

ácidos

ionização dos ácidos

- Sofrem ionização pois é uma ligação covalente



a água só libera um H_3O^+ por vez



↳ tenho 2 hidrogênios, preciso de 2 águas

propriedades

- Sabor azedo
- Conduz corrente em solução aquosa, pois libera íons
- $\text{pH} < 7$ a 25°C
- Neutralizam as bases = ácido + base \rightarrow sal + água
- Modificam a cor dos indicadores



Classificação

1. quanto a presença de oxigênios

- oxiácido:** H_2SO_4 , H_3PO_4 , HClO_4 ...
- hidrácido:** HCl , HBr ...

2. quanto a volatilidade

- voláteis:** escapa fácil, baixo ponto de ebulição

↳ **hidrácidos:** H_2S , HCN , HCl

- FIXOS:** **oxiácidos** \rightarrow H_2SO_4 , H_3PO_4

formam pontes de hidrogênio, logo, tem atrações mais fortes e maior ponto de ebulição

3. Quanto ao número de hidrogênios ionizáveis

- 1 H^+ \rightarrow monoácido
- 2 H^+ \rightarrow diácido
- $n \text{H}^+$ \rightarrow poliacidos

obs 1: nos hidrácidos, todos os hidrogênios são ionizáveis

obs 2: nos oxiácidos, só são ionizáveis os hidrogênios ligados ao oxigênio

Exemplos

a) HCl

monoácido

b) H_2SO_4

diácido

c) H_3PO_4

triácido

Atenção ☹☹

a) H_3PO_3

só 2 são ionizáveis
diácido

b) H_3PO_2

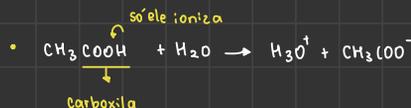
só um é ionizável
monoácido



ligados ao oxigênio



ácidos orgânicos



obs: nos ácidos orgânicos, só os hidrogênios ligados à carboxila são ionizáveis

força dos ácidos

↳ Capacidade de um ácido de liberar íons

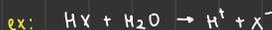
↑ íons ele liberar, + forte ele é

$$\alpha = \frac{\text{n}^\circ \text{ de partículas ionizadas}}{\text{n}^\circ \text{ de partículas dissolvidas}} \times 100$$

$\alpha > 50\%$ = forte

$5\% < \alpha < 50\%$ = moderado

$\alpha < 5\%$ = fraco



$\alpha = 20\% \rightarrow$ só 20% da molécula virou íon

conclusão: ↑ força [↑ íons] ↑ condutividade ↓ pH elétrica

respostas práticas

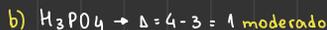
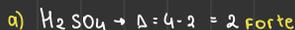


Oxiácidos

$$\Delta = \text{n}^\circ \text{ de oxigênios} - \text{n}^\circ \text{ de H}^+ \text{ ionizáveis}$$

$\Delta = 0$ fraco $\Delta = 1$ moderado $\Delta = 2 \text{ ou } 3$ forte

exemplos:



nomenclatura dos ácidos

• hidrácidos

Ácido nome do elemento + ídrico

HCl Ácido clorídrico

HBr Ác. Bromídrico

H₂S Ác. Sulfídrico

HCN Ác. Cianídrico (CN = cianito)

Oxiácido

NOX do elem. central	Prefixo	Nome do elemento	Sufixo
+1 ou +2	Hipo		oso
+3 ou +4	-		oso
+5 ou +6	-		ico
+7	Per		ico



ácidos muito importantes

H₂SO₄: Ácido Sulfúrico: bateria de automóvel, refino do petróleo, fabricação de fertilizante, chuva ácida

HCl: Ácido Clorídrico: estômago, limpeza de corrosão de metais, ácido muriático

HNO₃: Ácido nítrico: fertilizantes (NH₄NO₃), bélica

H₃PO₄: Ácido fosfórico: fertilizantes, conservante de refrigerante

H₂CO₃: Ácido carbônico: presente em todas as bebidas gasificadas, é um ácido fraco.

análise imediata:

mistura de sólidos

- o metal com menor TF, derrete primeiro
- ex: ouro e prata de uma aliança

catação

- sólidos de tamanhos diferentes são "catados" com a mão ou pinça

ex: cristais de isômeros dextrógiros e levógiros.

ventilação

- a fase menos densa é separada por uma corrente de ar

ex: separação da casca do amendoim

levigação

- a fase mais leve é separada por uma corrente de água

ex: separação da areia do ouro

flutuação

- adiciona um líquido com a densidade maior do que a de algum dos sólidos.

obs: sólidos não podem ser solúveis neste solvente

ex: separação da serragem da areia

dissolução fracionada ou extração por solvente

- adiciona um líquido capaz de dissolver um dos sólidos da mistura

- a mistura vira heterogênea s+l

- o componente insolúvel é separado da mistura por **filtração**

- a mistura l+l é separada por **evaporação ou destilação**. Sol e areia pela água

fusão fracionada

- separação de ligas metálicas

cristalização fracionada ou evaporação

- s+l ou s+s, método **natural**

no s+s adiciona-se um solvente apropriado

- no s+l, o líquido evapora restando o sólido que cristaliza.

ex: sal a partir da água do mar

peneiração ou tamisação

- o tamanho dos grãos são diferentes

- separar areia fina das pedras

separação magnética

- um dos componentes é magnético

Ex: areia e limalha de ferro

sublimação

- aquece a mistura e um dos sólidos sublima

(s+g), este cristaliza-se depois com uma sublimação inversa

mistura heterogênea

filtração

- s+l

↳ **filtração comum ou por gravidade**

processo lento, usa-se um papel filtro no funil

↳ **filtração à vácuo**

utiliza-se um funil de Büchner e um bomba de sucção, o processo é mais rápido e o líquido se se-

para do sólido por diferença de pressão

para do sólido por diferença de pressão

decantação

- processo **espontâneo**, pela gravidade

- quando deixada em repouso, a substância mais

densa vai para o fundo do recipiente

água e areia, água e óleo

centrifugação

- decontação acelerada.
- utiliza um equipamento: centrífuga

floculação

- adição de um agente floculante, como $Al_2(SO_4)_3$ ou $FeCl_3$.
- Formam partículas em suspensão que aglutinam as impurezas sólidas, formando flocos que irão se decantar
- ex: Estações de tratamento de água

flotação

- 1ª adiciona o agente floculante
- 2ª adiciona ar à mistura
- Forma-se uma espuma flutuante que é separada depois
- Estação de tratamento de esgoto

mistura homogênea

mistura gasosa

- a **liquefação fracionada** é a mais utilizada para separá-los. É realizada em altas pressões e lento resfriamento. Assim, o gás com a maior TE, será retirado primeiro
- Também tem a separação por **adsorção**. Como o carvão ativado que adsorvem os gases venenosos e mal cheirosos.

gas - líquido

- por aquecimento da mistura, retira-se o gás ou por:
Lagitação da solução
L diminuição da pressão

obs: a solubilidade de um gás ne um líquido

diminui com a elevação da temperatura

gás - sólido

- destilação seca: por aquecimento, o gás sai.
- Ex: Aquecimento da madeira, em que há liberação de metanol (CH_3OH)

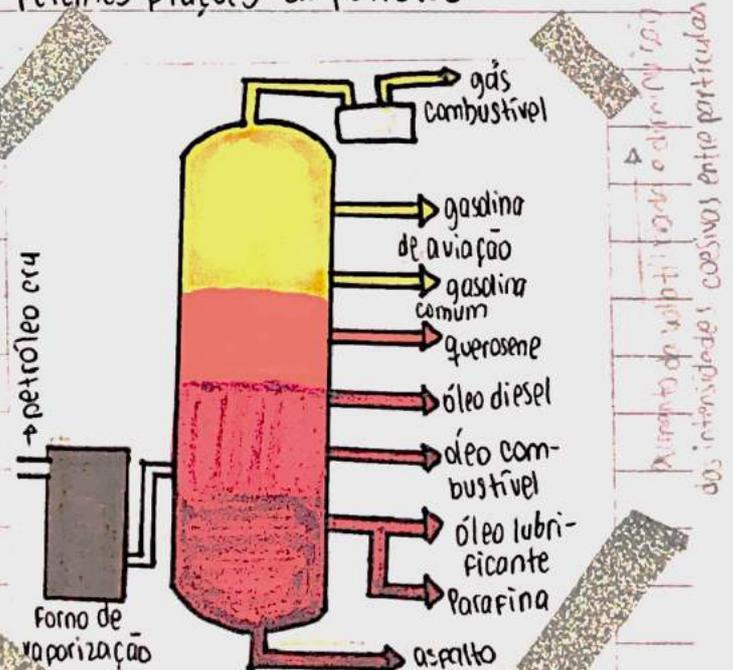
destilação simples

- quando o sólido é solúvel no líquido
- grande diferença de Temperatura de ebulição entre eles.
- Ex: separar a água da mistura água e sal

destilação fracionada

- líquidos miscíveis
- líquidos têm TE mais próximas
- usa-se uma coluna de fracionamento
- a mistura é aquecida até a ebulição do líquido de menor TE de ebulição
- Ex: Fabricação de cachaça, refino do petróleo

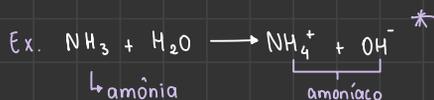
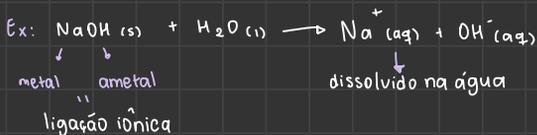
obs: na indústria petroquímica, utiliza-se a destilação fracionada para separar as diferentes frações do petróleo



Aumento da volatilidade e diminuição das intensidades coesivas entre partículas

Bases

- ↳ em água, liberam OH^- (hidroxila)
- ↳ a maioria são compostos iônicos = dissociação



obs: como a maioria é composto iônico, são sólidos à temperatura ambiente. pois a ligação iônica é forte

propriedades das bases

- Sabor adstringente (seca a língua, como cacá)
- $\text{pH} > 7$ (25°C)
- modificam a cor dos indicadores
 - ↳ com fenolftaleína, fica rosa
- conduzem corrente elétrica em solução aquosa ou fundida (líquida)
- neutralizam os ácidos

classificação das bases

1) quanto ao número de OH^-

1OH^- : monobase 3OH^- : tribase

2OH^- : dibase

b) Quanto a solubilidade

- Solúveis: 1A e NH_4OH
- Pouco solúveis: 2A, exceto Mg e Be
- Insolúveis: demais

c) quanto a força

- Forte: 1A e 2A (produz muito íon) menos Mg e Be
- Fraca: Todas as demais

nomenclatura

1. Elementos com nox fixo (1A, 2A, Al, Zn, Ag)

+1 +2 +3 +2 +1

- Hidróxido de _____
nome do metal

Ex: NaOH : Hidróxido de sódio

Al(OH)_3 : Hidróxido de alumínio

2. metais com nox variável

* principais: Fe (+2 ou +3); Cu (+1 ou +2), Pb (+2 ou +4)
Au (+1 e +3), As (+3 e +5); Sb (+3 e +5), Ni (+2 e +3)
Co (+2 e +3)

- menor nox: oso
- maior nox: ico

Hidróxido de _____ + nox em alg. romanos
nome do metal ou (oso-ico)

Ex: $\text{Fe}^{+2}(\text{OH})_2^{-2}$: Hidróxido Ferroso ou Hidróxido de Ferro II

Ex: $\text{Au}^{+3}(\text{OH})_3^{-3}$: Hidróxido Aúrico ou Hidróxido de Ouro III

bases mais importantes

NaOH - Soda Cáustica

- Produção : eletrólise da água do mar
- gordura + NaOH = sabão (reação de saponificação)
- fabricação do papel, desentupidor
- Super corrosiva
- + H_2O = exotérmico
- higroscópica: absorve a umidade do ar
- tem que guardar em recipientes de plástico

$\text{Mg}(\text{OH})_2$: Leite de Magnésia

- anti-ácido
- pouco solúvel
- base fraca

$\text{Ca}(\text{OH})_2$: Hidróxido de Cálcio ou Cal hidratada

- tinta, caule de árvores (impede a proliferação de microrganismos pois ele seca a casca externa)
- $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$

$\text{Al}(\text{OH})_3$: Hidróxido de Alumínio III

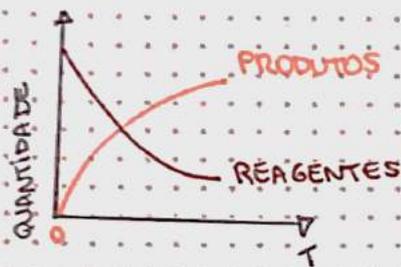
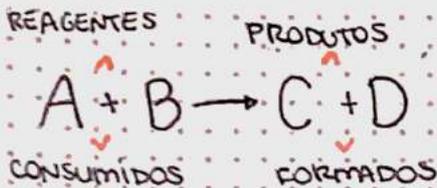
- Base fraca \rightarrow anti-ácido
- Gelatinoso : usado na etapa de floculação/coagulação das ETA's para formar coágulos com sujeira

NH_4OH : Amoníaco

- $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} (\text{aq})$
- Em grandes quantidades, é tóxico
- Limpeza de gordura
- Tinturas de cabelo

* NH_3 : usada na fabricação de fertilizante

Cinética Química



$$V_m = \frac{\Delta Q}{\Delta T}$$

ESTUDA A VELOCIDADE DAS REAÇÕES E OS FATORES QUE ALTERAM ESSA VELOCIDADE.

III concentração

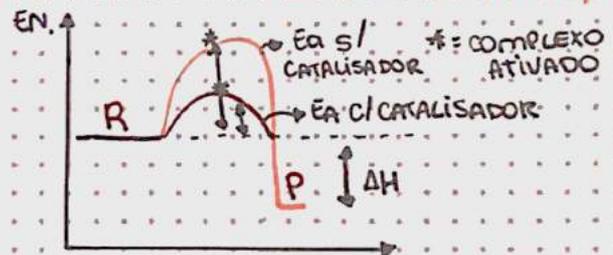
↑ CONC ↑ N° DE COLISÕES = ↑ VELOCIDADE

IV SUPERFÍCIE DE CONTATO (PI SÓLIDOS)

↑ SUP. DE CONTATO = ↑ VELOCIDADE

V. CATALISADOR

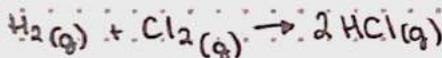
AUMENTA A VELOCIDADE DA REAÇÃO PELA DIMINUIÇÃO DA ENERGIA DE ATIVAÇÃO



* O INIBIDOR AGE AO CONTRÁRIO DO CATALISADOR.

colisão efetiva

COMO OCORREM AS REAÇÕES

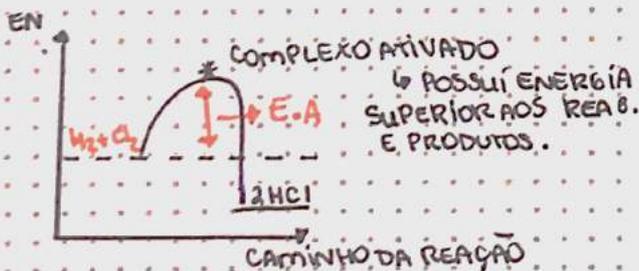
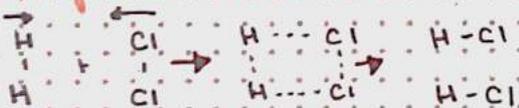


- COLISÕES EFETIVAS

- ORIENTAÇÃO FAVORÁVEL PI FORMAÇÃO DE COMPLEXO ATIVADO

• ENERGIA REAG. > ENERGIA DE ATIVAÇÃO

complexo ativado



fatores que afetam

I - TEMPERATURA

↑ TEMP. ↑ EN. CINÉTICA ↑ VELOCIDADE

II natureza dos reag.

↑ REATIVIDADE = ↑ VELOCIDADE

↓ NÚMEROS DE LIGAÇÕES PARA ROMPER

lei da velocidade

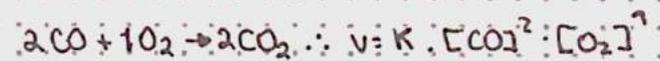
$$V = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$$

[A] = CONC. MOLAR DE A.

reação elementar

- OCORRE APENAS EM UMA ETAPA

- O EXPOENTE É O COEFICIENTE DO REAGENTE



reação não elementar

- NÃO OCORRE SO EM UMA ETAPA

- LEI DA (V) DEPENDE DA ETAPA LENTA

ordem de uma reação

↳ SOMA DOS EXPOENTES DAS CONCENTRAÇÕES DOS REAGENTES NA LEI DA VELOCIDADE.

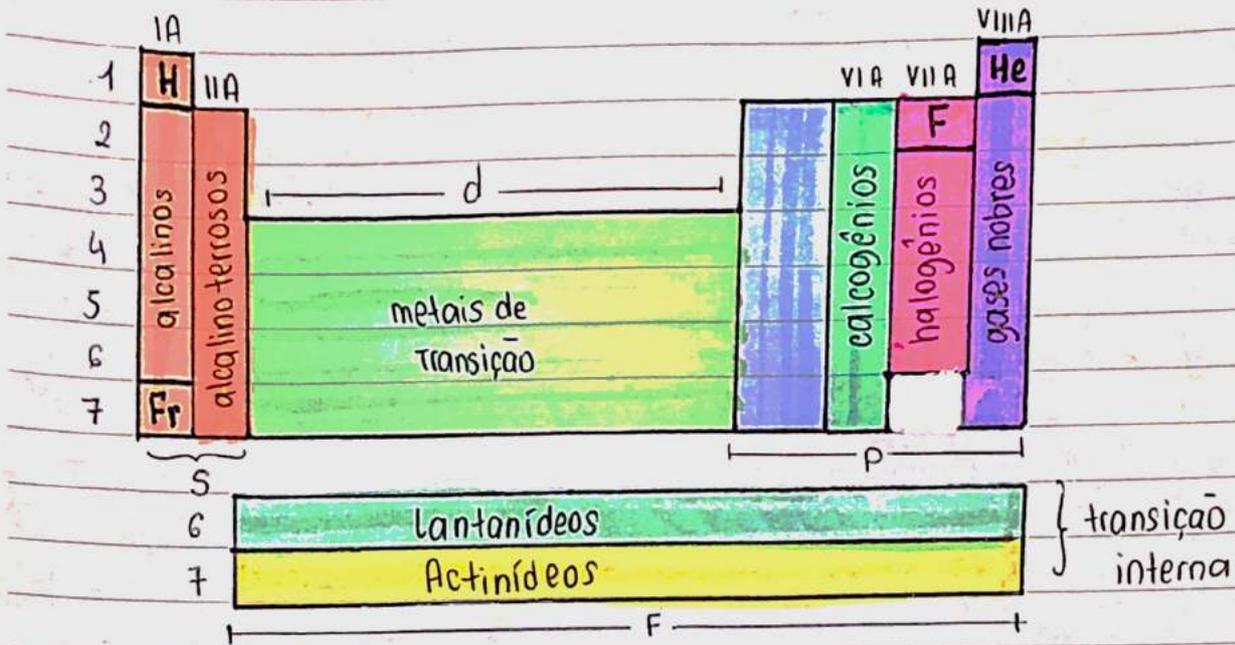
$$V = k [NO]^2 \cdot [Br_2]^1$$

• 2° ordem em relação a NO

• 1° ordem em relação a Br₂

• 3° ordem: " REAÇÃO GLOBAL (2 + 1 = 3)

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA



↳ elementos organizados em número crescente de número atômico em linhas (horizontal)

↳ elementos de mesma coluna (vertical) possuem propriedades químicas semelhantes

- Linhas = períodos = nº de camadas
- Colunas = famílias ou grupos

↳ para todas as famílias de letra A e para os grupos 1 e 2, o número indicará também o nº de elétrons em valência (elétrons da última camada). Assim, todos os elementos do grupo 1, a família IA, têm apenas 1 elétron de valência.

- **representativos:** Blocos S e P
- **transição:** Blocos d e f

metais

- brilho característico, são sólidos
- bons condutores de calor
- elevada condutividade elétrica, diminui com o aumento da temperatura
- dúcteis (fios) e maleáveis (lâminas)

ametais

- propriedades opostas às dos metais

gases nobres

- átomos com octeto (exceto o He)
- baixíssima reatividade
- gases monoatômicos, dificilmente formam compostos
- A alta carga nuclear efetiva deles favorece a baixa reatividade



diluição

diluir → Tornar menos concentrado

maneiras de diluir $\begin{cases} \text{adiciona mais solvente} \\ \text{retira o soluto} \end{cases}$

Concentrar → Tornar mais concentrado

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

i = inicial F = final

C: concentração

V: Volume

dissolução = pega um sólido para dispersar na água

mistura de soluções sem reação

- mistura de soluções de mesmo soluto

$$m_F = m_1 + m_2$$

$$C_F \cdot V_F = C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2$$

m: massa

$$n_F = n_1 + n_2$$

$$M_F \cdot V_F = M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2$$

n: nº de mols

M: molaridade (mol/L)

ex: $[NaOH] = 2 \text{ mol/L}$, $V_1 = 2 \text{ L}$ + $[NaOH] = 4 \text{ mol/L}$, $V_2 = 8 \text{ L}$

$$C_F \cdot V_F = C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2$$

$$C_F \cdot 40 = 2 \cdot 2 + 4 \cdot 8$$

$$C_F = \frac{36}{10} \quad C_F = 3,6 \text{ mol/L}$$

- mistura de soluções com solutos diferentes

↳ Para descobrir a concentração final da nova solução, devemos considerar como se cada solução tivesse sofrido uma simples

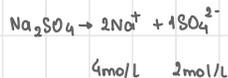
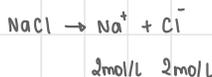
diluição

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

ex: Qual concentração de cada íon ao final da mistura?

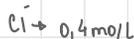


$V_F = 10 \text{ L}$



$$2 \cdot 2 = C_F \cdot 10$$

$$C_F = 0,4 \text{ mol/L}$$



$$4 \cdot 8 = C_F \cdot 10$$

$$C_F = 3,2 \text{ mol/L}$$



$$2 \cdot 8 = C_F \cdot 10$$

$$C_F = 1,6 \text{ mol/L}$$

Final: $[Na^+] = 0,4 + 3,2 = 3,6 \text{ mol/L}$

$$[Cl^-] = 0,4 \text{ mol/L}$$

$$[SO_4^{2-}] = 1,6 \text{ mol/L}$$

titulação

↳ É a determinação da concentração desconhecida de uma solução, a partir de outra que tenha concentração conhecida.

Titulante: solução de concentração conhecida

Titulado: " " " desconhecida

Indicador: indica a presença de ácido ou base

Ponto de viragem: quando o indicador muda de cor

ou ↳ ponto final = ponto de equivalência

quantidade de ácido = base, aí paramos a titulação

dispersões coloidais

dispersões

- É uma mistura de duas ou mais substâncias
- ↳ **disperso**: substância que vai ser inserida. Ex: sal
- ↳ **dispergente / dispersante**: meio que fica o disperso. Ex: água

TIPOS DE DISPERSÃO

Solução: mistura homogênea. Partícula dispersa $< 1 \text{ nm}$

Coloide: não sabe se é sólido ou líquido. Ex: gelatina

Suspensão: quando você vê realmente as coisas separadas a olho nu

↳ misturas heterogêneas

Colóides

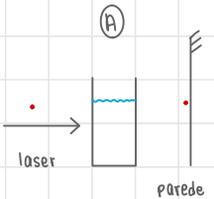
PROPRIEDADES

1. efeito Tyndall

- as partículas vão ter tamanho suficiente para repletir a luz quando esta passa por elas.

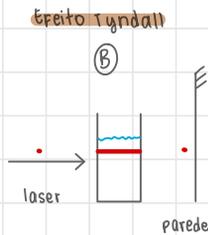
é possível ver o trajeto que a luz faz

Exemplo



Solução verdadeira

não vi o laser



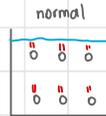
colóide

consegui ver o trajeto da luz

Obs: na suspensão eu também não vejo a luz passando

2. movimento Browniano

- movimento irregular das partículas suspensas em um líquido ou um gás, causado pelo bombardeamento das partículas por moléculas do meio.



Quanto ao estado físico dos componentes

Disperso	Dispersante	Denominação	Exemplos
Gás	Líquido	espuma líquida	• Calorinho de Chopp • Creme de barbear • Creme dental
Líquido	Líquido	Emulsão	• Leite • Maquiagem • Desodorante líquido disperso em água
Sólido	Gás	Aerossol sólido, caso o gás seja o ar	• Fumaça
Gás	Sólido	Espuma sólida	• Marsh-mallows • Marshmallows • Espor
Sólido	Sólido	Sol sólido	• Rubi • Safira
Sólido	Líquido	Sol líquido, caso o líquido seja a água, denominamos hidrossol	• Gelatina • Tintas • Cola de lipo • Goma arábica
Líquido	Sólido	Gel	• Geléia • Marmeleira
Líquido	Gás	Aerossol líquido, caso o gás seja o ar	• Spray de perfume, tinta, etc. • Nuvem • Neblina

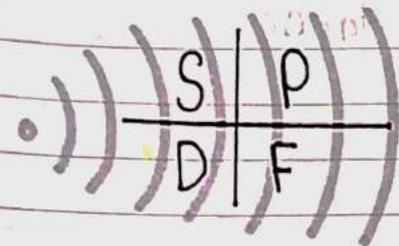
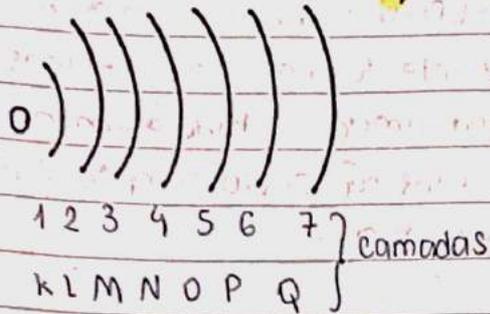
Estado dos aerossóis

- * **maresia**: microgotas de água do mar em suspensão no ar.
- tem íons livres = produz corrente elétrica = acelera a corrosão

* Desodorante

- tem o gás butano, é inflamável
- expansão adiabática

DISTRIBUIÇÃO eletrônica



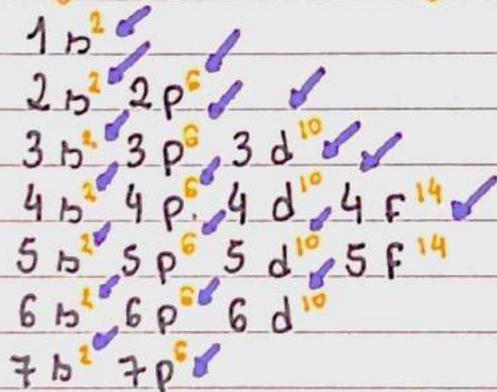
S, P, D e F são subcamadas

Subnível representação Cap. de e⁻

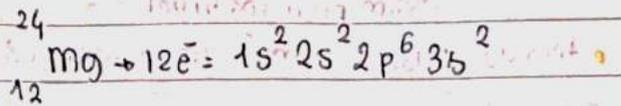
S	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	2e ⁻
P	$\boxed{\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow}$	6e ⁻
d	$\boxed{\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow}$	10e ⁻
f	$\boxed{\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow}$	14e ⁻

- spins opostos = 1v (elétrons)
- dep antes colocar todos virados pra cima (↑), depois ir preenchendo para baixo (↓)

Diagrama Linus Pauling



distribuição eletrônica

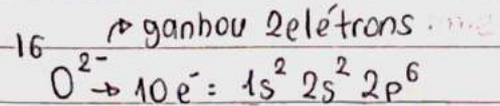


obs: **camada de valência**: camada mais afastada em relação ao núcleo

subnível mais energético: último termo da distribuição eletrônica.

Distribuição eletrônica em íons

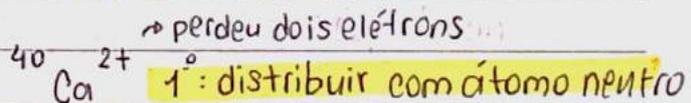
Ânions: basta distribuir normalmente



Cátions: 1º: fazer a distribuição do átomo neutro

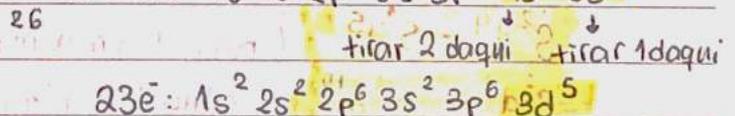
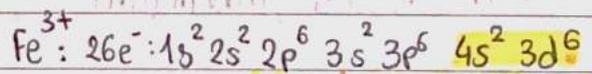
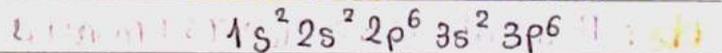
2º: Retirar os elétrons necessários

sempre da **camada de valência**

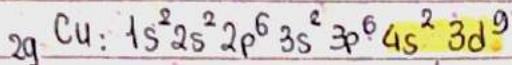


Camada de valência = retirada

2º: retirar os elétrons da CDV



O caso do cobre



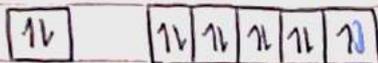
os orbitais não estão simétricos,
assim fica instável

- tem que buscar a máxima simetria dos orbitais

obs: GRUPO B: o número do grupo é diferente do número de elétrons da última camada e todo elemento de transição possui sempre 2 e⁻ de valência

não simétrico

Líquidos: Hg e Br

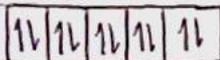


$4s^2$

$3d^9$

↳ orbital instável

simétrico



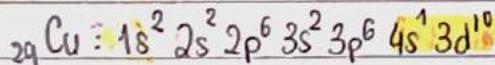
$4s^1$

$3d^{10}$

↳ orbital estável

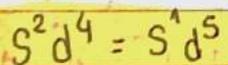
O subnível s fica estável com 1 s^o

distribuição correta



obs: As distribuições eletrônicas terminadas

$s^2 d^4$ e $s^2 d^9$, mudam para



} buscando a máxima

simetria dos orbitais



eletrólise

Reação química provocada pela passagem de corrente elétrica

$dP < 0$ = não espontânea

$\Delta G > 0$

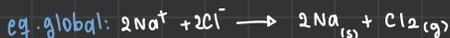
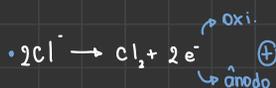
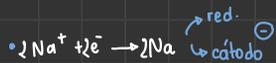
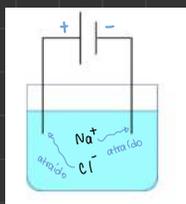
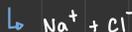
obs: para ocorrer eletrólise, é preciso uma substância ou uma solução que conduza corrente elétrica (íons livres)

tipos de eletrólise

- ↳ ígnea: feita com composto iônico fundido
- ↳ aquosa: feita com uma solução

eletrólise ígnea

- Temos a eletrólise de um composto iônico fundido
 - Processo caro
 - Elementos produzidos
- íons livres
↓
corrente elétrica
- * Família 1A: Na(s), K(s)...
 - * Família 2A: Mg, Ca...
 - * Alumínio

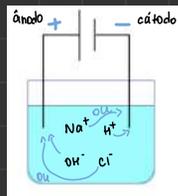


obs: sinais na pilha X sinais na eletrólise

cátodo	ânodo	X	cátodo	ânodo
+	-		-	+

eletrólise aquosa

- processo forçado
- teremos disputa de íons para descarga



* descarga de cátions

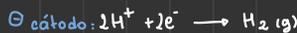
IA, 2A, Al, H₂O... H⁺, demais metais
Maior facilidade para o cátion ganhar e-

"1, 2, 3, hidrogênio e o resto"

* descarga dos ânions

F, íons oxigenados, H₂O, OH⁻, ânions não oxigenados
Maior facilidade para o ânion perder e-

* equações da água



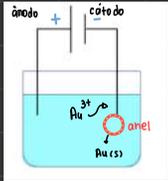
Ex: Salmoura = água do mar



eletrodeposição

- ↳ cromado, niquelação, banho de ouro/prata
- ↳ proteção contra oxidação

Ex: dourar (banho de ouro) em um anel de cobre



- o anel tem que estar no cátodo, para a redução e, consequentemente, deposição do ouro
- $Au^{3+} + 3e^- \rightarrow Au(s)$

cálculos

- Faraday

$$Q = i \cdot t \text{ em F (Faraday)}$$

- 1 mol de elétrons = 96500 C = 1F

Q = Carga (C)

i = Corrente (A)

t = tempo (s)

- depositar, eletrodepositar, formar, regenerar



Exemplos:



$$2 \text{ mols } e^- - 1 \text{ mol}$$

$$\pm 96500 \text{ C} - 63,5 \text{ g}$$

$Q = m$ } para saber qual a massa que depositou, sabendo a carga calculada por: $Q = i \cdot t$

Equilíbrio Químico

↳ VELOCIDADE DA REAÇÃO INVERSA = VELOCIDADE DA REAÇÃO DIRETA ($v_1 = v_2$)

Constantes de equilíbrio

Temperatura:

EXISTEM DUAS:

↑ TEMPERATURA, O EQUILÍBRIO SE DESLOCA NO SENTIDO **ENDOTÉRMICO** (ABSORVE CALOR)

EM TERMOS DE CONCENTRAÇÃO (K_c)

↓ TEMPERATURA, **EXOTÉRMICO** (LIBERA CALOR)



$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$$

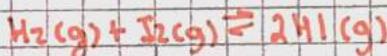
SEMPRE PRODUTO SOBRE REAGENTE

pressão total:

EM TERMOS DE PRESSÕES PARCIAIS (K_p)

↑ PRESSÃO, DESLOCA NO SENTIDO DE **menor** N° DE MOLS GASOSO

$$K_p = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$



↓ PRESSÃO, DESLOCA NO SENTIDO DE **maior** N° DE MOLS GASOSO.

OBS: SÓ PODE INCLUIR SUBSTÂNCIAS GASOSAS.

OBS: QUANDO O REAGENTE E O PRODUTO APRESENTA O MESMO N° DE MOLS, A PRESSÃO NÃO INTERFERE NO EQUILÍBRIO QUÍMICO.

CÁLCULO DE K_p A PARTIR DE K_c ;

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$

↳ VARIACÃO DE MOLS.
↓ ↳ KELVIN
0,082

pressão parcial:

PARA ISSO, TEMOS QUE AUMENTAR A CONCENTRAÇÃO DOS REAGENTES.

Princípio de Le Chatelier

↑ PRESSÃO PARCIAL DOS REAGENTES, **DIREITA**

↓ PRESSÃO PARCIAL DOS REAGENTES, **ESQUERDA**

QUANDO UM SISTEMA EQUILIBRADO SOFRE UMA PERTURBAÇÃO, O PRÓPRIO REAGE NO SENTIDO DE DIMINUIR / ATENUAR A PERTURBAÇÃO.

observações:

PERTURBAÇÕES:

- CONCENTRAÇÃO
- TEMPERATURA
- PRESSÃO TOTAL
- PRESSÃO PARCIAL

• O K_c NÃO MUDA QUANDO O EQUILÍBRIO É DESLOCADO

concentração:

• A TEMPERATURA É O ÚNICO FATOR QUE MUDA O VALOR DE K_e

↑ REAGENTES, O EQUILÍBRIO DESLOCA PARA **DIREITA**

• OS CATALISADORES NÃO INFLUENCIAM EM UM SISTEMA QUE JÁ ATINGIU O EQUILÍBRIO QUÍMICO.

↓ REAGENTES, DESLOCA P/ **ESQUERDA**

deidiatricks.com

funções orgânicas

álcool

▷ hidroxila (-OH) ligada a carbono saturado

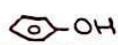
- primário, secundário, terciário

ex: $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH}$

fenol

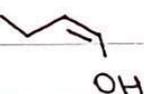
▷ -OH ligada ao benzeno

- caráter ácido

ex: 

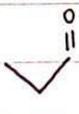
enol

▷ OH - carbono da dupla

ex: 

aldeído

▷ carbonila na ponta

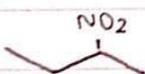
ex: $\text{R}_1-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$ 

cetona

▷ carbonila entre carbonos

ex: $\text{R}_1-\text{C}(=\text{O})-\text{R}_2$ 

nitrocomposto

ex: 

ácido carboxílico

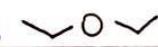
▷ carboxila na ponta

- caráter ácido, origina sabão
- ácido graxo (ac. carbo cadeia longa)

ex: $\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{OH}$ $\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{OH}$

éter

▷ oxigênio como heteroátomo

ex: 

éster

▷ $\text{C}=\text{O}$ entre carbonos



- vem do ácido carboxílico
- triéster (triglicerídeo), essências.

ex: $\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{R}'$

amina

▷ substitui os H da amônia (NH_3) por cadeias carbônicas

ex:  • caráter básico

amida

▷ N ligado a carbonila

ex: $\text{R}_1-\text{C}(=\text{O})-\text{NH}_2$

gás ideal

O estado gasoso

- ↳ elevada entropia (ΔS)
 - ↳ desorganização
- ↳ movimentos de rotação, vibração e translação (por isso, altamente instáveis)
- ↳ presença de grandes espaços vazios (por isso, sofrem variação de pressão fácil)
- ↳ forças intermoleculares desprezíveis
- ↳ são pontiformes
 - ↳ apresentam tamanho desprezível em relação ao volume que estão inseridos.
- ↳ forma e volumes variáveis
- ↳ formam sempre misturas homogêneas

para não haver interação nem perda de energia.

Variáveis de estado

Temperatura

- mede o grau de agitação das moléculas
- relacionada à energia cinética das partículas
- ↑ agitação = ↑ temperatura
- no SI, medida em kelvin (K)

$$T_K = T_C + 273 \quad \left. \begin{array}{l} \\ \end{array} \right\} \text{de Celsius para Kelvin}$$

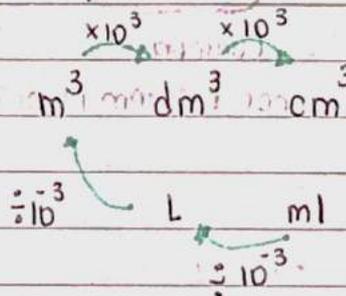
$$\frac{T_C}{5} = \frac{T_F - 32}{9} \quad \left. \begin{array}{l} \\ \end{array} \right\} \text{de Celsius para Fahrenheit}$$

modelo do gás ideal

- Se movimentam o tempo todo
- não há forças de atração nem repulsão
- colisões partículas-partículas e partículas-paredes são inelásticas (não perdem energia).
- A energia cinética média é constante quando na mesma temperatura
- Possuem baixa pressão
 - ↳ pouca colisão entre as partículas, estão muito dispersas • interação = 0
- Possuem altas temperaturas
 - ↳ para o choque ser tão rápido

Volume

- espaço ocupado pelo gás
- no SI, medido em m^3



Lembrar:

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3 \quad 1000 \text{ L} = 1 \text{ m}^3$$
$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$$



Pressão

• resultado da força exercida pelo impacto das partículas gasosas nas paredes do recipiente.

• relação entre força (F) e Area (A)

$$P = \frac{F}{A} = \frac{N}{m^2} = Pa \text{ (Pascal)}$$

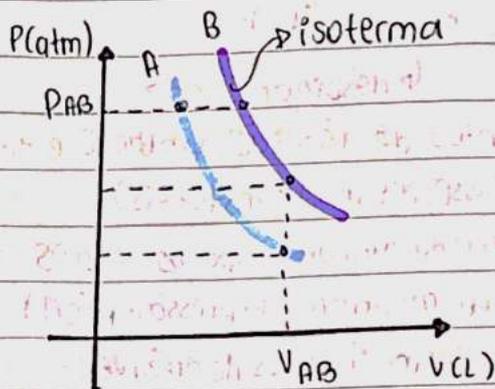
Unidade de medida no SI

• $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$ (mercúrio)

• Pressão e volume são grandezas inversamente proporcionais

antes depois

$$P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f$$



qual temperatura é maior?

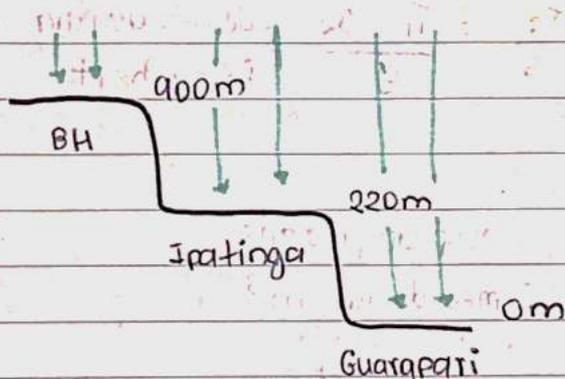
A $T_B > T_A$ de acordo com o gráfico, em um mesmo volume, a amostra B possui maior pressão, evidenciando estar em uma temperatura maior (pois $\uparrow T, \uparrow P$).

* Pressão Atmosférica

• Pressão que a camada do ar exerce sobre a superfície terrestre

• varia com a altitude

• a cada 10m descendo $\approx +1 \text{ atm}$



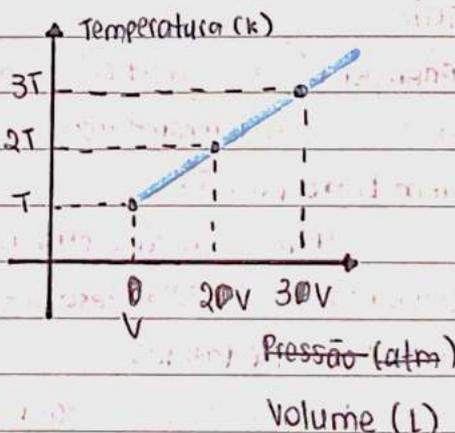
• A pressão de BH é a menor, pois tem menos ar sobre a superfície

* Isobárica

• Pressão constante

• Temperatura e volume são diretamente proporcionais (divisão)

$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$$



Transformações Gasosas

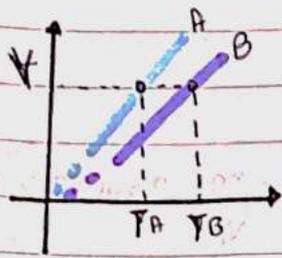
* Transformações Isotérmicas

• Temperatura constante

• Pressão e volume varia



obs: mais colisões = menor volume
 menos colisões = maior volume

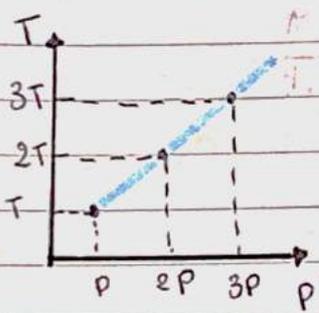


qual a maior Pressão?

$P_B > P_A$ porque B tem temperatura maior, logo, a força das colisões é maior, ocorrendo numa \uparrow Pressão \downarrow n° de colisões por unidade de área

Isocônica / isovolumétrica

- volume constante $V = n \cdot V$
- A pressão varia proporcional mente à temperatura em Kelvin
- \uparrow pressão = \uparrow temperatura



$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f}$$

Equação de Clapeyron

• relaciona todas as variáveis de estado

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

constante universal dos gases

Hipótese de Avogadro

- 1 mol de gás, nas condições CNTP
- 1 atm ou 760 mmHg
- 0° ou 273K
- ocupa 22,4L
- $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas

Misturas Gasosas

↳ São sempre homogêneas
 Quando há mistura, a Equação de Clapeyron será escrita assim

$$P_t \cdot V = n_t \cdot R \cdot T$$

pressão total quantidade de matéria total
 $n_t = n_a + n_b + n_c \dots$

soma das pressões parciais

Equação geral dos gases

• representa o comportamento do gás ideal para variações simultâneas de pressão, volume e temperatura

$$\frac{P_i V_i}{T_i} = \frac{P_f V_f}{T_f}$$

Pressão Parcial

$$P_A = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{V}$$

$$P_{TOTAL} = \sum P_{Parciais}$$

somatório



- também é proporcional à quantidade de matéria desse componente na mistura

$$P_A = X_A \cdot P_t$$

↳ Fração molar

→ Volume Parcial

$$V_A = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V_{TOTAL} = \sum V_{parcial}$$

$$V_A = X_A \cdot V_t$$

Fração molar

- relação entre a quantidade de matéria do gás A (n_A) e a quantidade de matéria total (n_t) da mistura gasosa

$$X_A = \frac{n_A}{n_t}$$

obs: A soma das frações molares de todos os gases presentes na mistura deve ser 1

$$X_A + X_B + X_C + \dots = 1$$

obs: $X_A \cdot 100 = \%$ volume parcial do componente na mistura

Densidade Gasosa

$$d = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

sabendo que $n = \frac{m}{M}$ e substituindo

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

obs: $d = \frac{m}{V}$

$$P \cdot M = d \cdot R \cdot T$$

Logo, a densidade é:

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$



Geometria MOLECULAR

↳ olhar para o elemento central

Polo: n° ligação sigma + n° de par de elétrons livres

Passo 1: contar os polos de repulsão

Passo 2: Classificar

n° de polos Geometria

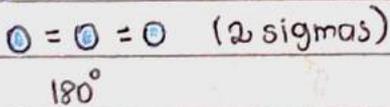
2 linear

3 trigonal planar, triangular
também origina a angular

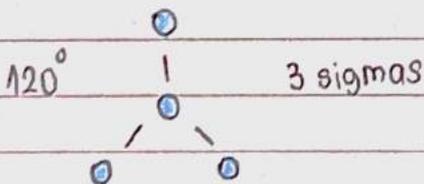
4 tetraédrica
origina também
piramidal ou angular

obs: ligação dativa também é sigma

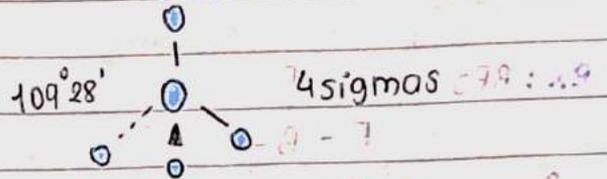
geometria linear



trigonal plana



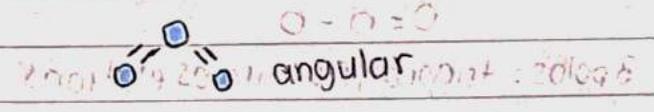
tetraédrica



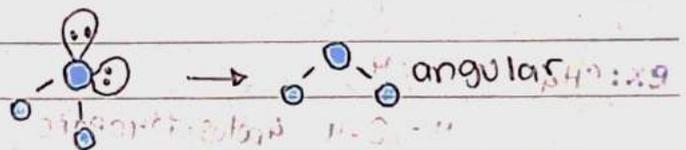
angular (que veio da trigonal)

os elétrons devem ser retirados

• 2 sigmas + 1 par = 3 e pra ser trigonal plana, mas os e devem ser retirados, sobrando a angular

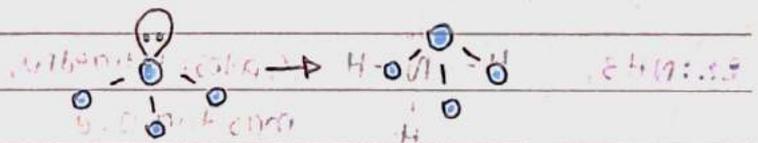


angular (que veio do tetraedro)



4 polos (e pra ser tetraedro, mas tira os e)

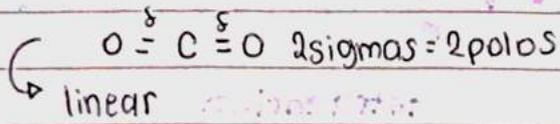
piramidal (pedaço de tetraedro)



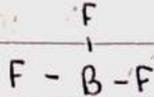
4 polos, tira os e → piramidal



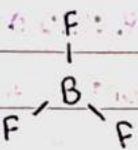
ex: CO₂



ex: BF₃



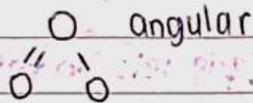
3 sigmas = 3 polos = trigonal



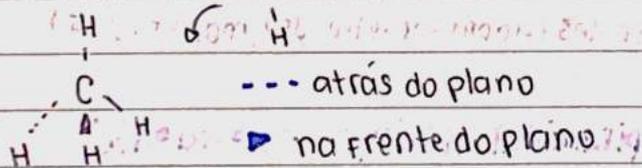
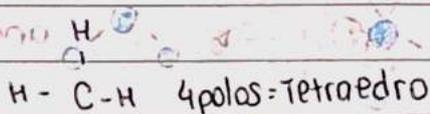
ex: O₃



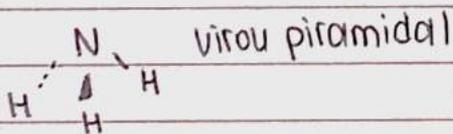
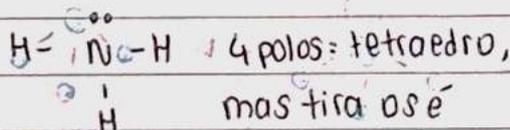
3 polos = trigonal, mas tira os elétrons



ex: CH₄



ex: NH₃



hibridação

↳ fusão de orbitais

regra prática

ligação SIGMA (σ)

↳ a interpenetração de orbitais é frontal, um se encaixa dentro do outro

(nº lig. sigma + nº de parde é livre)

↳ é a mais forte

||
polo de repulsão

↳ é sempre a primeira a ser feita, depois faz a pi

$sp^1 = 2$ (quando a soma dá dois)



$sp^2 = 3$

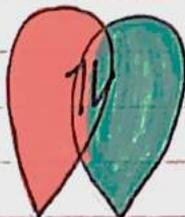
* olhar para um átomo só

$sp^3 = 4$

ligação PI (π)

↳ a interpenetração é paralela, um orbital ao lado do outro

$sp^3d^1 = 5$



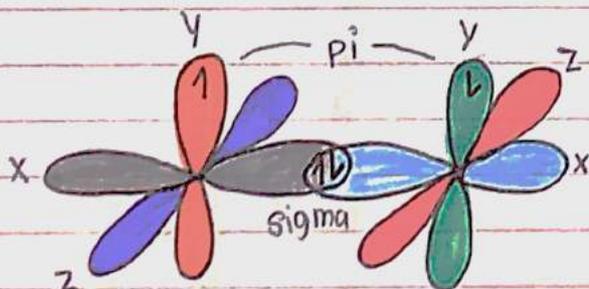
$sp^3d^2 = 6$

ex: H - Be - H
8 8 2 sigmas = sp

⊙

⊙ N 2 sigmas + 1 par = 3

⊙ hibridização = sp²



C - C

C = C

C ≡ C

1 sigma

1 sigma

1 sigma

1 pi

2 pi



www.dac.com.br

isomeria

TAUTOMERIA

OS MAIS COMUNS OCORREM ENTRE

• MESMA FÓRMULA MOLECULAR E MASSA MOLAR

• ALDEÍDO E ENOL

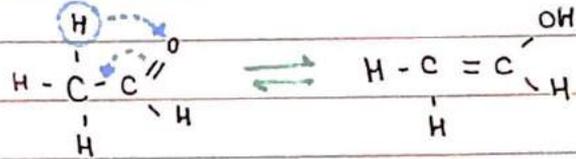
• CETONA E ENOL

plana

↳ FICAM EM EQUILÍBRIO DINÂMICO

Ex: ALDEÍDO E ENOL

↳ A DIFERENÇA PODE SER EXPLICADA OBSERVANDO-SE APENAS AS FÓRMULAS ESTRUTURAIS PLANAS.



ALDEÍDO

ENOL

DE CADEIA OU DE NÚCLEO

METAMERIA

• OS ISÔMEROS TÊM CADEIAS OU NÚCLEOS

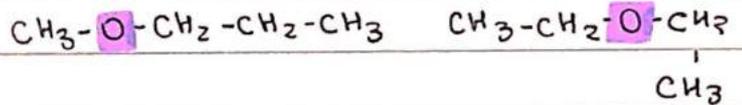
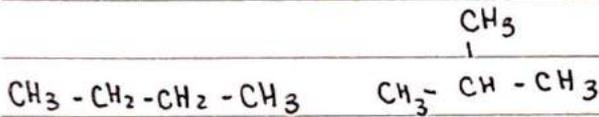
• OS ISÔMEROS SE DIFEREM PELA POSIÇÃO DE

DIFERENTES.

UM HETEROÁTOMO.

Ex: C_4H_{10} * MESMA FUNÇÃO

Ex: $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$



DE POSIÇÃO

espacial

• MESMA CADEIA MAS DIFEREM NA POSIÇÃO

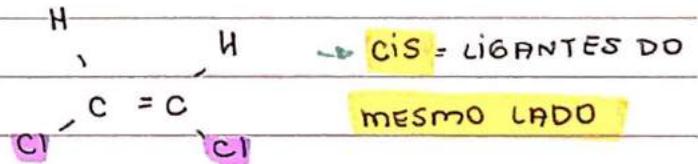
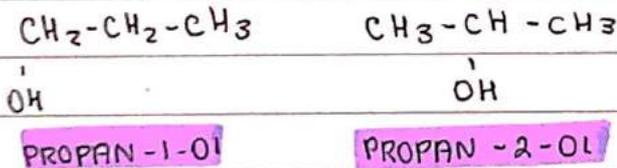
DOS LIGANTES OU DE DUPLAS E TRIPLAS

GEOMÉTRICA OU CIS/TRANS

Ex: $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$

Ex: $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$

* MESMA FUNÇÃO



CIS-1,2-DICLORO-ETENO

DE FUNÇÃO

• ISÔMEROS COM FUNÇÕES DIFERENTES

Ex: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$



TRANS-1,2-DICLORO-ETENO

* SÓ ACONTECE COM QUEM TEM DUPLA LIGAÇÃO OU CADEIA FECHADA

* NO MÍNIMO 2C COM LIGANTES ≠ NO ANEL

(P/ CADEIA FECHADA)

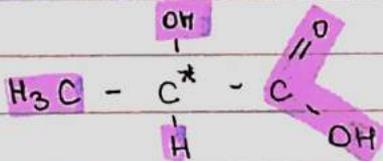
ÓPTICA

- MOLÉCULA ASSIMÉTRICA
- NÃO SÃO SOBREPONÍVEIS
- A ASSIMETRIA OCORRE QUANDO EXISTE UM CARBONO QUIRAL, 4 GRUPOS LIGANTES DIFERENTES DE SI

- C^* = CARBONO QUIRAL
- NÃO PODE TER DUPLA NEM TRIPLA
- ISÔMEROS ÓPTICOS: DUAS MOLÉCULAS COM C^* NÃO SOBREPONÍVEIS

↳ TÊM A CAPACIDADE DE DESVIAR O PLANO DA LUZ POLARIZADA DE MESMO ÂNGULO, MAS EM SENTIDOS OPOSTOS, E SÃO DENOMINADOS OPTICAMENTE ATIVOS

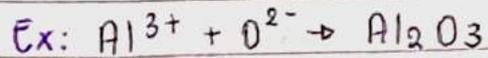
Ex: ÁCIDO LÁTICO OU ÁCIDO 2-HIDROXIPROPANOÍCO



Lig. Químicas

Iônica

↳ buscam a estabilidade da regra do octeto, 8 elétrons na camada de valência



Propriedades

• É atração entre íons

• Elevados PF e PE

↓ cation (+) / ânion (-)

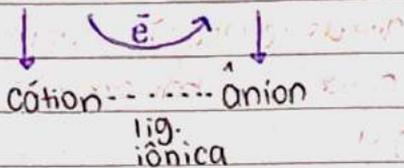
• Bons condutores de corrente quando em solução ou fundidos

Surgem a partir da transferência de elétrons

• Sólidos a temperatura ambiente

eletropositivo / eletronegativo

Metal + Ametal



• São duros

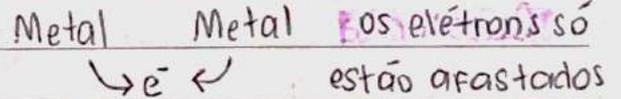
• Pouco tenazes, ou seja, não são resistentes ao choque mecânico. Logo, são quebradiços

Metálica

• é feita entre elementos com grande diferença de eletronegatividade

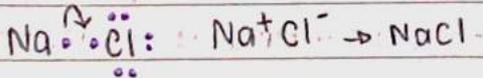
↳ são pseudocátions, os elétrons só estão afastados

Δ eletronegatividade $> 1,7 \rightarrow$ lig. iônica

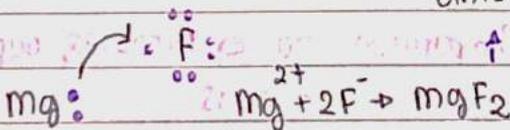
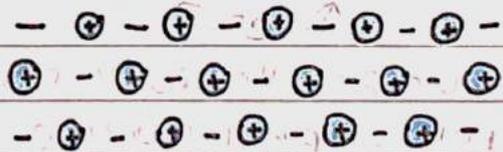


Δ eletroneg. $< 1,7 \rightarrow$ ligação covalente

• os elétrons ficam livres e em movimento, formando um mar de elétrons

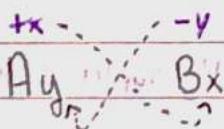


ânion



cation

Propriedades



▷ PF e PE altos

▷ Hg é o único metal líquido a T ambiente

▷ Bons condutores de calor

a mobilidade dos e⁻ permite a rápida distribuição de energia cinética pelo sólido



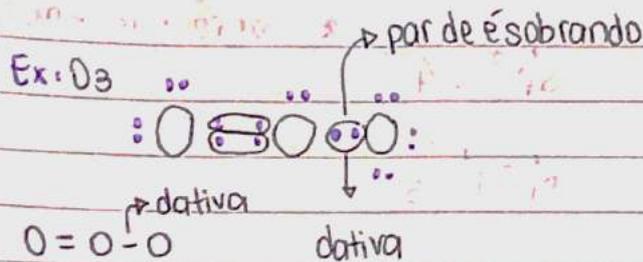
Energia de ligação

- Energia para romper a ligação
- ligação mais forte = ligação mais curta = maior energia de ligação

- ligação simples < dupla < tripla

ligação coordenada ou dativa

- Quando o par de e⁻ vem só de um átomo
- O átomo já está estável mas ainda possui elétrons sobrando, ele os empresta para o átomo que está precisando para se estabilizar.



regras para a fórmula estrutural

- ▷ Geralmente ficam nas pontas:
 - Elementos família 7A
 - Hidrogênio

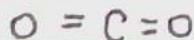
- ▷ Geralmente ficam no meio:

- Elementos da família 6A, 5A e 4A
- O elemento menos eletronegativo tem

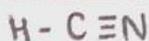
que ficar no centro

↳ Carbono é menos eletronegativo

Ex: CO_2

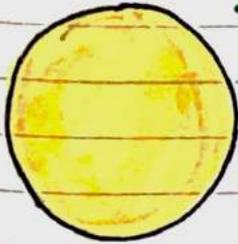


Ex: HCN (carbono menos eletronegativo)



Modelos atômicos

Dalton (bola de bilhar)



- esferas maciças
- indestrutíveis
- homogêneas
- indivisíveis
- imutáveis

- o desvio produzido é proporcional à carga do e^- e inversamente proporcional à sua massa = \uparrow carga \uparrow desvio \uparrow massa \downarrow desvio

→ características

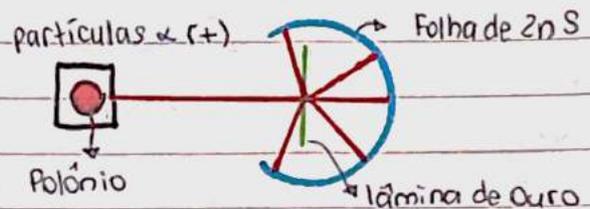
- o átomo é divisível
- natureza elétrica da matéria

→ postulados

- 1º: átomos indivisíveis / indestrutíveis
 - 2º: cada elemento possui sua massa (identificação)
 - 3º: compostos = combinação de elementos
 - 4º: uma reação química é um rearranjo dos átomos (aceito nos dias de hoje)
- * não descobriu os elétrons e radiação (átomo divisível)

Rutherford (sistema solar)

- experimento com partículas α

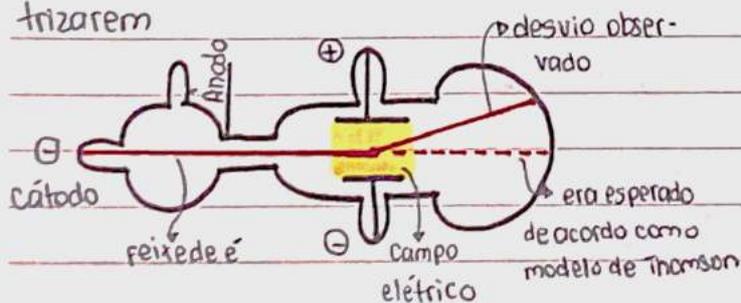


- conclusão: no átomo, há uma região densa e de carga positiva, que concentra toda a massa do átomo: o núcleo
- os elétrons ficam em movimento caótico na eletrosfera

- leve desvio? leves desvios passavam próximo do núcleo
- atravessava: passavam longe do núcleo
- bate e volta: batiam de frente com o núcleo

Thomson (pudim de passas)

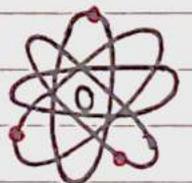
- massa = carga positiva, passas: e^-
- aparecimento dos elétrons
- experimento: raios catódicos
- explica a possibilidade de objetos se eletrizarem



- o feixe desviou para o lado positivo, logo, há partículas negativas no feixe (e^-)

Falha do modelo

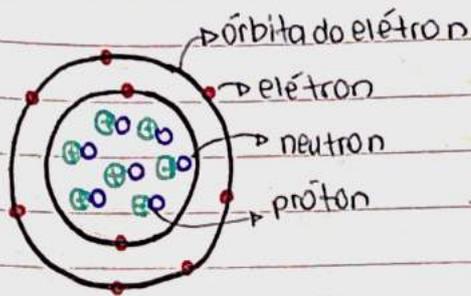
- com órbitas circulares, os e^- perderiam velocidade ao emitirem energia, até colidir com o núcleo
- não explica o espectro descontínuo



modelo Rutherford-Bohr

- o e^- não ganha nem perde energia ao orbitar, pois essas órbitas são níveis estacionários de energia

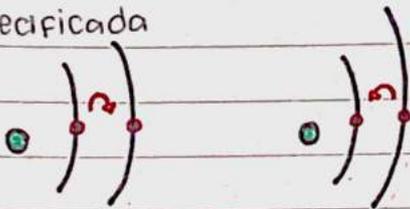
experimento com espectro de linhas



- os e^- se encontram em movimento em órbitas circulares

camadas (K-L-M-N-O-P-Q)
átomo

↳ quantização da energia
cada nível terá a energia quantizada,
especificada



absorve

libera

- o elétron que mudou de camada de maior energia fica instável e volta para a sua camada de origem. Nesta volta, ele libera a energia absorvida por meio de FOTONS

limitações

- Explicava somente o átomo de hidrogênio

Princípio da dualidade

- O átomo se comporta como onda-partícula

Princípio da incerteza

- Heisenberg
- É impossível determinar a posição e a velocidade do elétron simultaneamente. Descobre um ou outro

modelo atômico atual

- Schrodinger desenvolve o "modelo quântico do átomo", equação matemática para o cálculo da probabilidade de encontrar o elétron em uma região denominada ORBITAL ATÔMICO

→ nuvem eletrônica

- Região do espaço onde há probabilidade de se encontrar um elétron com uma dada energia.



— Orgânica —

propriedades

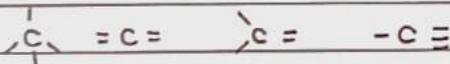
- BAIXA ESTABILIDADE SOB TEMP. ELEVADAS
- BAIXAS TEMP. DE FUSÃO E EBULIÇÃO
- LIGAÇÕES COVALENTES

EXCEÇÕES

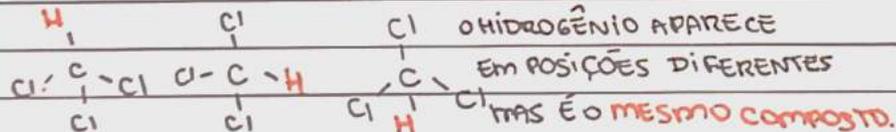
- CaCO₃ - CARBONATO DE CÁLCIO
- CO₂ - DIÓXIDO DE CARBONO
- NaCN - CIANETO DE SÓDIO

postulado de valência

- O CARBONO É TETRA VALENTE = 4 LIGAÇÕES

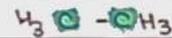


- AS 4 VALENCIAS DO CARBONO SÃO EQUIVALENTES



classificação

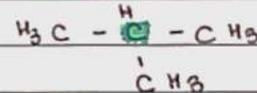
CARBONO PRIMÁRIO: LIGADO A NO MÁX. 1 ÁTOMO DE CARBONO



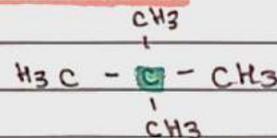
CARBONO SECUNDÁRIO: C LIGADO A DOIS ÁTOMOS DE CARBONO.



CARBONO TERCIÁRIO: C LIGADO A TRÊS ÁTOMOS DE CARBONO.



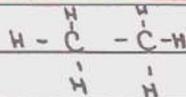
CARBONO QUARTENÁRIO: C LIGADO A 4 ÁTOMOS DE CARBONO.



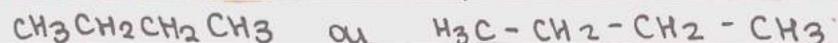
estudos das cadeias

EXISTEM DIVERSAS MANEIRAS DE REPRESENTAR UMA CADEIA CARBÔNICA. AS PRINCIPAIS SÃO:

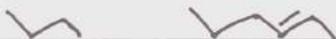
FÓRMULA ESTRUTURAL PLANA: LIGAÇÕES REPRESENTADAS POR TRAÇOS



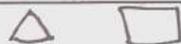
FÓRMULA ESTRUTURAL CONDENSADA: AS LIGAÇÕES ENTRE OS ÁTOMOS NÃO SÃO MOSTRADAS



FÓRMULA ESTRUTURAL EM LINHA (OU BASTÃO): TAMBÉM CHAMADA DE CONDENSADA LINEAR, CADA LINHA REPRESENTA UMA LIGAÇÃO E CADA VÉRTICE, UM CARBONO (AS EXTREMIDADES TB)



PARA CADEIAS QUE SE FECHAM EM CÍCLOS, UTILIZA-SE UMA FIGURA GEOMÉTRICA (PARA TRÊS C UM TRIÂNGULO, PARA 4 UM QUADRADO E ASSIM POR DIANTE)



Óxidos

↳ São compostos binários onde oxigênio é o átomo mais eletronegativo.

ex: CaO , CO_2 , MgO , N_2O_5

atenção ∇

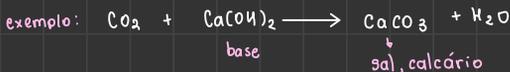
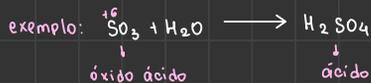
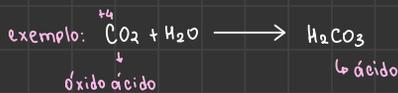
• OF_2 e O_2F_2 não são óxidos pois o Flúor é mais eletro negativo que o oxigênio. São fluoretos

classificação

1. Óxidos ácidos ou anidridos

- Em geral, formados por ametal + oxigênio
- Reagem com água e formam ácidos
- Reagem com bases e formam sal + água

dica: o elemento ligado ao oxigênio tem, normalmente, $\text{nox} \geq 4$



nomenclatura óxidos ácidos

mono		mono
di +	óxido de	di + nome do elemento
tri		tri

$\text{CO}_2 \rightarrow$ Dióxido de Carbono $\text{SO}_3 \rightarrow$ trióxido de enxofre

$\text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow$ trióxido de dinitrogênio

foguete x submarino

- ambientes fechados
- problema: $\downarrow [\text{CO}_2]$ $\uparrow [\text{CO}_2]$
- $\text{CO}_2 + 2\text{LiOH} \longrightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

↳ base + leve que existe

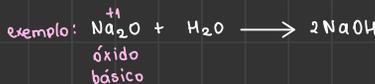
↳ absorvedor de ácido

- a melhor maneira de tirar o CO_2 é com base

2. Óxidos básicos

- Reage com água e forma base
- Reage com ácido e forma sal + água
- Em geral, formados por metal + oxigênio

dica: o elemento ligado ao oxigênio tem $\text{nox} = +1$ e $+2$



↳ calagem



Nomenclatura óxidos iônicos

- metais com nox fixo

óxido de _____
nome do metal

- metais com nox variável

Óxido de _____ + nox em alg. romanos
nome do metal

Exemplos

$\overset{+2}{\text{Ca}}\text{O}$: óxido de cálcio

$\overset{+2}{\text{Fe}}\text{O}$: Óxido de Ferro II /ferroso

$\overset{+1}{\text{Na}}_2\text{O}$: óxido de sódio

$\overset{+4}{\text{Pb}}\text{O}_2$: Óxido de Chumbo IV /plúmbico

3. Óxidos neutros ou indiferentes

- não reage com água, ácido ou base

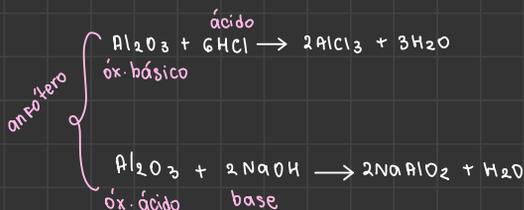
Só existem 3: CO, NO e N₂O

- ▷ CO → tóxico, carboxiemoglobina,
- ▷ NO → radical livre (é desemparelhado)
- ▷ N₂O → gás hilariante, anestésico, nitro em carros

4. Óxido anfótero

- É aquele que reagem com ácidos e bases
- A maioria tem nox +3

Exemplos: Al₂O₃, As₂O₃, ZnO...



5. Óxido duplo, misto ou salino

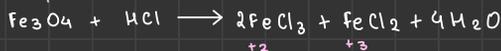
- É formado a partir da união de dois óxidos diferentes do mesmo elemento

Córmula geral: M₃O₄



reações dos óxidos duplos

↳ caráter básico



6. Peróxido

- Composto com oxigênio de nox = -1

ex: Na₂O₂, K₂O₂, H₂O₂: a maioria é formada por metal + oxigênio e, portanto, apresentam caráter básico.

* Peróxido + ácido = sal + água oxigenada



* Peróxido + água = base + água oxigenada



7. Superóxidos

- Compostos que o oxigênio tem nox = -1/2

Exemplo: Na₂O₄, K₂O₄... também com caráter básico

ELETROQUÍMICA: pilha

- OXIDAÇÃO:
 - ↳ doa elétrons. Oxidar
 - $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$
 - metal oxida
- REDUÇÃO:
 - ↳ Ganha elétrons.
 - $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$
 - íon reduz

estudo dos potenciais

- potencial = capacidade
- E_{oxi} : Capacidade de ceder elétrons - oxidar ↑ E_{oxi} + fácil oxidar
- E_{red} : Capacidade de receber elétrons - reduzir

Semi-reação	E_{red}
$Ag^+_{(aq)} + 1e^- \rightleftharpoons Ag_{(s)}$	+0,8V
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Cu_{(s)}$	+0,34V
$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)}$	-0,44V
$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Zn_{(s)}$	-0,76V

→ maior potencial de redução
 → menor potencial de redução: prepare oxidar

obs: só multiplicar por -1 para achar o E_{oxi} . Exemplo:
 o E_{oxi} do Zn (zinco) é 0,76V

cálculo da DDP

- ddp: diferença de potencial, medida em volts (v)

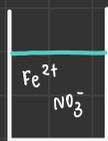
$$ddp = E^{\circ}_{oxi} + E^{\circ}_{red}$$

Ex: $Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ $E_{oxi} = -0,34V$
 $Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe_{(s)}$ $E_{red} = -0,44$

$Cu_{(s)} + Fe^{2+}_{(aq)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + Fe$ $ddp = -0,78V$
 $(-0,34) + (-0,44) = -0,78$

deu negativo, quer dizer que o processo não é espontâneo

armazenamento de substâncias em recipientes metálicos



• pode ou não?
 ↳ para poder armazenar, não pode ocorrer reação química

- olhar se Cu e Fe reage
- ↳ $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ - 0,54V
- $Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$ - 0,44V

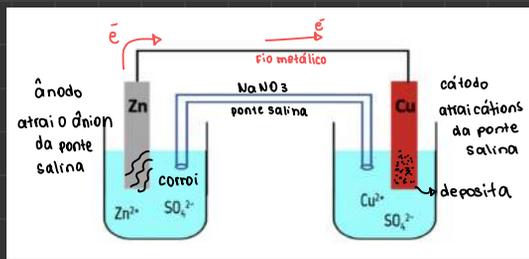
- $Cu + Fe^{2+} \rightarrow Cu^{2+} + Fe$ - 0,78V

conclusão: se é negativo, o processo não é espontâneo. logo, posso armazenar.

pilha x eletrólise

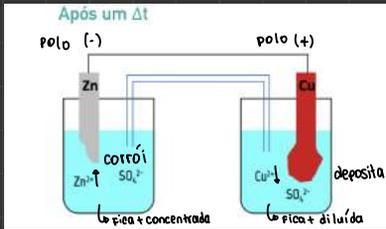
- | | |
|-------------------------|--|
| • espontâneo | • forçado |
| • reação de oxi-redução | • a corrente elétrica provoca uma reação oxi-redução |
| • $ddp > 0$ | • $ddp < 0$ |
| • $\Delta G < 0$ | • $\Delta G > 0$ |

pilha



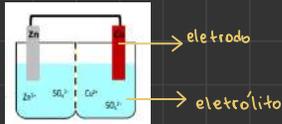
- Zn é mais reativo: oxida
- ponte salina: tem um sal para colocar as soluções em contato para os íons migrarem, fechando o circuito.

reações que ocorrem

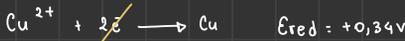


• a ponte também pode ser substituída por uma

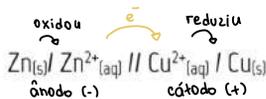
parede porosa



calculo da DDP



Representação da pilha



Polaridade

DAS LIGAÇÕES:

- Olhar só para a ligação entre dois átomos
- é diferente da polaridade das moléculas

Ligação Covalente Polar

- ↳ 2 átomos de diferentes eletronegatividades unidos por ligação covalente
- ↳ o átomo mais eletronegativo atrai com mais força o par de elétrons da ligação, ficando com um polo negativo

Faixa de eletronegatividade

F O N Cl Br I S C P H

← aumento da eletronegatividade

- ↳ "Fui ontem no clube, briguei e saí correndo para o Hospital"

ex: δ^+ H - F δ^- dipolo (2 polos)

↳ mais eletronegativo

Ligação Covalente Apolar

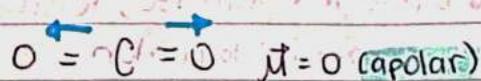
- átomos de igual eletronegatividade
- ninguém atrai o par de elétrons mais forte que o outro, é tudo a mesma força

ex: F - F apolar

- ↳ não tem diferença de eletronegatividade

DAS MOLÉCULAS

- se é molécula é porque faz ligação covalente
- Tem que somar os vetores (apontam para o átomo mais eletronegativo)
- Tem que acertar a geometria da molécula

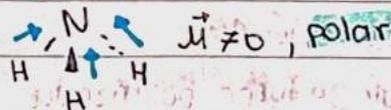


* os vetores vão se anular

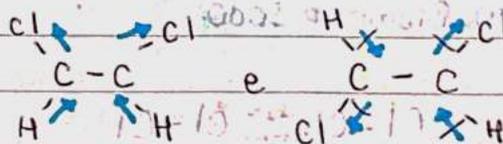
a molécula é apolar

a ligação é polar

cuidado!



obs: hidrocarbonetos são apolares



polar

apolar

obs: sempre que a trigonal

tiver átomos iguais na extremidade, o resultante dos de baixo

se anula com a de cima

obs: se o tetraedro tiver os 4

átomos da extremidade

iguais, vai se apolar pois

os vetores vão se anular



forças INTERMOLECULARES

DIPOLO PERMANENTE

- Vai interferir no Ponto de Fusão (PF), Ponto de Ebulição (PE) e solubilidade

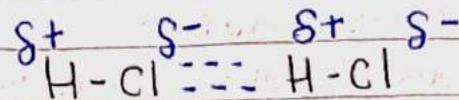
↳ Ou dipolo-dipolo

- acontece entre moléculas polares
- não formam ligações de hidrogênio
- + fortes que dipolo induzido

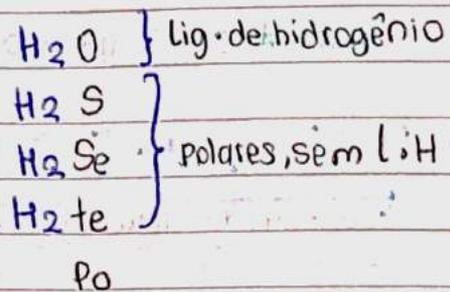
DIPOLO INDUZIDO

↳ Ou Dipolo instantâneo, Força de Van der Waals, dispersões de London

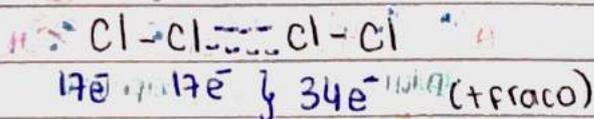
- ↳ É a mais fraca
- ↳ ocorre entre moléculas apolares
- ↳ os elétrons ficam sempre em movimento, só que onde eles ficam mais concentrado, gera uma atração em outra molécula



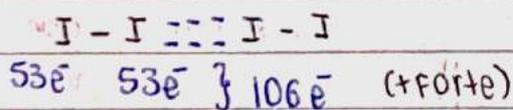
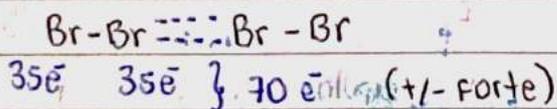
Família 6A



Cloro, Bromo e Iodo



LIGAÇÃO DE HIDROGÊNIO



- Quanto mais e, mais forte a atração
- ↑ n° de elétrons = ↑ massa = ↑ atrações
- ↳ forma a nuvem eletrônica

↳ + forte que dipolo induzido e dipolo-dipolo

↳ entre moléculas polares

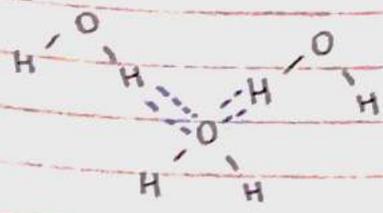
↳ **CONDICÃO**: o hidrogênio tem que estar ligado ao Flúor, Oxigênio ou Nitrogênio (H-FON)

FON de um lado --- FON de outro

entre moléculas diferentes



• FON - H - - - FON



PROP. Básicas

PF e PE

ÍON DIPOLO

↓ polar

Cátion/ânion

obs: não são "interações intermoleculares" no sentido literal, pois não ocorrem entre duas moléculas, mas sim entre íons e moléculas (geralmente polares)

• mais forte que ligação de hidrogênio

$$F = k \cdot \frac{|Q_1| \cdot |Q_2|}{r^2}$$

- * ↑ força ↓ raio iônico
- * ↑ força ↑ cargas (Q₁ e Q₂)

ex: NaCl + H₂O

Os íons são solvatados pela H₂O

Camada de Solvatação

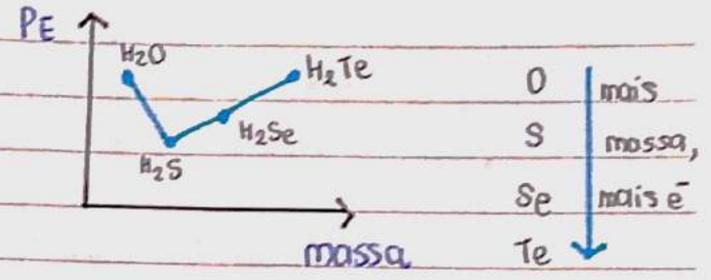
- impede que os íons se encostem de novo e precipitem
- garante estabilização

↳ ↑ intensas atrações ↑ PF e PE

↳ ↑ massa ↑ atração ↑ PE

Obs: a presença de ramificações na cadeia, diminuem a superfície de contato, logo, fazem menos interações e ficam fracas.

Gráfico comparativo de P. Ebulição



• H₂O - Ponte de hidrogênio

H₂S } Polares, dipolo permanente
H₂Se }
H₂Te }

↳ aumenta a PE pois vai aumentando a massa

SOLUBILIDADE

- Semelhante dissolve semelhante
- polares → hidrofílica e lipofóbica
- apolares → hidrofóbicas e lipofílicas
- anfifílica = anfipática = polar e apolar
↳ sabão, detergente, fosfolipídios

poluição ambiental

CONCEITO: ALTERAÇÃO DESFAVORÁVEL NO AMBIENTE PROVOCADAS POR SUBSTÂNCIAS QUÍMICAS OU AGENTES FÍSICOS CAPAZES DE PREJUDICAR OS ORGANISMOS QUE NELE VIVEM

OS POLUENTES PODEM SER:

QUANTITATIVOS: EXISTEM NORMALMENTE NA NATUREZA, MAS POR CAUSA DAS ATIVIDADES HUMANAS, SUA CONCENTRAÇÃO AUMENTA. EX: TAXA DE CO₂ NA ATMOSFERA

QUALITATIVOS: SINTÉTICOS, FABRICADOS PELO HOMEM E LIBERADOS NO MEIO AMBIENTE. SUBSTÂNCIAS NÃO BIODEGRADÁVEIS, PODENDO PASSAR ATRAVÉS DA CADEIA ALIMENTAR. EX: INSETICIDA DDT.

- PROVOCA A DESTRUIÇÃO DA CAMADA DE OZÔNIO (O₃)
- LESÕES PULMONARES GRAVES.
- REAGE COM O VAPOR D'ÁGUA FORMANDO HNO₃ (ÁCIDO NÍTRICO), PROVOCANDO A CHUVA ÁCIDA.

CFC (CLOROFLUORCARBONO)

- CONHECIDO COMO FREON, ESSE GAS, CRIADO EM 1928 TEM SIDO EMPREGADO COMO PROPELENTE EM AEROSSÓIS ENA INDÚSTRIA DE REFRIGERAÇÃO.
- DESTROÍ A CAMADA DE OZÔNIO (O₃): ATUA COMO UM ESCUDO PROTETOR, FILTRA O EXCESSO DE RADIAÇÃO (PROVOCA EFEITOS MUTAGÊNICOS E CANCERÍGENOS)
- O EXCESSO DE LA TAMBÉM CAUSA PRESUIZO SOBRE AS CADEIAS ALIMENTARES DOS ECOSISTEMAS, E ↑ TEMPERATURA.

POLUIÇÃO DO AR

CASES:

CO (MONÓXIDO DE CARBONO)

- COMBUSTÃO INCOMPLETA DE MOLÉCULAS ORGÂNICAS.
- MAIOR FONTE: ESCAPAMENTO DO VEÍCULO DE MOTORA COMBUSTÃO.
- COMBINA COM A HEMOGLOBINA, IMPEDINDO A LIGAÇÃO COM O OXIGÊNIO; MATA A PESSOA

ELEVAÇÃO DA TAXA DE CO₂ (GÁS CARBÔNICO)

- EXISTE NA NATUREZA DISSOLVIDO NAS ÁGUAS.
- INDISPENSÁVEL: FOTOSÍNTESE (REAGENTE)
- AUMENTO: USO DE COMBUSTÍVEIS FÓSSEIS E AS FREQUENTES QUEIMADAS.
- PROBLEMA: CONTRIBUI PARA O EFEITO ESTUFA.
- ELE ABSORVE AS RADIAÇÃO DO SOL: ↑ TEMPERATURA.
- PODE PROVOCAR ALTERAÇÕES CLIMÁTICAS EM TODO PLANETA: TEMPESTADES, CLIMA QUENTE E SECO, GELO DERRETIDO, ELEVA OS NÍVEIS DO MAR: INUNDAÇÃO.

SO₂ (DIÓXIDO DE ENXOFRE)

- LIBERADO NA ATMOSFERA ATRAVÉS DA ATIV. VULCÂNICA E DA COMBUSTÃO DE CARVÃO MINERAL.
- AS INDÚSTRIAS CONTRIBUI P/A ELEVAÇÃO DO GÁS.
- PROVOCA: IRRITAÇÃO NOS OLHOS, NA PELE, MUCOSA NASAL, PROVOCA BRONQUITE, ENFISEMA PULMONAR E MORTE.
- REAGE COM O VAPOR D'ÁGUA FORMANDO H₂SO₄, PROVOCANDO A CHUVA ÁCIDA QUE PODE ACARRETAR: CORROSAO, ENVENENAMENTO DOS RIOS DANDO AS FOLHAS.
- PODE EXTERMINAR ESPÉCIES VEGETAIS. EX: LÍQUENS: SÃO INDICADORES DE POLUIÇÃO: ↓ LÍQUEN ↓ POLUIÇÃO.

NO E NO₂ (ÓXIDOS DE NITROGÊNIO)

- PROVENIENTES DOS MOTORES DE COMBUSTÃO, INDÚSTRIAS QUE USAM O CARVÃO MINERAL, E DAS QUEIMADAS. E TAMBÉM PELO USO EXCESSIVO DE FERTILIZANTES NITROGENADOS.

PARTÍCULAS SÓLIDAS EM SUSPENSÃO NO AR

- SILICA, AMIANTO E CHUMBO: CAUSAM DOENÇAS GRAVES.
- O FENÔMENO DA INVERSÃO TÉRMICA CONTRIBUI PARA AGRAVAR A POLUIÇÃO ATMOSFÉRICA.
- ELE CONSISTE EM: O AR QUENTE (MENOS DENSO) AO SUBIR, CARREGA MUITOS POLUENTES. O AR FRIO (MAIS DENSO) NÃO SOBE, INTERROMPENDO O FLUXO DE AR: AUMENTA A CONCENTRAÇÃO DE POLUENTES.
- SMOG: NÉVUA QUE CONTÉM DIVERSOS POLUENTES E PROVOCA DOENÇAS RESPIRATÓRIAS.

POLUIÇÃO DA ÁGUA

- EUTROFIZAÇÃO: O EXCESSO DE DESPESOS DE RESÍDUOS ORGÂNICOS (ESGOTO NA ÁGUA) TORNA AS ÁGUAS TURVAS, DIFICULTANDO A ENTRADA DE LUZ E DIMINUINDO A FOTOSÍNTESE. O RESULTADO É MENOS O₂ DISPONÍVEL NO AMBIENTE.
- FLORAÇÃO DAS ÁGUAS: OUTRO EXEMPLO DE EUTROFIZAÇÃO QUE RESULTA DO ENRIQUECIMENTO DAS ÁGUAS COM SULFATOS E NITRATOS PROVENIENTES DOS FERTILIZANTES USADOS NAS LAVOURAS.
- OS DETERGENTES (ATRAVÉS DOS ESGOTOS) FORMAM NAS SUPERFÍCIES DAS ÁGUAS "MONTANHAS DE ESPUMAS" CONHECIDAS COMO: CISNES-DE-DETERGENTE. ELAS DIMINUEM A CAPACIDADE DE OXIGENAÇÃO DA ÁGUA POIS REDUZEM A PENETRAÇÃO DO O₂ Nesses ecossistemas, AFETANDO AS DIVERSAS FORMAS DE VIDA AERÓBICA NO MEIO.
- O USO ABUSIVO DE INSETICIDAS TEM PROPORCIONADO O AUMENTO DAS POPULAÇÕES DE INSETOS RESISTENTES.

PROPRIEDADES PERIÓDICAS

Raio Atômico

• distância do centro do núcleo até a camada de valência (última camada)

• Cada coluna

↳ o raio cresce à medida que descemos, pois o número de camadas do átomo aumenta.

• Cada período

↳ diminui quando vamos da esquerda para direita, pois, como o número de camadas é o mesmo, quanto maior o número atômico, maior o número de elétrons. Desse modo, a carga nuclear efetiva ("força" que o núcleo puxa os elétrons) aumenta.

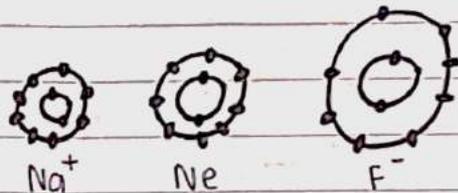
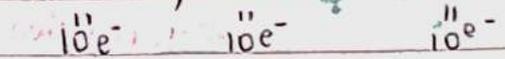
• Crescimento do raio atômico na tabela:



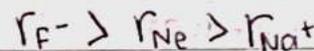
Frâncio (Fr) tem o maior

prótons, atraindo os e⁻ com mais força, diminuindo o raio atômico.

Ex: Ne (z=10), Na⁺ (z=11) e F⁻ (z=9)

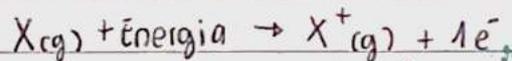


↳ maior número atômico, raio menor



Energia de Ionização

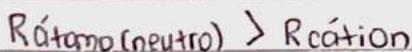
• Energia necessária para retirar um e⁻ de um átomo ou íon, no estado gasoso.



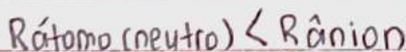
• quem tem raio pequeno, o núcleo puxa mais, sendo mais difícil arrancar um elétron.

Raio Iônico

• Para cátions: perdeu um e⁻. O núcleo vai puxar com mais força, raio fica menor

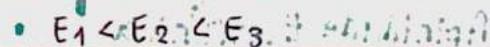


• Para ânions: ganhou um e⁻. Os elétrons das camadas se afastam mais por causa da repulsão eletrônica, o raio fica maior.



• Para espécies isoeletrônicas: possui a mesma quantidade de e⁻. Quem tiver o maior número atômico (z), terá maior número de

He é o mais difícil de se arrancar



Eletronegatividade

• Capacidade do átomo de atrair elétrons

• Quanto menor o raio, maior a eletronegatividade

obs: eletroneg. = caráter não metálico

não metais: ganham e⁻

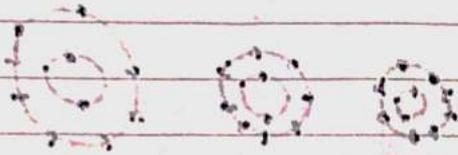
metais: doam e⁻



obs: Os gases nobres não têm eletronegatividade, pois eles já são estáveis, não precisam de e⁻.



O Flúor (F) é o mais eletronegativo



Eletronegatividade

- Capacidade de doar elétrons < e⁻
- = caráter metálico (pois metais gostam de dar elétrons)
- quem tem maior raio, é mais eletropositivo, pois o núcleo não puxa tanto o elétron.



Frâncio (Fr) é o mais eletropositivo

obs: Elementos da família IA são os mais metálicos.

Afinidade Eletrônica

- É a energia liberada por um átomo no estado gasoso, quando ele recebe 1 e⁻.
- $X(g) + 1 e^- \rightarrow X^-(g) + \text{Energia}$
- Quem quer mais o elétron é quem é mais eletro-negativo
- A família VIIA possui a maior



afinidade eletrônica

obs: gases nobres não entram



Química básica

matéria

- Tudo o que tem massa e ocupa lugar no espaço (volume). Ex: ouro

corpo

- Porção limitada da matéria. Ex: barra de ouro

objeto

- Corpo produzido pela utilização. Ex: anel de ouro

Propriedades gerais

- Características comuns a toda porção de matéria

↳ massa, volume

↳ impenetrabilidade - dois corpos não podem ocupar o mesmo lugar no espaço ao mesmo tempo.

↳ compressibilidade

Propriedades específicas

- Permitem diferenciar os mais diversos tipos de matéria

↳ Ponto de Fusão e Ebulição

↳ densidade e calor específico, etc.

↳ organolépticas - percebemos pelos sentidos: gosto, sabor...

fases de agregação

1. Sólido

- Forma e volume constante
- partículas organizadas ↳ partículas próximas

- Presença de retículo cristalino (organização perfeita das partículas)

- baixa Entropia

- Apenas movimento vibracional

- menor energia interna

- obs: sólido amorfo não tem retículo. Ex: vidro

2. Líquido

- Forma variável e volume constante

- Não tem retículo cristalino

- movimento vibracional, rotacional e translacional

- energia média

- sólido → líquido: ruptura do retículo

- Propriedades dos Líquidos

- Viscosidade

- ↳ resistência ao escoamento

↳ mel é mais viscoso que a água

- ↳ ↑ temperatura ↓ viscosidade

- ↳ ↑ atrações ↑ viscosidade

- Tensão Superficial

- ↳ Tendência que os líquidos tem a formar uma esfera

- ↳ atração da superfície para dentro



3. Gasoso

- Forma e volume variáveis
- movimento vibracional, rotacional e translacional
- Elevada entropia - muito desorganizado
- Estado mais energético
- Líquido → gás: ruptura das atrações

→ Propriedades dos gases

• Compressibilidade

▷ pois o volume é variável

• Efusão

▷ capacidade de escapar por pequenos orifícios

Difusão

▷ capacidade de se espalhar

Tipos de vaporização

• Evaporação

- passagem lenta e natural, ocorre em qualquer temperatura
- ↑ temperatura → vento → veloc. evap.

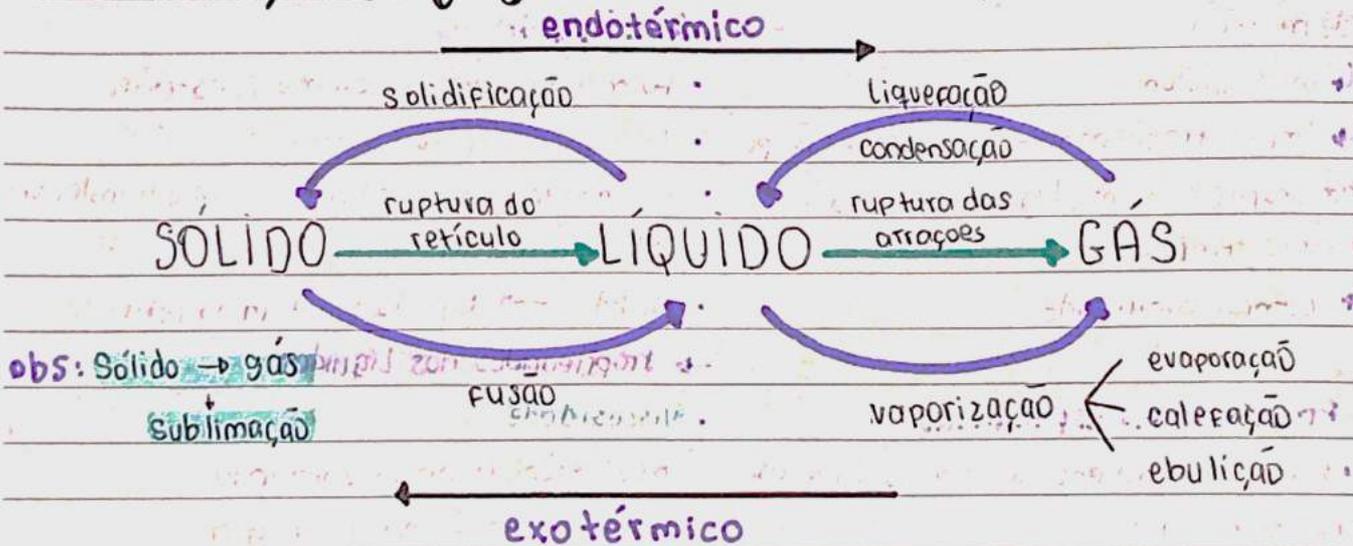
• Ebulição

- processo rápido e turbulento
- ocorre em temperatura determinada
- $H_2O(l)$ e $H_2O(g)$ (bolhas) em equilíbrio

• Calefação

- processo imediato, ocorre devido a um choque térmico

mudança de fase



observações

- Suor no corpo
→ quando a água do suor evapora, ela absorve calor do corpo, resfriando-o
- "suor" em copo
o vapor de água da atmosfera encosta no copo que está gelado e vira líquido.
GÁS → Líquido = condensação
- Pote (moringa) de barro
o barro é poroso, logo, a água por fora dele evapora e retira o calor da moringa



Substâncias e misturas

obs 1: Toda mistura homogênea é um sistema homogêneo, MAS, nem todo sistema homogêneo (subst. pura, por ex) é uma mistura homogênea

Substância Pura

- Composição definida
- P.F e P.E constantes
- não pode ser separada em diferentes substâncias por processos físicos

Simplex

- átomos de um mesmo elemento
- $O_2, Cl_2, O_3 \dots$

Composta

- há mais de um tipo de elemento
- $H_2O, H_2SO_4 \dots$

↳ pode ser separada por processo físico

Mistura

- composição variável
- 2 ou mais substâncias
- Ar, água de chuva, água do mar...

Homogênea

- 1 fase (olhando no microscópio)
- Água + álcool, $H_2O + NaCl$ dissolvido...

Heterogênea

- 2 fases ou mais
- Água, areia e óleo (trifásico)

Sistema

- Homogêneo (1 fase)
- substância pura
- mistura homogênea (soluções)
- Heterogêneo (2 ou + fases)
- substância pura. Ex: água e gelo
- mistura heterogênea. Ex: água e óleo

Tipos de Água

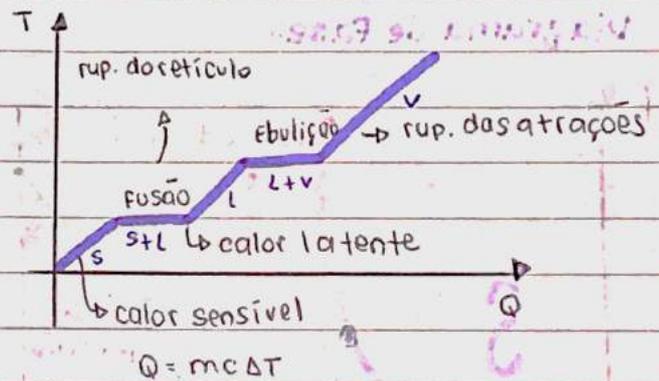
- Destilada → Pura
- Mineral → mistura homogênea: $H_2O + sais$
- Salobra → ↑ concentração de sal
- Pesada → Usa o isótopo do hidrogênio, Deutério

H_2O e D_2O (água pesada)
↳ H^1 ↳ H^2

- Dura → possui Ca^{2+} e Mg^{2+}
- o sabão não funciona na água dura pois ele entra em contato com os íons e precipita, perdendo sua função

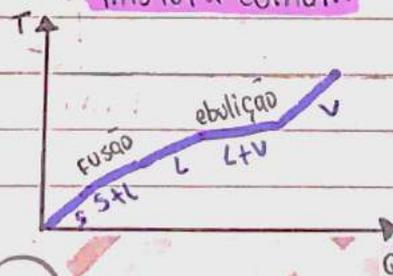
Gráficos: mudança de fase

Substância Pura



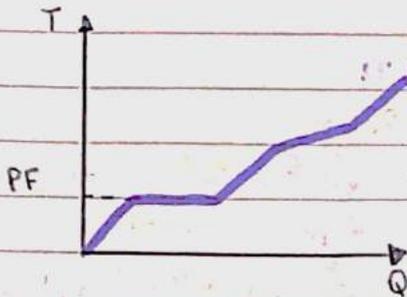
- Têm temperaturas de fusão e ebulição bem definidas

Mistura comum



↳ Mistura Eutética

- Ponto de Fusão Constante
- Ponto de Ebulição Variável



↳ Gás x Vapor

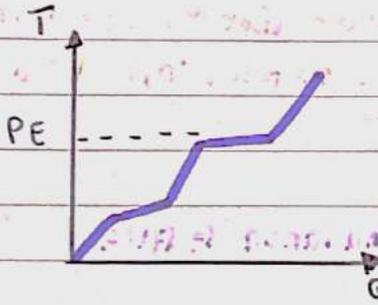
- O vapor pode ser liquefeito (ir para líquido) com aumento da pressão?
- Para o gás virar líquido, tem que abaixar a temperatura e ↑ pressão -

alotropia

- Capacidade que certos elementos tem de formar substâncias simples (só tem um tipo de elemento químico) diferentes

↳ mistura azeotrópica

- P.F variável
- P. Ebulição Constante



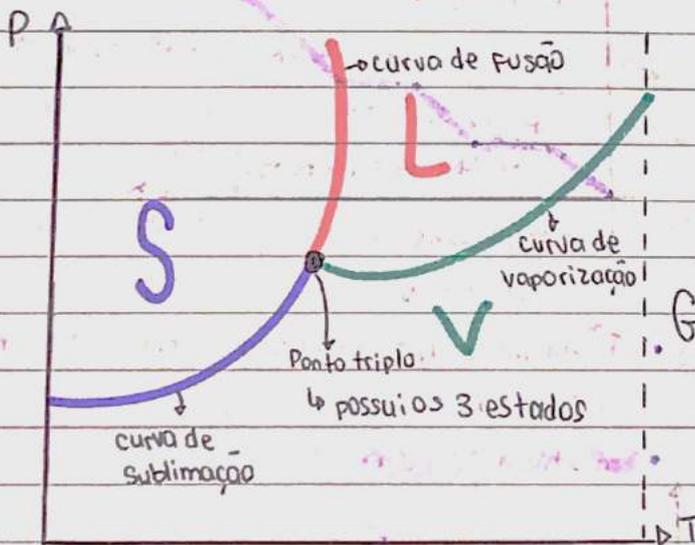
1. Oxigênio

- ↳ gás vital
- ↳ O₂ - Gás oxigênio
- ↳ oxidante
- ↳ comburente

↳ O₃ - Gás ozônio

- ↳ Forte oxidante - bactericida
- ↳ Filtra os raios UV

Diagrama de fases



2. Carbono

- ↳ Diamante (C_n)
- ↳ + duro
- ↳ Isolante térmico
- ↳ jóias
- ↳ Grafite
- ↳ mole
- ↳ conduz corrente (eletrodo)
- ↳ Lubrificante

obs: Duro é uma coisa que não dá pra ser riscado. O carbono diamante risca tudo que existe, mas não é riscado

obs: Do mole dá pra retirar partículas, quando passa o grafite no papel ele esfurela



reações INORGÂNICAS

1. Síntese ou adição

↳ 2 ou mais substâncias formando apenas 1.

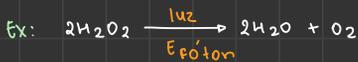


2. análise ou decomposição

↳ 1 substância produzindo duas ou mais

a) fotólise

• decomposição pela luz



b) pirólise

• decomposição pelo aquecimento



c) Eletrolise

• decomposição pela passagem de corrente elétrica



3. simples troca ou deslocamento

↳ Substância simples + uma composta realizando uma

troca entre elas



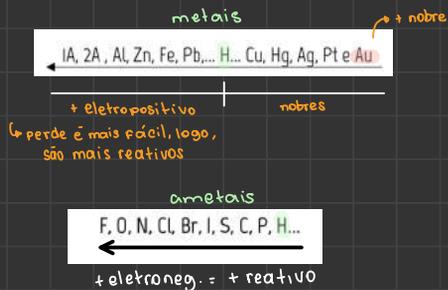
Obs: Toda simples troca é uma oxi-redução

* Condições

• Semelhante desloca semelhante

↳ metal → metal, ametal → ametal

• Só ocorre se a substância simples (sozinha) for mais reativa que sua semelhante na composta.



Ex: metal + metal



ex: metal + ácido



ex: ametal + ametal



4. dupla troca

↳ duas substâncias compostas que realizam

trocas entre si



• Condições

↳ Formação de produto insolúvel (precipitado)

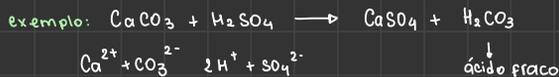
↳ bases

↳ Formação de produto volátil

↳ sais

↳ Formação de produto fraco

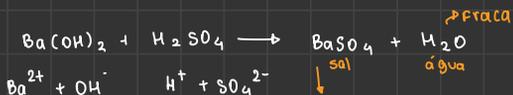
libera poucos ions



↓
ácido fraco

* troca os cátions/ânions de posição

ocorre



↳ Fraca



↓
sal

água

insolúvel (olhar na tabela de solubilidade dos sais)

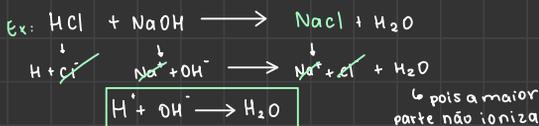
Sais

↳ Apresentam pelo menos 1 cátion diferente de H^+ e um ânion diferente de OH^-

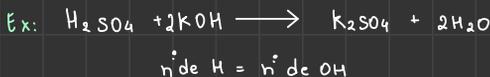
↳ São resultado da reação de neutralização (ácido-base)

tipos de neutralização

1. Total

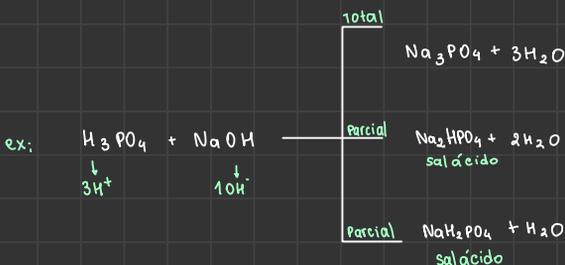
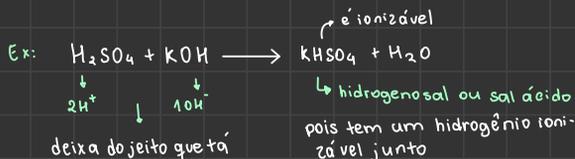


• o número de hidrogênios tem que ser igual ao número de hidroxilas



2. Parcial ácida

• Só neutraliza uma parte do ácido



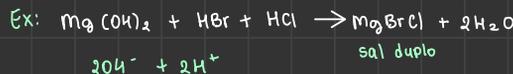
3. Parcial Básica



4. Neutralização dupla

• pois tenho 2 ácidos com um base / 2 bases com um ácido

• nº de H = nº de OH



dissociação dos sais

• Separa metal de ametal

• Lembrar de balancear



outros tipos de sais

• Higroscópico

↳ absorve a umidade. O amido do arroz absorve mais água no lugar do sal de cozinha

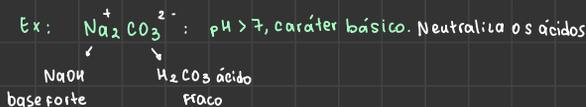
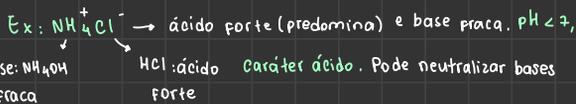
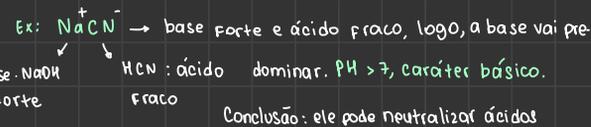
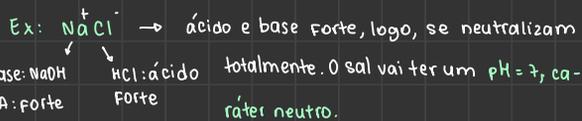
• Deliquescente

↳ absorve água suficiente para se dissolver. Ex: NaOH



Caráter dos sais em água *cai muito

- Olha pro sal, vê quem é o ácido e quem é a base que formou aquele sal
- Vê se são fortes ou fracos para saber o caráter
- A primeira parte vem da base e a segunda vem do ácido



* não cai mto

nomenclatura dos sais

Nome do ânion + nome do cátion

nomenclatura dos ânions

ácido	ânion
ico	ato
oso	ito
ídrico	eto

\rightarrow troca um pelo outro

- bico de pão ; gostoso biscoito ; te meto no vidrico

Soluções

→ misturas homogêneas
só tem 1 fase

CLASSIFICAÇÃO

↳ quanto a fase de agregação

1. Sólidas

- Ligas metálicas

Aço (Fe + C)
Bronze (Cu + Sn)
Ouro 18g (75% Au, 25% Cu)
Amálgama (Hg + Au)

2. Líquida

- H₂O + sal, H₂O + álcool...

3. Gasosa

- Ar atmosférico

N₂ → 78%
O₂ → 21%
Outros → 1%

↳ quanto a natureza das partículas dispersas (soluto)

molecular

glicose + H₂O

sem íons

não conduz corrente

iónica

NaCl + H₂O

tem íons (dissociação)

conduz corrente elétrica

↳ quanto a proporção soluto x solvente

Diluída

Pouco soluto em relação

ao solvente

Concentrada

Muito soluto em relação ao

solvente

↳ quanto a saturação

Coefficiente de solubilidade (Cs)

- indica a quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvida em determinada quantidade de solvente a uma dada temperatura

Ex: 20g (sal) / 100g (H₂O) / 30°C

insaturada

Ainda não atingiu o coef. de solubilidade

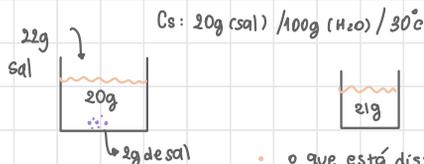
saturada

Atinge o coef. de sol.

Supersaturada

Ultrapassou o coef. de solubilidade

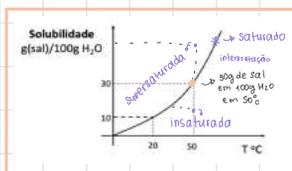
saturada com corpo de fundo x solução supersaturada



- O que tá em baixo não faz parte da solução
- o que tá dissolvido pas-sou do máximo
- Altamente instável
- o que tá em baixo não faz parte da solução
- o que tá dissolvido

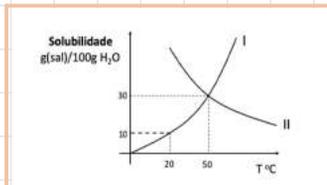
obs: só pode ter precipitado nas soluções saturadas

Gráficos de solubilidade

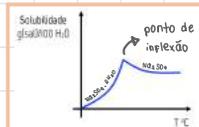


SE eu aumentar a temperatura, consigo dissolver mais.

- gráfico quanto ao calor envolvido



I - endotérmica
↑T, ↑ solubilidade
II - exotérmica
↑T, ↓ solubilidade



ocorreu mudança na substância

Ex: Na₂SO₄ · 2H₂O → Na₂SO₄

→ ppm: partes por milhão

$[Hg]_{rio} = 20 \text{ ppm} \rightarrow 20 \text{ partes de Hg por milhão de partes no rio}$

obs: Para soluções aquosas diluídas, ppm = mg/L

↳ só vale pra água

→ concentração em volumes

indica o volume de oxigênio liberado, nas CNTP, por litro

de solução de água oxigenada

↓
0°C, 1 atm

$[H_2O_2] = 20 \text{ volumes} \rightarrow \frac{20 \text{ L } (O_2)}{1 \text{ L } (H_2O_2)}$



2 mols ————— 1 mol = 22,4 L na CNTP

Soluções

UMA SOLUÇÃO É TODA MISTURA DE DUAS OU MAIS SUBSTÂNCIAS QUE SEJA **HOMOGÊNEA**. ISTO É, QUE TENHA APENAS **UMA FASE**. SÃO FORMADAS A PARTIR DE UM **SOLUTO E SOLVENTE**

- dispersões

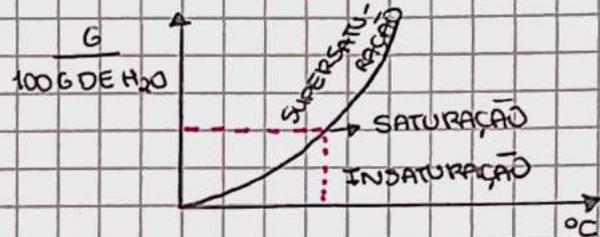
SE REFEREM ÀS MISTURAS EM GERAL

SAL + ÁGUA

↓
DISPERSO

↓
DISPERSANTE

curva de solubilidade



- classificação

EM RELAÇÃO AO **ESTADO FÍSICO**:

SÓLIDAS → SOLUTO E SOLVENTE SÓLIDO
EX: COBRE + NÍQUEL = LIGA METÁLICA

LÍQUIDAS → SOLVENTE LÍQUIDO E SOLUTO EM ESTADO SÓLIDO OU LÍQUIDO OU GASOSO.
EX: SAL NA ÁGUA.

GASOSAS → SOLUTOS E SOLVENTES GASOSOS
EX: AR ATMOSFÉRICO.

EM RELAÇÃO A **QUANTIDADE DE SOLUTO**

INSATURADA → CONTÉM MENOS SOLUTO QUE O COEFICIENTE DE SOLUBILIDADE.

SATURADA → ATINGE EXATAMENTE O COEFICIENTE DE SOLUBILIDADE. SE FOR ADICIONADO MAIS SOLUTO TEREMOS UMA SOLUÇÃO SATURADA COM CORPO DE FUNDO.

SUPERSATURADA → ULTRAPASSA O COEFICIENTE DE SOLUBILIDADE. É INSTÁVEL E MOMENTÂNEA. PODE-SE OBTER UMA SOLUÇÃO SUPERSATURADA AQUECENDO UMA SOLUÇÃO SATURADA COM CORPO DE FUNDO.

coeficiente de solubilidade

REPRESENTA A CAPACIDADE MÁXIMA DE SOLUTO QUE SE DISSOLVE EM UMA DETERMINADA QUANTIDADE DE SOLVENTE. ESSA CAPACIDADE TEM QUE ESTAR EM DETERMINADAS CONDIÇÕES DE TEMPERATURA E PRESSÃO.

concentração das soluções

CONCENTRAÇÃO COMUM (C)

RELACIONA A MASSA DO SOLUTO EM GRAMAS COM O VOLUME DA SOLUÇÃO EM LITROS.

$$C_{\text{comum}} = \frac{M}{V} \quad \begin{array}{l} \text{g/L} \\ \text{\% P/P} \\ \text{\% P/V} \\ \text{\% V/V} \end{array}$$

CONCENTRAÇÃO MOLAR OU MOLARIDADE (M)

$$M = \frac{n_1}{V} \quad \begin{array}{l} \rightarrow \text{n}^\circ \text{ DE MOLS DO SOLUTO} \\ \rightarrow \text{VOLUME DA SOLUÇÃO (L)} \end{array}$$

$$n_1 = \frac{m_1}{MM_1} \quad M = \frac{m_1}{MM_1 \cdot V(L)} \quad \begin{array}{l} \text{MASSA} \\ \text{MOLECULAR} \end{array}$$

TÍTULO

$$T = \frac{m_{\text{SOLUTO}}}{m_{\text{SOLUÇÃO}}}$$

MOLALIDADE (m)

$$m = \frac{\text{n}^\circ \text{ DE MOLS DO SOLUTO}}{\text{MASSA DO SOLVENTE EM Kg}}$$

PARTES POR MILHÃO (PPM)

$$\text{PPM} = \frac{m_{\text{SOLUTO}}}{m_{\text{SOLUÇÃO}}} \cdot 10^6$$

DENSIDADE

$$d_{\text{SOLUÇÃO}} = \frac{m_{\text{SOLUÇÃO}}}{V_{\text{SOLUÇÃO}}}$$

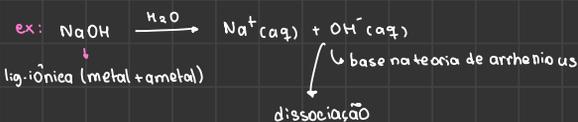
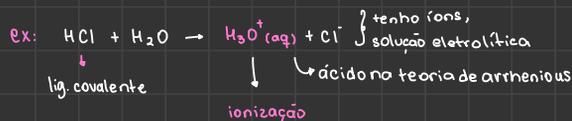
inorgânica

Conceitos ácido base

Arrhenius

- ácido: substância que, em solução aquosa, libera como único cátion, o H^+ (H_3O^+).
só se tiver na água e tiver só H^+
- base: em solução aquosa, libera só o ânion OH^-

dissociação	x	ionização
↳ libera íons		↳ libera íons
↳ a partir de composto iônico (lig. iônica)		↳ a partir de um composto covalente (lig. covalente)

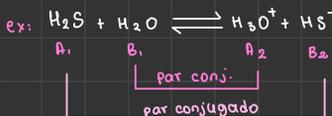
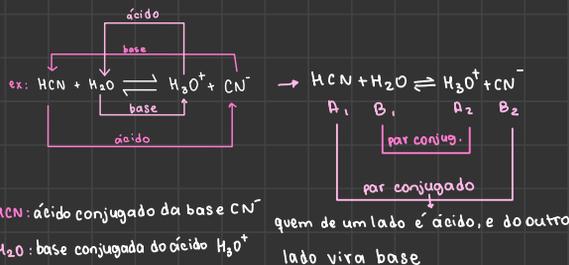


Bronsted - Lowry

↳ não precisa ser só na água

ácido: substância que cede H^+ (próton) → desprotonada

base: substância que recebe H^+ (próton) → protonada



Obs: quanto mais forte o ácido, mais fraca sua base conjugada

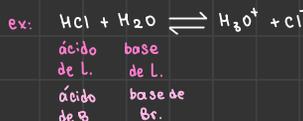
Lewis

ácido: espécie que ganha par de elétrons em ligação dativa

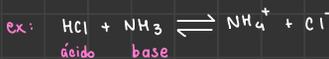
↳ eletrófilo: afinidade por elétrons

base: doa par de elétrons em ligação dativa

↳ nucleófilo: afinidade por coisa positiva

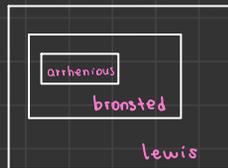


~~Arrhenius~~ pois não tá no meio aquoso



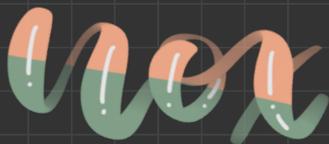
~~Arrhenius~~ pois não tá no meio aquoso

~~Bronsted~~ pois nem perde nem ganha H^+



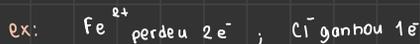
dica: Cátions, em geral, são ácidos de Lewis

Ânions, em geral, são bases de Lewis



NOX : definição

- indica a carga real ou aparente de um átomo em uma ligação. É usado para determinar quantos elétrons uma espécie "ganhou" ou "perdeu"

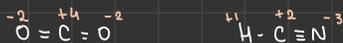
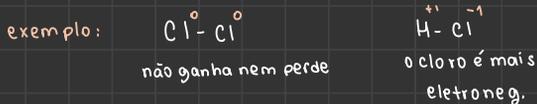


- Nas ligações iônicas, o nox representa a realidade, ou seja, temos elétrons perdidos e recebidos Ex: $Na^+ Cl^-$

Compostos moleculares

- Para calcular o nox em compostos com ligação covalente, é preciso lembrar da fila de eletronegatividade

FONCIBrISCPH

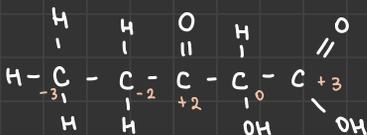


obs: 1. Substâncias simples têm nox = 0

obs: 2. A soma dos NOX's tem que dar 0

Compostos orgânicos

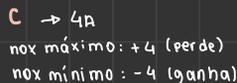
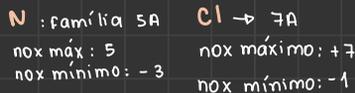
- determinar os NOX's dos carbonos



nox médio

$$\frac{\sum \text{nox do átomo}}{\text{n}^\circ \text{ de átomos do elemento}}$$

nox máximo e nox mínimo



combustão completa x combustão incompleta



Completa pois atingiu a oxidação máxima

incompleta pois ainda não atingiu nox máx.

Regras práticas

I. toda substância simples, tem nox 0 para seus átomos.

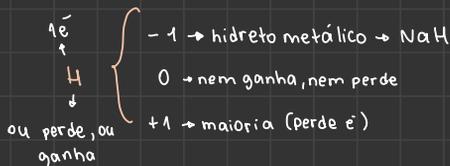


II. todo ion monoatômico tem nox = carga



III. elementos com nox fixo

- IA = +1 IIA = +2 IIIA = +3 Zn = +2
- Ag = +1 F = -1

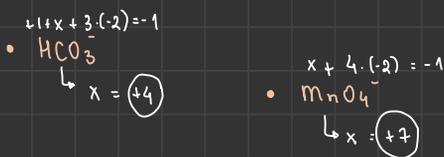
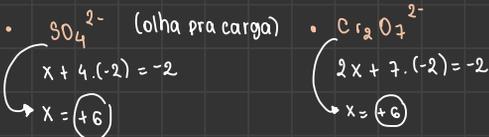


$$O \begin{cases} -2 \\ -1 \rightarrow \text{peróxido (H}_2\text{O}_2) \\ -1/2 \rightarrow \text{super óxido} \\ 0 \\ +1, +2 \text{ (só ligado ao flúor)} \end{cases}$$

IV - A soma dos nox em moléculas neutras é 0

V - A soma dos nox em íons poliatômicos é a própria carga

exemplo



ácidos muito importantes

- H_2SO_4 = Ácido sulfúrico $\text{SO}_4 = -2$
- HNO_3 = Ácido nítrico $\text{NO}_3 = -1$
- H_3PO_4 = Ácido fosfórico $\text{PO}_4 = -3$
- H_2CO_3 = Ácido carbônico $\text{CO}_3 = -2$

oxidação e redução

→ oxidação

- É a perda de elétrons. Ex: $\text{Fe}^0(\text{s}) \rightarrow \overset{+2}{\text{Fe}} + 2\text{e}^-$
- ↑ nox

→ redução

- É o ganho de elétrons
- ↓ nox

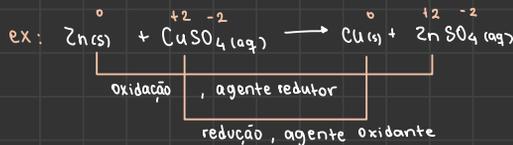
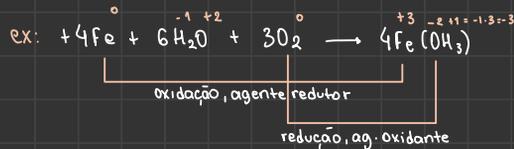


causa: oxidação
agente oxidante:

↳ sofre: redução

causa: redução
agente redutor:

↳ sofre: oxidação



observações

- F = + eletronegativo = ganha e⁻
↳ sofre redução = ag. oxidante
- Fr = + eletropositivo = perde e⁻
↳ sofre oxidação = ag. redutor

* metais = perde e⁻ = oxidação = ag. redutor

+ ametais = ganha e⁻ = redução = ag. oxidante

Balanciamento

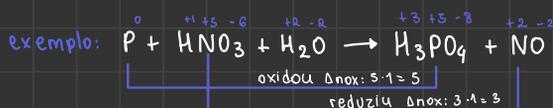
por oxidação-redução

método

- baseado na conservação dos elétrons

$$\boxed{e^- \text{ cedidos} = e^- \text{ recebidos}}$$

- objetivo: calcular Δnox • maior número de átomos do elemento que teve variação de nox.



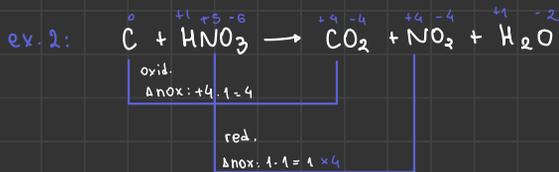
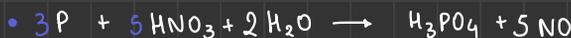
- mas os nox não estão iguais, então eu igualo

$$\text{P: } \Delta \text{nox} = 5 \cdot 3 = 15$$

$$\text{N: } \Delta \text{nox} = 3 \cdot 5 = 15$$

↳ novos coeficientes, colocar eles

na equação e descobrir os outros por tentativa



↳ para igualar

novos coeficientes 2



Termoquímica

Estuda as transferências de calor entre a reação e o meio

obs: Sempre vou medir algo que acontece no meio, pois não consigo medir nada na reação

Lei da conservação da energia

Lei da conservação da energia

$$Q_{\text{perdida}} = Q_{\text{absorvida}} \quad Q = m \cdot c \cdot t$$

Entalpia

É o conteúdo global de energia de um sistema

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

Endotérmico ($H > 0$)

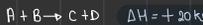
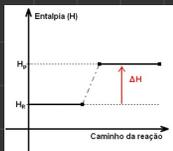
Absorção de calor

obs: tudo o que acontece na reação, acontece com os reagentes

reagente ganha energia para se transformar em produto

$$H_{\text{produto}} > H_{\text{reagentes}} \quad \Delta H > 0 \text{ positivo}$$

Não calor do meio, percebemos que há resfriamento
representações



Exotérmico ($H < 0$)

liberação de calor

reagente vai perdendo energia e se transformando em produto

$$H_{\text{prod}} < H_{\text{reag}} \rightarrow H < 0 \text{ negativa}$$

O meio absorve calor, percebemos que o sistema esquenta



representação



estequiometria VS termoquímica

a equação termoquímica deve apresentar

$$\text{obs: } H_g > H_l > H_s$$

quantidade de reagente e de produto

Estados físicos

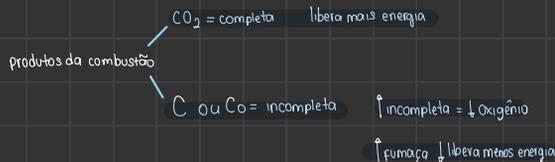
ΔH

Estado alotrópico



Entalpia de combustão

quantidade de calor liberada na queima de 1 mol de qualquer substância



Entalpia de formação

energia envolvida na formação de 1 mol de qualquer substância a partir de substâncias simples no estado padrão ($H = 0$)

toda substância simples no estado padrão tem $H = 0$

$$\Delta H_{\text{reação}} = \sum H_f \text{ produtos} - \sum H_f \text{ reagentes}$$

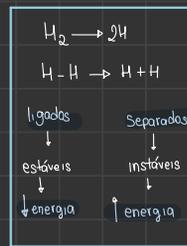
As entalpias de formação são as próprias energias das substâncias

Energia de ligação

não é a energia da ligação

Quantidade de energia necessária para romper 1 mol de ligação

obs: a energia de ligação também pode ser usada para determinar o ΔH de uma reação



para quebrar preciso ganhar energia

estável \rightarrow instável + energia

endotérmica $H > 0$

para formar, preciso perder energia

instável \rightarrow estável - energia

exotérmica $H < 0$

reagentes \rightarrow lig. quebradas \rightarrow absorve $\Delta H > 0$

produto \rightarrow lig. formada \rightarrow libera $\Delta H < 0$

$$\Delta H = \sum \text{Energia de lig. reagentes} + \sum \text{Energia de ligação produtos}$$

(+)

não confunda com entalpia de formação

$$\Delta H_{\text{reação}} = \sum H_f \text{ produtos} - \sum H_f \text{ reagentes}$$

Para ser exotérmico \rightarrow Energia dos produtos (formação) > Energia dos reagentes (quebra)

Lei de Hess

O ΔH reação depende apenas dos estados iniciais e finais

Ex Se tiver uma reação direta e uma em etapas em que os produtos são os mesmos, o

ΔH da reação das duas serão iguais

Regra geral

Tudo que mexer na reação, tem que mexer igualmente no ΔH

inverte a reação \rightarrow troca o sinal de ΔH

\times ou $- \rightarrow \times$ ou $-$ o ΔH também

Soma as equações \rightarrow soma as ΔH de reação

Entropia

É a medida de desordem de um sistema

\hookrightarrow estar em vários lugares ao mesmo tempo

É espontânea (natural)

Variação de entropia (ΔS)

$\Delta S > 0$ $S_f > S_i$ aumenta a desordem

$\Delta S < 0$ $S_f < S_i$ aumenta a ordem

obs para avaliar a variação de entropia

1 Olhar os estados físicos

O estado gasoso sempre terá maior entropia

2 Olhar o n° de moléculas de cada lado da reação

olado com 1 molécula tem \uparrow entropia

3 toda dissolução aumenta a entropia

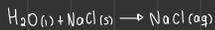
4 Comprime = organiza = $\downarrow S$

Expande = desorganiza = $\uparrow S$

Exemplo



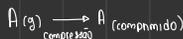
$$\Delta S > 0$$



$$\Delta S > 0$$



$$\Delta S > 0$$



$$\Delta S < 0$$



$$\Delta S > 0$$

Energia Livre de Gibbs

É utilizada para determinar a espontaneidade de um processo químico

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

T = temperatura em Kelvin (K)

$\Delta G < 0$ processo espontâneo

$\Delta G > 0$ processo forçado

$\Delta G = 0$ Equilíbrio

tenho 4 possibilidades

\uparrow Energia \uparrow desordem

\uparrow energia \downarrow desordem

\downarrow energia \uparrow desordem

\downarrow energia \downarrow desordem