

Bibliografia aulas 1 e 2:

- J.B. Russel, *Química Geral*, São Paulo, McGraw Hill, 1982.

*Capítulo 3: Fórmulas Equações Estequiometria

*Capítulo 4: Gases Ideais

*Capítulo 13: Reações em solução aquosa

- J.C. Kotz e P.M. Treichel Jr, *Química Geral e Reações Químicas – Volume 1*, Thomson, 2005.

*Capítulo 2: Átomos e Elementos

*Capítulo 3: Moléculas e Íons

*Capítulo 4: Equações Químicas e Estequiometria

*Capítulo 5: Reações em Solução Aquosa

- J.D. Lee, *“Química Inorgânica Concisa”*, Edgard Blücher LTDA, 1996.

*Capítulo 7: Compostos de Coordenação

Tipos de Reações Químicas

Formação de Compostos Pouco Solúveis

Reações de Transferência de Elétrons

Reações de Decomposição Térmica

Reações Ácido – Base

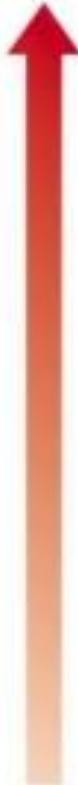
Formação de Íons Complexos



EQUAÇÕES QUÍMICAS

III- REAÇÕES DE TRANSFERÊNCIA DE ELÉTRONS REAÇÕES REDOX

Tabela de Potenciais padrão de redução, a 298K

	Reduction Half-Reaction	E° (V)	
 <p>Stronger oxidizing agent</p>	$F_2(g) + 2 e^- \longrightarrow 2 F (aq)$	2.87	 <p>Weaker reducing agent</p>
	$H_2O_2(aq) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow 2 H_2O(l)$	1.78	
	$MnO_4^-(aq) + 8 H^+(aq) + 5 e^- \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4 H_2O(l)$	1.51	
	$Cl_2(g) + 2 e^- \longrightarrow 2 Cl^-(aq)$	1.36	
	$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14 H^+(aq) + 6 e^- \longrightarrow 2 Cr^{3+}(aq) + 7 H_2O(l)$	1.33	
	$O_2(g) + 4 H^+(aq) + 4 e^- \longrightarrow 2 H_2O(l)$	1.23	
	$Br_2(l) + 2 e^- \longrightarrow 2 Br^-(aq)$	1.09	
	$Ag^+(aq) + e^- \longrightarrow Ag(s)$	0.80	
	$Fe^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(aq)$	0.77	
	$O_2(g) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow H_2O_2(aq)$	0.70	
	$I_2(s) + 2 e^- \longrightarrow 2 I^-(aq)$	0.54	
	$O_2(g) + 2 H_2O(l) + 4 e^- \longrightarrow 4 OH^-(aq)$	0.40	
	$Cu^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Cu(s)$	0.34	
	$Sn^{4+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Sn^{2+}(aq)$	0.15	
	$2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow H_2(g)$	0	
	$Pb^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Pb(s)$	-0.13	
	$Ni^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Ni(s)$	-0.26	
$Cd^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Cd(s)$	-0.40		
$Fe^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Fe(s)$	-0.45		
$Zn^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Zn(s)$	-0.76		
$2 H_2O(l) + 2 e^- \longrightarrow H_2(g) + 2 OH^-(aq)$	-0.83		
$Al^{3+}(aq) + 3 e^- \longrightarrow Al(s)$	-1.66		
$Mg^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Mg(s)$	-2.37		
$Na^+(aq) + e^- \longrightarrow Na(s)$	-2.71		
$Li^+(aq) + e^- \longrightarrow Li(s)$	-3.04		
<p>Weaker oxidizing agent</p>			<p>Stronger reducing agent</p>

Número de oxidação regras:

1. Nos compostos Fluor sempre atribuído -1
2. Nos compostos o Oxigênio é sempre atribuído -2

Exceções para oxigênio

Nos peróxidos: -1

Nos superóxidos: $-1/2$

3. Nos compostos o Hidrogênio é sempre atribuído +1

Exceção para hidrogênio

Nos hidretos metálicos: -1

4. Elementos dos grupos IA, IIA e IIIA nos compostos (geralmente iônicos) assumem respectivamente +1, +2 e +3

5. A soma de todos os números de oxidação em uma fórmula é igual a carga da espécie química; como consequência temos:

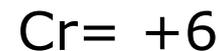
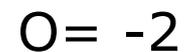
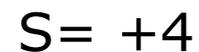
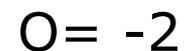
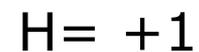
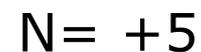
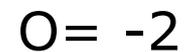
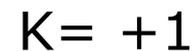
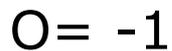
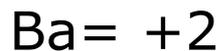
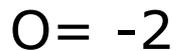
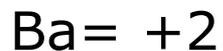
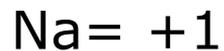
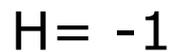
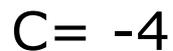
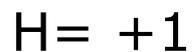
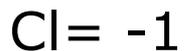
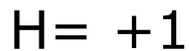
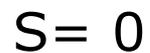
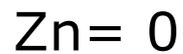
a) Para um elemento isolado carga é zero.

b) Íon monoatômico a carga é igual a do íon.

c) A soma de todos os números de oxidação de um composto é igual a zero.

d) Para um íon poliatômico a soma de todos os números de oxidação é igual a carga do íon.

Exemplos:



Solução de Íons Ag^+ em contato com Cobre Metálico (Cu^0)



Reação de metais com ácidos



Muitas reações redox em solução

Métodos de balanceamento mais complicados

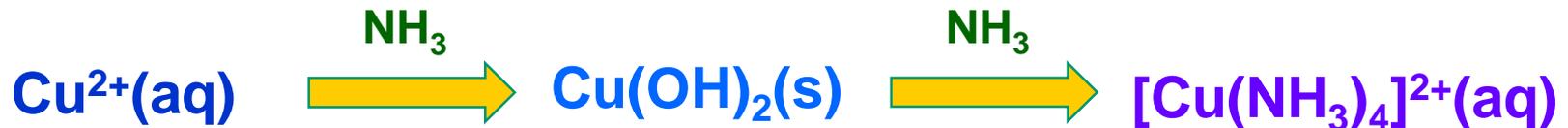
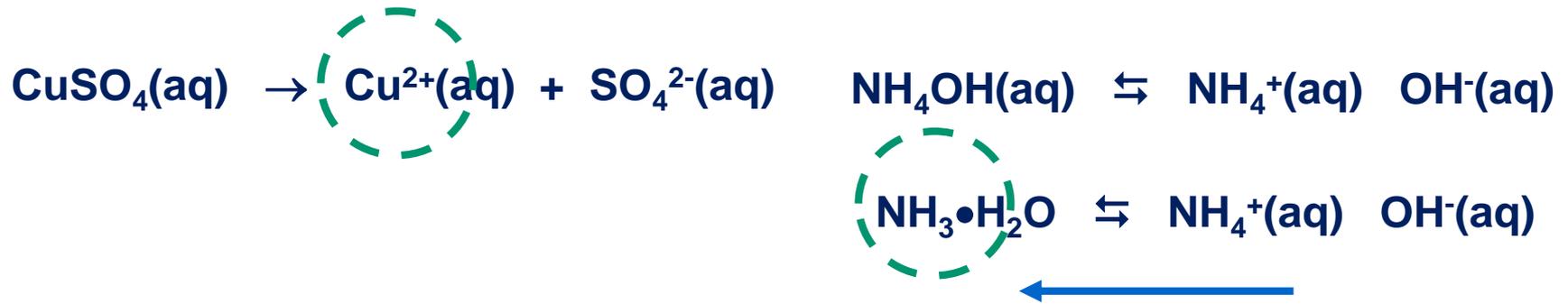


Nº Oxidação Cr?

EQUAÇÕES QUÍMICAS

IV- FORMAÇÃO DE ÍONS COMPLEXOS REAÇÕES DE COMPLEXAÇÃO

SOLUÇÕES: SULFATO DE COBRE + “HIDRÓXIDO DE AMÔNIO” 30%



Soluções: Nitrato de Ferro(III) + Tiocianato de Potássio



Dissolução AgCl



EQUAÇÕES QUÍMICAS

V- REAÇÕES DE DECOMPOSIÇÃO TÉRMICA

DECOMPOSIÇÃO TÉRMICA BICARBONATO DE SÓDIO



Balanceamento!!

Elemento	Reagente	Produtos
Na	1	2
H	1	2
C	1	2
O	3	6



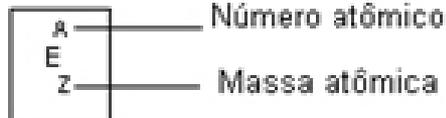
EQUAÇÕES QUÍMICAS

VI- ASPECTOS QUANTITATIVOS

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Tabela Periódica dos Elementos

1 1A																	18 O
1 H 1,0	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	2 He 4
3 Li 6,9	4 Be 9											5 B 10,8	6 C 12	7 N 14	8 O 16	9 F 19	10 Ne 20,2
11 Na 23	12 Mg 24,3	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 7B	9 7B	10 7B	11 1B	12 2B	13 Al 27	14 Si 28,1	15 P 31	16 S 32,1	17 Cl 35,5	18 Ar 39,9
19 K 39,1	20 Ca 40,1	21 Sc 45	22 Ti 47,9	23 V 50,9	24 Cr 52	25 Mn 54,9	26 Fe 55,8	27 Co 58,9	28 Ni 58,7	29 Cu 63,5	30 Zn 65,4	31 Ga 69,7	32 Ge 72,6	33 As 74,9	34 Se 79	35 Br 79,9	36 Kr 83,8
37 Rb 85,5	38 Sr 87,6	39 Y 88,9	40 Zr 91,2	41 Nb 92,9	42 Mo 95,9	43 Tc 97	44 Ru 101,1	45 Rh 102,9	46 Pd 106,4	47 Ag 107,9	48 Cd 112,4	49 In 114,8	50 Sn 118,7	51 Sb 121,8	52 Te 127,6	53 I 126,9	54 Xe 131,3
55 Cs 132,9	56 Ba 137,3	57 La 138,9	72 Hf 178,5	73 Ta 180,9	74 W 183,8	75 Re 186,2	76 Os 190,2	77 Ir 192,1	78 Pt 195,1	79 Au 197	80 Hg 200,6	81 Tl 204,4	82 Pb 207,2	83 Bi 209	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222
87 Fr 223	88 Ra 226	89 Ac 227															



58 Ce 140,1	59 Pr 140,9	60 Nd 144,2	61 Pm 145	62 Sm 150,4	63 Eu 152	64 Gd 157,3	65 Tb 158,9	66 Dy 162,5	67 Ho 164,9	68 Er 167,3	69 Tm 168,9	70 Yb 173	71 Lu 175
90 Th 232	91 Pa 231	92 U 238	93 Np 237	94 Pu 242	95 Am 247	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 251	99 Es 252	100 Fm 257	101 Md 258	102 No 259	103 Lr 260

Massa Molecular (MM)= Σ das massa atômicas de uma molécula:

Exemplo: calcule a massa molecular de sulfato de cobre penta-hidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

Elemento	Massa Atômica (g.mol⁻¹)	Σ
H	1	1 x 10= 10
O	16	16 x 9= 144
S	32,1	32,1 x 1= 32,1
Cu	63,5	63,5 x 1= 63,5
Total=		249,6

☐ Número de Avogadro:  $6,02 \times 10^{23}$

☐ Mol: corresponde ao número de Avogadro de partículas (moléculas, íons, átomos, “peras”, etc)

☐ 1 Mol corresponde ao valor em gramas da massa molecular (MM)

Exemplo: Qual o valor em gramas de 1,5 mols de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$?

1 Mol $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ = 249,6 g

$1,5 \times 249,6\text{g} = 374,4\text{g}$

□ Número de mols (n) em uma determinada massa:

$$n = \frac{m (g)}{MM (g.Mol^{-1})}$$

Exemplo: Qual o número de mols em 75g $CuSO_4 \cdot 5H_2O$?

$$n = \frac{75 (g)}{249,6 (g.Mol^{-1})} = 0,30 \text{ mols}$$

Exemplo: calcule o número de mols de moléculas de água em 75g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.



% em massa H_2O em $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (249,6 g/mol):



$\Rightarrow 36,05\%$



Calcule a massa de Na_2CO_3 resultante da decomposição térmica de 5,2 g de NaHCO_3 .



	NaHCO_3	Na_2CO_3
Proporção	2	1
Massa Molar (g.mol⁻¹)	84	106
n° mols	0,062	0,031
Massa (g)	0	3,29



Elemento	Massa Atômica (g.mol⁻¹)
H	1
C	12
O	16
Na	23

Calcule a massa e o volume (25°C; 1atm) de H₂ formados na reação de 21,0g de Mg metálico com 1,0 mol de HCl(aq).



1,0 mol



21g/24,3 g/mol= **0,86 mols**

	Mg	H ⁺
Proporção	1	2
nº mols	0,86	1,0



**Reagente
Limitante**



	H ⁺	H ₂
Proporção	2	1
n ^o mols	1,0	0,5

H₂ Massa Molar= 2,0 g/mol

0,5 mol → 1,0 g H₂

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(0,5)(0,082)(298)}{1} = 12,22 \text{ L}$$

→ 12,5 L

Condição	Volume Molar (L)
CNTP 0°C (273K), 1atm	22,4
CATP 25°C (298K), 1atm	25

Cálculo Rendimento:

Calcule o rendimento baseado em:

- a) Quantidade inicial de Mg
- b) Quantidade inicial de H⁺



a) Mg = 21,0 g \Rightarrow 0,86 mols

	Mg	H ₂
Proporção	1	1
nº mols	0,86	0,86

0,86 mols H₂ \Rightarrow 2 g/mol x 0,86 mols = 1,72g

1,72 g	\rightarrow 100%
1,0 g	\rightarrow x

\rightarrow **58,14%**

b) $H^+ = 1,0 \text{ mol}$

	H^+	H_2
Proporção	2	1
nº mols	1,0	0,5

$0,5 \text{ mol} \times 2 \text{ g/mol} \rightarrow 1,0 \text{ g}$

$\therefore 1,0 \text{ g} \rightarrow 100\%$

EQUAÇÕES QUÍMICAS

VII- ASPECTOS QUANTITATIVOS

SOLUÇÕES

Concentração Molar (M):

$$M = \frac{n}{V}$$

$n = n^{\circ}$ mols
 $V =$ volume (L)

$$M = \frac{m}{(MM)V}$$

$m =$ massa (g)
 $MM =$ massa molecular (g/mol)
 $V =$ volume (L)

Exemplo: Calcule a concentração Molar (Molaridade) resultante da dissolução de 2,5 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ em 250 mL de água.

$$M = \frac{m}{(MM)V} \longrightarrow M = \frac{2,5(g)}{(249,6 \text{ g/mol}) \times 0,25(L)}$$

$$M = 0,040 \text{ M}$$

Calcule a massa de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ contida em 100 mL de uma solução 0,04 M deste sal.

1L	→ 0,04 mol
0,1 L	→ x

→ 0,004 mol

$$0,004 \text{ mol} \times 249,6 \text{ g/mol} = \mathbf{0,998 \text{ g}}$$

Ou:

$$M = \frac{m}{(MM)V}$$

$$0,04M = \frac{m}{(249,6 \text{ g/mol}) \times 0,1(L)}$$

$$m = \mathbf{0,998 \text{ g}}$$

Cálculos Diluição:

- Em uma diluição o número de mols na solução inicial e final é o mesmo.

$$n_{\text{inicial}} = n_{\text{final}}$$

- O volume final é maior que o inicial.

$$V_{\text{final}} > V_{\text{inicial}}$$

$$M = \frac{n}{V} \longrightarrow n = M \times V$$

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

Calcule o volume necessário para diluir 50,0 mL de uma solução aquosa de NaOH 3,0M de tal forma que a concentração final seja 0,5M.

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$M_1 = 3,0M$$

$$M_2 = 0,5M$$

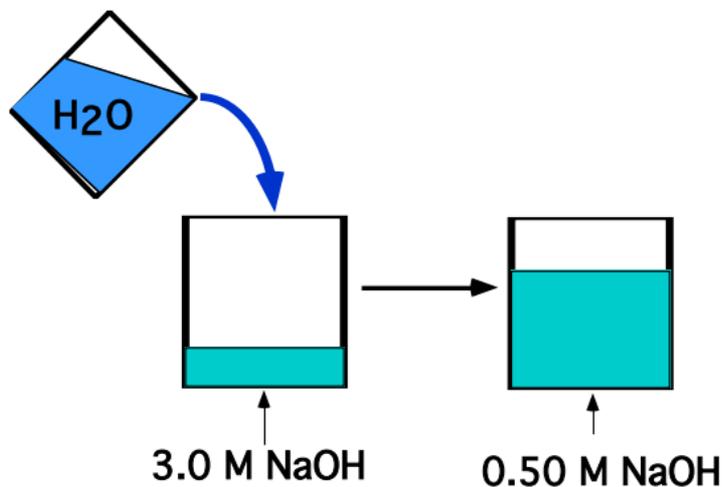
$$V_1 = 50,0 \text{ mL}$$

$$V_2 = ?$$

$$3,0M \times 50,0\text{mL} = 0,5M \times V_2$$



$$V_2 = 300 \text{ mL}$$



Conclusão:

Adicione 250 mL de água a 50,0 mL de NaOH 3,0 mol/L para preparar 300 mL de NaOH 0,50 mol/L.

Ou:

$$n = M \times V \quad n = M_1 \times V_1 = 3,0M \times 0,05L = 0,15 \text{ mols}$$

$$M = \frac{n}{V} \quad 0,5 = \frac{0,15}{V} \quad \longrightarrow \quad \mathbf{V = 0,3 L} \quad \longrightarrow \quad \mathbf{V = 300 mL}$$

30 mL de uma solução 5,0M de H_2SO_4 foram diluídos a 0,5 L.

Calcule a concentração desta nova solução.

$$\mathbf{M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2}$$

$$M_1 = 5,0M$$

$$M_2 = ?$$

$$V_1 = 30,0 \text{ mL}$$

$$V_2 = 500 \text{ mL}$$

$$5,0M \times 30,0mL = M_2 \times 500mL \quad \longrightarrow \quad \mathbf{M_2 = 0,3M}$$

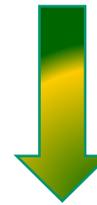
EQUAÇÕES QUÍMICAS

VIII- ASPECTOS QUANTITATIVOS

VOLUMETRIA

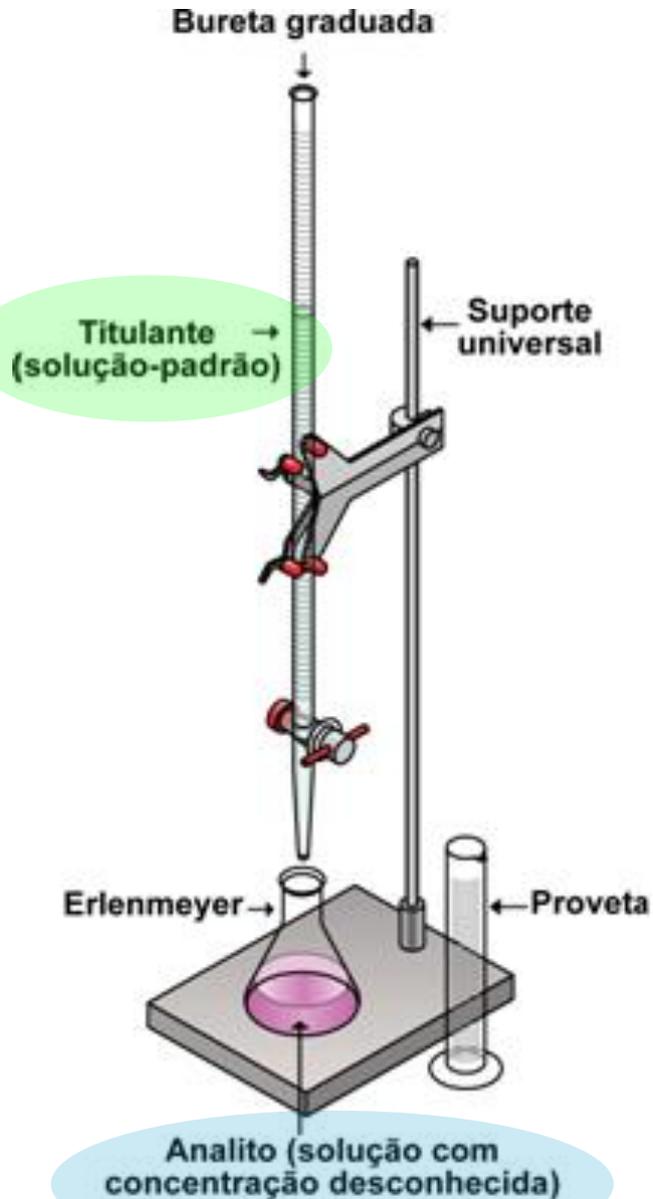
TITULAÇÕES

TITULANTE \equiv SOLUÇÃO PADRÃO

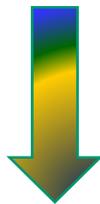


SOLUÇÃO DE CONCENTRAÇÃO CONHECIDA

ANALITO \equiv SOLUÇÃO DE
CONCENTRAÇÃO DESCONHECIDA



Em uma titulação no ponto de “equivalência” o número de “**equivalentes**” do *titulante* é igual ao número de “**equivalentes**” inicial do **analito**.



REAÇÃO COMPLETA

Em uma titulação no ponto de “equivalência” o número de *mols* do *titulante** é igual ao número de *mols* inicial do *analito**.

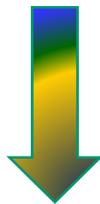
mols titulante*

mols analito*



mols da espécie que efetivamente participa da reação em questão

Em uma titulação no ponto de “equivalência” o número de *mols* do titulante* é igual ao número de *mols* inicial do analito*.



REAÇÃO COMPLETA

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$



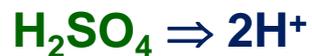
Válido apenas quando a estequiometria

TITULANTE : ANALITO \equiv 1 : 1

Equivalente depende do tipo de reação:

Exemplo: H_2SO_4

- Reação ácido-base



1 mol $\text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow 2$ equivalentes de H^+

- Reação de Precipitação de BaSO_4 : $\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s})$



1 mol $\text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow 1$ equivalente de 1SO_4^{2-}

Equivalente Grama (g.Eq⁻¹)

H₂SO₄ (Reação Ácido – Base)

1 mol H₂SO₄ ⇒ 2 equivalentes

2 equivalentes	1 mol H ₂ SO ₄	98g
1 equivalente	½ mol H ₂ SO ₄	49 g
		49 g/Eq

Calcule o número de equivalentes (n_{eq}) em 14,7g de H₂SO₄.

$$n_{eq} = \frac{m(g)}{Eq(\frac{g}{Eq})}$$

$$n_{eq} = \frac{14,7(g)}{49(\frac{g}{Eq})} = 0,3$$

Concentração Normal \Rightarrow Normalidade (N)

$$N = \frac{n_{eq}}{V}$$

Normalidade (N):

n_{eq} = nº equivalentes

V= volume (L)

$$N = \frac{m(g)}{Eq \cdot V}$$

Normalidade (N):

m = massa (g)

Eq= Equivalente grama (g/Eq)

V= volume (L)

Exemplo clássico: reação ácido-base entre HCl e NaOH



A concentração de uma solução de HCl foi determinada utilizando solução padrão de NaOH. O ponto de equivalência da titulação de 25,00 mL de HCl foi obtido com 33,00 mL de NaOH 0,947 M. Calcule a concentração molar da solução de HCl.

Titulante = NaOH

Cálculo nº de mols OH⁻: $n = M \times V$

Analito = HCl

$$n = 0,947\text{M} \times 0,033\text{L} = 0,031$$

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{H}^+} = 0,031$$

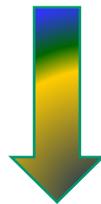
Cálculo [HCl]: $\longrightarrow M = \frac{n}{V} \longrightarrow M = \frac{0,031}{0,025} \longrightarrow 1,25\text{M}$

Ou simplesmente:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$M_{NaOH} \times V_{NaOH} = M_{HCl} \times V_{HCl}$$

$$0,947M \times 33,00mL = M_{HCl} \times 25,00mL$$



$$M_{HCl} = 1,25M$$

A concentração de uma solução de H_2SO_4 foi determinada utilizando solução padrão de NaOH . O ponto de equivalência da titulação de 25,00 mL de H_2SO_4 foi obtido com 33,00 mL de NaOH 0,947 M. Calcule a concentração molar da solução de H_2SO_4 .

Cálculo nº de mols OH^- : $n = M \times V$ $n = 0,947\text{M} \times 0,033\text{L} = 0,031$

$$n\text{OH}^- = n\text{H}^+ = 0,031$$



	H ₂ SO ₄	H ⁺
Proporção	1	2
nº mols	x	0,031



$$x = 0,0155$$

$$M = \frac{0,0155}{0,025} = 0,62M$$