

Tudo FQ(A)

Geral:

Ordens de Grandeza: Escreve-se 10^p unidade, p é um número inteiro, p aumenta se a parte que não é da potência for maior que 5.

Múltiplos e Submúltiplos: p.15 Q10 (*femto* é 10^{-15})

Sistemas:

Corpo ou conjunto de Corpos em estudo. Pode ser:

- **Aberto:** Permite trocas de massa e energia.
- **Fechado:** Apenas permite trocas de energia.
- **Isolado:** Não permite trocas.

Energia Interna, U: $U = E_{ci} + E_{pi}$, a Energia Interna de um Sistema é a soma das Energias Cinéticas e Potenciais internas.

- E_{ci} : Relacionada com a agitação das partículas.
- E_{pi} : Relacionada com as interações entre as partículas (massa e estado físico).

Vizinhança: Exterior do Sistema que pode interagir com ele.

Fronteira: Separa o Sistema da vizinhança.

Erros e Medições:

Medições:

Medições Diretas: O Valor da Grandeza é comparado diretamente com a unidade padrão de um instrumento.

Medições Indiretas: O Valor da Grandeza é obtido a partir de relações matemáticas entre medidas obtidas de medições diretas.

Erros: Só para Medições Diretas, por agora.

Incerteza Absoluta de Leitura: Associada à escala do aparelho de medida, e se este é analógico (metade da menor divisão) ou digital (a menor divisão).

Incerteza Absoluta de Observação: Máximo dos módulos dos desvios entre cada medição e o valor mais provável ($|d_i|_{\max}$).

Incerteza Absoluta: A maior das duas incertezas acima.

Incerteza Relativa (%): (Incerteza Absoluta / Valor Mais Provável * 100)%

Resultado de uma Medição Direta:

Incerteza Absoluta: (Valor Mais Provável \pm Inc. Absoluta) unidade $\rightarrow (3,4 \pm 0,1)g$

Incerteza Relativa: Valor Mais Provável Unidade \pm Inc. Relativa $\rightarrow 3,4g \pm 2,9\%$

Exatidão e Precisão:

Exatidão:

- Afetada principalmente por Erros Sistemáticos (Resultam de Limitações dos Aparelhos, são sempre no mesmo sentido, podem ser eliminados, ex: Procedimento Incorreto).
- Relacionada com o erro em relação ao Valor Tabelado.
- Avaliada pelo Erro Percentual: $(|\text{Valor Tabelado} - \text{Valor Mais Provável}| / \text{Valor Tabelado} * 100)\%$

Precisão:

- Afetada principalmente por Erros Fortuitos (Resultam de Causas desconhecidas e imprevisíveis, ocorrem aleatoriamente e apenas podem ser minimizados, ex: Variação de T).
- Relacionada com o desvio entre as várias medições da mesma grandeza.
- Avaliada pelo Desvio Percentual (%): $(|d_i|_{\max} / \text{Valor Mais Provável} * 100)\%$
 - Normalmente o Desvio Percentual é igual à Incerteza Relativa, pois $|d_i|_{\max}$ é normalmente maior que a Incerteza Absoluta de Leitura.

Sensibilidade e Alcance:

Apresentados com a Incerteza Absoluta de Leitura.

Sensibilidade: Menor divisão de um instrumento.

Alcance: Valor máximo que um instrumento consegue medir.

Algarismos Significativos:

Algarismos com significado físico. Todos a partir do 1º algarismo diferente de 0, inclusive.

Soma/ Subtração: Manter menor número de casas decimais.

Multiplicação/ Divisão: Manter menor número de algarismos significativos.

Arredondamentos: O número a seguir ao arredondamento é:

- Menor que 5: Manter o número.
- Maior que 5: Aumentar em 1 um número.
- Igual a 5:
 - Aumentar se o número que vier antes do 5 for ímpar (0,15) ou se vem algo depois do 5 (0,501).
 - Manter se o número que vier antes do 5 for par e se depois do 5 não vem nada, ou só 0 (2,50).

Referencial:

Para definir um Referencial é necessário: Direção, Sentido e Origem (Eixo) e Escala com unidades.

Química:

Sinais de Perigo: p.200 Q10

Explosivo: Frasco Partido e com linhas.

Comburente: Bola a arder.

Inflamável: Chama.

Tóxico/ Nocivo/ Irritante: Exclamação.

Letal: Caveira e Ossos.

Corrosivo: Tubo de Ensaio a verter para uma mão e para um retângulo.

Gás Comprimido: Garrafa.

Perigoso para o Ambiente: Peixe a Árvore mortas.

Perigoso para a Saúde: Pessoa com Estrela no Peito.

Elementos, Substâncias Elementares e Substâncias Compostas:

Elementos: Átomos → Número Atômico, Raio Atômico, Número de Massa, etc.

Substâncias Elementares: Compostas apenas por um só elemento químico, tem um Ponto de Fusão e de Ebulição característicos.

Substâncias Compostas: Compostas por vários elementos químicos.

Notações para moléculas e átomos:

Notação de Lewis: Tudo com traços exceto os ENL, com pontos ou cruces.

Fórmula de Estrutura: Tudo com traços.

Fórmula Esterioquímica: Está explícita a geometria molecular.

Grupos Importantes da TP:

Grupo 1: Metais Alcalinos

Grupo 2: Metais Alcalino-terrosos

Grupo 17: Halogénios

Grupo 18: Gases Nobres

Química 10º

Unidade 1 – Elementos Químicos e a sua Organização

Átomos:

Número Atômico, Z: Número de prótons no núcleo, único para cada elemento (${}_6\text{C}$).

Número de Massa, A: Número de prótons e neutrões no núcleo, varia em cada isótopo (^{12}C).

Massa Padrão: 1/12 da massa do átomo de Carbono-12.

Massa Isotópica Relativa, A_r : Número de vezes que a massa de um isótopo é superior a 1/12 da do Carbono-12.

Massa Atômica Relativa (Média), A_r : Ponderação das Massas Isotópicas Relativas de átomos da mesma espécie.

Massa Molecular Relativa, M_r : Número de vezes que a massa de uma molécula é superior a 1/12 da do Carbono-12.

Quantidade de Matéria, n: Conjunto de $6,02 * 10^{23}$ (N_A – Constante de Avogrado) objetos.

Massa Molar, M: Massa por cada mole de objetos (m_x/n_x).

Fração Molar, X: Fração da quantidade química de um sistema que corresponde a um composto (n_x/n_{total}).

Fração Mássica, W: Fração da massa de um sistema que corresponde a um composto (m_x/m_{total}).

Espetros de Emissão e Absorção:

Espetro de Emissão: Com fundo negro e riscas coloridas criadas por transições eletrônicas descendentes que libertam fótons com energia quantizada.

- **Energia de um fóton emitido por uma transição descendente:**

- $E_{\text{fóton}} = -\Delta E_{\text{elétrão}} = -(E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}}) = -(E_{\text{nível inferior}} - E_{\text{nível superior}}) = E_{\text{nível superior}} - E_{\text{nível inferior}}$
- $E_{\text{fóton}} = f_{\text{fóton}} * h$ (h é a Constante de Planck)

Espetro de Absorção: Com fundo colorido e riscas negras criadas por transições eletrônicas ascendentes devido à absorção de fótons com uma energia quantizada.

As Riscas têm Energia e Frequência características (O Comprimento de onda só varia com o meio).

As Riscas são visíveis pois o feixe atravessa um prisma ótico, logo, as diferentes frequências irão ter um ângulo de refração diferente, pois o índice de refração depende da frequência.

Séries Hidrogénio:

São Riscas no Espetro de Emissão do Hidrogénio, criadas por:

Lyman: Transições descendentes para o nível 1 → Luz UV

Balmer: Transições descendentes para o nível 2 → Luz Visível (primeiras 4 riscas, depois UV)

Paschen: Transições descendentes para o nível 3 → Luz IV

Brackett: Transições descendentes para o nível 4 → Luz IV

Pfund: Transições descendentes para o nível 5 → Luz IV

Remover Eletrões:

Energia de Remoção:

Energia necessária para retirar um eletrão de um subnível específico a um átomo, processo independente. Logo, num átomo, como cada subnível tem uma energia quantizada, há tantas Energias de Remoção (E_r) quanto subníveis.

Energia de Ionização:

Energia necessária para retirar o eletrão mais energético (menos energia em módulo) a um átomo ou ao ião formado em consequência da remoção anterior, é um processo sequencial, cada átomo tem tantas Energias de Ionização quantos eletrões.

Espetroscopia Fotoeletrónica:

Os picos gerados permitem-nos saber o número de subníveis (são os mesmos que o número de energias de Remoção únicas) e o número de eletrões em cada nível através da sua altura relativa.

Orbitais:

Indicam a distribuição espacial à volta do núcleo onde é mais provável estar o eletrão.

Tipo s: Esféricas

Tipo p: Lobulares

Tipo d: Complexas - (Forma de trevo e outras)

Tipo f: Complexas

Orbitais com a mesma energia chamam-se orbitais degeneradas.

Regra para fazer a distribuição eletrónica num átomo:

Princípio da Construção: Os eletrões ocupam preferencialmente as orbitais de menor energia, de modo a que a energia do átomo seja mínima. Segue a ordem: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, ...

Princípio de Exclusão de Pauli: Cada orbital só pode ter dois eletrões, com *spins* opostos.

Regra de Hund: Em orbitais degeneradas, os eletrões organizam-se de forma a haver o máximo de eletrões desemparelhados, para minimizar repulsões.

História da Tabela Periódica:

Döbereiner: Identificou grupos de três elementos com propriedades análogas (Lei das Tríades).

Newlands: Dispôs os elementos por ordem crescente de massa atómica, notando repetição de características de oito em oito elementos.

Dmitri Mandeleev: Pai da TP, propôs a primeira Tabela, prevendo a existência de elementos até então desconhecidos.

Henry Moseley: Organizou os elementos por ordem crescente de número atómico.

Século XX: Sintetização de novos elementos químicos e a sua adição à TP.

Organização da Tabela Periódica:

Elementos do mesmo Grupo: Mesmo número de elétrons de valência.

Elementos do mesmo Período: Tem os elétrons de valência no mesmo nível.

Elementos Representativos: Bloco s e p.

Elementos de Transição: Blocos d e f.

Não-Metals: Elementos à direita da linha em escada, exceto os do grupo 18, e o Hidrogênio.

Metals: Elementos à esquerda da linha em escada, exceto o Hidrogênio.

Propriedades Atômicas dos Elementos Representativos:

Raio Atômico, R (sem exceções):

Metade da distância internuclear de uma molécula diatômica composta por dois átomos iguais.

- Na TP, *diminui* para cima e para a direita.
- **Aumenta ao longo do Grupo** visto que os elétrons de valência irão estar em níveis de energia superiores e, sendo este o efeito que predomina, irão estar mais afastados do núcleo.
- **Diminui ao longo do Período** pois o aumento de prótons leva a que as forças atrativas entre estes e os elétrons aumentem, aproximando-os do núcleo, sendo que este efeito predomina sobre as crescentes repulsões entre o maior número de elétrons.

Energia de 1ª Ionização, E_{i1} (com exceções):

Energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo no estado gasoso (o elétron removido estará no nível de maior energia [menor energia em módulo]).

- Na TP, *aumenta* para cima e para a direita.
- **Diminui ao longo do Grupo** pois predomina o efeito do aumento de níveis preenchidos, os elétrons de valência têm mais energia (menos em módulo), sendo necessária menos para os remover.
- **Aumenta ao longo do Período** pois o aumento da carga nuclear significa que os elétrons ficam sujeitos a uma maior força de atração, sendo necessária mais energia para os remover.
 - Exceções:
 - Diminui do Ns^2 para o Np^1 , pois os elétrons estão num subnível mais energético.
 - Diminui do Np^3 para o Np^4 , pois quando as orbitais do subnível de valência estão semipreenchidas o átomo é mais estável, sendo por isso necessário mais energia para lhe retirar um elétron.

Eletronegatividade, X:

Tendência de um átomo atrair para si os elétrons de uma ligação.

- Na TP, *aumenta* para cima e para a direita (os Gases Nobres não têm Eletronegatividade).
- O Flúor é o átomo mais eletronegativo.

Unidade 2 – Propriedades e Transformações da Matéria

Distância Internuclear numa ligação entre dois átomos:

As ligações químicas formam-se devido a forças atrativas de natureza eletrostáticas. Um sistema de dois ou mais átomos irá agir de modo a ter a menor energia possível (maior estabilidade).

Sendo d_r a distância à qual o sistema diatômico está em Equilíbrio e d a distância atual dos átomos:

- Se $d < d_r$ → Predominam as forças repulsivas, d aumenta, há libertação de energia.
- Se $d = d_r$ → Há um equilíbrio entre as forças atrativas e repulsivas, o módulo da energia do sistema neste ponto é a Energia de Ligação.
- Se $d > d_r$ → Predominam as forças atrativas, d diminui, há libertação de energia.

Energia e Comprimento de Ligação:

Quanto maior for a Energia de Ligação, em módulo, mais difícil é de quebrar é a ligação. Quanto menor o Comprimento de Ligação, maior a Energia de Ligação.

No caso de ligações covalentes, a uma maior ordem de ligação (1, 2, 3) corresponde uma maior Energia de Ligação, em módulo.

Ligações Intramoleculares:

Ligação Covalente: Ocorre entre átomos de substâncias moleculares, há partilha localizada de eletrões.

- **Ligação Covalente Simples:** Há partilha de um eletrão.
- **Ligação Covalente Dupla:** Há partilha de dois eletrões.
- **Ligação Covalente Tripla:** Há partilha de três eletrões.

Ligação Iónica: Ocorre em Compostos Iónicos, há eletrões cedidos, formando-se iões, não há partilha de eletrões, há atração entre iões.

Ligação Metálica: Ocorre em Metais, há partilha deslocalizada de eletrões, daí os metais serem bons condutores de eletricidade, os eletrões podem-se mover facilmente.

Regra do Octeto: Os átomos ligam-se partilhando eletrões de forma a que cada um fique com 8 eletrões de valência.

Geometria Molecular:

Para prever a disposição no espaço dos átomos de uma molécula utiliza-se o MRPEV – Modelo da Repulsão dos Pares Eletrônicos de Valência. De acordo com este Modelo, numa molécula:

- Há repulsões entre todos os eletrões de valência dos átomos que a constituem.
- Os átomos irão dispor-se de forma a minimizar as repulsões entre os seus eletrões de valência, para aumentar a estabilidade da molécula.
- Então, a geometria adotada pela molécula será a que lhe confere maior estabilidade.
- As Repulsões entre os vários pares de eletrões numa molécula estão organizadas por intensidade da seguinte forma:
 - Repulsões entre ENL > Repulsões entre ENL e EL > Repulsões entre EL

Geometrias Possíveis:

- **Linear:** Não existem eletrões não ligantes no átomo central, há dois átomos ligados ao central (ex: CO₂)
- **Angular:** Há dois pares de eletrões não ligantes no átomo central (ex: H₂O, H₂S)
- **Triangular Plana:** Não existem eletrões não ligantes no átomo central, há três átomos ligados ao central (ex: BH₃, C₂H₄, em torno de cada C)
- **Piramidal Trigonal:** Há um par de eletrões não ligantes no átomo central (ex: NH₃)
- **Tetraédrica:** Não existem eletrões não ligantes no átomo central, há quatro átomos ligados ao central (ex: CH₄, C₂H₆, em torno de cada C)

Polaridade de Moléculas e de Ligações:

Ligação Covalente Polar: Ligação onde estão envolvidos dois átomos diferentes, um deles irá atrair os eletrões com maior intensidade, deslocando-os do ponto médio entre os núcleos.

Ligação Covalente Apolar: Ligação onde estão envolvidos dois átomos iguais.

Moléculas Polares: Moléculas onde há uma distribuição assimétrica da carga.

Moléculas Apolares: Moléculas onde há uma distribuição simétrica da carga.

Podemos usar um mapa de potencial eletrostático para analisar a polaridade de uma molécula.
(p.123 Q10)

Moléculas Orgânicas e Biológicas:

Há vários Compostos Orgânicos, de entre os quais iremos estudar principalmente os Hidrocarbonetos*, constituídos por Hidrogénio e Carbono.

Hidrocarbonetos Saturados: Só têm ligações Simples.

Hidrocarbonetos Insaturados: Têm pelo menos uma ligação Dupla ou Tripla.

Hidrocarbonetos Cíclicos: Têm uma cadeia carbonada fechada → Prefixo: Ciclo-

Fórmula Condensada: $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_2 - \text{CH}_3$ ou Traços onde os vértices são os C e se omitem os H

Nomenclatura de acordo com a sua Estrutura:

- **Sufixo - Tipo de ligação Carbono-Carbono:**
 - **Alcinos:** Ligações Covalente Triplas → Sufixo: -ino
 - **Alcenos:** Ligações Covalente Duplas → Sufixo: -eno
 - **Alcanos:** Ligações Covalente Simples → Sufixo: -ano (Só estudamos estes)
- **Prefixo - Número de Carbonos na Cadeia Principal:**
 - **Um Carbono:** Prefixo → Met-
 - **Dois Carbonos:** Prefixo → Et-
 - **Três Carbonos:** Prefixo → Prop-
 - **Quatro Carbonos:** Prefixo → But-
 - **Cinco Carbonos:** Prefixo → Pent-
 - **Seis Carbonos:** Prefixo → Hex-

Regras para Nomenclatura de Compostos Orgânicos Ramificados:

- **Selecionar a cadeia principal** para que fique com o maior número possível de átomos de carbono.
- **Numerar a cadeia** para que os grupos substituintes fiquem com a numeração mais baixa.
- **O Nome dos Grupos Substituintes** deve anteceder o nome da cadeia principal, sufixo: -ilo.
 - **Numerar os Grupos** de acordo com a numeração da cadeia (Ex: 3-etil-3-metilpentano).
 - **Quando há grupos substituintes iguais**, indicar o seu número através dos prefixos: di, tri,
 - **Quando há grupos substituintes diferentes**, ordená-los por ordem alfabética, ignorando os prefixos.

Grupos Funcionais:

São grupos que substituem um Hidrogénio, ou, no caso das Aminas, um Carbono.

Se tiver um O ou um N a molécula tem polo negativo nesse átomo, nos halogéneos depende.

Família	Fórmula Química	Nome do Grupo
Haloalcanos	-X (X é um halogéneo)	Nome do Halogéneo
Álcoois	-OH	Hidróxilo
Aldeídos	-CHO (Terminal, no final da cadeia)	Formilo, ou Carbonilo no final da cadeia
Cetonas	-CO (Aparece no meio da cadeia)	Carbonilo
Ácidos Carboxílicos	-COOH	Carboxilo
Aminas	-N- (N no meio da Cadeia)	Amina

Ligações intermoleculares:

Explicam a coesão entre moléculas em diversas situações.

Pontes de Hidrogénio:

- São as ligações mais fortes
- Ocorrem quando há um Hidrogénio desprotegido (ligado covalentemente a um F, O ou N, que são muito eletronegativos) e um átomo com um par de eletrões não ligantes na sua vizinhança.

Forças de van der Waals:

Das mais fortes para as mais fracas:

- **Dípolo Permanente – Dípolo Permanente (DP-DP):** Ocorrem entre duas moléculas polares
- **Dípolo Permanente – Dípolo Induzido (DP-DI):** Ocorrem entre moléculas polares e apolares.
- **Dípolo Instantâneo – Dípolo Induzido (DI -DI):** Ocorrem entre todos os tipos de moléculas. Também chamadas Forças de London.

Polarizabilidade:

Facilidade de distorção de uma nuvem eletrónica.

Maior Massa Molar → Maior Polarizabilidade → Mais Dípolos Instantâneos → Ligações DI-DI Mais Fortes

Volume Molar:

Para quaisquer condições de Pressão e Temperatura, dois gases (ideais) irão ter o mesmo Volume Molar, V_m .

Soluções, Coloides e Suspensões:

- **Soluções:** Mistura Homogénea com partículas inferior a 1nm.
- **Coloides:** Contêm partículas com dimensões de 1nm a um 1 μ m.
- **Suspensões:** Misturas Heterogénea com partículas com tamanhos superiores a 1 μ m.

Composição Quantitativa de Soluções:

- **Fração Molar:** $X_A = n_A / n_{total}$
- **Fração Mássica:** $W_A = m_A / m_{total}$

- **Concentração:** $C = n / V$
- **Concentração Mássica:** $C_m = m / V$

- **Percentagem em Massa:** $\%(m/m) = (m_{soluto} / m_{solução} * 100) \%$
- **Percentagem em Volume:** $\%(V/V) = (V_{soluto} / V_{solução} * 100) \%$

- **Partes por milhão (Massa):** $ppm = (m_{soluto} / m_{solução} * 10^6) ppm$
- **Partes por milhão Volume:** $ppmV = (V_{soluto} / V_{solução} * 10^6) ppm$

Energia de Ligação e Reações Químicas:

- **Reação Química:** Os átomos rearranjam-se, havendo quebra de ligações e formação de novas ligações.
- **Rutura de Ligações:** Processo que consome energia (endotérmico).
- **Formação de Ligações:** Processo que liberta energia (exotérmico).

- **Reação Endotérmica:** Globalmente consome energia, tem uma variação de entalpia positiva, a energia dos intervenientes na reação aumenta ($\Delta H > 0$).
- **Reação Exotérmica:** Globalmente liberta energia, tem uma variação de entalpia negativa, a energia dos intervenientes na reação diminui ($\Delta H < 0$).
- **Reação Atérmica:** Globalmente não consome nem liberta energia, tem uma variação de entalpia nula, a energia dos intervenientes na reação mantém-se ($\Delta H = 0$).
- **Variação de Entalpia, ΔH** → Energia posta em jogo sob a forma de calor no decorrer de uma Reação a Pressão Constante.
 - A Variação de Entalpia é simétrica se a reação ocorre no Sentido Inverso.
 - Pode ser calculada como a diferença entre a soma das energias de ligação dos reagentes e a soma das energias de ligação dos produtos ($\Delta H = E_{\text{ligações Reagentes}} - E_{\text{ligações Produtos da Reação}}$).

Reações Fotoquímicas na Atmosfera:

- **Fotodissociação:** Por absorção de luz UV-B, há rutura de uma ligação intramolecular.
- **Fotoionização:** Por absorção de luz UV-C, há remoção de um e^- de um átomo. Ocorre na Termoesfera pois envolve maior absorção de energia.

Radicais Livres:

- **Átomo ou Ião:** Se tiver orbitais semipreenchidas é um radical, se só tiver uma usamos a notação do pontinho.
- **Espécies Poliatómicas:** Se tiver número ímpar de eletrões é um radical.

Ozono Atmosférico: Tem elétrons não ligantes no átomo central (oscila entre duas estruturas).

Formação:

- Ocorreu dissociação de O_2 : $O_2 \rightarrow O + O$
- Um dos radicais O juntou-se a outro O_2 : $O + O_2 \rightarrow O_3$
- Eq. Global: $3O_2 (g) \rightarrow 2O_3 (g)$

Decomposição:

- Pode haver fotodissociação do ozono, durante a qual se absorve UV-B (e a gama menos energética da UV-C): $O_3 \rightarrow O + O_2$
- Eq. Global: $2O_3 (g) \rightarrow 3O_2 (g)$

Radical Livre Cloro:

- O Radical Livre Cloro pode levar a uma decomposição em massa do Ozono, visto regenerar-se no final de cada decomposição:
 - $Cl^\circ + O_3 \rightarrow ClO^\circ + O_2$
 - ($O_2 \rightarrow O + O$, por exemplo, o O pode vir de outra reação).
 - $ClO^\circ + O \rightarrow Cl^\circ + O_2$, repetindo o processo.
- Reação auto-catalisada (ou algo parecido), em teoria o Cl° irá decompor um número indeterminado de O_3 .
- Os Radicais Cloros podem aparecer através da fotodissociação de CFCs (Clorofluorocarbonetos):
 - $CFCl_3 (g) \rightarrow CFCl_2^\circ (g) + Cl^\circ (g)$

Química de 11º

Unidade 1 – Equilíbrio Químico

Reações Químicas:

Para haver uma reação química é necessário rutura de ligações químicas entre átomos nos reagentes e a conseqüente formação de novas ligações químicas entre átomos nos produtos de reação. É traduzida por esquemas e equações químicas.

Lei de Lavoisier: O número total de átomos de cada elemento no Sistema é constante, logo a massa do Sistema é constante

Coefficientes Estequiométricos: Números que precedem cada fórmula química que indicam em que proporções é que os elementos correspondentes reagem.

Reação Completa: Leva ao Esgotamento de, pelo menos, um dos Reagentes ($\eta = 100\%$, na teoria).

Informações quantitativas de fórmulas químicas e de equações químicas:

Através dos Coefficientes Estequiométricos podemos interpretar uma equação química, podendo deduzir a partir deles as implicações de os reagentes reagirem numa determinada proporção, (por cada x moles de A irão reagir y moles de B, originando z moles de C, por exemplo).

Reagente Limitante e Reagente em Excesso:

Reagente Limitante: O primeiro Reagente a esgotar-se, limitando a quantidade de Produto que se forma, bem como a quantidade dos outros Reagentes que se gasta. Numa Reação Reversível é o Reagente em menor proporção estequiométrica.

Reagente em Excesso: Um Reagente que ainda está presente após a reação (completa) já não estar a ocorrer.

Grau de Pureza de uma amostra (%): $GP = m_{\text{reagente}} / m_{\text{amostra}}$

Rendimento de uma Reação Química:

Rendimento (%): $\eta = n_{\text{produto obtido}} / n_{\text{produto teórico}}$

- Razões para Rendimento < 100%:
 - Perdas Experimentais.
 - Ocorrência de Reações Laterais.
 - Reversibilidade da Reação.

Química Verde: Conceito que considera os processos químicos devem produzir o mínimo de poluição possível.

Economia Atômica Percentual: $EA = m_{\text{produto desejado}} / m_{\text{reagentes}}$, apenas com base na equação química.

Equilíbrio Químico:

Reações Irreversíveis: Reações nas quais os produtos da reação não voltam a formar os reagentes.

Reações Reversíveis: Reações nas quais os produtos da reação podem reagir entre si e formar os reagentes, a maioria das reações é reversível.

Estado de Equilíbrio: Estado para o qual evolui um Sistema Químico fechado, é:

- **Espontâneo:** É atingido naturalmente sem necessidade de ação externa sobre o Sistema.
- **Estático:** Há uma constância nas propriedades macroscópicas do Sistema, como Pressão, Volume, Temperatura, Cor e Concentração das espécies que o constituem.
- **Dinâmica:** Quando o equilíbrio químico é atingido a reação não deixa de ocorrer. Continua a dar-se nos dois sentidos em simultâneo e à mesma velocidade.
- **Independência:** O Equilíbrio pode ser atingido de composições iniciais do Sistema diferentes.
- **Coexistência:** No Equilíbrio coexistem todas as espécies, nenhum composto pode ser consumido na totalidade.

Equilíbrio Homogéneo: Todos os constituintes encontram-se na mesma fase.

Equilíbrio Heterogéneo: Há constituintes em fases diferentes.

Curva da Variação da Concentração em função do tempo, $c = f(t)$:

- **Reação Completa:** Há um instante a partir do qual a concentração dos reagentes é nula.
- **Reação Reversível:** Há um instante a partir do qual a concentração de todos os constituintes do Sistema é constante.

Curva da Variação da Velocidade da Reação em função do tempo, $v = f(t)$:

- **Reação Completa:** Há um instante a partir do qual a velocidade de Reação é nula (esgotaram-se os reagentes).
- **Reação Reversível:** Há um instante a partir do qual a velocidade da reação no sentido inverso e no sentido direto é a mesma.

Diferentes Estados de Equilíbrio de um Sistema Reacional:

Constantes de Equilíbrio:

- K_e → Constante Mista
- K_p → Com base em pressões parciais
- K_c → Com base em concentrações, apenas estudamos o K_c

Constante de Equilíbrio, K_c :

- Para uma reação genérica:



Sendo $[X]_e$ a concentração em Equilíbrio de X

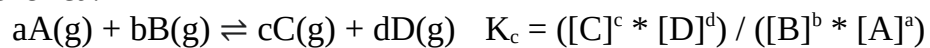
- Adimensional.
- É uma medida da extensão da reação no Sentido Direto.
- Para uma dada Reação, apenas varia com a variação da Temperatura!
- Não fazem parte da expressão do K_c :
 - Sólidos
 - Solventes

Cálculos com o K_c :

- Sendo K_c' o K_c da reação inversa: $K_c' = K_c^{-1}$
- Ao somar reações multiplicam-se K_c .

Quociente da Reação, Q_c :

Para uma reação genérica:



Sendo $[X]$ a concentração de X num determinado instante

Determinação do Sentido em que o Sistema irá evoluir por Comparação do Q_c com o K_c :

- $Q_c > K_c$ → O Sistema irá evoluir de forma a diminuir o Q_c , isto é, no Sentido Inverso.
- $Q_c = K_c$ → O Sistema está em Equilíbrio.
- $Q_c < K_c$ → O Sistema irá evoluir de forma a aumentar o Q_c , isto é, no Sentido Direto.

Alteração do Estado de Equilíbrio de um Sistema Reacional:

Princípio de Le Châtelier (PLC):

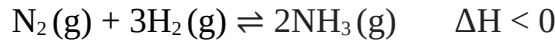
Um Sistema em Equilíbrio irá evoluir de forma a contrariar qualquer perturbação que lhe seja causada.

- **Variação da Concentração (Isotérmica e Isocónica):**
 - **Adição:** Ao adicionarmos algum dos intervenientes da reação ao Sistema, este irá evoluir de forma a consumir parcialmente o composto adicionado.
 - **Remoção:** Ao removermos algum dos intervenientes da reação ao Sistema, este irá evoluir de forma a repor parcialmente esse composto.
- **Variação (Isotérmica) da Pressão (Através da Variação do Volume, em Sistemas Gasosos):**
 - **Aumento do Volume:** Diminuição da Pressão, o Sistema irá evoluir de forma a aumentar a pressão, sendo que o Sentido em que evolui depende da soma dos coeficientes estequiométricos em cada um dos lados da reação, evolui para o lado no qual a soma é maior, de forma a aumentar a quantidade total de gás no Sistema ($PV = nRT$; T, V_{alterado} constantes).
 - **Diminuição do Volume:** Aumento da Pressão, o Sistema irá evoluir de forma a diminuir a pressão, sendo que o Sentido em que evolui depende da soma dos coeficientes estequiométricos em cada um dos lados da reação, evolui para o lado no qual a soma é menor, de forma a diminuir a quantidade total de gás no Sistema ($PV = nRT$; T, V_{alterado} constantes).
 - Nota: Se a soma dos coeficientes estequiométricos for igual dos dois lados, variar o Volume não afeta o Equilíbrio.
- **Variação (Isobárica) da Temperatura:** Única forma de variar o K_c de uma Reação.
 - **Aumento da Temperatura:** Excesso de Energia, o Sistema irá evoluir no Sentido de consumir parte? da energia em excesso, evoluindo assim no Sentido Endotérmico da Reação. ‘Segundo o PLC, o aumento de Temperatura favorece as reações endotérmicas’.
 - **Diminuição da Temperatura:** Défice de Energia, o Sistema irá evoluir no Sentido de repor parte? da energia em défice, evoluindo assim no Sentido Exotérmico da Reação. ‘Segundo o PLC, a diminuição da Temperatura favorece as reações exotérmicas’.
 - Nota: Reações atérmicas não são afetadas pela variação do Volume.
- **Uso de Catalisadores:**
 - Apenas diminui o tempo necessário para atingir o Estado de Equilíbrio, não o desloca em nenhum sentido.

Equilíbrio Químico em Processos Industriais:

- **Síntese do Amoníaco pelo processo de Haber-Bosch:**

- Baseado na seguinte reação:



- Uso do PLC para aumentar a produção do amoníaco:

- Excesso de N_2 , visto ser um reagente muito barato e abundante.
- Pressões elevadas, para favorecer a Reação no Sentido Direto, (a soma dos coeficientes estequiométricos dos produtos é menor que a dos reagentes), mas apenas moderadamente, para que o preço do reator não seja muito elevado e para aumentar a segurança.
- Temperaturas baixas, para favorecer a reação no Sentido Direto, (a reação é exotérmica), mas apenas moderadamente, pois o aumento de temperatura faz aumentar a velocidade da reação.

- **Produção Industrial do Ácido Sulfúrico:** Usar o PLC ou o Q_c (pode ser preciso ir por um es específico).

Unidade 2 – Reações em Sistemas Aquosos

Soluções Aquosas, Básicas e Neutras:

Tanto ácidos como bases são eletrólitos, substâncias que em solução aquosa dão origem a iões, tornando a solução boa condutora de eletricidade.

Teoria de Arrhenius:

Ácidos: Substância que em Solução Aquosa origina iões H^+ ($\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$).

Bases: Substância que em Solução Aquosa origina iões OH^- ($\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$).

Teoria Protónica de Brønsted-Lowry:

Ácidos: Substância capaz de ceder um H^+ , formando, em Solução Aquosa, H_3O^+ ($\text{H}^+ \cdot \text{nH}_2\text{O}$, qualquer uma das formas de escrever está correta, sendo que se escolhe a mais conveniente), é sempre uma substância molecular.

Bases: Substância capaz de receber um H^+ , formando, em Solução Aquosa, iões OH^- .

Solução Ácida: $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$

Solução Neutra: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$

Solução Básica: $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$

Espécies Anfotéricas/ Anfipróticas: Espécies que podem atuar como ácidos ou como bases, dependendo da situação (com quem estão a reagir).

Par Conjugado Ácido/ Base:

- Quando um ácido cede um H^+ forma a sua 'base conjugada'.
- Quando uma base recebe um H^+ forma o seu 'ácido conjugado'.
- O Par escreve-se sempre por esta ordem: Ácido/ Base

Autoionização da água, Ionização e Dissociação:

Autoionização da água: $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

Produto Iônico da Água, K_w : O K_w é o K_c da reação acima: $[\text{H}_3\text{O}^+]_e * [\text{OH}^-]_e$ (H_2O é o solvente)

Dissociação: Quando as moléculas de água se interpõem entre os iões de um composto iónico (Solvatação, Hidratação no caso da água) estão a dissociar os componentes desse ião, sendo que os iões individuais resultantes já estavam presentes, pode ser parcial ou completa. No contexto de ácido base os sais sofrem (quase) sempre dissociação completa, nomeadamente os hidróxidos.

Ionização: Quando as moléculas de água se intrepõem entre os átomos de uma molécula polar (Solvatação) formam iões que não estavam presentes no composto (molecular) original, pode ser parcial ou completa; os ácidos, sendo composto moleculares, sofrem ionização.

Grau de Ionização, α (%): $\alpha = n_{\text{ácido ionizado}} / n_{\text{ácido inicial}}$

Constante de Acidez e Constante de Basicidade, pH e pOH:

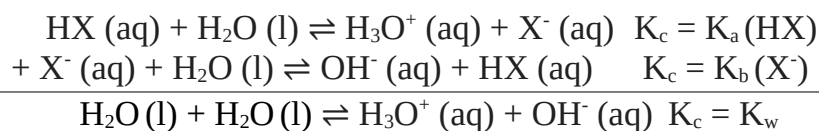
K_a de um ácido: $\text{HX}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{X}^-(\text{aq})$ $K_a(\text{HX}) = K_c$ desta reação.

- A um K_a maior corresponde um ácido mais forte.
- Os ácidos com K_a muito elevado são ácidos fortes, sofrendo sempre ionização completa.
- Os ácidos fortes fazem uma reação completa com a água (aprox.), ácidos fortes:
 - HCl – Ácido Clorídrico HClO_3 – Ácido Clórico HClO_4 – Ácido Perclórico
 - HNO_3 – Ácido Nítrico H_2SO_4 – Ácido Sulfúrico (1ª Protólise)
 - H_3O^+ – Hidrónio

K_b de uma base: $\text{X}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{HX}(\text{aq})$ $K_b(\text{X}^-) = K_c$ desta reação.

- A um K_b maior corresponde uma base mais forte.
- As bases com K_b muito elevado são bases fortes.
- As bases fortes fazem uma reação completa com a água (aprox.), bases fortes:
 - NH_2^- – Amideto OH^- – Hidróxido

Relação entre K_a e K_b de um par Ácido/ Base:



- Como ao somarmos equações químicas multiplicamos os K_c : $K_w = K_a(\text{HX}) * K_b(\text{X}^-)$
- Logo, para Temperatura constante, o K_a e o K_b de um par ácido-base são inversamente proporcionais, então:
 - A um ácido mais forte corresponde uma base conjugada mais fraca, e vice-versa; sendo que os pares conjugados de um ácido ou base fortes são neutros.

Operador p: $p_x = -\log(x)$

pH e pOH:

- $pH = -\log([H_3O^+])$ → Quanto menor o pH, maior $[H_3O^+]$, logo, mais ácida é a solução.
- $pOH = -\log([OH^-])$ → Quanto menor o pOH, maior $[OH^-]$, logo, mais básica é a solução.
- $pK_w = -\log([K_w])$ e $pK_a = -\log([K_a])$ e $pK_b = -\log([K_b])$

- Para qualquer temperatura: $pH + pOH = pK_w$
- Quando $pH = pOH = \frac{1}{2}pK_w$ a solução em questão é neutra.

Soluções Aquosas de Sais:

O Sal irá sofrer dissociação em água, separando-se num catião e num anião.

- Nota: Os Catiões Metálicos Alcalinos e Alcalino-terrosos são neutros.

Sal derivado de Base e Ácido Fortes: (Ex: NaCl)

- O Catião é o ácido conjugado de uma base forte, é neutro ($Na^+/NaOH$).
- O Anião é a base conjugada de um ácido forte, é neutro (HCl/Cl^-).

Logo, a Solução aquosa do Sal será neutra.

Sal derivado de Ácido Forte e Base Fraca: (Ex: NH_4Cl)

- O Catião é o ácido conjugado de uma base fraca, é um ácido fraco (NH_4^+/NH_3).
- O Anião é a base conjugada de um ácido forte, é neutro (HCl/Cl^-).

Logo, a Solução aquosa do Sal será ácida.

Sal derivado de Ácido Fraco e Base Forte: (Ex: $NaCH_3COO$)

- O Catião é o ácido conjugado de uma base forte, é neutro ($Na^+/NaOH$).
- O Anião é a base conjugada de um ácido fraco, é uma base fraca (CH_3COOH/CH_3COO^-)

Logo, a Solução aquosa do Sal será básica.

Solução derivada de Ácido Fraco e Base Fraca: (Ex: NH_4CN)

- O Catião é o ácido conjugado de uma base fraca, é um ácido fraco (NH_4^+/NH_3).
- O Anião é a base conjugada de um ácido fraco, é uma base fraca (HCN/CN^-).

Logo, o caráter da Solução é determinado pela reação mais extensa, pois, se o ácido for mais forte que a base, haverá mais iões H_3O^+ , se a base for mais forte, haverá mais iões OH^- :

- $K_a = K_b$ → A Solução será neutra.
- $K_a > K_b$ → A Solução será ácida.
- $K_a < K_b$ → A Solução será básica.

Titulação Ácido-Base:

Numa Titulação pretende-se determinar a Concentração de uma Solução aquosa de um ácido ou de uma base (Titulado) fazendo-o reagir completamente com um ácido ou uma base forte de concentração rigorosamente conhecida (Titulante).

Escreve-se Titulação Titulado-Titulante, lê-se Titulação do Titulado pelo Titulante (Titulação ácido forte – base forte é diferente de Titulação base forte – ácido forte).

No caso de o Titulado ser fraco, para calcular a sua concentração na matraz, antes do ponto de Equivalência, geralmente não será necessário contar com a sua ionização/ dissociação parcial.

Nota: Neutralizar é tornar neutro.

Ponto de Equivalência: Este ponto é atingido quando o ácido e a base estão em proporção estequiométrica.

Ponto Final: Numa titulação usando um indicador de pH, o ponto final é quando o indicador passa a ter uma mistura das cores das formas ácida e básica, sendo que se para de adicionar volume de Titulante, por ter sido atingido, aproximadamente, o Ponto de Equivalência.

Indicadores Ácido-Base:

Os indicadores ácido-base podem dar e receber H^+ facilmente, formando um par ácido/ base fraco/fraco.

Cor do Indicador:

Cada uma das formas, a ácida e a básica, tem uma cor característica, sendo que, para que nós a consigamos distinguir a olho nu é necessário que a Concentração de uma das formas seja pelo menos 10 vezes superior à da outra, caso contrário a cor visível será uma mistura das cores das formas.

- $[H-IND] \geq 10 * [IND] \rightarrow$ Cor da Forma ácida
- $[H-IND] \leq 1/10 * [IND] \rightarrow$ Cor da Forma básica
- Caso contrário, vemos uma mistura das cores.

Cada Indicador tem, então um intervalo de pH no qual nós vemos a cor correspondente à forma ácida, e um no qual vemos a cor da sua forma básica. O intervalo no qual vemos uma mistura das cores é chamado de Zona de Viragem.

- **Regras para a escolha de um Indicador adequado, por ordem decrescente de prioridade:**
 - 1: A Zona de Viragem do Indicador deve estar contida na Zona de Variação Brusca do pH (nessa zona, $V_{\text{titulante}} \approx k$)
 - 2: O Ponto de Equivalência deve estar contido na Zona de Viragem.
 - 3: A Zona de Viragem deve ser o menor possível.

Para podermos escolher um Indicador adequado temos antes de ter informações (tabeladas/ fazer curva de pH).

Curvas de pH:

Gráfico do pH em função do Volume de Titulante adicionado.

- Têm três zonas distintas:
 - Pouca Variação do pH.
 - Variação Brusca do pH.
 - Pouca Variação do pH.
- Caráter químico no Ponto de Equivalência:
 - Neutro se a titulação for ácido forte/ base forte.
 - Ácido se a titulação for forte/ fraca (a base fraca vai dar origem a um ácido conjugado fraco).
 - Básico se a titulação for fraco/ forte (o ácido fraco vai dar origem a uma base conjugada fraca).

Reações Ácido-Base nas chuvas:

Compostos que contribuem para a acidez da chuva:

- $\text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ → Acidez Natural, $\text{pH} \approx 5,6$ (Ácido Carbónico)
- $\text{SO}_2 \rightarrow 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{g})$
 $\text{SO}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ → Acidez de Poluentes (Ácido Sulfúrico)
- $4\text{NO}(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$
 $4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$
 $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{HNO}_3(\text{aq})$ → Acidez de Poluentes (Ácido Nítrico)

Problemas Causados pelas chuvas ácidas:

- Acidificação dos solos e das águas superficiais e subterrâneas.
- Destruição de florestas, inibição do crescimento de plantas e germinação de sementes.
- Causam problemas respiratórios nos peixes.
- Aceleram a corrosão de metais.
- Aceleram a decomposição de monumentos, principalmente os que são feitos de mármore, rochas constituídas por carbonato de cálcio.
 - $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ (ver apontamentos para eq. intermédias).
 - Dissolve-se o Carbonato de Cálcio.

Redução da poluentes atmosféricos:

- **CO₂**: Reduzir a utilização de combustíveis fósseis, combater a desflorestação e prevenir incêndios.
- **NO_x (Óxidos de Nitrogénio)**: Diminuir a relação ar-combustível nos motores dos carros.
- **SO₂**: Acrescentar pedra calcária ou cal nos fornos onde se queimam combustíveis.

Oxidação e Redução:

Reações de Oxidação-Redução:

Reações onde ocorrem transferência de elétrons entre átomos e/ou iões, há variação do número de oxidação de espécies que intervêm na reação. Nas equações escritas na forma iónica apenas vemos os iões intervenientes.

- **Oxidação:** Processo no qual uma espécie perde elétrons (aumenta o seu no).
- **Redução:** Processo no qual uma espécie ganha elétrons (diminui o seu no).

Oxidantes e Redutores:

- **Oxidante:** Espécie que sofre redução, leva a que a outra se oxide.
- **Redutor:** Espécie que sofre oxidação, leva a que a outra se reduza.

Número de Oxidação: Carga que um átomo teria se todos os elétrons fossem para o elemento mais eletronegativo.

- **Regras para Calcular o no:**
 - Apenas há um no para cada átomo diferente numa mesma espécie.
 - A soma dos no dos átomos de uma espécie deve ser igual à carga da espécie.
 - no(O) = -2, exceto nos peróxidos (O_2^{2-}), onde no(O) = -1
 - no(H) = +1, exceto nos hidretos (H^-), onde no(H) = -1

Acerto de Equações de Oxidação-Redução:

- Escrever a equação iónica correspondente ao Esquema Químico.
- Calcular os no para cada espécie.
- Escrever as Semiequações de Oxidação e de Redução.
- Acertar as semiequações de forma a que o número de elétrons cedido seja igual ao número de elétrons ganho.
- Somar as semiequações (Sempre).
- Escrever a equação química acertada.

Força Relativa de Oxidantes e Redutores:

Pode ser expressa de forma evidente através de uma série eletroquímica, onde os oxidantes estão ordenados pelo seu poder oxidante ou os redutores pelo seu poder redutor.

Pares Oxidante/ Redutor:

Quanto mais forte é o Oxidante, mais fraco será o Redutor conjugado.

Quando numa há uma reação de Oxidação-Redução sabemos que estão a reagir as espécie com maior poder Oxidante/ Redutor, respetivamente, dos dois pares, caso contrário não há reação, as reações são muito extensas no Sentido Direto.

No geral, escrever sem o ião espectador.

Corrosão de Metais:

Alguns Metais, como o Ferro, podem-se oxidar-se, através do contacto com, por exemplo, O_2 e H_2O , acabando por formar ferrugem (no caso do Ferro, um óxido de ferro Hidratado, que forma uma camada porosa, que se vai soltando, permitindo que mais metal seja corroído), isto impede que Soluções de certos catiões metálicos sejam guardadas dentro de recipientes feitos de metais com os quais eles iriam reagir.

- **Formas de Prevenir a Corrosão:**

- Impedir o Contacto – Usando tintas ou metais apropriados.
- Proteção Catódica – Por o Ferro, ou outro metal a proteger, em contacto com outro com maior poder Redutor, sendo que este último irá reagir de forma a proteger o primeiro, oxidando-se.

Dissolução e Solubilidade:

Equilíbrio de Solubilidade: Equilíbrio Heterogéneo que se estabelece entre um sólido iónico, e os iões que o constituem, em fase aquosa.

Não há Solventes Universais, o processo de Dissolução depende do Solvente e do Soluta. Agitar ou aumentar o estado de Divisão do Soluta apenas acelera o processo de dissolução, não faz com que seja possível dissolver mais Soluta no mesmo Volume de Solvente, à mesma temperatura.

Solubilidade: Quantidade ou massa máxima de Soluta

- Solubilidade Molar: $S = n_{\text{soluta}} / V_{\text{solução}}$
- Solubilidade Mássica: $S_m = m_{\text{soluta}} / V_{\text{solvente}}$ → Não confundir com $V_{\text{solução}}$
- Solubilidade Mássica: $S_m = m_{\text{soluta}} / m_{\text{solvente}}$ → Não confundir com $m_{\text{solução}}$, como na C_m

Soluções Insaturadas, Saturadas e Sobressaturadas:

- Solução Insaturada → Contém menor quantidade de soluto dissolvido do que a quantidade máxima que consegue dissolver.
- Solução Saturada → Contém dissolvida a quantidade máxima de soluto possível dissolver naquelas condições.
- Solução Sobressaturada → Contém dissolvida, instantaneamente, mais soluto do que a quantidade máxima, no instante seguinte o soluto a dissolvido em excesso irá precipitar, deixando a solução ‘apenas’ saturada, raramente é possível que a sobressaturação não seja instantânea.

Equilíbrio de Solubilidade e Solubilidade de Sais:

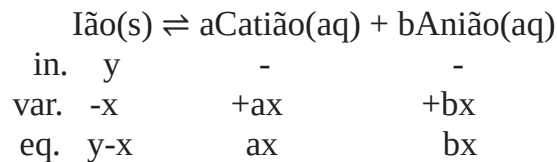
Equilíbrio Heterogéneo onde o sal está constantemente a dissolver-se e os seus iões de novo a precipitarem-se. Caso não haja sólido suficiente para atingir este Equilíbrio, é atingido um outro, onde estão todos os intervenientes da reação em fase aquosa.

Produto de Solubilidade, K_s :

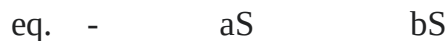
Para uma qualquer reação de Solubilidade, o seu K_c , chamado de K_s , o Produto de Solubilidade pode ser calculado como qualquer K_c , lembrando que a Concentração do Sólido não entra na sua expressão.

Relação entre o Produto de Solubilidade e a Solubilidade:

Para qualquer equação de Solubilidade:



Logo, em Equilíbrio, estarão dissolvidas as quantidades máximas do Catião e do Anião, logo:



Então:

$$\bullet \quad K_s = [\text{Catião}]_e^a * [\text{Anião}]_e^b = [aS]_e^a * [bS]_e^b$$

Um K_s maior não corresponde a um S maior, só ao comparar iões com as mesmas proporções estequiométricas.

Alteração da Solubilidade de Sais:

Efeito da Temperatura:

Podemos usar o Princípio de Le Châtelier e a Variação de Entalpia de uma Reação de Solubilidade para saber se Solubilidade de um sal aumenta ou diminui com a temperatura.

Efeito da Variação da Concentração:

- **Ião Comum:** Quando a uma Solução de um sal adicionamos um segundo sal que tenha em comum com o 1º um ião, a Solubilidade do 1º em Solução (sendo o 1º sal o que estamos a analisar), visto que o K_s é constante e estamos a aumentar a concentração de um dos iões do 1º sal, fazendo com que este não se consiga dissolver tanto.
- **Adição de Ácido ou Base:** A adição de um ácido ou de uma base pode levar a que ocorra alguma reação lateral entre os iões formados pelo ácido/ base e os iões do sal, diminuindo a sua concentração, levando a que mais sal se possa dissolver.
- **Complexação:** A adição de alguns compostos pode levar à formação de iões complexos, onde um dos reagentes é um dos iões do sal, diminuindo a sua concentração, levando a que mais sal se possa dissolver.

Nota: A única forma de fazer variar o K_s é com a Temperatura, os outros fatores apenas fazem variar a Solubilidade.

Dureza de uma água:

Está relacionada com a concentração de íons metálicos nela presentes. As água mais duras (com mais cátions metálicos) formam menos espuma, não dissolvendo bem o sabão, formando mais escuma (precipitado branco).

Exprime-se em mg CaCO_3 / l de água, querendo dizer que uma solução com esta quantidade de CaCO_3 teria um comportamento semelhante à solução avaliada. A Solubilidade do CaCO_3 aumenta à medida que o pH diminui, pois o CO_3^{2-} pode reagir com o H_3O^+ , libertando CO_2 (g) (CaCO_3 (s) + $2\text{H}_3\text{O}^+$ (aq) \rightarrow Ca^{2+} + CO_2 (g) + $3\text{H}_2\text{O}$ (l)).

Minimização da Dureza da água:

- **Adição de Agentes Precipitantes:** Adição de compostos que vão reagir com os íons metálicos, formando sais pouco solúveis, que depois irão ser filtrados. Este método também pode ser usado para remover poluentes da água.
- **Adição de Agentes Complexantes:** Contidos na maioria dos detergentes, estes compostos ligam-se a íons Ca^{2+} e Mg^{2+} formando íons complexos e muito solúveis.
- **Uso de Resinas de Troca Iónica:** Trocam cátions por íons H^+ ou Na^+ e aniões por OH^- , por exemplo, removendo assim os cátions metálicos.

Física

Física de 10º

Unidade 1 – Energia e a sua Conservação

Energia e Tipos Fundamentais de Energia:

Lei da Conservação da Energia: Enunciada por James Joule, diz que a energia não pode ser criada nem destruída, apenas transferida.

Energia Cinética: Associada ao Movimento ($E_c = 0.5 * m * v^2$).

Energia Potencial: Associada a interações entre as várias partes de um sistema.

- **Energia Potencial Gravítica:** Existe quando há forças gravíticas entre corpos ($E_{pg} = m * g * h$).
- **Energia Potencial Elétrica:** Existe quando há forças elétricas entre corpos.
- **Energia Potencial Elástica:** Existe quando há forças elásticas entre corpos.

Energia Interna de um Sistema: Energia Cinética Interna + Energia Potencial Interna
($U_{Sist} = E_{ci} + E_{pi}$).

Sistema Mecânico:

Sistema em que não importa considerar as variações da sua Energia Interna. Com isto não queremos dizer que o Sistema é isolado. Se a Energia Mecânica não variar chama-se Sistema Conservativo.

Modelo do Centro de Massa ou Partícula Material: Reduz o Sistema a uma partícula, pode ser usado quando:

- O Sistema é mecânico
- O Sistema é indeformável
- O Sistema apenas executa movimento de translação, não de rotação.

Transferência de Energia por ação de forças:

Trabalho, W: Processo no qual é transferida energia através da ação de forças.

- Uma força não exerce trabalho se:
 - Não houver transferência de energia (o corpo sobre o qual a força atua não ganha E_c).
 - Se a força tiver uma direção perpendicular ao deslocamento do corpo.
- Pode ser calculado por: $W = |F^{\rightarrow}| * |\Delta r^{\rightarrow}| * \cos(\alpha)$
 - $|F^{\rightarrow}|$ → Intensidade da Força.
 - $|\Delta r^{\rightarrow}|$ → Módulo do deslocamento do ponto de aplicação da força (centro de massa).
 - α → Ângulo entre as direções da força e do deslocamento.
- O Trabalho pode ser classificado pelo sentido da transferência de energia que lhe é associado:
 - Trabalho Potente: $W > 0 \rightarrow \Delta E_{c \text{ Sistema}} > 0$
 - Trabalho Nulo: $W = 0 \rightarrow \Delta E_{c \text{ Sistema}} = 0$ (Força perpendicular ao deslocamento ou deslocamento nulo)
 - Trabalho Resistente: $W < 0 \rightarrow \Delta E_{c \text{ Sistema}} < 0$

Força Peso:

- $|\mathbf{P}| = m_{\text{corpo}} * g$ (g é a aceleração gravítica sentida pelo corpo, na Terra, $g = 10\text{ms}^{-1}$).
- $\mathbf{W}_P = -\Delta E_{pg} = -m * g * \Delta h$

Teorema da Energia Cinética:

- $\mathbf{W}_{Fr} = \Delta E_c = 0.5 * m_{\text{corpo}} * (v_f^2 - v_i^2)$

Energia Mecânica: $E_m = E_{pg} + E_c = mgh + 0.5mv^2$

Forças Conservativas e Não Conservativas, e o seu Efeito na Energia Mecânica:

- **Forças Conservativas (F_C):**
 - O Trabalho realizado por elas não depende da trajetória, apenas da posição inicial e da posição final.
 - O seu Trabalho é nulo ao longo de uma trajetória fechada qualquer.
 - Só conhecemos como F_C o Peso (Transforma E_{pg} em E_c).
 - Não fazem variar a Energia Mecânica.
- **Forças Não Conservativas ($F_{N/C}$):**
 - O Trabalho realizado por elas depende da trajetória realizada.
 - Podem ser:
 - Dissipativas: Força de Atrito, Resistência do ar, etc.
 - Não Dissipativas: Outras Forças.
 - $\mathbf{W}_{F_{N/C}} = \Delta E_m \rightarrow$ O trabalho das Forças não Conservativas é igual à variação da Energia Mecânica.

Potência, Energia Dissipada e Rendimento:

Potência: Energia Transferida por Unidade de Tempo: $P = E / \Delta t$

Rendimento: Percentagem da Potencia fornecida que é usada de forma útil: $\eta = P_u / P_f$

Energia e Correntes Elétricas:

Corrente elétrica: Movimento orientado de partículas com carga, nos metais elétrons e nas soluções condutoras ou gases ionizados iões.

Grandezas Elétricas:

Carga elétrica: Exprime-se em Coulomb (C), é sempre um múltiplo da carga fundamental, a carga de um eletrão (q_e).

Diferença de Potencial Elétrico:

- $U = E / Q \rightarrow$ A ddp é a energia transferida para o condutor por cada unidade de carga que o atravessa ($V = J / C$).
- Medida com um Voltímetro (um V com um círculo em circuitos) em paralelo, o Voltímetro tem a maior resistência possível, para que I seja aproximadamente 0.
- É através da ddp que os geradores criam um movimento orientado de elétrons.

Corrente Elétrica:

- $I = Q / \Delta t \rightarrow$ A Corrente é a carga que atravessa uma secção reta do condutor por unidade de tempo ($A = C / s$).
- Medida com um Amperímetro (um I com um círculo em circuitos) em série, tem a menor Resistência possível.

Resistência Elétrica:

- $R = U / I \rightarrow$ A Resistência aumenta com a diferença de potencial e diminui com o aumento da Corrente ($\Omega = V / A$), válido para Condutores Ohmícos.
- $R = \rho * l / A_{\text{secção}} \rightarrow$ A Resistência aumenta com a Resistividade e com o Comprimento do Condutor e diminui com o Aumento da área de secção deste, válido para Condutores Filiformes (em forma de fio).
- Medida com um Ohmímetro, ou indiretamente usando um Voltímetro e um Amperímetro.
- Representa-se nos circuitos por traços com picos ou um retângulo, com seta quando a Resistência é variável.

Resistividade:

- $\rho = R * A_{\text{secção}} / l \rightarrow$ Grandeza associada a um Material a uma certa Temperatura ($\Omega m = \Omega m^2 / m$).
- Varia com Material e com a Temperatura.
 - Nos Metais aumenta com a Temperatura (os iões que compõem a sua estrutura têm mais E_c e por isso irá haver mais colisões, em média, com os elétrons).
 - É Constante no Constantan e na Manganina.
 - Diminui com o aumento de Temperatura o Carbono, o Silício, etc.

Tipos de Corrente Elétrica:

Corrente Contínua:

- A Corrente é constante ($I = k_I$).
- O movimento dos elétrons dá-se sempre no mesmo sentido.
- É simbolizada por CC (pt) ou DC (en) ou por um traço reto nos aparelhos.

Corrente Alternada:

- A Corrente varia ao longo do tempo, entre positivo e negativo (estilo onda sinusoidal).
- O movimento dos elétrons dá-se ora num sentido ora noutro, com uma determinada frequência.
- É simbolizada por CA (pt) ou AC (en) ou por uma onda nos aparelhos.

Os Transformadores usados por aparelhos reduzem a ddp e transformam a AC em DC.

Potência e Efeito Joule:

Potência Elétrica:

- $P = U \cdot I \rightarrow$ A Potência aumenta com a ddp e com a Corrente.
- Dedutível das definições de ddp ($U = E / Q$) e de Corrente ($I = Q / \Delta t$).

Efeito Joule:

- $P_{\text{diss}} = R \cdot I^2 \rightarrow$ Aumenta com a Resistência do condutor e com a Corrente que o atravessa.
- Nos condutores puramente resistivos, $P_{\text{diss}} = P$, ou seja, eles apenas dissipam energia sobre a forma de calor.
- Numa lâmpada, a Potência da luz emitida é a Potência Dissipada.

Características de um Gerador de Tensão Contínua:

- Na representação de pilhas em circuitos, o traço maior é o pólo positivo (+ || -)

Força Eletromotriz:

- $\varepsilon = E / Q \rightarrow$ A energia disponibilizada pelo gerador por unidade de carga que o atravessa ($V = J / Q$).

Curva Característica de um Gerador:

- $U = \varepsilon - rI \rightarrow$ Diferença de Potencial nos Terminais de um Gerador em função da sua resistência interna e da Corrente no circuito. Graficamente origina uma reta com ordenada na origem ε e declive $-r$.
- Podemos descobrir a Força Eletromotriz de um Gerador ligando-o a um Voltímetro aos seus Terminais (Resistência muito alta, logo $I \approx 0$, então $U \approx \varepsilon$).
 - A diferença de potencial nos terminais do Gerador é igual à Força Eletromotriz quando:
 - $I = 0$, ou seja, está em circuito aberto.
 - $r = 0$, ou seja, a resistência interna do Gerador é nula, pelo que, $U = \varepsilon$ (Gerador Ideal)

Associações de Componentes Elétricos em Série e em Paralelo:

Pilhas/ Geradores:

- **Em Série:** Somam-se as Forças Eletromotrizes, obtendo-se a força eletromotriz do conjunto.

Resistências:

- **Em Série:** A Corrente Elétrica é a mesma em qualquer ponto da associação, sendo que a diferença de potencial nos terminais da associação é a soma das ddp nos terminais de cada Resistência.
 - $I = k$ e $U = U_1 + U_2 + \dots$
- **Em Paralelo:** A ddp é a mesma, uma vez que as Resistências têm todas os mesmos terminais, sendo que a Corrente total é a soma das Correntes que atravessam cada Resistência.
 - $U = k$ e $I = I_1 + I_2 + \dots$

Sistema Termodinâmico e Sistema Isolado:

- **Sistema Termodinâmico:** Sistema no qual não se desprezam variações da sua energia interna.
- **Sistema Isolado:** Sistema no qual não há transferências de energia entre o Sistema e a Vizinhança.

Temperatura, Equilíbrio Térmico e Escalas de Temperatura:

- **Temperatura de um Sistema:** Grandeza física que indica se um Sistema está ou não em equilíbrio térmico com outros.
 - É possível aumentar a Temperatura de um Sistema através de uma transferência de Energia sob a forma de Calor ou sob forma de Trabalho.
- **Escalas de Temperatura:**
 - **Graus Celsius (°C):** Com o 0 no ponto de fusão do gelo e o 100 no ponto de ebulição da água (ambos a $P = 1\text{atm}$)
 - **Kelvin (K):** Com o 0 no Zero Absoluto, sendo que $\Delta K = \Delta^\circ\text{C}$, é uma escala absoluta.

Transferências de Energia sob a forma de Calor:

- Ocorrem espontaneamente entre dois Sistemas a Temperaturas diferentes.
- Ocorrem principalmente de três formas:
 - **Condução:** Ocorre principalmente entre dois sólidos em contacto através de colisões entre as partículas.
 - **Convexão:** Ocorre apenas nos fluidos, originando correntes de convexão, onde o fluido com uma temperatura maior, menos denso, ascende e o fluido com uma temperatura menor, mais denso, descende e aquece.
 - **Radiação:** Ocorre através da propagação da luz, emitida e absorvida por qualquer corpo, o tipo de radiação emitida varia de acordo com a Temperatura e com o corpo, no dia a dia, normalmente é emitida IV. Um bom absorvedor de emissão também é um bom emissor.

Condução Térmica:

As partículas da extremidade aquecida de um objeto recebem energia, por isso agitam-se cada vez mais, através de colisões, transferem essa agitação para partículas vizinhas, e assim sucessivamente até todo o corpo estar em Equilíbrio Térmico.

- **Condutividade Térmica de um Material:** $k = P * l / (A * \Delta T)$ [em $Wm^{-1}K^{-1}$]
 - Está Relacionada com a taxa temporal de transferência de energia como calor por Condução Térmica.

Convecção Térmica:

Ocorre apenas nos fluidos, originando corrente de convecção, nas quais porções do fluido mais quentes, menos densas, ascendem e as mais frias, mais densas, descem.

Radiação, Irradiância e Painéis Fotovoltaicos:

- **Radiação Solar:** Forma através da qual a Terra recebe energia do Sol.
- **Irradiância, E_r :** $E_r = E_{\text{incidente}} / (A * \Delta t)$ ou $E_r = P_{\text{incidente}} / A$ (em Wm^{-2} , não confundir com P_f)
- **Painéis Fotovoltaicos:** Constituídos por Células Fotovoltaicas, aproveita a luz Solar para criar diretamente uma diferença de potencial nos seus terminais, gerando Corrente Elétrica.
 - Nota: $1kWh = 3,6 * 10^6 J$

Transferências de Energia sob a forma de Calor num Coletor Solar:

- **Cobertura Transparente:** Permite a entrada da radiação visível, mas não a saída de radiação IV, levando a um aumento de temperatura.
- **Placa Coletora:** Absorve Radiação, está em contacto com os tubos condutores em serpentina (alta condutividade térmica) onde circula o fluido a aquecer.
- **Caixa com Isolamento:** Evita perdas de energia por calor, protege o coletor.

Capacidade Térmica Mássica:

- $c = E / (m * \Delta T)$, tem como unidades $J kg^{-1} K^{-1}$ no SI
- Relaciona a Energia necessária para fazer variar a temperatura de um corpo com a sua massa e com a variação de Temperatura que se pretende, varia para cada material.

Varição de Entalpia de Fusão e de Vaporização:

- $\Delta H_{\text{fusão}} = E_{\text{fusão}} / m$
- $\Delta H_{\text{vaporização}} = E_{\text{vaporização}} / m$
- Relacionam a Energia necessária para fazer com que um material mude de estado físico com a sua massa.

Duas Leis da Termodinâmica:

- **1ª Lei da Termodinâmica:** A Energia Total do Universo é Constante.
 - Não há criação nem destruição de Energia.
 - Num Sistema, $\Delta U = Q + W$, isto é, a variação da Energia do Sistema é soma das variações das energias transferidas sob a forma de Calor e sob a forma de Trabalho.
- **2ª Lei da Termodinâmica:** O Rendimento de qualquer processo é sempre inferior a 100%.

Física de 11º

Unidade 1 - Mecânica

Repouso e Movimento:

Repouso: Posição constante, de acordo com o referencial.

Movimento: Posição variável, de acordo com o referencial.

Trajétoria: Linha imaginária que une as sucessivas posições do centro de massa de um corpo, pode ser retilínea ou curvilínea. A Trajetória define se o movimento é retilíneo ou curvilíneo.

Distância Percorrida e Deslocamento, Rapidez e Velocidade Médias e Instantâneas:

Distância Percorrida, Δs : Grandeza Escalar que indica o espaço percorrido sobre a trajetória num dado intervalo de tempo, sempre positivo.

Deslocamento, $\Delta \vec{r}$: Vetor que indica a variação da posição, sendo que esta também é indicada por um vetor que une a origem ao ponto onde se encontra o corpo ($\Delta \vec{r} = \Delta \vec{r}_f - \Delta \vec{r}_i$, a posição é o vetor \vec{r}), é independente da trajetória.

- **Componente Escalar do Deslocamento, Δr ou Δx (eixo for Ox e Movimento Retilíneo):** Grandeza escalar que indica a variação da posição segundo um eixo unidimensional ($\Delta x = \Delta x_f - \Delta x_i$, unidades: m).

Rapidez Média, r_m : Grandeza Escalar que indica se o movimento é mais ou menos rápido ($r_m = \Delta s / \Delta t$, unidades: ms^{-1}).

Velocidade Média, \vec{v}_m : Grandeza Vetorial que indica se a variação do deslocamento é mais ou menos rápida ($\vec{v}_m = \Delta \vec{r} / \Delta t$ e $v_m = \Delta r / \Delta t$, unidades: ms^{-1}).

Rapidez (Instantânea), r : Similar à rapidez média, define-se por $\lim_{\Delta t \rightarrow 0} r_m$.

Velocidade (Instantânea), \vec{v} : Define-se para cada instante do movimento, é tangente à trajetória, pode ser definida como $\lim_{\Delta t \rightarrow 0} \vec{v}_m$. A sua componente escalar num instante é o declive da reta tangente ao gráfico $x(t)$ nesse instante.

Tipos de Movimentos:

MR: Movimento Retilíneo, a direção do \vec{v} mantém-se constante.

MC: Movimento Curvilíneo, a direção do \vec{v} varia, há sempre a^{\rightarrow} .

MU: Movimento Uniforme, o módulo do \vec{v} ($|\vec{v}|$) é constante.

MUA: Movimento Uniformemente Acelerado, o módulo do \vec{v} aumenta sempre ao mesmo ritmo.

MUR: Movimento Uniformemente Retardado, o módulo de \vec{v} diminui sempre ao mesmo ritmo.

MUV: Movimento Uniformemente Variado, o módulo de \vec{v} varia sempre ao mesmo ritmo.

MA: Movimento Acelerado, o módulo do \vec{v} aumenta ao longo do tempo.

MR: Movimento Retardado, o módulo de \vec{v} diminui ao longo do tempo.

MV: Movimento Variado, o módulo de \vec{v} varia ao longo do tempo.

Gráficos Posição-Tempo:

Gráfico que relaciona a posição de um corpo num referencial unidimensional com o instante no qual está nessa posição, a forma do gráfico nada nos diz sobre a trajetória.

O declive da reta tangente ao gráfico $x(t)$ é a componente escalar da velocidade instantânea, no instante correspondente ao ponto de tangência.

Gráficos Velocidade-Tempo:

Gráfico apresenta a componente escalar da velocidade de um corpo para cada instante.

Se o gráfico se estiver a aproximar do 0, o Movimento é sempre retardado, se se estiver a afastar é acelerado, se for paralelo ao eixo do tempo, é uniforme, ou está em Repouso.

O declive da reta tangente ao gráfico $v(t)$ é a componente escalar da aceleração instantânea, no instante correspondente ao ponto de tangência.

A área gráfica correspondente a um intervalo de tempo corresponde à componente escalar do deslocamento nesse intervalo de tempo.

Aceleração Média, Instantânea, Tangencial e Normal:

Aceleração Média, $\mathbf{a}_m^{\rightarrow}$: Grandeza Vetorial que traduz a forma como varia a velocidade, num dado intervalo de tempo ($\mathbf{a}_m^{\rightarrow} = \Delta\vec{v}/\Delta t$ e $a_m = \Delta v / \Delta t$, unidades: ms^{-2}).

Aceleração (Instantânea), \mathbf{a}^{\rightarrow} : Similar à rapidez média, define-se por $\lim_{\Delta t \rightarrow 0} \mathbf{a}_m^{\rightarrow}$. A sua componente escalar num instante é o declive da reta tangente ao gráfico $v(t)$ nesse instante.

Aceleração Tangencial, $\mathbf{a}_t^{\rightarrow}$: Componente da Aceleração colinear à velocidade, faz variar apenas o módulo e, possivelmente, o sentido de \vec{v} .

Aceleração Normal, $\mathbf{a}_n^{\rightarrow}$: Componente da Aceleração perpendicular à velocidade, faz variar apenas a direção de \vec{v} .

Há Aceleração se houver a velocidade variar, em sentido, direção ou módulo.

Interações Fundamentais:

As interações entre corpos são manifestadas por forças, que podem necessitar de contacto entre os corpos ou serem exercidas à distância.

Força Gravítica: Força Atrativa entre duas quaisquer massas.

Força Eletromagnéticas: Forças que estão na base dos fenómenos elétricos e magnéticos, as forças por contacto tem natureza eletromagnética.

Força Nuclear Forte: Atua nas partículas do núcleo, mantendo-as unidas.

Força Nuclear Fraca: Atua à escala do núcleo, permite que um próton se transforme num neutrão e vice-versa.

Força	Alcance	Intensidade Relativa
Força Gravítica	Infinito	10^{-40}
Força Eletromagnéticas	Infinito	10^{-2}
Força Nuclear Forte	10^{-15}m	1
Força Nuclear Fraca	10^{-16}m	10^{-5}

Interação Gravítica e Lei da Gravitação Universal:

Força Gravítica, F_g : $|F_g| = G \cdot m_1 \cdot m_2 / r^2$

- Dois corpos atraem-se exercendo forças de igual intensidade, (massas pontuais).
- G é a Constante de Gravitação Universal. $G = 6,67 \cdot 10^{-11} \text{ Nm}^2\text{kg}^{-2}$

Terceira Lei de Newton, ou Lei do Par Ação-Reação:

Terceira Lei de Newton: Se um corpo exerce força sobre outro, este outro também exerce sobre o primeiro uma força de igual intensidade e direção mas de sentidos opostos. O conjunto das forças chama-se Par Ação-Reação.

Forças do Par Ação-Reação:

- Ambas Resultam da mesma interação.
- Tem a mesma direção e intensidade, mas sentidos opostos.
- Estão aplicadas em corpos diferentes.

Segunda Lei de Newton ou Lei Fundamental da Dinâmica:

Segunda Lei de Newton: A resultante de forças, F_r , exercida num sistema de massa constante, m , com uma aceleração, a , está relacionada com a massa e a aceleração desse sistema da seguinte forma: $F_r = m \cdot a$

Primeira Lei de Newton ou Lei da Inércia:

Primeira Lei de Newton: Se a Resultante de forças exercidas num corpo for nula, este manterá a sua velocidade, se estiver em Repouso permanece em Repouso, se estiver em Movimento este será Retilíneo Uniforme.

Inércia: Oposição manifestada por um corpo à alteração do estado de Repouso ou de MRU (oposição à variação do \vec{v})

Efeito das Forças sobre a Velocidade:

A Força faz variar a velocidade pois confere aceleração ao corpo.

Se $F_r \vec{}$ e $v \vec{}$ têm a mesma direção: O Movimento é retilíneo.

- Se $F_r \vec{}$ e $v \vec{}$ têm o mesmo sentido: O Módulo da velocidade aumenta.
- Se $F_r \vec{}$ e $v \vec{}$ têm sentidos diferentes: O Módulo da velocidade diminui.

Se $F_r \vec{}$ e $v \vec{}$ não têm a mesma direção: O Movimento é curvilíneo.

- Se $F_r \vec{}$ e $v \vec{}$ são perpendiculares: O Módulo da velocidade é constante.
- Se $F_r \vec{}$ e $v \vec{}$ não são perpendiculares: O Módulo da velocidade varia.

Movimento Retilíneo Uniformemente Variado:

Equação das Velocidades: $v(t) = v_0 + a*(t-t_0)$

Equação das Posições: $x(t) = x_0 + v_0*(t-t_0) + \frac{1}{2}*a*(t-t_0)^2$

Atenção: Quando $t_0 \neq 0$ não podemos simplificar $(t-t_0)$ para t

Queda Livre e Queda com Resistência do Ar Apreciável:

Queda Livre: Movimento Retilíneo que ocorre junto à superfície da Terra, onde a Resistência do Ar é desprezável.

Queda com $R_{ar} \vec{}$: A Resistência do ar aumenta com a velocidade, a área de superfície do corpo e com a densidade do ar, tem a mesma direção e sentidos opostos.

Movimento Circular Uniforme:

Movimento Curvilíneo cuja trajetória é uma circunferência e durante o qual o módulo da velocidade é constante.

Grandeza	Direção	Sentido	Módulo
Velocidade	Tangente à trajetória	Do movimento	Constante
Aceleração (Centrípeta)	Radial e Perpendicular à Velocidade	Aponta para o centro da Trajetória	Constante
Força Resultante (Centrípeta)	Radial e Perpendicular à Velocidade	Aponta para o centro da Trajetória	Constante

Período, T: Tempo que o corpo demora a efetuar cada volta completa, $T = f^{-1}$.

Frequência, f: Número de voltas efetuadas em cada segundo, $f = T^{-1}$.

Velocidade Angular, ω : Ângulo descrito por unidade de tempo, $\omega = \theta / \Delta t$, para uma rotação completa: $\omega = 2\pi / T = 2\pi * f$, unidades: rad s^{-1}

Módulo da Velocidade, v: $v = \omega * r$

Módulo da Aceleração, a: $a_c = v^2 / r = \omega^2 * r$

Unidade 2 – Ondas e Eletromagnetismo

Sinais e Ondas:

Sinal: Alteração de uma propriedade física do meio num ponto.

Onda: Propagação de um sinal. Transfere apenas energia, não matéria.

Pulso: Sinal de curta duração.

Onda Persistente: Sinal de longa duração.

Ondas quanto ao Modo de Propagação:

Ondas Longitudinais: A direção de propagação coincide com a direção de oscilação.

Ex: Som em Fluidos, Ondas numa mola esticada, Ondas sísmicas P.

Ondas Transversais: A direção de propagação é perpendicular à direção de oscilação.

Ex: Ondas Eletromagnéticas, Ondas numa corda, Ondas sísmicas S.

Ondas quanto à sua Natureza:

Ondas Mecânicas: Necessitam de um meio material para se propagarem, resultam de sinais mecânicos. Ex: Ondas na água, Ondas Sísmicas, Som

Ondas Eletromagnéticas: Não necessitam de um meio material para se propagarem, resultam de sinais eletromagnéticos. Ex: Luz (Radiação)

Ondas quanto à sua Periodicidade:

Ondas Periódicas: São ondas que se repetem quer no espaço quer no tempo.

Ondas Aperiódicas: São ondas que não se repetem no espaço nem no tempo.

Periodicidade e Características de ondas criadas por Movimento Harmónico Simples:

Sinais Harmónicos: Sinal que pode ser descrito apenas por uma função sinusoidal.

Sinais Complexos: Corresponde à sobreposição (soma) de vários sinais harmónicos.

Fonte Emissora da onda: Onde se cria a perturbação, ou seja, o sinal cuja propagação origina a onda.

Energia de um Sinal Harmónico, E: Aumenta com a frequência do Sinal.

Amplitude de Oscilação, A: Valor máximo da grandeza y .

Elongação: Valor do y no instante em questão.

Crista: Ponto no qual a onda está na posição máxima.

Vale: Ponto no qual a onda está na posição mínima.

Periodicidade Temporal:

Período, T: Tempo que demora a ocorrer uma oscilação completa, $T = f^{-1}$, em s.

Frequência, f: Número de oscilações completas em cada segundo, $f = T^{-1}$, em Hz (s^{-1}).

Gráfico $y(t) = A \cdot \sin(\omega t)$: Permite ver a Periodicidade Temporal da onda.

- y → Grandeza que varia em cada ponto do meio, como pressão, tensão, corrente, posição, etc.
- A → Amplitude de Oscilação, nas mesmas unidades que o y
- $\omega = 2\pi / T = 2\pi * f$ → Frequência Angular, em rad s^{-1}
- t → Tempo, em s

Neste gráfico estamos a ver sempre o mesmo ponto, cuja elongação varia ao longo do tempo.

Periodicidade Espacial:

Comprimento de Onda, λ : Distância que a onda se propaga num Período, em m.

Módulo da Velocidade de Propagação de uma onda, v: $v = \lambda f$, depende do meio e pode depender da frequência, $v_{\text{max}} = c$.

Gráfico $y(x)$: Permite ver a Periodicidade Espacial da onda.

Neste gráfico estamos a ver um instante da onda, uma espécie de ‘foto’.

O Som como onda de Pressão:

Zonas de Rarefação: Zonas onde a pressão do ar é menor que a normal (vale).

Zonas de Compressão: Zonas onde a pressão do ar é maior que a normal (crista).

Gráfico $p(t) = p_{\text{normal}} + A \cdot \sin(\omega t)$: Permite ver a Variação da Pressão causada por uma onda ou $\Delta p(t) = A \cdot \sin(\omega t)$ sonora.

Som Forte: Grande Amplitude da Onda.

Som Agudo: Grande Frequência da Onda.

Som Puro: Forma Sinusoidal.

Timbre: Forma da Onda.

Som Fraco: Pequena Amplitude da Onda.

Som Grave: Pequena Frequência da Onda.

Som Complexo: Sobreposição de Sons Puros.

Velocidade de Propagação: Aumenta com a Massa Volúmica e a Temperatura do Fluido (normalmente).

Espectro Sonoro: Gama de Sons audíveis (20Hz-20kHz)

Carga Elétrica e Campo Elétrico:

Carga Elétrica, Q:

- Propriedade Fundamental das partículas que constituem a matéria.
- A carga fundamental é a carga do elétron, $q_e = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ (Coulomb)
 - A Carga elétrica de qualquer corpo é um múltiplo da carga fundamental.
- A Carga Elétrica de um Sistema Isolado é constante (Princípio da Conservação da Carga Elétrica).

Campo Elétrico, $E \vec{}$:

- Um qualquer corpo eletrizado (ou carregado) irá produzir um campo elétrico.
- Define-se em cada ponto do espaço que esteja sob a influência de cargas elétricas.
- Tem unidades SI V/m ou N/C.

Características de um Campo produzido por uma carga pontual Q:

- Direção de $E \vec{}$: Radial, a da linha que une o ponto do espaço à carga que emite o campo.
- Sentido de $E \vec{}$: Aponta para longe da carga se $Q > 0$, aponta para a carga se $Q < 0$.
- Módulo de $E \vec{}$:
 - Aumenta com o Módulo da carga que cria o campo.
 - Diminui com o aumento da distância entre a o ponto e a carga.

Pode ser representado por linhas do campo elétrico.

Linhas do Campo Elétrico:

- Linhas imaginárias que partem de cargas positivas e apontam para cargas negativas.
- Nunca se cruzam.
- São sempre linhas Abertas.
- O vetor $E \vec{}$ é tangente às linhas do Campo Elétrico e tem o seu sentido.
- O módulo de $E \vec{}$ aumenta com a densidade das linhas de Campo.

Campo Elétrico Uniforme:

- É constante numa certa região: O Vetor $E \vec{}$ é igual em qualquer ponto da região.
- É representado por linhas de Campo retas, paralelas e equidistantes.

Força Elétrica, $F_e \vec{}$:

- Tem sempre a direção do Campo Elétrico.
- O seu Sentido depende da carga:
 - Tem o sentido do campo naquele ponto se a Carga for positiva: $q > 0$
 - Tem o sentido oposto ao campo naquele ponto se a Carga for negativa: $q < 0$
 - $F_{el} \vec{} = q * E \vec{}$
- O seu Módulo aumenta com a Intensidade do Campo e o Módulo da Carga.

Campo Magnético, B^- :

Originado por ímanes e por correntes elétricas.

Linhas do Campo Magnético:

- Traduzem exatamente a forma do Campo.
- Linhas imaginárias se orientam do Pólo Norte para o Pólo Sul, fora do íman, e do Pólo Sul para o Pólo Norte, dentro do íman.
- São sempre linhas fechadas.
- Nunca se cruzam.

Vetor Campo Magnético, B^- :

- Direção Tangente às linhas de campo.
- Sentido da linha de campo.
- Maior Intensidade quanto mais densas forem as linhas de campo.
- Tem como unidade SI o Tesla.

Campo Magnético da Terra:

- O Pólo Norte Magnético corresponde ao Sul Geográfico e vice-versa.

Campo Magnético Uniforme:

- É constante numa certa região: O Vetor B^- é igual em qualquer ponto da região.
- É representado por linhas de Campo paralelas e equidistantes.
- É formado por, por exemplo, um íman em U.

Campo Magnético Criado por uma Corrente:

- Num Fio:
 - As linhas de campo são circunferências em planos perpendiculares ao fio e com centro nele.
 - O sentido das linhas de campo é dado pela regra da mão direita (O sentido convencional da corrente é o polegar).
 - O Campo Magnético tem a mesma intensidade em pontos equidistantes ao fio.
 - A intensidade do Campo aumenta com a Corrente que atravessa o fio e com a aproximação ao fio.
- Numa Espiral/ Bobina:
 - As linhas de campo são similares às de um íman em barra.
 - O sentido das linhas de campo é dado pela regra da mão direita (O vetor B^- é o polegar)

Indução Eletromagnética:

Fluxo do Campo Magnético, Φ :

- Está relacionado com o número de linhas que atravessam uma superfície.
- $\Phi = B \cdot A \cdot \cos(\alpha)$, em Weber, Wb (= Vs)
 - B → Intensidade do Campo Magnético.
 - A → Área da Superfície.
 - α → Ângulo entre o B e um vetor perpendicular à superfície, n^{\perp} .
 - Se a Superfície for perpendicular às linhas de campo, o fluxo é máximo.
 - Se a Superfície for paralela às linhas de campo, o fluxo é nulo.
 - O Ângulo entre o Espira e o Vetor B pode ser dada de duas formas:
 - O ângulo entre o plano da espira e o campo ($\alpha = 90^{\circ} - \hat{\text{Ang}}_{\text{dado}}$)
 - O ângulo entre o eixo da espira e o campo ($\alpha = \hat{\text{Ang}}_{\text{dado}}$)
 - Numa bobina, $A_{\text{total}} = N_{\text{espiras}} \cdot A_{\text{espira}}$

Indução Eletromagnética:

- Criação de uma Corrente Elétrica Induzida, I_i , num circuito fechado que delimita uma superfície através da qual há um fluxo do Campo Magnético variável.
- Se a área da superfície se mantiver constante, o Fluxo do Campo Magnético varia se:
 - Variar o Campo Magnético:
 - Intensidade (ex: Aumento da Intensidade da Corrente)
 - Sentido (ex: Corrente Alternada)
 - Direção (ex: Mudança da posição da fonte do Campo)
 - Variar a Orientação do Plano da Espira em relação ao Campo Magnético (ex: Bobina a rodar).

Lei de Faraday:

$$|\varepsilon_i|_m = |\Delta\Phi| / \Delta t$$

Produção de Corrente Energia Elétrica:

- Pás rodam graças ação de um fluido, água nas centrais hidroelétricas, ar nas centrais eólicas, vapor de água nas centrais térmicas e nucleares, etc.
- As rotação das pás leva à rotação de bobines na proximidade de ímanes, induzindo uma força Eletromotriz, que gera uma corrente Induzida.

Transporte de Corrente Elétrica:

- A Corrente Produzida irá ser Alternada, devido ao aumento e diminuição constantes do Fluxo Magnético.
- O Transporte da Corrente será feito a elevadas tensões, para diminuir a potência dissipada ($P_{\text{diss}} = RI^2$ e $P = U \cdot I$).
- Usam-se Transformadores para fazer variar a Tensão.

Transformadores:

- Núcleo de ferro laminado onde estão enroladas as bobinas para diminuir a energia dissipada por Efeito Joule e para aumentar o Campo Magnético.
- Primário – Bobina percorrida por CA, que produz um Campo Magnético Variável.
- Secundário – Bobina onde surge uma Corrente Induzida Alternada
- A relação entre o número de espiras do primário e do secundário, e as respectivas ddp são dadas por:
 - $U_p / N_p = U_s / N_s$ (O Fluxo magnético é diretamente proporcional ao Número de espiras.)

Produção e Propagação de Ondas Eletromagnéticas:

Onda Eletromagnética:

- Carga Elétrica Oscilante produz campos magnéticos e elétricos variáveis.
- Esses campos magnéticos propagam-se no espaço como uma onda.
- As direções de oscilação dos campos elétricos e magnético, que são perpendiculares entre si, são também perpendiculares à direção de propagação da onda (onda transversal).
- A frequência da onda eletromagnética é igual à frequência de oscilação da carga elétrica.

Cientistas associados a descobertas relevantes:

- Oersted → Corrente Elétrica origina um Campo Magnético.
- Faraday → Indução Eletromagnética.
- Maxwell → Modelo Teórico do Eletromagnetismo.
- Hertz → Primeiro a produzir experimentalmente ondas eletromagnéticas.
- Marconi → Primeira comunicação intercontinental.

Repartição da Luz:

- A luz, ao incidir numa superfície, reparte-se:
 - Luz Refletida
 - Luz Absorvida
 - Luz Transmitida
- A Energia Total mantém-se: $E_{\text{incidente}} = E_{\text{absorvido}} + E_{\text{refletido}} + E_{\text{transmitido}}$

Reflexão da luz:

Leis da Reflexão da Luz:

- O raio incidente, a normal à superfície no ponto de incidência e o raio refletido são sempre coplanares.
- O raio incidente e o raio refletido formam o mesmo ângulo com a normal à superfície.

Onda Refletida:

- Mesma frequência e menor Intensidade da Onda Incidente.

Reflexão Simples: Os Raios Incidentes e os Refletidos são paralelos entre si.

Reflexão Difusa: Apenas os Raios Incidentes são paralelos entre si.

Refração da Luz:

Desvio da direção de propagação da onda ao passar de um meio para outro, em consequência da diferente velocidade de propagação de dois meios.

Índice de Refração de um meio, n :

- $n = c / v$
 - c → Velocidade da luz no vácuo.
 - v → Velocidade da luz no meio em questão, para a frequência em questão.
 - Quanto maior o n , mais refringente/ opticamente denso é o meio, isto é, menor é a velocidade da luz nele.
- Índice de refração relativo entre dois meios: $n_{1/2} = n_1/n_2 = \sin(\alpha_2) / \sin(\alpha_1)$

Onda Refratada:

- Mesma frequência, menos intensidade e diferentes velocidade e comprimento de onda da Onda Incidente.

Leis da Refração (Leis de Snell-Descartes):

- O raio incidente, a normal à superfície no ponto de incidência e o raio refratado são sempre coplanares.
- $n_1 \cdot \sin(\alpha_1) = n_2 \cdot \sin(\alpha_2)$
 - Relaciona o ângulo de incidência α_1 , com o ângulo de refração, α_2 .

Reflexão Total da Luz:

Ocorre quando todo o raio incidente é refletido.

Ângulo Crítico, θ_c :

- É o ângulo para o qual o ângulo de refração é 90° .
- Se o ângulo de incidência for superior ao ângulo crítico, ocorre reflexão total.
- Só existe quando a luz passa de um meio mais refringente para um menos refringente (é necessário que $n_1 > n_2$).

Fibra Ótica:

- Núcleo → Onde a luz se propaga e sobre múltiplas reflexões totais.
- Casca/ Revestimento → Envolve o núcleo e tem menor índice de refração que ele, de modo a ocorrer reflexão total.

Difração da Luz (e de outras ondas):

- Capacidade da luz contornar obstáculos.
- Uma onda sofre difração apreciável quando atravessa uma fenda de dimensão semelhante ao seu comprimento de onda.

Ondas de Rádio:

- Sofrem muita Difração, devido ao seu grande comprimento de onda, transmitindo-se a longas distâncias, podendo ser refletidas pela atmosfera.

Ondas de Micro-Ondas:

- Não sofrem difração, viajando em linha reta. São usadas em comunicações via satélite, visto serem pouco absorvidas e transportarem maior quantidade de dados.

Interferência: Pode ser destrutiva ou construtiva.

Efeito Doppler:

Alteração da frequência percebida, ou medida, por um receptor, devido ao movimento relativo da fonte emissora.

Afastamento: Diminuição da frequência.

Aproximação: Aumento da frequência.

Redshift: A luz emitida pelas galáxias está desviada para o vermelho, sendo uma das provas do Big Bang, sendo a outra a radiação cósmica de fundo.