

1.

Átomos

É a menor unidade constituinte da matéria que possui as propriedades do elemento químico., que pode ou não existir independentemente, é chamada átomo.

Compreendem Núcleo e elétrons.

Pode ou não existir em estado livre.

Moléculas

Moléculas referem-se ao conjunto de átomos mantidos juntos pela ligação, indicando a menor unidade de um composto.

Dois ou mais átomos idênticos ou diferentes ligados quimicamente.

Existe em estado livre.

Moléculas são compostos com elementos em proporções definidas e fixas. Uma molécula é feita de átomos unidos pelo que é chamado de ligação covalente. Existem outros tipos de ligação, mas as moléculas usam apenas ligações covalentes nas quais os elétrons externos são compartilhados entre os átomos.

2.

O número atômico é o número de prótons que um átomo possui. É característico e único para cada elemento. A massa atômica é o número de prótons e nêutrons em um átomo. Átomos de um elemento que possui números diferentes de nêutrons (mas um número atômico constante) são denominados isótopos.

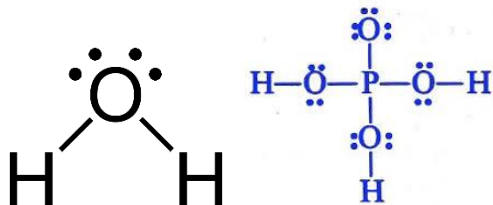
A configuração eletrônica é a distribuição de elétrons de um átomo ou molécula (ou outra estrutura física) em orbitais atômicos ou moleculares.

A partir do período, nós conseguimos determinar o número de níveis de um átomo de qualquer elemento. O subnível mais energético e o número de elétrons podem ser identificados facilmente pela família. Para isso, basta seguir o esquema organizacional abaixo que mostra o subnível em cada área do diagrama e o número de elétrons que haverá em cada caso:

Assim fica muito simples determinarmos o número de níveis e o subnível de maior energia de qualquer elemento químico. 1º) Na (Família IA, 3º período).

Como o sódio (Na) está na Família IA e no 3º Período, seu subnível mais energético é s^1 e o átomo apresenta três níveis. Resumindo: $3s^1$ seria o término da sua distribuição.

Íons negativos. O elemento mais eletronegativo é o flúor, seguido pelo oxigênio, cloro e nitrogênio. Átomos com alta eletronegatividade tendem a formar íons negativos. Íons positivos. O elemento menos eletronegativo (mais eletropositivo) é o cézio, seguido pelo rubídio, potássio e bário. Elementos altamente eletropositivos têm uma forte tendência para formar íons positivos.



4.

As ligações iônicas são formadas quando os átomos se tornam íons ao ganhar ou perder elétrons. O cloro está em um grupo de elementos com sete elétrons em suas camadas externas. Os membros desse grupo tendem a ganhar um elétron, adquirindo uma carga de -1. O sódio está em outro grupo com elementos com um elétron em suas camadas externas. Os membros desse grupo tendem a perder esse elétron externo, adquirindo uma carga de +1. Íons carregados de maneira oposta são atraídos um pelo outro, portanto Cl⁻ (a representação simbólica do íon cloreto) e Na⁺ (o símbolo do íon sódio, usando a palavra grega natrium) formam uma ligação iônica, tornando-se a molécula cloreto de sódio. As ligações iônicas geralmente se formam entre os elementos do Grupo I (com um elétron na camada externa) e o Grupo VIIa (com sete elétrons na camada externa). Tais ligações são relativamente fracas e tendem a se desassociar na água, produzindo soluções que possuem íons Na e Cl.

Ligações covalentes se formam quando átomos compartilham elétrons. Como os elétrons se movem muito rapidamente, eles podem ser compartilhados, preenchendo ou esvaziando efetivamente as camadas externas dos átomos envolvidos na ligação. Tais ligações são chamados de ligações de compartilhamento de elétrons. Em uma ligação covalente, as nuvens de elétrons ao redor dos núcleos atômicos se sobrepõem.

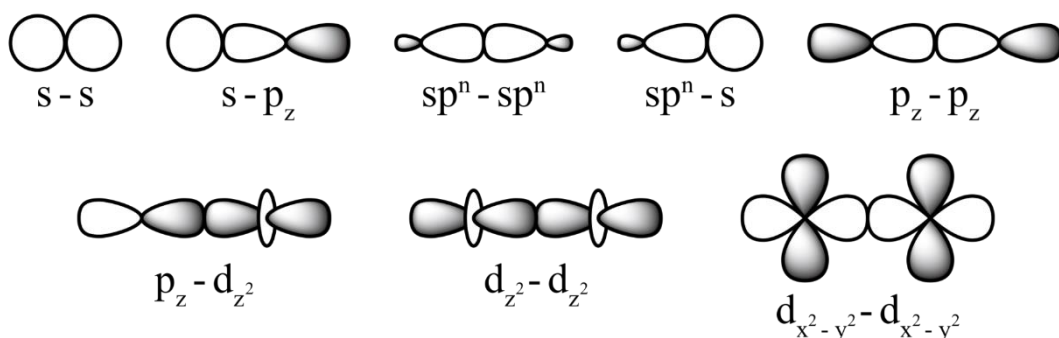
As ligações de hidrogênio resultam da fraca atração elétrica entre dipolos elétricos opostos presentes em moléculas polares. Particularmente, o hidrogênio quando ligado a um átomo eletronegativo (doador de hidrogênio) interagindo com um átomo eletronegativo em outra molécula (aceptor de hidrogênio). Individualmente, essas ligações são muito fracas, embora sejam tomadas em quantidade suficiente, o resultado é forte o suficiente para manter as moléculas unidas ou em uma forma tridimensional.

5.

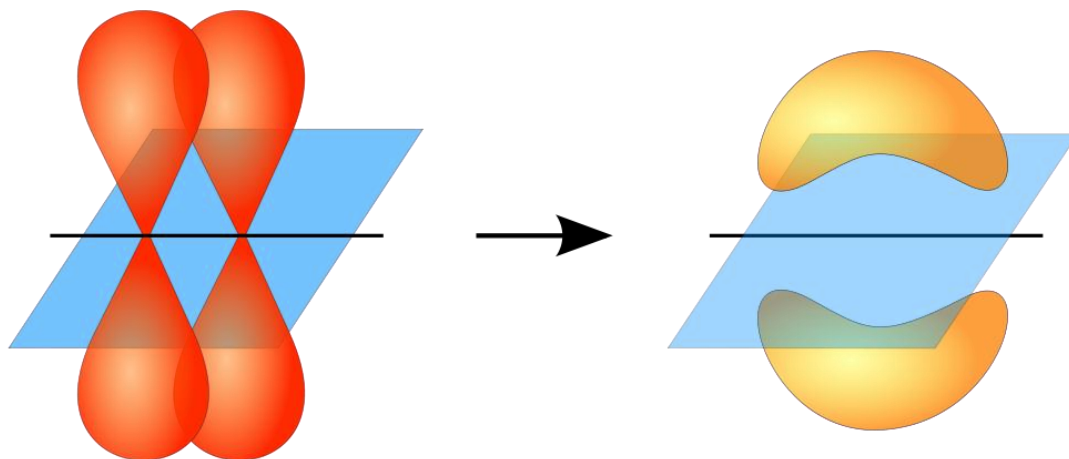
As ligações sigma e pi são ligações covalentes químicas. As ligações sigma e pi são formadas pela sobreposição de orbitais atômicos. As ligações sigma são

formadas por sobreposição de ponta a ponta e as ligações Pi ocorrem quando o lóbulo de um orbital atômico se sobrepõe a outro. Ambos adquiriram seus nomes das letras gregas e do vínculo quando vistos no eixo do vínculo. Uma ligação sigma, σ , se assemelha a um orbital atômico "s" semelhante, e uma ligação pi, π , tem a mesma simetria orbital do orbital p (novamente, em ambos os casos, quando vista no eixo da ligação). Geralmente, as ligações sigma são mais fortes que as ligações pi. Ambos são usados extensivamente para prever o comportamento de moléculas na teoria orbital molecular.

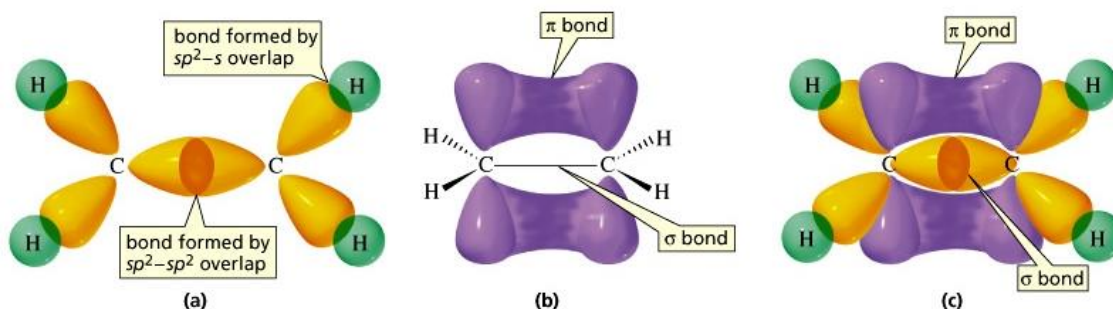
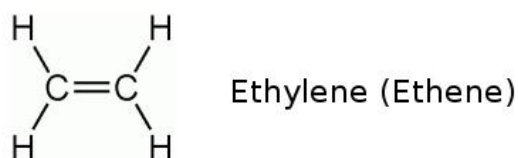
σ bonds



As ligações Pi (π) são um tipo de ligação covalente formada por sobreposição lateral ou lateral de orbitais atômicos.



A figura abaixo ilustra as ligações sigma e pi em uma molécula de eteno. Observe que toda ligação simples consiste em uma ligação sigma e que a ligação dupla é feita de uma ligação sigma e uma ligação pi. Da mesma forma, uma ligação tripla consiste em uma ligação sigma e duas ligações pi. Observe também como as ligações sigma são formadas entre os átomos e como as ligações pi são formadas acima, abaixo ou ao lado da ligação sigma. Em geral, a sobreposição de n orbitais atômicos criará n orbitais moleculares.



6.

Os químicos usam números de oxidação (ou estados de oxidação) para controlar quantos elétrons um átomo possui. Os números de oxidação nem sempre correspondem a cargas reais nas moléculas, e podemos calcular os números de oxidação de átomos envolvidos na ligação covalente (e também iônica). Mais detalhes na resposta da questão 13.

1. O número de oxidação de um elemento livre é sempre 0.
2. O número de oxidação de um íon monatômico é igual à carga do íon.
3. O número de oxidação de H é +1, mas é -1 in quando combinado com menos elementos eletronegativos.
4. O número de oxidação de O nos compostos é geralmente -2, mas é -1 em peróxidos.
5. O número de oxidação de um elemento do Grupo 1 em um composto é +1.
6. O número de oxidação de um elemento do Grupo 2 em um composto é +2.
7. O número de oxidação de um elemento do Grupo 17 em um composto binário é -1.
8. A soma dos números de oxidação de todos os átomos de um composto neutro é 0.
9. A soma dos números de oxidação em um íon poliatômico é igual à carga do íon.

7.

A fórmula molecular indica os números simples de cada tipo de átomo em uma molécula, sem informações sobre a estrutura.

8.

Um orbital também é uma área do espaço em que um elétron será encontrado 90% do tempo. Orbitais, onde os elétrons tendem a ocorrer, são de formas

diferentes. O orbital s é esférico e localizado mais próximo do núcleo. Como cada orbital pode conter no máximo dois elétrons, números atômicos acima de 2 devem preencher os outros orbitais. Os orbitais px, py e pz têm formato de haltere, ao longo dos eixos x, y e z. Os principais níveis de energia (também conhecidos como invólucros) nos quais os elétrons se encaixam são (do núcleo externo) K, L, M e N. Às vezes, esses números são numerados, com configurações eletrônicas sendo: 1s², 2s²2p¹, etc. Esta nomenclatura informa nos, o 1º nível de energia (invólucro) possui 2 elétrons no orbital s e o 2º nível de energia possui 2 elétrons em seu orbital s, mais um elétron em seu orbital p

1. Hibridização sp

O carbono pode ter uma hibridação sp quando está ligado a outros dois átomos com a ajuda de duas ligações duplas ou uma ligação simples e uma tripla. Quando ocorre a hibridação, as moléculas têm um arranjo linear dos átomos com um ângulo de ligação de 180 °.

Exemplo: Hibridação de CO₂.

2. Hibridização sp²

Um átomo de carbono é sp² hibridizado quando a ligação ocorre entre 1 orbital s e dois orbitais p. Existe uma formação de duas ligações simples e uma ligação dupla entre três átomos. Os orbitais híbridos são colocados em um arranjo triangular com ângulos de 120 ° entre as ligações.

Exemplo: Hibridização de grafite

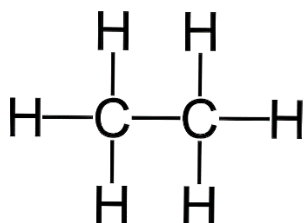
3. hibridação sp³

Quando o átomo de carbono está ligado a outros quatro átomos, diz-se que a hibridação é do tipo sp³. Aqui 1 orbital s e 3 orbitais p na mesma camada de um átomo se combinam para formar quatro novos orbitais equivalentes. O arranjo é tetraédrico com um ângulo de união de 109,5°.

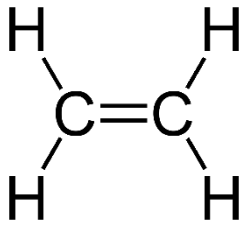
Exemplo: Hibridação de CH₄ (Metano)

9.

Etano



Etano (etileno), nos exercícios estava errado o local.



Etino (acetileno)



10.

Hidrocarbonetos insaturados são hidrocarbonetos que possuem ligações covalentes duplas ou triplas entre átomos de carbono adjacentes. O termo "insaturado" significa que mais átomos de hidrogênio podem ser adicionados ao hidrocarboneto para torná-lo saturado (isto é, consistindo de todas as ligações simples). A configuração de um carbono não saturado inclui cadeia linear, como alcenos e alcinos, bem como cadeias ramificadas e compostos aromáticos.

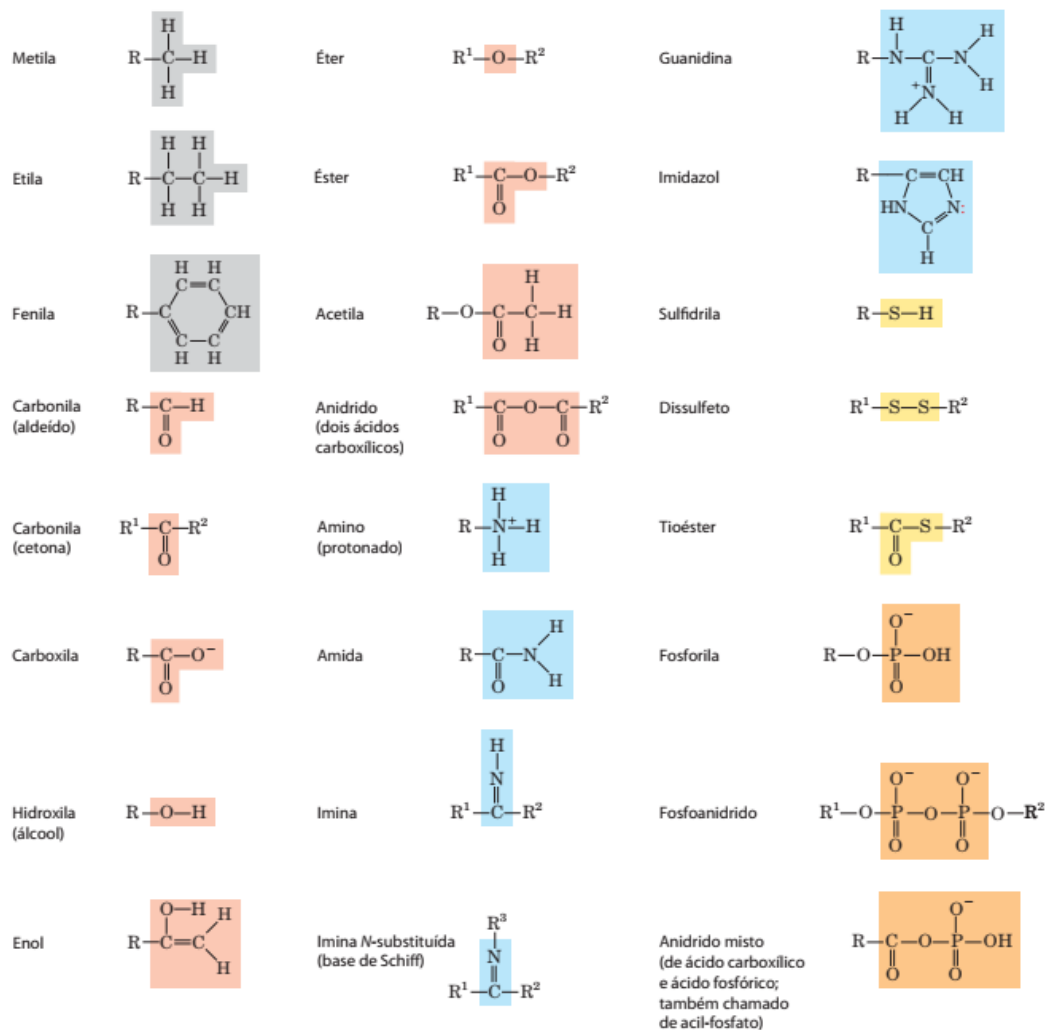
Exceto para compostos aromáticos, os hidrocarbonetos insaturados são principalmente reativos e sofrem múltiplas reações às suas múltiplas ligações.

11.

Isomerismo cis-trans, também conhecido como isomerismo geométrico ou isomerismo configuracional, é um termo usado na química orgânica. Os prefixos "cis" e "trans" são do latim: "deste lado de" e "do outro lado de", respectivamente. No contexto da química, cis indica que os grupos funcionais estão do mesmo lado da cadeia de carbono enquanto trans transmite que os grupos funcionais estão nos lados opostos da cadeia de carbono. Os isômeros cis-trans são estereoisômeros, ou seja, pares de moléculas que têm a mesma fórmula, mas cujos grupos funcionais são rotacionados para uma orientação diferente no espaço tridimensional. Não deve ser confundido com o isomerismo E – Z, que é uma descrição estereoquímica absoluta. Em geral, os estereoisômeros contêm ligações duplas que não giram, ou podem conter estruturas em anel, onde a rotação das ligações é restrita ou impedida. Os isômeros cis e trans ocorrem tanto em moléculas orgânicas quanto em complexos de coordenação inorgânica.

Os isômeros ópticos são dois compostos que contêm o mesmo número e tipos de átomos, e ligações (isto é, a conectividade entre os átomos é a mesma) e diferentes arranjos espaciais dos átomos, mas que têm imagens espelhadas não sobreponíveis. Cada estrutura de imagem invertida não sobreposta é chamada de enantiômero. Moléculas ou íons que existem como isômeros ópticos são chamados quirais.

12.



13.

Gasolina, octano, C_8H_{18} : NOX carbono = -2,25 (média)

Etanol: -1

Carvão: 0

Butano: -2,25 (média)

Portanto, gasolina e butano são mais eficientes para queima. Para verificar como se calcula NOX ler texto abaixo. Há um importante aspecto sobre a oxidação da glicose ao fim da resposta abaixo da questão 13.

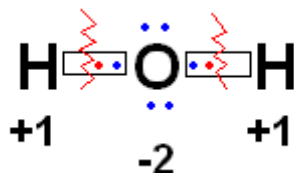
Como saber que espécies ganharam (reduziram) e perderam elétrons (oxidaram)?

As respostas para essas questões estão no conceito de **Número de Oxidação**, mais conhecido como NOX. O NOX é a carga elétrica que um átomo de um elemento adquire quando participa de uma ligação. Se a ligação for iônica, será a sua carga real, mas se for uma ligação covalente (molecular), corresponderá ao caráter parcial que o elemento adquiriria se a ligação fosse rompida e o par de elétrons ficasse com o elemento mais eletronegativo.

A eletronegatividade é a tendência que um elemento tem de atrair elétrons, e o NOX está intimamente ligado a esse conceito.

Por exemplo, a ligação que forma o sal de cozinha (cloreto de sódio - NaCl) é iônica, ou seja, há transferência de elétrons de um átomo para outro. No caso, o sódio (Na) perde um elétron para o cloro, assim se formam dois íons, Na⁺ e Cl⁻. Visto que essa ligação é iônica, o NOX desses elementos é a sua própria carga, isto é, o NOX do Na é +1 e o NOX do Cl é -1.

Agora considere o caso de uma ligação covalente. Uma molécula de água (H₂O) é formada pelo compartilhamento de elétrons entre cada átomo de hidrogênio e o oxigênio, conforme mostrado abaixo. Se essas ligações fossem rompidas, o oxigênio, que é o elemento mais eletronegativo, ficaria com mais dois elétrons, obtendo NOX igual a -2 (porque os elétrons são negativos). Visto que cada hidrogênio perdeu um elétron, o NOX de cada um deles seria +1.



NOX de elementos em uma molécula de água

Assim, se determinarmos o NOX de cada elemento nas reações e observarmos que houve alguma alteração neles, ou seja, que aumentaram ou diminuíram, isso mostrará que a reação é de oxirredução e saberemos quem reduziu e quem oxidou. Se o NOX aumentar, o elemento sofreu oxidação, mas se diminuir, significa que o elemento sofreu redução.

Existem alguns NOX que são fixos, mas o da maioria dos elementos muda de acordo com o tipo de ligação realizado na molécula ou fórmula unitária. Veja alguns exemplos que praticamente permanecem inalterados:

- **H** → o hidrogênio, em quase todos os casos, encontra-se com o NOX igual a **+1**. Ele só terá o NOX -1 se estiver ligado a metais, que são menos eletronegativos que ele;
- **O** → o oxigênio possui NOX **-2** na maioria das substâncias, mas existem algumas exceções: seu NOX será -1 em peróxidos, -1/2 em superóxidos e pode ser +2 ou +1 em fluoretos;
- **Metais alcalinos** (elementos da família 1: Li, Na, K, Rb, Cs) → sempre que estiverem em substâncias compostas, eles terão o NOX **+1**;
- **Metais alcalinoterrosos** (elementos da família 2: Be, Mg, Ca, Sr, Ba) → sempre que estiverem em substâncias compostas, eles terão o NOX **+2**;
- **Halogênios** (elementos da família 17 (ou 7 A): F, Cl, Br, I) → sempre que o halogênio for o elemento mais eletronegativo, que é na maioria dos casos, ele terá o NOX **-1**.

Agora veja algumas regras para a determinação do NOX:

- **Substâncias simples:** o NOX sempre é **zero**;

- **Íons monoatômicos (formados por um único tipo de átomo):** o NOX é igual à própria carga do **íon**;
- **Íons compostos:** A soma dos NOX dos elementos que compõem o íon é sempre igual à sua carga;
- **Substâncias compostas:** A soma dos NOX dos elementos que compõem a substância é sempre zero.

Agora, vamos usar essas regras para determinar o NOX dos elementos nos exemplos abaixo:

- Na^{1+} : NOX = +1 (íon monoatômico)
- N_2 : NOX = 0 (substância simples)
- O_2 : NOX = 0 (substância simples)
- Fe: NOX = 0 (substância simples)
- O^{2-} : NOX = -2 (íon monoatômico)
- F^{1-} : NOX = -1 (íon monoatômico)
- HF: NOX H = +1; NOX F = -1 (veja que a soma de seus NOX é zero (+1 - 1 = 0))
- NH_4^{1+} : NOX H = +1

Para descobrir o NOX do nitrogênio nesse íon composto (NH_4^{1+}), temos que levar em consideração que a soma de seus NOX é igual à carga do íon completo, assim, fazemos o seguinte cálculo:

$$\begin{array}{r|l}
 x & +1 \\
 \hline
 \text{N} & \text{H}_4^{1+} \\
 \hline
 1 \cdot (x) & 4 \cdot (+1) = +1 \\
 \hline
 x + 4 & = +1 \\
 x & = +1 - 4 \\
 x & = -3
 \end{array}$$

Cálculo do **NOX** do nitrogênio no íon amônio

Observe que é necessário multiplicar cada índice pelo NOX do elemento. Assim, descobrimos que o NOX do N é igual a -3 nesse íon.

- CH_4 :

Seguindo o mesmo raciocínio do item anterior, porém com a diferença de que agora é uma substância composta e que, portanto, a soma dos NOX será igual a zero, temos:

$$\begin{array}{c}
 x \quad +1 \\
 \hline
 \text{CH}_4 \\
 1 \cdot x \quad | \quad 4 \cdot (+1) = 0 \\
 x + 4 = 0 \\
 x = -4
 \end{array}$$

Cálculo do NOX do carbono em uma molécula de metano

NOX C = -4, NOX H = +1.

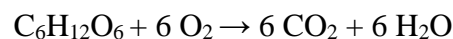
- CaCO₃:

O NOX do Ca é +2, porque ele é um metal alcalino terroso, já o do oxigênio é -2, assim, temos que descobrir o do carbono:

$$\begin{array}{c}
 \begin{array}{c|c|c}
 +2 & x & -2 \\
 \text{Ca} & \text{C} & \text{O}_3 \\
 \hline
 1 \cdot (+2) & 1 \cdot x & 3 \cdot (-2) = 0 \\
 +2 + x - 6 = 0 \\
 x = +6 - 2 \\
 x = +4
 \end{array}
 \end{array}$$

Cálculo do NOX do carbono em uma molécula de carbonato de cálcio

Agora que já sabemos calcular o NOX, vamos descobrir qual elemento reduziu e qual oxidou na reação de respiração celular:



O NOX do oxigênio molecular (O₂) passou de zero para -2, ou seja, ganhou elétrons e se reduziu. O NOX do carbono aumentou de zero para mais quatro, portanto, houve sua oxidação. Apesar de omitido, os elétrons foram recebidos pelo oxigênio através de diversas reações controladas na qual a energia dessas reações pode ser preservada para a síntese de ATP.

15. A água é essencial para a vida pois é o meio no qual a vida surgiu. Ademais, diversas propriedades químicas da água a tornam indispensável para os seres vivos. A água não só pode dissolver quase tudo, mas também é um dos poucos materiais que podem existir como sólido, líquido e gás dentro de uma faixa de temperaturas relativamente estreita. Toda a vida na Terra usa uma membrana que separa o organismo do seu ambiente. Para se manter vivo, o organismo absorve materiais importantes para gerar energia e elimina substâncias tóxicas, como resíduos. A este respeito, a água é essencial simplesmente porque é um líquido a temperaturas semelhantes à da Terra. A água fornece uma maneira eficiente de transferir substâncias de uma célula para o ambiente da célula. Por outro lado, derivar energia de um sólido é uma perspectiva muito mais difícil. Mas

a outra parte da equação - que a água pode transportar coisas para dentro e para fora da célula - tem a ver com a configuração química exclusiva da água.

A molécula de água é composta por dois átomos de hidrogênio ligados a um átomo de oxigênio. A maneira como eles se unem faz da água esse maravilhoso solvente universal, o que significa que quase todas as substâncias podem se dissolver na água. Isso ocorre porque a molécula tem polaridade, o que significa que os átomos de hidrogênio tendem a se agrupar em um lado da molécula, criando uma região positiva, enquanto o terminal de oxigênio tem uma carga negativa. A extremidade positiva do hidrogênio tende a atrair íons negativos (ou átomos com um elétron extra na camada externa), enquanto a região negativa atrai os íons positivos (que tiveram um de seus elétrons arrancados). A água, com suas incríveis propriedades dissolventes, é o meio perfeito para transmitir substâncias, como fosfatos ou íons cálcio, para dentro e para fora de uma célula.

Outra característica da água é que ela pode atuar como um sólido, líquido e gás dentro da faixa de temperaturas que ocorrem na Terra. Outras moléculas que foram identificadas como boas candidatas a sustentar a vida tendem a ser líquidas a temperaturas ou pressões que seriam inóspitas para a maioria das formas de vida conhecidas. O fato de que a água pode estar em todas as três fases em uma faixa relativamente pequena de pressões cria muitas oportunidades para a vida florescer. Todos os três estados de água disponíveis em nosso planeta criam essa variedade de habitats e microclimas.

16.

A água está em uma classe por si só com propriedades excepcionais quando comparada com outros materiais. As propriedades anômalas da água são aquelas em que o comportamento da água líquida é totalmente diferente do encontrado com outros líquidos. Essas ligações de hidrogênio também produzem e controlam o arranjo tetraédrico local das moléculas de água. A força e a direcionalidade das ligações de hidrogênio controlam o comportamento termodinâmico e dinâmico da água líquida. Se a ligação de hidrogênio não existisse, a água se comportaria de maneira não anômala como esperado de moléculas semelhantes. Nenhum outro material é comumente encontrado como sólido (gelo), líquido (água) ou gás (vapor). Água congelada (gelo) também mostra anomalias quando comparada com outros sólidos. Embora seja uma molécula aparentemente simples (H_2O), possui um caráter altamente complexo e anômalo devido à sua ligação inter-molecular ao. Como gás, a água é uma das mais leves conhecidas, como líquido, é muito mais densa que o esperado e, como sólido, é muito mais leve que o esperado quando comparada à sua forma líquida. Pode ser extremamente escorregadio e extremamente pegajoso ao mesmo tempo, e esse comportamento de "enfiar / escorregar" é como reconhecemos a sensação da água. A água é a molécula mais coesa do universo. Muitas outras anomalias da água ainda podem ser descobertas, como o possível vínculo da água com a supercondutividade à temperatura ambiente. As explicações para as anomalias da água devem ser amplas o suficiente para cobrir todas as anomalias, com explicações adequadas apenas para uma

subclasse de anomalias (e não adequadas para outras), sendo de interesse, mas de pouca utilidade.

Como a água líquida é tão comum em nossas vidas cotidianas, é frequentemente considerada um líquido "típico". Na realidade, a água é mais atípica como um líquido, comportando-se como um material bastante diferente a baixas temperaturas do que quando está quente, com uma temperatura de divisão de cerca de 50 ° C. Muitas vezes foi afirmado (por exemplo) que a vida depende dessas propriedades anômalas da água. As propriedades macroscópicas anômalas da água são derivadas de sua estrutura microscópica e refletem o equilíbrio entre estruturas de baixa e alta densidade.

A alta coesão entre as moléculas proporciona um alto ponto de congelamento e derretimento, de modo que nós e nosso planeta somos banhados em água líquida. A grande capacidade de calor, a alta condutividade térmica e o alto teor de água nos organismos contribuem para a regulação térmica e evitam flutuações de temperatura local, permitindo assim controlar a temperatura do corpo mais facilmente. O alto calor latente da evaporação fornece resistência à desidratação e considerável resfriamento evaporativo. Possui propriedades únicas de hidratação para importantes macromoléculas biológicas (particularmente proteínas e ácidos nucleicos) que determinam suas estruturas tridimensionais e, portanto, suas funções biológicas em solução. Essa hidratação forma géis que podem sofrer reversivelmente as transições de fase gel-sol subjacentes a muitos mecanismos celulares. A água ioniza e permite a fácil troca de prótons entre moléculas, contribuindo assim para a riqueza das interações iônicas na biologia. Ele capta facilmente a carga positiva ao escovar contra todos os materiais testados, exceto o ar onde capta uma carga negativa [2703]. Além disso, é um excelente solvente devido à sua polaridade, alta permissividade relativa (constante dielétrica) e tamanho pequeno, principalmente para compostos e sais polares e iônicos.

A 4 ° C, a água se expande com aquecimento ou resfriamento. Essa densidade máxima, juntamente com a baixa densidade de gelo, resulta em (i) a necessidade de que todo o corpo de água doce (não apenas a superfície) esteja próximo de 4 ° C antes que ocorra o congelamento, (ii) o congelamento dos rios, lagos e oceanos é de cima para baixo, permitindo a sobrevivência da ecologia do fundo, isolando a água de mais congelamentos, refletindo a luz solar no espaço e permitindo o degelo rápido; águas que transportam oxigênio que provê vida para as profundezas. A grande capacidade de calor dos oceanos e mares permite que eles atuem como reservatórios de calor, de modo que a temperatura do mar varie apenas um terço da temperatura da terra e modere o clima do nosso planeta (por exemplo, a corrente do Golfo transporta calor tropical para o noroeste da Europa). A compressibilidade da água reduz o nível do mar em cerca de 40 m, dando-nos 5% a mais de terra. A alta tensão superficial da água, além de sua expansão no congelamento, incentiva a erosão das rochas para fornecer solo para nossa agricultura.

Entre as anomalias da água, são notáveis as propriedades opostas da água quente e fria, com o comportamento anômalo mais acentuado em baixas temperaturas, onde as propriedades da água super-resfriada frequentemente divergem das do gelo hexagonal. Em particular, várias propriedades da água mudam a cerca de 50 ° C; logo acima da temperatura corporal de mamíferos e sobre os quais muitas proteínas desnaturam. Como a água líquida fria (super-resfriada) é aquecida, as moléculas individuais encolhem, a água a granel encolhe e se torna menos fácil de compactar, seu índice de refração aumenta, a velocidade do som dentro dela aumenta, os gases se tornam menos solúveis e é mais fácil aquecer e conduzir melhor o calor. Por outro lado, à medida que a água quente líquida é aquecida, ela se expande, fica mais fácil comprimir, seu índice de refração diminui, a velocidade do som diminui, os gases se tornam mais solúveis, é mais difícil de aquecer e é um condutor mais pobre de água. calor. Com a pressão crescente, as moléculas individuais se expandem, as moléculas de água fria se movem mais rapidamente, mas as moléculas de água quente se movem mais devagar. A água quente congela mais rápido que a água fria e o gelo derrete quando comprimido, exceto em altas pressões quando a água líquida congela quando comprimida.