

# Química

Bernardo Basques

## Contents

<b>1</b>	<b>Átomos</b>	<b>5</b>
1.1	modelo atomico . . . . .	5
1.2	Semelhanças atomicas . . . . .	6
<b>2</b>	<b>Tabela periódica</b>	<b>6</b>
<b>3</b>	<b>Ligações</b>	<b>7</b>
3.1	Ionica . . . . .	7
3.2	Ligação covalente ou molecular . . . . .	9
3.2.1	Datativas . . . . .	9
3.2.2	Polaridade . . . . .	10
<b>4</b>	<b>Funções</b>	<b>11</b>
4.1	ácidos . . . . .	11
4.2	Bases . . . . .	13
4.3	Sais . . . . .	13
4.4	Óxidos . . . . .	14
4.4.1	Oxidos acidos . . . . .	14

4.4.2	Oxidos basicos . . . . .	15
4.4.3	Oxidos neutros . . . . .	15
<b>5</b>	<b>Reações</b>	<b>16</b>
5.1	Combustão . . . . .	16
5.2	Precipitação . . . . .	16
5.3	Decomposição . . . . .	17
5.4	Oxirredução . . . . .	17
5.4.1	Nox . . . . .	17
5.4.2	Oxirredução . . . . .	17
5.4.3	Deslocamento . . . . .	18
<b>6</b>	<b>Estequiometria</b>	<b>20</b>
6.1	Massa atômica(u) . . . . .	20
6.2	Massa molecular e formula . . . . .	20
6.3	Quantidade de matéria(mol) . . . . .	20
6.4	Cálculos estequimétricos . . . . .	21
6.5	Lei geral dos gases . . . . .	21
<b>7</b>	<b>Termoquímica</b>	<b>22</b>
7.1	Calculo de $\Delta H$ . . . . .	22
7.1.1	Entalpia padrão de formação . . . . .	22
7.1.2	Energia de ligação . . . . .	23
7.1.3	Lei de Hess . . . . .	23

<b>8</b>	<b>Soluções</b>	<b>23</b>
8.1	Classificação . . . . .	24
8.1.1	Quanto ao estado físico . . . . .	24
8.1.2	Quanto à condução de corrente elétrica . . . . .	24
8.1.3	Quanto à concentração . . . . .	24
8.1.4	Quanto à saturação . . . . .	24
8.1.5	Quanto ao impacto da temperatura na solubilidade .	25
8.2	Aspectos quantitativos . . . . .	25
8.2.1	Concentração comum . . . . .	25
8.2.2	Concentração molar / molaridade . . . . .	25
8.2.3	Concentração percentual . . . . .	25
8.2.4	PPM, PPB, PPT... . . . .	25
8.2.5	Diluição . . . . .	26
8.2.6	Mistura de soluções . . . . .	26
8.2.7	Titulação . . . . .	26
<b>9</b>	<b>Propriedades coligativas</b>	<b>27</b>
9.1	Conceitos importantes . . . . .	27
9.1.1	Diagrama de fases . . . . .	27
9.1.2	Pressão máxima de vapor . . . . .	30
9.1.3	Tonoscopia . . . . .	30
9.1.4	Ebulioscopia . . . . .	31
9.1.5	Crioscopia . . . . .	31

9.1.6 Osmocopia . . . . .	32
<b>10 Equilíbrio químico</b>	<b>32</b>
10.1 Deslocamento do equilíbrio . . . . .	33
10.1.1 Concentração de reagentes . . . . .	33
10.1.2 Temperatura . . . . .	33
10.1.3 Pressão . . . . .	33
10.1.4 Catalisadores . . . . .	34
<b>11 Cinética química</b>	<b>34</b>
11.1 Velocidade média . . . . .	34
11.1.1 Velocidade média da reação . . . . .	35
11.2 Teoria das colisões . . . . .	35
11.2.1 Fatores que influenciam a velocidade das reações .	35
11.3 Lei das velocidades . . . . .	36
11.3.1 Reações elementares . . . . .	37
11.3.2 Reações não elementares . . . . .	37

# 1 Átomos

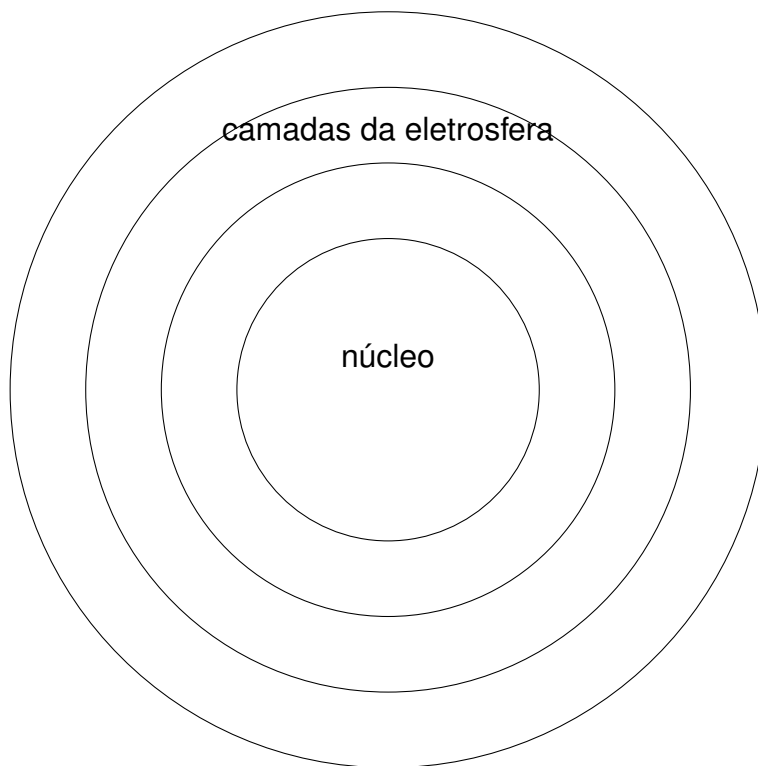
## 1.1 modelo atômico

O modelo atômico que estudamos é o modelo Rutherford-Bohr. Nele:

há um núcleo formado por prótons(positivos) e nêutrons(neutros) que é orbitado por uma eletrosfera, isto é há elétrons(negativos) orbitando o núcleo, **Como se fosse um sistema planetário**

Os elétrons possuem níveis de energia, isto é, quando eles absorvem energia, saltam para uma camada mais externa, longe do núcleo(se excitam), no entanto ao liberarem energia voltam ao seu estado normal, mais próximos ao núcleo

Curiosidade: há um modelo mais preciso sobre a composição dos átomos, o qual está ligado a física quântica, mas por simplicidade e por ser capaz de explicar os fenômenos do cotidiano usamos o de rutherford-bohr



## 1.2 Semelhanças atômicas

- IsotoPos Átomos com o mesmo número de prótons, mas número de nêutrons diferentes

**Por terem o mesmo número de prótons(número atômico) são do mesmo elemento.**

- Isotópicos Átomos com o mesmo número de prótons
- Isobáricos Mesma massa mas número de prótons diferente

**A massa é dada pela soma do numero de protons + neutrons, os eletrons tem massa desprezível**

- Isoeletronicos Atomos que possuem o mesmo numero de eletrons

	massa	protons	neutrons	eletrons
isobaros	=	≠	≠	≠
isobaros	≠	=	≠	≠
isobaros	≠	≠	=	≠
isobaros	≠	≠	≠	=

## 2 Tabela periódica

# Tabela Periódica dos Elementos

1 IA	Novo Original																18 VIIA
1 H Hidrogênio 1,00784	2 He Hélio 4,002602																
3 Li Lítio 6,941	4 Be Berílio 9,012182																
5 Na Sódio 22,989769	6 Mg Magnésio 24,3050																
7 K Potássio 39,0983	8 Ca Cálcio 40,078	9 Sc Escândio	10 Ti Titânio	11 V Vanádio	12 Cr Cromo	13 Mn Manganês	14 Fe Ferro	15 Co Cobalto	16 Ni Níquel	17 Cu Cúprum	18 Zn Zinco	19 Ga Gálio	20 Ge Germânio	21 As Arsênio	22 Se Selênio	23 Br Bromo	24 Kr Criptônio
37 Rb Rúbio 85,4678	38 Sr Estrôncio	39 Y Ítrio	40 Zr Zircônio	41 Nb Níquel	42 Mo Molibdênio	43 Tc Técnetio	44 Ru Ródio	45 Rh Ródio	46 Pd Paládio	47 Ag Prata	48 Cd Cádmio	49 In Índio	50 Sn Estanho	51 Sb Antimônio	52 Te Telúrio	53 I Iodo	54 Xe Xenônio
55 Cs Césio 132,9054	56 Ba Bário	57 to 71 Lantanídeos	72 Hf Háfnio	73 Ta Tântalo	74 W Tungstênio	75 Re Rênio	76 Os Osmídio	77 Ir Írídio	78 Pt Platina	79 Au Ouro	80 Hg Mercúrio	81 Tl Telúrio	82 Pb Chumbo	83 Bi Bismuto	84 Po Polônio	85 At Astato	86 Rn Radônio
87 Fr Frâncio	88 Ra Rádio	89 to 103 Atinídeos	104 Rf Rúfênio	105 Db Dúmbio	106 Sg Seabórgio	107 Bh Bório	108 Hs Háscio	109 Mt Moscúvio	110 Ds Darmstádio	111 Rg Régbio	112 Uub Unúmbio	113 Uut Unútrio	114 Uuq Unúnquadio	115 Uup Unúpentio	116 Uuh Unúheptio	117 Uus Unúseptio	118 Uuo Unúoctio

Massas atômicas em parênteses são aquelas do isótopo mais estável ou comum.

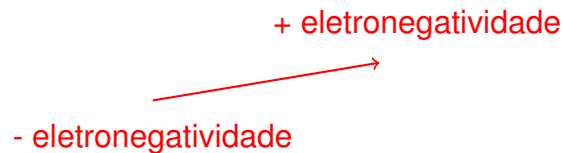
Fonte: [www.chemicalelements.com](http://www.chemicalelements.com)

é importante saber alguns conceitos que são facilmente vistos na tabela periodica:

- Os elementos de um mesmo período possuem o mesmo numero de camadas preenchidas
  - As colunas terminadas de a falam quantos eletrons há na camada de valencia ex: Os elementos da camada 1A tem um eletron a mais do que o necessário para se estabilizar, portanto perdem elemento Já os da 7A só precisam de 1 e- para se estabilizar, portanto vão tentar pegar ele de um outro atomo.
- Os da 8A possuem os 8 eletrons na sua camada de valencia logo já estão estabilizados e não vão participar de reações.(gases nobres)

Há alguns conceitos importantes na tabela periodica que seram necessários mais a frente:

- Eletronegatividade: O quanto um elemento vai tentar pegar eletrons de outros



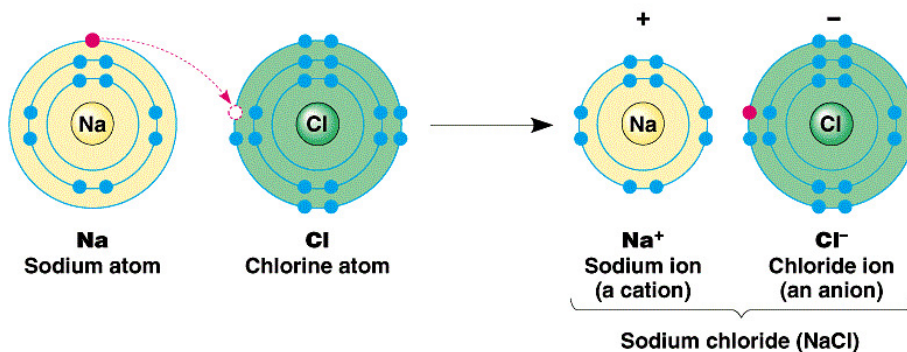
Por isso os ametais possuem tendencia a atrair eletrons, pois esses estão na parte da direita de cima da tabela, onde são mais eletronegativos

## 3 Ligações

### 3.1 Ionica

**ametal + metal**

Nela o ametal "roubara" um eletron do metal, por ser mais eletronegativo



Assim, se formaram os ions  $Na^+ Cl^-$  Esses ions então se juntaram e formaram a substancia NaCl

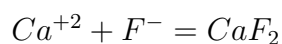
Ao entrarem em contato com água essas substancias geralmente se separam pois, a água é uma molecula polar(tem eletrons concentrados em um lado e portanto tem um lado mais negativo que outro) e como a unica coisa que prende os atomos juntos é sua carga(opostos se atraem), eles se separam, dissociando.

Considerando que a carga de uma substancia estavel deve ser neutra, tente realizar a montagem das seguintes formulas:

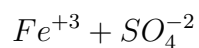
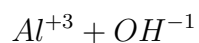
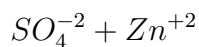
Exemplo:  $Ca^{+2} + F^-$

Ca tem tendencia em perder dois eletrons, já o F ganhar 1

Logo com 2F para um Ca teriamos um resultado balanceado



$$-1 + -1 + +2 = 0$$

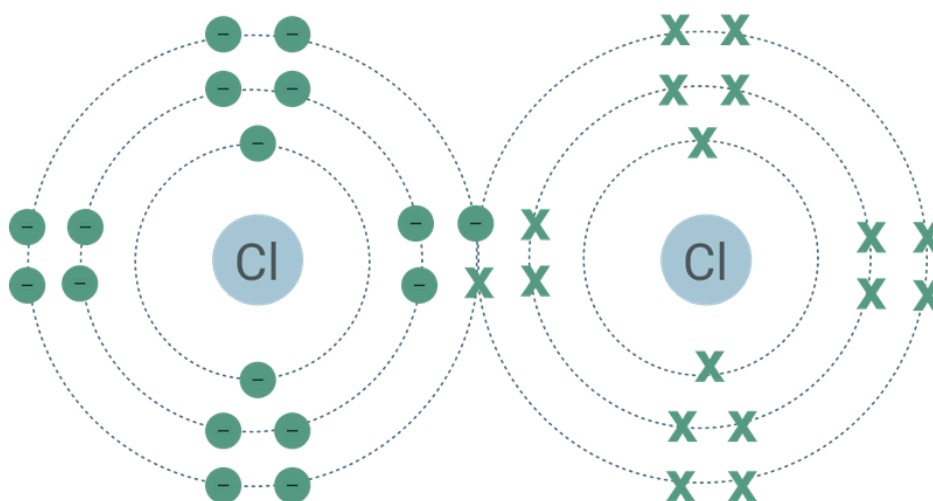




## 3.2 Ligação covalente ou molecular

### ametal + ametal

Nela os ametais compartilham alguns de seus  $e^-$ , para ambos completarem sua camada de valência

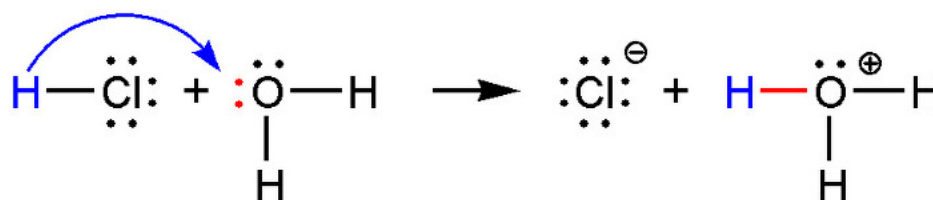


Na imagem vemos dois átomos de Cl, um com seus elétrons representados como X e outro como  $\ominus$

Vemos então que um elétron do cloro da esquerda está sendo utilizado por um da direita e o contrário também é verdade.

### 3.2.1 Datativas

Nas moléculas, podem ocorrer ligações datativas, isto é, um átomo pode aproveitar que há elétrons de sobra e usar esses, sem compartilhar os seus pois o outro átomo já está estabilizado



Aqui vemos a ionização da substância HCl(veremos isso na parte de

ácidos), mas o H, após se soltar do Cl fica com um elétron a menos e, então passa a ser o cátion  $H^+$ , esse cation, então ira em busca de elétrons e, ele os encontra na molécula de  $H_2O$  e então passa a usar dos elétrons que estavam sobrando para se estabilizar.

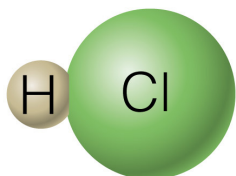
### 3.2.2 Polaridade

Uma molécula pode apresentar polos devido a uma distribuição desigual de elétrons nas ligações que compõe a mesma. Isso pode depender de:

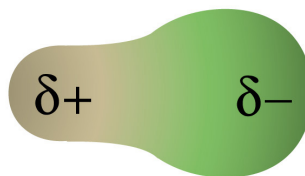
1. polaridade da ligação:

Se um lado for muito mais eletronegativo os elétrons ficaram mais para um lado, criando um dipolo( $\delta$ ).

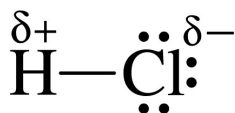
Exemplo:



(a)



(b)

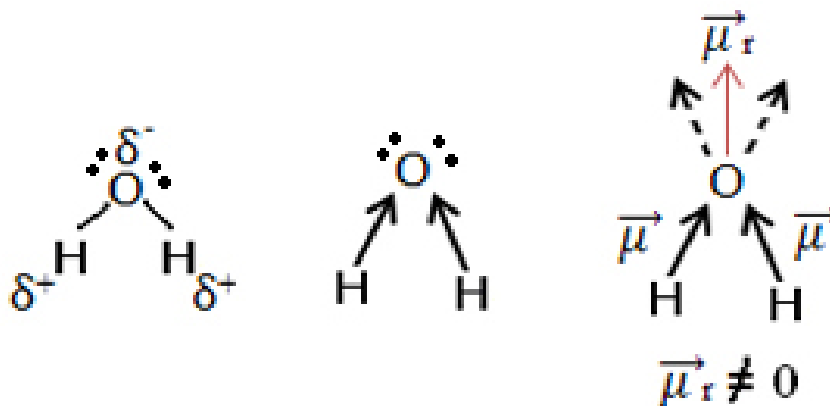


(c)



(d)

2. geometria da molécula Pode haver uma concentração de elétrons em alguma parte da molécula



Vemos na que há um acumulo de eletrons na parte superior da molecula, assim fazendo seu dipolo ser  $\delta^-$ , por haver uma concentração de elementos negativos os quais, então, atrairão positivos

Moleculas podem ser

- Polares
  - Se não tem H ligado ao FON
    - \* Dipolo permanente ou dipolo dipolo.
  - Se tem H ligado ao FON
    - \* Ligação de hidrogênio, é a mais forte.
- Apolares
  - Interage por
    - \* Dipolo induzido ou dipolo instantâneo

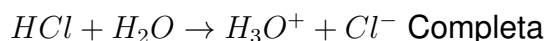
FON São os 3 elementos mais eletronegativos:

- F fluor
- O oxigenio
- N nitrogenio

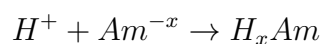
## 4 Funções

### 4.1 ácidos

Teoria de Arrhenius para ácidos é que **ácido é toda substancia que, em solução aquosa, se ioniza, produzindo exclusivamente o cation  $H^+$  ou  $H_3O^+$**



- Todos os ácidos inorgânicos começam com H
- Todos ácidos são moléculas, isto é formados por ligações covalentes
- Fórmula básica é (Am = ametal)

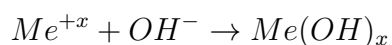


- Os ácidos podem ser classificados quanto a muitas coisas:
  - presença de oxigênio
    - \* hidrácido: Não presente
    - \* oxiácido: presente
  - Força, grau de ionização
    - \* definido pela % de moléculas ionizadas
- O ácido possui o  $pH < 7$ , há nele um excesso de  $H^+$
- Exemplos de ácidos são:
  - $HCl$
  - $H_2SO_4$
  - $H_2S$
  - $HNO_3$
  - Veja que todos começam com um H
- Agora tente escrever a equação de ionização deles
  - Exemplo:  $HCl + H_2O \rightarrow H^+ + Cl^-$

## 4.2 Bases

Segundo Arrheus, base é toda substancia que, em solução aquosa se dissocia, produzindo como anion o  $OH^-$

- Substancias ionicas  $Metal + OH^-$
- Formula básica é (Me=metal)



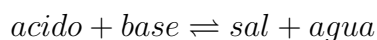
- Deixa o  $pH > 7$
- Sua solubilidade depende do metal que o constitui
  - Soluveis elementos da coluna 1A e  $NH_4$
  - Pouco soluveis elementos da coluna 2A  
excessão do Mg e Be pois são insoluveis
  - Insoluveis demais metais
- Quanto mais soluvel maior é a força da base
- Exemplos de ácido são:
  - $NaOH$
  - $Ca(OH)_2$
  - $Al(OH)_3$
  - $KOH$
- Tente escrever a equação de dissociação deles

## 4.3 Sais

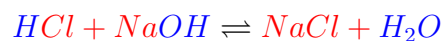
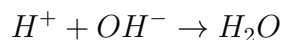
Compostos ionicos fornados pela reação de um acido e uma base

cátion proveniente da base

anion proveniente do ácido



O que determina o ácido e a base se junta para formar a água



- Escreva as equações de salificação das substancias abaixo:

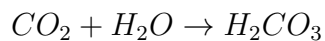
- $Al(OH)_3 + H_2S$
- $H_3PO_4 + NaOH$
- $Al(OH)_3 + HCl$
- $Ca(OH)_2 + H_3PO_4$

## 4.4 Óxidos

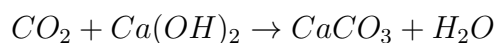
- Compostos binarios(tem 2 partes) nos quais o oxigenio é o mais eletronegativo

### 4.4.1 Óxidos acidos

- São gases com a excessão do  $H_2O$ , que é liquido em condições naturais devido a fortes ligações; ligações de hidrogenio(H ligado ao FON)
- Formados principalmente por não metais e reagem com água formando ácidos e com bases formando sal e água



- oxido acido + base  $\rightarrow$  sal +  $H_2O$



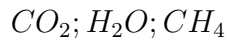
### 1. Chuva ácida:

- A chuva é naturalmente ácida mas devido a combustíveis fósseis ela fica mais ácida, o que pode ser um problema
- Principais agravadores:



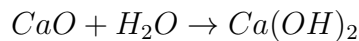
### 2. Efeito estufa

- Efeito natural mas, também aumentado pela ação humana
- Principais agravadores:



#### 4.4.2 Óxidos básicos

- São formados por metais alcalinos e alcalinos terrosos.
- Reagem com a água formando bases
- Reagem com ácidos formando sais + água



- **CaO** óxido básico importante
  - para correção da acidez do solo

#### 4.4.3 Óxidos neutros



- Reagem com o  $O_2$  da atmosfera; gerando óxidos ácidos
- Pode-se afirmar que contribuem na chuva ácida

## 5 Reações

### 5.1 Combustão

- É o que geralmente chamamos de queima. Exemplo:  $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$  Precisa de:
  - Combustível, o que será queimado
  - Comburente, reagem com o combustível para formar chama. Quase sempre, será Oxigênio, fazendo com que os produtos da queima sejam óxidos.
  - Energia, para começar a queima
  - Reação em cadeia, mantém a queima já começada

A combustão pode ser:

- Completa: Há comburente suficiente, formando produtos mais oxidados. Exemplo:  $CO_2$
- Incompleta: Não há comburente suficiente, formando produtos menos oxidados. Exemplo:  $CO$

### 5.2 Precipitação

- Ocorre quando se tem uma substância sólida insolúvel em água, formada a partir de substâncias aquosas. Por ter uma solubilidade muito baixa dizemos que são insolúveis.
- É só consultar a tabela a baixo:

Solubilidade	substâncias	Excessões
Solúveis	Ácidos inorgânicos	
Solúveis	iônicas com metais alcalinos ou $NH_4^+$	
Solúveis	$NO_3^- / ClO_4^- / ClO_3^- / CH_3COO^-$	
Solúveis	$Cl^- / Br^- / I^-$	$Ag^+ / Pb^{+2} / Hg^{+2}$
Solúveis	$SO_4^{-2}$	$Ca^{+2} / Sr^{+2} / Ba^{+2} / Pb^{+2} / Hg^{+2}$
Insolúveis	$OH^-$	Metais alcalinos/ $Ca^{+2} / Ba^{+2} / Sr^{+2}$
Insolúveis	$PO_4^{-3} / CO_3^{-2} / SO_3^{-2} / S^{-2}$	Metais alcalinos e $NH_4^+$



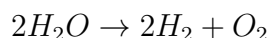
## 5.3 Decomposição

É quando uma substância, sem reagir com outra, da origem a outras. Pode ser:

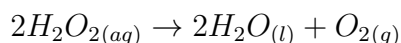
- Térmica: Ocorre pelo aquecimento de uma solução.



- Elétrica: Ocorre pela passagem de eletricidade por uma substância.



- Luminosa: Ocorre por fotólise, quebra por ftons, pela luz.



## 5.4 Oxirredução

É a reação em que ganho e perde de  $e^-$ , isto é, o Nox de algumas substâncias mudam.

### 5.4.1 Nox

É a carga real ou aparente de um atomo ligado.

- Ligação ionica, carga real. O nox é a carga do íon
- Ligação covalente, carga aparente. Em cada ligação, deve-se ver o átomo mais eletronegativo. Este será considerado o "dono" do eletron. Cada eletron a mais que ele tiver, seu Nox diminui.

Exemplo: água

### 5.4.2 Oxirredução

- Oxidação é a perda de elétrons. O nome vem do oxigênio, que, por ser muito eletronegativo, arranca os  $e^-$  de outros átomos. **O átomo que oxida é o agente redutor**, ele tem que perder para o outro ganhar

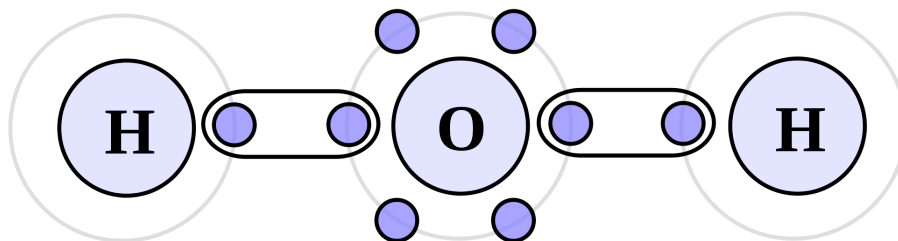
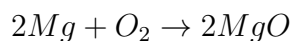


Figure 1: Na imagem, os átomos que estão compartilhados entre o Oxigênio e o Hidrogênio serão do oxigênio, por ele ser mais eletronegativo. Assim, ele terá um nox de -2. Já os dois H terão um nox de +1 cada, somando-se assim 0, fazendo da água uma molécula neutra.

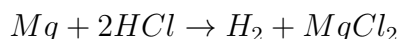
- Redução é o ganho de  $e^-$ . É fácil de lembrar ao pensar que o nox está reduzindo, por os eletrons serem negativos. **O átomo que reduz é o agente oxidante**, ele tem que ganhar para o outro perder



Ambos tinham uma carga de 0, pois não estavam ligados, mas, ao se juntarem, o Mg perde seus eletrons, metal, ganhando um nox de +2. Já o  $O_2$ , também tinha uma carga zero mas, ao se ligar, arranca eletrons do Mg, tendo um nox de -2. Assim, o Mg oxida e o O reduz

#### 5.4.3 Deslocamento

Reações de deslocamento são aquelas onde um elemento desloca outro que estava em uma substância, como mostrado abaixo

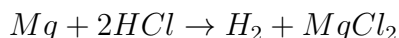


Aqui, basta perceber que o H que estava no Cl saiu, para entrar o Mg em seu lugar. Assim; o Mg deslocou o H.

Esse tipo de reação pode ser explicada pela reatividade dos elementos. Aqui, o Mg desloca o H por aquele ser mais reativo. Dentro das razões de deslocamento temos:

##### 1. Metais com ácido

- Ocorre a reação quando o metal é mais reativo que o hidrogênio.

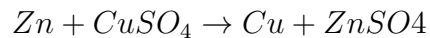


- Os metais menos reativos que o H são chamados de metais nobres. Eles não reagem quando misturados a um ácido.
  - Dos nobres o menos é o Cobre.
  - Os metais nobres são: cobre(Cu), mercúrio(Hg), prata(Ag), platina(Pt) e o ouro(Au)

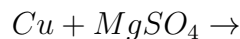
## 2. Metais com metais

Este tipo de reação é muito semelhante à dos metais com ácidos, mas, nesta, o que determina se há deslocamento ou não é a energia de ionização(determina a reatividade) dos metais, quanto menor, mais reativo este será. Assim:

- Há a reação em



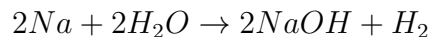
- Não há a reação em



(o cobre é menos reativo)

## 3. Metais com H<sub>2</sub>O

Esse tipo de reação só ocorre com os metais alcalinos(G1) e alcalinos terrosos(G2), por esses serem os mais reativos. Essa reação é muito violenta, pois quebra uma ligação de hidrogênio, a qual, por ser muito forte, libera grande quantidade de energia, podendo levar à combustão do H<sub>2</sub> que é liberado nela.

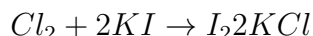


- ## 4. Ametais com ametais
- Essas reações são praticamente iguais às entre metais e metais, com a diferença de nesta estarem ametais. Para saber se um ametal irá deslocar ou não, também usamos a reatividade mas, como eles ganham e<sup>-</sup>, ao invés de perder como os metais, usamos a grandeza que mede a tendência de ganhar e<sup>-</sup>: a Eletronegatividade.

Assim, a lista de reatividade dos ametais seguirá a da eletronegatividade, com uma exceção.

O **Nitrogênio(N)**, mesmo sendo o terceiro elemento mais eletronegativo, membro do FON, é pouco reativo. Isso acontece porque o  $N_2$ , sua forma padrão, tem uma ligação tripla entre os átomos, fazendo-o muito estável.

Um exemplo dessa reação é:



A fila de reatividade é: F, O, Cl, Br, I, S, C, P, H

## 6 Estequiometria

### 6.1 Massa atômica(u)

A unidade de medida para medir a massa de um átomo. Usa-se da unidade de massa atômica [u].

$$1u = \frac{1}{12}C^{12}$$

Assim, se 1 Na pesa 23u, 1 Na pesa  $23 \cdot \frac{1}{12}$  de  $C^{12}$ .  $C^{12}$  é o isótopo de carbono cuja massa é 12u. Usa ele pois ele é fácil de se isolar.

Para determinar a massa de um elemento, **que é diferente da do átomo**, faz uma média de seus isótopos de acordo com o quão comum estes são. Assim, se a cada 5 átomos de boro 1 tem massa 10 e os outros 4 tem massa 11, a massa do elemento será  $\frac{1 \cdot 10 + 4 \cdot 11}{5} = 10,8u$

### 6.2 Massa molecular e formula

Essas massas são as das moléculas e das substâncias iônicas, respectivamente. Para calculá-las é só somar a massa dos átomos que constituem as substâncias, por exemplo na água somar a massa de  $2H$  e  $1O$ , o que dá  $18u$ .

### 6.3 Quantidade de matéria(mol)

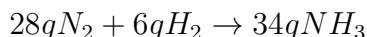
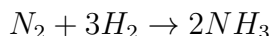
O mol, constante de Avogadro, é a quantidade de átomos de  $C^{12}$  que pesa 12g. Assim, é a quantidade de átomos que faz com que 1u seja igual a 1g.

Esse número é aproximadamente  $6,02 * 10^{23}$  átomos.

Assim, 1 mol de  $H_2O$  pesa 18g, já que uma molécula de água pesa 18u. Seguindo essa ideia, 18g de água terá  $1 * 6,02 * 10^{23}$  átomos. Já 36 g terão  $2 * 6,02 * 10^{23}$  átomos, isso é  $12,04 * 10^{23} = 1,204 * 10^{24}$ , e assim por diante

## 6.4 Cálculos estequiométricos

Esses cálculos servem para que seja possível, por exemplo, relacionar a quantidade de massa de produto formada para uma determinada massa de reagente. Assim, associa-se a reação à mols e à gramas. Assim:



Assim, pode-se perceber que a proporção se mantém e que a lei de Lavoisier também se mantém. Ademais, é importante dizer que assim como 28g de  $N_2$  formam 34g de  $NH_3$ , 84g de  $N_2$  formarão 102g de  $NH_3$

## 6.5 Lei geral dos gases

Essa, vinda da física, nos dá mais um meio de analisar as reações; podendo usar o volume dos reagentes - caso sejam gases - como um meio de comparação estequiométrica. Isso é possível, pois, como defendia Avogadro, o volume de gases depende do número de moléculas, independente da natureza dessas. Assim, 1 mol de  $O_2$  ocupará o mesmo volume que 1 mol de  $H_2$ , desde que estejam nas mesmas condições de temperatura e pressão.

Essa relação pode ser dada pela fórmula:

$$P * V = n * R * T$$

Onde P = pressão, V = volume, n = número de mols, R = constante geral dos gases e T = temperatura absoluta.

R é definido experimentalmente, dependendo das unidades usadas. Algumas importantes definições dessa são:

- $R = 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$
- $R = 1.99 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$
- $R = 62.3 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

A condição normal de temperatura e pressão (cntp) é uma condição de temperatura e pressão predefinida. Ela corresponde a 273K e 1 atm. Assim, podemos descobrir o volume ocupado por n mols com a expressão:

$$PV = nRT$$

$$1V = n * 0.082 * 273$$

Assim,

$$V = n * 22.4$$

Assim, podemos definir que o volume ocupado, nas cntp, por n mols é igual a  $n * 22.4\text{L}$

## 7 Termoquímica

### 7.1 Cálculo de $\Delta H$

#### 7.1.1 Entalpia padrão de formação

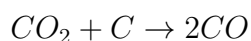
- Energia envolvida na formação de 1mol de substância a partir das substâncias simples, isoladas no estado padrão
- Toda substância simples no estado padrão terá o seu  $H^\circ_f = 0$

1. Cálculo do  $\Delta H$ :

$$\Delta H = [\sum H_p] - [\sum H_r]$$

Variação de entalpia é a diferença da entalpia dos produtos e da entalpia dos reagentes

2. exemplo:



$$H^\circ_{f\text{CO}} = -26 \text{Kcal/mol}$$

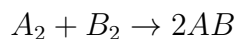
$$H^\circ_{f\text{CO}_2} = -94 \text{Kcal/mol}$$

$$\Delta H = [2 * -26 + 0] - [-94]$$

$$\Delta H = 42$$

### 7.1.2 Energia de ligação

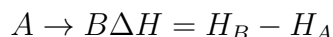
- Rearranjo de ligações
- Reagentes → produtos



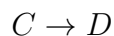
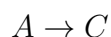
- **fluxo de energia:**
  - reagentes(endotermico) → produtos(exotermicos)
- Apenas coloca a soma das ligações do reagentes, que serão providas na atividade, e a junta à soma das ligações do produto, que será negativa

### 7.1.3 Lei de Hess

- A variação de H só depende dos estados final e inicial



- Do mesmo modo que



- Se junta todas as equações até so sobrar a equação desejada

## 8 Soluções

Mistura homogenia de duas ou mais substancias.

Assim, por exemplo, o leite não é uma solução, mas uma emulsão. Isto é, apresenta a olho nu aspecto homogenio, mas não é. Substancias chamadas emulsificantes ou tensoativos tem uma cabeça polar e outra apolar e, assim, podem juntar as partes polar e não polar de uma emulsão

## 8.1 Classificação

### 8.1.1 Quanto ao estado físico

- sólidas: ligas metálicas
- líquidas: álcool 70%
- gasosas: ar atmosférico **filtrado**. O ar atmosférico normal não é uma solução pois partículas de poeira o tornam heterogêneo

### 8.1.2 Quanto à condução de corrente elétrica

- Eletrolítica: Conduz corrente, soluções com íons livres
- Não eletrolítica Não conduz corrente

### 8.1.3 Quanto à concentração

- concentrada: muito soluto para pouco solvente
- Diluída Muito solvente para pouco soluto

### 8.1.4 Quanto à saturação

- Pode ser medido pelo coeficiente de solubilidade. Esse é o máximo de soluto que é dissolvido em certa quantidade de solvente a uma determinada temperatura. Cs do NaCl é de 36g/100mL de H<sub>2</sub>O a 25° O Cs pode ser alterado pela temperatura.

#### 1. Solução não saturada

Coeficiente de solubilidade ainda não foi atingido.

#### 2. Solução saturada

Coeficiente de saturação atingido

#### 3. Solução saturada com precipitado

Ultrapassou-se o coeficiente de saturação. Forma-se um corpo de chão com o excedente.



#### 4. Solução super-saturada

Após esquentar uma solução com precipitado, ela pode perder este, parecendo que ela totalmente saturada. No entanto, ao mínimo abalo o corpo de chão voltará

### 8.1.5 Quanto ao impacto da temperatura na solubilidade

#### 1. Dissolução endotérmica

A solubilidade aumenta com a temperatura

#### 2. Dissolução exotérmica

A solubilidade reduz com a temperatura

## 8.2 Aspectos quantitativos

### 8.2.1 Concentração comum

Massa de soluto para um determinado volume de solvente. Exemplo:  
 $50g/L$

### 8.2.2 Concentração molar / molaridade

A quantidade de mols de um soluto por litro do solvente. Exemplo: Uma solução de  $H_2$ , caso tenha 2g em um litro, terá uma molaridade de  $2M$  ou  $2mol/L$

### 8.2.3 Concentração percentual

A concentração do soluto em termos percentuais. Pode ser:

- massa de soluto por massa de solvente(m/m).  $15\% = 15g/100g$
- massa de soluto por volume de solvente(m/v).  $15\% = 15g/100mL$
- volume de soluto por volume de solvente(v/v).  $15\% = 15mL/100mL$

### 8.2.4 PPM, PPB, PPT...

Utilizada para concentrações muito pequenas ou soluções muito diluídas. Todas usam o mesmo princípio, demonstrado no exemplo a baixo:

O  $\text{CO}_2$  no ar atmosférico tem uma concentração de 270ppm. Logo, a cada 1000000 de g de ar atmosférico, tem-se 270g de  $\text{CO}_2$ . Agora é só usar isso em uma regra de 3 e saber por exemplo, então quantos gramas de  $\text{CO}_2$  estão em 1Kg de ar

### 8.2.5 Diluição

É a adição de solvente para reduzir a concentração de soluto. Exemplo, adiciona-se 100mL de água em uma solução que possuía uma concentração de 30g/L e 200mL.  $C_1 = \frac{m_1}{v_1}$ , como não se adiciona soluto, manteremos a massa onde está.

Logo  $C_1 * v_1 = m_1$ .

Chamaremos de  $C_2$  a concentração da solução final. Assim,  $C_2 * v_2 = m_1$ , não se adicionou soluto.

Assim, juntando as equações, temos que

$$C_1 * v_1 = C_2 * v_2$$

### 8.2.6 Mistura de soluções

1. Sem reações químicas O volume final da solução será a soma dos volumes das soluções somadas. Como os solutos não reagem entre si a massa será a soma de suas massas.
2. Com reações químicas A mesma coisa da sem reações, logo o volume final será a soma dos misturados. A diferença é que os produtos são outros, assim, se pedir por exemplo a concentração de  $\text{H}_2$  formado a partir da reação  $\text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ , deve se atentar que para cada um HCl, forma-se  $\frac{1}{2} \text{H}_2$

### 8.2.7 Titulação

Operação química para descobrir a concentração de uma solução. Ela ocorre por meio de reações químicas, onde se adiciona compostos a uma solução até que essa se neutralize. Assim, vendo a quantidade de neutralizante usado pode-se inferir a quantidade de ácidos ou de bases que tinha nela antes.

Essa operação é basicamente uma mistura de soluções onde não se sabe a concentração de uma delas e quer descobri-la, e pode-se fazer exatamente isso para resolver os problemas.

- Por exemplo, se temos uma solução de 50mL de  $H_2SO_4$  e o titulamos com 25mL de NaOH 0,2 mol/L:
  - montamos a reação:  $1H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow 2H_2O + 1Na_2SO_4$
  - Assim sabemos que para cada 1 mol de  $H_2SO_4$  precisamos de 2 mols de NaOH
  - Agora calculamos quantos mols temos do que sabemos a concentração:

$$25mL * 0,2mol/L \rightarrow 0,025L * 0,2mol/L \rightarrow 0,05mol$$

- Se a proporção é 2 para 1, e o número de mols será  $\frac{0,05}{2}$  para x; x é 0,025 mols
- Logo, se temos 0,025 mols em 50mL, a concentração será

$$0,025mol/0,05L \rightarrow 0,5mol/L$$

## 9 Propriedades coligativas

É o estudo das alterações físicas e químicas de um soluto graças à adição de um soluto não volátil. O nome é propriedades coligativas pois as mudanças ocorrem graças as relações intermoleculares das soluções.

### 9.1 Conceitos importantes

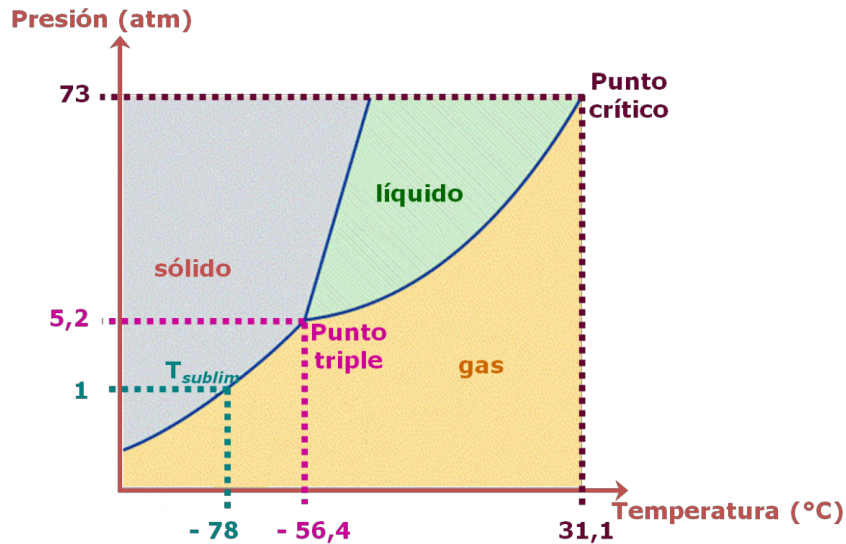
Usaremos desses conceitos para poder facilitar a compreensão dos fenômenos, mas, no fundo, tudo tem a mesma base e é explicado do mesmo modo.

#### 9.1.1 Diagrama de fases

É uma espécie de gráfico que permite mostrar em qual estado estará uma substância dependendo das condições que ela se encontra(temperatura e pressão)

## 1. Diagrama da maioria das substâncias

**Diagrama de fases del dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>**



O diagrama está em manito mas ainda assim dá pra entender(desculpa era o único com o ponto crítico.)

Mas a região azul representa as condições na quais a substância, no caso o CO<sub>2</sub> estará sólido. A verde e amarela fazem o mesmo mas para os outros estados. O ponto triplo é o local onde podem coexistir os 3 estados da matéria. A região onde o sólido encontra o gás representa as condições para que ocorra a sublimação.

O ponto crítico é aquele onde as condições de pressão e temperatura são tão extremos que só existe o chamado "fluido super crítico". Esse acontece quando a temperatura aumenta ao ponto de as densidades do líquido e do gás serem iguais, acabando com a linha divisória entre esses. Isso acontece graças a um aumento do volume do líquido, graças a maior agitação das partículas, junto de um aumento da massa de gás, já que o líquido vai vaporizando. A imagem a seguir mostra esse fenômeno

2. Diagrama da água A água tem um comportamento diferente da maioria das substâncias. Nela, a curva que mostra a transformação do sólido para líquido é invertida. Assim, uma simples mudança na pressão pode levar a água do sólido para o líquido.

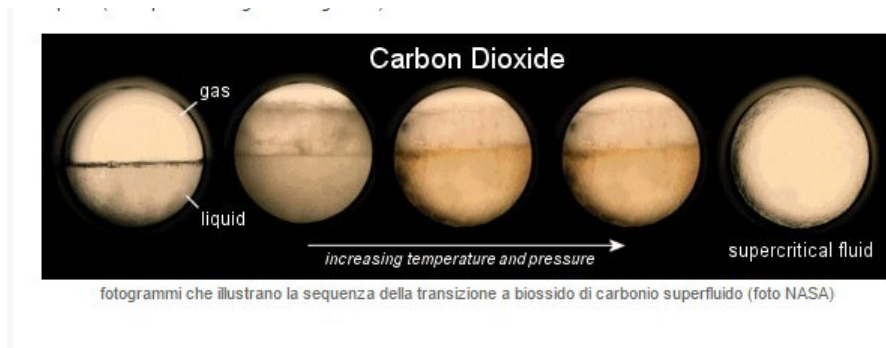
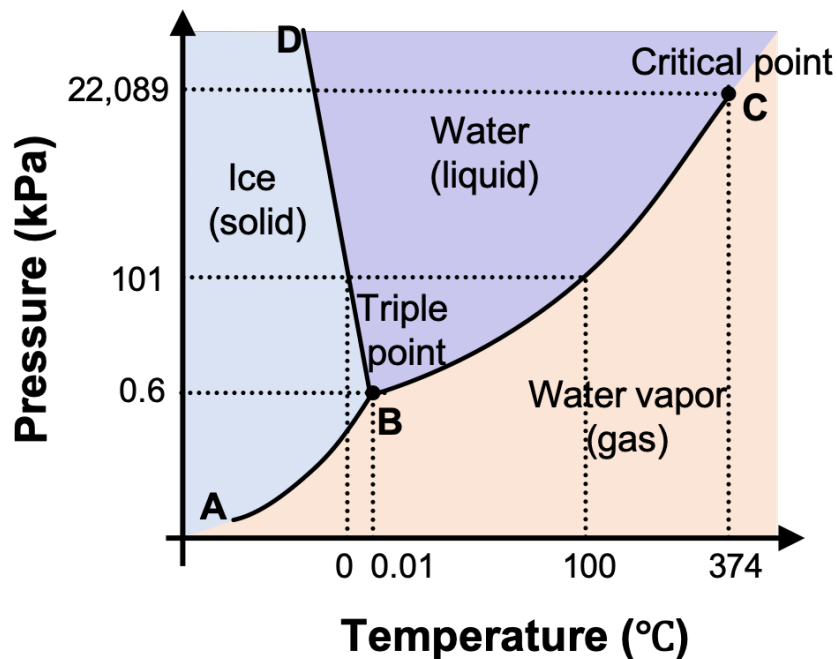


Figure 2: Pode-se notar que na ultima imagem não há distinção entre liquido e gás.



Isso acontece graças a forma que a água toma ao se solidificar, formando cristais hexagonais. É por isso que, diferente das outras substâncias, a água expande ao congelar. No entanto, aplicando pressão nesses cristais, pode-se romper uma de suas ligações, fazendo com que ele se torne líquido.

É também por isso que o gelo flutua na água, pois, por estarem os átomos mais afastados, ele é menos denso.

Graças a esses dois fenômenos citados que a água de um lago não congela totalmente já que, graças ao espaço no centro dos

cristais, o gelo funciona como um isolante térmico. Além disso, é graças a isso que a patinação no gelo é possível já que a lamina do patins irá romper as ligações, transformando o gelo em água.

### 9.1.2 Pressão máxima de vapor

"A pressão exercida pelos vapores de um líquido que se encontra em equilíbrio dinâmico com a fase líquida."

Na prática a pmv é a pressão que é necessária para conter a volatilização de um líquido, isso é, a pressão que, exercida na superfície, impede que o líquido evapore.

Quanto mais fortes forem as ligações intermoleculares da substância, menor vai ser a pmv, já que essa não tem que fazer muita força para impedir que essas ligações sejam rompidas. Já um líquido muito volátil, com ligações fracas terá uma maior pmv, já que mais força será necessária para impedir que ele evapore.

Ver ligações intermoleculares.

É graças a isso que a água irá ferver em diferentes temperaturas dependendo de sua altitude, já que quanto mais alto, menor será a pressão atmosférica (menor coluna de fluido), o que levará a uma pressão menor ser exercida sobre a água que então, faz com que as partículas tenham que vencer uma pressão menor para sair da solução.

### 9.1.3 Tonoscopia

É a redução da Pressão máxima de vapor graças a adição de um soluto não volátil. Essa redução só depende da quantidade de partículas, não de sua natureza. Importante lembrar que caso o soluto ionize ou dissocie ele pode causar uma maior redução da pmv. Por exemplo:

- $1 \text{ mol de NaCl} \rightarrow 1 \text{ mol de Na}^+ + 1 \text{ mol de Cl}^- = 2 \text{ mols de partículas}$
- $1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 1 \text{ mol de partículas}$

Assim, 1 mol de NaCl causa uma maior redução.

Isso vai acontecer pois os solutos também vão ter uma polaridade, o que vai inserí-los no meio das moléculas, fortalecendo as ligações lá presentes.

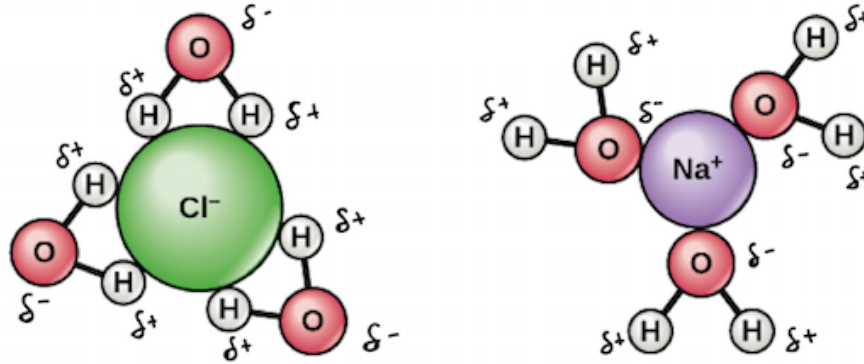


Figure 3: Na imagem podemos ver como que o Cl a está envolvido por moléculas de água. É por isso que será mais difícil que essa água evapore ou congele; já que haverá uma relação a mais entre as moléculas as prendendo.

#### 9.1.4 Ebulioscopia

É o aumento da temperatura de ebulição graças à adição de um soluto não volátil. É basicamente uma consequência da tonoscopia, já que, com uma menor pressão máxima de vapor, diminuí-se a volatilidade, e, com a menor volatilidade, é necessária maior quantidade de energia para passar para o estado gasoso.

#### 9.1.5 Crioscopia

É a redução na temperatura de congelamento graças à adição de um soluto não volátil. Ela acontece pois, com a presença do soluto não volátil, fica mais difícil, no caso da água para exemplificar, formar os cristais hexagonais, já que há mais substâncias no meio que vão impedir que eles formem.

Resumo da ópera: adição de solventes dificulta processos

### 9.1.6 Osmocopia

A osmose é o processo da passagem de moléculas, por uma membrana semi-permeável, do solvente de um meio menos concentrado(hipotônico) para um meio mais concentrado(hipertônico), buscando igualar as concentrações.

1. pressão osmótica Para impedir esse processo é necessário aplicar uma pressão no meio mais concentrado. Essa é a chamada "pressão osmótica( $\pi$ )". Para calculá-la:

$$\pi = m * R * T$$

Onde:

- $\pi$  = pressão osmótica
  - m = concentração molar
  - R = constante dos gases (0,082 atm L / mol k)
  - T = temperatura em kelvin
2. Osmose reversa É uma aplicação da pressão osmótica onde aplica-se mais do que a ela no meio hipertônico(mais concentrado), para que então obtenha-se o solvente sem nenhum soluto, sem sujeidades.

## 10 Equilíbrio químico

O equilíbrio químico é o que ocorre quando uma reação tem sua reação direta e inversa com a mesma velocidade, o que faz com que a quantidade de reagentes e produtos se estabilize. Para que esse aconteça é necessário que a reação seja reversível. As reações químicas são processos dinâmicos, isso é, nunca param, mas, no equilíbrio, elas aparentam ter parado, uma vez que não ocorrem novas mudanças.

obs: não necessariamente as quantidades de Reagentes e Produtos tem que ser iguais



## 10.1 Deslocamento do equilíbrio

As reações também sofrem inércia, tendendo a ficar em equilíbrio, por ser o estado que necessita menos energia. No entanto, caso haja alguma mudança o sistema vai mudar, buscando a reestabelecer o equilíbrio. Os fatores que provocam mudanças no equilíbrio são:

### 10.1.1 Concentração de reagentes

A adição de reagentes ou produtos (o que provoca mudanças em suas concentrações) vai deslocar o equilíbrio na direção oposta à adição. Para entender isso vamos supor que adicionemos mais produtos a uma reação. O sistema ficara perturbado, por haver mais produto que reagente e, por isso, irá tentar fazer com que esse se torne reagente, para reestabelecer o equilíbrio.

Importante: **A adição de sólidos não afeta o equilíbrio.** Isso acontece pois, por serem sólidos, eles não possuem uma concentração, já que a concentração parte da ideia de solutos em certa quantidade de solvente. Assim, por não terem suas concentrações mudadas eles não deslocam o equilíbrio.

### 10.1.2 Temperatura

A mudança na temperatura pode levar a um deslocamento da reação para o lado endotermico, caso haja um aumento da temperatura, ou para o lado exotermico, caso haja uma diminuição. Essa é mais fácil de ser entendida uma vez que o lado endotermico é aquele com mais energia, o que é beneficiado em maiores temperaturas, e tendo em vista que a temperatura é só a quantidade de energia térmica.

### 10.1.3 Pressão

A alteração da pressão só influencia o equilíbrio na presença de gases. O aumento da pressão sempre desloca o equilíbrio na direção que houver a formação de menos mols de gás. Isso também é bem intuitivo, uma vez que a pressão junta as moléculas, favorecendo o estado que ocupe menos espaço; o que nunca é o gasoso.

#### 10.1.4 Catalisadores

Os catalisadores não afetam o equilíbrio químico (nem a produção de produtos nem a variação de entalpia), só permitem que se chegue a ele mais rapidamente. Isso acontece uma vez que eles diminuem a energia de ativação das reações, permitindo que a reação ocorra de outro jeito, o qual tem precisa de menos energia para acontecer.

As enzimas são catalisadores biológicos, que hajem do mesmo modo. Esses, no entanto, podem ter seu rendimento piorado pela temperatura, que pode alterar os formatos das enzimas.

### 11 Cinética química

Trate de modo quantitativo a relação entre a velocidade da reação e da inversa.

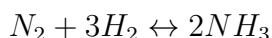
#### 11.1 Velocidade média

A velocidade média se trata da variação da Concentração de reagentes ou produtos em determinado período de tempo.

- Velocidade média de consumo:  $V_m = \frac{\Delta[R]}{t}$
- Velocidade média de formação:  $V_m = \frac{\Delta[P]}{t}$

Naturalmente, no decorrer da reação, ocorre uma diminuição da velocidade de consumo, uma vez que há menos reagentes para se tornarem produtos.

A Velocidade de formação de um produto depende de seu índice estequiométrico. Assim, se a  $V_m$  de formação é, por exemplo, de  $2\text{mols/L} * \text{min}$ , a velocidade de formação de um produto com índice 2 será de  $2 * 2\text{mols/L} * \text{min}$ , como na reação abaixo.

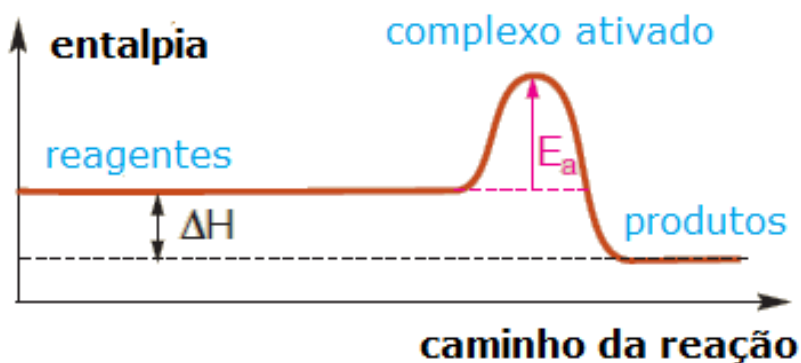


### 11.1.1 Velocidade média da reação

Para determinar a velocidade média basta dividir a velocidade média de algum membro da reação por seu índice estequiométrico. Isso acontece pois a proporção de índices se faz presente nas velocidades, já que se são necessários 2 mols de H e 1 mol de N, por exemplo, o H deve reagir mais rápido.

## 11.2 Teoria das colisões

As reações químicas, na verdade, ocorrem através de colisões entre os átomos que, se chocados de modo efetivo - preferencialmente forntal - formam um complexo ativado; um intermediário entre os reagentes e produtos que é altamente instável e tem muita energia. É nesse que as ligações são quebradas e reorganizadas e, por isso, para que ele seja criado, é necessária uma quantidade suficiente de energia, a energia de ativação.



Essas colisões que causam as reações podem ser influenciadas, por exemplo para aumentar a velocidade das reações.

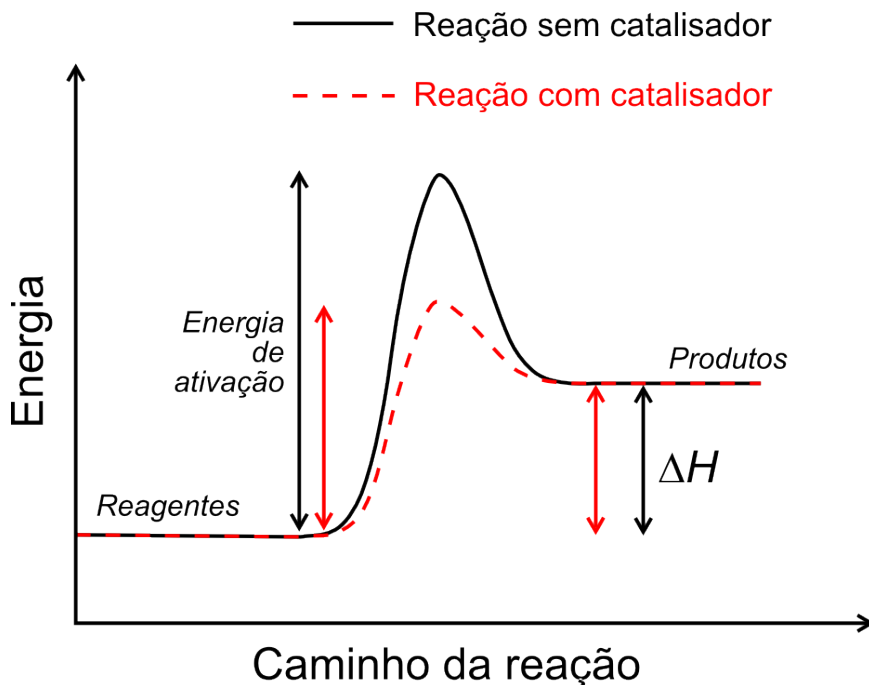
### 11.2.1 Fatores que influenciam a velocidade das reações

**as velocidades são influenciadas, não a quantidade de produtos**

1. Superfície de contato A ampliação da superfície de contato faz com que haja uma maior probabilidade de choques efetivos, o que aumenta a quantidade desses que ocorrem que, por sua vez, acelera

a reação. É por isso que ao pulverizar comprimidos efervescentes eles funcionam mais rapidamente.

2. Temperatura Um aumento na temperatura faz com que as moléculas se movam mais rapidamente, o que, então, leva a uma maior probabilidade de choques efetivos. Isso também irá aumentar a energia dos choques, o que faz com que eles tenham maior energia; o suficiente para ultrapassar a energia de ativação.
3. Pressão Aumentar a pressão faz com que as moléculas fiquem mais próximas, o que faz com que aumente a probabilidade de choques efetivos acontecerem, acelerando a reação.
4. Catalisadores Os catalisadores diminuem a energia de ativação, por dar outro caminho à reação. Eles não alteram o rendimento. A velocidade da reação aumenta na presença de catalisadores pois choques que não seriam efetivos, por exemplo por não serem frontais, passam a ser capazes de formar o complexo ativado, já que esse terá menos energia.

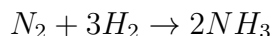


### 11.3 Lei das velocidades

Expressões que permitem saber a velocidade dos processos químicos

### 11.3.1 Reações elementares

São aquelas que ocorrem em apenas uma etapa. Nelas, a velocidade pode ser dada pelo produto de uma constante e as concentrações de reagentes, elevados aos seus índices estequiométrico. Assim,

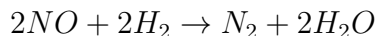


$$v = k * [N_2] * [H_2]^3$$

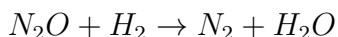
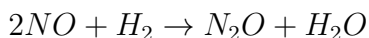
Essa fórmula foi criada de modo experimental

### 11.3.2 Reações não elementares

São aquelas que ocorrem em mais de uma etapa. Nessas reações, se montarmos a expressão das velocidades como nas reações elementares, erros podem ocorrer. Isso acontece, por exemplo na reação:



que, na verdade, se processa como:



Assim, nesses casos, a velocidade será definida pela etapa mais lenta do processo; o com a maior energia de ativação. Para calcular a velocidade também se calcula a velocidade de todos os processos, o que, assim como a determinação de a reação ser elementar ou não, é feito de modo experimental