

Tema/ Conhecimento: Estrutura da Matéria

Habilidades: (EF09CI01) Investigar as mudanças de estado físico da matéria e explicar essas transformações com base no modelo de constituição submicroscópica. (EF09CI02) Comparar quantidades de reagentes e produtos envolvidos em transformações químicas, estabelecendo a proporção entre as suas massas.

NOME:

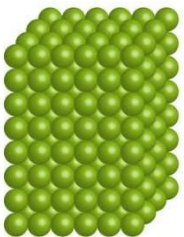

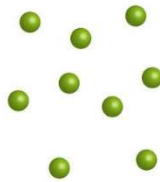
DATA:

UNIDADE ESCOLAR:

Interações entre as moléculas e as mudanças físicas

Toda a matéria é composta por átomos, mas estes átomos não estão isolados, estão sempre interagindo uns com os outros. A interação pode ser de duas formas, quando ligados diretamente formando um conjunto de átomos, é chamado de molécula, uma molécula pode ser composta por átomos iguais, como o O_2 , ou átomos diferentes, como o H_2O . A segunda forma de interação é chamada intermolecular, que ocorre entre as moléculas ou átomos de gases nobres.

As interações intramoleculares identificam qual é a substância, enquanto as interações intermoleculares são essenciais para identificar o estado físico das substâncias. H_2O e H_2O_2 são substâncias com os mesmos elementos, Hidrogênio e Oxigênio, mas são substâncias bem distintas, a primeira é a água e a segunda é conhecida como água oxigenada ou peróxido de hidrogênio. As interações intermoleculares dependem de uma energia de interação que determina a proximidade das moléculas.

Sólido: Moléculas/átomos muito próximas entre si	Líquido: Moléculas/átomos com distância intermediária entre si	Gasoso: Moléculas/átomos distantes entre si
		
Disponível em: < https://tinyurl.com/y7ch8uac >. Acesso em 21 de maio de 2020 (Adaptada)	Disponível em: < https://tinyurl.com/y7ch8uac >. Acesso em 21 de maio de 2020 (Adaptada)	Disponível em: < https://tinyurl.com/y7ch8uac >. Acesso em 21 de maio de 2020 (Adaptada)

A energia de interação entre o O_2 com outras moléculas de O_2 é mais fraca que a energia de interação do H_2O com outras moléculas de H_2O . O estado físico do O_2 é gasoso e o estado físico do H_2O é líquido.

- Quanto mais forte a interação intermolecular, mais próximas as moléculas estão, portanto, o estado físico é o sólido.
- Se a interação intermolecular é de intensidade intermediária, a distância das moléculas também é intermediária, portanto, o estado físico é o líquido.
- Quanto mais fraca a interação intermolecular, mais distantes as moléculas estão, portanto, o estado físico é o gasoso.

Ligações Químicas

Existem três tipos de ligações químicas intramoleculares: **Ligação Covalente**, **Ligação Iônica** e **Ligação metálica**.

Ligação Covalente

Ligação forte, não conduz eletricidade, pode ou não ser solúvel em água, quando misturado com água não libera íons nem conduz eletricidade

Ligação Iônica

Ligação intermediária, não conduz eletricidade, pode ou não ser solúvel em água, quando misturado com água libera íons e conduz eletricidade

Ligação Metálica

Ligação intermediária, conduz eletricidade, insolúvel em água, normalmente no estado sólido (exceto o Mercúrio).

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18				
1 H 1,008 Hidrogênio	Atômico Sim Nome Massa																2 He 4,0026 Hélio				
3 Li 6,94 Lítio	4 Be 9,0122 Berílio	C Sólido Hg Líquido H Gasoso Rf Desconhecido														5 B 10,81 Boro	6 C 12,011 Carbono	7 N 14,007 Nitrogênio	8 O 15,999 Oxigênio	9 F 18,998 Flúor	10 Ne 20,180 Neônio
11 Na 22,990 Sódio	12 Mg 24,305 Magnésio	Metals alcalinos Metals alcalino-terrosos Lantanóides Actinóides Metals de transição Metals de pós transição Semimetals Outros não-metals Gases nobres														13 Al 26,982 Alumínio	14 Si 28,085 Silício	15 P 30,974 Fósforo	16 S 32,06 Enxofre	17 Cl 35,45 Cloro	18 Ar 39,948 Argônio
19 K 39,098 Potássio	20 Ca 40,078 Cálcio	21 Sc 44,956 Escândio	22 Ti 47,867 Titânio	23 V 50,942 Vanádio	24 Cr 51,996 Cromo	25 Mn 54,938 Manganês	26 Fe 55,845 Ferro	27 Co 58,933 Cobalto	28 Ni 58,693 Níquel	29 Cu 63,546 Cobre	30 Zn 65,38 Zinco	31 Ga 69,723 Gálio	32 Ge 72,630 Germânio	33 As 74,922 Arsênio	34 Se 78,971 Selênio	35 Br 79,904 Bromo	36 Kr 83,798 Criptônio				
37 Rb 85,468 Rubídio	38 Sr 87,62 Estrôncio	39 Y 88,906 Ítrio	40 Zr 91,224 Zircônio	41 Nb 92,906 Níobio	42 Mo 95,95 Molibdênio	43 Tc (98) Tecnécio	44 Ru 101,07 Rutênio	45 Rh 102,91 Ródio	46 Pd 106,42 Paládio	47 Ag 107,87 Prata	48 Cd 112,41 Cádmio	49 In 114,82 Índio	50 Sn 118,71 Estanho	51 Sb 121,76 Antimônio	52 Te 127,60 Telúrio	53 I 126,90 Iodo	54 Xe 131,29 Xenônio				
55 Cs 132,91 Césio	56 Ba 137,33 Bário	57-71 Lantanóides	72 Hf 178,49 Háfnio	73 Ta 180,95 Tântalo	74 W 183,84 Tungstênio	75 Re 186,21 Rênio	76 Os 190,23 Osmio	77 Ir 192,22 Írídio	78 Pt 195,08 Platina	79 Au 196,97 Ouro	80 Hg 200,59 Mercúrio	81 Tl 204,38 Tálio	82 Pb 207,2 Chumbo	83 Bi 208,98 Bismuto	84 Po (209) Polônio	85 At (210) Astato	86 Rn (222) Rádion				
87 Fr (223) Frâncio	88 Ra (226) Rádio	89-103 Atinóides	104 Rf (261) Rutherfordio	105 Db (268) Dubnio	106 Sg (269) Seabórgio	107 Bh (270) Bóhrio	108 Hs (277) Hássio	109 Mt (278) Meitnério	110 Ds (281) Darmstátio	111 Rg (282) Roentgênio	112 Cn (285) Copernício	113 Nh (286) Nihoníum	114 Fl (289) Fleróvio	115 Mc (290) Moscóvium	116 Lv (293) Livermório	117 Ts (294) Tennessino	118 Og (294) Oganessoro				

Tabela Periódica Direitos autorais de design e interface © 1997 Michael Dayah Tabela com Última atualização 16/06/2017

57 La 138,91 Lantânio	58 Ce 140,12 Cério	59 Pr 140,91 Praseodímio	60 Nd 144,24 Neodímio	61 Pm (145) Promécio	62 Sm 150,36 Samário	63 Eu 151,96 Európio	64 Gd 157,25 Gadolínio	65 Tb 158,93 Térbio	66 Dy 162,50 Disprósio	67 Ho 164,93 Hólmio	68 Er 167,26 Erbólio	69 Tm 168,93 Tulio	70 Yb 173,05 Íterbio	71 Lu 174,97 Lutécio
89 Ac (227) Actínio	90 Th 232,04 Tório	91 Pa 231,04 Protactínio	92 U 238,03 Urânio	93 Np (237) Neptúnio	94 Pu (244) Plutônio	95 Am (243) Americio	96 Cm (247) Cúrio	97 Bk (247) Berkelíio	98 Cf (251) Califórnia	99 Es (252) Einstênio	100 Fm (257) Férmio	101 Md (258) Mendelevio	102 No (259) Nobelio	103 Lr (266) Laurêncio

Consulte essa tabela em seu livro didático.

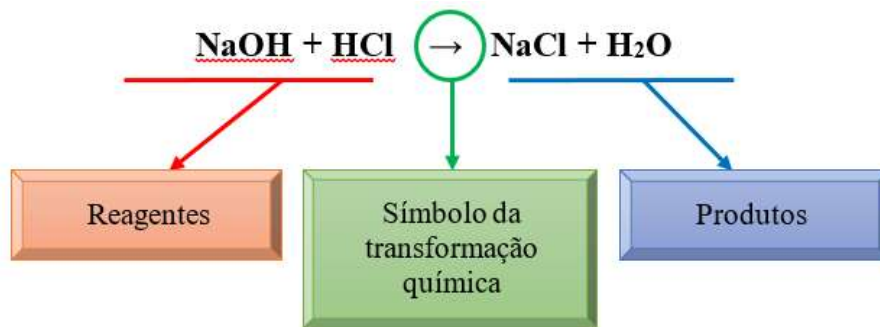
Observe na legenda da tabela periódica, existem vários tipos de metais, os semimetais e os não metais. Ligação covalente ocorre entre um não-metal com outro não-metal, as ligações iônicas ocorrem entre um não-metal com um metal e a ligação metálica ocorre entre um metal com outro metal. Por exemplo:

- NO_2 – Ligação entre o Nitrogênio (período 2, grupo 15) e o Oxigênio (período 2, grupo 16), os dois são não-metais, portanto ligação covalente.
- NaCl – Ligação entre o Sódio (período 3, grupo 1) e o Cloro (período 3 grupo 17), um metal e um não-metal, portanto ligação iônica.
- Fe – A representação de um sólido metálico pode ser feita apenas com o símbolo do elemento (ou dos elementos caso seja uma liga), no caso vários átomos de Ferro (período 4, grupo 8) estão ligados entre si formando uma ligação metálica.

Transformações e Reações Químicas

As transformações químicas são aquelas que quando acontecem as substâncias mudam o que elas são, mas essas transformações não são aleatórias nem mesmo são desconhecidas. Para identificar esse fenômeno, o estudo das transformações químicas estruturou o que é chamado de reações químicas.

Nas reações químicas existem duas partes, os reagentes e os produtos. Os reagentes são as substâncias que existiam antes da transformação química e os produtos são o resultado da transformação química.



Leis ponderais

Todas as reações químicas seguem uma proporção e as massas presentes nos reagentes e nos produtos devem ser iguais, essas regras são chamadas de Leis ponderais. A primeira lei ponderal é conhecida como **Lei da conservação das massas** ou **Lei de Lavoisier**, enunciada da seguinte forma: A massa dos reagentes é igual a massa dos produtos, ou também pela célebre frase “Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”. A segunda lei ponderal é conhecida como **Lei das proporções fixas** ou **Lei de Proust**, enunciada da seguinte forma: A proporção em massa das substâncias que reagem e que são produzidas numa reação é fixa, constante e invariável. Cada átomo de um elemento químico possui uma massa específica, que está indicada na tabela periódica, por exemplo os elementos da reação apresentada anteriormente:

- Na = 22,99u \approx 23u
- O = 15,99u \approx 16u
- H = 1,008u \approx 1u
- Cl = 35,45u \approx 35,5u

A massa de uma molécula é a soma das massas de todos os átomos presentes nela, portanto:

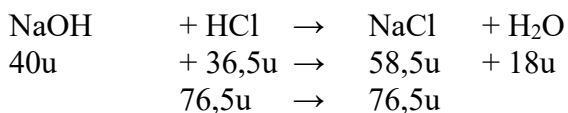
$$23\text{u (Na)} + 16\text{u (O)} + 1\text{u (H)} = 40\text{u (NaOH)}$$

$$1\text{u (H)} + 35,5\text{u (Cl)} = 36,5\text{u (HCl)}$$

$$23\text{u (Na)} + 35,5\text{u (Cl)} = 58,5\text{u (NaCl)}$$

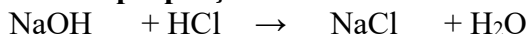
$$1\text{u (H)} + 1\text{u (H)} + 16\text{u (O)} = 18\text{u (H}_2\text{O)}$$

Lei da conservação das massas



A massa presente nos reagentes SEMPRE será igual a massa presente nos produtos, mesmo que individualmente sejam distintas, mas a soma das massas de todos os reagentes é igual a soma da massa de todos os produtos.

Lei das proporções fixas



A proporção entre as moléculas nessa reação é:

1 molécula de NaOH reage com 1 molécula de HCl formando 1 molécula de NaCl e 1 molécula de H₂O, portanto a proporção é 1:1:1:1. Essa proporção é invariável nessa equação, e para determinar essa proporção é feito o balanceamento da equação química.

O que implica que se aumentar a quantidade de moléculas de qualquer reagente, a quantidade necessária do outro reagente será proporcional. Por exemplo:

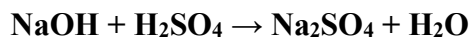
3 moléculas de NaOH vai precisar de 3 moléculas de HCl, formando então 3 moléculas de NaCl e 3 moléculas de H₂O.

5 moléculas de NaOH vai precisar de 5 moléculas de HCl, formando então 5 moléculas de NaCl e 5 moléculas de H₂O.

Balanceamento das equações químicas

Balancear uma equação química é deixar essa equação proporcional tanto em quantidade de moléculas quanto em massa, ou seja, estar de acordo com as leis ponderais.

Observe o exemplo:



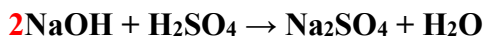
Quantidade de átomos presentes nos reagentes:

Na = 1
O = 5 (1+4)
H = 3 (1+2)
S = 1

Quantidade de átomos presentes nos produtos:

Na = 2
O = 5 (4+1)
H = 2
S = 1

As quantidades de átomos no reagente e no produto estão diferentes, portanto, é necessário que a equação química seja balanceada. Observe que os elementos Na (sódio) e H (hidrogênio) estão diferentes, então a proporção deve ser ajustada.



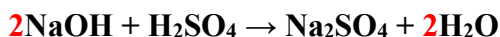
Quantidade de átomos presentes nos reagentes:

Na = 2
O = 6 (2+4)
H = 4 (1+2)
S = 1

Quantidade de átomos presentes nos produtos:

Na = 2
O = 5 (4+1)
H = 2
S = 1

A tentativa de igualar foi aumentar a proporção da molécula de NaOH, observe que não foi alterado para ficar Na₂OH que seria uma outra substância (que na verdade não existe), com isso as quantidades atômicas de O (oxigênio) e H (hidrogênio) presentes na molécula foram alteradas em decorrência disso.



Quantidade de átomos presentes nos reagentes:

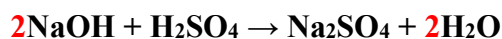
Na = 2
O = 6 (2+4)
H = 4 (2+2)
S = 1

Quantidade de átomos presentes nos produtos:

Na = 2
O = 6 (4+2)
H = 4
S = 1

Agora a tentativa de igualar a proporção da molécula de H₂O, assim como na tentativa anterior, foi alterada a proporção da molécula, não a quantidades de átomos dentro dela, a quantidade de átomos de H (hidrogênio) ficou igual em reagentes e produtos e O (oxigênio) foi alterado em decorrência disso.

Observe:



Na = 23u
O = 16u
H = 1u
S = 32u

$2 \times (23+16+1) + 1+1+32+16+16+16+16$
 $2 \times (40) + 2+32+64$
80 + 98
178u

Na = 23u
O = 16u
H = 1u
S = 32u

$23+23+32+16+16+16+16 + 2 \times (1+1+16)$
 $46+32+64 + 2 \times (18)$
142 + 36
178u

As massas são iguais, portanto, a lei da conservação das massas foi cumprida, onde do reagente para o produto, não foi criada nem perdida nenhuma massa, mas as substâncias são diferentes, portanto, se transformaram.

Assim como a lei das proporções fixas foi cumprida, pois as proporções em partículas dessa reação sempre será 2:1:1:2 e em massa sempre será 80u:98u:142u:36u, invariavelmente.

RESPONDA AS ATIVIDADES EM SEU CADERNO

01. Quais os três estados físicos da matéria e como as moléculas se organizam em cada um deles?
02. A intensidade das interações intermoleculares pode determinar o estado físico, se a interação for muito forte, o estado físico é
- (A) gasoso.
 - (B) sólido
 - (C) líquido
 - (D) indeterminado
03. As ligações químicas são ligações entre átomos de tipos específicos. Determine quais os tipos de átomos para cada ligação química.
- a) Ligação covalente
 - b) Ligação iônica
 - c) Ligação metálica
04. Quais são as partes de uma reação química e qual o símbolo que representa a transformação química?
05. Observe a reação a seguir e determine o nome dos elementos presentes. (consulte a tabela periódica para responder).
- $$2 \text{KI} + \text{PbCl}_2 \rightarrow \text{PbI}_2 + 2 \text{KCl}$$
06. Uma reação química consiste em dois reagentes, X e Y, e um produto, Z. A massa de X foi determinada antes da reação acontecer e era 58g. A massa de Z foi determinada após a reação ocorrer e é 112g. Qual a massa de Y?
07. Uma reação química consiste em três reagentes, K, L e M, e dois produtos, N e O com a proporção em massa de 30:25:40:45:50. Se a massa que reagiu de K era de 90, qual é a massa de todos os outros componentes da reação?
08. Balanceie a seguinte reação química
- $$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{CaSO}_4$$