H_2CO , e indica o tipo de hibridación do carbono nas dúas moléculas.
2. Tomando como referencia os compostos NH_3 , CH_3Cl e BeF_2 , contesta razoadamente; a) Que tipo de hibridación presenta o átomo central en cada un dos compostos? B) Sinala se algunha das moléculas anteriores será polar.
3. Empregando a teoría de hibridación de orbitais, predí a xeometría do ión oxonio e a do ión fosfonio (PH_4^+)

O ENLACE COVALENTE

PROPIEDADES COMPOSTOS COVALENTES

Débese diferenciar **cristais atómicos ou covalentes**, que están formados por redes cristalinas, átomos unidos entre si por enlaces covalentes como se fosen moléculas xigantes (C(diamante); C(grafito); SiC, AlN...), dos **compostos moleculares** que están formados por moléculas discretas cos seus átomos unidos por enlaces covalentes (N₂, CO₂, CH₄...)

Substancias covalentes moleculares	Substancias covalentes atómicas
Os puntos de fusión e de ebulición son baixos , variando segundo sexa a molécula, a temperatura ambiente soen ser gases ou líquidos, raramente sólidos. Xa que ao fundir estes compostos só se precisa romper as forzas débiles que unen as moléculas.	Os puntos de ebulición e de fusión son moi altos , polo tanto son sólidos a temperatura ambiente. Posto que deben romperse os enlaces covalentes existentes entre os átomos.
Son brandas e elásticas , xa que ao raialas ou golpealas só se alteran as interaccións intermoleculares, moito máis débiles que os enlaces entre átomos.	Son duros , para raialos débense romper enlaces covalentes entre átomos, e fráxiles (excepto o grafito), xa que ao aproximar os átomos máis alá da distancia de enlace, as repulsións internucleares fan que se rompa o cristal.
A solubilidad depende da polaridade das moléculas , se son polares serán solubles en disolventes polares e si son apolares serán solubles en disolvente apolares.	Son insolubles tanto en disolventes polares como apolares
Soen ser malos condutores da electricidade , debido a que os electróns están localizados nos enlaces e non poden moverse nin existen partículas cargadas que o poidan facer. Excepto o grafito, que é un bo condutor porque cada átomo de carbono presenta un electrón deslocalizado.	

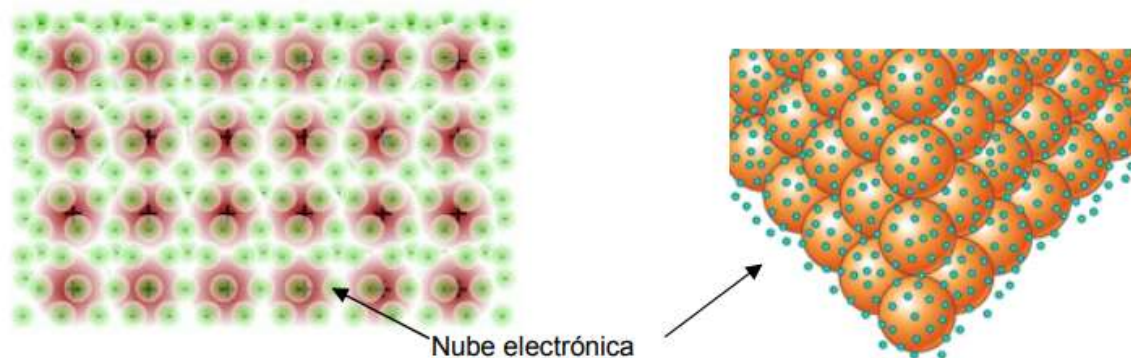
ENLACE METÁLICO

O enlace metálico establécese cando se combinan átomos de elementos con electronegatividades similares e baixas (elementos metálicos). Normalmente as substancias metálicas están formadas por átomos dun só elemento aínda que ás veces poden obterse combinacións de elementos, as aleacións.

Existen dous modelos cualitativos que permiten explicar este enlace :

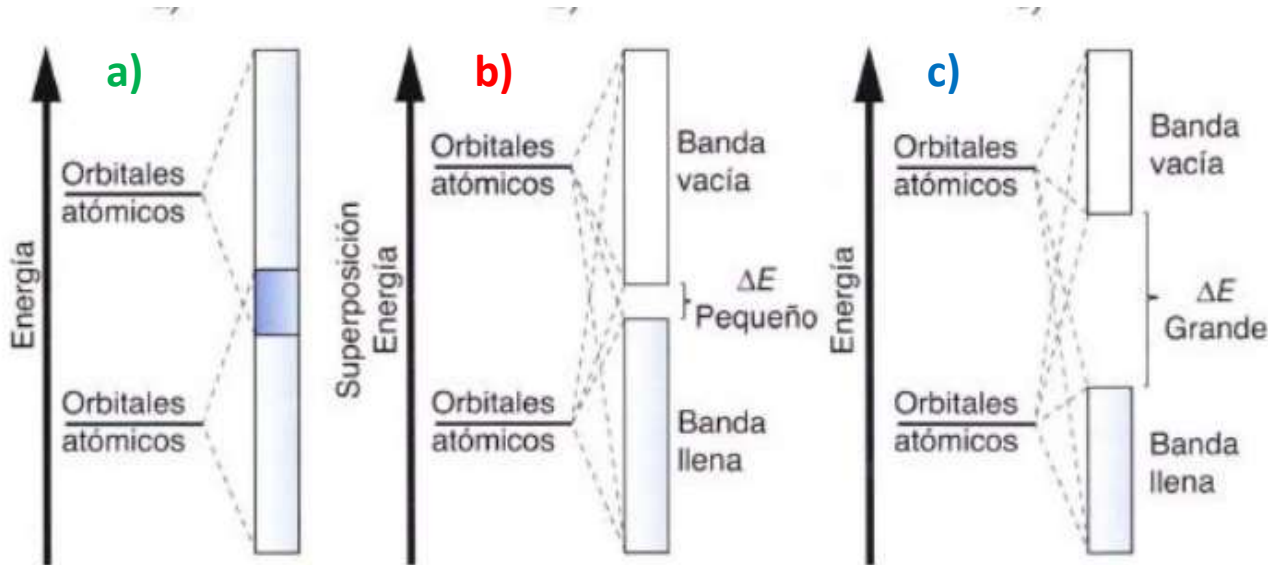
☞ **Modelo de nube electrónica**, os electróns de valencia encóntranse deslocalizados entre os átomos do metal, como resultado dunha compartición electrónica xeralizada. É dicir, os electróns de valencia non pertencen aos átomos individuais, senón ao conxunto de todos eles, movéndose con liberdade entre os ións positivos. Este modelo baséase nas seguintes hipóteses

- Os átomos de metal perden os seus electróns de valencia, convertíndose en catións que se ordenan nunha rede cristalina.
- Os electróns de valencia forman unha nube electrónica como se fose un gas arredor dos catións neutralizando a carga positiva.
- Os electróns móvense libremente dentro da rede cristalina de catións e non poden escapar dela debido á atracción electrostática cos catións.



ENLACE METÁLICO

☯ **Teoría de bandas:** os átomos da rede metálica están tan cerca que os seus orbitais atómicos de valencia se superpoñen formando orbitais moleculares deslocalizados de enerxías moi parecidas (bandas de enerxía). Obteranse tantos orbitais moleculares como orbitais atómicos se combinan, os orbitais moleculares que xorden da combinación de orbitais cheos estarán cheos, os formados por orbitais atómicos semicheos estarán semicheos, formando a banda de valencia. Da combinación de orbitais baleiros xorde a banda de condución.



a) Conductor (Metal)

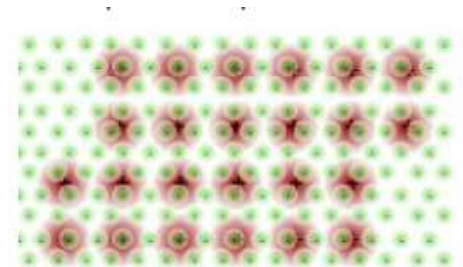
b) Semiconductor

c) Aislante

ENLACE METÁLICO

PROPIEDADES METAIS

- Teñen os seus átomos agrupados en redes cristalinas moi compactas.
- Son **sólidos a temperatura ambiente**, excepto o mercurio, de alta densidade, debido a que a rede metálica é unha estrutura moi ordenada (típica dos sólidos) e compacta (cos ións moi ben empaquetados, o que xustifica a súa alta densidade)
- **Temperaturas de fusión e de ebulición elevadas**, debido a que o enlace entre os átomos é moi forte.
- **Bos condutores** da calor e da electricidade, debido á liberdade de movemento dos electróns de valencia.
- Teñen un característico **brillo metálico** consecuencia da existencia de electróns libres que poden absorber e emitir radiación.
- Son resistentes á rotura e fáciles de deformar, a maioría son **dúctiles** (pódense estirar en fíos) e **maleables** (pódense laminar), isto é debido a que cando se desprazan uns planos sobre outros non se alteran as forzas de atracción pola existencia de electróns libres
- Poden emitir electróns con facilidade cando reciben enerxía en forma de calor (efecto termoiónico) ou en forma de luz (efecto fotoeléctrico).
- Teñen facilidade para formar **alixaxes**, xa que a substitución dalgúns ións polos doutro metal, ou incluso dun non metal, como o carbono, non altera a estabilidade do conxunto.



	Substancias iónicas	Substancias covalentes atómicas	Substancias covalentes moleculares	Substancias metálicas
Partículas que a forman	Anións e catións	Átomos	Moléculas	Átomos
Forzas presentes	Enlaces iónicos	Enlaces covalentes	Enlaces covalentes entre os átomos que forman a molécula. Unións intermoleculares entre as moléculas.	Enlaces metálicos
Dureza	Duras e fráxiles	Moi duras	Moi brandas	Variables
Estado físico a T ambiente	Sólidos	Sólidos	Sólidos, líquidos ou gasosos.	Sólidos (excepto Hg)
Puntos de fusión e ebulición	Altos	Moi altos	Baixos	Elevado, anque moi variable entre metais.
Solubilidade	Solubles en disolventes polares	Insolubles	As substancias polares solubles en disolventes polares e as apolares en disolventes apolares.	Solubles en outro metal fundido (aleacións)
Condutividade eléctrica	Condutores só en disolución ou fundidos	En xeral, moi malos condutores	Malos condutores	Moi bos condutores en estado sólido
Exemplos	NaCl, CaO, CaCO ₃	C(diamante), SiC, SiO ₂	H ₂ O, I ₂ , S ₈ , NH ₃	Na, Fe, Ag, Al

FORZAS INTERMOLECULARES

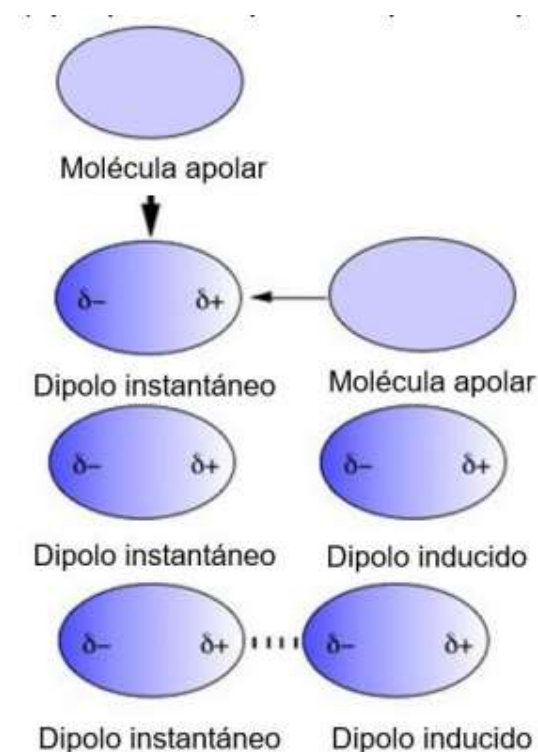
A forzas intermoleculares manteñen unidas as moléculas das substancias covalentes e permiten que estas aparezan en estado sólido ou líquido. Son as atraccións que existen entre as moléculas sen estar directamente enlazadas, tamén son as responsables da unión dos átomos de gases nobres entre si. Son interaccións moito máis débiles que os enlaces covalente, metálico e iónico.

- **1. Forzas de Van der Waals** son forzas de tipo electrostático.

1.a) Forzas dipolo instantáneo-dipolo inducido (forzas de dispersión ou de London) danse moléculas apolares, as nubes electrónicas non son estáticas, os electróns están en continuo movementos, polo que hai momentos nos que coinciden as cargas positivas dunha molécula coas negativas de outra, creándose dipolos instantáneos estes provocarán dipolos inducidos nas moléculas veciñas, aparecendo forzas de atracción.

Unha nube electrónica fácil de deformar aumenta a posibilidade de que se formen dipolos instantáneos, polo que **estas forzas aumentan canto maior sexa o tamaño das moléculas**, polo tanto será maior **canto maior sexa a súa masa molecular**.

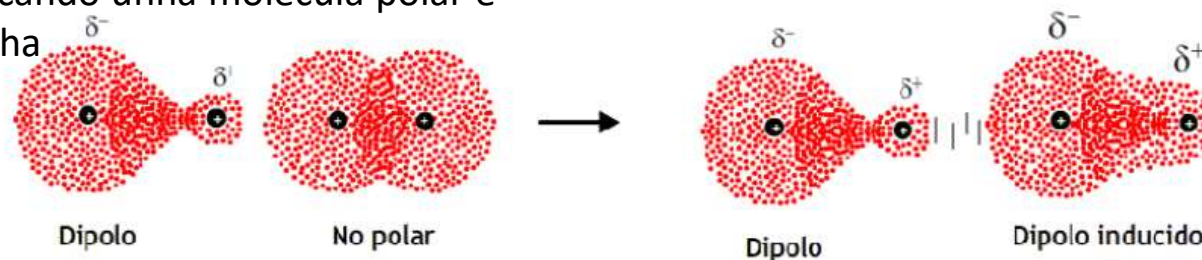
En moléculas coa mesma masa estas interaccións dependen da forma da molécula, nas alargadas prodúcese un maior número de contactos que nas que teñen máis ramificacións. Isto explica os puntos de fusión do pentano (36 °C), 2-metilbutano (28 °C) e 2,2-dimetilpropano (9,5 °C)



FORZAS INTERMOLECULARES

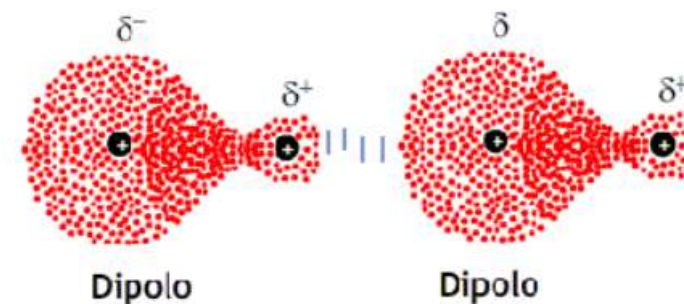
Halóxenos	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
Temperatura de ebulición	-188 °C	-34 °C	58,8 °C	184 °C

1.b) Forzas dipolo-dipolo inducido prodúcese cando unha molécula polar e unha apolar. A proximidade do dipolo induce unha distribución de carga asimétrica na molécula apolar, o que da lugar a un dipolo inducido e a Interacción entre dipolos.



1.c) Forzas dipolo-dipolo danse en compostos formados por moléculas polares, as moléculas teñen extremos con cargas opostas (dipolos), que establecen unións electrostáticas cos extremos de polaridade oposta das moléculas veciñas. Estas son máis intensas que as anteriores, polo que **os compostos polares soen ter puntos de ebulición e fusión maiores que as apolares de masa molecular semellante.**

O ₂ (apolar, Mm = 32 g/mol)	H ₂ S (polar, Mm = 34 g/mol)	CH ₃ COCH ₃ (polar, Mm = 58 g/mol)
- 183 °C	-60,8 °C	56 °C

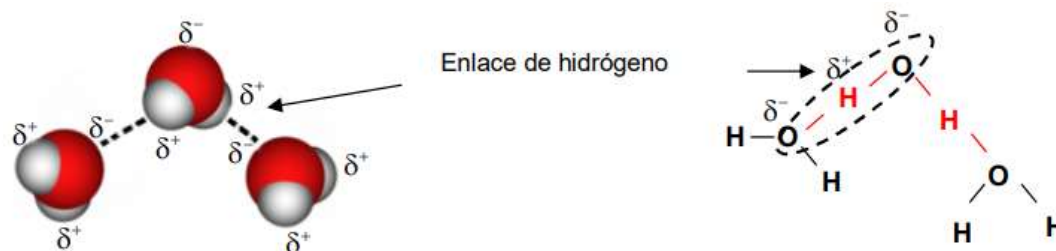


A medida que aumenta a masa molecular dos halóxenos aumenta a súa temperatura de ebulición, isto débese a que as forzas de **Van der Waals** fanse máis intensas.

FORZAS INTERMOLECULARES

● 2. Enlace de hidróxeno .

É un tipo de forza que aparece en **moléculas nas que o H se une mediante un enlace covalente átomos pequenos e electronegativos: N, O y F**. Cando estes átomos se enlazan co H atraen cara si o par de electróns de enlace adquirindo carga parcial negativa e deixando ao hidróxeno con carga parcial positiva capaz de atraer ao átomo electronegativo de outra molécula.



Os enlaces de hidróxeno **son máis fortes cando electronegativo sexa o átomo unido ao hidróxeno**.

As substancias con enlace de hidróxeno presentan propiedades anómalas, respecto a outras similares que non teñen este tipo de interacción, como por exemplo o punto de ebulición da auga.

Substancia	H ₂ Te	H ₂ Se	H ₂ S	H ₂ O
Pto. ebulición	-1,8 °C	-41,5 °C	-60,8 °C	100 °C

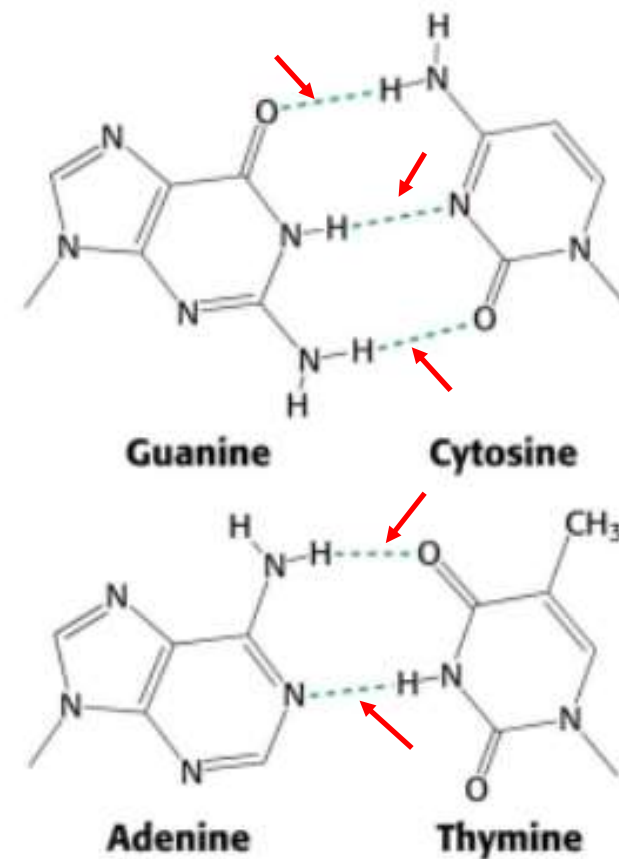
FORZAS INTERMOLECULARES

● 2. Enlace de hidróxeno .

Canto maior sexa o número de enlaces de hidróxeno que pode formar unha molécula máis forte será a unión coas moléculas veciñas.

Substanica	CH_3COCH_3	CH_3OH	H_2O
Nº de enlaces de H	0	1	2
Tª de ebulición	-24 °C	64,5 °C	100 °C

O enlace de hidróxeno tamén aparece nas bases nitroxenadas que forman o ADN.



FORZAS INTERMOLECULARES E PROPIEDADES FÍSICAS DAS SUBSTANCIAS

● Solubilidad

Cando unha substancia se dissolve, as interaccións que se establecen entre as moléculas de disolvente e as de soluto deben ser iguais ou superiores ás interaccións que unen as moléculas entre si, por iso os **compostos se disolven en disolventes de polaridade semellante**.

■ Os **compostos moleculares polares disólvense en disolventes polares**, xa que a enerxía necesaria para romper os enlaces dipolo-dipolo do soluto obtéñense da formación de outros enlaces dipolo-dipolo entre moléculas de soluto e as de disolvente.

■ Os **compostos moleculares apolares disólvense en disolventes apolares**, xa que as forzas de London que unen moléculas de soluto substitúense por outras semellantes que se establecen entre as de soluto e as de disolvente.

● Puntos de fusión e de ebulición

Aumentan canto maior sexan as forzas intermoleculares que existen nunha molécula.

compostos apolares < compostos polares < enlace de hidróxeno

Nos **compostos apolares e polares aumenta canto maior sexa a masa molecular**.

Nos compostos con **enlace de hidróxeno aumenta coa electronegatividade do átomo unido ao hidróxeno e co número de enlaces de hidróxeno que se poidan formar**.

Páxina 149
exercicios 23, 24,
26

Páxina 119
Exercicios 24, 25,
26